

Materia de QUÍMICA

Orientaciones y propuestas de trabajo

Segundo curso de Bachillerato

PROYECTO Y EDICIÓN: guadiel-grupo edebé

DIRECCIÓN GENERAL: Antonio Garrido González

DIRECCIÓN EDITORIAL: José Luis Gómez Cutillas

DIRECCIÓN EDITORIAL DE GUADIEL: José Moyano Guzmán

DIRECCIÓN DE EDICIÓN DE EDUCACIÓN SECUNDARIA: José Francisco Vílchez Román

DIRECCIÓN PEDAGÓGICA: Javier Brines Socies

DIRECCIÓN DE PRODUCCIÓN: Juan López Navarro

EQUIPO DE EDICIÓN DE GUADIEL:

Redacción: Fernando Monsó Ferré y Carlos Prósper Gisbert

Pedagogía: Juan Carlos Ledesma González

Corrección de estilo: Yolanda Rodríguez Ortega y María José Gracia Bona

Ilustración: Zenón Cubillas González

Cubierta: Luis Vilardell Panicot

COLABORADORES:

Texto: Carina Rubio Cabana, Tomás García Pozo y Julio Rafael García-Serna Colomina

Asesoría: María Dolores Climent Morató

Preimpresión: Foletra SA

Material curricular para la etapa de Bachillerato, segundo curso, materia de Química, elaborado según el proyecto editorial guadiel, presentado a autorización y supervisión de la Consejería de Educación y Ciencia.

Edición adaptada a la nueva ordenación curricular del Bachillerato.

Queda prohibida, salvo excepción prevista en la Ley, cualquier forma de reproducción, distribución, comunicación pública y transformación de esta obra sin contar con autorización de los titulares de la propiedad intelectual. La infracción de los derechos mencionados puede ser constitutiva de delito contra la propiedad intelectual (arts. 270 y ss. del Código Penal). El Centro Español de Derechos Reprográficos (www.cedro.org) vela por el respeto de los citados derechos.

ES PROPIEDAD DE GUADIEL-GRUPO EDEBÉ

© guadiel-grupo edebé, 2003

Parque Industrial y de Servicios del Aljarafe (P.I.S.A.)

Artesanía, 3-5

41927 Mairena del Aljarafe (Sevilla)

www.edebe.com

ISBN

Depósito Legal.

Impreso en España

Printed in Spain

EGS - Rosario, 2 - Barcelona

Índice general

Estructura del libro	5
Solucionario	7
Propuestas de pruebas finales	173

Orientaciones didácticas

Estructura del libro del alumno


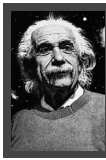
Los contenidos del libro **Química** se han distribuido en *doce unidades didácticas*.

- Unidad 1. Estructura atómica de la materia
- Unidad 2. Sistema Periódico de los elementos
- Unidad 3. Enlace químico
- Unidad 4. El lenguaje de la química
- Unidad 5. Termodinámica química
- Unidad 6. Cinética química
- Unidad 7. Equilibrio químico
- Unidad 8. Reacciones de transferencia de protones
- Unidad 9. Reacciones de transferencia de electrones
- Unidad 10. Equilibrios de solubilidad
- Unidad 11. Química descriptiva inorgánica
- Unidad 12. Reactividad de los compuestos de carbono

Introducciones de unidad

Las unidades didácticas se presentan mediante una doble página que contiene:

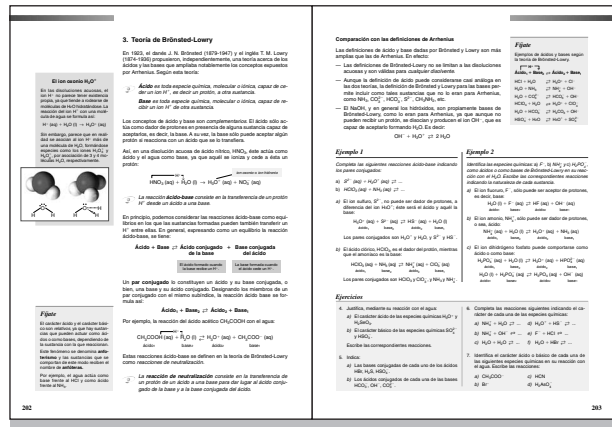
- Una **imagen** sugerente, relacionada con los contenidos que se van a desarrollar y que intenta despertar el interés de los alumnos.
- Una relación de los **objetivos** que se pretenden alcanzar.
- El **esquema de la unidad**, en el que se indican los contenidos que se van a trabajar para conseguir los objetivos propuestos.
- Un conjunto de informaciones destinadas a la **preparación de la unidad**, que los alumnos han de conocer antes de iniciar el trabajo con ella.

<h3>1 Estructura atómica de la materia</h3>   <p>Objetivos</p> <ul style="list-style-type: none">• Estudiar el movimiento ondulante de la materia.• Conocer las partículas subatómicas fundamentales y sus interacciones.• Conocer la estructura general de los átomos.• Comparar el concepto de átomo a determinar los átomos de un elemento.• Conocer la evolución de los modelos atómicos y sus características principales de los átomos: Thomson, Rutherford, Bohr y el modelo actualizado.• Conocer la estructura de Planck y la teoría cuántica de la luz de Einstein.• Comparar la luz con ondas electromagnéticas.• Conocer las leyes cuánticas y su relación con los fenómenos atómicos.• Estudiar la radiación electromagnética de los átomos.• Predecir qué estructura es más estable de varias posibles.	<p style="text-align: right;">Esquema de la unidad</p> <ol style="list-style-type: none">1. Conceptos básicos del átomo<ul style="list-style-type: none">1.1. Estructura general de los átomos2. Orígenes de la teoría cuántica<ul style="list-style-type: none">2.1. Espectro atómico de emisión3. Teoría cuántica de Planck4. Teoría corpuscular de la luz de Einstein5. Modelo atómico de Bohr6. Modelo mecano-cuántico<ul style="list-style-type: none">6.1. Dualidad onda corpuscular6.2. Principio de incertidumbre6.3. Ecuación de onda de Schrödinger6.4. Principio de exclusión de Pauli6.5. Orbitales y números cuánticos6.6. Energía relativa de los orbitales6.7. Configuración electrónica de un átomo <p style="text-align: center;">Preparación de la unidad</p> <p>Recuerda</p> <ul style="list-style-type: none">• La teoría de la relatividad consiste en la descripción matemática de un mundo atómico con emisión de partículas a la velocidad relativista. Fue desarrollada por Albert Einstein en 1905, en el marco de general, las teorías de la física atómica cuántica, particularmente de la radiación atómica emitida por los átomos.• La relatividad especial es la descripción de objetos que se mueven a velocidades cercanas a la velocidad de la luz (casi igual a la velocidad de la luz).• La relatividad general es una teoría que describe la gravedad como una curvatura del espacio-tiempo.• La teoría cuántica es una teoría que describe la física a nivel atómico y subatómico.• La teoría de la relatividad y la teoría cuántica son las bases de la física moderna.• La teoría de la relatividad y la teoría cuántica son las bases de la física moderna.
---	---

Desarrollo de los contenidos

La exposición de los contenidos se estructura en **apartados** y **subapartados** que reproducen la secuencia lógica de aprendizaje. Éstos aparecen numerados para facilitar su localización.

- Donde resulta necesario, se incorporan modelos de **resolución de problemas**.
- En los márgenes, se incluyen **explicaciones complementarias**, que ayudan a comprender mejor los contenidos, ampliaciones de especial interés, recordatorios de conceptos previos necesarios, etc.
- Al final de algunos apartados se proponen **cuestiones y problemas**, organizados de menor a mayor dificultad, para la aplicación de los contenidos estudiados.



Páginas de cierre

Las unidades se cierran con un conjunto de páginas en las que se recogen los apartados siguientes: *Química y sociedad*, *Resumen*, *Resolución de ejercicios y problemas*, y *Ejercicios y problemas*.

- El apartado **Química y sociedad** pretende despertar en los alumnos un interés por el estudio de la química a partir del reconocimiento de su influencia práctica en diferentes ámbitos, presentando cuestiones de índole social, tecnológica, de salud personal y de cuidado medioambiental que ponen de manifiesto la importancia de los fenómenos químicos en la sociedad actual.
- El apartado **Resumen** recoge los conceptos y las definiciones que han aparecido en la unidad, a fin de que sean recordados fácilmente por los alumnos. Donde es necesario, se incluyen fórmulas para la resolución de problemas.
- En el apartado **Resolución de ejercicios y problemas** se recogen algunos modelos de problemas resueltos que, por su complejidad o globalidad, no han sido tratados en los ejemplos que aparecen a lo largo de los apartados y los subapartados de la unidad. Inmediatamente a continuación, se proponen nuevos ejercicios y problemas de corte similar para cuya resolución es necesario emplear un procedimiento de trabajo parecido.
- En el apartado **Ejercicios y problemas** se presenta un conjunto de cuestiones teóricas y ejercicios prácticos que pretenden determinar si los alumnos han alcanzado los objetivos propuestos a comienzo de la unidad.

Índice alfabético

Al final del libro aparece un índice alfabético de los términos químicos empleados en el desarrollo de las unidades.

Con el fin de facilitar su localización, cada término incorpora una indicación de las páginas en las que se hace referencia a él.

Solucionario

El solucionario permite al profesor/a la corrección de las actividades propuestas en el libro del alumno.

Puede ser interesante que los alumnos lo utilicen como método de autoevaluación de las actividades de aplicación que se plantean al final de cada unidad.

Con esta finalidad, el profesor/a puede fotocopiar las páginas correspondientes a dichas actividades y proporcionárselas a los alumnos.

Índice

Unidad 1. Estructura atómica de la materia	9
Unidad 2. Sistema Periódico de los elementos	20
Unidad 3. Enlace químico	28
Unidad 4. El lenguaje de la química	43
Unidad 5. Termodinámica química	59
Unidad 6. Cinética química	69
Unidad 7. Equilibrio químico	78
Unidad 8. Reacciones de transferencia de protones	97
Unidad 9. Reacciones de transferencia de electrones	120
Unidad 10. Equilibrios de solubilidad	139
Unidad 11. Química descriptiva inorgánica	155
Unidad 12. Reactividad de los compuestos de carbono	164

1. Estructura atómica de la materia

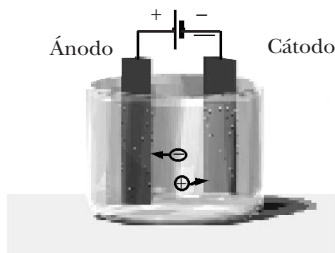
ACTIVIDADES (pág. 7)

- En una cuba electrolítica, el electrodo conectado al polo positivo de la fuente externa se denomina *ánodo* y en él tiene lugar la *semirreacción de oxidación*.

El electrodo conectado al polo negativo de la fuente externa se denomina *cátodo* y en él tiene lugar la *semirreacción de reducción*.

En la cuba electrolítica se pueden llevar a cabo reacciones que transcurren con variación de entalpía libre positiva, por lo que no tienen lugar espontáneamente al conectar los electrodos a una fuente de voltaje externa.

El *ánodo* atrae las partículas de *carga negativa*, mientras que el *cátodo* atrae las partículas de *carga positiva*.



$$\bullet \quad 1 \text{ mol } e^- \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} e^-}{1 \text{ mol } e^-} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} e^-}{1 \text{ mol } e^-} = 96472 \text{ C}$$

1 mol de electrones contiene 96 472 C de carga negativa.

- La reflexión es el cambio de dirección que experimenta un rayo de luz cuando incide sobre la superficie de separación de dos medios sin abandonar el medio por el que se propaga. El ángulo de incidencia del rayo que llega a la superficie es igual al de reflexión.

La refracción es el cambio de dirección que experimenta un rayo de luz cuando pasa de un medio a otro. La razón entre los senos de los ángulos de incidencia y de refracción es una constante igual a la razón de las velocidades de la luz en los dos medios de propagación.

1. CONSTITUYENTES BÁSICOS DEL ÁTOMO (págs. 11 y 13)

- E. Rutherford se basó en la diferencia encontrada entre el cálculo de la posible masa atómica de un átomo (sumando las masas de electrones y protones) y la masa atómica encontrada experimentalmente. Esto le hizo suponer que existía alguna otra partícula con masa en el átomo.

Fue la última partícula en detectarse porque los experimentos realizados hasta entonces eran de carácter eléctrico y, dado que el neutrón no tiene carga, pasaba desapercibido.

– El hecho de que sólo algunas de las partículas α salieran rebotadas y no atravesasen la lámina de oro, hizo pensar que la masa (protones y neutrones) se encontraba concentrada en unos puntos definidos, los núcleos, responsables de este efecto.

Átomos neutros	Número atómico (Z)	Número de masa (A)	Número protones (Z)	Número neutrones (N = A - Z)	Número electrones (= protones)
$^{35}_{17}\text{Cl}$	17	35	17	18	17
$^{37}_{17}\text{Cl}$	17	37	17	20	17
$^{235}_{92}\text{Cl}$	92	235	92	143	92
$^{65}_{29}\text{Cu}$	29	65	29	36	29
$^{210}_{81}\text{Tl}$	81	210	81	129	81
$^{214}_{82}\text{Pb}$	82	214	82	132	82
$^{18}_8\text{O}$	8	18	8	10	8
$^{200}_{80}\text{Hg}$	80	200	80	120	80
$^{12}_6\text{C}$	6	12	6	6	6
$^{13}_6\text{C}$	6	13	6	7	6
$^{14}_6\text{C}$	6	14	6	8	6

- Para Dalton, los elementos químicos estaba formados por átomos indivisibles que tenían la misma masa y las mismas propiedades si pertenecían al mismo elemento.

En el concepto actual, el elemento químico está formado por átomos, que son divisibles y mutables. Tienen el mismo número atómico (es decir, el mismo número de protones) si pertenecen al mismo elemento, pero puede variar la masa atómica aunque sean átomos del mismo elemento.

- Sí que puede tener el mismo número de masa que un isótopo de nitrógeno, dependiendo del número de neutrones que tenga.

Pero el número atómico no puede ser nunca el mismo que el de un isótopo de nitrógeno, porque entonces ya no sería un isótopo de carbono sino un átomo de nitrógeno.

$$5. a) A_r(\text{Ga}) = 68,95 \text{ u} \cdot \frac{60,16}{100} + 70,95 \text{ u} \cdot \frac{39,84}{100} = 69,75 \text{ u}$$

$$b) A_r(\text{Si}) = 27,985 \text{ u} \cdot \frac{93,03}{100} + 28,990 \text{ u} \cdot \frac{3,90}{100} + 29,9863 \text{ u} \cdot \frac{3,05}{100} = 28,08 \text{ u}$$

5. MODELO ATÓMICO DE BOHR (pág. 19)

6. Datos: $n_2 = 5$ $n_1 = 2$

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{25} \right)$$

$$\lambda = 4,34 \cdot 10^{-7} \text{ m} \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 434 \text{ nm}$$

La longitud de onda de la radiación emitida es **434 nm**.

7. Datos: $\lambda = 102,6 \text{ nm}$

Sustituimos distintas transiciones en la ecuación:

- $n_2 = 2$ y $n_1 = 1$

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right)$$

$$\lambda = 1,22 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 122 \text{ nm}$$

No es correcta.

- $n_2 = 3$ y $n_1 = 1$

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$\lambda = 1,026 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\lambda = 102,6 \text{ nm}$$

La transición electrónica es **desde $n_2 = 3$ a $n_1 = 1$** .

8. Datos: Segunda línea de la serie de Paschen.

Si se trata de la serie de Paschen: $n_1 = 3$

La segunda línea es $n_2 = 5$.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

$$\lambda = 1,2819 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$

$$\lambda = 1 \text{ 281,9 nm}$$

La longitud de onda es de **1 281,9 nm**.

9. Datos: $\lambda = 95 \text{ nm}$

Sustituyendo diversas transiciones electrónicas en la ecuación, llegamos a encontrar que la correcta es **desde $n_2 = 5$ hasta $n_1 = 1$** .

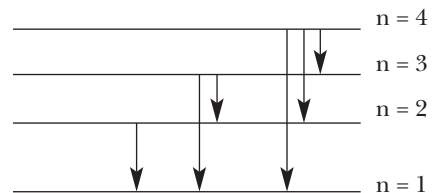
$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

$$\lambda = 9,5 \cdot 10^{-8} \text{ m}$$

$$\lambda = 95 \text{ nm}$$

10. El número máximo de líneas es **6**.



11. Datos: $E_{\text{umbral}} = 6,224 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ $\lambda = 5 \text{ 230 \AA}$

Calculamos la energía cinética según:

$$h\nu = h\nu_0 + E_C$$

Como $h\nu_0 = E_{\text{umbral}}$

$$E_C = h\nu - E_{\text{umbral}}$$

$$E_C = h \frac{c}{\lambda} - E_{\text{umbral}}$$

$$E_C = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{5 \text{ 230} \cdot 10^{-10} \text{ m}} - 6,224 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_C = -2,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

El electrón no sale porque la energía de la radiación es menor que la E_{umbral} .

6. MODELO MECANO-CUÁNTICO (págs. 21, 25 y 29)

12. Datos: $v = 20 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

Sabemos que:

$$m_e = 9,109 \text{ 534} \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

$$h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{9,109 \text{ 534} \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 20 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}$$

$$\lambda = 3,6390 \cdot 10^{-5} \text{ m}$$

$$\lambda = 36\,390 \text{ nm}$$

La longitud de onda asociada es **36 390 nm**.

13. Datos: $\lambda = 12\,000 \text{ nm}$

Sabemos que: $m_e = 9,109\,534 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

$$h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

A partir de $\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$, deducimos el valor de v :

$$v = \frac{h}{m \cdot \lambda} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{9,109\,534 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 12\,000 \text{ m} \cdot 10^{-9} \text{ m}}$$

$$v = 61 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

La velocidad del electrón es **61 m · s⁻¹**.

14. Orbital	n	l	m _l	m _s
3s	3	0	0	$-\frac{1}{2}$
			0	$+\frac{1}{2}$
6f	6	3	-3	$-\frac{1}{2}$
			-3	$+\frac{1}{2}$
			-2	$-\frac{1}{2}$
			-2	$+\frac{1}{2}$
			-1	$-\frac{1}{2}$
			-1	$+\frac{1}{2}$
		3	0	$-\frac{1}{2}$
			0	$+\frac{1}{2}$
			+1	$-\frac{1}{2}$
			+1	$+\frac{1}{2}$
			+2	$-\frac{1}{2}$
			+2	$+\frac{1}{2}$
3	+3	$-\frac{1}{2}$		
3	+3	$+\frac{1}{2}$		

1s	1	0	0	$-\frac{1}{2}$
				$+\frac{1}{2}$
4d	4	2	-2	$-\frac{1}{2}$
				$+\frac{1}{2}$
				$-\frac{1}{2}$
		2	-1	$-\frac{1}{2}$
				$+\frac{1}{2}$
				$-\frac{1}{2}$
5p	5	1	-1	$-\frac{1}{2}$
				$+\frac{1}{2}$
				$-\frac{1}{2}$
		1	0	$-\frac{1}{2}$
				$+\frac{1}{2}$
				$-\frac{1}{2}$
6s	6	0	$-\frac{1}{2}$	
			$+\frac{1}{2}$	
			$-\frac{1}{2}$	
			$+\frac{1}{2}$	
			$-\frac{1}{2}$	
			$+\frac{1}{2}$	

15. a) 1, 1, 0, $+\frac{1}{2}$ significa $n = 1; l = 1; m_l = 0; m_s = +\frac{1}{2}$

Pero l toma valores entre 0 y $n - 1$. Como $n = 1$, el único valor posible para l es 0. En consecuencia, el electrón *no puede describirse* mediante estos números cuánticos.

b) 2, 1, 0, 1 significa $n = 2; l = 1; m_l = 0; m_s = 1$

Esta combinación no es posible, porque m_s sólo puede tomar los valores: $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$. En consecuencia, el electrón *no puede describirse* mediante estos números cuánticos.

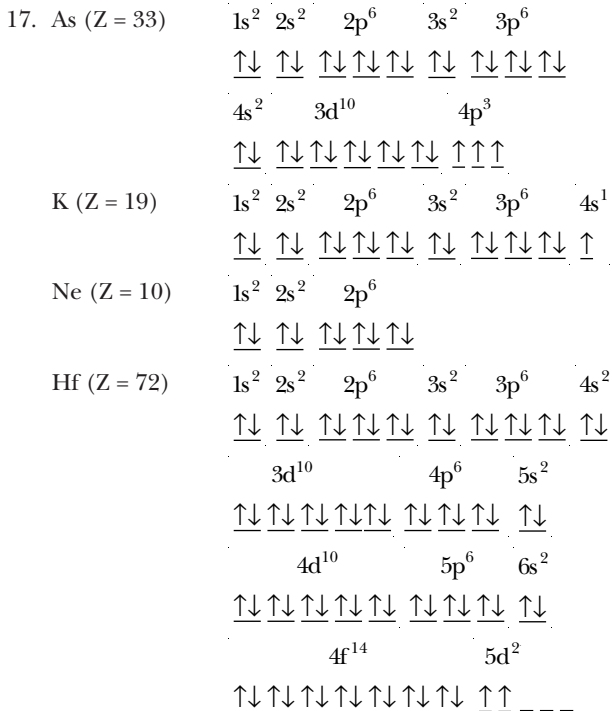
c) 1, 2, 1, $-\frac{1}{2}$ significa $n = 1; l = 2; m_l = 1; m_s = -\frac{1}{2}$

Pero l toma valores entre 0 y $n - 1$. Como $n = 1$, el único valor posible para l es 0. En consecuencia, el electrón *no puede describirse* mediante estos números cuánticos.

d) $1, 0, 0, 0$ significa $n = 1, l = 0, m_l = 0; m_s = 0$

Esta combinación no es posible, porque m_s sólo puede tomar los valores: $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$. En consecuencia, el electrón *no puede describirse* mediante estos números cuánticos.

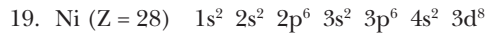
16. a) Se trata de dos electrones que se encuentran en el mismo orbital y que se diferencian por el número cuántico de espín.
- b) Se diferencian en $m_l = 0$ y $m_l = 1$, es decir, los dos electrones están en un orbital p del segundo nivel y en el mismo número cuántico de espín, pero las orientaciones de sus orbitales son distintas.
- c) Se diferencian en $n = 2$ y $n = 3$, es decir, son dos electrones situados en niveles de energía distintos, aunque dentro de cada nivel el tipo de orbital y el número cuántico de espín son iguales.
- d) Se trata de dos electrones que se encuentran en el mismo nivel ($n = 3$) pero se diferencian en el subnivel que ocupan, ($l = 2$ y $l = 1$), la orientación del orbital ($m_l = 1$ y $m_l = 0$) y el número cuántico de espín ($m_s = +\frac{1}{2}$ y $m_s = -\frac{1}{2}$).



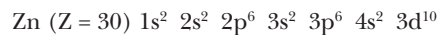
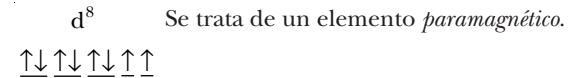
18. Datos: $4s < 3d < 4p$
 electrones $3d^1$ y $4s^1$
- El electrón situado en $4s$ se encuentra en un orbital de menor energía, porque la penetrabilidad de este orbital es mayor que la del orbital $3d$.

En consecuencia, el número de electrones entre él y el núcleo es menor, el apantallamiento también es menor y su carga nuclear efectiva es mayor según:

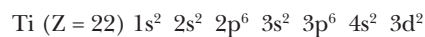
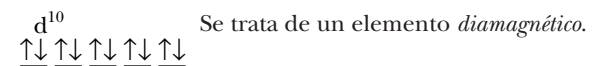
$$Z^* = Z - a$$



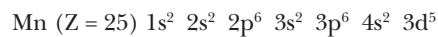
Nos fijamos en la configuración electrónica del subnivel semiocupado, donde hay electrones desapareados:



Nos fijamos en la configuración electrónica del subnivel $3d$:

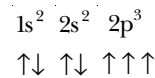


El subnivel semiocupado: d^2 nos indica que se trata de un elemento *paramagnético*.
 $\uparrow\downarrow \uparrow _ _ _ _$

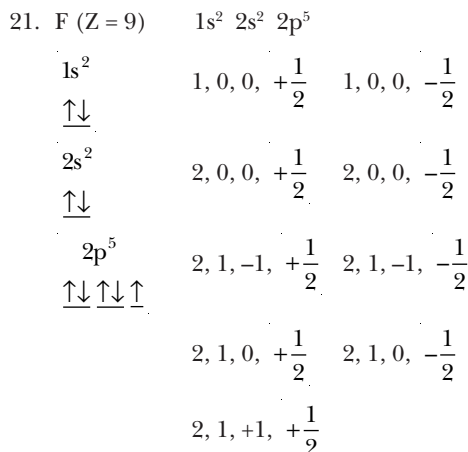
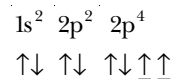


El subnivel semiocupado: d^5 nos indica que se trata de un elemento *paramagnético*.
 $\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow$

20. a) La configuración no es correcta porque, según la regla de Hund, los electrones del subnivel $2p$ deben estar desapareados y con el mismo espín. Es decir:



- b) La configuración también es incorrecta porque no puede haber 2 electrones con los 4 números cuánticos iguales. La correcta sería:



RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 31)

22. Datos: 1.ª línea: $\lambda = 656,3 \text{ nm}$

La energía asociada a esta longitud de onda es: $E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$

($c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ y $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$). Por tanto:

$$E = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{656,3 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La diferencia de energía entre los dos niveles es $3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

23. Datos: Transición de $n_2 = 5$ a $n_1 = 3$.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

$$\lambda = 1,282 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$

$$\lambda = 1\,282 \text{ nm}$$

La longitud de onda del fotón es **1 282 nm**.

24. Datos: $\lambda_1 = 589,0 \text{ nm}$ $\lambda_2 = 589,6 \text{ nm}$

Calculamos la energía asociada a cada fotón:

$$E_1 = h \cdot \frac{c}{\lambda_1}$$

$$E_1 = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{589,0 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,377 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_2 = h \cdot \frac{c}{\lambda_2}$$

$$E_2 = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{589,6 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,373 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E = E_1 - E_2 = 3,377 \cdot 10^{-19} \text{ J} - 3,373 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E = 4,0 \cdot 10^{-22} \text{ J}$$

La diferencia de energía entre ambos fotones es $4,0 \cdot 10^{-22} \text{ J}$.

25. Datos: $\lambda = 1\,216 \text{ \AA}$

a) $v = \frac{c}{\lambda}$

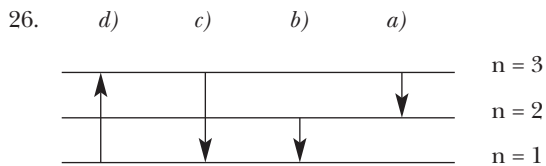
$$v = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{1216 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = 2,47 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 2,47 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

b) La energía asociada a la onda de esta frecuencia:

$$\Delta E = h \cdot v$$

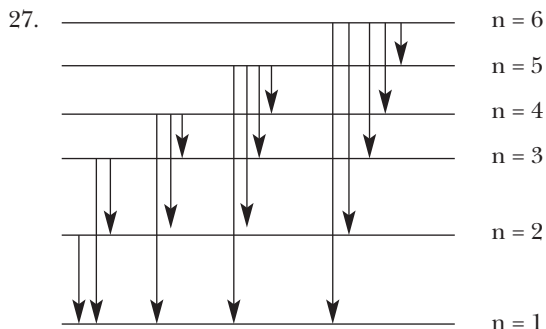
$$\Delta E = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 2,47 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 1,65 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

La frecuencia del fotón es **$2,47 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$** y la energía asociada a la onda es **$1,65 \cdot 10^{-18} \text{ J}$** .



El tránsito que emite un fotón de mayor energía es el *c*, ya que la diferencia de energía corresponderá a dos niveles.

El tránsito electrónico del apartado *d* tendrá el mismo valor de energía, pero no emite fotón, ya que será producido por la absorción de un fotón.



El espectro estará compuesto por **15 líneas**.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS (págs. 32 y 33)

28. Datos: 53 electrones número másico: $A = 127$

127 número másico

La notación del yodo es ${}^{127}_{53}\text{I}$.

El número de protones será igual al de electrones si el átomo es neutro: $Z = 53$

El número de neutrones: $A - Z = 127 - 53 = 74$

29. Datos: Ca^{2+} : 18 electrones y 20 neutrones

El número de protones será el número de electrones que tendría el átomo neutro, es decir, los que tiene el catión más los dos que ha perdido:

$$n.^\circ \text{ protones} = 18 + 2 = 20$$

El número atómico Z es igual al número de protones del núcleo:

$$Z = 20$$

El número másico A es igual al número atómico Z más el número de neutrones.

$$A = Z + n.^\circ \text{ neutrones} = 20 + 20 = 40$$

30. Datos: $\lambda = 5,4 \cdot 10^{-4} \text{ cm} = 5,4 \cdot 10^{-6} \text{ m}$

Calculamos la energía asociada a un fotón con esta longitud de onda:

$$E = hv = h \frac{c}{\lambda} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{5,4 \cdot 10^{-6} \text{ m}} = 3,683 \cdot 10^{-20} \text{ J}$$

A partir de este dato, calculamos la energía para un mol de fotones:

$$1 \text{ mol} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ fotones}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{3,683 \cdot 10^{-20} \text{ J}}{1 \text{ fotón}} = 2,22 \cdot 10^4 \text{ J}$$

La energía de un mol de fotones es $2,22 \cdot 10^4 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$.

31. Datos: $\lambda = 4,15 \cdot 10^3 \text{ \AA} \cdot \text{átomo}^{-1}$

Calculamos la energía asociada a un fotón con esta longitud de onda:

$$E = hv = h \frac{c}{\lambda} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{4,15 \cdot 10^3 \text{ \AA} \cdot \text{átomo}^{-1}} = 4,793 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \text{átomo}^{-1}$$

A partir de este dato, calculamos la energía que se pierde en 1 mol de átomos:

$$1 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{4,793 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ átomo}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} = 289 \text{ kJ}$$

La energía que se pierde es de $2,89 \cdot 10^2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

32. Datos: $E = 3 \cdot 10^{-20} \text{ J}$

A partir de $E = hv$, calculamos la frecuencia ν :

$$\nu = \frac{E}{h} = \frac{3 \cdot 10^{-20} \text{ J}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 4,52 \cdot 10^{13} \text{ s}^{-1}$$

Con este dato, calculamos la longitud de onda λ :

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{4,52 \cdot 10^{13} \text{ s}^{-1}} = 6,64 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$

$$\lambda = 6,64 \cdot 10^{-6} \text{ m} = 6,64 \cdot 10^4 \text{ \AA}$$

Esta radiación tiene una longitud de onda de $6,64 \cdot 10^4 \text{ \AA}$ y una frecuencia de $4,52 \cdot 10^{13} \text{ s}^{-1}$.

Pertenece a la zona del espectro del infrarrojo.

33. Datos: $\lambda = 2 \text{ \AA}$

Calculamos la energía asociada a esta longitud de onda:

$$E = hv = h \frac{c}{\lambda} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{2 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = 9,95 \cdot 10^{-16} \text{ J}$$

La energía de los fotones es de $9,95 \cdot 10^{-16} \text{ kJ}$.

34. Datos: $\lambda_1 = 4348 \text{ \AA}$ (azul)

$$\lambda_2 = 5461 \text{ \AA} \text{ (verde)}$$

Calculamos la energía a partir de: $E = hv = h \frac{c}{\lambda}$

$$E_1 = h \cdot \frac{c}{\lambda_1} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{4348 \cdot 10^{-10} \text{ m}}$$

$$E_1 = 4,6 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 4,6 \cdot 10^{-22} \text{ kJ}$$

$$E_2 = h \cdot \frac{c}{\lambda_2} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{5461 \cdot 10^{-10} \text{ m}}$$

$$E_2 = 3,6 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 3,6 \cdot 10^{-22} \text{ kJ}$$

La energía del fotón correspondiente a la radiación azul es $4,6 \cdot 10^{-22} \text{ kJ}$ y la correspondiente a la radiación verde es $3,6 \cdot 10^{-22} \text{ kJ}$.

35. Datos: $\Delta E = 46,12 \text{ Kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$

Calculamos la energía (en J) que le corresponde a un solo fotón al realizar el tránsito electrónico:

$$46,12 \cdot \frac{\text{kcal}}{\text{mol}} \cdot \frac{1000 \text{ cal}}{1 \text{ kcal}} \cdot \frac{4,18 \text{ J}}{1 \text{ cal}} \cdot \frac{1 \text{ mol fotones}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ fotones}} = 3,20 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \text{fotón}^{-1}$$

A partir de este dato, calculamos la frecuencia del fotón:

$$E = h \nu \Rightarrow \nu = \frac{E}{h} = \frac{3,20 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 4,83 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

La frecuencia del fotón emitido es $4,83 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$.

36. La longitud de onda mínima corresponderá a la transición electrónica de mayor energía, que corresponde al tránsito de $n_2 = \infty$ a $n_1 = 2$:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{\infty^2} \right)$$

$$\lambda = 3,65 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 3650 \text{ \AA}$$

La longitud de onda máxima corresponderá a la transición electrónica de menor energía, que es la que va de $n_2 = 3$ a $n_1 = 2$:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$\lambda = 6,56 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 6560 \text{ \AA}$$

La longitud de onda mínima es 3650 \AA y la longitud de onda máxima es 6560 \AA .

37. La segunda línea de Balmer corresponde a la transición desde $n_2 = 4$ a $n_1 = 2$.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right)$$

$$\lambda = 4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

La longitud de onda de la segunda línea de Balmer es $4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m}$.

38. Datos: $n_2 = 5$ $n_1 = 2$

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

$$\lambda = 4,341 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

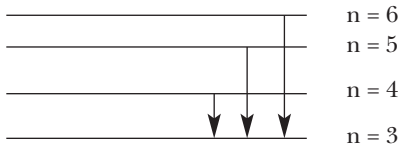
Calculamos la energía asociada a esta longitud de onda:

$$E = hv = h \frac{c}{\lambda} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{4 \, 341 \cdot 10^{-7} \text{ m}^{-1}} = 4,58 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La energía asociada al fotón es $4,58 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

39. *Datos:* $n_1 = 3$

Buscamos la línea de menor frecuencia, que será aquella de menor energía:



Será la línea correspondiente al salto de $n_1 = 3$ a $n_2 = 4$.

Calculamos la longitud de onda asociada:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{4^2} \right)$$

$$\lambda = 1,88 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$

La longitud de onda de la línea de menor energía es $1,88 \cdot 10^{-6} \text{ m}$ y corresponde al salto de $n_1 = 3$ a $n_2 = 4$.

40. En la zona del espectro visible se encuentra la serie de Balmer. La segunda raya es la que se obtiene de la transición de $n_2 = 4$ a $n_1 = 2$.

Calculamos la longitud de onda asociada:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right)$$

$$\lambda = 4,862 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

A partir de este dato, calculamos la frecuencia correspondiente:

$$v = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{4,862 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 6,17 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

La frecuencia es $6,17 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$.

41. *Datos:* de $n_2 = 3$ a $n_1 = 2$

Calculamos la longitud de onda del fotón:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$\lambda = 6,563 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

A partir de este dato, calculamos la energía asociada:

$$E = hv = h \frac{c}{\lambda} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{6,563 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La energía asociada al fotón es $3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

42. *Datos:* $v = 100 \, 000 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$

Además, $m_e = 9,109 \, 534 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.

Calculamos la longitud de onda a partir de $\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$:

$$\lambda = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{9,109 \, 534 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 1 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}} = 7,28 \cdot 10^{12} = 7,28 \cdot 10^{-2} \text{ \AA}$$

La longitud de onda es $7,28 \cdot 10^{-2} \text{ \AA}$, y corresponde a la zona de rayos γ del espectro.

43. *Datos:* $v = 5 \cdot 10^7 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

Calculamos la longitud de onda a partir de $\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$:

$$\lambda = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{9,109 \, 534 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 5 \cdot 10^7 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}} = 1,456 \cdot 10^{11} \text{ m}$$

La longitud de onda asociada es $1,456 \cdot 10^{11} \text{ m}$.

44. a) *Datos:* $v = 10 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$

Además, $m_n = 1,674 \, 954 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

Calculamos la longitud de onda a partir de $\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$:

$$\lambda = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{1,674 \, 954 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot 1 \cdot 10^4 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}} = 3,96 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

La longitud de onda asociada es $3,96 \cdot 10^{-11} \text{ m}$.

b) *Datos:* masa = $20 \text{ g} = 20 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$

$$v = 72 \cdot \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3 \, 600 \text{ s}} \cdot \frac{1 \, 000 \text{ m}}{1 \text{ km}} = 20 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

Calculamos la longitud de onda a partir de $\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$:

$$\lambda = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{20 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot 20 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}} = 1,66 \cdot 10^{-33} \text{ m}$$

La longitud de onda asociada es $1,66 \cdot 10^{-33} \text{ m}$.

45. *Datos:* $m = 70 \text{ kg}$ $v = 4 \, 500 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

Calculamos la longitud de onda del astronauta a partir de $\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$:

$$\lambda = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{70 \text{ kg} \cdot 4 \, 500 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}} = 2,10 \cdot 10^{-39} \text{ m}$$

La longitud de onda asociada al astronauta es de $2,10 \cdot 10^{-39} \text{ m}$.

46. a) Un orbital 3s viene determinado por $n = 3$ y $l = 0$. Por tanto, los números cuánticos correspondientes a un electrón situado en este orbital serán:

$$n = 3 \quad l = 0 \quad m_l = 0 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 3 \quad l = 0 \quad m_l = 0 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

b) Un orbital 4p viene definido por $n = 4$ y $l = 1$. Por tanto, los números cuánticos correspondientes a un electrón situado en este orbital serán:

$$n = 4 \quad l = 1 \quad m_l = +1 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 4 \quad l = 1 \quad m_l = +1 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

$$n = 4 \quad l = 1 \quad m_l = 0 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 4 \quad l = 1 \quad m_l = 0 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

$$n = 4 \quad l = 1 \quad m_l = -1 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 4 \quad l = 1 \quad m_l = -1 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

c) Un orbital 3d viene caracterizado por $n = 3$ y $l = 2$. Por tanto, los números cuánticos correspondientes a un electrón situado en este orbital serán:

$$n = 3 \quad l = 2 \quad m_l = +2 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 3 \quad l = 2 \quad m_l = +2 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

$$n = 3 \quad l = 2 \quad m_l = +1 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 3 \quad l = 2 \quad m_l = +1 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

$$n = 3 \quad l = 2 \quad m_l = 0 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 3 \quad l = 2 \quad m_l = 0 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

$$n = 3 \quad l = 2 \quad m_l = -1 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 3 \quad l = 2 \quad m_l = -1 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

$$n = 3 \quad l = 2 \quad m_l = -2 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 3 \quad l = 2 \quad m_l = -2 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

d) Un orbital 5f viene determinado por $n = 5$ y $l = 3$. Por tanto, los números cuánticos correspondientes a un electrón situado en este orbital serán:

$$n = 5 \quad l = 3 \quad m_l = +3 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 5 \quad l = 3 \quad m_l = +3 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

$$n = 5 \quad l = 3 \quad m_l = +2 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 5 \quad l = 3 \quad m_l = +2 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

$$n = 5 \quad l = 3 \quad m_l = +1 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 5 \quad l = 3 \quad m_l = +1 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

$$n = 5 \quad l = 3 \quad m_l = 0 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 5 \quad l = 3 \quad m_l = 0 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

$$n = 5 \quad l = 3 \quad m_l = -1 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 5 \quad l = 3 \quad m_l = -1 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

$$n = 5 \quad l = 3 \quad m_l = -2 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 5 \quad l = 3 \quad m_l = -2 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

$$n = 5 \quad l = 3 \quad m_l = -3 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 5 \quad l = 3 \quad m_l = -3 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

47. a) $(1, 0, 0, +\frac{1}{2})$ está permitida porque:

- n puede tomar un valor de número natural. En este caso, $n = 1$.
 - l puede adoptar cualquier valor entre $l = 0$ y $l = n - 1$. En este caso, $l = 0$.
 - m_l puede adoptar cualquier valor comprendido entre $m_l = -l$ y $m_l = +l$. En este caso sólo podría valer 0, que es el valor que adopta.
 - m_s sólo puede valer $+\frac{1}{2}$ ó $-\frac{1}{2}$. En este caso, $+\frac{1}{2}$.
- Corresponde a un electrón situado en un orbital 1s.

b) $(2, 2, 1, -\frac{1}{2})$ no está permitida porque l puede valer, como máximo, $n-1$ y, en este caso, $l = n$.

c) $(3, 2, -2, -\frac{1}{2})$ está permitida porque:

- n puede tomar un valor de número natural. En este caso, $n = 3$.
 - l puede adoptar cualquier valor entre $l = 0$ y $l = n - 1$. En este caso, $l = 2$.
 - m_l puede adoptar cualquier valor comprendido entre $m_l = -l$ y $m_l = +l$. En este caso, $m_l = -2$.
 - m_s sólo puede valer $+\frac{1}{2}$ ó $-\frac{1}{2}$. En este caso, $-\frac{1}{2}$.
- Corresponde a un electrón situado en un orbital 3d.

d) $(3, -2, 0, +\frac{1}{2})$ no está permitida porque l no puede ser negativo.

e) $(2, 0, -1, +\frac{1}{2})$ no está permitida porque m_l debe ir desde $-l$ a $+l$, y dado que $l = 0$, el único valor posible para m_l es $m_l = 0$.

f) $(2, 1, 0, 0)$ no está permitida porque el número cuántico de espín no puede ser nunca 0.

g) $(2, 1, 1, +\frac{1}{2})$ está permitida porque:

- n puede tomar un valor de número natural. En este caso, $n = 2$.
- l puede adoptar cualquier valor entre $l = 0$ y $l = n - 1$. En este caso, $l = 1$.
- m_l puede adoptar cualquier valor comprendido entre $m_l = -l$ y $m_l = +l$. En este caso, $m_l = 1$.
- m_s sólo puede valer $+\frac{1}{2}$ ó $-\frac{1}{2}$. En este caso, $+\frac{1}{2}$.

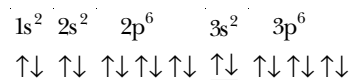
Corresponde a un electrón situado en un orbital 2p.

h) $(4, 0, 2, +\frac{1}{2})$ no está permitida porque m_l puede adoptar cualquier valor entre $m_l = -l$ y $m_l = +l$. En este caso, el único valor posible es $m_l = 0$.

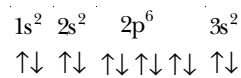
48. N ($Z = 7$):



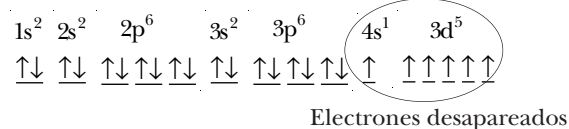
Ar ($Z = 18$)



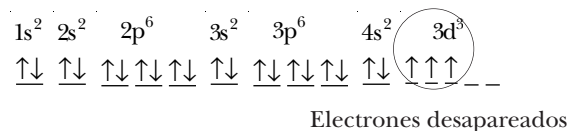
Mg ($Z = 12$)



Fe²⁺ ($Z = 26 \Rightarrow 24$ electrones)



Fe³⁺ ($Z = 26 \Rightarrow 23$ electrones)



49. a) Estado excitado, ya que el último electrón debería ocupar el orbital $2s^1$.

b) Es imposible porque en el segundo nivel ($n = 2$) no existen orbitales d, ya que, si $n = 2$, l sólo puede valer 0 (orbital s) ó 1 (orbital p).

c) Estado fundamental, ya que el electrón ganado se encuentra en el orbital de menor energía posible desocupado.

d) Es imposible porque en el primer nivel ($n = 1$) no existen orbitales p, ya que, si $n = 1$, l sólo puede valer 0 (orbital s).

e) Estado fundamental, ya que los electrones ocupan los niveles de menor energía posible.

50. a) *Diferencias*: Son orbitales que tienen diferente tamaño: el de mayor n tiene una distancia promedio mayor hasta el núcleo.

Similitudes: Al tener el mismo número cuántico secundario, ambos orbitales tienen una forma similar.

b) *Diferencias*: Son orbitales que difieren en su número cuántico magnético y, por tanto, tienen distinta orientación en el espacio.

Similitudes: Tienen igual número cuántico principal, de manera que ambos se encuentran a la misma distancia del núcleo y tienen igual energía. Por tener igual el número cuántico secundario, tienen la misma forma.

51.	n = 2	Orbitales	Electrones:
		2, 0, 0	$(2, 0, 0, +\frac{1}{2})$ y $(2, 0, 0, -\frac{1}{2})$
		2, 1, -1	$(2, 1, -1, +\frac{1}{2})$ y $(2, 1, -1, -\frac{1}{2})$
		2, 1, 0	$(2, 1, 0, +\frac{1}{2})$ y $(2, 1, 0, -\frac{1}{2})$
		2, 1, +1	$(2, 1, +1, +\frac{1}{2})$ y $(2, 1, +1, -\frac{1}{2})$

52. a) $(4, 2, 0, +1)$ es imposible, porque m_s sólo puede ser $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.

b) $(3, 3, -3, -\frac{1}{2})$ es imposible, porque l sólo puede adoptar valores entre 0 y $n - 1$, pero nunca $l = n$.

c) $(2, 2, 1, +\frac{1}{2})$ es imposible, por la misma razón que el anterior.

d) $(3, 2, 2, -\frac{1}{2})$ Es posible.

e) $(2, 0, +1, +\frac{1}{2})$ es imposible, porque m_l sólo puede adoptar valores entre $-l$ y $+l$. En este caso sólo podría adoptar el valor $m_l = 0$.

f) $(4, 3, 0, +\frac{1}{2})$ Es posible.

g) $(3, 3, 2, +\frac{1}{2})$ es imposible, por la misma razón señalada en b y c.

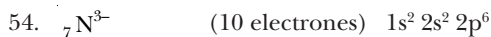
h) $(4, 0, 2, +\frac{1}{2})$ es imposible, por la misma razón señalada en el apartado e.

53. a) Be ($Z = 4$)	$1s^2 2s^2$
	$1s^2 \quad (1, 0, 0, +\frac{1}{2}); \quad (1, 0, 0, -\frac{1}{2})$
	$2s^2 \quad (2, 0, 0, +\frac{1}{2}); \quad (2, 0, 0, -\frac{1}{2})$
b) N ($Z = 7$)	$1s^2 2s^2 2p^3$
	$1s^2 \quad (1, 0, 0, +\frac{1}{2}); \quad (1, 0, 0, -\frac{1}{2})$

$$2s^2 \quad (2, 0, 0, +\frac{1}{2}); \quad (2, 0, 0, -\frac{1}{2})$$

$$2p^3 \quad (2, 1, -1, +\frac{1}{2}); \quad (2, 1, 0, +\frac{1}{2})$$

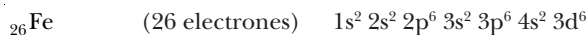
$$(2, 1, +1, +\frac{1}{2})$$



${}^7\text{N}^{3-}$ y ${}^{12}\text{Mg}^{2+}$ son isoelectrónicos.



${}^{17}\text{Cl}^-$ y ${}^{19}\text{K}^+$ son isoelectrónicos.



El ${}^{26}\text{Fe}$ tiene electrones desapareados: los que corresponden al orbital 3d $\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$

55. a) (2, 0, 0) Permitido: $2s$

b) (2, 1, 1) Permitido: $2p_z$

c) (2, 2, 0) No permitido.

d) (2, 1, -1) Permitido: $2p_x$

e) (2, 1, 0) Permitido: $2p_y$

f) (2, 1, 2) No permitido.

56. $l = 3$

a) La forma del orbital corresponde a la de un f y, como mínimo, ha de estar situado en un nivel de energía $n = 4$.

b) Los valores de m_l posibles están comprendidos entre $-l$ y $+l$:

$$m_l = -3 \quad m_l = +1$$

$$m_l = -2 \quad m_l = +2$$

$$m_l = -1 \quad m_l = +3$$

$$m_l = 0$$

57. El *estado fundamental* del átomo es aquél en que los electrones ocupan los orbitales de menor energía. Si un electrón adquiere energía y promociona a un orbital de mayor energía, tenemos un *estado excitado* del átomo.

El *espectro de emisión* de un átomo está compuesto por las radiaciones que emite al pasar de los estados excitados al fundamental.

El *espectro de absorción* de un átomo está compuesto por las radiaciones que absorbe al pasar del estado fundamental a los excitados.

58. Los posibles valores de los tres primeros números cuánticos son:

$$2p \quad n=2 \quad l=1 \quad (2, 1, -1) \quad (2, 1, 0) \quad (2, 1, +1)$$

$$4d \quad n=4 \quad l=2$$

$$(4, 2, -2) \quad (4, 2, -1) \quad (4, 2, 0) \quad (4, 2, +1)$$

$$(4, 2, +2)$$

59. $(4, 0, 0, \frac{1}{2})$ corresponde al orbital $4s^1$

$(3, 1, 1, \frac{1}{2})$ corresponde al orbital $3p^1$

$(3, 2, -2, -\frac{1}{2})$ corresponde al orbital $3d^1$

$(4, 1, 1, \frac{1}{2})$ corresponde al orbital $4p^1$

Orden de energía: $3p < 4s < 3d < 4p$

60. a) $(2, -1, 1, \frac{1}{2})$

No es posible porque l no puede tener valores negativos, ya que sus valores posibles van desde $l = 0$ a $l = n - 1$.

b) $(3, 1, 2, \frac{1}{2})$

No es posible porque los valores posibles para m_l se encuentran entre $-l$ y $+l$. En este caso podría valer -1 , 0 ó $+1$, pero en ningún caso 2 .

c) $(1, -1, \frac{1}{2})$

No es posible: falta un número cuántico.

e) $(1, 1, 0, -\frac{1}{2})$

No es posible, porque l sólo puede adoptar valores entre 0 y $n - 1$, pero nunca $l = n$.

61. a) $(0, 0, 0, \frac{1}{2})$ No lo permite.

b) $(1, 1, 0, \frac{1}{2})$ No lo permite.

c) $(1, 0, 0, -\frac{1}{2})$ Sí lo permite: $1s^1$

d) $(2, 1, -2, \frac{1}{2})$ No lo permite.

e) $(2, 1, -1, \frac{1}{2})$ Sí lo permite: $2p^1$

62. a) $1s^2 2s^2 2p^4$ Es posible.

b) $1s^2 2s^3$ No es posible. En un orbital s caben, como máximo, 2 electrones. Por tanto, el tercero ya no tendría los 4 números cuánticos distintos.

c) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$ Es posible.

d) $1s^2 2p^7$ No es posible, porque el subnivel p tiene 3 orbitales, cada uno con 2 electrones. Luego, en total, en el subnivel puede haber 6 electrones, no 7.

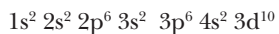
63. a) Estado fundamental.

b) Estado fundamental.

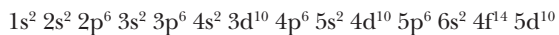
c) Estado fundamental.

d) Estado excitado.

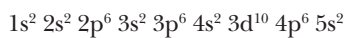
64. Zn ($Z = 30$)



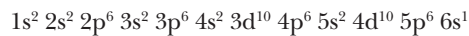
Hg ($Z = 80$)



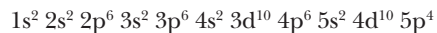
Sr ($Z = 38$)



Cs ($Z = 55$)



Te ($Z = 52$)



65. $3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 4f$

66. a) Un orbital dado nunca puede tener más de dos electrones.

b) En cada orbital 3d caben 2 electrones.

c) En el subnivel 2p puede haber 6 electrones.

d) Cada nivel se encuentra compartimentado en subniveles y, a su vez, cada uno de ellos en orbitales.

2. Sistema Periódico de los elementos

ACTIVIDADES (pág. 35)

- La Tabla Periódica consta de 18 grupos porque corresponde a los electrones que caben en los subniveles *s*, *p* y *d* juntos: $2 + 6 + 10 = 18$.

El número del período en el que está un átomo coincide con el último nivel en el que posee electrones según su configuración electrónica fundamental. Como el átomo de mayor número atómico es el de $Z = 112$, con 7 períodos es suficiente para colocar todos sus electrones.

Los elementos de un mismo grupo tienen propiedades semejantes porque su configuración electrónica externa es igual.

- P ($Z = 15$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
 - Período: 3
 - Grupo: 15
- Sr ($Z = 38$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$
 - Período: 5
 - Grupo: 2
- Sb ($Z = 51$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$
 - Período: 5
 - Grupo: 15
- Ag ($Z = 47$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$
 - Período: 5
 - Grupo: 11
- Ti ($Z = 22$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
 - Período: 4
 - Grupo: 4
- Mn ($Z = 25$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$
 - Período: 4
 - Grupo: 7
- Zr ($Z = 40$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$
 - Período: 5
 - Grupo: 4
- Cd ($Z = 48$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$
 - Período: 5
 - Grupo: 12
- Ni ($Z = 28$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
 - Período: 4
 - Grupo: 10
- Br ($Z = 35$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
 - Período: 4
 - Grupo: 17
- Cs ($Z = 55$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$
 - Período: 6
 - Grupo: 1

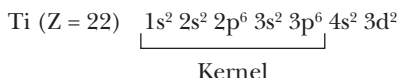
- Posee mayor radio atómico la plata, porque tiene un nivel más de electrones que el cobre.
- Dentro de un mismo grupo presentan mayor electronegatividad los átomos más pequeños, es decir, con menor radio atómico.

Entre el O y el Se, el de menor radio atómico es el oxígeno y, por tanto, es el más electronegativo.

2. SISTEMA PERIÓDICO ACTUAL (pág. 41)

- Be ($Z = 4$) $1s^2 2s^2$. Un electrón del subnivel 2s.
Kernel
- V ($Z = 23$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$.
Kernel
Un electrón del subnivel 3d.
- Cl ($Z = 17$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
Kernel
Un electrón del subnivel 3p.
- Sr ($Z = 38$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$.
Kernel
Un electrón del subnivel 5s.
- Kr ($Z = 36$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$.
Kernel
Un electrón del subnivel 4p.
- Fe ($Z = 26$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.
Kernel
Un electrón del subnivel 3d.
- Cd ($Z = 48$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$.
Kernel
Un electrón del subnivel 4d.
- Cs ($Z = 55$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$.
Kernel
Un electrón del subnivel 6s.
- Pb ($Z = 82$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$.
Kernel

Un electrón del subnivel 6p.



Un electrón del subnivel 3d.

- 2.
- | | |
|--|------------|
| Be ... 2s ² | Período: 2 |
| | Grupo: 2 |
| V ... 4s ² 3d ³ | Período: 4 |
| | Grupo: 5 |
| Cl ... 3s ² 3p ⁵ | Período: 3 |
| | Grupo: 17 |
| Sr ... 5s ² | Período: 5 |
| | Grupo: 2 |
| Kr ... 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ | Período: 4 |
| | Grupo: 18 |
| Fe ... 4s ² 3d ⁶ | Período: 4 |
| | Grupo: 8 |
| Cd ... 5s ² 4d ¹⁰ | Período: 5 |
| | Grupo: 12 |
| Cs ... 6s ¹ | Período: 6 |
| | Grupo: 1 |
| Pb ... 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ² | Período: 6 |
| | Grupo: 14 |
| Ti ... 4s ² 3d ² | Período: 4 |
| | Grupo: 4 |

3. Los elementos que pertenecen a un mismo grupo presentan la misma configuración electrónica en su último nivel, es decir, de los electrones de valencia, y esto les confiere grandes similitudes en sus propiedades químicas.

4. Los elementos que pertenecen a un mismo período tienen electrones de valencia en el mismo nivel energético, de manera que un elemento posee un electrón más que el elemento anterior pero en el mismo nivel de energía.

5. El *kernel* de gas noble es el conjunto de electrones de un átomo que se encuentran en los niveles energéticos más internos y que ya formaban parte de la configuración electrónica completa del gas noble con que terminaba el período anterior al átomo del cual hablamos.

No tiene ninguna relación con los electrones de valencia. Los electrones de valencia de un átomo en concreto no forman parte del kernel, ya que estos electrones, los del kernel, ya aparecen en el período anterior.

6. Porque en los elementos del *tercer período* solamente se llenan los orbitales 3s y 3p, donde cabe un total de 8 electrones (2 + 6).

En cambio, en el *cuarto período* se llenan los orbitales 4s, 3d y 4p, que en total son 18 electrones (2 + 10 + 6).

7. Su *número atómico*, ya que es el responsable del número de electrones que tiene el átomo neutro. Según el número de electrones, la configuración electrónica termina de una manera característica, responsable de las propiedades químicas del elemento.

8. En el quinto período han de llenarse los orbitales 5s, 4d y 5p, que en total son 18 electrones (2 + 10 + 6).

Como cada elemento tiene un electrón más en su estructura, hay un total de 18 elementos.

9. a) C (Z = 6) 1s² 2s² 2p²

b) V (Z = 23) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d³

c) Ar (Z = 18) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶

d) Be (Z = 4) 1s² 2s²

10. n = 3 → Indica que pertenece al período 4.

l = 2 → Indica que el electrón se encuentra en un subnivel d.

m_l = 0 → Indica que es el tercer orbital del subnivel d. Grupo 10.

m_s = $\frac{1}{2}$ → Indica que es el segundo electrón del tercer orbital.

No corresponde a un elemento representativo porque no pertenece a los grupos especiales: alcalinos (grupo 1), alcalinotérreos (grupo 2), calcógenos (grupo 16), halógenos (grupo 17) y gases nobles (grupo 18).

Pertenece al período 4 porque los orbitales 3d se llenan en este período, aunque n sea 3.

3. CARGA NUCLEAR EFECTIVA Y APANTALLAMIENTO (pág. 43)

11. a) K (Z = 19) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s¹

$$Z^* = Z - a = 19 - a(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6) = 1$$

$$\text{Ca } (Z = 20) \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$$

$$Z^* = Z - a = 20 - a(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6) - a(4s^1) = 2 - a(4s^1)$$

La carga nuclear efectiva es mayor para el Ca.

b) Be (Z = 4) 1s² 2s²

$$Z^* = Z - a = 4 - a(1s^2) - a(2s^1) = 2 - a(2s^1)$$

$$\text{B } (Z = 5) \quad 1s^2 2s^2 2p^1$$

$$Z^* = Z - a = 5 - a(1s^2) - a(2s^2) = 3 - a(2s^2)$$

$$\text{C } (Z = 6) \quad 1s^2 2s^2 2p^2$$

$$Z^* = Z - a = 6 - a(1s^2) - a(2s^2 2p^1) = 4 - a(2s^2 2p^1)$$

La carga nuclear efectiva es mayor cuanto mayor es el número atómico. En este caso, la del C.

12. La carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo

aumenta al incrementarse el número atómico de los elementos del período 2.

Todos los elementos del período 2 tienen el mismo kernel: $1s^2$, de manera que al calcular la carga nuclear efectiva:

$$Z^* = Z - a = Z - a(1s^2) - a(2s\dots)$$

Al aumentar Z , los electrones que tienen un apantallamiento de 1 no varían. Por tanto, Z^* aumenta.

13. La carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo no varía al aumentar el número atómico de los elementos del grupo 2.

Todos los elementos del grupo tienen el electrón más externo en el mismo subnivel, aunque en un nivel superior cada vez, de manera que los electrones que forman parte del kernel aumentan al igual que aumenta Z , y así la carga nuclear efectiva es siempre la misma:

$$Z^* = Z - a = Z - a(ns^2 np^6) - a[(n+1)s^2]$$

14. a) Na ($Z = 11$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

$$Z^* = Z - a = 11 - a(1s^2 2s^2 2p^6) = 1$$

$$\text{Ca} (Z = 20): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$$

$$Z^* = Z - a = 20 - a(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6) - a(4s^1) = 2 - a(4s^1)$$

La carga nuclear efectiva es mayor para el Ca.

- b) O ($Z = 8$) $1s^2 2s^2 2p^4$

$$Z^* = Z - a = 8 - a(1s^2) - a(2s^2 2p^3)$$

$$Z^* = 6 - a(2s^2 2p^3)$$

$$\text{Cl} (Z = 17) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$$

$$Z^* = Z - a = 17 - a(1s^2 2s^2 2p^6) - a(3s^2 3p^4)$$

$$Z^* = 7 - a(3s^2 3p^4)$$

La carga nuclear efectiva es mayor para el Cl.

4. PROPIEDADES PERIÓDICAS (págs. 46, 49 y 53)

15. $\left. \begin{array}{l} \text{Na}^+ (Z = 11) \\ \text{Mg}^{2+} (Z = 12) \\ \text{Al}^{3+} (Z = 13) \end{array} \right\}$ Son isoelectrónicos con Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$.

Pero a mayor número atómico, como el electrón más externo ocupa el mismo nivel en los tres, y porque pertenecen al mismo período, menor será el tamaño del catión.

La carga nuclear efectiva será mayor cuanto mayor sea Z , porque el apantallamiento es el mismo para los 3 cationes.

$$\text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+} > \text{Al}^{3+}$$

16. $\left. \begin{array}{l} \text{N}^{3-} (Z = 7) \\ \text{O}^{2-} (Z = 8) \\ \text{F}^- (Z = 9) \end{array} \right\}$ Son isoelectrónicos con Ne $1s^2 2s^2 2p^6$.

El último electrón ocupa el mismo lugar en los tres y el apantallamiento es el mismo; por tanto, la carga nuclear efectiva será mayor cuanto mayor sea Z , esto es para el F. El tamaño será menor a medida que aumente la carga nuclear efectiva.

$$\text{N}^{3-} > \text{O}^{2-} > \text{F}^-$$

17. a) $\text{Fe}^{2+} (Z = 26): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

Porque adquiere configuración de capa semillena, más estable.

$$\text{Fe}^{3+} (Z = 26): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$$

Porque adquiere configuración de capa semillena.

- b) Como Z es igual para ambos cationes, y el último nivel ocupado en Fe^{2+} es el 4, el tamaño de Fe^{2+} será mayor.

18. a) $\left. \begin{array}{l} \text{K}^+ (Z = 19) \\ \text{Cl}^- (Z = 17) \end{array} \right\} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Ambos tienen el mismo apantallamiento para el electrón más externo; por tanto, el de mayor número atómico presentará mayor carga nuclear efectiva y su tamaño será menor:

$$\text{Cl}^- > \text{K}^+$$

- b) $\left. \begin{array}{l} \text{Mg}^{2+} (Z = 12) \\ \text{O}^{2-} (Z = 8) \end{array} \right\} 1s^2 2s^2 2p^6$

A mayor carga nuclear, menor tamaño, puesto que son isoelectrónicos y el electrón más externo tiene el mismo apantallamiento.

$$\text{O}^{2-} > \text{Mg}^{2+}$$

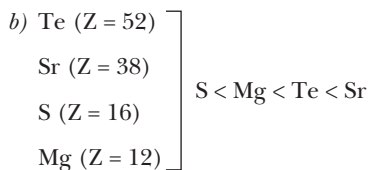
19. *Radio atómico*: El radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales enlazados entre sí.

Radio iónico: El radio iónico es el radio que presenta un anión o un catión cuando se encuentran formando compuestos iónicos.

20. a) Si un átomo neutro se transforma en *anión*, el número atómico no varía, pero se añade un electrón a su estructura, de manera que se incrementa el número de electrones totales y aumenta el apantallamiento sobre el electrón más externo. En consecuencia, la carga nuclear efectiva disminuye y el tamaño aumenta.

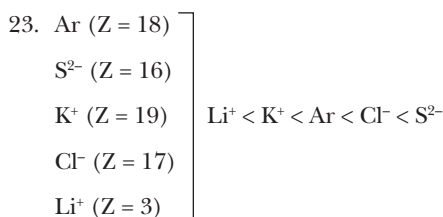
- b) Si un átomo neutro se transforma en *catión*, el número atómico no varía, pero disminuye el número de electrones en su estructura, de manera que el apantallamiento sobre el electrón más externo disminuye. La carga nuclear efectiva aumenta y el tamaño disminuye.

21. a) $\left. \begin{array}{l} \text{Mn} (Z = 25) \\ \text{Co} (Z = 27) \\ \text{Ca} (Z = 20) \\ \text{Ba} (Z = 56) \end{array} \right\} \text{Co} < \text{Mn} < \text{Ca} < \text{Ba}$



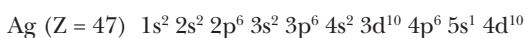
22. Na y K: La carga nuclear efectiva es la misma para los dos porque pertenecen al mismo grupo. Pero el de mayor número atómico (el K) presenta más niveles ocupados, y por tanto, su radio atómico es mayor.

Na y S: El número de niveles ocupados es el mismo para ambos, pero al incrementarse el número atómico, aumentan la carga nuclear efectiva y la atracción entre el electrón y el núcleo y, por tanto, disminuye el radio. El de mayor radio atómico es el Na.



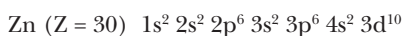
24. $\text{O}^{2-} < \text{S}^{2-} < \text{Se}^{2-} < \text{Te}^{2-}$

25. Rb (Z = 37) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$



Ambos pertenecen al mismo período. Al incrementarse el número atómico, aumenta la atracción nuclear sobre el electrón más externo (el $5s^1$) y, por tanto, aumentará la energía de ionización. Será mayor la energía de ionización para Ag.

26. Cu (Z = 29) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$



Ambos pertenecen al mismo período. Al incrementarse el número atómico, aumenta la atracción nuclear sobre el electrón más externo y aumenta la energía de ionización.

La energía de ionización será mayor para el Zn.

Comprobación: $I(\text{Cu}) = 745 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$I(\text{Zn}) = 905 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

27. P (Z = 15): $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ S (Z = 16) : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$



Presentará mayor diferencia la pareja S – Cl, ya que el P posee una especial estabilidad al tener una configuración de capa semillena np^3 , que provoca una energía de ionización superior a la tendencia esperada.

Así, la diferencia entre P y S es menor:

$$\left. \begin{array}{l} I(\text{P}) = 1\,012 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ I(\text{S}) = 999,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{array} \right\} \Delta I = 12,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$I(\text{Cl}) = 1\,251 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \quad \Delta I = 251,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

28. No existe, ya que arrancar un segundo electrón siempre implica que ha disminuido el apantallamiento sobre el electrón más externo y, por tanto, la carga nuclear efectiva aumenta y se requiere mayor energía que para arrancar el primer electrón.

29. Datos:

$$I_1(\text{K}) = 419 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \quad I_1(\text{Ca}) = 590 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

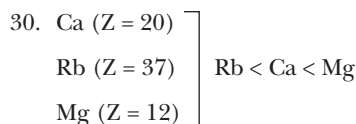
$$I_2(\text{K}) = 3\,052 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \quad I_2(\text{Ca}) = 1\,145 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La *primera energía de ionización* es superior para el Ca, debido a que el número atómico del Ca es mayor y, por tanto, también la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo.

La *segunda energía de ionización* es superior para el K, y la diferencia con la del Ca es de más del doble.

Esto es debido a que la configuración electrónica de K^+ es especialmente estable: $\text{K}^+ : [\text{Ar}]$, ya que es la de gas noble, y por ello se necesita mucha energía para arrancarle un segundo electrón.

En cambio, Ca^+ tiene una configuración con un electrón desapareado: $\text{Ca}^+ : [\text{Ar}] 3s^1$, y arrancarle un electrón supondría adquirir configuración electrónica de gas noble, y por ello no es tan elevada.



Cuanto mayor es el número atómico en un grupo, menor es la energía de ionización porque aumenta el radio. Por tanto, entre Mg y Ca tendrá mayor energía de ionización el Mg.

El Rb, por otra parte, tiene mayor radio atómico y su energía de ionización será menor. Además, se encuentra más a la izquierda de la tabla, lo que supone una atracción nuclear menor porque la carga nuclear efectiva también es menor.

31. $I_2(\text{Na}) = 4\,560 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ $I_2(\text{Mg}) = 1\,450 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

La *segunda energía de ionización* corresponde a la necesaria para arrancar un electrón de los iones Na^+ (con estructura electrónica $[\text{Ne}]$) y Mg^+ (con estructura electrónica $[\text{Ne}] 3s^1$)

El Na^+ tiene configuración electrónica de gas noble, especialmente estable. Por eso, para arrancarle un electrón hay que aportar mucha energía.

En cambio, arrancar un electrón del Mg^+ supone darle configuración de gas noble y por eso su energía de ionización es menor.

32. La *segunda afinidad electrónica* es siempre positiva porque, aunque el anión puede ser estable con 2 cargas negativas, hay un factor que supera esta estabilidad y que son las repulsiones creadas por el hecho de añadir elec-

trones adicionales a su estructura. Por tanto, no hay tendencia a adquirir un segundo electrón.

33. Los elementos del grupo 17 tienen mayor tendencia a formar aniones (X^-) porque con ello adquieren una configuración de gas noble que les proporciona una estabilidad mayor que a los del grupo 16, que, al formar aniones (X^{2-}), también adquieren configuración de gas noble, pero el hecho de añadir dos electrones a la estructura provoca muchas repulsiones y no es favorable.

La afinidad electrónica para los elementos del grupo 17 es negativa (favorable) y para los del grupo 16 es positiva (desfavorable).

34. a) $At < I < Br < Cl < F$ A menor radio, mayor electronegatividad.
 b) $K < Li < C < I < F$ En un mismo grupo, a menor radio, y en un mismo período, a mayor número atómico, encontramos mayor electronegatividad.
35. Al movernos hacia la derecha, es decir, del Al al Cl, la *electronegatividad* aumenta porque, al incrementarse el número atómico, disminuye el radio y aumenta la capacidad del átomo para atraer un electrón.

Además, se observa una diferencia mayor entre el S y el Cl debido a la estabilidad que adquiere el Cl cuando gana un electrón, ya que su configuración electrónica es de gas noble.

36. a) La electronegatividad del Ca es baja porque atrae débilmente a los electrones del enlace químico.
 b) El Ca atrae débilmente a los electrones del enlace químico porque su electronegatividad es baja.

La afirmación más correcta es la a porque la electronegatividad se define a partir del comportamiento del átomo en el enlace con respecto al otro átomo. Por tanto, según su comportamiento, tendrá una u otra electronegatividad.

37. a) Los *no metales* tienen mayor número de electrones en la última capa.
 b) Tienen mayor energía de ionización los *no metales*, mientras que los *metales* forman cationes con más facilidad.
 c) Los *metales* tienen menor tendencia a aceptar electrones y, por tanto, su afinidad electrónica es positiva; los *no metales* tienen elevada tendencia y menor afinidad electrónica (más negativa).
 d) Los *metales* tienen electronegatividades bajas y los *no metales*, elevadas.

38. a) $Na > Al > Si > S > Cl$
 $\xrightarrow{\hspace{3cm}}$
 metálico no metálico

- b) $Pb > H > Se > I > F$
 $\xrightarrow{\hspace{3cm}}$
 metálico no metálico

EJERCICIOS Y PROBLEMAS (págs. 56 y 57)

39. Na ($Z = 11$) $\left\{ \begin{array}{l} \text{Grupo: 1} \\ \text{Período: 3} \end{array} \right.$
 Mg ($Z = 12$) $\left\{ \begin{array}{l} \text{Grupo: 2} \\ \text{Período: 3} \end{array} \right.$
 K ($Z = 19$) $\left\{ \begin{array}{l} \text{Grupo: 1} \\ \text{Período: 4} \end{array} \right.$

Se parecerán más en sus propiedades químicas el Na y el K porque pertenecen al mismo grupo, de manera que sus electrones de valencia, responsables de dichas propiedades, presentan la misma configuración electrónica.

En cambio, el Mg, del mismo período que el Na, sólo tiene electrones hasta el nivel de energía, $n = 3$, pero tiene un electrón más que el Na, llamado electrón diferenciador, que le confiere otras propiedades químicas.

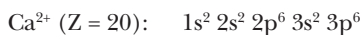
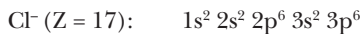
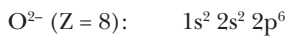
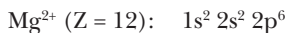
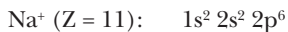
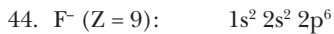
40. a) Todas las configuraciones electrónicas de un grupo tienen la misma disposición de los electrones de valencia. Es decir, los electrones del último nivel energético, independientemente de cuál sea éste, presentan la misma distribución en los orbitales correspondientes.
 b) Todas las configuraciones electrónicas de un período presentan el mismo nivel energético para los electrones de valencia, con la diferencia de que cada configuración electrónica contiene un electrón más que ocupa ese nivel.
41. a) Grupos 1 y 2.
 b) Más electronegativos cuanto más a la derecha de la tabla y, entre ellos, cuanto más hacia arriba.
 c) En los períodos 6 y 7, y entre los grupos 2 y 3.

42. 6 electrones: C ($Z = 6$) y B^- ($Z = 5$)
 18 electrones: Cl^- ($Z = 17$) y Ar ($Z = 18$)
 23 electrones: Mn^{2+} ($Z = 25$) y Fe^{3+} ($Z = 26$)
 30 electrones: Zn ($Z = 30$) y Ge^{2+} ($Z = 32$)

43. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$

Suponemos que la configuración corresponde a un átomo neutro:

- a) Correcta. Si el átomo es neutro, el número de electrones debe ser igual al de protones. Como tiene 19 electrones, tendrá 19 protones y el número atómico será 19.
 b) Incorrecta, porque hay un electrón excitado en un nivel de energía superior al que le corresponde.
 c) Correcta.
 d) Correcta. Según su configuración electrónica, pertenece al grupo 1 (metales alcalinos).
 e) Correcta, porque el último nivel energético ocupado es $n = 5$.



45. Si pertenece al sexto período: $n = 6$

Si es el primer elemento del período, significa que su configuración electrónica acaba en s^1 .

Así, la configuración electrónica deberá terminar en $6s^1$:



Contamos el número de electrones: 55. Como es neutro, el número de electrones debe coincidir con el de protones en el núcleo.

$$Z = 55$$

46. La diferencia entre los elementos correlativos de un mismo período es un electrón más que el elemento anterior, pero siempre en el mismo nivel.

Este electrón, llamado diferenciador, es el responsable de que las propiedades químicas varíen de un elemento a otro, ya que toda la reactividad de los elementos viene determinada por la disposición de sus elementos de valencia.

47. Na ($Z = 11$)

P ($Z = 15$)

Cl ($Z = 17$)

Al ($Z = 13$)

Mg ($Z = 12$)

Todos ellos pertenecen al mismo período y, al incrementarse el número atómico, aumenta la carga nuclear efectiva. La intensidad de la atracción aumenta y disminuye el radio.



48. N^{3-} ($Z = 7$)

F^- ($Z = 9$)

Na^+ ($Z = 11$)

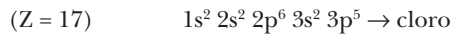
Mg^{2+} ($Z = 12$)

O^{2-} ($Z = 8$)

Todos ellos son isoelectrónicos, de manera que no varía el apantallamiento sobre el electrón más externo. Cuanto mayor sea el número atómico, mayor será la intensidad de atracción y menor será el tamaño de la especie química:



49. ($Z = 11$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow$ sodio



Ambos pertenecen al tercer período porque el electrón más externo se encuentra en el nivel 3.

El de $Z = 11$ tiene 1 electrón de valencia, por tanto, pertenece al grupo 1.

El de $Z = 17$ tiene 7 electrones de valencia, y el último subnivel ocupado es un p, por lo que le falta un solo electrón para estar completo; por tanto, pertenece al grupo 17.

50. Ion X^{3+}

Será un átomo de Co que tiene orbitales $3d^7$ y, al perder 3 electrones, queda $3d^4$, donde los 4 electrones se encuentran desapareados.

51. a) 1.^a) Representativo 4.^a) Representativo

2.^a) Representativo 5.^a) De transición

3.^a) Representativo 6.^a) De transición interna

b) 1.^a) Grupo 15

2.^a) Grupo 14

3.^a) Alcalinos

4.^a) Gas noble

c) 1.^a) Período 3

4.^a) Período 4

2.^a) Período 2

5.^a) Período 6

3.^a) Período 2

6.^a) Período 6

52. a) 1.^a) Na, K

2.^a) B, Al

3.^a) N, P

4.^a) Ne, Ar

b) 1.^a) Pérdida de 1 electrón: +1

2.^a) Pérdida de 3 electrones: +3

Para alcanzar la configuración electrónica del gas noble del período anterior.

3.^a) Pérdida de 3 ó 5 electrones: +3, +5

Ganar 3 electrones: -3

Para alcanzar la configuración electrónica del gas noble del período anterior o del posterior.

4.^a) Ya tiene configuración de gas noble, luego su estado de oxidación más probable es 0.

53. a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ c) $1s^2 2s^2 2p^3$

g) $1s^2 2s^2 2p^5$ h) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

d) $1s^2 2s^2$ f) $1s^2 2s^2 2p^6$

54. H ($Z = 1$)

F ($Z = 9$)

Cl ($Z = 17$)

Br ($Z = 35$)

I ($Z = 53$)

Todos los elementos combinados con el H pertenecen al mismo período, y a medida que se incrementa el número atómico, aumenta el nivel del electrón más externo, de manera que aumenta el tamaño.

Por tanto: $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$

55. CsI LiF RbBr

Como pertenecen al mismo período, el orden creciente de los radios iónicos de los cationes es:



Por la misma razón anterior, el orden creciente de los radios iónicos de los aniones es:



Por tanto, el orden creciente de las distancias será:



56. Mg y Cl

Tendrá mayor energía de ionización el Cl, ya que los dos pertenecen al mismo período y, a mayor número atómico, el radio se hace menor y la carga nuclear sobre el electrón más externo es mayor.

$$I(\text{Mg}) = 738,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$I(\text{Cl}) = 1\,251 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Mg y Ca

Tendrá mayor energía de ionización el Mg, ya que los dos pertenecen al mismo grupo, y a mayor número atómico disminuye la atracción nuclear sobre el electrón más externo, al aumentar el radio atómico y no variar la carga nuclear efectiva sobre él.

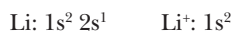
$$I(\text{Mg}) = 738,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$I(\text{Ca}) = 589,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

57. $I_1(\text{Li}) = 520 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$I_2(\text{Li}) = 7\,300 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Las estructuras electrónicas de las especies Li y Li^+ son, respectivamente, las siguientes:



La segunda energía de ionización consiste en arrancar un electrón al ion Li^+ , que tiene una configuración de gas noble, especialmente estable, y por ello es tan elevada:

58. H: $1s^1$ He^+ : $1s^1$ Li^{2+} : $1s^1$

a) Tendrá mayor radio la que presente menor carga nuclear efectiva. Como el apantallamiento es el mismo para los tres, tendrá menor carga nuclear efectiva el de menor número atómico, es decir, el H.

b) Tendrá mayor energía de ionización el que presente mayor carga nuclear efectiva sobre el electrón, esto es, el de mayor número atómico. En este caso, el Li^{2+} .

59. F ($Z = 9$) Ne ($Z = 10$) Na ($Z = 11$)

a) $\text{Ne} < \text{F} < \text{Na}$

El de menor radio atómico será el Ne, que tiene configuración de gas noble. Le sigue el F, de menor número atómico que el Na.

b) $\text{Na} < \text{F} < \text{Ne}$

$$\text{Comprobación:} \quad I(\text{Na}) = 495,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$I(\text{F}) = 1\,680 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$I(\text{Ne}) = 2\,080 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

c) $\text{F} < \text{Ne} < \text{Na}$

$$\text{Comprobación:} \quad I_2(\text{F}) = 3\,370 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$I_2(\text{Ne}) = 3\,950 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$I_2(\text{Na}) = 4\,560 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

60. Especies: Cl^- Na^+ Ne

a) Cl^- : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ No tiene electrones desapareados.

Na^+ : $1s^2 2s^2 2p^6$ No tiene electrones desapareados.

Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$ No tiene electrones desapareados.

b) Tendrá un radio mayor el Cl^- , ya que tiene electrones hasta el nivel 3 y los otros sólo hasta el segundo nivel.

c) El Cl^- tendrá menor energía de ionización por tener el radio mayor. De manera que la carga nuclear efectiva sobre el electrón no varía y, si el radio es mayor, disminuye la atracción nuclear.

61. a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Elemento del tercer período y grupo 16 \Rightarrow el azufre.

b) El francio, Fr, porque tiene electrones hasta el nivel 7.

c) El nitrógeno, N, porque tiene el menor radio de todo el grupo, y como la carga nuclear efectiva es la misma para todo el grupo, si el radio es menor, la atracción nuclear es mayor y, también, la energía de ionización.

d) El rutenio, Ru, cuya estructura electrónica es $[\text{Kr}] 5s^1 4d^7$, ya que su ion dipositivo habrá perdido dos electrones y quedará con la estructura $[\text{Kr}] 4d^6$.

62. a) *El radio atómico del As es mayor que el del P.*

Es debido a que el último electrón del As se encuentra en el nivel 4, mientras que el del P se encuentra en el 3. Por tanto, a más niveles ocupados, mayor es el radio.

b) *La energía de ionización del Sr es mayor que la del Rb.*

Los dos pertenecen al mismo período y, a mayor número atómico, menor es el radio y mayor es la atracción nuclear. En consecuencia, debe aumentar la energía de ionización.

63. *Los halógenos tienen afinidad electrónica alta y energías de ionización bajas.*

Los halógenos tienen afinidades electrónicas bajas porque presentan elevada tendencia a formar iones.

Sin embargo, tienen energías de ionización altas porque dentro de su período son los que presentan menor radio. Por tanto, la atracción nuclear es alta sobre el electrón más externo.

64. *La electronegatividad del flúor es elevada porque forma aniones fluoruro con facilidad.*

La electronegatividad del flúor es elevada porque tiene gran tendencia a atraer los electrones del enlace que esté formando con otro átomo, pero no porque forme iones fluoruro con facilidad.

65. O y S: El O es más electronegativo porque es más pequeño que el S y la atracción nuclear también es mayor. Por lo tanto, presentará mayor tendencia a atraer los electrones de otro átomo en un enlace.

O y P: El O es más electronegativo porque es más pequeño que el P y, aunque este último tenga mayor número atómico, la atracción nuclear es mayor en el O.

66. $Z = 19$ $Z = 35$ $Z = 54$

a) $Z = 19$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

$Z = 35$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

$Z = 54$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$

b) $Z = 19$ Período 4 y grupo 1 ($n = 4$ y $4s^1$)

$Z = 35$ Período 4 y grupo 17 ($n = 4$ y $4p^5$)

$Z = 54$ Período 5 y grupo 18 ($n = 5$ y $5p^6$)

c) Presenta mayor afinidad electrónica el de $Z = 35$ porque adquirir un electrón implica conseguir configuración electrónica de gas noble.

d) Presenta menor energía de ionización el de $Z = 19$ porque arrancarle un electrón da lugar a una estructura electrónica también de gas noble; por tanto, aunque habrá que aportar energía, ésta será la menor de los tres casos.

67. $Z = 36$

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

b) Pertenece al período 4 porque el último nivel ocupado es $n = 4$. Pertenece al grupo 18 porque tiene configuración de capa llena.

c) Br: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Cs: $[\text{Xe}] 6s^1$

Su electronegatividad no puede compararse porque el elemento de número atómico 36 es un gas noble: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$, y estos elementos carecen de valor de electronegatividad dada su mínima tendencia a formar enlaces.

68. a) $\text{Al} < \text{Ga} < \text{In} < \text{B}$

b) $\text{Na} < \text{Mg} < \text{S} < \text{Cl}$

c) $\text{Bi} < \text{Sb} < \text{P} < \text{N}$

d) $\text{Ba} < \text{Sc} < \text{Si} < \text{Se} < \text{F}$

69. Si ($Z = 14$) Ge ($Z = 32$)

a) Pertenecen al mismo grupo y el germanio tiene un nivel más ocupado que el silicio. Por tanto, el Ge tiene mayor radio, ya que la carga nuclear efectiva no varía dentro del grupo.

b) Siendo igual la carga nuclear efectiva, a mayor radio, menor es la energía de ionización. Por tanto, el Si tendrá mayor energía de ionización.

c) El Ge tendrá mayor carácter metálico por tener menor energía de ionización.

70. Ge ($Z = 32$) As ($Z = 33$)

a) Ambos pertenecen al mismo período y el mayor nivel ocupado es el mismo. Pero, a mayor número atómico, mayor es la carga nuclear efectiva y, entonces, el radio se hace menor. En consecuencia, tendrá mayor radio atómico el Ge.

b) El As tendrá mayor energía de ionización por tener un radio menor, ya que la atracción nuclear sobre el electrón será mayor.

c) El Ge presentará mayor carácter metálico por tener una energía de ionización menor.

71. a) $4.^a < 5.^a < 1.^a < 2.^a < 3.^a$

b) El de la 4.^a configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

c) El de la 2.^a: $1s^2 2s^2 2p^5$

d) El de la 2.^a: $1s^2 2s^2 2p^5$

e) 4.^a: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

5.^a: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

f) 4.^a: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

3. Enlace químico

ACTIVIDADES (pág. 59)

- CsBr ZnO
- CaI₂ Cu₂O
- KNO₂ H₂O₂
- MgSO₄ Sr(OH)₂
- Fe(ClO₄)₂ Sn(OH)₂

- Cloruro de cobalto (III)

Carbonato de litio

Óxido de mercurio (I)

Hidrogenosulfito de sodio

Fluoruro de cobre (II)

Clorato de plata

Hidróxido de plomo (II)

Carburo de silicio

Hiponitrito de magnesio

Óxido de níquel (III)

Hidróxido de cobalto (III)

Ácido bórico

- O: 1s² 2s² 2p⁴

As: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p³

Mg: 1s² 2s² 2p⁶ 3s²

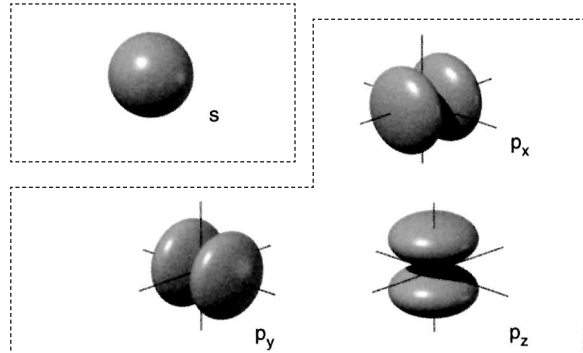
Sr: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s²

Ar: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶

I: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁵

- Orbitales s: forma esférica

Orbitales p:



1. EL ENLACE QUÍMICO Y SUS CLASES (pág. 61)

1. C (Z = 6) 1s² 2s² 2p² 4 electrones
 N (Z = 7) 1s² 2s² 2p³ 5 electrones
 O (Z = 8) 1s² 2s² 2p⁴ 6 electrones
 Cl (Z = 17) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵ 7 electrones

– C debe adquirir 4 electrones.

 N debe adquirir 3 electrones.

 O debe adquirir 2 electrones.

 Cl debe adquirir 1 electrón.

2. He (Z = 2) 1s²

 Ne (Z = 10) 1s² 2s² 2p⁶

 Ar (Z = 18) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶

 Kr (Z = 36) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶

 Xe (Z = 54) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶

 Rn (Z = 86) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶
 6s² 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6p⁶

– Son tan estables porque todos tienen 8 electrones en el nivel de valencia excepto en el He, cuya estructura estable es 1 s² y su tendencia a ceder, ganar o compartir electrones es nula.

3. – Corresponde al gas helio (He).

– El hidrógeno: H (Z = 1) 1 s¹, debe ganar 1 electrón para alcanzar la estructura del helio.

4. Porque al aproximarse las nubes electrónicas, éstas están formadas por electrones, de manera que se aproximan cargas del mismo signo (negativas en este caso) y entre ellas aparecen fuerzas de repulsión entre cargas.

También aparecen fuerzas repulsivas entre los núcleos (cargas positivas) pero pueden ser apantalladas si los electrones se colocan entre los núcleos.

2. ENLACE IÓNICO (págs. 63 y 65)

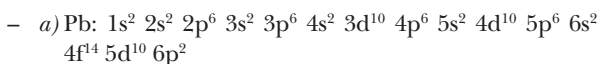
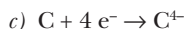
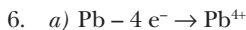
5. S²⁻: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶

 I⁻: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶

 Cu²⁺: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d⁷

 Ag⁺: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d⁷

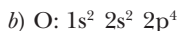
 Fe²⁺: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶



- Pierde 4 electrones para tener el último nivel, 5, lleno.

- La estructura electrónica formada es la del xenón.

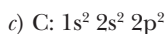
- Valencia iónica 4+.



- Necesita 2 electrones para tener el último nivel con 8 electrones.

- La estructura electrónica formada es la del neón.

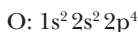
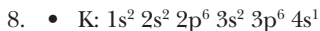
- Valencia iónica 2-.



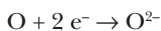
- Necesita 4 electrones para tener el nivel de valencia con 8 electrones.

- La estructura electrónica formada es la del neón.

- Valencia iónica 4-.

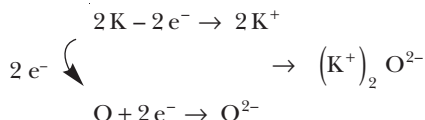


El átomo de oxígeno precisa 2 electrones para llegar a configuración estable, mientras que un átomo de potasio debe perder 1 electrón.



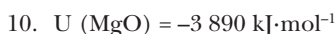
- Para que el compuesto resultante sea neutro, cada átomo de potasio debe transferirle 1 electrón al átomo de oxígeno, de manera que se necesitan dos átomos de potasio por cada átomo de oxígeno.

La fórmula será: K_2O



9. El índice de coordinación de los iones del compuesto iónico ZnS es 4.

Quiere decir que un ion S^{2-} está rodeado de 4 iones Zn^{2+} que se encuentran, los cuatro, a una misma distancia, mientras que cada ion Zn^{2+} está rodeado de otros cuatro iones S^{2-} , también a una misma distancia los 4.



Significa que para formar 1 mol de cristal iónico sólido (MgO) a partir de los iones correspondientes, en estado gaseoso, se desprenden 3890 kJ de energía.

11. Para ver cómo variaría la energía de red, debemos mirar de qué factores depende:

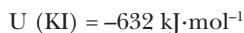
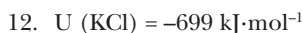
$$U = -N_A \cdot A \cdot \frac{Z_c Z_a e^2}{r_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

a) Aumentará el valor de la distancia de equilibrio (r_0) y la energía de red disminuirá, en valor absoluto.

b) Se duplicará el valor de Z_a , y por consiguiente, la energía de red será mayor, en valor absoluto.

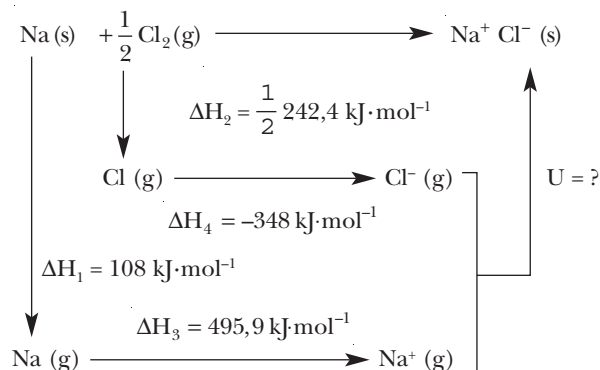
c) Se duplicarán los valores de Z_c y Z_a , y la energía de red será cuatro veces mayor, en valor absoluto.

d) Disminuirá el valor de r_0 , de manera que la energía de red aumentará, en valor absoluto.



El cloruro de potasio tiene una energía de red más negativa debido a que el radio de Cl^- es menor que el de I^- . Así, r_0 , la distancia de equilibrio entre los núcleos, será menor para el cloruro de potasio y su valor de la energía de red, en valor absoluto, será mayor.

Será más estable el cloruro de potasio ya que se desprende más energía de red.



$$\Delta H^0_f = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + U$$

$$U = \Delta H^0_f - \Delta H_1 - \Delta H_2 - \Delta H_3 - \Delta H_4$$

$$U = -411 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 108 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - \frac{1}{2} 242,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - (-495,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} + 348 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}) = -788,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La energía de red del cloruro de sodio es $-788,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

3. ENLACE COVALENTE (págs. 67, 71, 75 y 77)



15. • H_2O

$$n = 2 \cdot 2 e^- (\text{H}) + 8 e^- (\text{O}) = 12 e^-$$

$$v = 2 \cdot 1 e^- (\text{H}) + 6 e^- (\text{O}) = 8 e^-$$

$$c = n - v = 12 e^- - 8 e^- = 4 e^- \rightarrow 2 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 8 e^- - 4 e^- = 4 e^- \rightarrow 2 \text{ pares no enlazantes}$$



• NH_3

$$n = 3 \cdot 2 e^- (\text{H}) + 8 e^- (\text{N}) = 14 e^-$$

$$v = 3 \cdot 1 e^- (\text{H}) + 5 e^- (\text{N}) = 8 e^-$$

$$c = n - v = 14 e^- - 8 e^- = 6 e^- \rightarrow 3 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 8 e^- - 6 e^- = 2 e^- \rightarrow 1 \text{ par no enlazante}$$



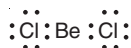
• BeCl_2

$$n = 2 \cdot 8 e^- (\text{Cl}) + 4 e^- (\text{Be}) = 20 e^-$$

$$v = 2 \cdot 7 e^- (\text{Cl}) + 2 e^- (\text{Be}) = 16 e^-$$

$$c = n - v = 20 e^- - 16 e^- = 4 e^- \rightarrow 2 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 16 e^- - 4 e^- = 12 e^- \rightarrow 6 \text{ pares no enlazantes}$$



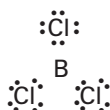
• BCl_3

$$n = 3 \cdot 8 e^- (\text{Cl}) + 6 e^- (\text{B}) = 30 e^-$$

$$v = 3 \cdot 7 e^- (\text{Cl}) + 3 e^- (\text{B}) = 24 e^-$$

$$c = n - v = 30 e^- - 24 e^- = 6 e^- \rightarrow 3 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 24 e^- - 6 e^- = 18 e^- \rightarrow 9 \text{ pares no enlazantes}$$



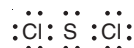
• SCl_2

$$n = 2 \cdot 8 e^- (\text{Cl}) + 8 e^- (\text{S}) = 24 e^-$$

$$v = 2 \cdot 7 e^- (\text{Cl}) + 6 e^- (\text{S}) = 20 e^-$$

$$c = n - v = 24 e^- - 20 e^- = 4 e^- \rightarrow 2 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 20 e^- - 4 e^- = 16 e^- \rightarrow 8 \text{ pares no enlazantes}$$



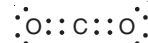
• CO_2

$$n = 2 \cdot 8 e^- (\text{O}) + 8 e^- (\text{C}) = 24 e^-$$

$$v = 2 \cdot 6 e^- (\text{O}) + 4 e^- (\text{C}) = 16 e^-$$

$$c = n - v = 24 e^- - 16 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 16 e^- - 8 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares no enlazantes}$$



• SO_2

$$n = 2 \cdot 8 e^- (\text{O}) + 8 e^- (\text{S}) = 24 e^-$$

$$v = 2 \cdot 6 e^- (\text{O}) + 6 e^- (\text{S}) = 18 e^-$$

$$c = n - v = 24 e^- - 18 e^- = 6 e^- \rightarrow 3 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 18 e^- - 6 e^- = 12 e^- \rightarrow 6 \text{ pares no enlazantes}$$



• SO_3

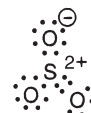
$$n = 3 \cdot 8 e^- (\text{O}) + 8 e^- (\text{S}) = 32 e^-$$

$$v = 3 \cdot 6 e^- (\text{O}) + 6 e^- (\text{S}) = 24 e^-$$

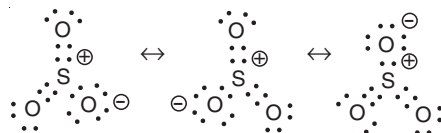
$$c = n - v = 32 e^- - 24 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 24 e^- - 8 e^- = 16 e^- \rightarrow 8 \text{ pares no enlazantes}$$

La estructura resultante sería:



El S presenta dos cargas positivas. El S, muy electronegativo, hace que esta estructura sea poco probable. El S puede ampliar el octeto, y por ello las estructuras más probables serán:



• CH_4

$$n = 4 \cdot 2 e^- (\text{H}) + 8 e^- (\text{C}) = 16 e^-$$

$$v = 4 \cdot 1 e^- (\text{H}) + 4 e^- (\text{C}) = 8 e^-$$

$$c = n - v = 16 e^- - 8 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 8 e^- - 8 e^- = 0 e^- \rightarrow \text{No hay pares no enlazantes.}$$



• HClO

$$n = 2 e^- (\text{H}) + 8 e^- (\text{Cl}) + 8 e^- (\text{O}) = 18 e^-$$

$$v = 1 e^- (\text{H}) + 7 e^- (\text{Cl}) + 6 e^- (\text{O}) = 14 e^-$$

$$c = n - v = 18 e^- - 14 e^- = 4 e^- \rightarrow 2 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 14 e^- - 4 e^- = 10 e^- \rightarrow 5 \text{ pares no enlazantes}$$



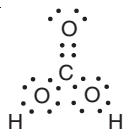
- H_2CO_3

$$n = 2 \cdot 2 e^- (\text{H}) + 8 e^- (\text{C}) + 3 \cdot 8 e^- (\text{O}) = 36 e^-$$

$$v = 2 \cdot 1 e^- (\text{H}) + 4 e^- (\text{C}) + 3 \cdot 6 e^- (\text{O}) = 24 e^-$$

$$c = n - v = 36 e^- - 24 e^- = 12 e^- \rightarrow 6 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 24 e^- - 12 e^- = 12 e^- \rightarrow 6 \text{ pares no enlazantes}$$



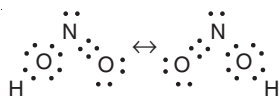
- HNO_2

$$n = 2 e^- (\text{H}) + 8 e^- (\text{N}) + 2 \cdot 8 e^- (\text{O}) = 26 e^-$$

$$v = 1 e^- (\text{H}) + 5 e^- (\text{N}) + 2 \cdot 6 e^- (\text{O}) = 18 e^-$$

$$c = n - v = 26 e^- - 18 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 18 e^- - 8 e^- = 10 e^- \rightarrow 5 \text{ pares no enlazantes}$$



16.



17. • CN^-

$$n = 8 e^- (\text{C}) + 8 e^- (\text{N}) = 16 e^-$$

$$v = 4 e^- (\text{C}) + 5 e^- (\text{N}) + 1 e^- = 10 e^-$$

$$c = n - v = 16 e^- - 10 e^- = 6 e^- \rightarrow 3 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 10 e^- - 6 e^- = 4 e^- \rightarrow 2 \text{ pares no enlazantes}$$

- OH^-

$$n = 8 e^- (\text{O}) + 2 e^- (\text{H}) = 10 e^-$$

$$v = 6 e^- (\text{O}) + 1 e^- (\text{H}) + 1 e^- = 8 e^-$$

$$c = n - v = 2 e^- \rightarrow 1 \text{ par enlazante}$$

$$s = v - c = 6 e^- \rightarrow 3 \text{ pares no enlazantes}$$



- ClO_2^-

$$n = 8 e^- (\text{Cl}) + 2 \cdot 8 e^- (\text{O}) = 24 e^-$$

$$v = 7 e^- (\text{Cl}) + 2 \cdot 6 e^- (\text{O}) + 1 e^- = 20 e^-$$

$$c = n - v = 4 e^- \rightarrow 2 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 16 e^- \rightarrow 8 \text{ pares no enlazantes}$$



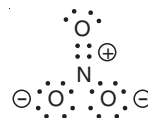
- NO_3^-

$$n = 8 e^- (\text{N}) + 3 \cdot 8 e^- (\text{O}) = 32 e^-$$

$$v = 5 e^- (\text{N}) + 3 \cdot 6 e^- (\text{O}) + 1 e^- = 24 e^-$$

$$c = n - v = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 16 e^- \rightarrow 8 \text{ pares no enlazantes}$$



- SO_4^{2-}

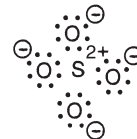
$$n = 8 e^- (\text{S}) + 4 \cdot 8 e^- (\text{O}) = 40 e^-$$

$$v = 6 e^- (\text{S}) + 4 \cdot 6 e^- (\text{O}) + 2 e^- = 32 e^-$$

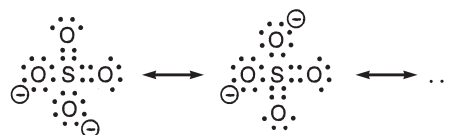
$$c = n - v = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 24 e^- \rightarrow 12 \text{ pares no enlazantes}$$

Según el cálculo propuesto, el S tendría 2 cargas (+), pero como no es del segundo período y puede expandir el octeto, resulta esta estructura:



En realidad, su estructura sería un híbrido entre varias estructuras resonantes:



Pero se ha encontrado (mediante cálculos) que las estructuras con octetos ampliados tienen menor energía que las otras, de manera que la mejor descripción sería el híbrido con mayor importancia de la estructura con octeto ampliado.

También se consideran de menor energía las estructuras con menor separación de cargas, es decir, la segunda.

- H_3O^+

$$n = 3 \cdot 2 e^- (\text{H}) + 8 e^- (\text{O}) = 14 e^-$$

$$v = 3 \cdot 1 e^- (\text{H}) + 6 e^- (\text{O}) - 1 e^- = 8 e^-$$

$$c = n - v = 14 e^- - 8 e^- = 6 e^- \rightarrow 3 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 8 e^- - 6 e^- = 2 e^- \rightarrow 1 \text{ par no enlazante}$$



- NH_4^+

$$n = 8 e^- (\text{N}) + 4 \cdot 2 e^- (\text{H}) = 16 e^-$$

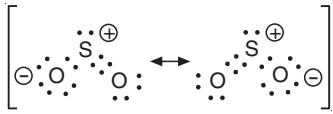
$$v = 5 e^- (\text{N}) + 4 \cdot 1 e^- (\text{H}) - 1 e^- = 8 e^-$$

$$c = n - v = 16 e^- - 8 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

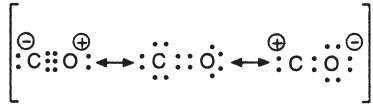
$$s = v - c = 0 e^- \rightarrow \text{Ningún par no enlazante.}$$



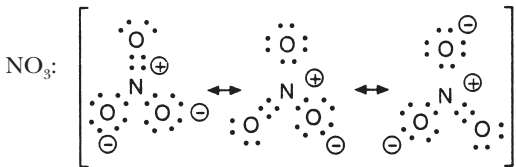
18. SO_2 :



CO:



Aunque no todas ellas intervendrán en la misma proporción.



19. Cl, Br, I: covalencias 1, 3, 5, 7.

F: covalencia 1.

Según su estructura fundamental, los cuatro elementos tienen covalencia 1. Para tener las demás covalencias debe promocionar algún electrón a un orbital de mayor energía dentro del mismo nivel.

Para el Cl, el Br y el I esto resulta posible, ya que disponen de orbitales 3d, 4d y 5d vacíos, respectivamente, donde pueden promocionar uno, dos y hasta tres electrones.

Pero el F no dispone de orbitales 2d, porque no existen, y no tiene orbitales del mismo nivel vacíos, así que no puede promocionar ningún electrón.

20. Datos: A: $1s^2 2s^2 2p^4$

B: $1s^2 2s^2 2p^5$

El compuesto más probable es AB_2 , ya que si miramos sus estructuras electrónicas detalladamente:

A: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

B: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$

No hay posibilidad de promocionar ningún electrón porque no hay orbitales vacíos en el nivel 2.

Para emparejar todos sus electrones desapareados sería necesario tener dos átomos de B:

B $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$

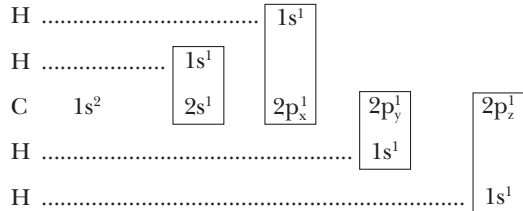
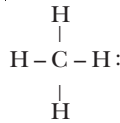
A $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ AB_2

B $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$

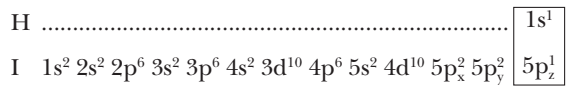
El enlace entre ellos será covalente porque comparten electrones, emparejando electrones desapareados.

21. Br-Br:

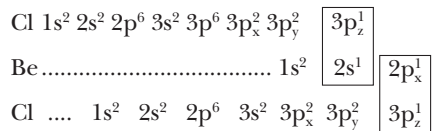
Br $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p_x^2 4p_y^2 4p_z^1$
 Br $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p_x^2 4p_y^2 4p_z^1$



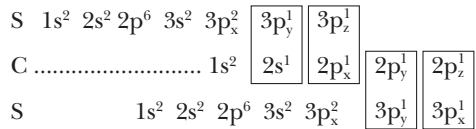
H-I:



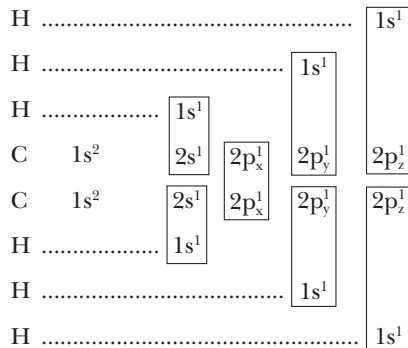
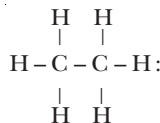
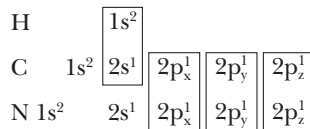
Cl - Be - Cl:



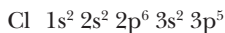
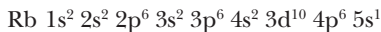
S = C = S:



H - C \equiv N:

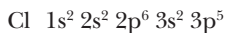
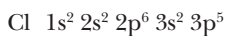
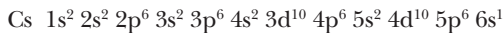


22. **RbCl**



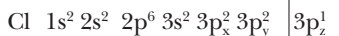
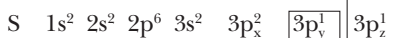
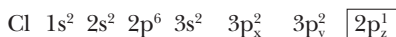
El Rb debe perder 1 electrón y el Cl, ganar uno para llegar a una configuración estable, de manera que para formar el compuesto iónico la relación debe ser uno a uno. Puede existir la sustancia.

CsCl₂



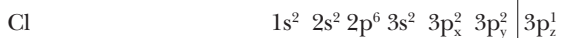
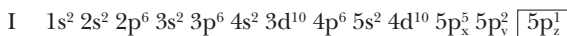
No puede existir, ya que mirando la estructura fundamental, el átomo de Cs perderá el electrón del nivel 6 para dar Cs⁺, mientras que el Cl formará el ion cloruro al ganar 1 e⁻. Formarán un compuesto iónico donde la relación debe ser uno a uno para que el cristal sea neutro, CsCl.

SCl₂



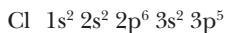
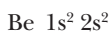
Sí puede existir esta molécula, ya que es posible la formación de dos enlaces covalentes.

ICI



Es posible puesto que puede formar un enlace covalente.

BeCl₂



No puede existir la sustancia, ya que el enlace entre el Be y el Cl será iónico, donde el Be pierde 2 electrones y el Cl ganará 1 electrón. La relación debe ser 2 iones de cloro por cada ion de berilio: BeCl₂.

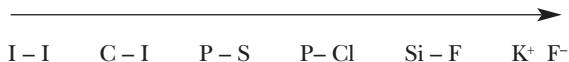
23. **HCl**

La estructura de Lewis $\text{H}:\ddot{\text{Cl}}:$ muestra que el enlace covalente tiene lugar entre dos átomos de electronegatividad diferente, el enlace está polarizado, y el momento dipolar resultante no es nulo: $\overset{\delta+}{\text{H}} \rightarrow \overset{\delta-}{\text{Cl}}$.

Cl₂

La estructura de Lewis $:\ddot{\text{Cl}}::\ddot{\text{Cl}}:$ muestra que el enlace covalente tiene lugar entre dos átomos iguales, de igual electronegatividad, y el enlace no es polar, de manera que la molécula tampoco es polar.

24. Orden creciente de polaridad



Covalente puro: I-I ($\Delta\chi = 0$)

Algo iónico: C-I ($\Delta\chi = 0,11$); P-S ($\Delta\chi = 0,39$);

P-Cl ($\Delta\chi = 0,97$)

Bastante iónico: Si-F ($\Delta\chi = 2,08$)

Iónico: K-F ($\Delta\chi = 3,16$)

25. Li-F $\Delta\chi = 3,98 - 0,98 = 3,0$

Be-F $\Delta\chi = 3,98 - 1,57 = 2,41$

B-F $\Delta\chi = 3,98 - 2,04 = 1,94$

C-F $\Delta\chi = 3,98 - 2,55 = 1,43$

N-F $\Delta\chi = 3,98 - 3,04 = 0,94$

O-F $\Delta\chi = 3,98 - 3,40 = 0,58$

F-F $\Delta\chi = 0$

Muy iónico: Li-F Be-F

Iónico: B-F C-F

Algo iónico: O-F N-F

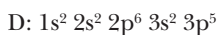
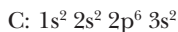
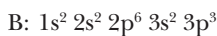
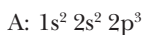
Covalente puro: F-F

Al tener siempre el mismo anión, se observa que, al desplazarnos hacia la izquierda en la Tabla Periódica, aumenta el carácter iónico del enlace, debido a que las electronegatividades del elemento más electropositivo disminuyen hacia la izquierda y, por tanto, aumenta la diferencia de electronegatividades.

26. Estructura de Lewis: $\text{H}:\text{Be}:\text{H}$
 $\text{H} \rightarrow \text{Be} \leftarrow \text{H}$

Como la geometría molecular es lineal, los momentos dipolares de cada enlace se anulan y el momento dipolar resultante es 0.

27. Datos:

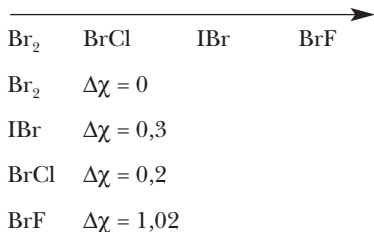


a) AC El elemento A debe ganar 3 electrones y el elemento C debe perder 2 para llegar a configuración de gas noble. Formarán un enlace iónico, y la relación mínima entre ellos debe ser de 3 iones de C por cada 2 de A: C₃A₂.

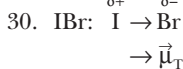
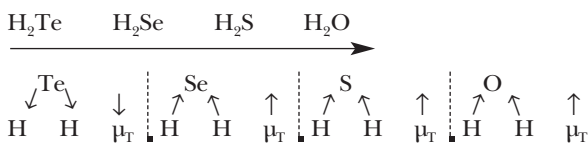
b) BD El elemento B necesita ganar 3 electrones y el elemento D ha de ganar 1 electrón. La manera de que ambos ganen electrones es por compartición de electrones mediante un enlace covalente.

El elemento B debe compartir los 3 electrones, uno con cada átomo del elemento D, de manera que la relación mínima es: BD_3 .

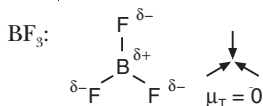
28. Orden creciente de polaridad



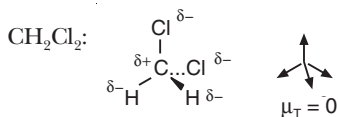
29. Orden creciente de polaridad



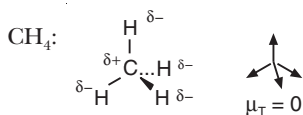
Sí existirá momento dipolar resultante, ya que el enlace covalente es polar.



El momento dipolar resultante será nulo, porque los momentos dipolares de los enlaces se anulan.



El momento dipolar resultante será nulo, porque los momentos dipolares de los enlaces se anulan dos a dos, al tener geometría tetraédrica.



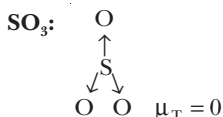
No hay momento dipolar resultante, porque los momentos dipolares de los enlaces se anulan, al tener una geometría tetraédrica.

31. SO₂: S



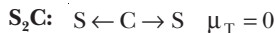
Geometría angular porque el azufre tiene un par de electrones no compartidos.

Sí posee momento dipolar resultante.

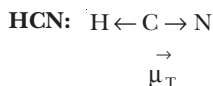


Geometría molecular triangular plana, porque el átomo de azufre no tiene ningún par de electrones no compartidos.

El momento dipolar resultante es nulo.

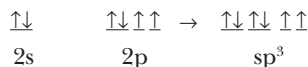


Geometría lineal. El momento dipolar resultante es 0 porque se anulan los momentos dipolares de los enlaces.



Geometría lineal. Sí tiene momento dipolar resultante, porque los momentos dipolares de los enlaces no se anulan.

32. El orbital 2s y los tres orbitales 2p del átomo de oxígeno se combinan dando lugar a cuatro orbitales híbridos sp³.



El enlace en la molécula de agua se forma por solapamiento de los orbitales 1s de los átomos de hidrógeno con los dos orbitales híbridos semiocupados del átomo de oxígeno.

La geometría de la molécula es consecuencia del ángulo formado por los orbitales híbridos. Debido a la repulsión electrónica entre los pares libres del O, el ángulo pasa de 109,5° a 104,5°.

4. ENLACE METÁLICO (pág. 79)

33. Modelo de nube electrónica:

En este modelo los electrones de valencia de los iones que forman la red cristalina se encuentran deslocalizados y tienen libertad de desplazamiento, de manera que son los responsables de que haya conductividad eléctrica a lo largo del cristal metálico.

Modelo de enlace covalente deslocalizado:

En este modelo un átomo central está unido a ocho átomos vecinos, donde el enlace está formado por un solo par de electrones, que dispone de movilidad a lo largo de los diferentes enlaces entre el átomo central y los ocho restantes, ya que el enlace no es localizado o fijo, y esto aporta la movilidad necesaria de los electrones para que pueda haber conductividad eléctrica.

34. Sus *bandas de energía* deben estar suficientemente separadas, es decir, debe haber una diferencia de energía grande entre las bandas de valencia llenas y las vacías para que los electrones no puedan desplazarse de unas a otras, y así no haya posibilidad de conducir la electricidad.

35. *El cristal de sodio tiene índice de coordinación 8.*

Significa que en un cristal metálico de sodio, un ion de sodio se encuentra rodeado por ocho iones más de sodio, todos a una misma distancia.

36. *Ductilidad*: es la facilidad que presenta un metal a ser deformado. La ductilidad de un metal puede expresarse como el porcentaje de alargamiento, es decir, la cantidad de alargamiento que una muestra experimenta en un ensayo de tracción, hasta la fractura.

Maleabilidad: es la facilidad que presenta un metal a ser laminado.

Tenacidad: es una medida de la cantidad de energía que un material puede absorber antes de fracturarse, es decir, se considera la capacidad del material para resistir a un impacto sin fracturarse.

Según el *modelo de enlace covalente deslocalizado*, el número de electrones de valencia es menor que el número de enlaces, de manera que los electrones se encuentran deslocalizados entre los diferentes enlaces que presenta un átomo.

Cualquiera de las anteriores propiedades implica un deslizamiento de una capa de átomos con otra, dentro de la estructura del metal, sin que esto lleve a una fractura de la estructura.

Es decir, al desplazar una capa no se producen fuerzas de repulsión ni se rompen enlaces determinados que provoquen una fractura, ya que los electrones de los enlaces están deslocalizados.

5. FUERZAS INTERMOLECULARES (pág. 81)

37. *Datos*: Puntos de ebullición
 $F_2 < Cl_2 < Br_2 < I_2$

Un átomo es más polarizable cuanto mayor es su radio, de manera que las fuerzas intermoleculares de Van der Waals son más fuertes cuando las moléculas están formadas por átomos de radio mayor. Así, el I_2 , con radios mayores, presenta fuerzas de Van der Waals mayores que producen un punto de ebullición más elevado. Éste va disminuyendo conforme lo hace el radio.

38. a) *Fundir hielo*.

Fuerzas intermoleculares de enlace de hidrógeno, ya que tenemos moléculas con enlaces covalentes muy polarizados, donde uno de los átomos es hidrógeno.

b) *Hervir bromo molecular*.

Fuerzas de dispersión, ya que las moléculas son no polarizadas.

c) *Disolver yodo sólido en etanol*.

Fuerzas de dispersión, ya que el yodo forma moléculas no polarizadas.

d) *Disociar moléculas F_2 en átomos*.

Fuerzas intermoleculares; en este caso, un enlace covalente.

e) *Fundir el cloruro de sodio*.

Fuerzas intramoleculares; en este caso, es un enlace iónico, formado por fuerzas electroestáticas.

f) *Hervir el amoníaco líquido*.

Fuerzas intermoleculares de enlace de hidrógeno.

g) *Disolver el cloruro de sodio*.

Fuerzas intramoleculares; en este caso, es un enlace iónico, formado por fuerzas electroestáticas.

39. a) Ne o Xe

Tendrá mayor punto de ebullición el Xe, porque al tener un radio mayor, los átomos son más polarizables y las fuerzas intermoleculares son mayores.

b) CO_2 o CS_2

Se trata de sustancias moleculares apolares. Tendrá mayor punto de ebullición el CS_2 , ya que debido a su mayor tamaño se formarán fuerzas de dispersión mayores, por ser más polarizable la molécula.

c) CCl_4 o Cl_2

Son sustancias moleculares apolares.

Presentará mayor punto de ebullición el CCl_4 , ya que al ser mayor el tamaño de la molécula, ésta es más polarizable y las fuerzas de dispersión serán mayores entre las moléculas.

d) F_2 o LiF

El F_2 es un compuesto covalente molecular y el LiF es un compuesto iónico. Tendrá mayor punto de ebullición el compuesto iónico, ya que las fuerzas entre sus iones son fuerzas electroestáticas a lo largo de todo el cristal, mientras que en el compuesto covalente molecular sólo existen fuerzas de dispersión entre las moléculas.

e) NH_3 o PH_3

Tendrá mayor punto de ebullición el NH_3 .

Por un lado, la molécula es menor en cuanto a tamaño, pero además, es una molécula polarizada que contiene átomos de H y un átomo muy electronegativo y de tamaño muy pequeño, el N, de manera que pueden formar enlaces de hidrógeno, aumentando así el punto de ebullición.

f) H_2O o H_2S

Sustancias covalentes moleculares, con moléculas polarizadas y con posibilidad de formar enlace de hidrógeno en el caso del H_2O , por tener H y un átomo pequeño y electronegativo. Mayor punto de ebullición: H_2O .

g) H_2 o O_2

Sustancias covalentes moleculares apolares. La de mayor tamaño presentará mayores fuerzas de dispersión y, por tanto, mayor punto de ebullición: O_2 .

40. He < Ne < Ar < Kr < Xe

A mayor tamaño del átomo, más polarizable es éste. Las fuerzas de dispersión son mayores y aumenta el punto de ebullición.

A medida que bajamos en la Tabla Periódica, aumenta el radio de los elementos, por eso tiene punto de ebullición mayor el Xe.

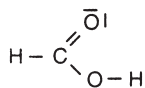
41. CH₄: No forma enlace de hidrógeno porque la molécula no es polar.

F⁻: Cuando se encuentra en agua, se solvata, es decir, las moléculas de agua se disponen alrededor de manera que la polaridad de cada molécula se orienta según el signo del ion. Pero no se forman enlaces de hidrógeno propiamente.

Na⁺: En este caso las moléculas de agua se disponen alrededor orientando los oxígenos hacia el catión.

No hay enlace de hidrógeno.

HCOOH: Estructura semidesarrollada:

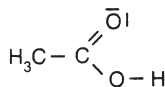


Hay un enlace O-H polarizado y átomos de O con pares de electrones libres que sí pueden formar un enlace de H.

C₂H₆: No existe ningún átomo pequeño y muy electronegativo que pueda formar enlace de hidrógeno con los hidrógenos de otras moléculas.

HI: Es un ácido fuerte y cuando se disuelve en agua se disocia dando lugar a los iones H⁺ y I⁻, que se solvatarán pero no se forman enlaces de hidrógeno.

CH₃COOH: Estructura semidesarrollada:



Hay un enlace O-H polarizado y átomos de O, pequeños y muy electronegativos, con pares de electrones libres capaces de formar enlaces de hidrógeno.

6. PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS (págs. 83, 84 y 86)

42. Li⁺I⁻ < Li⁺Br⁻ < Li⁺Cl⁻ < Li⁺F⁻ < Li⁺O²⁻

Según el valor de la energía de red:

$$U = -N_A \cdot A \cdot \frac{Z_c \cdot Z_a \cdot e^-}{r_0} \cdot \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

En los cuatro primeros compuestos, al aumentar el radio del anión, también es mayor la distancia de equilibrio del enlace. A mayor distancia de equilibrio, menor es el valor numérico de U; cuanto menos negativo es U, menos estable es el compuesto y menor es su punto de fusión. Así, tiene menor punto de fusión Li⁺F⁻ por ser el F⁻ el de mayor radio.

En el caso de Li₂⁺O²⁻, al aumentar la carga del anión, U es más negativa y el compuesto más estable; su punto de fusión es también mayor.

43. a) NaF o KI

Las cargas del anión y del catión son las mismas en ambos casos. El KI está formado por elementos con mayor radio, de manera que la distancia de equilibrio del enlace es mayor y la energía de red de este compuesto es menor, en valor absoluto. El compuesto es menos estable y su punto de fusión es también menor.

b) MgO o NaCl

Los radios del anión y del catión en cada caso serán similares, ya que se encuentran en el mismo grupo. Pero las cargas de ambos en cada compuesto son diferentes.

Cuanto mayor es la carga de los iones, mayor es U, en valor absoluto; más estable es el compuesto y mayor es el punto de fusión. En este caso, el del MgO.

44. Datos: U = -650 kJ·mol⁻¹ ΔH_{solv} = -865 kJ·mol⁻¹

Según la definición dada, calculamos el calor de disolución molar:

$$\Delta H_{\text{disolución}} = \Delta H_{\text{disov}} - U$$

$$\Delta H_{\text{disolución}} = -865 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - (-650 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$$

$$\Delta H_{\text{disolución}} = -215 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La disolución del compuesto iónico es exotérmica, de manera que elevando la temperatura no se favorecerá la disolución.

45. a) K⁺ (g) + Cl⁻ (g) → KCl (s) Energía de red

b) Na (g) - 1 e⁻ → Na⁺ (g) Energía de ionización

c) Na⁺ (g) + Cl⁻ (g) → Na⁺ (aq) + Cl⁻ (aq)

Calor de solvatación

d) K (s) + $\frac{1}{2}$ Cl₂ (g) → KCl (s)

Entalpía de formación

46. CaO: 2850 °C. Le corresponde el punto de ebullición mayor porque los átomos son pequeños comparados con los demás compuestos y las cargas son mayores que el resto. Ambos factores contribuyen a tener una energía de red muy negativa y, por tanto, el punto de fusión mayor.

CsTl: 1280 °C. Le corresponde el menor porque los radios de los átomos son los mayores, r₀ será mayor, la energía de red será menos negativa y el punto de fusión, menor. Las cargas también son las menores.

KF: 1505 °C. Los radios son pequeños y, por tanto, r₀ también, pero las cargas son menores que las del primer compuesto, la energía de red será intermedia y también el punto de fusión.

47. *Datos:*

SiCl_4 Líquido volátil

SiC Duro, elevado punto de fusión.

SiC es una *sustancia covalente atómica*, donde todos sus átomos están unidos por enlaces covalentes, de manera que el punto de fusión es elevado porque hay que superar fuerzas debidas a un enlace covalente, y es dura porque todo el sólido reticular está formado por enlaces covalentes.

SiCl_4 es una *sustancia covalente molecular*, donde las moléculas se unen por fuerzas intermoleculares, mucho más débiles, que permiten que sea una sustancia líquida a temperatura ambiente y que sea volátil, ya que las fuerzas que deben superarse son débiles, comparadas con un enlace covalente.

48. La *dureza* es la dificultad que presentan los sólidos a ser rayados.

Rayar una sustancia covalente atómica significa romper cierto número de enlaces covalentes, y como éstos son fuertes, no se rayan con facilidad. Son sustancias duras.

Rayar un sólido molecular significa romper enlaces intermoleculares, y como éstos son más débiles, se rompen con facilidad. Son sustancias blandas.

49. *Datos:* SnF_4 líquido de bajo punto de ebullición.

Si fuera un compuesto iónico, el enlace sería debido a fuerzas electrostáticas y sería un sólido.

Si es covalente y el punto de ebullición es bajo, debe ser un sólido molecular, ya que sólo hay que romper los enlaces debidos a fuerzas intermoleculares, más débiles que los enlaces covalentes que se dan en un compuesto covalente atómico.

50. El CO_2 es un compuesto covalente molecular, donde las fuerzas entre moléculas son fuerzas de dispersión, débiles y, por tanto, en condiciones estándar se encuentra como gas. Su punto de ebullición es muy bajo.

El SiO_2 es un compuesto covalente atómico, donde todos los enlaces son covalentes, enlaces muy fuertes que originan un punto de fusión muy elevado, y por eso, en condiciones normales se encuentra en estado sólido.

51. a) *Cobre:* formado por iones cobre. Enlace metálico.

Cloruro de hidrógeno: molecular, moléculas HCl . Enlace covalente, fuerzas intermoleculares.

Sulfato de sodio: sal formada por iones Na^+ y SO_4^{2-} . Enlaces covalente e iónico.

Carburo de silicio: sustancia covalente atómica. Enlace covalente.

Dióxido de carbono: sustancia covalente molecular. Enlace covalente y fuerzas intermoleculares.

b) *Cobre:* sólido.

Cloruro de hidrógeno: gas.

Sulfato de sodio: sólido.

Carburo de silicio: sólido.

Dióxido de carbono: gas.

c) *Cobre:* no soluble.

Cloruro de hidrógeno: soluble.

Sulfato de sodio: soluble.

Carburo de silicio: no soluble.

Dióxido de carbono: soluble.

d) *Cobre:* buen conductor.

Cloruro de hidrógeno: mal conductor.

Sulfato de sodio: buen conductor en disolución o fundido.

Carburo de silicio: no conductor.

Dióxido de carbono: mal conductor.

Punto de fusión creciente:



52. a) *KBr:* porque es un compuesto iónico.

b) *Si:* porque es una sustancia covalente atómica.

c) *HF:* porque contiene H y el átomo más electronegativo tiene pares de electrones desapareados.

d) *Mg:* porque es una sustancia metálica.

e) C_4H_{10} : porque es una molécula no polar.

f) *KBr:* porque es una sustancia iónica, que una vez fundida o en disolución, forma iones que permiten la conductividad.

53. **Iónicas:** sulfito de potasio

Polares: amoníaco, bromuro de hidrógeno, dióxido de azufre.

Covalentes moleculares

Apolares: nitruro de boro.

Metálicas: cinc, sodio.

Amoníaco: enlace covalente.

Sulfito de potasio: enlaces covalentes e iónico.

Nitruro de boro: enlace covalente.

Cinc: enlace metálico.

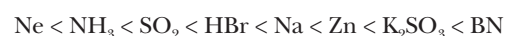
Neón: no hay enlaces.

Bromuro de hidrógeno: enlace covalente.

Dióxido de azufre: enlace covalente.

Sodio: enlace metálico.

Punto de ebullición creciente:



RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 90)

54. Datos:

En condiciones estándar, el Ca es un sólido y el Cl₂ es un gas.

Entalpía de formación del CaCl₂ = -795 kJ·mol⁻¹

Calor de sublimación del Ca (s) = 121 kJ·mol⁻¹

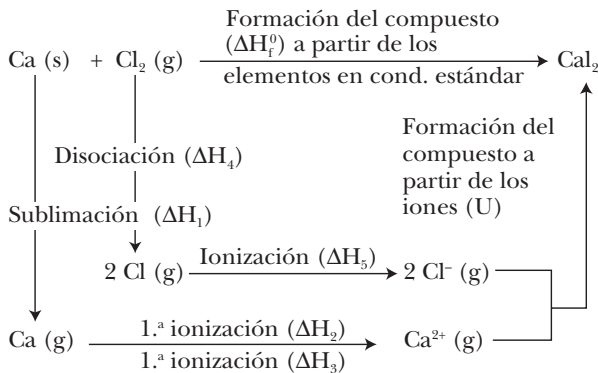
Energía de enlace del Cl₂ (g) = 242,4 kJ·mol⁻¹

1.ª energía de ionización del Ca = 589,5 kJ·mol⁻¹

2.ª energía de ionización del Ca = 1 145 kJ·mol⁻¹

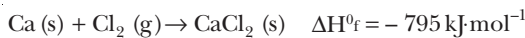
Afinidad electrónica del cloro = -348 kJ·mol⁻¹

Ciclo de Born-Haber:

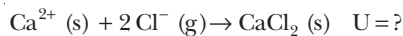


Descripción de las etapas:

a) Formación del compuesto a partir de los elementos en condiciones estándar:



b) Formación del compuesto a partir de los iones Ca²⁺ (g) y Cl⁻ (g):



c) Procesos que debe realizar el Ca (s) para convertirse en ion Ca²⁺ (g):

- Sublimación del Ca (s)



- 1ª ionización del Ca (g)



- 2ª ionización:



d) Procesos que debe realizar el Cl₂ (g) para convertirse en Cl⁻ (g):

- Disociación de un mol de Cl₂ (g)



- Ionización de 2 moles de Cl (g)



Calculamos la energía de red:

$$\Delta H_f^0 = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 + U$$

De donde:

$$U = \Delta H_f^0 - \Delta H_1 - \Delta H_2 - \Delta H_3 - \Delta H_4 - \Delta H_5$$

$$U = -795 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 121 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 589,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} -$$

$$- 1145 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 242,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 2(-348 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$$

$$U = -2196,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Solución:

La energía de red del cloruro de calcio es **-2196,9 kJ·mol⁻¹**.

55. Datos:

En condiciones estándar, el Cl₂ es un gas y el Mg es un sólido.

Entalpía de formación del MgCl₂ (s) = -642 kJ·mol⁻¹

Calor de sublimación del Mg (s) = 151 kJ·mol⁻¹

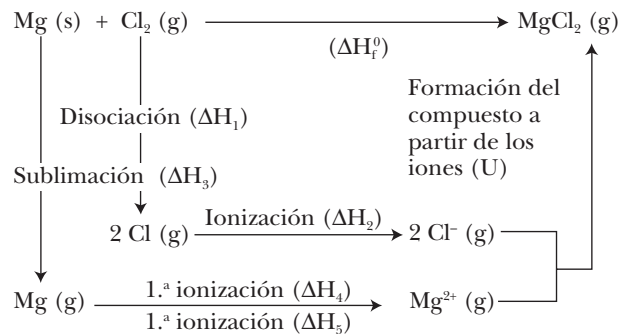
1.ª energía de ionización del Mg = 738 kJ·mol⁻¹

2.ª energía de ionización del Mg = 1 451 kJ·mol⁻¹

Energía de enlace del Cl₂ (g) = 242,4 kJ·mol⁻¹

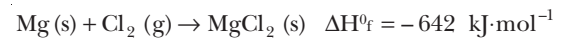
Energía de red del MgCl₂ (s) = -2 529 kJ·mol⁻¹

Ciclo de Born-Haber:



Descripción de los procesos:

a) Formación del compuesto a partir de los elementos en condiciones estándar:



b) Formación del compuesto a partir de los iones Mg²⁺ (g) y Cl⁻ (g):



c) Procesos que debe realizar el Cl₂ (g) para convertirse en Cl⁻ (g):

- Disociación de 1 mol de Cl₂ (g)



- Ionización de 2 moles de Cl (g)



d) Procesos que debe realizar el Mg (s) para convertirse en Mg²⁺ (g):

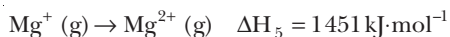
- Sublimación del Mg (s)



- 1ª ionización del Mg (g)



- 2ª ionización



Calculamos el valor de la afinidad electrónica del cloro (ΔH_2):

$$\Delta H^0_f = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 + U$$

De donde:

$$\Delta H_2 = \Delta H^0_f - \Delta H_1 - \Delta H_3 - \Delta H_4 - \Delta H_5 - U$$

$$\Delta H_2 = -642 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 242,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 151 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 738 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 1451 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - (2529 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$$

$$\Delta H_2 = -695,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

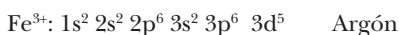
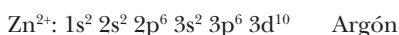
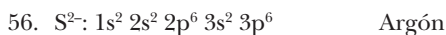
Como ΔH_2 corresponde a la energía de ionización de 2 moles de Cl (g), debemos buscar el valor para un solo mol:

Afinidad electrónica del cloro:

$$\frac{\Delta H_2}{2} = \frac{-695,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}}{2} = -347,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

El valor de la afinidad electrónica del cloro es de $-347,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 91)



57. Depende de los radios de los dos iones, ya que según sean éstos, la geometría será diferente para conseguir un empaquetamiento máximo.

Depende además de la carga de cada ion, ya que el cristal debe ser neutro en su totalidad.

58. Cuanto más negativa sea la energía de red del compuesto, mayor es la estabilidad de éste, ya que significa que la formación del compuesto es más favorable.

La energía de red de un compuesto depende:

- De la estructura que adopte el cristal (A).
- De la carga del anión y del catión (Z_c y Z_a).
- De la distancia de equilibrio entre los dos núcleos, y por consiguiente, de los radios de cada ion (r_0).
- Del par de iones que forman el enlace en cada caso (n).

La energía de red puede calcularse:

$$U = -N_A A \cdot \frac{Z_c Z_a e^2}{r_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

59. Datos: $U(\text{Mg}^{2+} \text{Cl}_2^-) = -2527 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$U(\text{Mg}^{2+} \text{O}^{2-}) = -3890 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

El óxido de magnesio tiene una energía de red más negativa debido, principalmente, a dos aspectos:

1. La carga del anión es -2 , mientras que en el cloruro es -1 , de manera que nos da un valor de energía de red mayor en valor absoluto.
2. El radio del ion O²⁻ es menor que el del ion Cl⁻ (puesto que es un átomo del tercer período); así, la distancia entre los núcleos (r_0) también será menor para el óxido, lo que implica un valor mayor de energía de red, en valor absoluto.

Será más estable el óxido de magnesio por tener una energía de red más negativa.

60. a) NaBr y CsI

La diferencia más significativa entre estos dos compuestos es el tamaño de los radios de los iones.

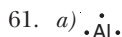
Mientras que los elementos del NaBr pertenecen al tercero y el cuarto períodos, los del CsI pertenecen al quinto y al sexto, de manera que la distancia entre los núcleos (r_0) será mayor para el CsI, y la energía de red será más negativa para el NaBr.

b) NaI y Na₂O

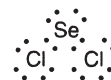
El catión es el mismo en ambos casos, por lo que deberemos fijarnos en el anión.

Para el yoduro, $Z_a = 1$ y el compuesto tendrá una distancia entre los núcleos (r_0) mayor por ser el yodo del quinto período. Ambos factores contribuyen a que la energía de red tenga un valor menor en valor absoluto.

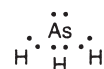
Para el óxido, en cambio, $Z_a = 2$ y el compuesto tendrá una distancia entre los núcleos (r_0) menor que el anterior. Ambos factores contribuyen a que la energía de red sea más negativa.

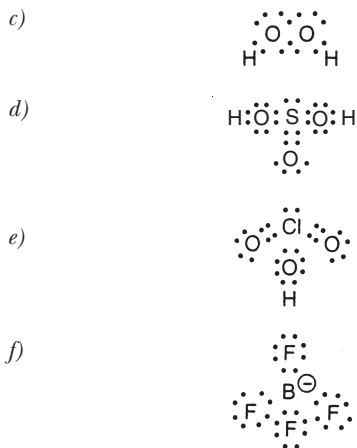


62. a)



b)





63. P: covalencias 3 y 5

As: covalencias 3 y 5

N: covalencia 3

El fósforo y el arsénico tienen orbitales libres de mayor energía, pero dentro del mismo nivel donde pueden promocionar un electrón del orbital s, y adoptar la covalencia 5 por tener 5 electrones desapareados.

En cambio, el nitrógeno (nivel de valencia 2) no puede promocionar ningún electrón dentro de este mismo nivel.

64. Enlaces simples: $F_2, C_2H_6, H_2S, CCl_4, PH_3$

Enlaces dobles: CS_2, C_2H_4

Enlaces triples: C_2H_2

65. En el compuesto ClF_5 la covalencia del cloro es 5:

Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1 3d_{xy}^1 3d_{xz}^1$

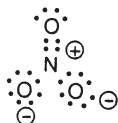
Puede tener otra covalencia superior promocionando un electrón que se encuentra en el orbital s, covalencia 7:

Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1 3d_{xy}^1 3d_{xz}^1 3d_{yz}^1$

66. KNO_3

Enlaces iónicos entre los iones de K^+ y NO_3^- .

Enlaces covalentes en la formación del anión poliatómico:



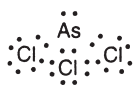
67. $AsCl_3$

$n = 8 e^- (As) + 3 \cdot 8 e^- (Cl) = 32 e^-$

$v = 5 e^- (As) + 3 \cdot 7 e^- (Cl) = 26 e^-$

$c = n - v = 32 e^- - 26 e^- = 6 e^- \rightarrow 3$ pares enlazantes

$s = v - c = 26 e^- - 6 e^- = 20 e^- \rightarrow 10$ pares no enlazantes



CS_2

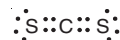
$n = 8 e^- (C) + 2 \cdot 8 e^- (S) = 24 e^-$

$v = 4 e^- (C) + 2 \cdot 6 e^- (S) = 16 e^-$

$c = n - v = 24 e^- - 16 e^- = 8 e^- \rightarrow 4$ pares enlazantes

$s = v - c = 24 e^- - 8 e^- = 16 e^- \rightarrow 8$ pares no enlazantes

Lineal.



BiH_3

$n = 8 e^- (Bi) + 3 \cdot 2 e^- (H) = 14 e^-$

$v = 5 e^- (Bi) + 3 \cdot 1 e^- (H) = 8 e^-$

$c = n - v = 14 e^- - 8 e^- = 6 e^- \rightarrow 3$ pares enlazantes

$s = v - c = 8 e^- - 6 e^- = 2 e^- \rightarrow 1$ par no enlazante

Piramidal trigonal.



HCN

$n = 2 e^- (H) + 8 e^- (C) + 8 e^- (N) = 18 e^-$

$v = 1 e^- (H) + 4 e^- (C) + 5 e^- (N) = 10 e^-$

$c = n - v = 8 e^- \rightarrow 4$ pares enlazantes

$s = v - c = 10 e^- - 8 e^- = 2 e^- \rightarrow 1$ par no enlazante

Lineal.



NF_3

$n = 8 e^- (N) + 3 \cdot 8 e^- (F) = 32 e^-$

$v = 5 e^- (N) + 3 \cdot 7 e^- (F) = 26 e^-$

$c = n - v = 6 e^- \rightarrow 3$ pares enlazantes

$s = v - c = 20 e^- \rightarrow 10$ pares no enlazantes

Piramidal trigonal.



ClO^-

$n = 8 e^- (Cl) + 8 e^- (O) = 16 e^-$

$v = 7 e^- (Cl) + 6 e^- (O) + 1 e^- = 14 e^-$

$c = n - v = 2 e^- \rightarrow 1$ par enlazante

$s = v - c = 14 e^- - 2 e^- = 12 e^- \rightarrow 6$ pares no enlazantes

Lineal.



SO_3^{2-}

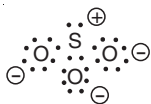
$n = 8 e^- (S) + 3 \cdot 8 e^- (O) = 32 e^-$

$v = 6 e^- (S) + 3 \cdot 6 e^- (O) + 2 e^- = 26 e^-$

$c = n - v = 6 e^- \rightarrow 3$ pares enlazantes

$$s = v - c = 20 e^- \rightarrow 10 \text{ pares no enlazantes}$$

Piramidal trigonal.



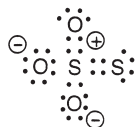
$$n = 2 \cdot 8 e^- (S) + 3 \cdot 8 e^- (O) = 40 e^-$$

$$v = 2 \cdot 6 e^- (S) + 3 \cdot 6 e^- (O) + 2 e^- = 32 e^-$$

$$c = n - v = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 24 e^- \rightarrow 12 \text{ pares no enlazantes}$$

Tetraédrica.



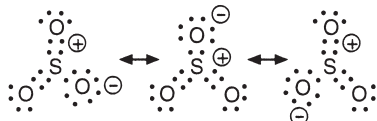
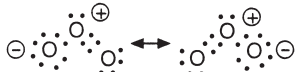
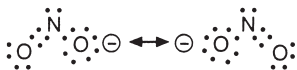
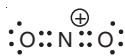
$$n = 8 e^- (N) + 2 \cdot 8 e^- (O) = 24 e^-$$

$$v = 5 e^- (S) + 2 \cdot 6 e^- (O) - 1 e^- = 16 e^-$$

$$c = n - v = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 16 e^- - 8 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares no enlazantes}$$

Lineal.



69. Polaridad creciente



$$\Delta\chi \cong 0,24 \quad \Delta\chi \cong 0,58 \quad \Delta\chi \cong 0,94 \quad \Delta\chi \cong 1,09 \quad \Delta\chi \cong 1,8$$

Algo iónico Bastante iónico Iónico Iónico

70. a) CaO o MgO

El Mg tiene una electronegatividad mayor, por tanto la diferencia de electronegatividades será menor, y tendrá más carácter iónico el óxido de calcio.

b) MgO o MgS

Es más electronegativo el oxígeno, de manera que su compuesto presenta mayor polaridad, y tendrá carácter más iónico.

c) CaO o CaS

Es más electronegativo el oxígeno que el azufre, y el óxido de calcio presenta mayor carácter iónico.

d) CaS o MgS

El magnesio tiene mayor electronegatividad y, por tanto, su compuesto tiene menor carácter iónico, ya que la diferencia de electronegatividades entre los dos átomos es también menor.

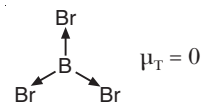
71. F_2 : Enlaces covalentes, los dos átomos tienen la misma electronegatividad, comparten el par de electrones por igual. $\Delta\chi = 0$

H_2S : Enlaces covalentes pero polarizados, ya que la electronegatividad del azufre es ligeramente superior a la del hidrógeno. $\Delta\chi = 0,38$

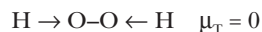
PH_3 : Enlaces covalentes muy poco polarizados, electronegatividades muy próximas. $\Delta\chi = 0,1$

KF: Enlaces iónicos, sus electronegatividades son muy distintas. $\Delta\chi = 3,16$

72. Los enlaces $B \rightarrow Br$ son polares, pero la geometría de la molécula provoca que el momento dipolar resultante sea nulo:

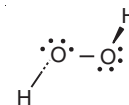


73. Si fuera lineal, el momento dipolar resultante sería nulo, por tanto, no puede ser lineal:



Estructura geométrica:

Seguramente estará formada por conformaciones distintas, ya que el enlace $O-O$ puede girar.



Hay que tener en cuenta que no es una molécula plana y, por tanto, no se anulan los momentos dipolares de los enlaces.

74. a) Enlaces covalentes puros:

$$F_2 (\Delta\chi = 0), PH_3 (\Delta\chi = 0,01)$$

b) Enlaces predominantemente covalentes:

$$SiH_4 (\Delta\chi = 0,3), H_2S (\Delta\chi = 0,38) ClF, (\Delta\chi = 0,82)$$

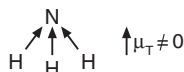
c) Enlaces predominantemente iónicos:

$$NaCl (\Delta\chi = 2,23)$$

d) Enlace con mayor carácter iónico:

$$CsF (\Delta\chi = 3,19)$$

75. NH_3 Piramidal trigonal



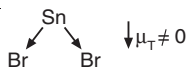
Sí presenta momento dipolar resultante porque la suma de los momentos dipolares de cada enlace no es 0.

OF_2 Angular



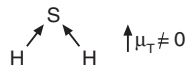
Los momentos dipolares de cada enlace no se anulan por ser la molécula angular.

SnBr_2 Angular



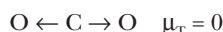
Los momentos dipolares de cada enlace no se anulan por ser la molécula angular.

H_2S Angular



Los momentos dipolares de cada enlace no se anulan por ser la molécula angular.

CO_2 Lineal



Los momentos dipolares de cada enlace se anulan por tener geometría lineal, no hay momento dipolar resultante.

$$76. \quad \overline{\Delta H} = \frac{\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4}{4}$$

$$\overline{\Delta H} = \frac{427 \text{ kJ} + 439 \text{ kJ} + 452 \text{ kJ} + 347 \text{ kJ}}{4} = 416,25 \text{ kJ}$$

La entalpía media del enlace C–H calculado es **416,25 kJ**.

La encontrada en las tablas: C–H $\Delta H = 414 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Podría reconocerse como entalpía del enlace C–H a pesar de la diferencia.

77. CH_4 No, porque la molécula no es polar ni hay átomos con pares de electrones no enlazados.

CO_2 No, porque no hay átomos de H en la molécula.

CH_3OH Sí, porque en la molécula hay átomos de H y átomos de oxígeno que tienen pares de electrones no enlazados. Además, el enlace O–H es polarizado.

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ Sí, porque en la molécula hay átomos de H y átomos de hidrógeno, que tiene un par de electrones libre. Además, el enlace N–H es polarizado.

78. Orden creciente de puntos de fusión:



En los tres primeros compuestos, como el catión es siempre igual, su ordenación depende del radio del anión: cuanto mayor es el radio, mayor es la distancia de equilibrio del compuesto (r_0) y menos negativa es la energía de red del compuesto, menos estable es éste y menor es el punto de fusión. El caso de radio mayor es KI.

Al último compuesto, además de tener el anión de menor radio, se añade el efecto de la carga del anión, que al ser el doble produce una energía de red más negativa, el compuesto es más estable y el punto de fusión es el mayor de todos.

79.	HF	HCl	HBr	HI
	195 °C	–85 °C	–67 °C	–35 °C

El elevado punto de ebullición del HF es debido al tipo de fuerzas intermoleculares, que se establecen por estar formado por H y un átomo muy pequeño y muy electro-negativo, F. Como la molécula es polar, se forman enlaces de hidrógeno, muy fuertes comparados con otras fuerzas intermoleculares.

En el resto de la serie, cuanto mayor es el radio del halógeno, mayor es la molécula y más polarizable, de manera que las fuerzas intermoleculares aumentan y, así, también su punto de ebullición.

La más polarizable de todas es HI, que tiene un punto de ebullición superior comparado con las dos anteriores.

80. Se fundamenta en que los compuestos iónicos sólo son conductores si se encuentran fundidos o en disolución. Pero en estado sólido, como suelen encontrarse, no son conductores.

Los metales son buenos conductores directamente en estado sólido.

4. El lenguaje de la química

ACTIVIDADES (pág. 93)

- ZnSO_4 H_2S
 HNO_3 KClO_3
 H_3BO_3 Na_2CO_3
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ HCl
 AgCl NH_4MnO_4
- Sulfato de cobre (II)
 Manganato de potasio
 Hidróxido de hierro (III)
 Óxido de hierro (II)
 Carbonato de calcio
 Sulfato de amonio
 Hidrogenocarbonato de sodio
 Perclorato de potasio
 Fosfato de calcio
 Cloruro de manganeso (II)
 Nitrato de plata
 Permanganato de potasio

1. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA (pág. 95)

1. • gaseoso
 • líquido
 • sólido
 • gaseoso
 • gaseoso
 • sólido y líquido
 • gaseoso
 • sólido
2. El líquido es prácticamente incompresible y, por tanto, su volumen se mantiene constante, mientras que en un gas el volumen no es fijo, sino que se acomoda al del recipiente.

La capacidad de difusión es mayor en los gases, y éstos no presentan tensión superficial a diferencia de los líquidos, que acostumbran a contraerse y a formar gotas estables.

Sí que se pueden observar a primera vista. Por ejemplo, los recipientes para contener gases han de estar cerrados herméticamente.

– Entre un líquido y un sólido, la diferencia principal sería que el sólido tiene forma definida y constante, cosa que no ocurre con el líquido, tal como se ha visto. Se pueden diferenciar fácilmente porque el líquido varía su forma cuando cambia de recipiente.

3. *Gaseosos*: oxígeno, vapor de agua, dióxido de carbono.

Líquidos: agua, aceite, alcohol etílico.

Sólidos: plástico, vidrio, hierro.

4. No permanecerá en un estado si cambia bastante la temperatura como para producir un cambio de estado.

El agua a temperatura ambiente se encuentra en estado líquido, pero si se modifica la temperatura por encima de 100 °C o por bajo de 0 °C podemos encontrarla como vapor de agua o como hielo, respectivamente.

5. *Respuesta sugerida*:

El plasma es un cuarto estado de agregación de la materia que sólo se alcanza en determinadas condiciones, ya que es muy inestable y difícil de obtener.

Es un estado de agregación en el que la materia se encuentra formada por núcleos atómicos y por electrones, separados entre ellos. La materia está totalmente ionizada.

El hecho de que existan cargas positivas y negativas en movimiento produce una fuerte interacción entre ellas, lo cual da al estado del plasma unas características particulares, entre las que destacan:

- Estado poco común en la Tierra y muy común en las estrellas.
- Carácter gelatinoso.
- Difícil de obtener e inestable.
- Manejo muy complicado.
- Depende de la cohesión entre núcleos atómicos y electrones.

2. TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR DE LA MATERIA (pág. 97)

6. • En los sólidos, las partículas están muy próximas entre ellas y en posición de equilibrio, de modo que es

difícil que se desplacen las unas respecto de las otras, y el espacio que ocupan no se puede reducir.

En los líquidos, aunque las partículas no ocupan posiciones fijas, también están muy próximas y no hay espacio que se pueda reducir entre ellas al comprimirlos.

- En los gases, las partículas están muy alejadas las unas de las otras; esto permite comprimirlos, reduciendo el volumen entre partículas, y expandirlos, aumentando este volumen.
- En los líquidos y los gases unas partículas se pueden mover respecto de las otras, lo que les permite resbalar unas por encima de otras o por encima de la superficie del recipiente que las contiene. Esto no es posible en los sólidos, ya que las partículas ocupan lugares fijos.
- Dado que las partículas de los líquidos y los gases no ocupan posiciones fijas, pueden variar su posición para adaptarse a la forma del recipiente.
- La densidad de los gases es muy inferior a la de los líquidos y los sólidos, ya que hay mucho volumen entre sus partículas.

La densidad de los líquidos acostumbra a ser un poco menor que la de los sólidos, porque sus partículas están un poco más separadas entre ellas, lo que permite que resbalen unas por encima de otras.

- Las partículas de los gases se mueven constantemente y en cualquier dirección y pueden abandonar el recipiente si no es hermético. En cambio, las partículas de los sólidos y los líquidos no se separan las unas de las otras y no se pueden escapar en recipientes abiertos.

$$7. \quad d(\text{gases}) \ll d(\text{líquidos}) < d(\text{sólidos})$$

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Podemos ver que una mínima masa de una sustancia, en general, ocupará un volumen mayor en estado gaseoso que en estado líquido o sólido.

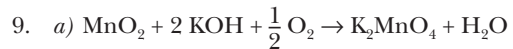
Si tenemos la misma masa, tendremos el mismo número de moléculas, de modo que si ocupan un volumen mayor será porque las distancias entre ellas en estado gaseoso son más grandes que en líquidos y en sólidos.

Por el mismo motivo, y tal como enuncia la teoría cinético-molecular, cuanto mayor es la distancia, más pequeñas son las fuerzas de atracción que existen entre las moléculas, y menos rígida es la posición que éstas ocupan, lo cual da lugar a las características de compresibilidad de los gases (ya que hay un gran espacio entre las moléculas), a la forma rígida y definida que presentan los sólidos (ya que sus moléculas están sometidas a grandes fuerzas de atracción y tienen poca libertad de movimiento), el hecho de que los sólidos sean prácticamente

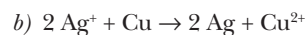
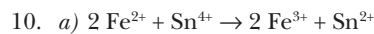
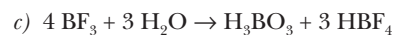
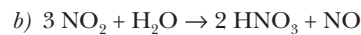
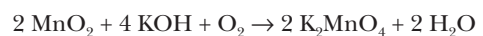
incompresibles (ya que hay muy poco espacio entre moléculas) y el hecho de que las moléculas de los líquidos posean una cierta libertad (porque la intensidad de las fuerzas atractivas es moderada).

- Al calentarse los neumáticos, aumenta también la temperatura de las partículas de aire de su interior. Por este motivo, las partículas se mueven más rápidamente, el número de choques con las paredes aumenta y, además, estos choques son más energéticos. Así, pues, la presión en el interior del neumático aumenta por este doble motivo.

3. ECUACIONES QUÍMICAS (pág. 99)



O también:

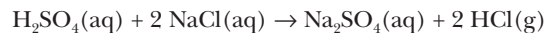


4. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

(págs. 101, 103, 105, 106 y 107)

- Datos: 46,0 g NaCl

Ecuación ajustada:



$$M_r(\text{NaCl}) = 22,99 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 58,44 \text{ u}$$

$$M_r(\text{HCl}) = 1,008 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 36,458 \text{ u}$$

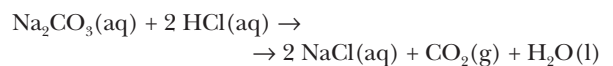
$$m(\text{HCl}) = 46,0 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,44 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{2 \text{ mol NaCl}}$$

$$\cdot \frac{36,458 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 28,70 \text{ g HCl}$$

Se pueden obtener **28,70 g** de HCl.

- Datos: 15,0 g Na₂CO₃

Ecuación ajustada:



$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \cdot 22,99 \text{ u} + 12,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 105,99 \text{ u}$$

$$M_r(\text{CO}_2) = 12,01 \text{ u} + 2 \cdot 16,00 \text{ u} = 44,01 \text{ u}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 18,016 \text{ u}$$

Calculamos la masa de CO₂ que se obtiene:

$$m(\text{CO}_2) = 15,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{105,99 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{44,01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 6,23 \text{ g CO}_2$$

Calculamos la masa de H₂O que se obtiene:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 15,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{105,99 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{18,016 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 2,55 \text{ g H}_2\text{O}$$

Se obtienen **6,23 g** de CO₂ y **2,55 g** de H₂O.

13. *Datos:* 8,0 g O₂

Ecuación ajustada:



$$M_r(\text{KClO}_3) = 39,10 \text{ u} + 35,45 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 122,55 \text{ u}$$

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot 16,00 \text{ u} = 32,00 \text{ u}$$

Calculamos la masa de KClO₃ que se descompone:

$$m(\text{KClO}_3) = 8,0 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{122,55 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} = 20,43 \text{ g KClO}_3$$

Se descompondrán **20,43 g** de KClO₃.

14. *Datos:* 100,0 g CaCO₃

Ecuación ajustada:



$$a) M_r(\text{CaCO}_3) = 40,08 \text{ u} + 12,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 100,09 \text{ u}$$

Calculamos el volumen de CO₂ que se forma en condiciones normales:

$$100,0 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{22,4 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 22,38 \text{ L CO}_2$$

$$b) M_r(\text{CaCl}_2) = 40,08 \text{ u} + 2 \cdot 35,45 \text{ u} = 110,98 \text{ u}$$

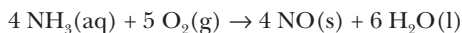
Calculamos la masa de CaCl₂ que se obtiene:

$$100,0 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{110,98 \text{ g CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 110,88 \text{ g CaCl}_2$$

Se obtienen **22,38 L** de CO₂ y **110,88 g** de CaCl₂.

15. *Datos:* 60,0 g NO

Ecuación ajustada:



$$a) M_r(\text{NO}) = 14,01 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 30,01 \text{ u}$$

Calculamos el volumen de O₂ necesario en condiciones normales:

$$60,0 \text{ g NO} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{30,01 \text{ g NO}} \cdot \frac{5 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol NO}} \cdot \frac{22,4 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 55,98 \text{ L O}_2$$

$$b) M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 18,016 \text{ u}$$

Calculamos el volumen de agua producida:

$$60,0 \text{ g NO} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{30,01 \text{ g NO}} \cdot \frac{6 \text{ mol H}_2\text{O}}{4 \text{ mol NO}} \cdot \frac{18,016 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} = 54,03 \text{ g H}_2\text{O}$$

Se necesitan **55,98 L** de O₂ y se producen **54,03 g** de H₂O.

16. *Datos:* 5,0 g KClO₃

Ecuación ajustada:



$$M_r(\text{KClO}_3) = 39,10 \text{ u} + 35,45 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 122,55 \text{ u}$$

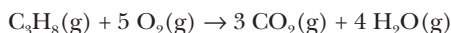
Calculamos el volumen de O₂ producido en condiciones normales:

$$5,0 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,55 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{22,4 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 1,37 \text{ L O}_2$$

Se producen **1,37 L** de O₂.

17. *Datos:* 50,0 L CO₂ P = 740 mm Hg t = 25 °C

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de CO₂ obtenidos a partir de la ecuación de estado:

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$P = 740 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,97 \text{ atm}$$

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0,97 \text{ atm} \cdot 50,0 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}} = 1,98 \text{ mol CO}_2$$

Calculamos la masa de propano que debe quemarse para producir 1,98 mol de CO₂:

$$M_r(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \cdot 12,01 \text{ u} + 8 \cdot 1,008 \text{ u} = 44,094 \text{ u}$$

$$1,98 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{3 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{44,094 \text{ g C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 29,10 \text{ g C}_3\text{H}_8$$

Deberán quemarse **29,10 g** de C₃H₈.

18. *Datos:* 100,0 g NO₂ P = 750 mm Hg t = 20 °C

Ecuación ajustada: N₂(g) + 2 O₂(g) → 2 NO₂(g)

Calculamos primero los moles de N₂ necesarios:

$$M_r(\text{NO}_2) = 14,01 + 2 \cdot 16,00 \text{ u} = 46,01 \text{ u}$$

$$100,0 \text{ g NO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol NO}_2}{46,01 \text{ g NO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NO}_2} = 1,09 \text{ mol N}_2$$

Calculamos el volumen que ocupan los 1,09 mol de N_2 necesarios, aplicando la ecuación de estado:

$$T = 20 + 273 = 293 \text{ K}$$

$$P = 750 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,99 \text{ atm}$$

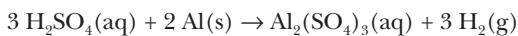
$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{1,09 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}}{0,99 \text{ atm}} = 26,45 \text{ L } N_2$$

Se necesitan **26,45 L** de N_2 .

19. Datos: 2,0 L H_2 $P = 740 \text{ mm Hg}$ $t = 30 \text{ }^\circ\text{C}$

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de H_2 obtenidos aplicando la ecuación de estado:

$$T = 30 + 273 = 303 \text{ K}$$

$$P = 740 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,97 \text{ atm}$$

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0,97 \text{ atm} \cdot 2,0 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 303 \text{ K}} = 7,81 \cdot 10^{-2} \text{ mol } H_2$$

Calculamos la masa de Al que debe reaccionar para producir esta cantidad de H_2 :

$$A_r(Al) = 26,98 \text{ u}$$

$$7,81 \cdot 10^{-2} \text{ mol } H_2 \cdot \frac{2 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol } H_2} \cdot \frac{26,98 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 1,40 \text{ g Al}$$

Deben reaccionar **1,40 g** de Al.

20. Datos: $\% (HNO_3) = 33,50 \%$ \Rightarrow $\% (H_2O) = 66,50 \%$

$$d = 1,200 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$$

Calculamos los moles de cada componente en 100 g de disolución:

$$M_r(HNO_3) = 1,008 \text{ u} + 14,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 63,018 \text{ u}$$

$$M_r(H_2O) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 18,016 \text{ u}$$

$$n(HNO_3) = 100 \text{ g disolución} \cdot \frac{33,50 \text{ g } HNO_3}{100 \text{ g disolución}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol } HNO_3}{63,018 \text{ g } HNO_3} = 0,532 \text{ mol } HNO_3$$

$$n(H_2O) = 100 \text{ g disolución} \cdot \frac{66,50 \text{ g } H_2O}{100 \text{ g disolución}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18,016 \text{ g } H_2O} = 3,691 \text{ mol } H_2O$$

Calculamos el volumen de 100 g de disolución a partir de la densidad:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{100 \text{ g}}{1,200 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}} = 83,33 \text{ mL}$$

Calculamos la molaridad, la molalidad y la fracción molar del HNO_3 :

$$M = \frac{\text{mol componente}}{\text{L disolución}} \cdot \frac{0,532 \text{ mol } HNO_3}{83,33 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 6,384 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$m = \frac{\text{mol componente}}{\text{kg disolvente}} \cdot \frac{0,532 \text{ mol } HNO_3}{66,50 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 8,000 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\chi(HNO_3) = \frac{n(HNO_3)}{n_T} = \frac{n(HNO_3)}{n(HNO_3) + n(H_2O)}$$

$$\chi(HNO_3) = \frac{0,532 \text{ mol}}{0,532 \text{ mol} + 3,691 \text{ mol}} = 0,126$$

La disolución es **6,384 M**, o bien, **8,000 m**. La fracción molar del HNO_3 es **0,126**.

21. Datos: $\% (NiSO_4) = 6 \%$ $d = 1,06 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

Calculamos la molaridad:

$$M_r(NiSO_4) = 58,69 \text{ u} + 32,07 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 154,76 \text{ u}$$

$$M = \frac{\text{mol componente}}{\text{L disolución}} \cdot \frac{6 \text{ g } NiSO_4}{100 \text{ g disolución}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol } NiSO_4}{154,76 \text{ g } NiSO_4} \cdot \frac{1,06 \text{ g disol}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0,41 \text{ M}$$

La disolución es **0,41 M**.

22. Datos: $M_1 = 2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $V_2 = 150 \text{ mL}$

$$M_2 = 0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Teniendo en cuenta que el número de moles de NaOH no varía de una disolución a otra, calculamos el volumen de la nueva disolución:

$$V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$$

$$V_1 = \frac{V_2 \cdot M_2}{M_1} = \frac{0,150 \text{ mL} \cdot 0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 60 \text{ mL}$$

Se necesita un volumen de **60 mL**.

23. Datos: $V = 50,0 \text{ mL}$ $d = 1,1 \text{ kg/L}$

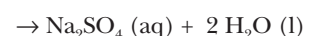
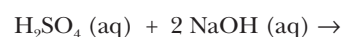
Riqueza: 15 % en masa

La riqueza nos indica que en 100 mL de disolución hay 15 g de ácido sulfúrico.

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 32,07 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 98,086 \text{ u}$$

$$M_r(Na_2SO_4) = 2 \cdot 22,99 \text{ u} + 32,07 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 142,05 \text{ u}$$

Formulamos y ajustamos la ecuación correspondiente:



Procedemos de la manera habitual, con factores de conversión.

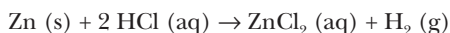
$$0,050 \text{ L dis. H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1100 \text{ g dis. H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L dis. H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{15 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g dis. H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,068 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{142,05 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = 11,95 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

Se obtendrán **11,95 g de Na₂SO₄**.

24. Datos: V = 40,0 mL d = 1,09 g/mL
Riqueza: 18 % (masa)

$$M_r(\text{HCl}) = 1,008 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 36,458 \text{ u}$$

La reacción ajustada es:



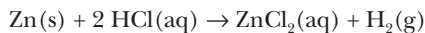
Utilizando los factores de conversión:

$$0,040 \text{ L dis. HCl} \cdot \frac{1090 \text{ g dis. HCl}}{1 \text{ L dis. HCl}} \cdot \frac{18 \text{ g HCl}}{100 \text{ g dis. HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,458 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 2,41 \text{ L H}_2$$

Se obtendrán **2,41 L** de hidrógeno.

25. Datos: 20,0 g Zn del 85 % de pureza

Ecuación ajustada:



Calculamos el volumen de H₂(g) que se obtiene en condiciones normales:

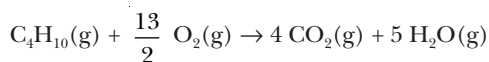
$$A_r(\text{Zn}) = 65,39 \text{ u}$$

$$20,0 \text{ g Zn impuro} \cdot \frac{85 \text{ g Zn puro}}{100 \text{ g Zn impuro}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,39 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 5,82 \text{ L H}_2$$

Se obtendrán **5,82 L** de H₂ en condiciones normales.

26. Datos: Aire: 21% O₂ 100,0 g C₄H₁₀

Ecuación ajustada:



Calculamos el volumen de O₂(g) necesario, medido en condiciones normales:

$$M_r(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot 12,01 \text{ u} + 10 \cdot 1,008 \text{ u} = 58,12 \text{ u}$$

$$100,0 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58,12 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{\frac{13}{2} \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{22,4 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 250,52 \text{ L O}_2$$

Calculamos el volumen de aire necesario para contener 250,52 L de O₂:

$$V(\text{aire}) = 250,52 \text{ L O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21 \text{ L O}_2} = 1192,95 \text{ L aire}$$

Se necesitan **1 192,95 L** de aire.

27. Datos: 6,5 g NaHCO₃ impurezas de Na₂SO₄
0,80 L CO₂ P = 760 mm Hg t = 22 °C

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de CO₂ obtenidos utilizando la ecuación de estado:

$$T = 22 + 273 = 295 \text{ K}$$

$$P = 760 \text{ mm Hg} = 1 \text{ atm}$$

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,80 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 295 \text{ K}} = 3,31 \cdot 10^{-2} \text{ mol CO}_2$$

Calculamos la masa inicial de NaHCO₃ a partir del CO₂ obtenido en la reacción:

$$M_r(\text{NaHCO}_3) = 22,99 \text{ u} + 1,008 \text{ u} + 12,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 84,008 \text{ u}$$

$$3,31 \cdot 10^{-2} \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2}$$

$$\frac{84,008 \text{ g NaHCO}_3}{1 \text{ mol NaHCO}_3} = 2,78 \text{ g NaHCO}_3$$

Calculamos el porcentaje de NaHCO₃ presente en la muestra:

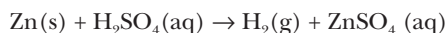
$$\% \text{NaHCO}_3 = \frac{\text{masa NaHCO}_3}{\text{masa muestra}} \cdot 100 = \frac{2,78 \text{ g}}{6,5 \text{ g}} \cdot 100 = 42,77 \%$$

El porcentaje de riqueza de NaHCO₃ en la muestra es el **42,77 %**.

28. Datos: 5,0 g aleación Cu y Zn

$$0,324 \text{ L H}_2 \quad P = 750 \text{ mm Hg} \quad t = 20 \text{ °C}$$

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de H₂ que se han desprendido, utilizando la ecuación de estado:

$$P = 750 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,99 \text{ atm}$$

$$T = 20 + 273 = 293 \text{ K}$$

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0,99 \text{ atm} \cdot 0,324 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}} = 1,34 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}_2$$

Calculamos la masa de Zn que debe haber reaccionado para obtener el H₂ desprendido:

$$A_r(\text{Zn}) = 65,39 \text{ u}$$

$$1,34 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{65,39 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 0,88 \text{ g Zn}$$

Con este dato, calculamos la masa de cobre que había en la aleación inicial:

$$m(\text{Cu}) = m(\text{aleación}) - m(\text{Zn})$$

$$m(\text{Cu}) = 5,0 \text{ g} - 0,88 \text{ g} = 4,12 \text{ g Cu}$$

Calculamos el porcentaje de Cu en la aleación:

$$\% \text{ Cu} = \frac{4,12 \text{ g Cu}}{5,0 \text{ g}} \cdot 100 = 82,4 \%$$

El porcentaje en cobre es el **82,4 %**.

29. Datos: 7,6 g Fe 9,5 g S

Ecuación ajustada: $\text{Fe(s)} + \text{S(s)} \rightarrow \text{FeS(s)}$

Calculamos el número de moles iniciales de cada reactivo:

$$A_r(\text{Fe}) = 55,85 \text{ u}$$

$$n(\text{Fe}) = 7,6 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,85 \text{ g Fe}} = 0,14 \text{ mol Fe}$$

$$A_r(\text{S}) = 32,07 \text{ u}$$

$$n(\text{S}) = 9,5 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32,07 \text{ g S}} = 0,30 \text{ mol de S}$$

Según la estequiometría de la reacción, para que reaccionen 0,14 mol de Fe se necesitan:

$$0,14 \text{ mol Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol Fe}} = 0,14 \text{ mol S}$$

Como disponemos de 0,30 mol S, el reactivo limitante es el Fe. Calculamos, pues, la masa de FeS que se obtendrá, tomando como referencia la cantidad inicial de Fe:

$$M_r(\text{FeS}) = 55,85 \text{ u} + 32,07 \text{ u} = 87,92 \text{ u}$$

$$0,14 \text{ mol Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}}{1 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{87,92 \text{ g FeS}}{1 \text{ mol FeS}} = 11,96 \text{ g FeS}$$

Calculamos la masa de S que reaccionará con el reactivo limitante:

$$0,14 \text{ mol Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{32,07 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = 4,36 \text{ g S}$$

Calculamos el exceso de S por diferencia con la masa total de S presente:

$$9,5 \text{ g S} - 4,36 \text{ g S} = 5,14 \text{ g S}$$

Se pueden obtener **11,96 g** de FeS y quedará un exceso de **5,14 g** de S sin reaccionar.

30. Datos: 0,74 g O₃ 0,67 g NO

Ecuación ajustada: $\text{O}_3 + \text{NO} \rightarrow \text{O}_2 + \text{NO}_2$

Calculamos el número de moles de cada reactivo:

$$M_r(\text{O}_3) = 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 48,00 \text{ u}$$

$$n(\text{O}_3) = 0,74 \text{ g O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_3}{48,00 \text{ g O}_3} = 1,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}_3$$

$$M_r(\text{NO}) = 14,01 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 30,01 \text{ u}$$

$$n(\text{NO}) = 0,67 \text{ g NO} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{30,01 \text{ g NO}} =$$

$$= 2,23 \cdot 10^{-2} \text{ mol NO}$$

Según la estequiometría de la reacción, para que reaccionen $1,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}_3$ se necesitan:

$$1,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{1 \text{ mol O}_3} = 1,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol NO}$$

Como disponemos de $2,23 \cdot 10^{-2} \text{ mol NO}$, el reactivo limitante es el O₃. Calculamos, pues, la masa de NO₂ que se produce tomando como referencia la cantidad inicial de O₃:

$$M_r(\text{NO}_2) = 14,01 + 2 \cdot 16,00 \text{ u} = 46,01 \text{ u}$$

$$1,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NO}_2}{1 \text{ mol O}_3} \cdot \frac{46,01 \text{ g NO}_2}{1 \text{ mol NO}_2} =$$

$$= 0,71 \text{ g NO}_2$$

Se producen **0,71 g** de NO₂.

6. REACCIONES SIMULTÁNEAS Y REACCIONES CONSECUTIVAS (pág. 110)

31. Datos: 1,0 g H₂ 2,12 g NH₃

Ecuación ajustada: $3 \text{ H}_2(\text{g}) + 2 \text{ N}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ NH}_3(\text{g})$

Calculamos primero la masa teórica de NH₃ que se debería obtener a partir de 1,0 g de H₂.

$$M_r(\text{H}_2) = 2 \cdot 1,008 = 2,016 \text{ u}$$

$$M_r(\text{NH}_3) = 14,01 + 3 \cdot 1,008 = 17,034 \text{ u}$$

$$1,0 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,018 \text{ g H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{17,034 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} =$$

$$= 5,63 \text{ g NH}_3$$

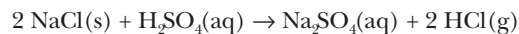
Calculamos el rendimiento de la reacción:

$$\text{Rend} = \frac{m_{\text{real}}}{m_{\text{teor}}} \cdot 100 = \frac{2,12 \text{ g NH}_3}{5,63 \text{ g NH}_3} \cdot 100 = 37,7 \%$$

El rendimiento de la reacción es del **37,7 %**.

32. Datos: 100,0 g NaCl al 90 % 20 L HCl(g)

Ecuación ajustada:



Calculamos primero el volumen de HCl que se obtendría en condiciones normales:

$$M_r(\text{NaCl}) = 22,99 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 58,44 \text{ u}$$

$$100,0 \text{ g NaCl imp.} \cdot \frac{90 \text{ g NaCl}}{100 \text{ g NaCl impur.}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,44 \text{ g NaCl}}$$

$$\cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{2 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{22,4 \text{ L HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 34,50 \text{ L HCl}$$

Calculamos el rendimiento de la reacción, sabiendo que se obtuvieron 20,0 L HCl:

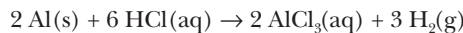
$$\text{Rend} = \frac{V_{\text{real}}}{V_{\text{teor}}} \cdot 100 = \frac{20,0 \text{ L HCl}}{34,50 \text{ L HCl}} \cdot 100 = 58 \%$$

Pueden obtenerse teóricamente **34,50 L** de HCl, aunque el rendimiento de la reacción es del **58 %**.

33. *Datos:* 114,0 g Al Rendimiento 85 %

$$P = 742 \text{ mm Hg} \quad t = 22 \text{ }^\circ\text{C}$$

Ecuación ajustada:



Calculamos los moles de $\text{H}_2\text{(g)}$ que se obtienen, teniendo en cuenta el rendimiento de la reacción:

$$A_r(\text{Al}) = 26,98 \text{ u}$$

$$114,0 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \cdot \frac{85}{100} = 5,39 \text{ mol H}_2$$

Calculamos el volumen que ocupan los 5,39 mol de H_2 obtenidos, utilizando la ecuación de estado:

$$T = 22 + 273 = 295 \text{ K}$$

$$P = 742 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,98 \text{ atm}$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{5,39 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 295 \text{ K}}{0,98 \text{ atm}} = 133,05 \text{ L H}_2$$

Se obtienen **133,05 L** de H_2 .

34. *Datos:* 38,0 g KClO_3 Rendimiento: 90 %

$$P = 750 \text{ mm Hg} \quad t = 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

Ecuación ajustada:



Calculamos los moles de $\text{O}_2\text{(g)}$ que se obtienen, teniendo en cuenta el rendimiento de la reacción:

$$M_r(\text{KClO}_3) = 39,10 \text{ u} + 35,45 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 122,55 \text{ u}$$

$$38,0 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,55 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3}$$

$$\cdot \frac{90}{100} = 0,42 \text{ mol O}_2$$

Calculamos el volumen que ocupan los 0,42 mol O_2 recogidos utilizando la ecuación de estado:

$$P = 750 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,99 \text{ atm}$$

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{0,42 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{0,99 \text{ atm}} = 10,37 \text{ L O}_2$$

Pueden recogerse **10,37 L** de oxígeno.

35. *Datos:* 4,00 g KClO_3 y KClO_4 2,40 g KCl

Ecuaciones ajustadas:



Llamamos x e y , respectivamente, a las masas de KClO_3 y KClO_4 presentes en la mezcla inicial.

De manera que: $x + y = 4,00$

Calculamos la masa de KCl que se obtiene a partir de la descomposición de cada compuesto:

$$M_r(\text{KClO}_3) = 39,10 \text{ u} + 35,45 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 122,55 \text{ u}$$

$$M_r(\text{KClO}_4) = 39,10 \text{ u} + 35,45 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 138,55 \text{ u}$$

$$M_r(\text{KCl}) = 39,10 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 74,55 \text{ u}$$

$$x \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,55 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol KCl}}{2 \text{ mol KClO}_3}$$

$$\cdot \frac{74,55 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 0,608 \cdot x \text{ g KCl}$$

$$y \text{ g KClO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_4}{138,55 \text{ g KClO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{1 \text{ mol KClO}_4}$$

$$\cdot \frac{74,55 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 0,538 \cdot y \text{ g KCl}$$

De manera que: $0,608 \cdot x + 0,538 \cdot y = 2,40$

Con las dos ecuaciones formamos el sistema:

$$\begin{cases} x + y = 4,00 \\ 0,608 \cdot x + 0,538 \cdot y = 2,40 \end{cases}$$

cuyas soluciones son: $\begin{cases} x = 3,543 \\ y = 0,457 \end{cases}$

Por tanto, la mezcla está formada por 3,543 g de KClO_3 y 0,457 g de KClO_4 .

Con estos datos, calculamos el porcentaje de cada compuesto en la mezcla inicial:

$$\% \text{ KClO}_3 = \frac{m(\text{KClO}_3)}{m_T} \cdot 100 = \frac{3,543 \text{ g}}{4,0 \text{ g}} \cdot 100 = 88,58 \%$$

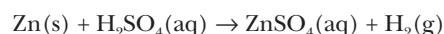
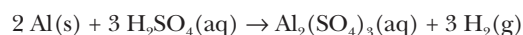
$$\% \text{ KClO}_4 = \frac{m(\text{KClO}_4)}{m_T} \cdot 100 = \frac{0,457 \text{ g}}{4,0 \text{ g}} \cdot 100 = 11,43 \%$$

La mezcla está formada por un **88,58 % de KClO_3** y un **11,43 % de KClO_4** .

36. *Datos:* 0,156 g Al y Zn 0,114 L H_2

$$P = 725 \text{ mm Hg} \quad t = 27 \text{ }^\circ\text{C}$$

Ecuaciones ajustadas:



Calculamos el número total de moles de $H_2(g)$ obtenidos, utilizando la ecuación de estado:

$$P = 725 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,95 \text{ atm}$$

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0,95 \text{ atm} \cdot 0,114 \text{ L}}{0,082 \cdot \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{ K}} = 4,40 \cdot 10^{-3} \text{ mol } H_2$$

Llamamos x e y , respectivamente, a las masas de Al y Zn presentes en la mezcla inicial.

$$\text{De manera que: } x + y = 0,156$$

Calculamos el número de moles de H_2 que se desprenden en cada reacción:

$$A_r(\text{Al}) = 26,98 \text{ u}$$

$$A_r(\text{Zn}) = 65,39 \text{ u}$$

$$x \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol Al}} = 5,56 \cdot 10^{-2} x \text{ mol } H_2$$

$$y \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,39 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol Zn}} = 1,53 \cdot 10^{-2} y \text{ mol } H_2$$

$$\text{De manera que: } 5,56 \cdot 10^{-2} x + 1,53 \cdot 10^{-2} y = 4,40 \cdot 10^{-3}$$

Con las dos ecuaciones formamos el sistema:

$$\begin{cases} x + y = 0,156 \\ 5,56 \cdot 10^{-2} x + 1,53 \cdot 10^{-2} y = 4,40 \cdot 10^{-3} \end{cases}$$

$$\text{cuyas soluciones son: } \begin{cases} x = 0,050 \\ y = 0,106 \end{cases}$$

Por tanto, la mezcla está formada por 0,050 g de Al y 0,106 g de Zn.

Con estos datos calculamos el porcentaje de cada metal en la mezcla inicial:

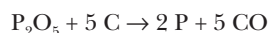
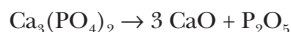
$$\% \text{ Al} = \frac{m(\text{Al})}{m_T} \cdot 100 = \frac{0,050 \text{ g}}{0,156 \text{ g}} \cdot 100 = 32,05 \%$$

$$\% \text{ Zn} = \frac{m(\text{Zn})}{m_T} \cdot 100 = \frac{0,106 \text{ g}}{0,156 \text{ g}} \cdot 100 = 67,95 \%$$

La muestra está formada por un **32,05 % de Al** y un **67,95 % de Zn**.

37. *Datos:* 2 000 g $Ca_3(PO_4)_2$ Rendimiento: 65 %

Ecuaciones ajustadas:



Calculamos la masa de P que puede obtenerse, teniendo en cuenta el rendimiento del proceso:

$$M_r[Ca_3(PO_4)_2] = 3 \cdot 40,08 \text{ u} + 2 \cdot 30,97 \text{ u} + 8 \cdot 16,00 \text{ u} = 310,18 \text{ u}$$

$$M_r(P) = 30,97 \text{ u}$$

$$2000 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2}{310,18 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } P_2O_5}{1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2} \cdot \frac{2 \text{ mol P}}{1 \text{ mol } P_2O_5} \cdot \frac{30,97 \text{ g P}}{1 \text{ mol P}} \cdot \frac{65 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 259,60 \text{ g P}$$

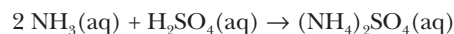
Pueden obtenerse **259,60 g** de fósforo.

RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 113)

38. *Datos:* Disol NH_3 18 % ($\frac{m}{m}$) $d = 0,93 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

$$30,0 \text{ g } (NH_4)_2SO_4$$

Ecuación ajustada:



$$M_r[(NH_4)_2SO_4] = 2 \cdot 14,01 \text{ u} + 8 \cdot 1,008 \text{ u} + 32,07 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 132,154 \text{ u}$$

$$M_r(NH_3) = 14,01 \text{ u} + 3 \cdot 1,008 \text{ u} = 17,034 \text{ u}$$

$$30,0 \text{ g } (NH_4)_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4}{132,154 \text{ g } (NH_4)_2SO_4}$$

$$\cdot \frac{2 \text{ mol } NH_3}{1 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4} \cdot \frac{17,034 \text{ g } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{100 \text{ g dis}}{18 \text{ g NH}}$$

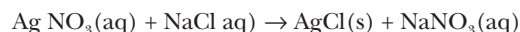
$$\cdot \frac{1 \text{ mol dis}}{0,93 \text{ g dis}} = 46,20 \text{ mL disolución}$$

Hacen falta **46,20 mL** de disolución.

39. *Datos:* $AgNO_3$ 0,1 M 100 mL dis. NaCl

$$0,718 \text{ g AgCl}$$

Ecuación ajustada:



Como tenemos exceso de $AgNO_3$, el reactivo limitante es el NaCl. De manera que todo el $AgCl$ formado procede de la disolución de NaCl.

Calculamos los moles NaCl que han reaccionado:

$$M_r(AgCl) = 107,9 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 143,35 \text{ u}$$

$$0,718 \text{ g AgCl} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143,35 \text{ g AgCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol AgCl}} =$$

$$= 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaCl}$$

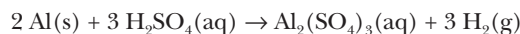
Conocidos el número de moles y el volumen, podemos calcular la molaridad:

$$M(\text{NaCl}) = \frac{5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaCl}}{100 \text{ mL dis}} \cdot \frac{100 \text{ mL dis}}{1 \text{ L dis}} = 0,05$$

La disolución es **0,05 M**.

40. *Datos:* 6,0 g Al 50 mL dis H_2SO_4 0,6 M

Ecuación ajustada:



a) Calculamos los moles de cada reactivo:

$$A_r(\text{Al}) = 26,98 \text{ u}$$

$$6,0 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} = 0,22 \text{ mol Al}$$

$$50 \text{ mL dis H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ L dis}}{1000 \text{ mL dis}} \cdot \frac{0,6 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L dis}} = 0,03 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Según la estequiometría de la reacción, para que reaccionen 0,03 mol de H₂SO₄ se necesitan:

$$0,03 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,02 \text{ mol Al}$$

Como disponemos de 0,22 mol Al, **el reactivo limitante es el H₂SO₄**.

b) Calculamos el volumen de H₂ en condiciones normales a partir del H₂SO₄:

$$0,03 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0,672 \text{ L H}_2$$

Calculamos la masa de Al₂(SO₄)₃ partiendo también del H₂SO₄:

$$M_r[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 2 \cdot 26,98 \text{ u} + 3 \cdot 32,07 + 12 \cdot 16,00 = 342,17 \text{ u}$$

$$0,05 \text{ L dis H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{0,6 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L dis}} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3}{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{342,17 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 3,42 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

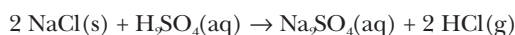
Se formarán **0,672 L** de H₂ (en c.n.) y **3,42 g** de Al₂(SO₄)₃.

41. Datos: 20,0 g NaCl comercial

$$\text{dis H}_2\text{SO}_4 \text{ 70,82 \% } \left(\frac{\text{m}}{\text{m}}\right) \quad d = 1,62 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$6,0 \text{ L HCl} \quad P = 750 \text{ mm Hg} \quad t = 18 \text{ }^\circ\text{C}$$

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de HCl utilizando la ecuación de estado:

$$P = 750 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,99 \text{ atm}$$

$$T = 18 + 273 = 291 \text{ K}$$

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0,99 \text{ atm} \cdot 6,0 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 291 \text{ K}} = 0,25 \text{ mol HCl}$$

Calculamos la masa de NaCl puro que debe reaccionar para producir 0,25 mol HCl.

$$M_r(\text{NaCl}) = 22,99 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 58,44 \text{ u}$$

$$0,25 \text{ mol HCl} \cdot \frac{2 \text{ mol NaCl}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{58,44 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} =$$

$$= 14,61 \text{ g NaCl}$$

Calculamos la pureza del NaCl comercial:

$$\text{Pureza} = \frac{m(\text{NaCl})}{m_T} \cdot 100 = \frac{14,61 \text{ g}}{20,0 \text{ g}} \cdot 100 = 73,05 \%$$

A partir del HCl obtenido, calculamos el volumen de la disolución de H₂SO₄ consumido:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 32,07 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 98,086 \text{ u}$$

$$0,25 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{98,086 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot$$

$$\frac{100 \text{ g dis}}{70,82 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol dis}}{1,62 \text{ g dis}} = 10,69 \text{ mL}$$

La pureza de la muestra es del **73,05 %** y el volumen de disolución de H₂SO₄ consumido es de **10,69 mL**.

42. Datos: 2,50 g CaCO₃ P = 740 mm Hg t = 25 °C

$$\text{dis HCl 16\% } \left(\frac{\text{m}}{\text{m}}\right) \quad d = 1,170 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Ecuación ajustada:



a) Calculamos el número de moles de CO₂ obtenidos:

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 40,08 \text{ u} + 12,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 100,09 \text{ u}$$

$$2,50 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 2,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol CO}_2$$

Calculamos el volumen que ocupan los 2,50 · 10⁻² mol CO₂ a partir de la ecuación de estado:

$$P = 740 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,97 \text{ atm}$$

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{2,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{0,97 \text{ atm}} = 0,63 \text{ L CO}_2$$

Se obtienen **0,63 L** de CO₂.

b) Calculamos el volumen de la disolución de HCl necesario para que reaccione totalmente el CaCO₃:

$$M_r(\text{HCl}) = 1,008 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 36,458 \text{ u}$$

$$2,50 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot$$

$$\frac{36,458 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g disol}}{16 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL disol}}{1,170 \text{ g disol}} = 9,73 \text{ mL disol.}$$

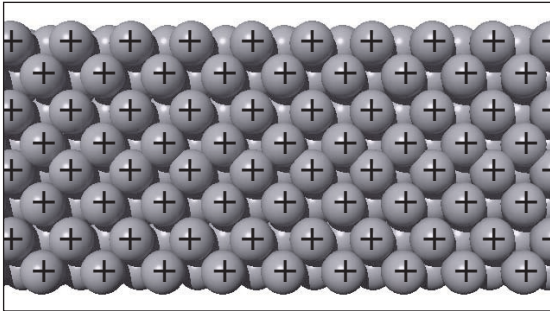
El volumen de HCl necesario es **9,73 mL**.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS (págs. 114 y 115)

43. Un clavo de hierro se encuentra en estado sólido y, según la teoría cinético-molecular, los átomos de hierro ejercen entre ellos fuerzas atractivas de gran intensidad, de modo que su movilidad es prácticamente nula.

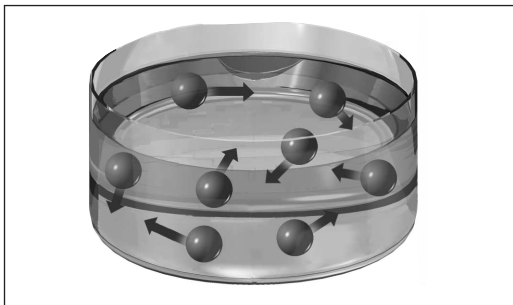
Formarán una estructura rígida y compacta, donde el espacio entre los átomos será muy pequeño.

Estructura de un sólido metálico.

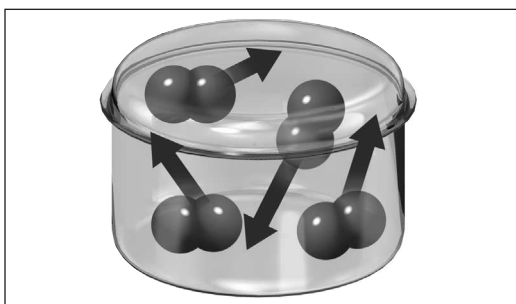


– En el caso del aceite, tenemos un líquido que, sin tener una forma fija, se adapta a la forma del recipiente porque las fuerzas de atracción entre las moléculas que lo forman son de una intensidad moderada y ello les permite un cierto grado de movilidad. Además, la energía cinética de sus moléculas será mayor que en un sólido.

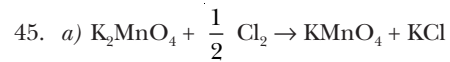
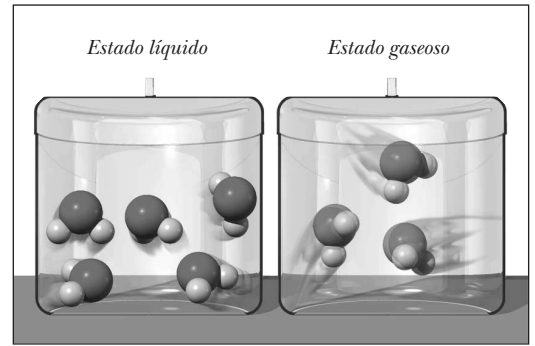
Las partículas pueden resbalar unas respecto de otras y el espacio entre ellas aún es pequeño, comparado con su tamaño.



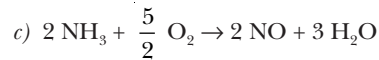
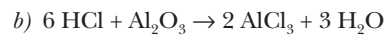
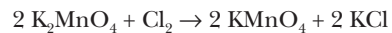
– En el caso del gas hidrógeno, las fuerzas atractivas entre sus átomos prácticamente no existen, y la distancia entre ellas es muy grande, comparada con su tamaño. Los átomos tienen, pues, total libertad para moverse dentro del recipiente.



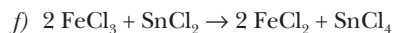
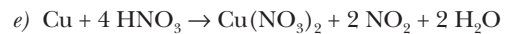
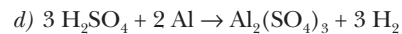
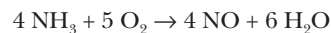
44.



O también:

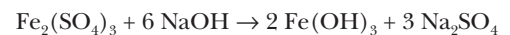


O también:



46. Datos: 34,0 g $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

Ecuación ajustada:



$$M_r[\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3] = 2 \cdot 55,85 \text{ u} + 3 \cdot 32,07 \text{ u} +$$

$$+ 12 \cdot 16,00 \text{ u} = 399,91 \text{ u}$$

$$M_r[\text{Fe}(\text{OH})_3] = 55,85 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} + 33 \cdot 1,008 \text{ u} = 106,87 \text{ u}$$

$$m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 34,0 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{399,91 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot$$

$$\frac{2 \text{ mol Fe}(\text{OH})_3}{1 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{106,87 \text{ g Fe}(\text{OH})_3}{1 \text{ mol Fe}(\text{OH})_3} = 18,17 \text{ g Fe}(\text{OH})_3$$

Se producen **18,17 g** de $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

47. Datos: 160,0 g SO_3

Ecuación ajustada: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$

$$M_r(\text{SO}_3) = 32,07 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 80,07 \text{ u}$$

$$M_r(\text{SO}_2) = 32,07 \text{ u} + 2 \cdot 16,00 \text{ u} = 64,07 \text{ u}$$

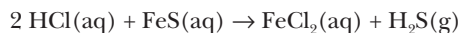
$$m(\text{SO}_2) = 160,0 \text{ g SO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_3}{80,07 \text{ g SO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol SO}_2}{2 \text{ mol SO}_3} \cdot$$

$$\frac{64,07 \text{ g SO}_2}{1 \text{ mol SO}_2} = 128,03 \text{ g SO}_2$$

Se requieren **128,03 g** de SO_2 .

48. Datos: 10,0 g FeS Condiciones normales

Ecuación ajustada:



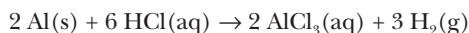
Calculamos el volumen de H_2S que se obtendrá en condiciones normales:

$$\begin{aligned} M_r(\text{FeS}) &= 55,85 \text{ u} + 32,07 \text{ u} = 87,92 \text{ u} \\ 10,0 \text{ g FeS} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}}{87,92 \text{ g FeS}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol FeS}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} &= \\ &= 2,55 \text{ L de H}_2\text{S} \end{aligned}$$

Se obtendrán **2,55 L** de H_2S .

49. Datos: 4,0 g Al Condiciones normales

Ecuación ajustada:



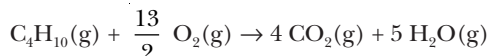
Calculamos el volumen de H_2 que se obtiene en condiciones normales:

$$\begin{aligned} A_r(\text{Al}) &= 26,98 \text{ u} \\ 4,0 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} &= \\ &= 4,98 \text{ L H}_2 \end{aligned}$$

Se obtienen **4,98 L** de H_2 .

50. Datos: $V = 100,0 \text{ L CO}_2$ $P = 740 \text{ mm Hg}$ $t = 25^\circ \text{C}$

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de CO_2 que se han obtenido utilizando la ecuación de estado:

$$P = 740 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,97 \text{ atm}$$

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0,97 \text{ atm} \cdot 100,0 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}} = 3,97 \text{ mol CO}_2$$

Calculamos la masa de butano que debe quemarse para obtener 3,97 mol de CO_2 :

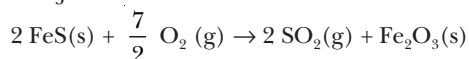
$$M_r(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot 12,01 \text{ u} + 10 \cdot 1,008 \text{ u} = 58,12 \text{ u}$$

$$\begin{aligned} 3,97 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{4 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{58,12 \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} &= \\ &= 57,68 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \end{aligned}$$

Deben quemarse **57,68 g** de butano.

51. Datos: 40,0 L SO_2 $P = 740 \text{ mm Hg}$ $t = 400^\circ \text{C}$

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de SO_2 que se han producido, utilizando la ecuación de estado:

$$P = 740 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,97 \text{ atm}$$

$$T = 400 + 273 = 673 \text{ K}$$

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0,97 \text{ atm} \cdot 40,0 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 673 \text{ K}} = 0,70 \text{ mol SO}_2$$

Calculamos la masa de FeS que reaccionó para producir 0,70 mol de SO_2 :

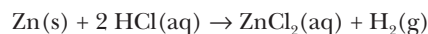
$$M_r(\text{FeS}) = 55,87 \text{ u} + 32,07 \text{ u} = 87,92 \text{ u}$$

$$\begin{aligned} 0,70 \text{ mol SO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol FeS}}{2 \text{ mol SO}_2} \cdot \frac{87,92 \text{ g FeS}}{1 \text{ mol FeS}} &= \\ &= 61,54 \text{ g FeS} \end{aligned}$$

Reaccionaron **61,54 g** de FeS.

52. Datos: 15,0 g Zn $P = 750 \text{ mm Hg}$ $t = 25^\circ \text{C}$

Ecuación ajustada:



Calculamos los moles de H_2 que pueden obtenerse:

$$A_r(\text{Zn}) = 65,39 \text{ u}$$

$$15,0 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,39 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0,23 \text{ mol H}_2$$

Calculamos el volumen que ocupan los 0,23 mol de H_2 obtenidos, utilizando la ecuación de estado:

$$P = 750 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,99 \text{ atm}$$

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{0,23 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{0,99 \text{ atm}} = 5,68 \text{ L H}_2$$

Se pueden obtener **5,68 L** de H_2 .

53. Datos: 40,0 g KClO_3 $P = 750 \text{ mm Hg}$ $t = 25^\circ \text{C}$

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de O_2 que se producen por descomposición del KClO_3 :

$$M_r(\text{KClO}_3) = 39,10 \text{ u} + 35,45 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 122,55 \text{ u}$$

$$\begin{aligned} 40,0 \text{ KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,55 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3} &= \\ &= 0,49 \text{ mol O}_2 \end{aligned}$$

Calculamos el volumen que ocupan los 0,49 mol de O_2 , utilizando la ecuación de estado:

$$P = 750 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,99 \text{ atm}$$

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

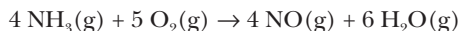
$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{0,49 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{0,99 \text{ atm}} = 12,09 \text{ L O}_2$$

Se producen **12,09 L** de O₂.

54. *Datos:* 200,0 g NO P = 2,0 atm t = 300 °C

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de O₂ necesarios para obtener 200,0 g de NO:

$$M_r(\text{NO}) = 14,01 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 30,01 \text{ u}$$

$$200,0 \text{ g NO} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{30,01 \text{ g NO}} \cdot \frac{5 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol NO}} = 8,33 \text{ mol O}_2$$

Calculamos el volumen que ocupan los 8,33 mol de O₂, utilizando la ecuación de estado:

$$P = 2,0 \text{ atm}$$

$$T = 300 + 273 = 573 \text{ K}$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

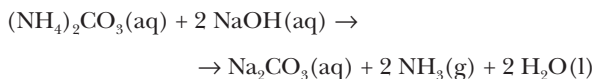
$$V = \frac{8,33 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 573 \text{ K}}{2,0 \text{ atm}} = 195,70 \text{ L O}_2$$

Se necesitan **195,70 L** de O₂.

55. *Datos:* 3,2 g (NH₄)₂CO₃ Rendimiento 80 %

$$P = 720 \text{ mm Hg} \quad t = 43 \text{ °C}$$

Ecuación ajustada:



Calculamos los moles de NH₃ que se obtendrán, teniendo en cuenta el rendimiento de la reacción:

$$M_r[(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3] = 2 \cdot 14,01 \text{ u} + 8 \cdot 1,008 \text{ u} + 12,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 96,094 \text{ u}$$

$$3,2 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3}{96,094 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3}$$

$$\cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3} \cdot \frac{80}{100} = 5,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol NH}_3$$

Calculamos el volumen que ocupan los 5,33 · 10⁻² mol de NH₃, aplicando la ecuación de estado:

$$P = 720 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,95 \text{ atm}$$

$$T = 43 + 273 = 316 \text{ K}$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

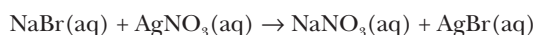
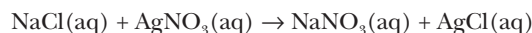
$$V = \frac{5,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 316 \text{ K}}{0,95 \text{ atm}} = 1,45 \text{ L NH}_3$$

Se producirán **1,45 L** de NH₃.

56. *Datos:* 0,756 g NaCl y NaBr

$$1,617 \text{ g AgCl y AgBr}$$

Ecuaciones ajustadas:



Llamamos x e y, respectivamente, a las masas iniciales de NaCl y NaBr que hay en la mezcla.

$$\text{De manera que: } x + y = 0,756$$

Determinamos la masa de AgCl que se produce a partir de x g de NaCl:

$$M_r(\text{NaCl}) = 22,99 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 58,44 \text{ u}$$

$$M_r(\text{AgCl}) = 107,9 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 143,35 \text{ u}$$

$$\begin{aligned} x \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,44 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{143,35 \text{ AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = \\ = 2,453 x \text{ g AgCl} \end{aligned}$$

Determinamos la masa de AgBr que se produce a partir de y g de NaBr:

$$M_r(\text{NaBr}) = 22,99 \text{ u} + 79,90 \text{ u} = 102,89 \text{ u}$$

$$M_r(\text{AgBr}) = 107,9 \text{ u} + 79,90 \text{ u} = 187,80 \text{ u}$$

$$\begin{aligned} y \text{ g NaBr} \cdot \frac{1 \text{ mol NaBr}}{102,89 \text{ g NaBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgBr}}{1 \text{ mol NaBr}} \cdot \frac{187,80 \text{ AgBr}}{1 \text{ mol AgBr}} = \\ = 1,825 y \text{ g AgBr} \end{aligned}$$

$$\text{De manera que: } 2,453 x + 1,834 y = 1,617$$

Con las dos ecuaciones formamos un sistema:

$$\begin{cases} x + y = 0,756 \\ 2,453 x + 1,834 y = 1,617 \end{cases}$$

$$\text{cuya solución es: } \begin{cases} x = 0,379 \\ y = 0,377 \end{cases}$$

Por tanto, la mezcla está formada por 0,379 g de NaCl y 0,377 g de NaBr.

Con estos datos, calculamos el porcentaje de cada compuesto en la mezcla inicial:

$$\% \text{ NaCl} = \frac{x}{m_{\text{mezcla}}} \cdot 100 = \frac{0,379 \text{ g}}{0,756 \text{ g}} \cdot 100 \approx 50 \%$$

$$\% \text{ NaBr} = \frac{y}{m_{\text{mezcla}}} \cdot 100 = \frac{0,377 \text{ g}}{0,756 \text{ g}} \cdot 100 \approx 50 \%$$

La composición inicial de la mezcla es **50 %** de NaCl y **50 %** de NaBr.

57. Datos: $V_1 = 40 \text{ mL}$ disolución Br^- $0,50 \text{ M}$

$V_2 = 25 \text{ mL}$ disolución Ag^+ $0,75 \text{ M}$

Ecuación ajustada: $\text{Br}^-(\text{aq}) + \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{AgBr}(\text{s})$

Para determinar cuál es el reactivo limitante, calculamos el número de moles de cada especie presentes en la disolución final:

$$n_{\text{Br}^-} = 40 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,50 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,020 \text{ mol Br}^-$$

$$n_{\text{Ag}^+} = 25 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,75 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,019 \text{ mol Ag}^+$$

Según la estequiometría de la reacción, para que reaccionen $0,019 \text{ mol Ag}^+$ se necesitan:

$$0,019 \text{ mol Ag}^+ \cdot \frac{1 \text{ mol Br}^-}{1 \text{ mol Ag}^+} = 0,019 \text{ mol Br}^-$$

Como disponemos de $0,020 \text{ mol Br}^-$, el reactivo limitante es el Ag^+ . Para determinar su concentración, calculamos primero el volumen de la disolución final:

$$V_F = V_1 + V_2 = 40 \text{ mL} + 25 \text{ mL} = 65 \text{ mL}$$

Con este dato, calculamos la concentración de Ag^+ en la disolución final:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{n_{\text{Ag}^+}}{V_F} = \frac{0,019 \text{ mol}}{65 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0,29 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos ahora la masa de AgBr que se produce, tomando como referencia la cantidad inicial de Ag^+ :

$$M_r(\text{AgBr}) = 107,9 \text{ u} + 79,90 \text{ u} = 187,80 \text{ u}$$

$$m_{\text{AgBr}} = 0,019 \text{ mol Ag}^+ \cdot \frac{1 \text{ mol AgBr}}{1 \text{ mol Ag}^+}$$

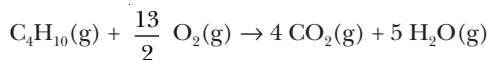
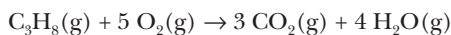
$$\frac{187,80 \text{ g AgBr}}{1 \text{ mol AgBr}} = 3,52 \text{ g AgBr}$$

El reactivo limitante es el ion Ag^+ y su cantidad es de **0,019 mol**. La masa de AgBr que se precipita es de **3,52 g**.

58. Datos: $2,70 \text{ L C}_3\text{H}_8$ y C_4H_{10}

$72,85 \text{ L}$ aire del 21% de O_2

Ecuaciones ajustadas:



Llamamos x e y , respectivamente, a los volúmenes de C_3H_8 y de C_4H_{10} en la mezcla inicial.

De manera que: $x + y = 2,70$

Como todos los volúmenes están dados en condiciones normales, la relación volumétrica es la misma que la relación molar.

Determinamos el volumen de aire necesario para la combustión de los $x \text{ L}$ de C_3H_8 .

$$x \text{ L C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{5 \text{ L O}_2}{1 \text{ L C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21 \text{ L O}_2} = 23,81 x \text{ L aire}$$

Determinamos el volumen de aire necesario para la combustión de los $y \text{ L}$ de C_4H_{10} :

$$y \text{ L C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{\frac{13}{2} \text{ L O}_2}{1 \text{ L C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21 \text{ L O}_2} = 30,95 y \text{ L aire}$$

De manera que: $23,81 x + 30,95 y = 75,85$

Con las dos ecuaciones formamos un sistema:

$$\begin{cases} x + y = 2,70 \\ 23,81 x + 30,95 y = 75,85 \end{cases}$$

cuya solución es: $\begin{cases} x = 1,50 \\ y = 1,20 \end{cases}$

Por tanto, la mezcla está formada por $1,50 \text{ L}$ de C_3H_8 y $1,20 \text{ L}$ de C_4H_{10} .

A partir del volumen de cada gas, calculamos su masa y la masa total de la mezcla inicial:

$$M_r(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \cdot 12,01 \text{ u} + 8 \cdot 1,008 \text{ u} = 44,094 \text{ u}$$

$$M_r(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot 12,01 \text{ u} + 10 \cdot 1,008 \text{ u} = 58,120 \text{ u}$$

$$m_{\text{C}_3\text{H}_8} = 1,50 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} \cdot \frac{44,094 \text{ g C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol}} = 2,953 \text{ g C}_3\text{H}_8$$

$$m_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 1,20 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} \cdot \frac{58,120 \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ mol}} = 3,114 \text{ g C}_4\text{H}_{10}$$

$$m_T = m_{\text{C}_3\text{H}_8} + m_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 2,953 \text{ g} + 3,114 \text{ g} = 6,067 \text{ g}$$

Con estos datos, calculamos el porcentaje en masas de cada gas en la mezcla inicial:

$$\% \text{ C}_3\text{H}_8 = \frac{m_{\text{C}_3\text{H}_8}}{m_T} \cdot 100 = \frac{2,953 \text{ g}}{6,067 \text{ g}} \cdot 100 = 48,67 \%$$

$$\% \text{ C}_4\text{H}_{10} = \frac{m_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{m_T} \cdot 100 = \frac{3,114 \text{ g}}{6,067 \text{ g}} \cdot 100 = 51,33 \%$$

La mezcla está formada por un **48,67% de C_3H_8** y un **51,33% de C_4H_{10}** .

59. Datos: $5,0 \text{ g H}_2(\text{g})$ $5,0 \text{ g O}_2(\text{g})$

Ecuación ajustada: $2 \text{ H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{g})$

Calculamos el número de moles de cada reactivo:

$$M_r(\text{H}_2) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} = 2,016 \text{ u}$$

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot 16,00 \text{ u} = 32,0 \text{ u}$$

$$n_{\text{H}_2} = 5,0 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,016 \text{ g H}_2} = 2,48 \text{ mol H}_2$$

$$n_{\text{O}_2} = 5,0 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 0,16 \text{ mol O}_2$$

Según la estequiometría de la reacción, para que reaccionen $0,16 \text{ mol O}_2$ se necesitan:

$$0,16 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 0,32 \text{ mol H}_2$$

Como disponemos de 2,48 mol H_2 , el reactivo limitante es el O_2 . Calculamos, pues, la masa de H_2O que se formará, tomando como referencia la cantidad inicial de O_2 :

$$M_r(H_2O) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 18,016 \text{ u}$$

$$m_{H_2O} = 5,0 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32,0 \text{ g } O_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } O_2}$$

$$\frac{18,016 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 5,63 \text{ g } H_2O$$

Se formarán **5,63 g** de H_2O .

60. *Datos:* $m(H_2SO_4) = 100 \text{ g}$ $d = 1,120 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$

$$m(H_2O) = 400 \text{ g}$$

Calculamos los moles de cada componente:

$$M_r(H_2SO_4) = 98,086 \text{ u}$$

$$M_r(H_2O) = 18,016 \text{ u}$$

$$n(H_2SO_4) = 100 \text{ g } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98,086 \text{ g } H_2SO_4} = 1,02 \text{ mol } H_2SO_4$$

$$n(H_2O) = 400 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18,016 \text{ g } H_2O} = 22,20 \text{ mol } H_2O$$

Calculamos la masa total de disolución y su volumen a partir de la densidad:

$$m_T = m(H_2O) + m(H_2SO_4)$$

$$m_T = 400 \text{ g} + 100 \text{ g} = 500 \text{ g}$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{500 \text{ g}}{1,120 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}} = 446,43 \text{ mL}$$

Calculamos la molaridad, la molalidad y la fracción molar del soluto:

$$M = \frac{\text{mol componente}}{\text{L disolución}} = \frac{1,02 \text{ mol } H_2SO_4}{446,43 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 2,285 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$m = \frac{\text{mol componente}}{\text{Kg disolvente}} = \frac{1,02 \text{ mol } H_2SO_4}{400 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg } H_2O} = 2,550 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

$$\chi(H_2SO_4) = \frac{n(H_2SO_4)}{n_T} = \frac{n(H_2SO_4)}{n(H_2SO_4) + n(H_2O)}$$

$$\chi(H_2SO_4) = \frac{1,02 \text{ mol}}{1,02 \text{ mol} + 22,20 \text{ mol}} = 0,044$$

La disolución es **2,285 M**, o bien, **2,550 m**. La fracción molar del H_2SO_4 es **0,044**.

61. *Datos:* $m(H_2SO_4) = 12,0 \text{ g}$ $V = 300 \text{ mL}$

Calculamos la molaridad:

$$M_r(H_2SO_4) = 98,086 \text{ u}$$

$$M = \frac{\text{mol componente}}{\text{L disolución}} = \frac{12,0 \text{ g } H_2SO_4}{300 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

$$\frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98,086 \text{ g } H_2SO_4} = 0,407 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La disolución es **0,407 M**.

62. *Datos:* $d = 1,84 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ $M = 18,1 \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1}$

Calculamos la masa de disolución y la masa de H_2SO_4 de 1 L de disolución:

$$m(\text{disolución}) = 1 \text{ L disolución} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

$$\frac{1,84 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} = 1840 \text{ g disolución}$$

$$M_r(H_2SO_4) = 98,086 \text{ u}$$

$$m(H_2SO_4) = 1 \text{ L disolución} \cdot \frac{18,1 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ L disolución}}$$

$$\frac{98,086 \text{ g } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = 1775,4 \text{ g } H_2SO_4$$

A partir de estos datos, calculamos el porcentaje de H_2SO_4 :

$$\% (H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{m(\text{disolución})} \cdot 100 = \frac{1775,4 \text{ g}}{1840 \text{ g}} \cdot 100 = 96,5 \%$$

La riqueza en ácido es del **96,5 %**.

63. *Datos:* $V_1 = 25 \text{ mL}$ $V_2 = 500 \text{ mL}$

$$M_1 = 0,86 \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1}$$

Teniendo en cuenta que el número de moles de KNO_3 no varía, calculamos la nueva molaridad:

$$V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$$

$$M_2 = \frac{V_1 \cdot M_1}{V_2} = \frac{25 \text{ mL} \cdot 0,86 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{500 \text{ mL}} = 0,04 \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1}$$

La disolución que resulta es **0,04 M**.

64. *Datos:* $V_1 = 350 \text{ mL}$ $M_2 = 0,080 \text{ M}$

$$M_1 = 0,125 \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1}$$

Calculamos el volumen de la disolución final teniendo en cuenta que el número de moles de HCl no varía:

$$V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$$

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot M_1}{M_2} = \frac{350 \text{ mL} \cdot 0,125 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{0,080 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 547 \text{ mL}$$

Suponiendo volúmenes aditivos, el volumen de agua que hay que añadir es:

$$V_2 - V_1 = 547 \text{ mL} - 350 \text{ mL} = 197 \text{ mL}$$

Se necesitan **197 mL** de agua.

65. *Datos:* $m(KCl) = 4 \text{ g}$ $m_0(\text{disolución}) = 80 \text{ g}$

$$\% (KCl) = 10\%$$

La masa final de la disolución será:

$$m_f(\text{disolución}) = m(\text{KCl}) + m_o(\text{disolución})$$

$$m_f(\text{disolución}) = 4 \text{ g} + 80 \text{ g} = 84 \text{ g}$$

Calculamos la masa de KCl que hay en la disolución al 10%:

$$m_o(\text{KCl}) = 80 \text{ g disolución} \cdot \frac{10 \text{ g KCl}}{100 \text{ g disolución}} = 8 \text{ g}$$

La masa final de KCl será:

$$m_f(\text{KCl}) = m(\text{KCl}) + m_o(\text{KCl})$$

$$m_f(\text{KCl}) = 4 \text{ g} + 8 \text{ g} = 12 \text{ g KCl}$$

Calculamos el porcentaje en masa de la disolución final:

$$\%(\text{KCl}) = \frac{m_f(\text{KCl})}{m_f(\text{disolución})} = \frac{12 \text{ g}}{84 \text{ g}} \cdot 100 = 14\%$$

La concentración final será del 14 %.

66. Datos: 50 mL H_2SO_4 9 M 20 g Cu 90 %
 P = 700 mm Hg t = 25 °C
 Rendimiento: 60 %

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de cada reactivo:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 50 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{9 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L}} = 0,45 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$A_r(\text{Cu}) = 63,55 \text{ u}$$

$$n_{\text{Cu}} = 20 \text{ g Cu}_{\text{impuro}} \cdot \frac{90 \text{ g Cu}}{100 \text{ g Cu}_{\text{impuro}}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,55 \text{ g Cu}} = 0,28 \text{ mol Cu}$$

Según la estequiometría de la reacción, para que reaccionen 0,45 mol H_2SO_4 se necesitan:

$$0,45 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,225 \text{ mol Cu}$$

Como disponemos de 0,28 mol Cu, el reactivo limitante es el H_2SO_4 . Calculamos, pues, los moles de SO_2 que se producen tomando como referencia la cantidad inicial de H_2SO_4 :

$$n_{\text{SO}_2} = 0,45 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{60}{100} = 0,135 \text{ mol SO}_2$$

Calculamos el volumen que ocupan los 0,135 mol de SO_2 utilizando la ecuación de estado:

$$P = 700 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,92 \text{ atm}$$

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

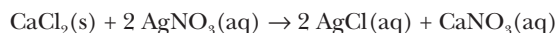
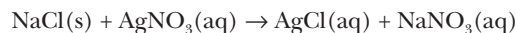
$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{0,135 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{0,92 \text{ atm}} = 3,58 \text{ L SO}_2$$

El reactivo limitante es el H_2SO_4 y en la reacción se producirán **3,58 L** de SO_2 .

67. Datos: 3,5 g NaCl 4,2 g CaCl_2 AgNO_3 0,5 M

Ecuaciones ajustadas:



- a) La masa total de AgCl que puede obtenerse vendrá determinada por la cantidad de Cl^- de la mezcla. Calculamos, pues, los moles de Cl^- que tenemos en cada compuesto:

$$M_r(\text{NaCl}) = 22,99 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 58,44 \text{ u}$$

$$M_r(\text{CaCl}_2) = 40,08 \text{ u} + 2 \cdot 35,45 \text{ u} = 110,98 \text{ u}$$

$$n_{\text{Cl}^-}(\text{NaCl}) = 3,5 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,44 \text{ g NaCl}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol NaCl}} = 5,99 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}^-}(\text{CaCl}_2) = 4,2 \text{ g CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{110,98 \text{ g CaCl}_2}$$

$$\cdot \frac{2 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 7,57 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}^-} = 5,99 \cdot 10^{-2} \text{ mol} + 7,57 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 0,136 \text{ mol}$$

Con este dato, calculamos la masa de AgCl que se obtendrá cuando haya precipitado todo el Cl^- :

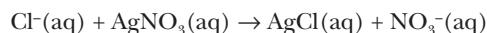
$$M_r(\text{AgCl}) = 107,9 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 143,35 \text{ u}$$

$$m_{\text{AgCl}} = 0,136 \text{ mol Cl}^- \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol Cl}^-}$$

$$\cdot \frac{143,35 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 19,50 \text{ g AgCl}$$

La masa total de precipitado será **19,50 g**.

- b) La cantidad mínima de disolución de AgNO_3 que hay que añadir es la necesaria para que precipiten todos los cloruros. Por tanto, la calcularemos a partir del número de moles de Cl^- , según la reacción:



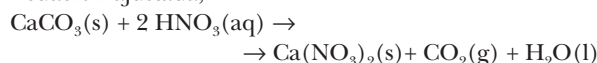
$$V = 0,136 \text{ mol Cl}^- \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol Cl}^-}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ L disol AgNO}_3}{0,5 \text{ mol AgNO}_3} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L disol}} = 272 \text{ mL}$$

La cantidad mínima de disolución que se necesita es de **272 mL**.

68. Datos: 250,0 g CaCO_3 del 82 %
 Rendimiento 93 %
 500 mL HNO_3 3 M

Ecuación ajustada:



a) Calculamos el número de moles disponibles de cada reactivo:

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 40,08 \text{ u} + 12,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 100,09 \text{ u}$$

$$n_{\text{CaCO}_3} = 250,0 \text{ g CaCO}_{3\text{impuro}} \cdot \frac{82 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_{3\text{impuro}}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} = 2,05 \text{ mol CaCO}_3$$

$$n_{\text{HNO}_3} = 500 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{3 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L dis}} =$$

$$= 1,50 \text{ mol HNO}_3$$

Se dispone de **2,05 mol** de CaCO_3 y de **1,50 mol** de HNO_3 .

b) Según la estequiometría de la reacción, para que reaccionen 1,50 mol HNO_3 se necesitan:

$$1,50 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HNO}_3} = 0,75 \text{ mol CaCO}_3$$

Como disponemos de 2,05 mol de CaCO_3 , el reactivo limitante es el HNO_3 . Calculamos, pues, la masa de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ que podrá obtenerse tomando como referencia la cantidad inicial de HNO_3 .

$$M_r(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 40,08 \text{ u} + 2 \cdot 14,01 \text{ u} +$$

$$+ 6 \cdot 16,00 \text{ u} = 164,10 \text{ u}$$

$$m_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 1,50 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2}{2 \text{ mol HNO}_3}$$

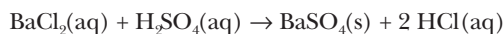
$$\cdot \frac{164,10 \text{ g Ca}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2} = 123,08 \text{ g Ca}(\text{NO}_3)_2$$

Pueden obtenerse **123,08 g** de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

69. Datos: 7,33 g $\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$

$$\text{dis. H}_2\text{SO}_4 \quad 60 \% \left(\frac{m}{m}\right) \quad P = 1,5 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$$

a) Ecuación ajustada:



$$b) M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 32,07 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} =$$

$$= 98,086 \text{ u}$$

$$M = \frac{60 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disolucion}} \cdot \frac{1,5 \text{ g disolucion}}{1 \text{ mL disolucion}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,086 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 9,18 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La disolución es **9,18 M**.

c) Calculamos el volumen de la disolución a partir de la masa de la muestra:

$$M_r(\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}) = 137,3 \text{ u} + 2 \cdot 35,45 \text{ u} +$$

$$+ 2 \cdot (2 \cdot 1,008 \text{ u} + 16,00 \text{ u}) = 244,232 \text{ u}$$

$$V = 7,33 \text{ g BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}}{244,232 \text{ g BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2}{1 \text{ mol BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ L disol}}{9,18 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 3,27 \text{ mL}$$

Se consumirán **3,27 mL** de disolución de H_2SO_4 .

5. Termodinámica química

ACTIVIDADES (pág. 119)

a) $K = C + 273$

$$C = K - 273$$

$$C = 573 - 273 = 300$$

$$T = 300^\circ \text{C}$$

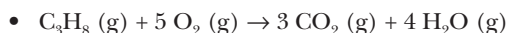
b) $K = C + 273$

$$K = -15 + 273 = 258$$

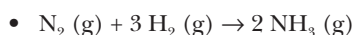
$$T = 258 \text{ K}$$

c) $100\,000 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 0,99 \text{ atm}$

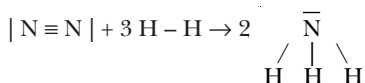
d) $0,050 \text{ m}^3 \cdot \frac{1\,000 \text{ dm}^3}{1 \text{ m}^3} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1 \text{ dm}^3} = 50 \text{ L}$



Los coeficientes que preceden a las fórmulas significan que por cada mol de propano que reacciona, reaccionan 5 mol de O_2 y se producen 3 mol de CO_2 y 4 mol de H_2O .



Debe romperse el triple enlace de la molécula de N_2 y el enlace sencillo de la molécula de H_2 . Se forman los enlaces entre el N y cada H de la molécula de amoníaco.



1. CONCEPTOS BÁSICOS DE TERMODINÁMICA

(pág. 121)

1. En una reacción química, la energía no siempre se intercambia con los alrededores en forma de calor:

- Desprendimiento de energía en forma de luz: combustión del magnesio.
- Absorción de energía en forma de radiación electromagnética: realización de la fotosíntesis.
- Desprendimiento de energía eléctrica: en una pila.
- Absorción de energía eléctrica: para producir la electrolisis.

2. • Peso: **extensiva**, depende de la cantidad de materia.

• Temperatura: **intensiva**, independientemente de la

cantidad de materia, puede estar a la misma temperatura.

- Calor: **intensiva**, no depende de la cantidad de materia.
- Punto de fusión: **intensiva**, no varía con la cantidad de materia.
- Densidad: **intensiva**, depende del tipo de material pero no de la cantidad que se tiene de éste.
- Volumen: **extensiva**, según la cantidad de materia, variará el volumen que ésta ocupa.
- Presión: **intensiva**, independientemente de la cantidad de materia puede estar a una misma presión.
- Presión de vapor: **intensiva**, no depende de la cantidad de materia.

2. PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA

(págs. 123 y 125)

3. La energía interna de un sistema es una función de estado porque su valor sólo depende del estado del sistema y no del modo en que se llegó a dicho estado.

El calor y el trabajo no son funciones de estado porque dependen del modo en que se haga una transformación.

4. Datos: $P = 1 \text{ atm}$

$$\Delta V = 50 \text{ cm}^3$$

Calculamos el trabajo, utilizando las unidades del SI:

$$P = 1 \text{ atm} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$\Delta V = 50 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^6 \text{ m}^3} = 50 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$W = -P \cdot \Delta V$$

$$W = -1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 50 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 = -5,065 \text{ J}$$

El trabajo de expansión es de **-5,065 J**.

5. En una máquina de vapor, el calor que se comunica al agua se transforma en trabajo.

En un compresor, se realiza trabajo contra un gas y se libera calor.

6. Datos: $W = 460 \text{ J}$ $Q = -120 \text{ J}$

Calculamos la variación de la energía interna según el primer principio:

$$U = W + Q$$

$$\Delta U = 460 \text{ J} - 120 \text{ J} = 340 \text{ J}$$

El sistema ha aumentado su energía interna en **340 J**.

7. a) Corresponde a un proceso *isocórico*, ya que no hay trabajo de expansión porque el volumen no varía.
- b) Corresponde a un proceso *adiabático*, ya que no hay transferencia de calor con el entorno.
- c) Corresponde a un proceso *isotérmico*, ya que $\Delta U = 0$.
8. La entalpía de un sistema es: $H = U + PV$, y los términos U y PV tienen unidades de energía.
9. Con líquidos y sólidos, el trabajo de expansión cuando no hay cambio de estado es muy pequeño, de manera que:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(PV)$$

$$\text{Como } \Delta(PV) \cong 0$$

$$\Delta H = \Delta U$$

Quedan prácticamente iguales.

10. Datos: Adiabático $Q = 0$

$$W = -150 \text{ J}$$

Aplicamos el primer principio:

$$\Delta U = W + Q$$

$$\Delta U = -150 \text{ J} + 0$$

$$\Delta U = -150 \text{ J}$$

La energía interna del sistema **ha disminuido 150 J**.

3. REACCIONES QUÍMICAS A VOLUMEN O PRESIÓN CONSTANTES (pág. 127)

11. La entalpía de un sistema es una magnitud extensiva porque depende de la cantidad de materia, ya que la energía interna del sistema depende de la cantidad de materia:

$$H = U + PV$$

12. Datos: $m(\text{C}_{10}\text{H}_8) = 1,44 \text{ g}$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 2000 \text{ g}$

$$V = \text{cte.} \quad t_0 = 20,2 \text{ }^\circ\text{C} \quad t = 25,8 \text{ }^\circ\text{C}$$

Equivalente en agua del calorímetro: 430 g

Calculamos el calor necesario para elevar la temperatura del agua y del calorímetro:

$$Q = c m \Delta t$$

$$\Delta t = t - t_0 = 25,8 \text{ }^\circ\text{C} - 20,2 \text{ }^\circ\text{C} = 5,60 \text{ }^\circ\text{C} = 5,60 \text{ K}$$

$$Q = 4180 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} (2000 + 0,430) \text{ kg} \cdot 5,60 \text{ K}$$

$$Q = 56881,44 \text{ J}$$

Calculamos el calor molar de combustión del naftaleno, ya que el calor absorbido por el agua corresponde al desprendido por la combustión de 1,44 g de naftaleno:

$$M_r(\text{C}_{10}\text{H}_8) = 128,164 \text{ u}$$

$$Q_v = \frac{-56881,44 \text{ J}}{1,44 \text{ g C}_{10}\text{H}_8} \cdot \frac{128,164 \text{ g C}_{10}\text{H}_8}{1 \text{ mol C}_{10}\text{H}_8} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}}$$

$$Q_v = -5,06 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

El calor de combustión del naftaleno es de **$-5,06 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$** .

13. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 6 \text{ CO}_2(\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O}(\text{l})$

La relación entre Q_v y Q_p es:

$$Q_p = Q_v + \Delta(PV)$$

Si despreciamos la variación de $\Delta(PV)$ para los gases y líquidos, y aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales:

$$Q_p = Q_v + \Delta n R T$$

Donde Δn es la variación de los moles de gas en la reacción: $\Delta n = 0$

De manera que: $Q_p = Q_v$

14. Datos: $\Delta V = 0$ $Q = -41 \text{ kJ}$

$$t = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K} \quad P = 1 \text{ atm}$$

Reacción: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{ H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ NH}_3(\text{g})$

$$P \cdot \Delta V = 0 \quad \Delta U = Q_v = -41 \text{ kJ}$$

Para calcular el calor molar a $P = \text{cte.}$ $Q_p = \Delta H$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(PV)$$

Aplicando la ecuación de estado:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n R T$$

$$\Delta H = -41 \text{ kJ} + (-2) \text{ mol} \cdot 8,31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}$$

$$\Delta H = -45,95 \text{ kJ}$$

Calculamos el calor de combustión molar para 1 mol de N_2 :

$$Q_p = \Delta H = \frac{-45,95 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = 45,95 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

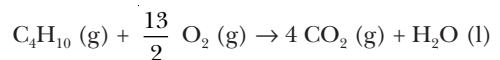
El calor de combustión molar es de **$-45,95 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$** .

4. ENTALPÍA ESTÁNDAR DE REACCIÓN (pág. 129)

15. Datos: $E_{\text{obtenida}} = 350 \text{ kJ} = Q_p$

$$\Delta H^0 = -2877 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Reacción de combustión:



Calculamos la masa de C_4H_{10} necesaria:

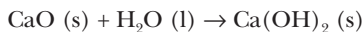
$$M_r(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 58,12 \text{ u}$$

$$m(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 350 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{2877 \text{ kJ}} \cdot \frac{58,12 \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}$$

$$m(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 7,07 \text{ g C}_4\text{H}_{10}$$

La masa de C_4H_{10} necesaria es de **7,07 g**.

16. Datos: $m(\text{CaO}) = 25 \text{ kg}$



$$\Delta H^0 = -65,21 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Calculamos el calor que se producirá:

$$M_r(\text{CaO}) = 56,08 \text{ u}$$

$$Q_p = 25 \cdot 10^3 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,08 \text{ g CaO}} \cdot \frac{-65,21 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CaO}}$$

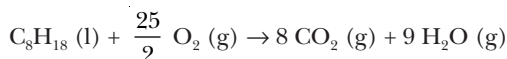
$$Q_p = -2,91 \cdot 10^4 \text{ kJ}$$

En la reacción de 25 kg de CaO se liberan **2,91 · 10⁴ kJ**.

17. Datos: $V = 1 \text{ L}$ $d(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 800 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$

Condiciones estándar

$$\Delta H_f^0(\text{C}_8\text{H}_{18}) = -5471 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$



Calculamos la masa de 1 L de gasolina:

$$m(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 1 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} \cdot \frac{800 \text{ kg}}{1 \text{ m}^3} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}}$$

$$m(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 800 \text{ g C}_8\text{H}_{18}$$

Calculamos el calor producido:

$$M_r(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114,224 \text{ u}$$

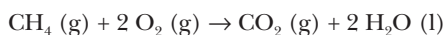
$$800 \text{ g C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114,224 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{-5471 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} = -3,8 \cdot 10^4 \text{ kJ}$$

El calor producido por la combustión de 1 L es de **3,8 · 10⁴ kJ**.

18. Datos: $Q_p = -2,7 \cdot 10^6 \text{ kJ}$

Rendimiento 75 %

Reacción de combustión:



$$\Delta H^0 = -890 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Calculamos la masa de gas necesaria:

$$M_r(\text{CH}_4) = 16,042 \text{ u}$$

$$m(\text{CH}_4) = -2,7 \cdot 10^6 \text{ kJ} \cdot \frac{100}{75} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{-890 \text{ kJ}}$$

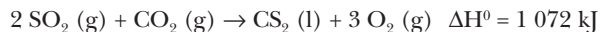
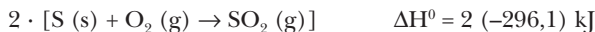
$$\cdot \frac{16,042 \text{ g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g CH}_4} = 64,89 \text{ kg CH}_4$$

Deben quemarse **64,89 kg** de metano.

5. LEY DE HESS (pág. 131)

19. Reacción: $\text{C (grafito)} + 2 \text{ S (s)} \rightarrow \text{CS}_2 \text{ (l)}$

Ordenamos las reacciones para obtener la anterior:



La entalpía estándar de formación es **86,3 kJ**.

20. Datos: $\Delta H_f^0[\text{CaCO}_3 \text{ (s)}] = -1206,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$\Delta H_f^0[\text{CaO (s)}] = -635,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^0[\text{CO}_2 \text{ (s)}] = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Reacción de descomposición:



$$\Delta H_r^0 = \sum n \Delta H_f^0 \text{ productos} - \sum m \Delta H_f^0 \text{ reactivos} =$$

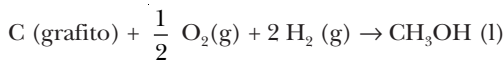
$$= 1 \cdot \Delta H_f^0[\text{CO}_2 \text{ (g)}] + 1 \cdot \Delta H_f^0[\text{CaO (s)}] - 1 \cdot \Delta H_f^0[\text{CaCO}_3 \text{ (s)}] =$$

$$= 1 \text{ mol} \cdot \left(-393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right) + 1 \text{ mol} \cdot \left(-635,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right) +$$

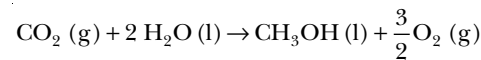
$$+ 1 \text{ mol} \cdot \left(-1206,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right) = 177,8 \text{ kJ}$$

La entalpía estándar es **177,8 kJ**.

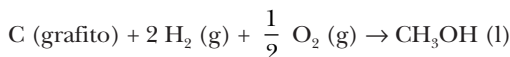
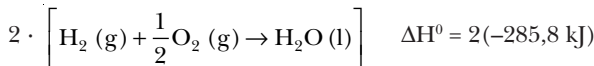
21. Reacción de síntesis:



Ordenando convenientemente las reacciones:



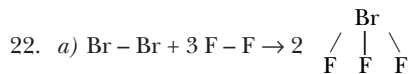
$$\Delta H^0 = -(-726,4 \text{ kJ})$$



$$\Delta H^0 = -238,7 \text{ kJ}$$

La entalpía de reacción es **-238,7 kJ**.

6. ENTALPÍA DE ENLACE (pág. 132)



Datos (de la tabla):

$$\Delta H^0_{\text{Br-Br}} = 192,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^0_{\text{F-F}} = 150,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

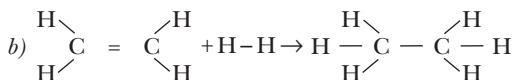
$$\Delta H^0_{\text{Br-F}} = 197 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_r^0 = \sum m \Delta H^0_{\text{e. rotos}} - \sum n \Delta H^0_{\text{e. formados}}$$

$$\Delta H_r^0 = 1 \cdot \Delta H^0_{\text{Br-Br}} + 3 \cdot \Delta H^0_{\text{F-F}} - 6 \Delta H^0_{\text{Br-F}}$$

$$\Delta H_r^0 = 1 \text{ mol} \cdot 192,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 3 \text{ mol} \cdot 150,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 6 \text{ mol} \cdot 197 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -537,7 \text{ kJ}$$

La entalpía estándar es **-537,7 kJ**.



Datos (de la tabla):

$$\Delta H^0_{\text{C}=\text{C}} = 620 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^0_{\text{C}-\text{H}} = 414 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^0_{\text{H}-\text{H}} = 436,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^0_{\text{C}-\text{C}} = 347 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

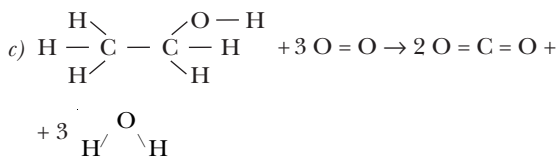
$$\Delta H^0_r = \sum m \Delta H^0_{\text{e. rotos}} - \sum n \Delta H^0_{\text{e. formados}}$$

$$\Delta H^0_r = 4 \cdot \Delta H^0_{\text{C}-\text{H}} + \Delta H^0_{\text{C}=\text{C}} + \Delta H^0_{\text{H}-\text{H}} - 6 \cdot \Delta H^0_{\text{C}-\text{H}} - \Delta H^0_{\text{C}-\text{C}}$$

$$\Delta H^0_r = 4 \text{ mol} \cdot 414 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 620 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 436,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 6 \text{ mol} \cdot 414 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 1 \text{ mol} \cdot 347 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H^0_r = -118,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

La entalpía estándar es **-118,6 kJ·mol⁻¹**.



Datos (de la tabla):

$$\Delta H^0_{\text{C}-\text{H}} = 414 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^0_{\text{C}-\text{C}} = 347 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^0_{\text{O}=\text{O}} = 498,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^0_{\text{C}-\text{O}} = 351 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^0_{\text{C}=\text{O}} = 745 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^0_{\text{O}-\text{H}} = 460 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^0_r = \sum m \Delta H^0_{\text{e. rotos}} - \sum n \Delta H^0_{\text{e. formados}}$$

$$\Delta H^0_r = 5 \cdot \Delta H^0_{\text{C}-\text{H}} + 1 \cdot \Delta H^0_{\text{C}-\text{C}} + 1 \cdot \Delta H^0_{\text{C}-\text{O}} + 1 \cdot \Delta H^0_{\text{O}-\text{H}} + 3 \cdot \Delta H^0_{\text{O}=\text{O}} - 4 \cdot \Delta H^0_{\text{C}=\text{O}} - 6 \cdot \Delta H^0_{\text{O}-\text{H}}$$

$$\Delta H^0_r = 5 \text{ mol} \cdot 414 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 347 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 351 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 460 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 3 \cdot 498,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 4 \cdot 745 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 6 \text{ mol} \cdot 460 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H^0_r = -1015,9 \text{ kJ}$$

7. ENTROPIA (págs. 134 y 135)

23. a) I₂ (g)

El desorden de 1 mol de gas es mucho mayor que el de un mol de sólido; por tanto, tendrá mayor entropía.

b) H₂O (g)

El desorden de 1 mol de gas es mucho mayor que el de un mol de líquido; por tanto, tendrá mayor entropía.

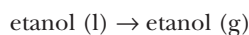
24. La entropía del diamante es menor que la del grafito porque presenta enlaces más fuertes en su estructura.

25. a) El paso de líquido a sólido es un aumento del orden; por lo tanto, disminuye la entropía.

b) El paso de líquido a gas significa un aumento de desorden y, por tanto, la entropía aumenta.

c) Hay más desorden cuando un sólido está en disolución y, por tanto, aumenta la entropía.

26. Datos: Q_{vap} = 36,4 kJ·mol⁻¹



$$t = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$S^0 [\text{etanol (l)}] = 161 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

Calculamos la variación de entropía que corresponde al proceso:

$$\Delta S = \frac{Q}{T} = \frac{36,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}{298 \text{ K}} \cdot \frac{1000 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 122 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

Calculamos la entropía estándar del vapor:

$$\Delta S = S^0 [\text{etanol (g)}] - S^0 [\text{etanol (l)}]$$

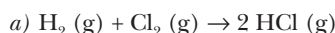
$$S^0 [\text{etanol (g)}] = \Delta S + S^0 [\text{etanol (l)}]$$

$$S^0 [\text{etanol (g)}] = 122 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}} + 161 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

$$S^0 [\text{etanol (g)}] = 283 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

El cambio de entropía del proceso es de **122 J·mol⁻¹·K⁻¹** y la entropía estándar del vapor de etanol es **283 J·mol⁻¹·K⁻¹**.

27. Datos (de la tabla):



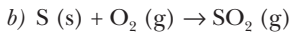
$$\Delta S^0_r = \sum n S^0_{\text{productos}} - \sum m S^0_{\text{reactivos}}$$

$$\Delta S^0_r = 2 \cdot S^0 [\text{HCl (g)}] - 1 \cdot S^0 [\text{Cl}_2 (\text{g})] - 1 \cdot S^0 [\text{H}_2 (\text{g})]$$

$$\Delta S^0_r = 2 \text{ mol} \cdot 187 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}} - 1 \text{ mol} \cdot 223 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}} - 1 \text{ mol} \cdot 131 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

$$= 20 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

La variación de la entropía es de **20 J·K⁻¹**.



$$\Delta S_r^0 = \sum n S_{\text{productos}}^0 - \sum n S_{\text{reactivos}}^0$$

$$\Delta S_r^0 = 1 \cdot S^0 [SO_2(g)] - 1 \cdot S^0 [S(s)] - 1 \cdot S^0 [O_2(g)]$$

$$\Delta S_r^0 = 1 \text{ mol} \cdot 248,5 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} - 1 \text{ mol} \cdot 31,9 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} -$$

$$- 1 \text{ mol} \cdot 205 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 11,6 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

La entropía estándar de reacción es **11,6 J·K⁻¹**.



$$\Delta S_r^0 = \sum n S_{\text{productos}}^0 - \sum n S_{\text{reactivos}}^0$$

$$\Delta S_r^0 = 1 \cdot S^0 [CO_2(g)] + 1 \cdot S^0 [MgO(s)] - 1 \cdot S^0 [MgCO_3(s)]$$

$$\Delta S_r^0 = 1 \text{ mol} \cdot 213,6 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} + 1 \text{ mol} \cdot 26,78 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} -$$

$$- 1 \text{ mol} \cdot 68,69 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 174,7 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

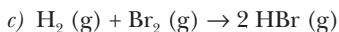
La entropía estándar de reacción es **174,7 J·K⁻¹**.



Hay una disminución de entropía, ya que hay más desorden en 1 mol de sólido disuelto que en estado sólido.



Hay un aumento de entropía porque hay más desorden en 2 moles de gas que en 1 mol de sólido.



La entropía no varía prácticamente, ya que al principio y al final tenemos 2 moles de un gas diatómico.

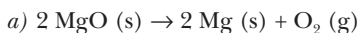
8. ENERGÍA LIBRE (pág. 138)

29. Datos: $\Delta G_f^0 [SO_3(g)] = -370,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\Delta G_f^0 [SO_2(g)] = -300,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta G_f^0 [HgO(g)] = -569,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

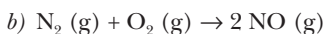
$$\Delta G_f^0 [NO(g)] = 86,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$\Delta G_r^0 = \sum n \Delta G_{\text{productos}}^0 - \sum m \Delta G_{\text{reactivos}}^0$$

$$\Delta G_r^0 = 2 \text{ mol} (-569,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = \mathbf{1\ 139\ kJ}$$

La reacción no será espontánea porque $\Delta G^0 > 0$.



$$\Delta G_r^0 = \sum n \Delta G_{\text{productos}}^0 - \sum m \Delta G_{\text{reactivos}}^0$$

$$\Delta G_r^0 = 2 \text{ mol} (86,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) = \mathbf{173,4\ kJ}$$

La reacción no será espontánea porque $\Delta G^0 > 0$.



$$\Delta G_r^0 = \sum n \Delta G_{\text{productos}}^0 - \sum m \Delta G_{\text{reactivos}}^0$$

$$\Delta G_r^0 = 2 \Delta G_f^0 [SO_3(g)] - 2 \Delta G_f^0 [SO_2(g)]$$

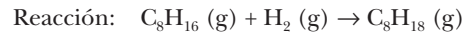
$$\Delta G_r^0 = 2 \text{ mol} (-370,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) - 2 \text{ mol} (-300,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}})$$

$$\Delta G_r^0 = \mathbf{-140\ kJ}$$

La reacción será espontánea porque $\Delta G^0 < 0$.

30. Datos: $\Delta S^0 = -130 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$

$$\Delta H^0 = -125,5 \text{ kJ}$$



Calculamos la variación de energía libre estándar:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

$$\Delta G^0 = -125,5 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot (-130 \cdot 10^{-3}) \frac{\text{kJ}}{\text{K}}$$

$$\Delta G^0 = \mathbf{-86,8\ kJ}$$

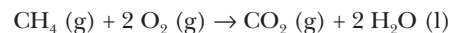
La variación de energía libre estándar es de **-86,8 kJ** y la reacción será espontánea porque $\Delta G^0 < 0$.

31. Datos: a) $\Delta G_f^0 [CH_4(g)] = -50,8 \text{ kJ}$

$$b) \Delta G_f^0 [CO_2(g)] = -394,4 \text{ kJ}$$

$$c) \Delta G_f^0 [H_2O(l)] = -237,2 \text{ kJ}$$

Reacción:



$$\Delta G_r^0 = \sum n \Delta G_{\text{productos}}^0 - \sum m \Delta G_{\text{reactivos}}^0$$

$$\Delta G_r^0 = 2 \Delta G_f^0 [H_2O(l)] - 1 \Delta G_f^0 [CO_2(g)] -$$

$$- 1 \Delta G_f^0 [CH_4(g)]$$

$$\Delta G_r^0 = 2 \cdot (-237,2 \text{ kJ}) + 1 \cdot (-394,4 \text{ kJ}) - 1 \cdot (-50,8 \text{ kJ})$$

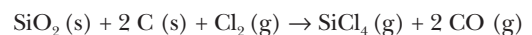
$$\Delta G_r^0 = \mathbf{-818,0\ kJ}$$

La energía libre estándar de la reacción es **-818 kJ**.

32. Datos: $\Delta H^0 = +32,9 \text{ kJ}$

$$\Delta S^0 = 226,5 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

Reacción:



Para que sea espontánea, $\Delta G < 0$.

Según: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$$\Delta H - T\Delta S < 0$$

$$- T\Delta S < -\Delta H$$

$$T\Delta S > \Delta H$$

$$T > \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

Si suponemos que ΔH y ΔS no varían significativamente con la temperatura, podemos utilizar los valores estándar:

$$T > \frac{\Delta H^0}{\Delta S^0}$$

$$T > \frac{32,9 \text{ kJ}}{226,5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{K}}}$$

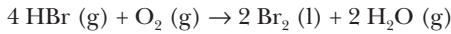
T > 145 K

La reacción será espontánea para temperaturas mayores de **145 K**.

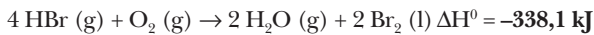
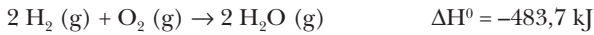
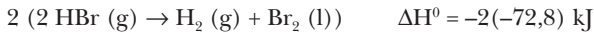
RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS Y PROBLEMAS

(págs. 141 y 142)

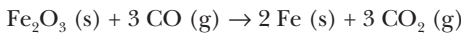
33. Reacción:



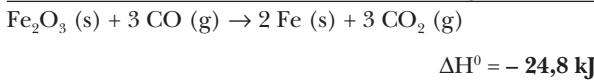
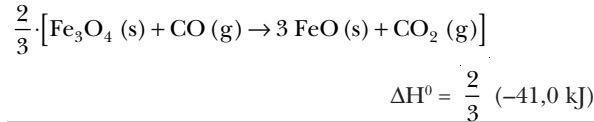
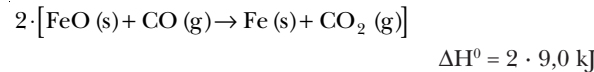
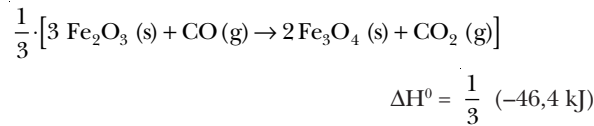
Ordenando convenientemente las reacciones, obtenemos la anterior:



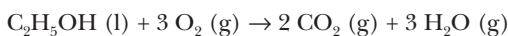
34. Reacción:



Ordenando convenientemente las reacciones, obtenemos la anterior:



35. Datos:



$$\Delta H^\circ_c = -1 365,6 \text{ kJ}$$

Datos necesarios: $\Delta H^\circ_f [\text{H}_2\text{O (g)}] = -241,8 \text{ kJ}$

$$\Delta H^\circ_f [\text{CO}_2 \text{ (g)}] = -393,5 \text{ kJ}$$

Tenemos:

$$\Delta H^\circ_c = 3 \Delta H^\circ_f [\text{H}_2\text{O (g)}] + 2 \Delta H^\circ_f [\text{CO}_2 \text{ (g)}] - \Delta H^\circ_f [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (l)}]$$

Despejamos la entalpía de formación del etanol:

$$\Delta H^\circ_f [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (l)}] = 3 (H^\circ_f [\text{H}_2\text{O (g)}] + 2 \Delta H^\circ_f [\text{CO}_2 \text{ (g)}] - \Delta H^\circ_c$$

$$\Delta H^\circ_f [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (l)}] = 3 \cdot (-241,8 \text{ kJ}) + 2 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) - (-1 365,5 \text{ kJ})$$

$$\Delta H^\circ_f [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (l)}] = -146,8 \text{ kJ}$$

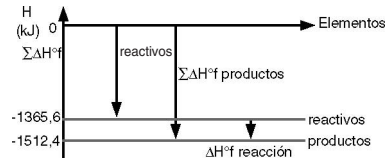
La entalpía de formación del etanol es de **-146,8 kJ**.

Para representar el diagrama de la reacción de combustión:

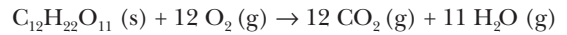
$$\Sigma m \Delta H^\circ_{f \text{ reactivos}} = \Delta H^\circ_f [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (l)}]$$

$$\Sigma m \Delta H^\circ_{f \text{ reactivos}} = -1 365,6 \text{ kJ}$$

$$\Sigma n \Delta H^\circ_{f \text{ productos}} = 3 \Delta H^\circ_f [\text{H}_2\text{O (g)}] + 2 \Delta H^\circ_f [\text{CO}_2 \text{ (g)}] = -1 512,4 \text{ kJ}$$



36. Datos:



$$\Delta H^\circ_c = -5 160,2 \text{ kJ}$$

Según la ecuación, tenemos:

$$\Delta H^\circ_c = \Sigma n \Delta H^\circ_{f \text{ productos}} - \Sigma m \Delta H^\circ_{f \text{ reactivos}}$$

$$\Delta H^\circ_c = 11 \Delta H^\circ_f [\text{H}_2\text{O (g)}] + 12 \Delta H^\circ_f [\text{CO}_2 \text{ (g)}] - \Delta H^\circ_f [\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \text{ (s)}]$$

Despejamos la entalpía estándar de formación de la sacarosa:

$$\Delta H^\circ_f [\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \text{ (s)}] = 11 (H^\circ_f [\text{H}_2\text{O (g)}] + 12 (H^\circ_f [\text{CO}_2 \text{ (g)}] - \Delta H^\circ_c$$

$$\Delta H^\circ_f [\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \text{ (s)}] = 11 \cdot (-241,8 \text{ kJ}) + 12 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) - (-5 160,2 \text{ kJ}) = -2 221,6 \text{ kJ}$$

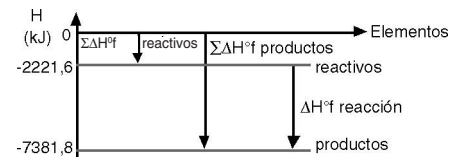
La entalpía estándar de formación de la sacarosa es de **-2 221,6 kJ**.

Para representar el diagrama de entalpías:

$$\Sigma m \Delta H^\circ_{f \text{ reactivos}} = \Delta H^\circ_f [\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \text{ (s)}]$$

$$\Sigma m \Delta H^\circ_{f \text{ reactivos}} = -2 221,6 \text{ kJ}$$

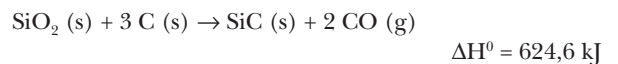
$$\Sigma n \Delta H^\circ_{f \text{ productos}} = 11 \Delta H^\circ_f [\text{H}_2\text{O (g)}] + 12 \Delta H^\circ_f [\text{CO}_2 \text{ (g)}] = -7 381,8 \text{ kJ}$$



37. Datos: $\Delta H^\circ_f [\text{SiO}_2 \text{ (s)}] = -910,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\Delta H^\circ_f [\text{CO (g)}] = -110,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Reacción:



De la reacción tenemos:

$$\Delta H^\circ_r = 1 \cdot \Delta H^\circ_f [\text{SiC (s)}] + 2 \cdot \Delta H^\circ_f [\text{CO (g)}] - \Delta H^\circ_f [\text{SiO}_2 \text{ (s)}]$$

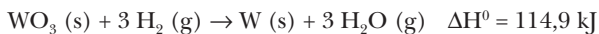
Despejamos la entalpía de formación del SiC:

$$\Delta H^\circ_f [\text{SiC (s)}] = -2 \cdot \Delta H^\circ_f [\text{CO (g)}] + \Delta H^\circ_f [\text{SiO}_2 \text{ (s)}] + \Delta H^\circ_r$$

$$\Delta H_f^0 [\text{SiC} (s)] = -2 \text{ mol} \left(-110,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) + 1 \text{ mol} \left(-910,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) + 624,6 \text{ kJ} = -65,3 \text{ kJ}$$

La entalpía estándar de formación del SiC es **-65,3 kJ·mol⁻¹**.

38. Datos: $\Delta H_f^0 [\text{H}_2\text{O} (g)] = -241,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$



De la ecuación:

$$\Delta H_r^0 = 3 \cdot \Delta H_f^0 [\text{H}_2\text{O} (g)] - \Delta H_f^0 [\text{WO}_3 (s)]$$

Despejamos la entalpía de formación del WO₃:

$$\Delta H_f^0 [\text{WO}_3 (s)] = 3 \cdot \Delta H_f^0 [\text{H}_2\text{O} (g)] - \Delta H_r^0$$

$$\Delta H_f^0 [\text{WO}_3 (s)] = 3 \text{ mol} \left(-241,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) - 114,9 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_f^0 [\text{WO}_3 (s)] = -840,3 \text{ kJ}$$

La entalpía estándar de formación del WO₃ es **-840,3 kJ·mol⁻¹**.

39. Reacción:



Datos necesarios:

$$\Delta H_f^0 [\text{CaO} (s)] = -635,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^0 [\text{CO}_2 (g)] = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

De la ecuación;

$$\Delta H_r^0 = \Delta H_f^0 [\text{CO}_2 (g)] + \Delta H_f^0 [\text{CaO} (s)] - \Delta H_f^0 [\text{CaCO}_3 (s)]$$

Despejamos la entalpía de formación del carbonato de calcio:

$$\begin{aligned} \Delta H_f^0 [\text{CaCO}_3 (s)] &= \Delta H_f^0 [\text{CO}_2 (g)] + \Delta H_f^0 [\text{CaO} (s)] - \Delta H_r^0 \\ \Delta H_f^0 [\text{CaCO}_3 (s)] &= -393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 635,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - (-177,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) \\ &= -1206,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

La entalpía estándar de formación del CaCO₃ es **-1206,9 kJ·mol⁻¹**.

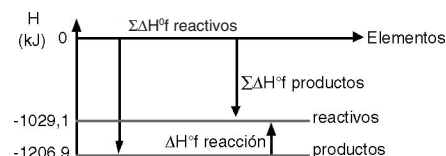
Para obtener el diagrama de entalpía:

$$\Sigma m \Delta H_{f \text{ reactivos}}^0 = \Delta H_f^0 [\text{CaO}_3 (s)]$$

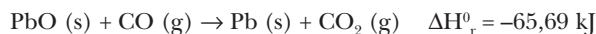
$$\Sigma m \Delta H_{f \text{ reactivos}}^0 = -1206,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Sigma n \Delta H_{f \text{ productos}}^0 = \Delta H_f^0 [\text{CO}_2 (g)] + \Delta H_f^0 [\text{CaO} (s)] =$$

$$= -1029,1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$



40. Datos:



Datos necesarios:

$$\Delta H_f^0 [\text{CO} (g)] = -110,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^0 [\text{CO}_2 (g)] = -395,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

De la ecuación:

$$\Delta H_r^0 = \Delta H_f^0 [\text{CO}_2 (g)] - \Delta H_f^0 [\text{CO} (g)] - \Delta H_f^0 [\text{PbO} (s)]$$

Despejamos la entalpía de formación del PbO:

$$\Delta H_f^0 [\text{PbO} (s)] = \Delta H_f^0 [\text{CO}_2 (g)] - \Delta H_f^0 [\text{CO} (g)] - \Delta H_r^0$$

$$\begin{aligned} \Delta H_f^0 [\text{PbO} (s)] &= -393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - (-110,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) - (-65,69 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) \\ &= -217,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

La entalpía estándar de formación del PbO es **-217,3 kJ·mol⁻¹**.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 143)

41. Datos: W = +1 800 J

$$Q = -1200 \text{ J}$$

Aplicando el primer principio:

$$\Delta U = W + Q$$

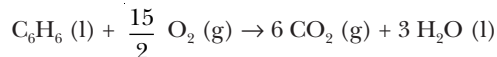
$$\Delta U = 1800 \text{ J} - 1200 \text{ J} = 600 \text{ J}$$

El sistema aumenta en **600 J** su energía interna.

42. Datos: m (C₆H₆) = 2,4 g P = cte.

$$\Delta U = 0 \quad t = 25^\circ \text{C}$$

$$Q_v = \Delta U = -98,40 \text{ kJ}$$



Calculamos el calor desprendido para 1 mol de benceno:

$$M_r (\text{C}_6\text{H}_6) = 78,108 \text{ u}$$

$$Q_v = \Delta U = \frac{-98,40 \text{ kJ}}{2,4 \text{ g C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{78,108 \text{ g C}_6\text{H}_6}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6}$$

$$Q_v = -3202,43 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

El calor a presión constante es ΔH:

$$Q_p = \Delta H = \Delta U + \Delta n R T$$

$$\Delta H = -3202,43 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 1,5 \text{ mol} \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}$$

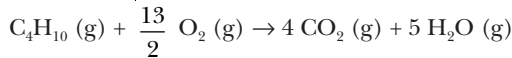
$$\Delta H = -3206,1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

El calor de combustión molar del benceno es **-3206,1 kJ·mol⁻¹**.

43. Datos: $\Delta H_c^0 (\text{C}_4\text{H}_{10}) = -2877 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

$$m (\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \text{ kg}$$

Reacción de combustión:



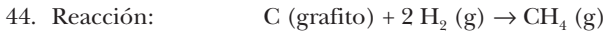
Calculamos el calor que se puede obtener:

$$M_r(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 58,84 \text{ u}$$

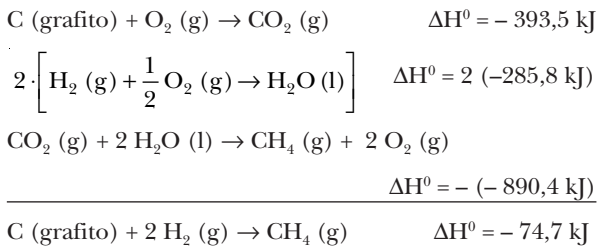
$$4 \text{ kg C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58,84 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{-2877 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} =$$

$$= -1,96 \cdot 10^5 \text{ kJ}$$

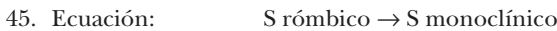
En la combustión de los 4 kg de butano se obtienen **1,96 · 10⁵ kJ** de calor.



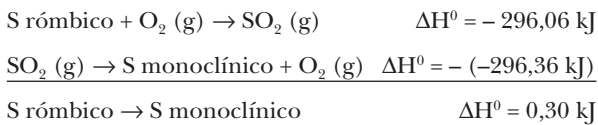
Ordenando convenientemente las ecuaciones, obtenemos la anterior:



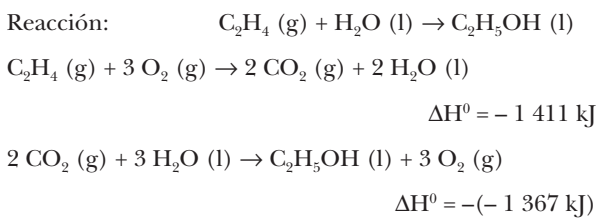
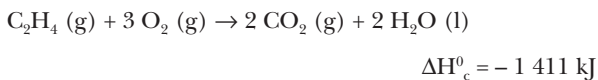
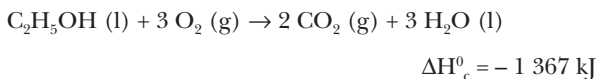
La entalpía estándar de la reacción es de **-74,7 kJ**.



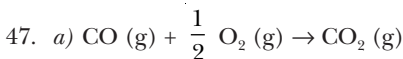
Ordenando las ecuaciones de los datos, obtenemos la anterior:



El cambio de entalpía es **0,30 kJ**.



La entalpía estándar de la reacción es **-44 kJ**.

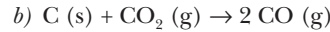
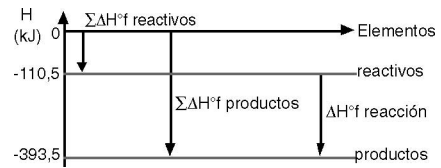


$$\Delta H^0_r = \sum n \Delta H^0_{f \text{ productos}} - \sum m \Delta H^0_{f \text{ reactivos}}$$

$$\Delta H^0_r = \Delta H^0_f[\text{CO}_2(\text{g})] - \Delta H^0_f[\text{CO}(\text{g})]$$

$$\Delta H^0_r = -393,5 \text{ kJ} - (-110,5 \text{ kJ}) = -283,0 \text{ kJ}$$

La entalpía estándar de la reacción es **-283,0 kJ**.



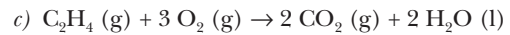
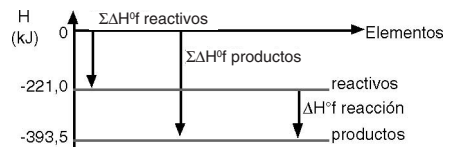
$$\Delta H^0_r = \sum n \Delta H^0_{f \text{ productos}} - \sum m \Delta H^0_{f \text{ reactivos}}$$

$$\Delta H^0_r = 2 \cdot \Delta H^0_f[\text{CO}(\text{g})] - \Delta H^0_f[\text{CO}_2(\text{g})]$$

$$\Delta H^0_r = 2 \cdot (-110,5 \text{ kJ}) - (-393,5 \text{ kJ})$$

$$\Delta H^0_r = -221,0 \text{ kJ} - (-393,5 \text{ kJ}) = 172,5 \text{ kJ}$$

La entalpía estándar de la reacción es **172,5 kJ**.



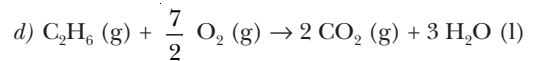
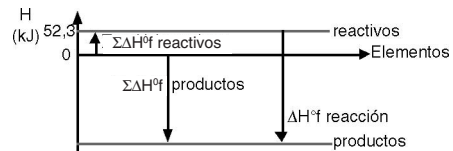
$$\Delta H^0_r = \sum n \Delta H^0_{f \text{ productos}} - \sum m \Delta H^0_{f \text{ reactivos}}$$

$$\Delta H^0_r = 2 \cdot \Delta H^0_f[\text{CO}_2(\text{g})] + 2 \cdot \Delta H^0_f[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta H^0_f[\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})]$$

$$\Delta H^0_r = 2 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) + 2 \cdot (-285,8 \text{ kJ}) - (+52,3 \text{ kJ})$$

$$\Delta H^0_r = -1358,6 \text{ kJ} - (+52,3 \text{ kJ}) = -1410,9 \text{ kJ}$$

La entalpía estándar de la reacción es **-1410,9 kJ**.



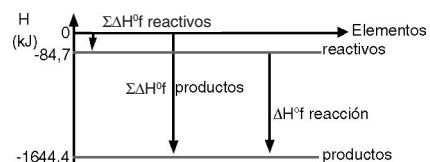
$$\Delta H^0_r = \sum n \Delta H^0_{f \text{ productos}} - \sum m \Delta H^0_{f \text{ reactivos}}$$

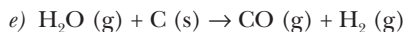
$$\Delta H^0_r = 2 \cdot \Delta H^0_f[\text{CO}_2(\text{g})] + 3 \cdot \Delta H^0_f[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta H^0_f[\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})]$$

$$\Delta H^0_r = 2 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) + 3 \cdot (-285,8 \text{ kJ}) - (-84,7 \text{ kJ})$$

$$\Delta H^0_r = -1644,4 \text{ kJ} - (-84,7 \text{ kJ}) = -1559,7 \text{ kJ}$$

La entalpía estándar de la reacción es **-1559,7 kJ**.

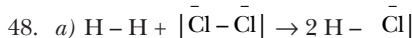
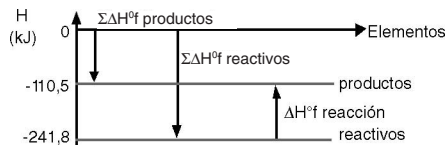




$$\Delta H_r^0 = \sum n \Delta H_f^0 \text{ productos} - \sum m \Delta H_f^0 \text{ reactivos}$$

$$\Delta H_r^0 = \Delta H_f^0 [\text{CO} (\text{g})] - \Delta H_f^0 [\text{H}_2\text{O} (\text{g})]$$

$$\Delta H_r^0 = -110,5 \text{ kJ} - (-241,8 \text{ kJ}) = \mathbf{131,3 \text{ kJ}}$$



Datos necesarios: $\Delta H_{\text{H-H}}^0 = 436,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$\Delta H_{\text{Cl-Cl}}^0 = 242,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

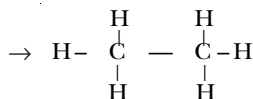
$$\Delta H_{\text{H-Cl}}^0 = 431,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_r^0 = \sum m \Delta H_e^0 \text{ rotos} - \sum n \Delta H_e^0 \text{ formados}$$

$$\Delta H_r^0 = \Delta H_{\text{H-H}}^0 + \Delta H_{\text{Cl-Cl}}^0 - 2 \cdot \Delta H_{\text{H-Cl}}^0$$

$$\Delta H_r^0 = 2 \text{ mol} \cdot 436,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 242,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 2 \text{ mol} \cdot 431,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -184,7 \text{ kJ}$$

La entalpía estándar de la reacción es $\mathbf{-184,7 \text{ kJ}}$.



Datos necesarios: $\Delta H_{\text{C-H}}^0 = 414 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$\Delta H_{\text{C}\equiv\text{C}}^0 = 812 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{H-H}}^0 = 436,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{C-C}}^0 = 347 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_r^0 = \sum m \Delta H_e^0 \text{ rotos} - \sum n \Delta H_e^0 \text{ formados}$$

$$\Delta H_r^0 = 2 \Delta H_{\text{C-H}}^0 + \Delta H_{\text{C}\equiv\text{C}}^0 + 2 \Delta H_{\text{H-H}}^0 - 6 \Delta H_{\text{C-H}}^0 - \Delta H_{\text{C-C}}^0$$

$$\Delta H_r^0 = \Delta H_{\text{C}\equiv\text{C}}^0 + 2 \Delta H_{\text{H-H}}^0 - 4 \Delta H_{\text{C-H}}^0 - \Delta H_{\text{C-C}}^0$$

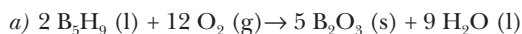
$$\Delta H_r^0 = 1 \text{ mol} \cdot 812 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 2 \text{ mol} \cdot 436 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 4 \text{ mol} \cdot 414 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 1 \text{ mol} \cdot 347 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -318,2 \text{ kJ}$$

La entalpía estándar de la reacción es $\mathbf{-318,2 \text{ kJ}}$.

49. Datos: $\Delta H_f^0 [\text{B}_3\text{H}_9 (\text{l})] = 73,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$\Delta H_f^0 [\text{B}_2\text{O}_3 (\text{s})] = -1263,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^0 [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$



$$\Delta H_r^0 = \sum n \Delta H_f^0 \text{ productos} - \sum m \Delta H_f^0 \text{ reactivos}$$

$$\Delta H_r^0 = 9 \Delta H_f^0 [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] + 5 \Delta H_f^0 [\text{B}_2\text{O}_3 (\text{s})] - 2 \Delta H_f^0 [\text{B}_3\text{H}_9 (\text{l})]$$

$$\Delta H_r^0 = 9 \text{ mol} \cdot (-285,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) + 5 \text{ mol} \cdot (-1263,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) - 2 \text{ mol} \cdot (73,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}})$$

$$\Delta H_r^0 = -9036,6 \text{ kJ}$$

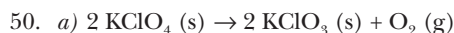
La entalpía estándar de la reacción es $\mathbf{-9036,6 \text{ kJ}}$.



$$M_r (\text{B}_3\text{H}_9) = 63,122 \text{ u}$$

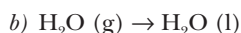
$$1 \text{ g B}_3\text{H}_9 \cdot \frac{1 \text{ mol B}_3\text{H}_9}{63,122 \text{ g B}_3\text{H}_9} \cdot \frac{-9036,6 \text{ kJ}}{2 \text{ mol B}_3\text{H}_9} = -71,58 \text{ kJ}$$

En la combustión se desprenden $\mathbf{71,58 \text{ kJ}}$ de calor.



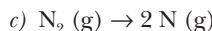
Pasar de 2 mol de sólido a 2 mol de sólido y uno de gas significa un aumento del desorden; por lo tanto, la entropía aumenta.

La variación es positiva.



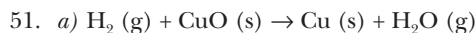
Pasar de 1 mol de gas a 1 mol de líquido significa una disminución del desorden molecular; por lo tanto, la entropía disminuye.

La variación es negativa.



Pasar de 1 mol de gas diatómico a 2 mol de gas monoatómico significa un aumento del desorden; por lo tanto, la entropía aumenta.

La variación es positiva.

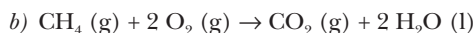


$$\Delta S_r^0 = \sum n S^0 \text{ productos} - \sum m S^0 \text{ reactivos}$$

$$\Delta S_r^0 = 1 \cdot S^0 [\text{Cu} (\text{s})] + 1 \cdot S^0 [\text{H}_2\text{O} (\text{g})] - 1 \cdot S^0 [\text{H}_2 (\text{g})] - 1 \cdot S^0 [\text{CuO} (\text{s})]$$

$$\Delta S_r^0 = 1 \text{ mol} \cdot 33,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 188,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 1 \text{ mol} \cdot 43,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 1 \text{ mol} \cdot 131 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = 47,5 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

El cambio de entropía es de $\mathbf{47,5 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}}$.



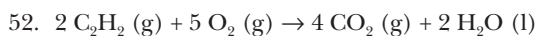
$$\Delta S_r^0 = \sum n S^0 \text{ productos} - \sum m S^0 \text{ reactivos}$$

$$\Delta S_r^0 = 2 \cdot S^0 [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] + 1 \cdot S^0 [\text{CO}_2 (\text{g})] - 2 \cdot S^0 [\text{O}_2 (\text{g})] - 1 \cdot S^0 [\text{CH}_4 (\text{g})]$$

$$\Delta S_r^0 = 2 \text{ mol} \cdot 69,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 213,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 2 \text{ mol} \cdot 205 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 1 \text{ mol} \cdot 186,19 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta S_r^0 = -242,8 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

El cambio de entropía es de **-242,8 J·K⁻¹**.



$$\Delta G_r^0 = \sum n \Delta G_f^0 \text{ productos} - \sum m \Delta G_f^0 \text{ reactivos}$$

$$\Delta G_r^0 = 2 \cdot \Delta G_f^0 [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] + 4 \cdot \Delta G_f^0 [\text{CO}_2 (\text{g})] - 2 \cdot \Delta G_f^0 [\text{C}_2\text{H}_2 (\text{g})]$$

$$\Delta G_r^0 = 2 \text{ mol} \cdot \left(-237,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right) + 4 \text{ mol} \cdot \left(-394,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right) - 2 \text{ mol} \cdot \left(+209,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right) = -2 \mathbf{470,4 \text{ kJ}}$$

Como la variación de energía libre es negativa, la reacción es espontánea.



Datos: $\Delta S^0 = -284,6 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$

$$\Delta H^0 = -176,9 \text{ kJ}$$

Calculamos la energía libre estándar:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

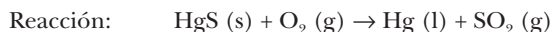
$$\Delta G^0 = -176,9 \text{ kJ} + 298 \text{ K} \cdot 284,6 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{K}}$$

$$\Delta G^0 = -\mathbf{92,09 \text{ kJ}}$$

Puesto que la variación de energía libre es negativa, la reacción será espontánea.



$$\Delta S^0 = 36,7 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$$



Si suponemos que ΔH y ΔS no varían significativamente con la temperatura, podemos utilizar los valores estándar:

$$\Delta G = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

Puesto que $\Delta H^0 < 0$ y $\Delta S^0 > 0$, la reacción será espontánea a cualquier temperatura.

ΔG será negativa para cualquier valor de temperatura.

6. Cinética química

ACTIVIDADES (pág. 145)

Datos: $m(\text{NaCl}) = 3,0 \text{ g}$ $A_r(\text{Cl}) = 35,45 \text{ u}$
 $V = 200 \text{ mL}$ $A_r(\text{Na}) = 22,99 \text{ u}$

Calculamos:

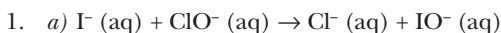
$$M_r(\text{NaCl}) = A_r(\text{Cl}) + A_r(\text{Na})$$

$$M_r(\text{NaCl}) = 35,45 \text{ u} + 22,99 \text{ u} = 58,44 \text{ u}$$

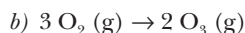
$$M = \frac{3 \text{ g NaCl}}{200 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,44 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0,26 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La molaridad es $0,26 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

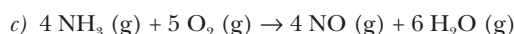
2. VELOCIDAD DE REACCIÓN (pág. 149)



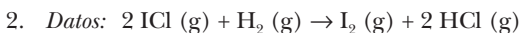
$$v_m = -\frac{\Delta[\text{I}^-]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{ClO}^-]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{Cl}^-]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{IO}^-]}{\Delta t}$$



$$v_m = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{O}_3]}{\Delta t}$$



$$v_m = -\frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} = -\frac{1}{5} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{NO}]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$



$$t = 0 \text{ s y } t = 4 \text{ s}$$

$$t = 4 \text{ s y } t = 8 \text{ s}$$

La velocidad media entre $t = 0 \text{ s}$ y $t = 4 \text{ s}$:

$$v_m = -\frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = -\frac{(0,374 - 1,000) \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}{(4 - 0) \text{ s}}$$

$$v_m = 0,157 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

La velocidad media entre $t = 4 \text{ s}$ y $t = 8 \text{ s}$:

$$v_m = -\frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = -\frac{(0,242 - 0,374) \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}{(8 - 4) \text{ s}}$$

$$v_m = 0,033 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

La velocidad media de la reacción disminuye con el tiempo.

3. Para $t = 0 \text{ s}$ y $t = 4 \text{ s}$:

$$-\frac{\Delta[\text{ICl}]}{\Delta t} = -\frac{(0,748 - 8,00) \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}{(4 - 0) \text{ s}} = 0,313 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

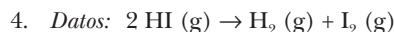
Para $t = 4 \text{ s}$ y $t = 8 \text{ s}$:

$$-\frac{\Delta[\text{ICl}]}{\Delta t} = -\frac{(0,484 - 0,748) \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}{(8 - 4) \text{ s}} = 0,066 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

Los resultados obtenidos en este cálculo son el doble que las velocidades de reacción del ejercicio anterior.

La velocidad media de reacción en función de $[\text{ICl}]$ debe expresarse del modo siguiente:

$$v_m = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{ICl}]}{\Delta t}$$



$$\Delta t = 100 \text{ s}$$

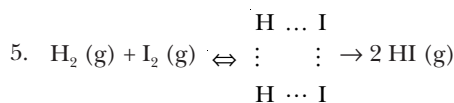
$$\Delta[\text{HI}] = -0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$v = -\frac{\Delta[\text{HI}]}{\Delta t} = -\frac{-0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}{100 \text{ s}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

$$v = \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}{100 \text{ s}} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

La velocidad de descomposición del yoduro de hidrógeno es $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$, y la de formación de hidrógeno gas: $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

3. TEORÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS (pág. 151)



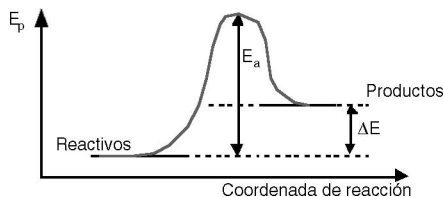
a) Cuando las moléculas de H_2 e I_2 chocan, dan lugar a un estado intermedio de alta energía y corta duración que se denomina complejo activado.

El complejo activado es una combinación de ambas moléculas que puede dar lugar a los productos, o bien, volver a producir los reactivos iniciales.

Para la formación del complejo activado es necesario que las moléculas de los reactivos dispongan de una energía igual o superior a la energía de activación.

b) Datos: $\Delta E = -12,54 \text{ kJ}$

$$E_a = 170,54 \text{ kJ}$$



6. La energía de activación debe ser igual o mayor que la variación de entalpía para una reacción endotérmica.

En una reacción endotérmica, los productos tienen una energía mayor que los reactivos. Por tanto, como mínimo, las partículas de los reactivos deberán poseer una energía igual a ΔE para transformarse en productos. Ahora bien, como la energía del estado de transición es mayor que la de los productos ($E_a > \Delta E$), las partículas de los reactivos deberán tener una energía igual a E_a para poder dar lugar a la reacción.

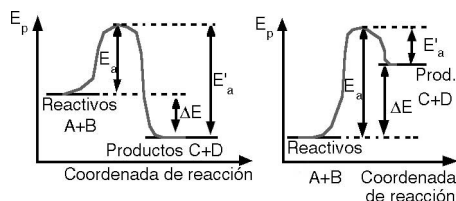
7. Datos: $A + B \rightarrow C + D \quad E_a = 140 \text{ kJ}$
 $C + D \rightarrow A + B \quad E_a' = 490 \text{ kJ}$

• Para la reacción directa:

$$\Delta H = \Delta E = E_a - E_a' = 140 \text{ kJ} - 490 \text{ kJ} = -350 \text{ kJ}$$

La variación de entalpía es negativa; esto significa que la reacción es exotérmica.

En las figuras siguientes puede verse que para que la reacción sea exotérmica: $E_a' > E_a$, es decir, la energía de activación de la reacción inversa debe ser mayor, como ocurre en este caso.



8. Datos: $\Delta H^0 = +180 \text{ kJ}$

En una reacción endotérmica como ésta (ya que $\Delta H^0 > 0$), el valor mínimo de la energía de activación es $\Delta H = +180 \text{ kJ}$, que correspondería a un caso en que $E_a' = 0$.

$$\Delta H = E_a - E_a' = E_a = 180 \text{ kJ}$$

4. ECUACIÓN DE VELOCIDAD (pág. 154)

9. a) $3 \text{ NO (g)} \rightarrow \text{N}_2\text{O (g)} + \text{NO}_2 \text{ (g)}$

$$v = K \cdot [\text{NO}]^2$$

Orden respecto de NO = 2

Orden global de la reacción = 2

b) $\text{H}_2\text{O}_2 \text{ (aq)} + 3 \text{ I}^- \text{ (aq)} + 2 \text{ H}^+ \text{ (aq)} \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O (l)} + \text{I}_3^+ \text{ (aq)}$

$$v = K \cdot [\text{H}_2\text{O}_2] \cdot [\text{I}^-]$$

Orden respecto de $\text{H}_2\text{O}_2 = 1$

Orden respecto de $\text{I}^- = 1$

Orden respecto de $\text{H}^+ = 0$

Orden global de la reacción: $1 + 1 = 2$

c) $2 \text{ NO (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ NO}_2 \text{ (g)}$

$$v = K \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

Orden respecto de NO = 2

Orden respecto de $\text{O}_2 = 1$

Orden global de la reacción: $2 + 1 = 3$

10. Datos: $2 \text{ A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$

Orden respecto de A = 1

Orden respecto de B = 2

$$K = 5,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

$$[\text{A}] = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{B}] = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La expresión de la velocidad será:

$$v = K \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]^2$$

$$v = 5,1 \cdot 10^{-3} \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{s}} \cdot 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \left(0,02 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2 = 2,04 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

La velocidad de la reacción es $2,04 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

11. Datos: Orden respecto de A: 0

Orden respecto de B: 2

$$\text{Ecuación de velocidad: } v = [\text{A}]^0 \cdot [\text{B}]^2 = K \cdot [\text{B}]^2$$

Si se duplican las concentraciones de A, la velocidad de reacción no variará.

Si se duplica la concentración de B: $[\text{B}] = 2 \cdot [\text{B}]$, tendremos:

$$v' = K \cdot ([\text{B}])^2 = K \cdot (2 \cdot [\text{B}])^2 = 4K \cdot [\text{B}]^2 = 4 \cdot v$$

La velocidad de la reacción se multiplica por 4.

12. Datos: Orden respecto NO_2 : 2 $[\text{NO}_2] = 0,075 \text{ M}$

$$K = 0,673 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

Escribimos la reacción y sustituimos los datos en la ecuación de velocidad:



$$v = K [\text{NO}_2]^2 = 0,673 \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{s}} \cdot \left(0,075 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2 = 3,79 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

La velocidad de reacción es $3,79 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

13. Datos: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$

Orden respecto de A: 1

Orden respecto de B: 1

$$[A] = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[B] = 0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$v = 5,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

Calculamos el valor de la constante de velocidad a partir de la ecuación de velocidad:

$$v = K \cdot [A] \cdot [B] \quad K = \frac{v}{[A] \cdot [B]}$$

$$K = \frac{5,6 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}}{0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,8 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 0,035 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

La constante de velocidad vale **0,035 L · mol⁻¹ · s⁻¹**.

Calculamos la velocidad de reacción cuando tenemos:

$$[A] = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ y } [B] = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$v = K \cdot [A] \cdot [B]$$

$$v = 0,035 \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{s}} \cdot 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 1,4 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$$

La velocidad de reacción es **1,4 · 10⁻³ mol · L⁻¹ · s⁻¹**.

14. Datos: $A(g) + B(g) \rightarrow C(g) \quad v = K \cdot [A] \cdot [B]$

Si se reduce a la mitad el volumen de los gases, las concentraciones de cada uno aumentan el doble, y entonces tenemos:

$$[A]' = 2 \cdot [A] \quad [B]' = 2 \cdot [B]$$

De manera que, sustituyendo en la expresión de la velocidad, se tiene:

$$v' = K \cdot [A]' \cdot [B]'$$

$$v' = K \cdot 2 \cdot [A] \cdot 2 \cdot [B] = 4 \cdot K \cdot [A] \cdot [B] = 4v$$

La velocidad de reacción aumentará cuatro veces.

5. FACTORES QUE INFLUYEN EN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN (pág. 157 y 160)

15. Datos: $E_{a1} = 30 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$E_{a2} = 120 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$E_{a3} = 85 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Según la ecuación de Arrhenius: $K = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$

Para un mismo valor de A, K será mayor cuanto menor sea E_a .

La reacción 1 tendrá la mayor constante de velocidad y la reacción 2 tendrá la menor constante de velocidad.

16. Datos: $A = 1,0 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \quad t_1 = 27^\circ \text{C}$

$$E_a = 83,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \quad t_2 = 37^\circ \text{C}$$

Calculamos el valor de K para $t_1 = 27^\circ \text{C}$.

$$T_1 = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$K_1 = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}} = 1,0 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \cdot e^{-\frac{83,6 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}}}{8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{ K}}}$$

$$K_1 = 2,77 \cdot 10^{-1} \text{ s}^{-1}$$

Calculamos el valor de K para $t_2 = 37^\circ \text{C}$.

$$T_2 = 37 + 273 = 310 \text{ K}$$

$$K_2 = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}} = 1,0 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \cdot e^{-\frac{83,6 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}}}{8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 310 \text{ K}}}$$

$$K_2 = 8,16 \cdot 10^{-1} \text{ s}^{-1}$$

El valor de la constante de velocidad a 27°C es de **2,77 · 10⁻¹ s⁻¹** y el valor a 37°C es de **8,16 · 10⁻¹ s⁻¹**.

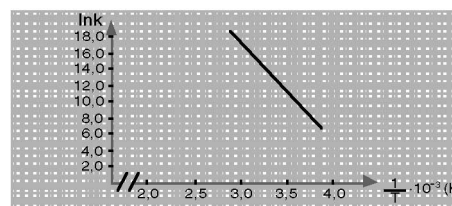
La velocidad aumentará en la misma proporción en que aumente la constante:

$$\frac{K_2}{K_1} = \frac{8,16 \cdot 10^{-1} \text{ s}^{-1}}{2,77 \cdot 10^{-1} \text{ s}^{-1}} = 2,94$$

La velocidad aumentará en 2,94 veces.

17. Añadimos las columnas de $\ln K$ y $\frac{1}{T}$ en la tabla dada:

t (°C)	T (K)	$\frac{1}{T}$ (K ⁻¹)	K (s ⁻¹)	ln K
0	273	$3,66 \cdot 10^{-3}$	$7,87 \cdot 10^3$	8,97
25	298	$3,66 \cdot 10^{-3}$	$3,46 \cdot 10^5$	12,75
45	318	$3,14 \cdot 10^{-3}$	$4,98 \cdot 10^6$	15,42
65	338	$2,96 \cdot 10^{-3}$	$4,87 \cdot 10^7$	17,70



La pendiente de la recta obtenida:

$$m = -12442,08 \text{ K}$$

Calculamos E_a según:

$$m = -\frac{E_a}{R} \Rightarrow E_a = -m \cdot R$$

$$E_a = -(-12442,08 \text{ K}) \cdot 8,314 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{K} \cdot \text{mol}} = 104 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

La energía de activación vale **104 kJ · mol⁻¹**.

18. Datos: $K = 0,28 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \quad t_2 = 50^\circ \text{C}$

$$t_1 = 25^\circ \text{C}$$

$$E_a = 89 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = 50 + 273 = 323 \text{ K}$$

Según la ecuación de Arrhenius:

$$K_1 = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_1}} \text{ y } K_2 = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_2}}$$

Dividiendo miembro a miembro ambas expresiones, se tiene:

$$\frac{K_2}{K_1} = \frac{A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_2}}}{A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_1}}} \Rightarrow \frac{K_2}{K_1} = e^{-\frac{E_a}{RT_2}} \cdot e^{\frac{E_a}{RT_1}}$$

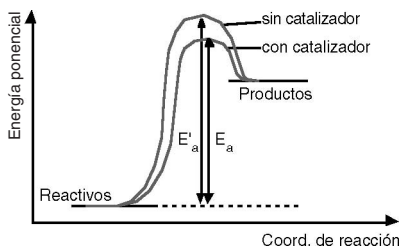
$$K_2 = K_1 \cdot e^{\frac{E_a}{R} \left(-\frac{1}{T_2} + \frac{1}{T_1} \right)}$$

$$K_2 = 0,28 \cdot 10^{-3} \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{s}} \cdot e^{\frac{89 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}}}{8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \left(-\frac{1}{298 \text{K}} + \frac{1}{323 \text{K}} \right)}}$$

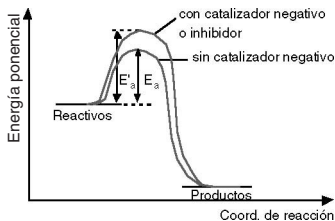
$$K_2 = 4,52 \cdot 10^{-3} \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{s}}$$

El valor de K a 50 °C es $4,52 \cdot 10^{-3} \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

19.



20. Los catalizadores negativos o inhibidores disminuyen la velocidad de reacción debido a que aumentan la energía de activación.



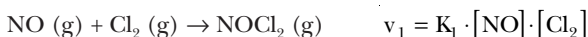
21. a) Falsa. El catalizador se recupera inalterado al final de la reacción pero sí interviene en algunas de las etapas.

b) Cierta. (Siempre que por la palabra *catalizador* se entienda un catalizador positivo.)

6. MECANISMOS DE REACCIÓN (pág. 162)



Mecanismo:



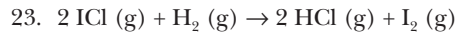
a) Si se considera que la primera etapa es lenta y la segunda es rápida, la velocidad de la reacción vendrá determinada por la velocidad de la primera etapa.

$$v = v_1 = K \cdot [\text{NO}] \cdot [\text{Cl}_2]$$

b) Molecularidad primera etapa: 2

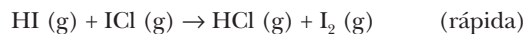
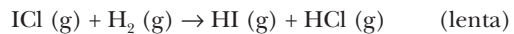
Molecularidad segunda etapa: 2

Orden global de la reacción: 2



$$v = K \cdot [\text{ICl}] \cdot [\text{H}_2]$$

Mecanismo:



a) Puesto que la primera etapa es lenta y la segunda es rápida, la velocidad de la reacción vendrá determinada por la velocidad de la primera etapa.

b) La etapa determinante es la primera por ser la más lenta.

c) El producto intermedio es HI, ya que no se encuentra ni en los reactivos ni en los productos de la reacción global.

d) Molecularidad primera etapa: 2.

Molecularidad segunda etapa: 2.

RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 165)



Calculamos el orden de reacción respecto de A y B:

Comparamos las experiencias 1 y 2:

Al variar la [B] no varía la velocidad de reacción; por tanto, la reacción es de orden 0 respecto de B.

Comparamos las experiencias 1 y 3:

Al duplicar la [A] se multiplica por 4 la velocidad de reacción y, por tanto, la reacción es de orden 2 respecto de A.

La ecuación de velocidad será: $v = K \cdot [A]^2$

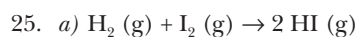
Calculamos el valor de la constante de velocidad sustituyendo en la ecuación los valores de la primera experiencia:

$$v = K \cdot [A]^2$$

$$K = \frac{v}{[A]^2} = \frac{1,5 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{s}}}{\left(1,0 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2} = 1,5 \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{s}}$$

El valor de la constante es $1,5 \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

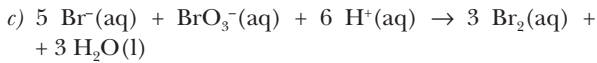
EJERCICIOS Y PROBLEMAS (págs. 166 y 167)



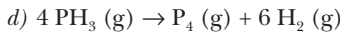
$$v = -\frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{I}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{HI}]}{\Delta t}$$



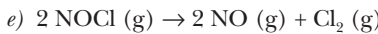
$$v = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$



$$v = -\frac{1}{5} \frac{\Delta[\text{Br}^-]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{BrO}_3^-]}{\Delta t} = -\frac{1}{6} \frac{\Delta[\text{H}^+]}{\Delta t} = \frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{Br}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$

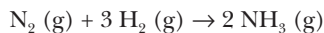


$$v = -\frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{PH}_3]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{P}_4]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t}$$



$$v = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NOCl}]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NO}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{Cl}_2]}{\Delta t}$$

26. Datos: $-\frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = 0,090 \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}}$



a) Por cada 3 moles de H_2 que reaccionan, reacciona 1 mol de N_2 . Por lo tanto:

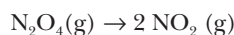
$$-\frac{\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{3} \left(\frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} \right) = \frac{1}{3} \cdot 0,090 \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}} = 0,030 \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}}$$

b) Por cada 3 mol de H_2 que reaccionan, se producen 2 mol de NH_3 . Por lo tanto:

$$-\frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} = \frac{2}{3} \left(-\frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} \right) = \frac{2}{3} \cdot 0,090 \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}} = 0,060 \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}}$$

La velocidad de desaparición del N_2 es de $0,030 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$ y la de formación del NH_3 , de $0,060 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

27. Datos: $\frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t} = 0,006 \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}}$



Por cada 2 moles de NO_2 que se forman, reacciona 1 mol de N_2O_4 . Por lo tanto:

$$-\frac{\Delta[\text{N}_2\text{O}_4]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \cdot 0,006 \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}} = 0,003 \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}}$$

La velocidad de descomposición del N_2O_4 es de $0,003 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

28. Datos:



Calculamos la velocidad media entre $t_1 = 0 \text{ s}$ y $t_2 = 50 \text{ s}$:

$$v_m = -\frac{\Delta[\text{Br}_2]}{\Delta t} = -\frac{0,0101 \frac{\text{mol}}{\text{L}} - 0,0120 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{(50-0)\cdot\text{s}} = 3,8 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}}$$

La velocidad media es de $3,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

Calculamos la velocidad media entre $t_2 = 50 \text{ s}$ y $t_3 = 100 \text{ s}$:

$$v_m = -\frac{\Delta[\text{Br}_2]}{\Delta t} = -\frac{0,0085 \frac{\text{mol}}{\text{L}} - 0,0101 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{(100-50)\cdot\text{s}} = 3,2 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}}$$

La velocidad media es de $3,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

Calculamos la velocidad media entre $t_3 = 100 \text{ s}$ y $t_4 = 150 \text{ s}$:

$$v_m = -\frac{\Delta[\text{Br}_2]}{\Delta t} = -\frac{(0,0071 - 0,0085) \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{(150-100)\cdot\text{s}} = 2,8 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}}$$

La velocidad media es de $2,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

Calculamos la velocidad media entre $t_4 = 150 \text{ s}$ y $t_5 = 200 \text{ s}$:

$$v_m = -\frac{\Delta[\text{Br}_2]}{\Delta t} = -\frac{(0,0060 - 0,0071) \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{(200-150)\cdot\text{s}} = 2,2 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}}$$

La velocidad media es de $2,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

29. Datos: $\Delta H^0 = 90 \text{ kJ}$ reacción endotérmica

$E_{a1} = 120 \text{ kJ}$

$E_{a2} = 80 \text{ kJ}$

$E_{a3} = 110 \text{ kJ}$

$E_{a4} = 90 \text{ kJ}$

En cualquier reacción tenemos que: $\Delta H = E_a - E'_a$, de manera que: $E_a = \Delta H + E'_a$.

El valor mínimo de la E_a corresponde a $E'_a = 0$, es decir, $E_a = \Delta H$. Cualquier otro valor de E_a superior a ΔH es posible.

El único valor que no puede darse para E_a es el que corresponde a $E'_a = 80 \text{ kJ}$, por ser menor que ΔH .

30. a) *Falsa*. Cuanto mayor sea la energía de activación, menor será la velocidad de reacción, porque el porcentaje de moléculas de reactivos capaces de superar la barrera energética será menor.

b) *Correcta*. Cuanto menor sea la energía de activación, mayor será el porcentaje de moléculas de reactivos que tendrán energía suficiente para transformarse en productos y, por tanto, la velocidad de la reacción será mayor.

31. Datos: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$ $E_a = 45 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$\text{C} + \text{D} \rightarrow \text{A} + \text{B}$ $E'_a = 70 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Calculamos la variación de entalpía para la reacción directa:

$$\Delta H = E_a - E_a' = 45 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 70 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -25 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

La reacción directa, $A + B \rightarrow C + D$, es **exotérmica** porque $\Delta H < 0$.

Calculamos la variación de entalpía para la reacción inversa:

$$\Delta H = E_a - E_a' = 70 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 45 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = 25 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

La reacción inversa, $C + D \rightarrow A + B$, es **endotérmica** porque $\Delta H > 0$.

32. Datos: $A + B \rightarrow C$

$$a) E_a = 60 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 20 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = 40 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

La energía de activación vale $E_a = 40 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$b) \Delta H = 45 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 20 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = 25 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

La variación de entalpía de la reacción directa es $\Delta H = 25 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

c) Como ΔH de la reacción directa es $\Delta H > 0$, la reacción es **endotérmica**.

33. a) $v = K \cdot [N_2O_5]$

Orden global de la reacción: 1

Orden respecto de N_2O_5 : 1

$$b) v = K \cdot [NO]^2 \cdot [O_2]$$

Orden global de la reacción: 3

Orden respecto de NO: 2

Orden respecto de O_2 : 1

$$c) v = K \cdot [H_2] \cdot [Br_2]^{1/2}$$

Orden global de la reacción: $\frac{3}{2}$

Orden respecto de H_2 : 1

Orden respecto de Br_2 : $\frac{1}{2}$

34. • Reacciones de orden 0: $v = K$

Las unidades de K han de ser las mismas que las de la velocidad, es decir, $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

$$\bullet \text{ Orden 1: } v = K \cdot [A] \Rightarrow K = \frac{v}{[A]}$$

Las unidades de K serán: $\frac{\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}}{\frac{\text{mol}}{\text{L}}} = \frac{1}{\text{s}} = \text{s}^{-1}$

$$\bullet \text{ Orden 2: } v = K \cdot [A]^2 \Rightarrow K = \frac{v}{[A]^2}$$

Las unidades de K serán:

$$\frac{\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}}{\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{L} \cdot \text{s}} = \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{s}} = \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\bullet \text{ Orden 3: } v = K \cdot [A]^3 \Rightarrow K = \frac{v}{[A]^3}$$

Las unidades de K serán:

$$\frac{\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}}{\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^3} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^3}{\text{L} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^3} = \frac{\text{L}^2}{\text{s} \cdot \text{mol}} = \text{L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

35. Según la ecuación de Arrhenius: $K = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$ para una reacción determinada, por tanto:

a) No depende de las concentraciones de los reactivos.

b) No depende de las concentraciones de los productos.

c) Sí depende de la naturaleza de la reacción, ya que cada reacción tiene una E_a y una A características.

d) Sí depende de la temperatura, ya que esta variable aparece en la ecuación de Arrhenius.

36. • Si al triplicar la concentración de un reactivo la velocidad de reacción aumenta 9 veces, quiere decir que la reacción es de segundo orden respecto de ese reactivo:

$$v = K \cdot [A]^2 \cdot [B]^y \dots$$

$$v' = K \cdot (3[A])^2 \cdot [B]^y \dots$$

$$v' = K \cdot (3 \cdot [A])^2 \cdot [B]^y \dots$$

$$v' = K \cdot 9 \cdot [A]^2 \cdot [B]^y \dots$$

$$v' = 9 \cdot K \cdot [A]^2 \cdot [B]^y \dots = 9v$$

37. • Si se duplica sólo la concentración de B, la velocidad se hace el doble. Según esto:

$$v = K \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

$$v' = K \cdot [A]^x \cdot (2[B])^y = K \cdot [A]^x \cdot (2^y \cdot [B]^y)$$

$$v' = K \cdot 2^y \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

$$v' = 2^y \cdot K \cdot [A]^x \cdot [B]^y \Rightarrow v' = 2^y \cdot v$$

Para que $v' = 2v$, es necesario que $y = 1$. Por tanto, la reacción es de orden 1 respecto de B.

Si se duplica la de A y la de B, la velocidad se hace 8 veces mayor:

$$v = K \cdot [A]^x \cdot [B]$$

$$v'' = K \cdot ([A]')^x \cdot [B]' = K \cdot (2 \cdot [A])^x \cdot 2 \cdot [B]$$

$$v'' = K \cdot 2^x \cdot [A]^x \cdot 2 \cdot [B]$$

$$v'' = 2^x \cdot 2 \cdot K \cdot [A]^x \cdot [B] \Rightarrow v'' = 2^x \cdot 2 \cdot v$$

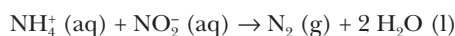
Para que $v'' = 8v$, es necesario que $2^x \cdot 2 = 8$, y en consecuencia, $x = 2$. Por tanto, la reacción es de orden 2 respecto de A.

La posible expresión para la ecuación de velocidad es:
 $v = K \cdot [A]^2 \cdot [B]$

38. *Datos:* $[\text{NH}_4^+] = 0,26 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$[\text{NO}_2^-] = 0,080 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K = 3,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$



$$v = K \cdot [\text{NH}_4^+] \cdot [\text{NO}_2^-]$$

$$v = 3,0 \cdot 10^{-4} \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{s}} \cdot 0,26 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,080 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

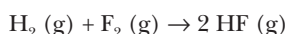
$$v = 6,24 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$$

La velocidad es $6,24 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

39. *Datos:* $K = 7,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

$$[\text{H}_2] = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{F}_2] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



$$v = K \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{F}_2]$$

$$v = 7,5 \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{s}} \cdot 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,15 \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$$

La velocidad de la reacción es $0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

40. *Datos:* $[A] = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$v_m = 1,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\text{De primer orden: } v = K \cdot [A]$$

Calculamos la constante a partir de la ecuación de la velocidad:

$$v = K \cdot [A] \Rightarrow K = \frac{v}{[A]}$$

$$K = \frac{1,5 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}}{3 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

El valor de la constante es $5,0 \cdot 10^{-4} \cdot \text{s}^{-1}$.

41. *Datos:* $A \rightarrow 2 B$

Comparando los datos de las diversas experiencias, observamos que la velocidad de la reacción no varía con la concentración del reactivo, es decir, en la expresión de la velocidad no aparece [A].

La reacción es de orden 0 respecto de A: $v = K$.

A partir de cualquier experiencia, obtenemos:

$$K = v = 1,05 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

La constante de la velocidad es $1,05 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, y la ecuación de la velocidad: $v = K$.

42. *Datos:* $2 A + B \rightarrow C + D$

Para calcular la ecuación de velocidad comparamos los datos de las experiencias:

1) Comparando la experiencia 1 y la 2, donde la [B] es constante y la [A] se duplica, vemos que se duplica la velocidad:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{[A]_2}{[A]_1} = \frac{0,2}{0,1} = 2 \Rightarrow v_2 = 2 \cdot v_1$$

Por tanto, será de orden 1 respecto de A.

2) Comparando la experiencia 2 y la 3, donde la [A] es constante y la [B] se duplica, vemos que también se duplica la velocidad:

$$\frac{v_3}{v_2} = \frac{[B]_3}{[B]_2} = \frac{0,2}{0,1} = 2 \Rightarrow v_3 = 2 \cdot v_2$$

Por tanto, será de orden 1 respecto de B.

La ecuación de la velocidad será: $v = K \cdot [A] \cdot [B]$

Calculamos la constante a partir de una de las experiencias; en este caso, de la primera:

$$[A] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[B] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$v = 1,35 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$$

$$v = K \cdot [A] \cdot [B] \Rightarrow K = \frac{v}{[A] \cdot [B]}$$

$$K = \frac{1,35 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}}{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 1,35 \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{s}}$$

La constante de velocidad es $1,325 \text{ L} \cdot \text{mol} \cdot \text{s}^{-1}$.

Calculamos la velocidad cuando $[A] = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ y $[B] = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$:

$$v = K \cdot [A] \cdot [B]$$

$$v = 1,35 \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{s}} \cdot 0,15 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,15 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 3,0 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$$

La velocidad es $3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

43. Datos: $A = 2,5 \cdot 10^{17} \text{ s}^{-1}$

$E_a = 384 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$t = 600 \text{ }^\circ\text{C}$



Según la ecuación de Arrhenius: $K = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$

$$K = 2,5 \cdot 10^{17} \text{ s}^{-1} \cdot e^{-\frac{384 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}}}{8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 873 \text{ K}}} = 2,63 \cdot 10^{-6} \text{ s}^{-1}$$

El valor de la constante es $2,63 \cdot 10^{-6} \text{ s}^{-1}$.

44. Datos: $2 \text{ A} + \text{B} + 2 \text{ C} \rightarrow \text{D} + 2 \text{ E}$

Comparamos la experiencia 1 y la 3, donde la [B] y la [C] se mantienen constantes. Se observa que la velocidad no varía con la concentración de A; por tanto, será de orden 0 respecto de A.

Comparamos la experiencia 2 y la 4, donde se mantiene constante la [C], y aunque varía la [A], ésta ya hemos visto que no modifica la velocidad de la reacción. Al triplicar la concentración de B, se triplica la velocidad:

$$\frac{v_4}{v_2} = \frac{[\text{B}]_4}{[\text{B}]_2} = \frac{0,60}{0,20} = 3 \Rightarrow v_4 = 3 v_2$$

Por tanto, la reacción es de orden 1 respecto de B.

Si comparamos la experiencia 1 y la 2, observamos que al triplicar la [C] se triplica la velocidad:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{[\text{C}]_2}{[\text{C}]_1} = \frac{0,30}{0,10} = 3 \Rightarrow v_2 = 3 v_1$$

Por tanto, la reacción es de orden 1 respecto de C.

La ecuación de la velocidad será: $v = K \cdot [\text{B}] \cdot [\text{C}]$

Para calcular la constante nos fijamos en los datos de la primera experiencia:

$v = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

$[\text{B}]_0 = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$[\text{C}]_0 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$v = K \cdot [\text{B}] \cdot [\text{C}] \Rightarrow K = \frac{v}{[\text{B}] \cdot [\text{C}]}$

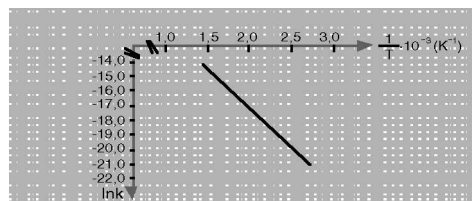
$$K = \frac{4,0 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}}{0,20 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,10 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 0,02 \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{s}}$$

La constante de la reacción es $0,02 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

45. Calculamos los valores de $\ln K$ y $\frac{1}{T}$ para representar la gráfica:

$t \text{ (}^\circ\text{C)}$	$T \text{ (K)}$	$\frac{1}{T} \text{ (K}^{-1}\text{)}$	$K \text{ (L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}\text{)}$	$\ln K$
100	373	$2,68 \cdot 10^{-3}$	$1,1 \cdot 10^{-9}$	-20,6

200	473	$2,11 \cdot 10^{-3}$	$1,8 \cdot 10^{-8}$	-17,8
300	573	$1,75 \cdot 10^{-3}$	$1,2 \cdot 10^{-7}$	-15,9
400	673	$1,49 \cdot 10^{-3}$	$4,4 \cdot 10^{-7}$	-14,6



La pendiente de la recta obtenida es:

$m = -5055,06 \text{ K}$

Tomando logaritmos en la expresión de Arrhenius,

$K = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$, resulta $\ln K = \ln A - \frac{E_a}{R} \cdot \frac{1}{T}$, de donde

$m = -\frac{E_a}{R}$ y, por tanto, $E_a = -m R$. A partir de esta

expresión, calcularemos E_a :

$$E_a = -m \cdot R = -(-5055,06 \text{ K}) \cdot 8,314 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{K} \cdot \text{mol}} = 42 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La energía de activación es de $42 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

46. Datos: $K = 3,46 \cdot 10^{-2} \text{ s}^{-1} \quad t_2 = 77 \text{ }^\circ\text{C}$

$t_1 = 25 \text{ }^\circ\text{C}$

$E_a = 50,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}$

$T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$

$T_2 = 77 + 273 = 350 \text{ K}$

Tomamos logaritmos en la expresión de Arrhenius,

$K = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$, y resulta:

$\ln K = \ln A - \frac{E_a}{RT}$

$\ln K_{25^\circ} = -\frac{E_a}{RT_1} + \ln A$

$\ln K_{77^\circ} = -\frac{E_a}{RT_2} + \ln A$

Restamos miembro a miembro las dos expresiones:

$\ln K_{77^\circ} - \ln K_{25^\circ} = -\frac{E_a}{RT_2} + \frac{E_a}{RT_1}$

Transformamos la resta de logaritmos en logaritmo de un cociente y resolvemos la suma de fracciones del segundo miembro:

$\ln \frac{K_{77^\circ}}{K_{25^\circ}} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_2 \cdot T_1} \right)$

$$\ln \frac{K_{77^\circ}}{K_{25^\circ}} = \frac{50,2 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}}}{8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}} \left(\frac{350 \text{ K} - 298 \text{ K}}{350 \text{ K} \cdot 298 \text{ K}} \right)$$

$$\ln \frac{K_{77^\circ}}{K_{25^\circ}} = 3,01 \Rightarrow \frac{K_{77^\circ}}{K_{25^\circ}} = e^{3,01}$$

$$K_{77^\circ} = K_{25^\circ} \cdot e^{3,01} = 3,46 \cdot 10^{-2} \text{ s}^{-1} \cdot e^{3,01}$$

$$K_{77^\circ} = 0,702 \text{ s}^{-1}$$

El valor de la constante a 77°C es de **0,702 s⁻¹**.

47. Un catalizador es una sustancia que, estando presente en una reacción química, produce una variación de su velocidad sin ser consumido durante el transcurso de la reacción.

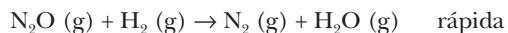
El catalizador no cambia las variables termodinámicas de la reacción, tales como ΔH^0 o ΔG^0 . Sólo modifica el valor de su energía de activación.

Los catalizadores positivos disminuyen la energía de activación, de manera que aumenta la velocidad de reacción.

Los catalizadores negativos o inhibidores aumentan la energía de activación de manera que disminuye la velocidad de la reacción.

48. Reacción: $2 \text{NO} (\text{g}) + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$

Mecanismo:



La velocidad de la reacción vendrá determinada por la velocidad de la etapa más lenta; en este caso, por la primera etapa.

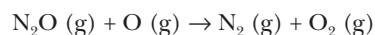
$$v = K \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$$

El orden global de la reacción será 3.

49. Reacción: $2 \text{N}_2\text{O} (\text{g}) \rightarrow 2 \text{N}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$

$$v = K \cdot [\text{N}_2\text{O}]$$

Mecanismo:

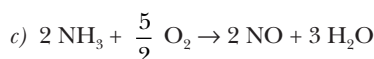
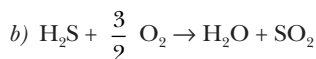
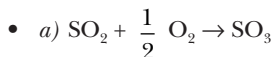


Según la ecuación de velocidad, la etapa determinante será la más lenta, y en este caso es la primera etapa, ya que la ecuación de velocidad depende de ella.

Hay un producto intermedio que es $\text{O} (\text{g})$, ya que no aparece ni en los reactivos ni en los productos.

7. Equilibrio químico

ACTIVIDADES (pág. 169)



1. REACCIONES REVERSIBLES. CONCEPTO DE EQUILIBRIO (pág. 170)

1. En un *equilibrio estático* no se produce ningún cambio. En un equilibrio dinámico se producen cambios, pero la velocidad a la que sucede el cambio en un sentido es la misma que la del cambio en sentido opuesto. Por tanto, el sistema no presenta ningún cambio global.

Una sustancia en un recipiente es un ejemplo de equilibrio estático: en ella no se produce ningún cambio.

Una mezcla de los reactivos y productos de una reacción es un ejemplo de *equilibrio dinámico*: la velocidad de reacción en un sentido es igual a la velocidad de reacción en sentido opuesto.

2. Puesto que la velocidad con que desaparece una sustancia según la reacción en un sentido es igual a la velocidad con que aparece según la reacción en el sentido contrario, su concentración deberá permanecer constante.
3. El recipiente debe mantenerse cerrado para evitar intercambio de sustancias con el exterior, hecho que provocaría que no se llegara nunca a una situación de equilibrio.

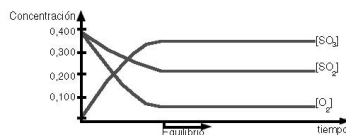
Por otro lado, la temperatura debe ser constante, ya que si variara, el estado de equilibrio que se alcanzaría sería distinto, y no se llegaría nunca a un estado en concreto.

2. LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO K_C (págs. 172 y 173)

4. *Experiencia 1:*

$[\text{SO}_2]_0$	$[\text{O}_2]_0$	$[\text{SO}_3]_0$	$[\text{SO}_2]$	$[\text{O}_2]$	$[\text{SO}_3]$
0,200	0,200	0,080	0,030	0,115	0,171

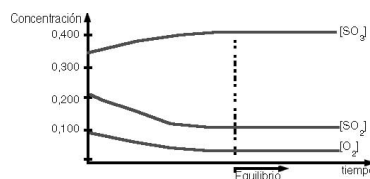
(concentraciones en mol·L⁻¹)



Experiencia 2:

$[\text{SO}_2]_0$	$[\text{O}_2]_0$	$[\text{SO}_3]_0$	$[\text{SO}_2]$	$[\text{O}_2]$	$[\text{SO}_3]$
0,205	0,082	0,346	0,125	0,042	0,430

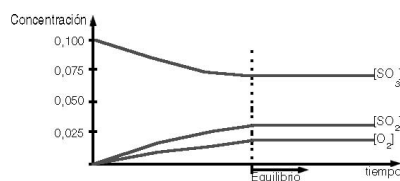
(concentraciones en mol·L⁻¹)



Experiencia 3:

$[\text{SO}_2]_0$	$[\text{O}_2]_0$	$[\text{SO}_3]_0$	$[\text{SO}_2]$	$[\text{O}_2]$	$[\text{SO}_3]$
0,000	0,000	0,000	0,032	0,016	0,068

(concentraciones en mol·L⁻¹)



5. a)
$$K_C = \frac{[\text{NOBr}]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2]}$$

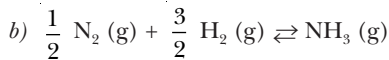
b)
$$K_C = \frac{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2}$$

c)
$$K_C = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{SO}_2]^2}{[\text{H}_2\text{S}]^2 \cdot [\text{O}_3]^3}$$

d)
$$K_C = \frac{[\text{NO}]^4 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{NH}_3]^4 \cdot [\text{O}_2]^5}$$



$$K_{C(a)} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$$



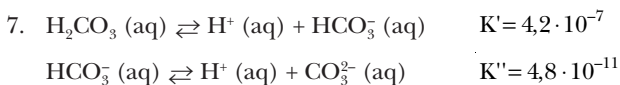
$$K_{C(b)} = \frac{[NH_3]}{[N_2]^{1/2} \cdot [H_2]^{3/2}}$$



$$K_{C(c)} = \frac{[NH_3]^4}{[N_2]^2 \cdot [H_2]^6}$$

$$K_{C(b)} = K_{C(a)}^{1/2}$$

$$K_{C(c)} = K_{C(a)}^2$$



$$K' = \frac{[H^+] \cdot [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} \quad K'' = \frac{[H^+] \cdot [CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$$

Reacción global:



$$K_C = \frac{[H^+]^2 \cdot [CO_3^{2-}]}{[H_2CO_3]}$$

Para obtener K_C multiplicamos las dos anteriores, ya que la reacción global se obtiene por suma de las otras dos:

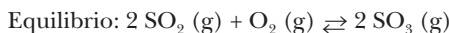
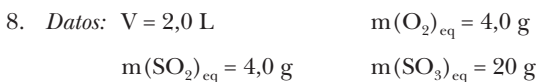
$$K_C = K' \cdot K'' = \frac{[H^+] \cdot [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} \cdot \frac{[H^+] \cdot [CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$$

$$K_C = \frac{[H^+]^2 \cdot [CO_3^{2-}]}{[H_2CO_3]}$$

$$K_C = 4,2 \cdot 10^{-7} \cdot 4,8 \cdot 10^{-11} = 2,0 \cdot 10^{-17}$$

El valor de la constante de equilibrio K_C es $2,0 \cdot 10^{-17}$.

3. CÁLCULOS EN EQUILIBRIOS HOMOGÉNEOS EN FASE GAS (pág. 178)



Calculamos primero los moles de cada sustancia en el equilibrio:

$$n(O_2)_{eq} = 4,0 g O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32,00 g O_2} = 0,125 \text{ mol } O_2$$

$$n(SO_2)_{eq} = 4,0 g SO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } SO_2}{64,07 g SO_2} = 0,062 \text{ mol } SO_2$$

$$n(SO_3)_{eq} = 20 g SO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } SO_3}{80,07 g SO_3} = 0,250 \text{ mol } SO_3$$

Con los valores obtenidos y el volumen del recipiente, calculamos las concentraciones en el equilibrio:

$$[SO_2]_{eq} = \frac{0,062 \text{ mol } SO_2}{2,0 L} = 0,031 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[O_2]_{eq} = \frac{0,125 \text{ mol } O_2}{2,0 L} = 0,063 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[SO_3]_{eq} = \frac{0,250 \text{ mol } SO_3}{2 L} = 0,125 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Sustituimos los valores de las concentraciones en la expresión de K_C :

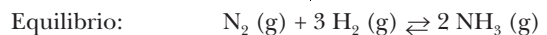
$$K_C = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]} = \frac{(0,125 \text{ mol} \cdot L^{-1})^2}{(0,031 \text{ mol} \cdot L^{-1})^2 \cdot 0,063 \text{ mol} \cdot L^{-1}} = 258,08 L \cdot \text{mol}^{-1}$$

El valor de la constante K_C es $258,08 L \cdot \text{mol}^{-1}$.



$$[N_2]_{eq} = 1,03 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[H_2]_{eq} = 1,62 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

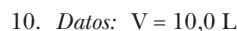


Sustituimos los valores de las concentraciones en la expresión de la constante de equilibrio para encontrar la $[NH_3]_{eq}$:

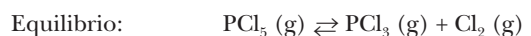
$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} \Rightarrow [NH_3] = \sqrt{K_C \cdot [N_2] \cdot [H_2]^3}$$

$$[NH_3] = \sqrt{2,38 \cdot 10^{-3} \frac{L^2}{\text{mol}^2} \cdot 1,03 \frac{\text{mol}}{L} \cdot \left(1,62 \frac{\text{mol}}{L}\right)^3} = 0,102 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

La concentración de NH_3 en el equilibrio es $0,102 L \cdot \text{mol}^{-1}$.



$$n_0(PCl_5) = 1 \text{ mol} \quad n_{eq}(PCl_5) = 0,30 \text{ mol}$$



Si han desaparecido $1 - 0,3 = 0,7$ mol de PCl_5 , se habrán formado $0,7$ mol de PCl_3 y $0,7$ mol de Cl_2 .

	PCl_5 (g)	PCl_3 (g)	Cl_2 (g)
Moles iniciales	1	0	0
Cambios	-0,7	0,7	0,7
Moles en equil.	0,3	0,7	0,7

Calculamos las concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{PCl}_5]_{\text{eq}} = \frac{0,3 \text{ mol}}{10,0 \text{ L}} = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{PCl}_3]_{\text{eq}} = \frac{0,7 \text{ mol}}{10,0 \text{ L}} = 0,07 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = \frac{0,7 \text{ mol}}{10,0 \text{ L}} = 0,07 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituimos los valores en la expresión de la constante de equilibrio y obtenemos su valor:

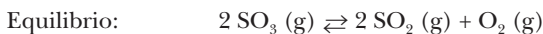
$$K_C = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

$$K_C = \frac{0,07 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,07 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,163 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor de la constante K_C es **0,163 mol · L⁻¹**.

11. Datos: $V = 1,0 \text{ L}$

$$m_0(\text{SO}_3) = 80,0 \text{ g} \quad n(\text{SO}_2)_{\text{eq}} = 0,60 \text{ mol}$$



Calculamos primero los moles iniciales de SO_3 :

$$n_0(\text{SO}_3) = 80,0 \text{ g SO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_3}{80,07 \text{ g SO}_3} \approx 1 \text{ mol SO}_3$$

Si han aparecido $0,60$ mol de SO_2 , según la estequiometría de la reacción, habrán reaccionado $0,60$ mol de SO_3 y se han producido $0,30$ mol de O_2 .

	SO_3 (g)	SO_2 (g)	O_2 (g)
Moles iniciales	1	0	0
Cambios	-0,60	+0,60	+0,30
Moles en equil.	0,40	0,60	0,30

Calculamos las concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{SO}_3]_{\text{eq}} = \frac{0,40 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_2]_{\text{eq}} = \frac{0,60 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,60 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{O}_2]_{\text{eq}} = \frac{0,30 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 0,30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituimos los valores en la expresión de la constante de equilibrio y obtenemos su valor:

$$K_C = \frac{[\text{O}_2] \cdot [\text{SO}_2]^2}{[\text{SO}_3]^2}$$

$$K_C = \frac{0,30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot (0,60 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2}{(0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2} = 0,675 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor de la constante K_C es **0,675 mol · L⁻¹**.

12. Datos: $m_0(\text{HCl}) = 104,39 \text{ g}$ $n_{\text{eq}}(\text{HCl}) = 1,30 \text{ mol}$

$$m_0(\text{H}_2) = 2,00 \text{ g} \quad V = 10,0 \text{ L}$$



Calculamos los moles iniciales de HCl y H_2 :

$$n_0(\text{HCl}) = 104,39 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,458 \text{ g HCl}} = 2,86 \text{ mol HCl}$$

$$n_0(\text{H}_2) = 2,00 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,016 \text{ g H}_2} = 0,99 \text{ mol H}_2$$

Han desaparecido $2,86 - 1,30 = 1,56$ mol HCl ; luego, según la estequiometría de la reacción, se habrán formado $0,78$ mol de H_2 y $0,78$ mol de Cl_2 .

	HCl (g)	H_2 (g)	Cl_2 (g)
Moles iniciales	2,86	0,99	0
Cambios	-1,56	+0,78	+0,78
Moles en equil.	1,30	1,77	0,78

Calculamos las concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{HCl}]_{\text{eq}} = \frac{1,30 \text{ mol}}{10,0 \text{ L}} = 0,13 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = \frac{1,77 \text{ mol}}{10,0 \text{ L}} = 0,177 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = \frac{0,78 \text{ mol}}{10,0 \text{ L}} = 0,078 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituimos los valores en la expresión de la constante de equilibrio y obtenemos su valor:

$$K_C = \frac{[\text{Cl}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{HCl}]^2}$$

$$K_C = \frac{0,177 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,078 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{(0,13 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2} = 0,82$$

El valor de la constante K_C es **0,82** (adimensional).

13. Datos: $V = 2,00 \text{ L}$ $K_C = 0,58 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$n_0(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,10 \text{ mol}$$



Según la estequiometría de la reacción, al alcanzar el equilibrio habrán desaparecido x mol de N_2O_4 y se habrán formado $2x$ mol de NO_2 .

	N_2O_4 (g)	NO_2 (g)
Moles iniciales	0,1	0
Cambios	-x	+2x
Moles en equil.	0,1-x	2x

Determinamos la expresión de las concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{eq}} = \frac{0,10-x}{2,00} = \frac{0,10-x}{2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{NO}_2]_{\text{eq}} = \frac{2x}{2,00} = x \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituimos en la expresión de la constante de equilibrio y calculamos el valor de x:

$$K_C = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \Rightarrow 0,58 = \frac{x^2}{\frac{0,10-x}{2}} \Rightarrow x = 0,08 \text{ mol}$$

Conocido x, calculamos las concentraciones en el equilibrio.

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{eq}} = \frac{0,10-x}{2} = \frac{0,10-0,08}{2} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{NO}_2]_{\text{eq}} = x = 0,08 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Las concentraciones de las sustancias en equilibrio son:

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ y } [\text{NO}_2] = 0,08 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

14. Datos: $K_C = 3,80 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $T = 1\,000 \text{ K}$

$$n_0(\text{I}_2) = 0,0456 \text{ mol} \quad V = 2,30 \text{ L}$$



Según la estequiometría de la reacción, al alcanzar el equilibrio habrán desaparecido x mol de I_2 y se habrán formado 2x mol de I.

	I_2 (g)	I (g)
Moles iniciales	0,0456	0
Cambios	-x	+2x
Moles en equil.	0,0456-x	2x

Determinamos la expresión de las concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{I}_2]_{\text{eq}} = \frac{0,0456-x}{2,30} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad [\text{I}]_{\text{eq}} = \frac{2x}{2,30} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituimos en la expresión de la constante de equilibrio y calculamos el valor de x:

$$K_C = \frac{[\text{I}]^2}{[\text{I}_2]} \Rightarrow 3,80 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = \frac{\left(\frac{2x}{2,30}\right)^2}{\frac{0,0456-x}{2,30}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 3,80 \cdot 10^{-5} = \frac{4x^2}{0,0456-x} \Rightarrow x = 9,87 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Conocido x, calculamos las concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{I}_2]_{\text{eq}} = \frac{0,0456-x}{2,30} = \frac{0,0456-9,87 \cdot 10^{-4}}{2,30} = 0,0194 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{I}]_{\text{eq}} = \frac{2x}{2,30} = \frac{2 \cdot 9,87 \cdot 10^{-4}}{2,30} = 8,58 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

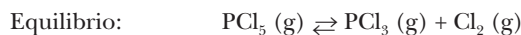
Las concentraciones de las sustancias en equilibrio son:

$$[\text{I}_2] = 0,0194 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ y } [\text{I}] = 8,58 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

15. Datos: $K_C = 0,00793 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$V = 1,00 \text{ L}$$

$$m_0(\text{PCl}_5) = 3,13 \text{ g}$$



Calculamos los moles iniciales de PCl_5 :

$$n_0(\text{PCl}_5) = 3,13 \text{ g PCl}_5 \cdot \frac{1 \text{ mol PCl}_5}{208,5 \text{ g PCl}_5} = 1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Si llamamos α al grado de disociación del PCl_5 , la relación molar que se establece en el equilibrio viene dada por la tabla siguiente:

	PCl_5 (g)	PCl_3 (g)	Cl_2 (g)
Moles iniciales	n	0	0
Cambios	-n α	n α	n α
Moles en equil.	n(1- α)	n α	n α

Determinamos la expresión de las concentraciones en el equilibrio en función de α :

$$[\text{PCl}_5]_{\text{eq}} = \frac{n(1-\alpha)}{V} = \frac{1,50 \cdot 10^{-2}(1-\alpha)}{1,00} = 1,50 \cdot 10^{-2}(1-\alpha) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{PCl}_3]_{\text{eq}} = \frac{n\alpha}{V} = \frac{1,50 \cdot 10^{-2} \alpha}{1,00} = 1,50 \cdot 10^{-2} \alpha \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = \frac{n\alpha}{V} = \frac{1,50 \cdot 10^{-2} \alpha}{1,00} = 1,50 \cdot 10^{-2} \alpha \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituimos en la expresión de la constante de equilibrio y calculamos el valor de α :

$$K_C = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

$$0,00793 = \frac{1,50 \cdot 10^{-2} \alpha \cdot 1,50 \cdot 10^{-2} \alpha}{1,50 \cdot 10^{-2} (1-\alpha)}$$

$$1,19 \cdot 10^{-4} - 1,19 \cdot 10^{-4} \alpha = 2,25 \cdot 10^{-4} \alpha^2$$

$$\alpha = 0,51$$

El grado de disociación es $\alpha = 0,51$

4. EL COCIENTE DE REACCIÓN (pág. 179)

16. Datos: $K_C = 1,0 \cdot 10^{-13}$

$$[\text{HF}] = 0,45 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad [\text{F}_2] = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



Sustituimos los valores en la expresión de K_C para obtener Q_C :

$$K_C = \frac{[\text{H}_2]_{\text{eq}} \cdot [\text{F}_2]_{\text{eq}}}{[\text{HF}]_{\text{eq}}^2} \Rightarrow Q_C = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{F}_2]}{[\text{HF}]^2}$$

$$Q_C = \frac{1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{(0,45 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2} = 1,48 \cdot 10^{-5}$$

El cociente de reacción es $1,48 \cdot 10^{-5}$.

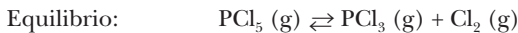
Como $Q_C > K_C$, significa que el sistema no está en equilibrio y debe disminuir el valor de Q_C para alcanzarlo. El descenso del valor de Q_C significa que ha de aumentar el denominador y disminuir el numerador. Para ello, el sistema debe progresar *hacia la izquierda*, en sentido inverso a como indica la reacción, para llegar al equilibrio.

5. LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO K_p (pág. 182)

17. Datos: $K_p = 1,05 \text{ atm}$ $t = 250 \text{ }^\circ\text{C}$

$$P_{\text{eq}}(\text{PCl}_5) = 0,875 \text{ atm} \quad P_{\text{eq}}(\text{Cl}_2) = 0,463 \text{ atm}$$

$$V = 1 \text{ L}$$



Sustituimos los valores conocidos en la expresión de la constante de equilibrio K_p y calculamos el valor de $P_{\text{eq}}(\text{Cl}_2)$:

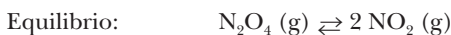
$$K_p = \frac{P_{\text{eq}}(\text{Cl}_3) \cdot P_{\text{eq}}(\text{Cl}_2)}{P_{\text{eq}}(\text{Cl}_5)} \Rightarrow P_{\text{eq}}(\text{Cl}_2) = \frac{K_p \cdot P_{\text{eq}}(\text{Cl}_5)}{P_{\text{eq}}(\text{Cl}_3)}$$

$$P(\text{Cl}_2) = \frac{1,05 \text{ atm} \cdot 0,875 \text{ atm}}{0,463 \text{ atm}} = 1,98 \text{ atm}$$

La presión parcial del Cl_2 en equilibrio es **1,98 atm**.

18. Datos: $K_p = 0,143 \text{ atm}$ $t = 25 \text{ }^\circ\text{C}$

$$P_0(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,05 \text{ atm} \quad V = 1,0 \text{ L}$$



Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, confeccionamos una tabla similar a las de los ejercicios anteriores, pero sustituyendo los moles por presiones.

	$\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$	$\text{NO}_2 (\text{g})$
Presiones iniciales	0,05	0
Cambios	- x	+ 2x
Presiones en equil.	0,05 - x	2x

Sustituimos en la expresión de la constante de equilibrio K_p y calculamos el valor de x:

$$K_p = \frac{P_{\text{eq}}(\text{NO}_2)^2}{P_{\text{eq}}(\text{N}_2\text{O}_4)} \Rightarrow 0,143 = \frac{(2x)^2}{0,05 - x} \Rightarrow x = 0,028 \text{ atm}$$

Conocido el valor de x, calculamos las presiones parciales:

$$P_{\text{eq}}(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,05 - x = 0,022 \text{ atm}$$

$$P_{\text{eq}}(\text{NO}_2) = 2x = 0,056 \text{ atm}$$

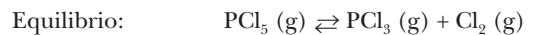
Aplicamos la ley de Dalton y calculamos la presión total:

$$P_T = P_{\text{eq}}(\text{N}_2\text{O}_4) + P_{\text{eq}}(\text{NO}_2) = 0,078 \text{ atm}$$

Las presiones parciales en equilibrio del N_2O_4 y del NO_2 son, respectivamente, **0,022 atm** y **0,056 atm**. La presión total es **0,078 atm**.

19. Datos: $K_p = 1,80 \text{ atm}$ $t = 250 \text{ }^\circ\text{C}$

$$n_0(\text{PCl}_5) = 0,1 \text{ mol} \quad V = 2 \text{ L}$$



Calculamos K_C a partir de $K_C = K_p \cdot (\text{RT})^{-\Delta n}$.

En este caso: $\Delta n = 2 - 1 = 1$; $T = 250 + 273 = 523 \text{ K}$;
y $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

$$K_C = 1,80 \text{ atm} \cdot \left(0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 523 \text{ K}\right)^{-1} = 0,042 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Para calcular el grado de disociación, hemos de determinar el número de moles de que han desaparecido. Confeccionamos una tabla teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

	$\text{PCl}_5 (\text{g})$	$\text{PCl}_3 (\text{g})$	$\text{Cl}_2 (\text{g})$
Moles iniciales	0,1	0	0
Cambios	- x	x	x
Moles en equil.	0,1 - x	x	x

Determinamos la expresión de las concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{PCl}_5]_{\text{eq}} = \frac{0,1 - x}{2,00} = \frac{0,1 - x}{2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{PCl}_3]_{\text{eq}} = \frac{x}{2,00} = \frac{x}{2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = \frac{x}{2,00} = \frac{x}{2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituimos en la expresión de la constante de equilibrio y calculamos el valor de x:

$$K_C = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} \Rightarrow 0,042 = \frac{\frac{x}{2} \cdot \frac{x}{2}}{\frac{0,1 - x}{2}} = \frac{x^2}{2(0,1 - x)}$$

$$x = 0,059$$

Con este dato calculamos el grado de disociación:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{0,059}{0,1} = 0,59$$

El valor de la constante de equilibrio K_C es **0,042 mol · L⁻¹** y el grado de disociación α es **0,59**.

20. Datos: $\alpha = 0,3$

$$T = 423 \text{ K} \quad P = 200 \text{ atm}$$



Suponemos que inicialmente sólo tenemos NH_3 , y llamamos n_0 al número de moles iniciales de esta sustancia.

Confeccionamos una tabla de acuerdo con la estequiometría de la reacción:

	$\text{NH}_3 (\text{g})$	$\text{N}_2 (\text{g})$	$\text{H}_2 (\text{g})$
Moles iniciales	n_0	0	0
Cambios	$-n_0\alpha$	$\frac{1}{2} n_0\alpha$	$\frac{3}{2} n_0\alpha$
Moles en equil.	$n_0 (1 - \alpha)$	$\frac{1}{2} n_0\alpha$	$\frac{3}{2} n_0\alpha$

El número de moles totales en el equilibrio será:

$$n_T = n_0(1 - \alpha) + \frac{1}{2} n_0\alpha + \frac{3}{2} n_0\alpha = n_0(1 + \alpha)$$

Calculamos las fracciones molares de cada sustancia en el equilibrio:

$$\chi(\text{NH}_3) = \frac{n_0(1 - \alpha)}{n_0(1 + \alpha)} = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} = \frac{1 - 0,3}{1 + 0,3} = 0,538$$

$$\chi(\text{N}_2) = \frac{\frac{1}{2} n_0\alpha}{n_0(1 + \alpha)} = \frac{\alpha}{2(1 + \alpha)} = \frac{0,3}{2(1 + 0,3)} = 0,115$$

$$\chi(\text{H}_2) = \frac{\frac{3}{2} n_0\alpha}{n_0(1 + \alpha)} = \frac{3\alpha}{2(1 + \alpha)} = \frac{3 \cdot 0,3}{2(1 + 0,3)} = 0,346$$

Calculamos las presiones parciales de cada sustancia.

$$P(\text{NH}_3) = \chi(\text{NH}_3) \cdot P = 0,538 \cdot 200 \text{ atm} = 107,6 \text{ atm}$$

$$P(\text{N}_2) = \chi(\text{N}_2) \cdot P = 0,115 \cdot 200 \text{ atm} = 23,0 \text{ atm}$$

$$P(\text{H}_2) = \chi(\text{H}_2) \cdot P = 0,346 \cdot 200 \text{ atm} = 69,2 \text{ atm}$$

Sustituimos estos valores en la expresión de K_p para determinar su valor:

$$K_p = \frac{P(\text{N}_2) \cdot P^3(\text{H}_2)}{P^2(\text{NH}_3)} = \frac{23,0 \text{ atm} \cdot (69,2 \text{ atm})^3}{(107,6 \text{ atm})^2} = 658,3 \text{ atm}^2$$

A partir del valor de K_p , calculamos K_c , según la expresión: $K_c = K_p \cdot (\text{RT})^{-\Delta n}$

En este caso: $\Delta n = 4 - 2 = 2$; $T = 423 \text{ K}$; y $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

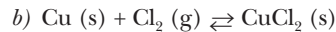
$$K_c = 658,3 \text{ atm}^2 \cdot \left(0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 423 \text{ K}\right)^{-2} = 0,55 \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

El valor de las constantes de equilibrio es $K_p = 658,3 \text{ atm}^2$ y $K_c = 0,55 \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$.

6. EQUILIBRIOS HETEROGÉNEOS (pág. 184)



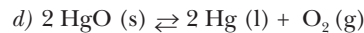
$$K_c = [\text{CO}_2] \quad K_p = P(\text{CO}_2)$$



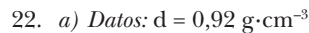
$$K_c = \frac{1}{[\text{Cl}_2]} \quad K_p = \frac{1}{P(\text{Cl}_2)}$$



$$K_c = \frac{1}{[\text{CO}_2]} \quad K_p = \frac{1}{P(\text{CO}_2)}$$

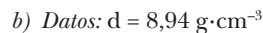


$$K_c = [\text{O}_2] \quad K_p = P(\text{O}_2)$$



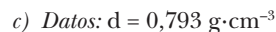
$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 18,016 \text{ u}$$

$$M = 0,92 \frac{\text{g H}_2\text{O}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18,016 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} = 51,07 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



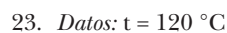
$$A_r(\text{Cu}) = 63,55 \text{ u}$$

$$M = 8,94 \frac{\text{g Cu}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,55 \text{ g Cu}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} = 140,68 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



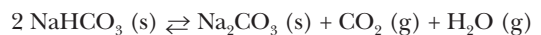
$$M_r(\text{CH}_3\text{OH}) = 12,01 \text{ u} + 4 \cdot 1,008 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 32,042 \text{ u}$$

$$M = 0,793 \cdot \frac{\text{g CH}_3\text{OH}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{32,042 \text{ g CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} = 24,75 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



$$P_T = 1720 \text{ mm Hg}$$

Equilibrio:



Si al principio solamente se introdujo NaHCO_3 , la P_T en el equilibrio será debida a la presión parcial del CO_2 y del vapor de agua, y, según la estequiometría de la reacción, $P(\text{CO}_2) = P(\text{H}_2\text{O})$. Por lo tanto:

$$P_T = P(\text{CO}_2) + P(\text{H}_2\text{O}) = 2 P(\text{CO}_2)$$

$$P(\text{CO}_2) = \frac{P_T}{2} = \frac{1720 \text{ mm Hg}}{2} = 860 \text{ mm Hg}$$

Cambiamos de unidades:

$$P(\text{CO}_2) = 860 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 1,13 \text{ atm}$$

$$P(\text{H}_2\text{O}) = P(\text{CO}_2) = 1,13 \text{ atm}$$

A partir de estos datos, calculamos el valor de K_p :

$$K_p = P(\text{CO}_2) \cdot P(\text{H}_2\text{O}) = 1,13 \text{ atm} \cdot 1,13 \text{ atm}$$

$$K_p = 1,28 \text{ atm}^2$$

A partir del valor de K_p , calculamos K_c , según la expresión: $K_c = K_p \cdot (\text{RT})^{-\Delta n}$

En este caso: $\Delta n = 2$; $T = 120 + 273 = 423 \text{ K}$; y

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

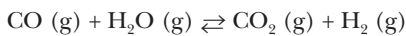
$$K_c = 1,28 \text{ atm}^2 \cdot \left(0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 393 \text{ K} \right)^{-2} = 1,23 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$$

Las presiones parciales del CO_2 y del H_2O son iguales a **1,13 atm**. El valor de las constantes de equilibrio es **$K_p = 1,28 \text{ atm}^2$** y **$K_c = 1,23 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$** .

24. Hemos de sumar las reacciones conocidas de modo que se obtenga la reacción pedida:



$$K_p = \frac{P^2(\text{CO})}{P(\text{CO}_2)} = 121,5$$



$$K'_p = \frac{1}{K_p} = \frac{P(\text{CO}_2) \cdot P(\text{H}_2)}{P(\text{H}_2\text{O}) \cdot P(\text{CO})} = \frac{1}{1,59}$$



$$K''_p = \frac{P(\text{CO}) \cdot P(\text{H}_2)}{P(\text{H}_2\text{O})}$$

La constante K'' que queremos hallar se obtiene multiplicando K_p por K'_p . En efecto:

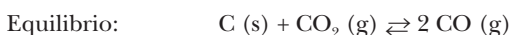
$$K''_p = K_p \cdot K'_p = \frac{P^2(\text{CO})}{P(\text{CO}_2)} \cdot \frac{P(\text{CO}_2) \cdot P(\text{H}_2)}{P(\text{H}_2\text{O}) \cdot P(\text{CO})} = \frac{P(\text{CO}) \cdot P(\text{H}_2)}{P(\text{H}_2\text{O})}$$

$$K''_p = 121,5 \cdot \frac{1}{1,59} = 76,4 \text{ atm}$$

El valor de K_p es **76,4 atm**.

25. Datos: $K_p = 1,52$

$$P_T = 4,50 \text{ atm} \quad t = 700 \text{ }^\circ\text{C}$$



Elegimos variables: $x = P(\text{CO}_2)$; $y = P(\text{CO})$. Sustituimos en la expresión de K_p y en la de la P_T :

$$K_p = \frac{P^2(\text{CO})}{P(\text{CO}_2)} = \frac{y^2}{x} = 1,52$$

$$P_T = P(\text{CO}_2) + P(\text{CO}) = x + y = 4,50$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones por sustitución:

$$4,50 = x + y \Rightarrow x = 4,50 - y$$

$$1,52 = \frac{y^2}{x} = \frac{y^2}{4,50 - y}$$

$$y^2 + 1,52y - 6,84 = 0 \Rightarrow y = 1,96 \text{ atm}$$

$$x = 4,50 - y = 4,50 - 1,96 = 2,54$$

Las presiones parciales son: $P(\text{CO}_2) = \mathbf{2,54 \text{ atm}}$ y $P(\text{CO}) = \mathbf{1,96 \text{ atm}}$.

26. Datos: $t = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ $K_p = 0,24$

$$n_0(\text{ICl}) = 2,0 \text{ mol} \quad V = 1,0 \text{ L}$$



$$K_p = P(\text{Cl}_2) \quad K_c = [\text{Cl}_2]$$

La presión parcial del Cl_2 en el equilibrio es igual al valor de la constante K_p . Por tanto:

$$P(\text{Cl}_2) = K_p = 0,24 \text{ atm}$$

Para determinar la concentración de Cl_2 en el equilibrio, hemos de calcular K_c . Para ello, utilizaremos la expresión $K_c = K_p \cdot (\text{RT})^{-\Delta n}$.

En este caso: $\Delta n = 1$; $T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$; y

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

$$K_c = 0,24 \text{ atm} \cdot \left(0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K} \right)^{-1} = 9,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = [\text{Cl}_2]_{\text{eq}}$$

La presión parcial del Cl_2 en el equilibrio era de **0,24 atm**, y su concentración, de **$9,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** .

7. ENERGÍA LIBRE Y CONSTANTE DE EQUILIBRIO

(pág. 185)

27. Datos: $\Delta G^0 = 474,4 \text{ kJ} = 474,4 \cdot 10^{-3} \text{ J}$ $T = 298 \text{ K}$



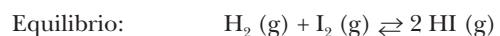
De la expresión: $\Delta G^0 = -RT \cdot \ln K$, despejamos $\ln K$.

$$\ln K = -\frac{\Delta G^0}{RT} = -\frac{475,4 \cdot 10^{-3} \text{ J}}{8,31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}} = -191,57$$

$$K = e^{-191,57} = 6,34 \cdot 10^{-84}$$

La constante de equilibrio vale: **$K = 6,34 \cdot 10^{-84}$**

28. Datos: $K_p = 0,350$ $t = 25 \text{ }^\circ\text{C}$



Aplicamos la expresión $\Delta G^0 = -RT \cdot \ln K$, siendo:

$$R = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \quad \text{y } T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$\Delta G^0 = -8,31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K} \cdot \ln 0,350 = 2,60 \cdot 10^3 \text{ J}$$

La variación de energía libre estándar es + **$2,60 \cdot 10^3 \text{ J}$** .

29. Datos: $K_p = 5,0 \cdot 10^{17}$ $t = 25^\circ\text{C}$



Aplicamos la expresión $\Delta G^0 = -RT \cdot \ln K$, siendo:

$$R = 8,31 \cdot \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \text{ y } T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$\Delta G^0 = -8,31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K} \cdot \ln(5,0 \cdot 10^{17})$$

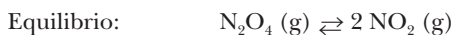
$$\Delta G^0 = -100,92 \cdot 10^3 \text{ J} = -100,92 \text{ kJ}$$

La variación de energía libre estándar es **-100,92 kJ**.

30. Datos: $\Delta G_f^0(\text{N}_2\text{O}_4) = 97,9 \text{ kJ}$

$$\Delta G_f^0(\text{NO}_2) = 51,3 \text{ kJ}$$

$$t = 25^\circ\text{C}$$



Calculamos ΔG^0 de la reacción a partir de la expresión:

$$\Delta G^0 = \Delta G^0(\text{productos}) - \Delta G^0(\text{reactivos})$$

$$\Delta G^0 = 2 \cdot \Delta G_f^0(\text{NO}_2) - \Delta G_f^0(\text{N}_2\text{O}_4)$$

$$\Delta G^0 = 2 \cdot 51,3 \text{ kJ} - 97,9 \text{ kJ} = 4,7 \text{ kJ} = 4,7 \cdot 10^3 \text{ J}$$

De la expresión: $\Delta G^0 = -RT \cdot \ln K$, despejamos $\ln K$,

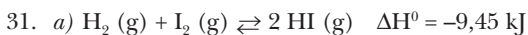
sabiendo que $R = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$ y $T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$.

$$\ln K_p = -\frac{\Delta G^0}{RT} = \frac{4,7 \cdot 10^3 \text{ J}}{8,31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}} = -1,9$$

$$K = e^{-1,9} = 0,15$$

El valor de K_p es **0,15 atm**.

8. ALTERACIÓN DEL EQUILIBRIO. PRINCIPIO DE LE CHATELIER (pág. 189)



Al aumentar la temperatura, el sistema se desplazará de manera que absorba calor para contrarrestar el aumento. Como la reacción es exotérmica deberá desplazarse *hacia la izquierda* (en sentido de la reacción endotérmica) para absorber el calor.

$$Q_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

Como la reacción directa es exotérmica, al aumentar la temperatura, disminuye K_c . Para que Q_c disminuya, deberá disminuir $[\text{HI}]$, esto es, el sistema se desplazará hacia la izquierda.

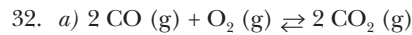


Al aumentar la temperatura, el sistema se desplazará de manera que absorba calor para contrarrestar el aumento. Como la reacción es endotérmica, deberá

desplazarse en sentido de la reacción directa, es decir, *hacia la derecha*.

$$Q_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

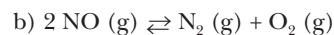
Como la reacción es endotérmica, al aumentar la temperatura, aumenta K_c . Para que Q_c aumente, deberán aumentar $[\text{PCl}_3]$ y $[\text{Cl}_2]$, esto es, el sistema deberá desplazarse *hacia la derecha*.



Al disminuir el volumen, aumenta la presión. Esto supone un incremento del número de moléculas por unidad de volumen. El sistema contrarresta el efecto disminuyendo el número de moléculas y, por tanto, desplazándose *hacia la derecha*.

$$Q_c = \frac{\left(\frac{n(\text{CO}_2)}{V}\right)^2}{\left(\frac{n(\text{CO})}{V}\right)^2 \cdot \frac{n(\text{O}_2)}{V}}$$

Al disminuir el V , Q_c será menor que K_c , y para que sean iguales deberá aumentar $n(\text{CO}_2)$, esto es, el sistema debe desplazarse *hacia la derecha*.



Al disminuir el volumen, aumenta la presión, es decir, el número de moléculas por unidad de volumen. El sistema contrarresta el efecto disminuyendo el número de moléculas, pero en este caso *no hay variación* ya que el desplazamiento del equilibrio hacia un sentido u otro no modifica el efecto.



Al disminuir el volumen, aumenta la presión, es decir, el número de moléculas por unidad de volumen. El sistema contrarresta el efecto disminuyendo el número de moléculas, esto es, desplazando el equilibrio *hacia la izquierda*.

$$Q_c = \frac{\frac{n(\text{N}_2)}{V} \cdot \left(\frac{n(\text{H}_2)}{V}\right)^3}{\left(\frac{n(\text{NH}_3)}{V}\right)^2}$$

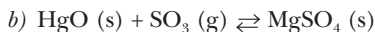
Al disminuir V , Q_c será mayor que K_c , y para que sean iguales deberá disminuir Q_c , es decir, ha de aumentar $n(\text{NH}_3)$, con lo que el sistema deberá desplazarse *hacia la izquierda*.



Añadir CO supone que el sistema se desplazará en el sentido de consumir el exceso de CO , es decir, *hacia la derecha*.

$$Q_C = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}$$

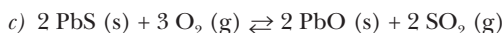
Al aumentar $[\text{CO}]$, Q_C se hace menor que K_C . Para que sean iguales, Q_C debe aumentar, es decir, el equilibrio se desplazará *hacia la derecha* para aumentar $[\text{COCl}_2]$.



Añadir SO_3 supone que el sistema se desplazará en el sentido de consumir el exceso de SO_3 , es decir, *hacia la derecha*.

$$Q_C = \frac{1}{[\text{SO}_3]}$$

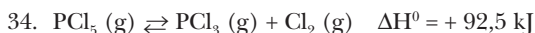
Al aumentar $[\text{SO}_3]$, Q_C se hace menor que K_C . Para que sean iguales, Q_C debe aumentar, es decir, el equilibrio se desplazará *hacia la derecha* para disminuir $[\text{SO}_3]$.



Al retirar O_2 , el sistema se desplaza de manera que se produzca O_2 , es decir, *hacia la izquierda*.

$$Q_C = \frac{[\text{SO}_2]^2}{[\text{O}_2]^3}$$

Al retirar O_2 , Q_C se hace mayor que K_C , de manera que, para que sean iguales, Q_C deberá disminuir, esto es, el equilibrio se desplazará *hacia la izquierda* para aumentar $[\text{O}_2]$.



a) *Disminuir la temperatura.*

El sistema se desplazará de manera que contrarreste la modificación, es decir, cediendo calor al medio. Como la reacción directa es endotérmica, el equilibrio se desplazará en sentido de la reacción inversa, es decir, *hacia la izquierda*.

$$Q_C = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

Al descender la temperatura, K_C disminuye por tratarse de una reacción endotérmica. Para que Q_C disminuya, deberá aumentar la $[\text{PCl}_5]$, esto es, el equilibrio se desplazará *hacia la izquierda*.

b) *Aumentar la presión.*

El sistema se desplazará de manera que disminuya el número de moléculas por unidad de volumen y, de este modo, disminuya la presión. Para ello se desplazará *hacia la izquierda*.

c) *Aumentar la $[\text{PCl}_3]$.*

El sistema se desplazará de manera que se consuma el exceso de PCl_3 , es decir, se desplazará *hacia la izquierda*.

$$Q_C = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

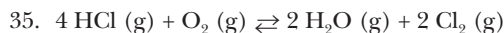
Al aumentar $[\text{PCl}_3]$, Q_C se hace mayor que K_C . Para que sean de nuevo iguales, Q_C deberá disminuir, aumentando $[\text{PCl}_5]$, esto es, desplazando el equilibrio *hacia la izquierda*.

d) *Disminuir la $[\text{PCl}_5]$.*

El sistema se desplazará de manera que se produzca PCl_5 , es decir, se desplazará *hacia la izquierda*.

$$Q_C = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

Al disminuir $[\text{PCl}_5]$, Q_C se hace mayor que K_C . Para que sean de nuevo iguales, Q_C deberá disminuir, y para ello aumentará $[\text{PCl}_5]$, esto es, desplazando el equilibrio *hacia la izquierda*.



$$\Delta H^0 = -11,5 \text{ kJ}$$

a) *Aumentar la temperatura.*

El sistema se desplazará de manera que absorba calor. Como la reacción directa es exotérmica, el equilibrio se desplazará en sentido de la reacción inversa, es decir, *hacia la izquierda*.

$$Q_C = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]}$$

En una reacción exotérmica, al aumentar la temperatura disminuye K_C . Para que Q_C disminuya, deberá aumentar la concentración de reactivos, esto es, el equilibrio se desplazará *hacia la izquierda*.

b) *Aumentar la presión reduciendo volumen.*

El sistema se desplazará de manera que disminuya el número de moléculas por unidad de volumen, esto es, *hacia la derecha*.

$$Q_C = \frac{\left(\frac{n(\text{H}_2\text{O})}{V}\right)^2 \cdot \left(\frac{n(\text{Cl}_2)}{V}\right)^2}{\left(\frac{n(\text{HCl})}{V}\right)^4 \cdot \left(\frac{n(\text{O}_2)}{V}\right)}$$

Al reducir el V , Q_C disminuye. Para que aumente, deberán aumentar $n(\text{H}_2\text{O})$ y $n(\text{Cl}_2)$, es decir, el sistema deberá desplazarse *hacia la derecha*.

c) *Añadir algo de O_2 .*

El sistema se desplazará de manera que se consuma el exceso de O_2 , esto es, *hacia la derecha*.

$$Q_C = \frac{[\text{Cl}_2]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]}$$

Al añadir O_2 , Q_C se hace menor que K_C . Para que sean iguales, Q_C debe aumentar, luego el equilibrio se desplazará *hacia la derecha* para aumentar las concentraciones de $[Cl_2]$ y $[H_2O]$.

d) *Retirar algo de H_2O .*

El sistema se desplazará de manera que se produzca H_2O , esto es, *hacia la derecha*.

Al retirar H_2O , Q_C se hace menor que K_C . Para que sean iguales, Q_C debe aumentar, de manera que el equilibrio se desplazará *hacia la derecha* para aumentar $[Cl_2]$ y $[H_2O]$.

e) *Añadir un catalizador.*

No cambia el equilibrio. Tan sólo aumenta la velocidad en ambos sentidos al disminuir la energía de activación.

f) *Añadir algo de helio.*

Al añadir un gas inerte no se modifican las presiones parciales de los gases que intervienen en el equilibrio, de manera que continuamos en una situación de equilibrio.

RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS Y PROBLEMAS

(pág. 193)

36. Datos: $T = 250\text{ }^\circ\text{C}$ $[A]_{\text{eq}} = 0,30\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[B]_{\text{eq}} = 0,20\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ $[C]_{\text{eq}} = 0,20\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Equilibrio: $A(g) \rightleftharpoons B(g) + C(g)$

a) $K_C = \frac{[C] \cdot [B]}{[A]}$

Sustituimos los valores dados y calculamos su valor:

$$K_C = \frac{0,20 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,20 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{0,30 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 0,13\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

b) Si se aumenta el volumen al doble, las concentraciones disminuyen a la mitad:

$[A]_0 = 0,15\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[B]_0 = 0,10\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[C]_0 = 0,10\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Por otra parte, si aumenta el volumen, el sistema evolucionará de manera que se incremente el número de moles de gas, es decir, se desplazará *hacia la derecha*.

Para calcular las nuevas concentraciones en equilibrio, confeccionamos una tabla teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción.

	A (g)	B (g)	C (g)
[] iniciales	0,15	0,10	0,10
Cambios	- x	+ x	+ x
[] en equil.	0,15 - x	0,10 + x	0,10 + x

Sustituimos las nuevas concentraciones en equilibrio en la expresión de K_C y calculamos el valor de x.

$$K_C = \frac{[C] \cdot [B]}{[A]} = \frac{(0,10 + x) \cdot (0,10 + x)}{0,15 - x} = 0,13$$

$$x^2 + 0,33x - 0,0095 = 0 \Rightarrow x = 0,03$$

Las nuevas concentraciones son:

$[A]_{\text{eq}} = 0,15 - x = 0,15 - 0,03 = 0,12\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[B]_{\text{eq}} = 0,10 + x = 0,10 + 0,03 = 0,13\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[C]_{\text{eq}} = 0,10 + x = 0,10 + 0,03 = 0,13\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

La constante K_C vale $0,13\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y las nuevas concentraciones en el equilibrio son: $[A] = 0,12\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $[B] = [C] = 0,13\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

37. Datos: $V = 10\text{ L}$ $t = 1\ 250\text{ }^\circ\text{C}$

$n_0(\text{CO}_2) = 0,61\text{ mol}$ $n_0(\text{H}_2) = 0,39\text{ mol}$

$n_{\text{eq}}(\text{CO}_2) = 0,35\text{ mol}$ $n'(\text{H}_2) = 0,22\text{ mol}$

Equilibrio: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Confeccionamos una tabla, de acuerdo con la estequiometría de la reacción, para determinar el número de moles de cada especie en equilibrio.

	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{CO}(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
n_0	0,61	0,39	0	0
Cambios	- 0,26	- 0,26	+ 0,26	+ 0,26
n_{eq}	0,35	0,13	0,26	0,26

Calculamos las concentraciones de las especies en equilibrio y las sustituimos en la expresión de K_C :

$[\text{CO}_2]_{\text{eq}} = \frac{0,35\text{ mol}}{10\text{ L}} = 0,035\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = \frac{0,13\text{ mol}}{10\text{ L}} = 0,013\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[\text{CO}]_{\text{eq}} = \frac{0,26\text{ mol}}{10\text{ L}} = 0,026\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}} = \frac{0,26\text{ mol}}{10\text{ L}} = 0,026\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$K_C = \frac{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]} = \frac{0,026\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot 0,026\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}{0,035\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot 0,013\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}} = 1,49$$

Para calcular las concentraciones en el nuevo equilibrio que se establezca, tomaremos los valores del equilibrio anterior como valores iniciales y le añadiremos los 0,22 mol de H_2 .

Al aumentar el número de moles de los reactivos, el sistema se desplazará hacia la derecha para mantener el valor de K_C . En consecuencia, disminuirá la cantidad de CO_2 y de H_2 .

	CO_2 (g)	H_2 (g)	CO (g)	H_2O (g)
n_0	0,35	0,13 + 0,22	0,26	0,26
Cambios	- x	- x	+ x	+ x
n_{eq}	0,35 - x	0,35 x	0,26 + x	0,26 + x

Determinamos la expresión de las nuevas concentraciones en equilibrio, las sustituimos en la expresión de K_C y calculamos el valor de x:

$$[\text{CO}_2]_{\text{eq}} = \frac{0,35 - x}{10} \quad [\text{H}_2]_{\text{eq}} = \frac{0,35 - x}{10}$$

$$[\text{CO}]_{\text{eq}} = \frac{0,26 + x}{10} \quad [\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}} = \frac{0,26 + x}{10}$$

$$K_C = \frac{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]} = \frac{\frac{(0,26 + x)}{10} \cdot \frac{(0,26 + x)}{10}}{\frac{(0,35 - x)}{10} \cdot \frac{(0,35 - x)}{10}} = 1,49$$

$$0,49x^2 - 1,563x + 0,1149 = 0 \Rightarrow x = 0,075$$

Las nuevas concentraciones en equilibrio son:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{0,26 + x}{10} = 0,034 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{CO}] = \frac{0,26 + x}{10} = 0,034 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{0,35 - x}{10} = 0,028 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{0,35 - x}{10} = 0,028 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La constante K_C vale **1,49** (adimensional) y las nuevas concentraciones en el equilibrio son:

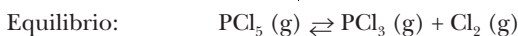
$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = \mathbf{0,028 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \mathbf{0,034 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

38. Datos: $V = 10 \text{ L}$ $[\text{PCl}_5] = 0,80 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$[\text{PCl}_3] = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



Sustituimos los valores en la expresión de la constante de equilibrio para calcular su valor:

$$K_C = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0,20 \cdot 0,20}{0,80} = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La constante de equilibrio es $K_C = \mathbf{0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$.

a) Se añaden 2 mol de PCl_5 :

Calculamos la nueva concentración de PCl_5 :

$$10 \text{ L} \cdot \frac{0,80 \text{ mol PCl}_5}{1 \text{ L}} = 8,0 \text{ mol PCl}_5$$

$$n_0 = 8,0 \text{ mol} + 2,0 \text{ mol} = 10,0 \text{ mol PCl}_5$$

$$[\text{PCl}_5]_0 = \frac{10,0 \text{ mol PCl}_5}{10,0 \text{ L}} = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Al aumentar el número de moles de los reactivos, el equilibrio debe desplazarse hacia la derecha, para mantener el valor de K_C :

	PCl_5 (g)	PCl_3 (g)	Cl_2 (g)
[] iniciales	1,0	0,2	0,2
Cambios	-x	+ x	+ x
[] en equil.	1,0 - x	0,2 + x	0,2 + x

Sustituimos las nuevas concentraciones en la expresión de K_C y calculamos el valor de x:

$$K_C = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{(0,2 + x) \cdot (0,2 + x)}{1 - x} = 0,05$$

$$x^2 + 0,45x - 0,01 = 0 \Rightarrow x = 0,02$$

Las nuevas concentraciones en equilibrio son:

$$[\text{PCl}_5]_{\text{eq}} = 1 - x = 1 - 0,02 = \mathbf{0,98 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{PCl}_3]_{\text{eq}} = 0,2 + x = 0,2 + 0,02 = \mathbf{0,22 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = 0,2 + x = 0,2 + 0,02 = \mathbf{0,22 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

b) Disminuye el volumen del recipiente a 5 L.

Si disminuye el volumen del recipiente a la mitad, las concentraciones, ahora iniciales, serán el doble de las del equilibrio inicial:

$$[\text{PCl}_5] = 1,60 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Al disminuir el volumen, aumenta la presión y el equilibrio se desplazará de manera que disminuya el número de moles, esto es, hacia la izquierda.

	PCl_5 (g)	PCl_3 (g)	Cl_2 (g)
[] iniciales	1,60	0,40	0,40
Cambios	+ x	- x	- x
[] en equil.	1,60 + x	0,40 - x	0,40 - x

Sustituimos las nuevas concentraciones en la expresión de K_C y calculamos el valor de x:

$$K_C = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{(0,4 - x) \cdot (0,4 - x)}{1,6 + x} = 0,05$$

$$x^2 + 0,85x - 0,08 = 0 \Rightarrow x = 0,11$$

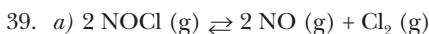
Las nuevas concentraciones en equilibrio son:

$$[\text{PCl}_5]_{\text{eq}} = 1,60 + x = 1,60 + 0,11 = \mathbf{1,71 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{PCl}_3]_{\text{eq}} = 0,4 - x = 0,4 - 0,11 = \mathbf{0,29 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = 0,4 - x = 0,4 - 0,11 = \mathbf{0,29 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

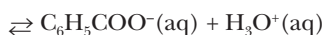
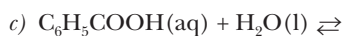
EJERCICIOS Y PROBLEMAS (págs. 194 y 195)



$$K_C = \frac{[\text{Cl}_2] \cdot [\text{NO}]^2}{[\text{NOCl}]^2}$$

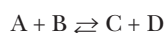


$$K_C = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]^{1/2}}{[\text{N}_2\text{O}_5]}$$



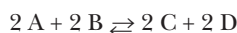
$$K_C = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

40. La expresión general de una reacción reversible es:



$$K_C = \frac{[\text{C}] \cdot [\text{D}]}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]}$$

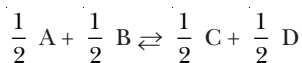
Si se multiplican los coeficientes por 2, resulta:



$$K_C' = \frac{[\text{C}]^2 \cdot [\text{D}]^2}{[\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]^2} = \left[\frac{[\text{C}] \cdot [\text{D}]}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]} \right]^2 = K_C^2$$

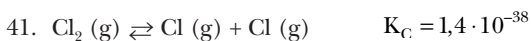
Al multiplicar por 2 los coeficientes, el valor de la constante se eleva al cuadrado.

Si se dividen por 2 los coeficientes, resulta:



$$K_C'' = \frac{[\text{C}]^{1/2} \cdot [\text{D}]^{1/2}}{[\text{A}]^{1/2} \cdot [\text{B}]^{1/2}} = \left[\frac{[\text{C}] \cdot [\text{D}]}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]} \right]^{1/2} = K_C^{1/2}$$

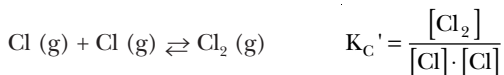
Al dividir por 2 los coeficientes, el valor de la constante se eleva a $\frac{1}{2}$.



Teniendo en cuenta que $K_C = \frac{[\text{Cl}] \cdot [\text{Cl}]}{[\text{Cl}_2]}$, el valor tan

pequeño significa que el numerador es pequeño y el denominador muy grande, es decir, que en el equilibrio, la concentración de reactivos es mucho mayor que la de productos y que este equilibrio está muy desplazado hacia la izquierda.

Para la reacción contraria:



La relación existente entre K_C y K_C' es:

$$K_C' = \frac{[\text{Cl}_2]}{[\text{Cl}] \cdot [\text{Cl}]} = \frac{1}{\frac{[\text{Cl}] \cdot [\text{Cl}]}{[\text{Cl}_2}}} = \frac{1}{K_C}$$

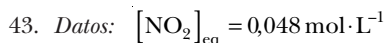
A partir de esta relación, calculamos K_C' :

$$K_C' = \frac{1}{K_C} = \frac{1}{1,4 \cdot 10^{-38}} = 7,1 \cdot 10^{37}$$



Podemos decir que las concentraciones de productos y de reactivos son aproximadamente las mismas:

$$[\text{C}] \cdot [\text{B}] \cong 1 \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}] \Rightarrow [\text{C}] \cdot [\text{B}] \cong [\text{A}] \cdot [\text{B}]$$



$$[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{eq}} = 0,491 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

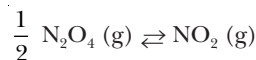


$$K_C = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

Sustituimos las concentraciones en la expresión de K_C y obtenemos su valor:

$$K_C = \frac{(0,048 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2}{0,491 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 4,69 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Si el equilibrio se expresa en la forma:

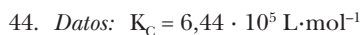


la nueva expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_C' = \frac{[\text{NO}_2]}{[\text{N}_2\text{O}_4]^{1/2}}$$

y su valor:

$$K_C' = \frac{0,048 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{(0,491 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^{1/2}} = 6,85 \cdot 10^{-2} \text{ mol}^{1/2} \cdot \text{L}^{-1/2}$$



$$[\text{NO}]_{\text{eq}} = 0,054 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad [\text{NO}_2]_{\text{eq}} = 15,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$



$$K_C = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{NO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

Sustituimos los valores conocidos en la expresión de K_C y determinamos el valor de $[\text{O}_2]$:

$$6,44 \cdot 10^5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} = \frac{(15,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2}{(0,054 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

$$[\text{O}_2] = \frac{(15,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2}{(0,054 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot 6,44 \cdot 10^5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,128 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La $[\text{O}_2]$ en equilibrio es **0,128 mol·L⁻¹**.

45. *Datos:* $V = 0,76 \text{ L}$ $n(\text{SO}_3)_{\text{eq}} = 0,60 \text{ mol}$
 $n(\text{NO})_{\text{eq}} = 0,40 \text{ mol}$ $n(\text{NO}_2)_{\text{eq}} = 0,10 \text{ mol}$
 $n(\text{SO}_2)_{\text{eq}} = 0,80 \text{ mol}$ $n'(\text{NO}_2)_{\text{eq}} = 0,30 \text{ mol}$

Equilibrio: $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g})$

$$K_C = \frac{[\text{SO}_2] \cdot [\text{NO}_2]}{[\text{SO}_3] \cdot [\text{NO}]}$$

Calculamos las concentraciones de las especies en equilibrio y las sustituimos en la expresión de K_C :

$$[\text{SO}_3]_{\text{eq}} = \frac{0,60 \text{ mol}}{0,76 \text{ L}} = 0,789 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{NO}]_{\text{eq}} = \frac{0,40 \text{ mol}}{0,76 \text{ L}} = 0,526 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_2]_{\text{eq}} = \frac{0,80 \text{ mol}}{0,76 \text{ L}} = 1,053 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{NO}_2]_{\text{eq}} = \frac{0,10 \text{ mol}}{0,76 \text{ L}} = 0,132 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_C = \frac{[\text{SO}_2]_{\text{eq}} \cdot [\text{NO}_2]_{\text{eq}}}{[\text{SO}_3]_{\text{eq}} \cdot [\text{NO}]_{\text{eq}}} = \frac{1,053 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,132 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{0,789 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,526 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,33$$

Al introducir x mol de NO para que haya $0,30$ mol de NO_2 en el equilibrio, se modificarán todas las concentraciones: desaparecerán $0,2$ mol de reactivos y se formarán $0,2$ mol de productos, como se indica en la tabla siguiente:

	$\text{SO}_3(\text{g})$	$\text{NO}(\text{g})$	$\text{SO}_2(\text{g})$	$\text{NO}_2(\text{g})$
n_0	0,60	$0,40 + x$	0,80	0,10
Cambios	-0,20	-0,20	+0,20	+0,20
n_{eq}	0,40	$0,20 + x$	1,00	0,30

Determinamos la expresión de las nuevas concentraciones en equilibrio, las sustituimos en la expresión de K_C y calculamos el valor de x :

$$[\text{SO}_3]_{\text{eq}} = \frac{0,40 \text{ mol}}{0,76 \text{ L}} = 0,526 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{NO}]_{\text{eq}} = \frac{(0,20 + x)}{0,76} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_2]_{\text{eq}} = \frac{1,00 \text{ mol}}{0,76 \text{ L}} = 1,316 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{NO}_2]_{\text{eq}} = \frac{0,30 \text{ mol}}{0,76 \text{ L}} = 0,395 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_C = \frac{[\text{SO}_2]_{\text{eq}} \cdot [\text{NO}_2]_{\text{eq}}}{[\text{SO}_3]_{\text{eq}} \cdot [\text{NO}]_{\text{eq}}} = \frac{1,316 \cdot 0,395}{0,526 \cdot \frac{(0,20 + x)}{0,76}} = 0,33$$

$$0,395 = 0,035 + 0,173x \Rightarrow x = 2,07$$

Deberían introducirse **2,07 mol de NO**.

46. *Datos:* $t = 1\ 000\ ^\circ\text{C}$

$$n_0(\text{CO}_2) = 3 \text{ mol} \quad n_0(\text{H}_2) = 1 \text{ mol}$$

$$n_{\text{eq}}(\text{CO}) = 0,8 \text{ mol} \quad n_{\text{eq}}(\text{H}_2\text{O}) = 0,8 \text{ mol}$$

Equilibrio: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Si se han formado $0,8$ mol de productos, habrán desaparecido $0,8$ mol de reactivos, de acuerdo con la estequiometría de la reacción. Confeccionamos una tabla:

	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{CO}(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
n_0	3	1	0	0
Cambios	-0,8	-0,8	+0,8	+0,8
n_{eq}	2,2	0,20	0,8	0,8

Sustituimos en la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_C = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]} = \frac{\frac{0,8 \text{ mol}}{V} \cdot \frac{0,8 \text{ mol}}{V}}{\frac{2,2 \text{ mol}}{V} \cdot \frac{0,2 \text{ mol}}{V}} = 1,45$$

El valor de K_C es **1,45** (adimensional).

47. *Datos:* $V = 1 \text{ L}$ $m_0(\text{H}_2) = 1,04 \text{ g}$
 $m_0(\text{O}_2) = 8,32 \text{ g}$ $m_{\text{eq}}(\text{H}_2\text{O}) = 2,16 \text{ g}$

Equilibrio: $2 \text{ H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{g})$

$$K_C = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

Calculamos el número de moles de cada sustancia:

$$n_0(\text{H}_2) = 1,04 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,016 \text{ g H}_2} = 0,52 \text{ mol H}_2$$

$$n_0(\text{O}_2) = 8,32 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,00 \text{ g O}_2} = 0,26 \text{ mol O}_2$$

$$n_{\text{eq}}(\text{H}_2\text{O}) = 2,16 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,016 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,12 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Si se han formado $0,12$ mol de H_2O , según la estequiometría de la reacción habrán desaparecido $0,12$ mol de H_2 y $0,6$ mol de O_2 . Confeccionamos la tabla:

	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{O}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Moles iniciales	0,52	0,26	0
Cambios	-0,12	-0,6	+0,12
Moles en equil.	0,40	0,20	0,12

Calculamos las concentraciones de las especies en equilibrio y las sustituimos en la expresión de K_C :

$$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = \frac{0,40 \text{ mol}}{1,00 \text{ L}} = 0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{O}_2]_{\text{eq}} = \frac{0,20 \text{ mol}}{1,00 \text{ L}} = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}} = \frac{0,12 \text{ mol}}{1,00 \text{ L}} = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_C = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{(0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2}{(0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot (0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})} = 0,45 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

El valor de la constante es $K_C = 0,45 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

48. Datos: $[\text{HI}]_0 = 2,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $K_C = 0,022$



Confeccionamos la tabla, de acuerdo con la estequiometría de la reacción:

	HI (g)	H ₂ (g)	I ₂ (g)
[] iniciales	$2,1 \cdot 10^{-3}$	0	0
Cambios	-2x	+x	+x
[] en equil.	$2,1 \cdot 10^{-3} - 2x$	x	x

Sustituimos las concentraciones en la expresión de K_C y calculamos el valor de x:

$$K_C = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} \Rightarrow 0,022 = \frac{x \cdot x}{(2,1 \cdot 10^{-3} - 2x)^2}$$

$$0,022 \cdot \left[(2,1 \cdot 10^{-3})^2 - 2 \cdot 2,1 \cdot 10^{-3} + 4x^2 \right] = x^2$$

Resolviendo la ecuación: $x = 2,40 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Por tanto:

$$[\text{HI}]_{\text{eq}} = 2,1 \cdot 10^{-3} - 2x = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 0,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{I}_2]_{\text{eq}} = 0,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

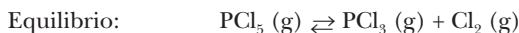
Las concentraciones de las especies en equilibrio son:

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}; [\text{HI}] = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

49. Datos: $V = 1,0 \text{ L}$

$$K_C = 0,045 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$n_0(\text{PCl}_5) = 1 \text{ mol}$$



Confeccionamos la tabla, de acuerdo con la estequiometría de la reacción:

	PCl ₅ (g)	PCl ₃ (g)	Cl ₂ (g)
Moles iniciales	1	0	0
Cambios	-x	+x	+x
Moles en equil.	1-x	x	x

Determinamos la expresión de las concentraciones en equilibrio:

$$[\text{PCl}_5]_{\text{eq}} = \frac{1-x \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 1-x \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{PCl}_3]_{\text{eq}} = \frac{x \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = x \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = \frac{x \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = x \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituimos las concentraciones en la expresión de K_C y calculamos el valor de x:

$$K_C = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} \Rightarrow 0,045 = \frac{x \cdot x}{1-x}$$

$$0,045 \cdot (1-x) = x^2 \Rightarrow x = 0,19 \text{ mol}$$

Por tanto:

$$[\text{PCl}_3]_{\text{eq}} = x = 0,19 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = x = 0,19 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

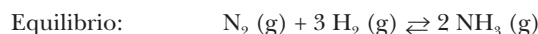
$$[\text{PCl}_5]_{\text{eq}} = 1-x = 1-0,19 = 0,81 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Las concentraciones de las especies en equilibrio son:

$$[\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 0,19 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}; [\text{PCl}_5] = 0,81 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

50. Datos: $K_C = 2,0 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2}$ $V = 1,0 \text{ L}$

$$n_{\text{eq}}(\text{N}_2) = 2,0 \text{ mol}$$



Si al principio sólo se ha introducido NH_3 , y aparecen 2 moles de N_2 , por la estequiometría de la reacción aparecerán también 6 moles de H_2 y permanecerá todavía x mol de NH_3 .

Determinamos la expresión de las concentraciones en equilibrio:

$$[\text{N}_2]_{\text{eq}} = \frac{2 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = \frac{6 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 6,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{NH}_3]_{\text{eq}} = \frac{x \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = x \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituimos las concentraciones en la expresión de K_C y calculamos el valor de x:

$$K_C = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} \Rightarrow 2,0 = \frac{x^2}{2 \cdot 6^3}$$

$$x^2 = 864 \Rightarrow x = \sqrt{864} = 29,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Las concentraciones en el equilibrio son, por tanto, las siguientes: $[\text{N}_2] = 2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $[\text{H}_2] = 6,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ y

$$[\text{NH}_3] = 29,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

51. Datos: $K_C = 5,8 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ $[\text{N}_2\text{O}_4]_0 = 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$



Si llamamos al grado de disociación, según la estequiometría de la reacción, $[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{eq}} = 0,02 \cdot (1 - \alpha)$ y $[\text{NO}_2]_{\text{eq}} = 0,02 \cdot 2\alpha$.

Sustituimos en la expresión de K_C y determinamos el valor de α .

$$K_C = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \Rightarrow 5,8 \cdot 10^{-3} = \frac{(0,02 \cdot 2\alpha)^2}{0,02 \cdot (1-\alpha)}$$

$$5,8 \cdot 10^{-3} = \frac{0,0016 \alpha^2}{0,02 - 0,02 \alpha} \Rightarrow \alpha = 0,24$$

El grado de disociación del N_2O_4 es $\alpha = 0,24$.

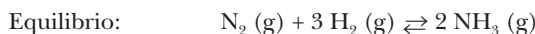
52. Datos: $[\text{N}_2]_0 = 0,003 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$[\text{H}_2]_0 = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{NH}_3]_0 = 0,002 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$t = 500 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$K_C = 0,11 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$



Calculamos el cociente de reacción Q_C sustituyendo las concentraciones en la expresión de K_C :

$$Q_C = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} = \frac{\left(0,002 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2}{0,003 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \left(0,001 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^3} = 1,33 \cdot 10^6 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2}$$

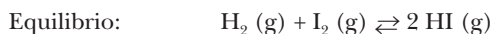
Como $Q_C \neq K_C$, el sistema no está en equilibrio.

Dado que $Q_C \gg K_C$, Q_C debe disminuir para llegar al estado de equilibrio; es decir, el denominador debe aumentar y el numerador disminuir. Por tanto, la reacción se producirá en el sentido de la descomposición del amoníaco, es decir, hacia la izquierda.

53. Datos: $[\text{H}_2]_0 = [\text{I}_2]_0 = [\text{HI}]_0 = 0,002 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$K_C = 46,0$$

$$t = 490 \text{ }^\circ\text{C}$$



Calculamos el cociente de reacción Q_C sustituyendo las concentraciones en la expresión de K_C :

$$Q_C = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{(0,002)^2}{0,002 \cdot 0,002} = 1 < 46,0$$

Dado que $Q_C < K_C$, Q_C debe aumentar para llegar al estado de equilibrio; es decir, el denominador debe disminuir y el numerador aumentar. Por tanto, el equilibrio deberá desplazarse hacia la derecha para aumentar la concentración de HI y disminuir la de reactivos.

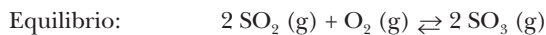
54. Datos: $V = 1,00 \text{ L}$

$$t = 300 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$n_{\text{eq}}(\text{SO}_3) = 0,50 \text{ mol}$$

$$n_{\text{eq}}(\text{SO}_2) = 1,30 \text{ mol}$$

$$n_{\text{eq}}(\text{O}_2) = 1,06 \text{ mol}$$



Calculamos las concentraciones en equilibrio y, con ellas, el valor de K_C .

$$[\text{SO}_3]_{\text{eq}} = \frac{0,50 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 0,50 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{SO}_2]_{\text{eq}} = \frac{1,30 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 1,30 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{O}_2]_{\text{eq}} = \frac{1,06 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 1,06 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$K_C = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{\left(0,50 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2}{\left(1,30 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2 \cdot 1,06 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 0,14 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$$

Calculamos K_p a partir de $K_p = K_C \cdot (\text{RT})^{\Delta n}$.

En este caso: $\Delta n = 2 - 3 = -1$; $T = 300 + 273 = 573 \text{ K}$ y

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

$$K_p = 0,14 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \cdot \left(0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 573 \text{ K}\right)^{-1} = 0,003 \text{ atm}^{-1}$$

Calculamos la presión parcial de cada gas utilizando la ecuación de estado.

$$PV = nRT \Rightarrow P = \frac{nRT}{V} = [\cdot] \cdot RT$$

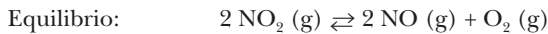
$$P_{\text{SO}_3} = [\text{SO}_3] \cdot RT = 0,50 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 573 \text{ K} = 23,49 \text{ atm}$$

$$P_{\text{SO}_2} = [\text{SO}_2] \cdot RT = 1,30 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 573 \text{ K} = 61,08 \text{ atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = [\text{O}_2] \cdot RT = 1,06 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 573 \text{ K} = 49,81 \text{ atm}$$

Las presiones parciales son: $P(\text{SO}_3) = 23,49 \text{ atm}$; $P(\text{SO}_2) = 61,08 \text{ atm}$ y $P(\text{O}_2) = 49,81 \text{ atm}$. El valor de las constantes es $K_C = 0,14 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $K_P = 0,003 \text{ atm}^{-1}$.

55. Datos: $T = 600 \text{ K}$ $[\text{NO}_2]_{\text{eq}} = 0,0146 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$
 $[\text{NO}]_{\text{eq}} = 0,00382 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ $[\text{O}_2]_{\text{eq}} = 0,00191 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$



Calculamos primero el valor de K_C a partir de las concentraciones en equilibrio:

$$K_C = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{0,00191 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \left(0,00382 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2}{\left(0,0146 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2} = 1,31 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Calculamos K_P a partir de $K_P = K_C \cdot (\text{RT})^{\Delta n}$.

En este caso: $\Delta n = 3 - 2 = 1$; $T = 600 \text{ K}$ y

$$R = 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$K_P = 1,31 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \left(0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{K}\cdot\text{mol}} \cdot 600 \text{ K}\right)^1 = 6,44 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

El valor de la constante K_P es $6,44 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$.

56. Datos: $P = 1,0 \text{ atm}$ $T = 573 \text{ K}$

$$K_P = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$



Confeccionamos una tabla, de acuerdo con la estequiometría de la reacción:

	$\text{COCl}_2 (\text{g})$	$\text{CO} (\text{g})$	$\text{Cl}_2 (\text{g})$
P inicial	1,0	0	0
Cambios	- x	+ x	+ x
P en equil.	1,0 - x	x	x

Sustituimos las presiones en la expresión de K_P y calculamos el valor de x:

$$K_P = \frac{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{COCl}_2}} \Rightarrow 1,0 \cdot 10^{-3} = \frac{x \cdot x}{1,0 - x}$$

$$x^2 + 10^{-3}x - 10^{-3} = 0 \Rightarrow x = 0,031$$

Las presiones parciales de los gases en equilibrio son:

$$P(\text{COCl}_2) = 1,0 - x = 1,0 - 0,031 = 0,969 \text{ atm}$$

$$P(\text{CO}) = 0,031 \text{ atm}$$

$$P(\text{Cl}_2) = 0,031 \text{ atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton, la presión total es:

$$P_T = P(\text{COCl}_2) + P(\text{CO}) + P(\text{Cl}_2) =$$

$$= 0,969 \text{ atm} + 0,031 \text{ atm} + 0,031 \text{ atm} = 1,031 \text{ atm}$$

Las presiones parciales de COCl_2 , CO y Cl_2 son, respectivamente, **0,969 atm**, **0,031 atm** y **0,031 atm**. La presión total es de **1,031 atm**.

57. Datos: $T = 298 \text{ K}$ $K_P = 0,140 \text{ atm}$

$$P_T = 2,0 \text{ atm}$$



Llamamos x e y, respectivamente, a las presiones parciales de N_2O_4 y de NO_2 .

Sustituimos en las expresiones de K_P y P_T , y obtenemos un sistema de dos ecuaciones.

$$K_P = \frac{(P_{\text{NO}_2})^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{y^2}{x} = 0,140$$

$$P_T = P_{\text{N}_2\text{O}_4} + P_{\text{NO}_2} = x + y = 2,0$$

La solución del sistema es $x = 1,54 \text{ atm}$; $y = 0,46 \text{ atm}$.

Por tanto, las presiones parciales del N_2O_4 y del NO_2 son, respectivamente, **1,54 atm** y **0,46 atm**.

58. Datos: $T = 1\,300 \text{ K}$ $K_P = 0,70$

$$n_0(\text{CO}_2) = 10 \text{ mol} \quad n_0(\text{H}_2) = 10 \text{ mol}$$

$$P_T = 10 \text{ atm}$$



Calculamos K_C a partir de $K_C = K_P \cdot (\text{RT})^{-\Delta n}$.

Como en este caso, $\Delta n = 2 - 2 = 0$:

$$K_C = K_P \cdot (\text{RT})^{-\Delta n} = K_P \cdot (\text{RT})^0 = K_P = 0,70$$

Confeccionamos una tabla, de acuerdo con la estequiometría de la reacción:

	$\text{CO}_2 (\text{g})$	$\text{H}_2 (\text{g})$	$\text{CO} (\text{g})$	$\text{H}_2\text{O} (\text{g})$
n₀	10	10	0	0
Cambios	- x	- x	+ x	+ x
n_{eq}	10 - x	10 - x	x	x

Determinamos la expresión de las concentraciones en equilibrio:

$$[\text{CO}_2] = \frac{10 - x}{V} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{10 - x}{V} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{CO}] = \frac{x}{V} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{x}{V} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Sustituimos en la expresión de K_C y determinamos el valor de x.

$$K_C = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]} \Rightarrow 0,70 = \frac{\frac{x}{V} \cdot \frac{x}{V}}{\frac{10-x}{V} \cdot \frac{10-x}{V}}$$

$$0,70 = \frac{x^2}{(10-x)^2} \Rightarrow 0,3x^2 + 14x - 70 = 0 \Rightarrow x = 4,56$$

A partir del valor obtenido, calculamos el número de moles de cada sustancia en equilibrio:

$$n(\text{CO}_2) = 10 - x = 5,44 \text{ mol} \quad n(\text{CO}) = 4,56 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2) = 10 - x = 5,44 \text{ mol} \quad n(\text{H}_2\text{O}) = 4,56 \text{ mol}$$

Determinamos la fracción molar de cada sustancia:

$$n_T = n(\text{CO}_2) + n(\text{H}_2) + n(\text{CO}) + n(\text{H}_2\text{O}) =$$

$$= 5,44 + 5,44 + 4,56 + 4,56 = 20,0 \text{ mol}$$

$$\chi(\text{CO}_2) = \frac{5,44 \text{ mol}}{20,0 \text{ mol}} = 0,272$$

$$\chi(\text{CO}) = \frac{4,56 \text{ mol}}{20,0 \text{ mol}} = 0,228$$

$$\chi(\text{H}_2) = \frac{5,44 \text{ mol}}{20,0 \text{ mol}} = 0,272$$

$$\chi(\text{H}_2\text{O}) = \frac{4,56 \text{ mol}}{20,0 \text{ mol}} = 0,228$$

Con los datos anteriores, y conocida la presión total, calculamos las presiones parciales de cada gas:

$$P(\text{CO}_2) = \chi(\text{CO}_2) \cdot P_T = 0,272 \cdot 10 \text{ atm} = 2,72 \text{ atm}$$

$$P(\text{H}_2) = \chi(\text{H}_2) \cdot P_T = 0,272 \cdot 10 \text{ atm} = 2,72 \text{ atm}$$

$$P(\text{CO}) = \chi(\text{CO}) \cdot P_T = 0,228 \cdot 10 \text{ atm} = 2,28 \text{ atm}$$

$$P(\text{H}_2\text{O}) = \chi(\text{H}_2\text{O}) \cdot P_T = 0,228 \cdot 10 \text{ atm} = 2,28 \text{ atm}$$

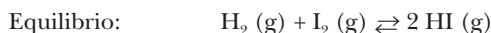
Las presiones parciales de las cuatro fases en equilibrio son las siguientes:

$$P(\text{CO}_2) = \mathbf{2,72 \text{ atm}}; P(\text{H}_2) = \mathbf{2,72 \text{ atm}};$$

$$P(\text{CO}) = \mathbf{2,28 \text{ atm}}; P(\text{H}_2\text{O}) = \mathbf{2,28 \text{ atm}}$$

59. Datos: $V = 7,5 \text{ L}$ $t = 448 \text{ }^\circ\text{C}$ $K_C = 50$

$$n_0(\text{H}_2) = 0,50 \text{ mol} \quad n_0(\text{I}_2) = 0,50 \text{ mol}$$



Calculamos K_C a partir de $K_C = K_p \cdot (\text{RT})^{-\Delta n}$.

Como en este caso, $\Delta n = 2 - 2 = 0$:

$$K_C = K_p \cdot (\text{RT})^{-\Delta n} = K_p \cdot (\text{RT})^0 = K_p = 50$$

Confeccionamos una tabla, de acuerdo con la estequiometría de la reacción:

	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{I}_2(\text{g})$	$\text{HI}(\text{g})$
Moles iniciales	0,50	0,50	0
Cambios	-x	-x	+x
Moles en equil.	0,50 - x	0,50 - x	x

Determinamos la expresión de las concentraciones en equilibrio:

$$[\text{H}_2] = \frac{0,50-x}{7,5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad [\text{I}_2] = \frac{0,50-x}{7,5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{HI}] = \frac{x}{7,5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituimos en la expresión de K_C y determinamos el valor de x:

$$K_C = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} \Rightarrow 50 = \frac{\left(\frac{2x}{7,5}\right)^2}{\left(\frac{0,5-x}{7,5}\right) \cdot \left(\frac{0,5-x}{7,5}\right)}$$

$$46x^2 - 50x + 12,5 = 0 \Rightarrow \begin{matrix} x_1 = 0,6972 \\ x_2 = 0,3898 \end{matrix}$$

La primera solución, aunque es positiva, no se acepta, ya que no se puede consumir un número de moles superior a los moles iniciales (0,50).

A partir del segundo valor obtenido, calculamos el número de moles de cada sustancia en equilibrio:

$$n_{\text{eq}}(\text{H}_2) = 0,5 - x = 0,5 - 0,3898 = 0,1102 \text{ mol}$$

$$n_{\text{eq}}(\text{I}_2) = 0,5 - x = 0,5 - 0,3898 = 0,1102 \text{ mol}$$

$$n_{\text{eq}}(\text{HI}) = 2x = 2 \cdot 0,3898 = 0,7796 \text{ mol}$$

Calculamos el número total de moles presentes en el equilibrio y, a partir de ellos, la presión total:

$$n_T = n(\text{H}_2) + n(\text{I}_2) + n(\text{HI}) =$$

$$= 0,1102 + 0,1102 + 0,7796 = 1,00 \text{ mol}$$

$$PV = nRT \Rightarrow P = \frac{nRT}{V}$$

$$T = 448 + 273 = 721 \text{ K}$$

$$P_T = \frac{1,00 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 721 \text{ K}}{7,5 \text{ L}} = 7,88 \text{ atm}$$

Utilizando la misma expresión, calculamos las presiones parciales de cada sustancia a partir de los moles de cada una de ellas en el equilibrio:

$$P_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2} RT}{V} = \frac{0,1102 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 721 \text{ K}}{7,5 \text{ L}} =$$

$$= 0,87 \text{ atm}$$

$$P_{\text{I}_2} = \frac{n_{\text{I}_2} RT}{V} = \frac{0,1102 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 721 \text{ K}}{7,5 \text{ L}} =$$

$$= 0,87 \text{ atm}$$

$$P_{\text{HI}} = \frac{n_{\text{HI}} RT}{V} = \frac{0,7796 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 721 \text{ K}}{7,5 \text{ L}} =$$

$$= 6,15 \text{ atm}$$

El valor de la constante K_p es **50** (adimensional). La presión total en el equilibrio es **7,88 atm**. Los moles de cada sustancia son: $n(\text{H}_2) = n(\text{I}_2) = \mathbf{0,1102 \text{ mol}}$, y $n(\text{HI}) = \mathbf{0,7796 \text{ mol}}$. Las presiones parciales de cada sustancia son: $P(\text{H}_2) = P(\text{I}_2) = \mathbf{0,87 \text{ atm}}$, y $P(\text{HI}) = \mathbf{6,15 \text{ atm}}$.

60. Datos: $K_p = 0,17 \text{ atm}$ $P_T = 1 \text{ atm}$ $T = 300 \text{ K}$

Equilibrio: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$

Llamamos x e y , respectivamente, a las presiones parciales de N_2O_4 y de NO_2 .

Sustituimos en las expresiones de K_p y P_T , y obtenemos un sistema de dos ecuaciones:

$$K_p = \frac{P^2(\text{NO}_2)}{P(\text{N}_2\text{O}_4)} = \frac{y^2}{x}$$

$$P_T = P(\text{NO}_2) + P(\text{N}_2\text{O}_4) = x + y$$

La solución del sistema es: $x = 0,664 \text{ atm}$
 $y = 0,336 \text{ atm}$

Para calcular el grado de disociación, necesitamos conocer la relación entre el número de moles de N_2O_4 disociados y el número de moles iniciales:

$$\alpha = \frac{n(\text{N}_2\text{O}_4)_{\text{disociados}}}{n(\text{N}_2\text{O}_4)_{\text{iniciales}}}$$

Una parte de los moles de N_2O_4 iniciales se disocian y el resto permanece en el equilibrio. Es decir:

$$n(\text{N}_2\text{O}_4)_{\text{iniciales}} = n(\text{N}_2\text{O}_4)_{\text{disociados}} + n(\text{N}_2\text{O}_4)_{\text{eq}}$$

Pero, según la estequiometría de la reacción, por cada mol de N_2O_4 que se disocia, se forman dos moles de NO_2 . Por lo tanto:

$$n(\text{N}_2\text{O}_4)_{\text{disociados}} = \frac{1}{2}n(\text{NO}_2)_{\text{eq}}$$

En consecuencia:

$$n(\text{N}_2\text{O}_4)_{\text{iniciales}} = \frac{1}{2}n(\text{NO}_2)_{\text{eq}} + n(\text{N}_2\text{O}_4)_{\text{eq}}$$

Así pues, el grado de disociación puede expresarse del modo siguiente:

$$\alpha = \frac{\frac{1}{2}n(\text{NO}_2)_{\text{eq}}}{\frac{1}{2}n(\text{NO}_2)_{\text{eq}} + n(\text{N}_2\text{O}_4)_{\text{eq}}}$$

Conocida la presión parcial de cada componente, podemos deducir el número de moles en equilibrio a partir de la ecuación de estado:

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n(\text{NO}_2)_{\text{eq}} = \frac{P_{\text{NO}_2} \cdot V}{RT} = \frac{y \cdot V}{RT}$$

$$n(\text{N}_2\text{O}_4)_{\text{eq}} = \frac{P_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot V}{RT} = \frac{x \cdot V}{RT}$$

Sustituimos estas expresiones en α :

$$\alpha = \frac{\frac{1}{2}n(\text{NO}_2)_{\text{eq}}}{\frac{1}{2}n(\text{NO}_2)_{\text{eq}} + n(\text{N}_2\text{O}_4)_{\text{eq}}} = \frac{\frac{1}{2} \frac{y \cdot V}{RT}}{\frac{1}{2} \frac{y \cdot V}{RT} + \frac{x \cdot V}{RT}} = \frac{\frac{1}{2}y}{\frac{1}{2}y + x} = \frac{\frac{1}{2} \cdot 0,336}{0,664 + \frac{1}{2} \cdot 0,336} = 0,20$$

El grado de disociación es $\alpha = 0,20$. Es decir, el N_2O_4 está disociado un **20 %**.

61. a) $\text{C}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$

$$K_C = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad K_P = \frac{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2}}{P_{\text{H}_2\text{O}}}$$

b) $(\text{NH}_4)_2\text{Se}(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{Se}(\text{g})$

$$K_C = [\text{NH}_3]^2 \cdot [\text{H}_2\text{Se}] \quad K_P = P_{\text{NH}_3}^2 \cdot P_{\text{H}_2\text{Se}}$$

62. Datos: $K_p = 0,12 \text{ atm}^2$ $t = 25^\circ \text{C}$

Equilibrio: $\text{NH}_4\text{HS}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g})$

Calculamos K_C a partir de $K_C = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n}$.

En este caso, $\Delta n = 2 - 0 = 2$; $T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$ y

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

$$K_C = 0,12 \text{ atm}^2 \cdot \left(0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K} \right)^{-2} = 2,01 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$$

La constante K_C vale **$2,01 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$** .

63. a) $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$

$$\Delta H^0 = -198 \text{ kJ}$$

Al aumentar la temperatura, el equilibrio se desplaza en el sentido de la reacción endotérmica. Como la reacción directa es exotérmica, el equilibrio se desplazará *hacia la izquierda*.

b) $\text{C}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$

$$\Delta H^0 = +131 \text{ kJ}$$

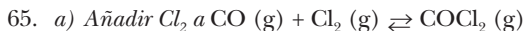
Al aumentar la temperatura, el equilibrio se desplaza en el sentido de la reacción endotérmica. Como la reacción directa es endotérmica, el equilibrio se desplazará *hacia la derecha*.

64. a) $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$

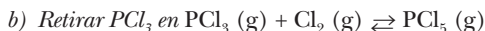
Al disminuir el volumen, aumenta la presión y el sistema se desplaza en el sentido en que disminuya el número de moléculas por unidad de volumen. Como en este caso hay menos moléculas *a la derecha*, el equilibrio se desplazará en este sentido.

b) $2 \text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

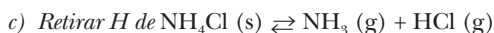
Al disminuir el volumen, aumenta la presión y el sistema se desplaza en el sentido en que disminuya el número de moléculas por unidad de volumen. Como en este caso hay menos moléculas a la izquierda, el equilibrio se desplazará en este sentido.



El equilibrio se desplaza de manera que se consuma el exceso de Cl_2 , es decir, *hacia la derecha*.



El equilibrio se desplaza de manera que se aumente la concentración deficitaria de PCl_3 , es decir, *hacia la izquierda*.



El equilibrio se desplaza de manera que se aumente la concentración deficitaria de HCl, es decir, *hacia la derecha*.



a) Al *calentar la mezcla a volumen constante*, el equilibrio se desplaza de manera que se absorba calor. Como la reacción es endotérmica, el equilibrio se desplazará *hacia la derecha*.

b) Al *retirar* NF_2 , el sistema se desplaza de manera que se aumente la concentración deficitaria de NF_2 , es decir, *hacia la derecha*.

c) Al *aumentar la presión, disminuyendo el volumen*, el sistema se desplazará de manera que disminuye el número

de moléculas por unidad de volumen. Como hay menos moléculas en el miembro de la *izquierda*, el equilibrio se desplazará en este sentido, es decir, *hacia la izquierda*.

d) Al *agregar un gas inerte*, no varían las presiones parciales de los componentes, de manera que continuamos en la misma situación de equilibrio, por lo que *éste no se desplaza en ningún sentido*.



a) Al *añadir algo de cloro*, el sistema se desplazará de manera que se disminuya el exceso de concentración de Cl_2 , es decir, *hacia la derecha*.

b) Al *retirar algo de NOCl*, el sistema se desplaza de manera que aumente la concentración deficitaria de NOCl, es decir, *hacia la derecha*.

c) Al *disminuir la temperatura*, el sistema se desplaza de manera que ceda calor al medio. Como la reacción directa es endotérmica, el equilibrio se desplazará *hacia la izquierda*.

d) Al *disminuir la presión, aumentando el volumen*, el sistema se desplaza en el sentido que aumente el número de moléculas por unidad de volumen. Como hay más moléculas a la *izquierda*, el sistema se desplazará en este sentido.

e) Al *añadir un catalizador*, se modifican simultáneamente las velocidades en ambos sentidos, pero el equilibrio no se modifica. *No hay desplazamiento en ningún sentido*.

8. Reacciones de transferencia de protones

ACTIVIDADES (pág. 199)

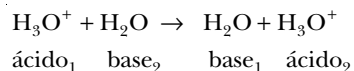
- Ion cloruro. Ion sulfito.
 - Ion óxido. Ion perclorato.
 - Ion hidrogenosulfuro. Ion hidrogenocarbonato.
 - Ion hidróxido. Ion dihidrogenofosfato.
 - Ion carbonato. Ion amonio.
- HNO_3 Hg_2SO_4
 - H_2CO_3 $\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$
 - HClO_4 CaCO_3
 - H_2SO_3 KCN
 - $\text{Zn}(\text{OH})_2$ CH_3COONa
 - $\text{Sn}(\text{OH})_2$ NH_4Cl

2. TEORÍA DE ARRHENIUS (pág. 201)

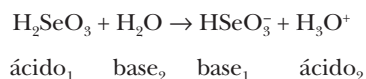
1. a) $\text{HI} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{I}^-$
 - b) $\text{H}_2\text{S} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$
 - c) $\text{KOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+ + \text{OH}^-$
 - d) $\text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
 - e) $\text{CaS} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+} + \text{S}^{2-}$
 - f) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ba}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
 - g) $\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
2. a) $\text{HI} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaI} + \text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - c) $2\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - d) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Sr}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{SrCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - e) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - f) $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
3. a) Ácido: HCl Base: KOH
 - b) Ácido: H_2S Base: $\text{Cu}(\text{OH})_2$
 - c) Ácido: HNO_3 Base: $\text{Zn}(\text{OH})_2$
 - d) Ácido: H_2SO_4 Base: $\text{Al}(\text{OH})_3$

3. TEORÍA DE BRÖNSTED-LOWRY (pág. 203)

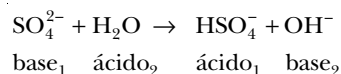
4. a) H_3O^+ puede ser dador de protones. Por tanto, es un ácido:



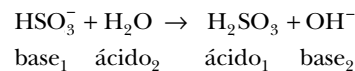
H_2SeO_3 puede ser dador de protones. Por tanto, es una base:



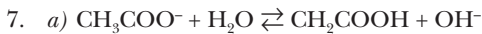
- b) SO_4^{2-} no puede ser dador de protones. Será una base:



HSO_3^- puede ser dador o aceptor de un protón. En este caso tendrá carácter básico porque puede aceptar protones:



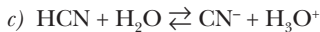
5. a) HBr : base conjugada: Br^-
 - H_2S : base conjugada: HS^-
 - HSO_4^- : base conjugada: SO_4^{2-}
 - b) HCO_3^- : ácido conjugado: H_2CO_3
 - OH^- : ácido conjugado: H_2O
 - CO_3^{2-} : ácido conjugado: HCO_3^-
6. a) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$
ácido₁ base₂ base₁ ácido₂
 - b) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
ácido₁ base₂ base₁ ácido₂
 - c) $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$
base₁ ácido₂ ácido₁ base₂
 - d) $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S}$
ácido₁ base₂ base₁ ácido₂
 - e) $\text{F}^- + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{HF} + \text{Cl}^-$
base₁ ácido₂ ácido₁ base₂
 - f) $\text{H}_2\text{O} + \text{HBr} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Br}^-$
base₁ ácido₂ ácido₁ base₂



Carácter básico.



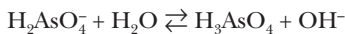
Carácter básico.



Carácter ácido.



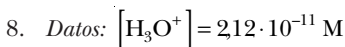
Carácter ácido.



Carácter básico.

Puede ser dador de protones pero también puede aceptar un protón, por tanto presenta ambos caracteres.

5. FUERZA DE LOS ÁCIDOS Y DE LAS BASES (pág. 207)



Según el producto iónico del agua:

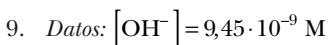
$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{2,12 \cdot 10^{-11}} = 4,72 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] \gg 10^{-7} \text{ M}$$

La concentración de iones $[\text{OH}^-]$ es $4,72 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

Como $[\text{OH}^-] \gg [\text{H}_3\text{O}^+]$, la disolución es **básica**.



Según el producto iónico del agua:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{9,45 \cdot 10^{-9}} = 1,06 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M}$$

La concentración de iones $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es $1,06 \cdot 10^{-6} \text{ M}$.

Como $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$, la disolución es **ácida**.

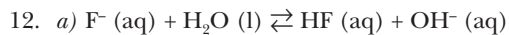
10. En una disolución acuosa, debe cumplirse el producto iónico del agua: $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$

En una disolución ácida, por muy elevada que sea la $[\text{H}_3\text{O}^+]$, la concentración de $[\text{OH}^-]$ deberá ser distinta de 0 para que se cumpla el producto iónico.

De igual modo, en una disolución básica, por muy elevada que sea la $[\text{OH}^-]$, la concentración de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ deberá ser distinta de cero para que se cumpla el producto iónico del agua.

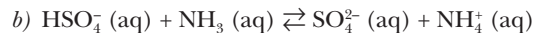
11. Un *ácido fuerte* es aquel que se ioniza completamente en una disolución acuosa diluida, lo que quiere decir que tiene *una tendencia grande a ceder protones* (H^+).

En cambio, un *ácido concentrado* es aquél cuya especie química considerada ácido se encuentra en gran cantidad en la disolución acuosa. Es decir, se refiere a la *composición de la disolución*, y no a la propiedad de ceder protones que pueda presentar.



H_2O es un ácido más débil que HF, por lo que el ion F^- es una base más débil que OH^- .

Por tanto, HF transferirá su protón al OH^- . La reacción se producirá en el sentido inverso a como está escrita.



HSO_4^- es un ácido más fuerte que NH_4^+ , por lo que el ion SO_4^{2-} es una base más débil que NH_3 .

Por tanto, HSO_4^- cederá su protón a NH_3 , y la reacción tendrá lugar tal y como está escrita, en sentido directo.

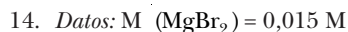


Cuanto mayor es el número de oxígenos que se encuentran alrededor del N, mayor es la capacidad de éste para polarizar el enlace O – H, de manera que el H^+ se cede con mayor facilidad. Por eso, HNO_3 es el ácido más fuerte de los tres.

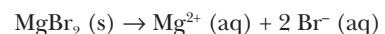


Cuanto mayor es la electronegatividad del elemento, más atrae el par de electrones que comparte con el oxígeno que está unido al hidrógeno, de manera que los protones se liberan con mayor facilidad, y el carácter ácido es mayor.

Como el más electronegativo es el Cl y después el Br, el HClO_2 es el ácido más fuerte.



La reacción de ionización de la sal es:



Cada mol de sal disuelta produce 1 mol de Mg^{2+} y 2 moles de Br^- . Por tanto:

$$[\text{Mg}^{2+}] = 0,015 \text{ M} \quad [\text{Br}^-] = 2 \cdot 0,015 = 0,030 \text{ M}$$

6. ÁCIDOS Y BASES DÉBILES: CONSTANTES DE IONIZACIÓN (pág. 213)



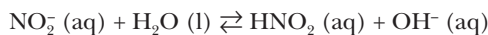
Ácido nitroso: HNO_2

Ionización de HNO_2 :



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

Reacción del ion nitrito con el agua:



$$K_b = \frac{[\text{HNO}_2] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]}$$

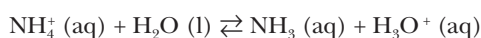
De la expresión $K_w = K_a K_b$ se deduce:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-4}} = 2,2 \cdot 10^{-11}$$

La constante de basicidad del ion NO_2^- es $K_b = 2,2 \cdot 10^{-11}$.

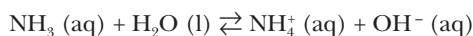
16. Datos: $K_a [\text{NH}_4^+] = 5,6 \cdot 10^{-10}$

Reacción del ion amonio con el agua:



$$K_a = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Reacción del amoníaco con el agua:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

De la expresión $K_w = K_a K_b$ se deduce:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{5,6 \cdot 10^{-10}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

La constante de basicidad del ion NO_2^- es $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

17. Datos: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

Disolución HNO_2 0,020 M

Equilibrio de ionización y constante:

	$\text{HNO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$			
M_{inic}	M	-	0	0
Cambios	-x	-	x	x
M_{eq}	M - x	-	x	x

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

Llamamos x a los moles de ácido ionizados.

En el equilibrio:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_2^-] = x = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{HNO}_2] = M - x = 0,020 \text{ M} - 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Por tanto:

$$K_a = \frac{(2,8 \cdot 10^{-3})^2}{0,020 - 2,8 \cdot 10^{-3}} = 4,56 \cdot 10^{-4}$$

La constante de acidez vale $K_a = 4,56 \cdot 10^{-4}$.

18. Datos: $\alpha = 0,13$ M (HA) = 0,001 M

Equilibrio de ionización y constante:

	$\text{HA}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$			
M_{inic}	M	-	0	0
Cambios	-M α	-	M α	M α
M_{eq}	M - M α	-	M α	M α

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Sustituyendo por los valores de las concentraciones en equilibrio, se tiene:

$$K_a = \frac{(M \alpha)^2}{M - M \alpha} = \frac{M^2 \alpha^2}{M(1 - \alpha)} = \frac{M \alpha^2}{1 - \alpha}$$

$$K_a = \frac{0,001 \cdot 0,13^2}{1 - 0,13} = 1,94 \cdot 10^{-5}$$

La constante de ionización es: $K_a = 1,94 \cdot 10^{-5}$.

19. Datos: Disolución de HClO 0,15 M

$$K_a = 3,2 \cdot 10^{-8}$$

Equilibrio de ionización y constante:

	$\text{HClO}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{ClO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$			
M_{inic}	M	-	0	0
Cambios	-x	-	x	x
M_{eq}	M - x	-	x	x

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{HClO}] = M - x$$

$$[\text{ClO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x$$

$$K_a = \frac{x^2}{M - x}$$

Sustituyendo K_a por su valor, resulta:

$$3,2 \cdot 10^{-8} = \frac{x^2}{0,15 - x}$$

Despreciamos el valor de x en el denominador:

$$x = \sqrt{3,2 \cdot 10^{-8} \cdot 0,15} = 6,93 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

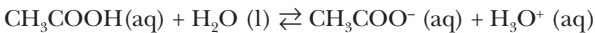
$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{6,93 \cdot 10^{-5}}{0,15} \cdot 100 < 5\% \text{ Luego es válida.}$$

La concentración es $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,93 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

20. Datos: Disolución CH_3COOH 1,0 M

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

a) Equilibrio y constante de ionización:



M_{inic}	M	-	0	0
Cambios	$-M\alpha$	-	$M\alpha$	$M\alpha$
M_{eq}	$M - M\alpha$	-	$M\alpha$	$M\alpha$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Sustituyendo por los valores de las concentraciones en equilibrio, se tiene:

$$K_a = \frac{(M\alpha)^2}{M - M\alpha}$$

Despreciando el valor de $M\alpha$ en el denominador:

$$K_a = M\alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{M}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{1,0}} = 4,24 \cdot 10^{-3}$$

El grado de ionización es del **0,42 %**.

$$b) [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = M\alpha =$$

$$= 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 4,24 \cdot 10^{-3} = 4,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = M - M\alpha =$$

$$= 1,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} - 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 4,24 \cdot 10^{-3} =$$

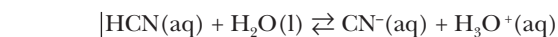
$$= 0,996 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Las concentraciones de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y de $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ son iguales y valen **$4,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** . La concentración de $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ es **$0,996 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** .

21. Datos: Ionización 2 % $\alpha = 0,02$

$$K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$$

Equilibrio y constante de ionización:



M_{inic}	M	-	0	0
Cambios	$-M\alpha$	-	$M\alpha$	$M\alpha$
M_{eq}	$M - M\alpha$	-	$M\alpha$	$M\alpha$

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]}$$

Sustituyendo por los valores de las concentraciones en equilibrio, se tiene:

$$K_a = \frac{(M\alpha)^2}{M - M\alpha} = \frac{M\alpha^2}{1 - \alpha} \Rightarrow M = \frac{K_a(1 - \alpha)}{\alpha^2}$$

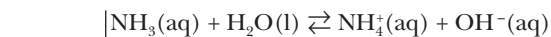
$$M = \frac{4,9 \cdot 10^{-10} (1 - 0,02)}{(0,02)^2} = 1,2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

La molaridad es **$1,2 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** .

22. Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Amoníaco 0,1 M

Equilibrio y constante de ionización:



M_{inic}	M	-	0	0
Cambios	-x	-	x	x
M_{eq}	$M - x$	-	x	x

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{M - x}$$

Despreciando el valor de x en el denominador:

$$K_b = \frac{x^2}{M} \Rightarrow x = \sqrt{K_b \cdot M} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1}$$

$$K_b = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{1,34 \cdot 10^{-3}}{0,1} \cdot 100 < 5\% \text{ Luego es válida.}$$

$$[\text{OH}^-] = x = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentración de OH^- es **$1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** .

7. EL pH (pág. 215)

23. a) Datos: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,325 \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,325) = 0,49$$

$$\text{Sabemos: pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 0,49 = 13,51$$

b) Datos: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,56 \cdot 10^{-10} \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 4,56 \cdot 10^{-10} = 9,34$$

$$\text{Sabemos: pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9,34 = 4,66$$

24. a) Datos: $[\text{OH}^-] = 0,0257 \text{ M}$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,0257 = 1,59$$

Sabemos: $14 = \text{pH} + \text{pOH}$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,59 = \mathbf{12,41}$$

b) Datos: $[\text{OH}^-] = 2,35 \cdot 10^{-12} \text{ M}$

$$\text{pOH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (2,35 \cdot 10^{-12}) = \mathbf{11,63}$$

Sabemos: $14 = \text{pH} + \text{pOH}$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 11,63 = \mathbf{2,37}$$

25. a) $\text{pH} = 4,78 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,78} = \mathbf{1,66 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$

De la igualdad: $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,66 \cdot 10^{-5}} = \mathbf{6,03 \cdot 10^{-10} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$$

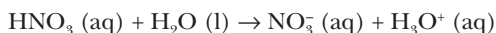
b) $\text{pH} = 12,41 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12,41} = \mathbf{3,89 \cdot 10^{-13} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$

De la igualdad: $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{3,89 \cdot 10^{-13}} = \mathbf{0,026 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$$

26. Datos: $M(\text{HNO}_3) = 2,72 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

Ecuación de ionización:



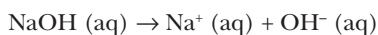
La concentración inicial de HNO_3 es igual a la concentración final de H_3O^+ :

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= 2,72 \cdot 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = \\ &= -\log (2,72 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{2,57} \end{aligned}$$

El pH es **2,57**.

27. Datos: $M(\text{NaOH}) = 8,25 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

Ecuación de ionización:



La concentración inicial de NaOH es igual a la concentración final de OH^- :

$$[\text{OH}^-] = 8,25 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Deducimos el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

$$K_w = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{8,25 \cdot 10^{-2}} = 1,21 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,21 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{12,92}$$

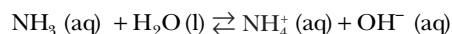
El pH es **12,92**.

8. DISOLUCIONES AMORTIGUADORAS (pág. 217)

28. El cloruro de amonio está totalmente disociado por ser un electrólito fuerte:



El amoníaco se encuentra parcialmente ionizado:



La presencia del ion común, NH_4^+ , proporcionado por la sal, hace que el equilibrio esté muy desplazado hacia la izquierda. De manera que si se añade una pequeña cantidad de base, aumenta la concentración de OH^- y el equilibrio se desplaza aún más hacia la izquierda para que disminuya. Así, el pH no varía apenas.

Si, por el contrario, se añade un ácido, la concentración de OH^- disminuye y el equilibrio se desplaza hacia la derecha para que aumente y se neutralicen los iones H_3O^+ , de manera que el pH tampoco varía significativamente.

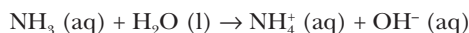
29. Datos: $M(\text{NH}_3) = 0,030 \text{ M}$ $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

$$M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,040 \text{ M}$$

Disolución de la sal:



Equilibrio de la base:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow [\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$[\text{OH}^-] \cong 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,030}{0,040} = 1,35 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

De la ecuación: $K_w = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$ deducimos:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,35 \cdot 10^{-5}} = 7,41 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (7,41 \cdot 10^{-10}) = \mathbf{9,1}$$

30. Datos: $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,10 \text{ M}$ $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

$$M(\text{CH}_3\text{COONa}) = 0,10 \text{ M}$$

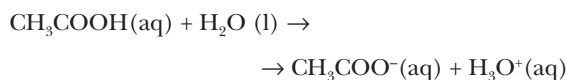
Se añaden 0,010 mol NaOH.

Calculamos el pH inicial de la solución amortiguadora:

Disociación de la sal:



Equilibrio del ácido:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,10}{0,10} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,8 \cdot 10^{-5}) = 4,74$$

Calculamos el pH al añadir NaOH:

	NaOH (aq) → Na ⁺ (aq) + OH ⁻ (aq)		
n _{inic}	0,010	-	-
n _{eq}	-	0,01	0,01

Estamos añadiendo 0,01 mol de OH⁻, de manera que el equilibrio se desplazará hacia la derecha para formar H₃O⁺ y neutralizar el OH⁻.



M _{inic}	0,1	0,1
M _{eq}	0,1 - 0,01	0,1 + 0,01

De manera que desaparecerán 0,01 mol de CH₃COOH y aparecerán 0,01 mol de CH₃COO⁻.

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}}}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}}} =$$

$$= 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{(0,1 - 0,01)}{0,1 + 0,01}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,5 \cdot 10^{-5}) = 4,82$$

9. INDICADORES ÁCIDO-BASE (pág. 219)

31. a) Anaranjado de metilo pH = 2,0 anaranjado

pH = 11,0 amarillo

b) Azul de bromotimol pH = 2,0 amarillo

pH = 10,0 azul

c) Fenofaleína pH = 2,0 incoloro

pH = 10,0 rojo

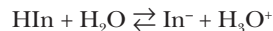
32. También puede ser neutra, ya que el intervalo de viraje de la fenofaleína empieza a pH = 8,3. Por tanto, si la disolución es neutra (pH = 7,0), la fenofaleína continuará incolora a este pH.

33. Rojo neutro $K_a = 2,0 \cdot 10^{-7}$

$$\text{pH} = 3 \rightarrow \text{color rojo} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}$$

Suponemos que veremos el color rojo de la forma HIn cuando tenemos $\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \geq 10$, de manera que si se cumple

la desigualdad a pH = 3, se demuestra que veremos el color rojo:



$$K_a = \frac{[\text{In}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HIn}]} \Rightarrow \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} = \frac{10^{-3}}{2,0 \cdot 10^{-7}} = 5 \cdot 10^3$$

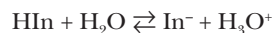
$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} > 10$, se demuestra la desigualdad.

$$\text{pH} = 10 \text{ color amarillo} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10}$$

Suponemos que veremos el color amarillo de la forma

In⁻ cuando tenemos $\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \geq 10$, de manera que si se

cumple la desigualdad a pH = 10, se demuestra que veremos el color amarillo:



$$K_a = \frac{[\text{In}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HIn}]} \Rightarrow \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} = \frac{K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{2,0 \cdot 10^{-7}}{10^{-10}} = 2 \cdot 10^3$$

$\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} > 10$, se demuestra la desigualdad.

11. VALORACIONES ÁCIDO-BASE (pág. 225)

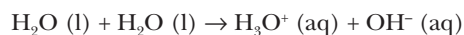
34. Datos: M (CH₃COONa) = 0,10 M

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

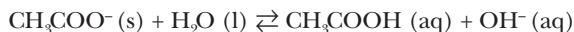
Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



El anión, base conjugada de ácido débil, se hidroliza según:



$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

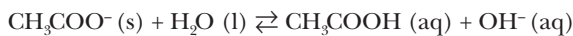
Multiplicamos los dos términos por $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

La constante de hidrólisis es $K_h = 5,6 \cdot 10^{-10}$.

Calculemos el pH de la disolución.

Ecuación de hidrólisis y constante:



M_{mic}	0,1	-	0	0
M_{hid}	0,1 - x		x	x

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Sustituyendo:

$$K_h = \frac{x^2}{0,1 - x} \cdot \text{Despreciamos } x \text{ del denominador:}$$

$$x = \sqrt{5,6 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1} = 7,48 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

De esta manera:

$$[\text{OH}^-] = x = 7,48 \cdot 10^{-6}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{0,1} \cdot 100 = \frac{7,48 \cdot 10^{-6}}{0,1} \cdot 100 < 5\% \text{ es válido.}$$

Calculamos la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para saber el pH:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] &= K_w \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \\ &= \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{7,48 \cdot 10^{-6}} = 1,34 \cdot 10^{-9} \end{aligned}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 8,87$$

Calculamos el grado de hidrólisis:

$$\alpha = \frac{x}{M} = \frac{7,48 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 7,5 \cdot 10^{-5}$$

El grado de hidrólisis es $7,5 \cdot 10^{-5}$.

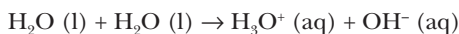
35. Datos: $M(\text{CH}_3\text{COONa}) = 0,50 \text{ M}$

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



El anión, base conjugada de ácido débil, se hidroliza según:

	$\text{CH}_3\text{COO}^- (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$
M_{hid}	M - x - x x

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Calculamos primero la K_h multiplicando cada término por $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

$$\begin{aligned} K_h &= \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \\ &= \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10} \end{aligned}$$

Calculamos el pH sustituyendo las concentraciones en la hidrólisis:

$$K_h = \frac{x^2}{M - x} \cdot \text{Despreciamos } x \text{ del denominador:}$$

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{5,6 \cdot 10^{-10} \cdot 0,5} = 1,67 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{1,67 \cdot 10^{-5}}{0,1} \cdot 100 < 5\% \text{ es válido.}$$

Calculamos la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a partir de:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w$$

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] = x; [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,67 \cdot 10^{-5}} = \\ &= 5,98 \cdot 10^{-10} \end{aligned}$$

Calculamos el pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 9,2$$

El pH de la disolución es **9,2**.

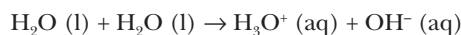
36. Datos: $M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,10 \text{ M}$

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



El catión, ácido conjugado de base débil, se hidroliza con el agua según:

	$\text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_3 (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$
M_{hid}	M - x - x x

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Calculamos K_h multiplicando por $[\text{OH}^-]$ cada término:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{K_b}$$

Sustituyendo:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,8 \cdot 10^{-10}$$

Calculamos el pH sustituyendo las concentraciones en K_h :

$$K_h = \frac{x^2}{M-x} \text{ . Despreciamos } x \text{ del denominador:}$$

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{5,8 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1} = 7,45 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{7,45 \cdot 10^{-6}}{0,1} \cdot 100 < 5\% \text{ es válido.}$$

Como: $[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 7,45 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,12$$

El pH de la disolución es **5,12**.

Calculamos el grado de hidrólisis sustituyendo las concentraciones:

$$\alpha = \frac{x}{M} = \frac{7,45 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 7,5 \cdot 10^{-5}$$

El grado de hidrólisis es de **$7,5 \cdot 10^{-5}$** .

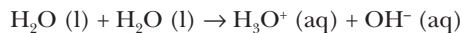
37. Datos: $[\text{NH}_4\text{Br}] = 0,10 \text{ M}$

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

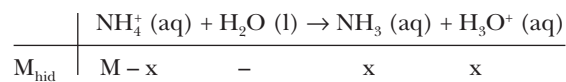
Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



El catión, ácido conjugado de base débil, se hidroliza con el agua según:



$$K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Calculamos K_h multiplicando por $[\text{OH}^-]$ cada término:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{K_b} =$$

$$= \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Calculamos la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ sustituyendo las concentraciones en K_h :

$$K_h = \frac{x^2}{M-x} \text{ . Despreciamos } x \text{ del denominador:}$$

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{5,56 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1} = 7,5 \cdot 10^{-6}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{7,5 \cdot 10^{-6}}{0,1} \cdot 100 < 5\% \text{ es válido.}$$

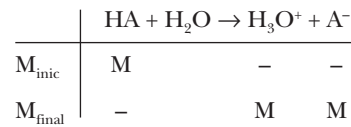
Calculamos el pH, sabiendo que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,12$$

El pH de la disolución es **5,12**.

38. Para que el pH de una disolución sea 0, la concentración del ácido debe ser 1 M y estar totalmente disociado:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = -\log 1 = 0$$

Pero resulta difícil que con una concentración tan elevada el ácido se encuentre totalmente disociado.

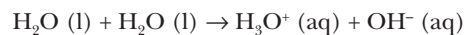
39. Datos: $\text{pH} = 5,00$ NH_4Cl

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

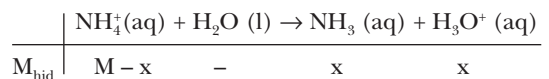
Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



El catión, ácido conjugado de base débil, se hidroliza con el agua según:



$$K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Se obtendrá: $K_h = \frac{K_w}{K_b} = 5,56 \cdot 10^{-10}$

Sustituimos las concentraciones en K_h conociendo la $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,0} = x$$

$$K_h = \frac{x^2}{M-x} \text{ . Despreciamos } x \text{ del denominador:}$$

$$M = \frac{x^2}{K_h} = \frac{(10^{-5,0})^2}{5,56 \cdot 10^{-10}} = 0,18 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{1 \cdot 10^{-5}}{0,11} \cdot 100 < 5\% \text{ es válida.}$$

La concentración molar inicial de la sal ha de ser $M = 0,18 \text{ M}$.

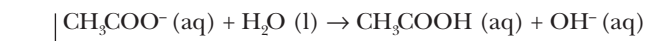
40. Datos: $M(\text{CH}_3\text{COONH}_4) = 0,15 \text{ M}$

$$K_a = K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Disociación de la sal:



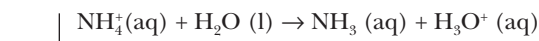
El anión produce hidrólisis básica:



M_{hid}	$M - x$	x	x
------------------	---------	-----	-----

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

El catión produce hidrólisis ácida:



M_{hid}	$M - x$	x	x
------------------	---------	-----	-----

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

La constante de hidrólisis:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{(1,8 \cdot 10^{-5})^2} = 3,1 \cdot 10^{-5}$$

La constante de hidrólisis es: $K_h = 3,1 \cdot 10^{-5}$

Para hallar el grado de hidrólisis, $\alpha = \frac{x}{M}$, calculamos primero x , sustituyendo las concentraciones en K_h :

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{x^2}{M - x}$$

Despreciamos x del denominador:

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{3,1 \cdot 10^{-5} \cdot 0,15} = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{2,2 \cdot 10^{-3}}{0,15} \cdot 100 < 5\% \text{ es válida.}$$

Calculamos el grado de hidrólisis:

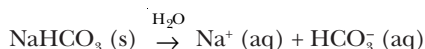
$$\alpha = \frac{x}{M} = \frac{2,2 \cdot 10^{-3}}{0,15} = 1,4 \cdot 10^{-2}$$

El grado de hidrólisis es $1,4 \cdot 10^{-2}$.

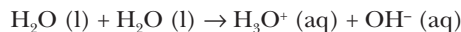
41. Datos: $M(\text{NaHCO}_3) = 0,1 \text{ M}$

$$K_a = 3,0 \cdot 10^{-7}$$

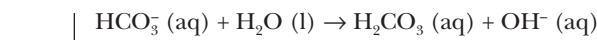
Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



El anión, base conjugada de ácido débil, se hidroliza según:



M_{hid}	$M - x$	$-$	x	x
------------------	---------	-----	-----	-----

$$K_h = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

Calculamos la constante de hidrólisis, multiplicando cada término por $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

$$K_h = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{3,0 \cdot 10^{-7}} = 3,3 \cdot 10^{-8}$$

La constante de hidrólisis es $3,3 \cdot 10^{-8}$.

Calculamos las concentraciones en la hidrólisis, sustituyendo en K_h :

$$K_h = \frac{x^2}{M - x}. \text{ Despreciamos } x \text{ del denominador:}$$

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{3,3 \cdot 10^{-8} \cdot 0,1} = 5,74 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{5,74 \cdot 10^{-5}}{0,1} \cdot 100 < 5\% \text{ es válida.}$$

Calculamos el grado de hidrólisis:

$$\alpha = \frac{M_{\text{hid}}}{M_{\text{inic}}} = \frac{x}{M} = \frac{5,74 \cdot 10^{-5}}{0,1} = 5,7 \cdot 10^{-4}$$

El grado de hidrólisis es $5,7 \cdot 10^{-4}$.

Calculamos la concentración de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ según:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w$$

$$[\text{OH}^-] = x = 5,74 \cdot 10^{-5}$$

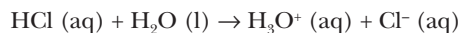
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{5,74 \cdot 10^{-5}} = 1,74 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 9,8$$

El pH de la disolución es **9,8**.

42. Datos: $M(\text{HCl}) = 0,050 \text{ M}$

Como es un ácido fuerte, se encuentra totalmente disociado:



$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = [\text{HCl}]_i = 0,050 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,050) = 1,30$$

El pH es **1,30**.

a) $V = 10 \text{ mL}$

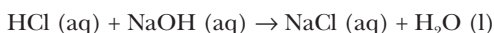
$$[\text{NaOH}] = 0,050 \text{ M}$$

Calculamos los moles de cada:

$$\begin{aligned} n(\text{HCl}) &= V(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = \\ &= 0,020 \text{ mL} \cdot 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,0005 \text{ mol HCl} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n(\text{NaOH}) &= V(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = \\ &= 0,010 \text{ mL} \cdot 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,0005 \text{ mol NaOH} \end{aligned}$$

La reacción de neutralización:



$$\begin{aligned} n(\text{HCl}) (\text{sin neutr.}) &= n(\text{HCl}) - n(\text{NaOH}) = \\ &= 0,001 \text{ mol} - 0,0005 \text{ mol} = 0,0005 \text{ mol HCl} \end{aligned}$$

La nueva molaridad de HCl, si se consideran volúmenes aditivos:

$$M(\text{HCl}) = \frac{0,0005 \text{ mol}}{(0,02 + 0,01) \text{ L}} = 1,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

El HCl está totalmente disociado:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}]_{\text{inicial}} = 1,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,78$$

Al añadir 10 mL de NaOH, el pH ha aumentado a **1,78**.

b) $V(\text{NaOH}) = 19 \text{ mL} = 0,019 \text{ L}$

$$M(\text{NaOH}) = 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$n(\text{HCl}) = 0,001 \text{ mol}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,019 \text{ L} \cdot 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,00095 \text{ mol}$$

$$n(\text{HCl}) (\text{sin neutr.}) = 0,001 \text{ mol} - 0,00095 \text{ mol}$$

$$n(\text{HCl}) (\text{sin neutr.}) = 0,00005 \text{ mol}$$

Calculamos la molaridad considerando volúmenes aditivos:

$$M(\text{HCl}) = \frac{0,00005 \text{ mol HCl}}{(0,019 + 0,020) \text{ L}} = 1,28 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El HCl está totalmente disociado:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 1,28 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,89$$

Al añadir 19 mL de NaOH, el pH ha aumentado a **2,89**.

c) $V(\text{NaOH}) = 21 \text{ mL} = 0,021 \text{ L}$

$$M(\text{NaOH}) = 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$n(\text{HCl}) = 0,001 \text{ mol}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,021 \text{ L} \cdot 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,00105 \text{ mol}$$

En este caso hay un exceso de moles de NaOH:

$$\begin{aligned} n(\text{NaOH}) (\text{sin neutr.}) &= 0,00105 - 0,001 \text{ mol NaOH} = \\ &= 0,00005 \text{ mol NaOH} \end{aligned}$$

$$M(\text{NaOH}) = \frac{0,00005 \text{ mol NaOH}}{(0,021 + 0,020) \text{ L}} = 1,22 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El NaOH está totalmente disociado:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 1,22 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log [1,22 \cdot 10^{-3}] = 2,91$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,91 = 11,09$$

Al añadir 21 mL de NaOH, el pH aumenta a **11,09**.

d) $V(\text{NaOH}) = 30 \text{ mL} = 0,030 \text{ L}$

$$M(\text{NaOH}) = 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$n(\text{HCl}) = 0,001 \text{ mol}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,030 \text{ L} \cdot 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,00105 \text{ mol}$$

En este caso hay un exceso de moles de NaOH:

$$\begin{aligned} n(\text{NaOH}) (\text{sin reacc.}) &= 0,00105 - 0,001 = \\ &= 0,00005 \text{ mol NaOH} \end{aligned}$$

$$M(\text{NaOH}) = \frac{0,00005 \text{ mol NaOH}}{(0,030 + 0,020) \text{ L}} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El NaOH está totalmente disociado:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 2,0$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12,0$$

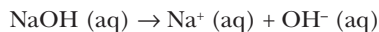
Al añadir 30 mL de NaOH, el pH aumenta a **12,0**.

43. Datos: $V(\text{NaOH}) = 50 \text{ mL}$ $V(\text{HCl}) = 15 \text{ mL}$

$$M(\text{NaOH}) = 0,2 \text{ M} \quad M(\text{HCl}) = 0,15 \text{ M}$$

Calculamos el pH de la disolución de NaOH.

Como es una base fuerte:



$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 0,70$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,70 = 13,30$$

El pH inicial es **13,30**.

Calculamos el pH de la disolución final:

$$\begin{aligned} n(\text{NaOH}) &= V(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = \\ &= 0,050 \text{ L} \cdot 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,01 \text{ mol NaOH} \end{aligned}$$

$$n(\text{HCl}) = V(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 0,015 \text{ L} \cdot 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$n(\text{HCl}) = 0,00225 \text{ mol HCl}$$

Hay un exceso de NaOH:

$$n(\text{NaOH}) (\text{sin neutr.}) = 0,01 \text{ mol} - 0,00225 \text{ mol}$$

$$n(\text{NaOH}) (\text{sin neutr.}) = 0,00775 \text{ mol NaOH}$$

$$M(\text{NaOH}) = \frac{0,00775 \text{ mol NaOH}}{(0,050 + 0,015) \text{ L}} = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Como NaOH estará totalmente disociado:

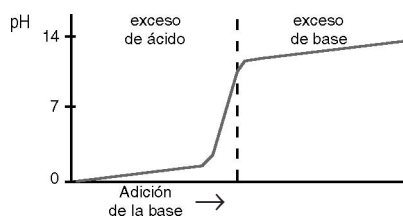
$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 0,92$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13,08$$

El pH de la disolución final será **13,08**.

44.



El principio de la curva es igual que un ácido fuerte, ya que hay exceso de ácido.

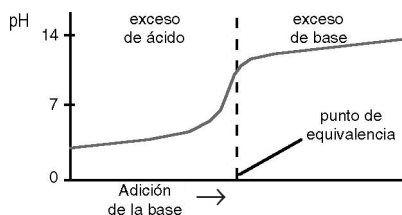
Después del punto de equilibrio, hay exceso de base, y como es débil, no estará totalmente disociado, y el pH será menos básico.

Indicador: Azul de bromotimol.

Rojó neutro.

El punto de equivalencia estará por debajo de 7.

45.



Al principio hay exceso de ácido, y como es débil, tendrá un pH no tan ácido como un ácido débil.

Después del punto de equivalencia, hay un exceso de base, y como es base débil, el pH tampoco será tan básico como una base fuerte.

Indicador: en el caso de que las constantes de ionización sean similares, el pH en el punto de equivalencia será aproximadamente 7.

Indicador: Azul de bromotimol (6,0 - 7,6).

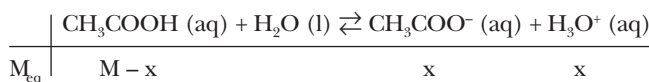
RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS Y PROBLEMAS

(págs. 228 y 229)

46. Datos: $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1 \text{ M}$

Cálculo de pH: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Equilibrio y constante de ionización:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Sustituyendo:

$$K_a = \frac{x^2}{M - x}; \quad 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1 - x}$$

Despreciamos x del denominador:

$$x = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

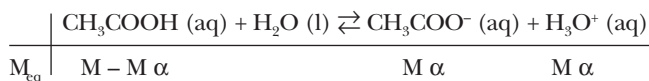
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,34 \cdot 10^{-3}) = 2,87$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{1,34 \cdot 10^{-3}}{0,1} \cdot 100 < 5\% \text{ es válida.}$$

El pH es **2,87**.

Calculamos el porcentaje de ionización:



Sustituyendo:

$$K_a = \frac{(M \alpha)^2}{M - M \alpha} = \frac{M \alpha^2}{(1 + \alpha)}$$

Despreciamos el valor de x en el denominador:

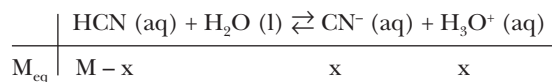
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{M}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 0,0134$$

El porcentaje de ionización es **1,34 %**.

47. Datos: $\text{pH} = 5,07$

$$M(\text{HCN}) = 0,1 \text{ M}$$

Equilibrio y constante de ionización:



$$K_a = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x$$

Como $\text{pH} = 5,07$, resulta:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,07} = 8,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Sustituyendo:

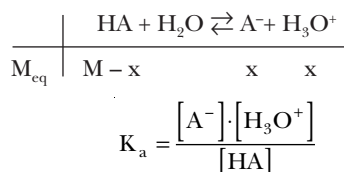
$$K_a = \frac{x^2}{M-x} = \frac{(8,5 \cdot 10^{-6})^2}{0,1 - 8,5 \cdot 10^{-6}} = 7,23 \cdot 10^{-10}$$

La constante de ionización vale $K_a = 7,23 \cdot 10^{-10}$.

48. Datos: M (HA) = 0,1 M

$$\text{pH} = 4,0$$

Equilibrio y constante de ionización:



Calculamos el porcentaje de ionización:

$$\alpha = \frac{x}{M} \text{ como } x = [\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Calculamos $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a partir del pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\alpha = \frac{10^{-4}}{0,1} = 10^{-3}$$

El porcentaje de ionización es **0,1 %**.

Calculamos la constante de acidez:

$$[\text{HA}]_{\text{eq}} = M - M \alpha$$

$$[\text{A}^-]_{\text{eq}} = [\text{H}_3\text{O}^+] = M \alpha$$

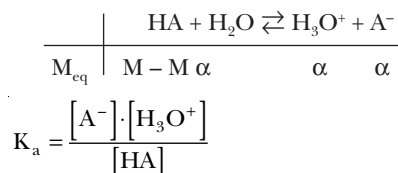
$$K_a = \frac{(M \alpha)^2}{M - M \alpha} = \frac{M \alpha^2}{(1 - \alpha)} = \frac{0,1 \cdot (10^{-3})^2}{1 - 10^{-3}} = 1,0 \cdot 10^{-7}$$

La constante de ionización vale $K_a = 1,0 \cdot 10^{-7}$.

49. Datos: M (HA) = 10⁻² M

$$\text{Ionización } 3 \% \quad \alpha = 0,03$$

Equilibrio y constante de ionización:



Calculamos el pH de la solución:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (M \alpha) = -\log (10^{-2} \cdot 0,03)$$

$$\text{pH} = 3,52$$

Calculamos la constante sustituyendo:

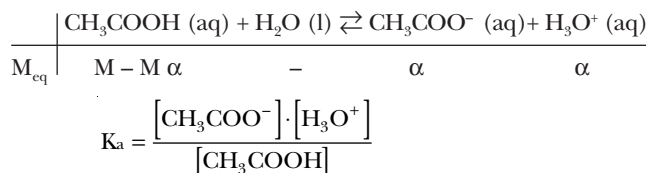
$$K_a = \frac{(M \alpha)^2}{M - M \alpha} = \frac{M \alpha^2}{(1 - \alpha)} = \frac{10^{-2} \cdot (0,03)^2}{1 - 0,03} = 9,3 \cdot 10^{-6}$$

El pH es de **3,52** y la $K_a = 9,3 \cdot 10^{-6}$.

50. Datos: M (CH₃COOH) = 0,1 M

$$\text{Ionización } 1,6 \% \quad \alpha = 0,016$$

Equilibrio y constante de ionización:



Calculamos el pH de la solución:

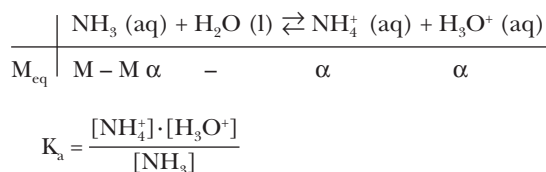
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (M \alpha) = -\log (0,1 \cdot 0,016)$$

$$\text{pH} = 2,80$$

51. Datos: M (NH₃) = 0,01 M

$$\text{Ionización } 4,2 \% \quad \alpha = 0,042$$

Equilibrio y constante de ionización:



Calculamos primero la $[\text{OH}^-]$:

$$[\text{OH}^-] = M \alpha = 0,01 \cdot 0,042 = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Calculamos la concentración de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a partir de:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,2 \cdot 10^{-3}} = 2,38 \cdot 10^{-11}$$

Calculamos el pH:

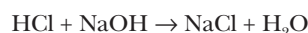
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2,38 \cdot 10^{-11} = 10,62$$

El pH de la disolución es **10,62**.

52. Datos: n (HCl) = 3,65 g 100 mL de disolución HCl

$$V (\text{HCl}) = 1 \text{ L}$$

Reacción de neutralización:



Calculamos la molaridad de la disolución de HCl:

$$M_r (\text{HCl}) = 1 \cdot 1,008 \text{ u} + 1 \cdot 35,45 \text{ u} = 36,458 \text{ u}$$

$$n (\text{HCl}) = 3,65 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,458 \text{ g HCl}} = 0,1 \text{ mol}$$

$$M (\text{HCl}) = \frac{n (\text{HCl})}{V (\text{HCl})} = \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Calculamos los moles de NaOH neutralizados:

$$100 \text{ mL disol HCl} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} = 0,01 \text{ mol NaOH}$$

Calculamos la molaridad de la disolución de NaOH:

$$M(\text{NaOH}) = \frac{0,01 \text{ mol NaOH}}{50 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,2 \text{ M}$$

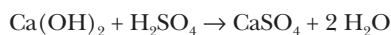
La disolución de NaOH es **0,2 M**.

53. *Datos:* $V(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 20 \text{ mL}$

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30,0 \text{ mL}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,0 \text{ M}$$

La reacción de neutralización:



Calculamos los moles de NaOH neutralizados:

$$30,0 \cdot 10^{-3} \text{ L disol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1,0 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L disol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 30,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ca}(\text{OH})_2$$

Calculamos la molaridad de la disolución de NaOH:

$$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{30,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{20 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 1,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Para calcular los gramos, calculamos la masa molar:

$$M_r(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1 \cdot 40,08 \text{ u} + 2 \cdot 16,00 \text{ u} + 2 \cdot 1,008 \text{ u}$$

$$M_r(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74,096 \text{ u}$$

$$1 \text{ L disol Ca}(\text{OH})_2 \cdot \frac{1,5 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ L disol Ca}(\text{OH})_2} \cdot \frac{74,096 \text{ g Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2} = 111,14 \text{ g Ca}(\text{OH})_2$$

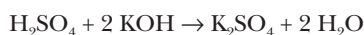
En 1 L de disolución hay **111,14 g** de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

54. *Datos:* $V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 50,0 \text{ mL}$

$$M(\text{KOH}) = 0,5 \text{ M}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 14,0 \text{ g}$$

Reacción de neutralización:



Calculamos los moles de NaOH neutralizados:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 1 \cdot 32,07 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,086 \text{ u}$$

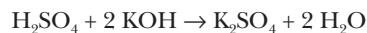
$$14 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,086 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0,143 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Calculamos el volumen de la disolución de KOH que se necesita:

$$0,143 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ L disol KOH}}{0,5 \text{ mol KOH}} = 0,571 \text{ L disol KOH}$$

Se necesitan **0,571 L** de disolución de KOH.

55. La reacción de neutralización:



El volumen final:

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 50,0 \text{ mL} = 0,050 \text{ L}$$

$$V(\text{KOH}) = 0,571 \text{ L}$$

$$V_T = 0,571 \text{ L} + 0,050 \text{ L} = 0,621 \text{ L}$$

Calculamos los moles de sal obtenida a partir de los 14 g de H_2SO_4 :

$$14 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,086 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = \frac{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,143 \text{ mol K}_2\text{SO}_4$$

Calculamos la concentración de la sal:

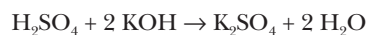
$$M(\text{K}_2\text{SO}_4) = \frac{0,143 \text{ mol K}_2\text{SO}_4}{0,621 \text{ L}} = 0,23 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La concentración de la sal final es **0,23 M**.

56. *Datos:* $V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 100 \text{ mL}$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ M}$$

Reacción de neutralización:



Calculamos los moles de KOH que se necesitan, y con la masa molar, los gramos:

$$M_r(\text{KOH}) = 39,10 \text{ u} + 16,00 \text{ u} + 1,008 \text{ u} = 56,108 \text{ u}$$

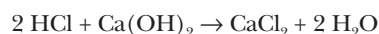
$$100 \cdot 10^{-3} \text{ L disol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{0,1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L disol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = \frac{56,108 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 1,12 \text{ g KOH}$$

Se necesitan **1,12 g** de KOH puro.

57. *Datos:* $V(\text{HCl}) = 100,0 \text{ mL}$

$$M(\text{HCl}) = 5,0 \text{ M}$$

Reacción de neutralización:



Calculamos la masa molar de $\text{Ca}(\text{OH})_2$:

$$M_r(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1 \cdot 40,08 \text{ u} + 2 \cdot 16,00 \text{ u} + 2 \cdot 1,008 \text{ u}$$

$$M_r(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74,096 \text{ u}$$

Calculamos la masa que se puede neutralizar:

$$100,0 \cdot 10^{-3} \text{ L disol HCl} \cdot \frac{5,0 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disol HCl}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{74,096 \text{ g Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 18,5 \text{ g Ca(OH)}_2$$

Se pueden neutralizar **18,5 g** de Ca(OH)_2 .

58. *Datos:* $V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 40,0 \text{ mL}$

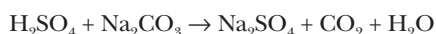
$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,365 \text{ g}$$

Calculamos la masa molar del Na_2CO_3 :

$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \cdot 22,99 \text{ u} + 1 \cdot 12,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u}$$

$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 105,99 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Calculamos los moles de ácido sulfúrico que podemos neutralizar a partir de la reacción de neutralización:



$$0,365 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{105,99 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} =$$

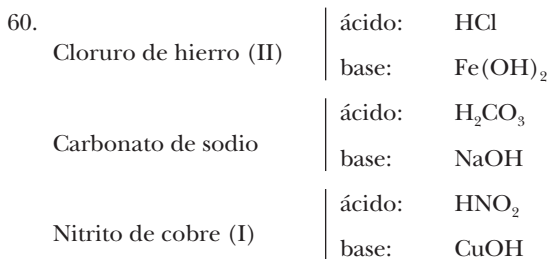
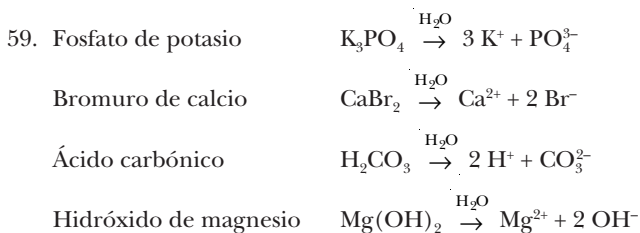
$$= 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Calculamos la concentración de la disolución de H_2SO_4 .

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{0,04 \text{ L}} = 0,085 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La molaridad de la disolución es de **0,085 M**.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS (págs. 230 y 231)



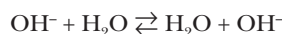
61. a) H_2O : puede ceder protones y, por tanto, puede actuar como ácido:



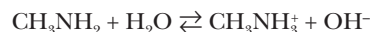
NH_4^+ puede ceder protones y, por tanto, puede actuar como ácido:



b) OH^- : puede aceptar un protón:



CH_3NH_2 : puede aceptar un protón:



62. $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ base conjugada: OH^-

$\text{HCO}_3^- \rightarrow$ base conjugada: CO_3^{2-}

$\text{HS}^- \rightarrow$ base conjugada: S^{2-}

63. $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ácido conjugado: H_3O^+

$\text{NH}_3 \rightarrow$ ácido conjugado: NH_4^+

$\text{HSO}_4^- \rightarrow$ ácido conjugado: H_2SO_4

64. a) $\text{H}_2\text{O} + \text{HF} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$

base₁ ácido₂ ácido₁ base₂

b) $\text{H}_2\text{O} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{OH}^- + \text{HS}^-$

ácido₁ base₂ base₁ ácido₂

c) $\text{I}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HI} + \text{OH}^-$

base₁ ácido₂ ácido₁ base₂

d) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{NH}_4^+$

ácido₁ base₂ base₁ ácido₂

65. a) $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$

Naturaleza ácida.



Naturaleza básica.

El ion HCO_3^- puede comportarse como un ácido o como una base.

b) $\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO}_4 + \text{OH}^-$

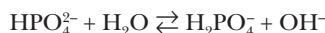
Naturaleza básica.

c) $\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HBrO} + \text{OH}^-$

Naturaleza básica.

d) $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-} + \text{H}_3\text{O}^+$

Naturaleza ácida.



Naturaleza básica.

El ion HPO_4^{2-} puede comportarse como un ácido o como una base.

66. a) $\text{HF}(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$

HF es un ácido más fuerte que NH_4^+ , y de igual manera F^- es una base más débil que NH_3 , de modo que la reacción se desplazará hacia la derecha, ya que es mayor la tendencia del HF a ceder su protón.

b) $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

CH_3COOH es un ácido más fuerte que H_2O , y CH_3COO^- es una base más débil que OH^- , de manera que la reacción se desplazará hacia la derecha ya que es mayor la tendencia de CH_3COOH a ceder el protón.

67. a) H_2SO_4 y H_2SeO_4

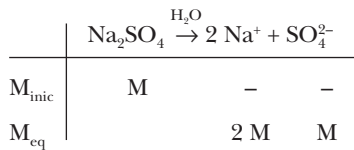
El azufre es más electronegativo y está más polarizado que el Se. Por tanto, el S atrae más al par de electrones del enlace con el oxígeno que está unido al H, de manera que el enlace O - H está más polarizado y se libera H con más facilidad, es más fuerte el H_2SO_4 .

b) H_2O , H_2S , H_2Se

Cuanto mayor es la fuerza del enlace del H con el elemento, menor es el carácter ácido, y en este caso la energía de enlace aumenta al subir en la tabla periódica, de manera que es un ácido más fuerte el H_2Se , después H_2S y finalmente el H_2O .

68. Datos: $M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,020 \text{ M}$

Ecuación de disociación:



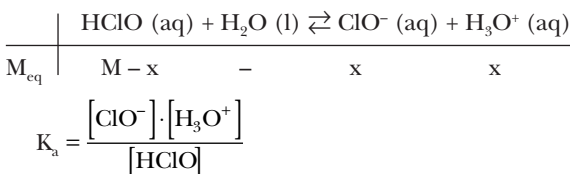
$$[\text{Na}^+] = 2 \cdot M = 0,040 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = M = 0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

69. Datos: $M(\text{HClO}) = 0,20 \text{ M}$

$$[\text{ClO}^-]_{\text{eq}} = 8,4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Ecuación y constante de ionización:



Sustituyendo:

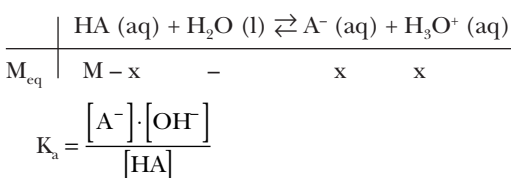
$$K_a = \frac{x^2}{M - x} = \frac{(8,4 \cdot 10^{-5})^2}{0,20 - 8,4 \cdot 10^{-5}} = 3,5 \cdot 10^{-8}$$

La constante de ionización es $K_a = 3,5 \cdot 10^{-8}$.

70. Datos: $M(\text{HA}) = 0,10 \text{ M}$

$$K_a = 1,1 \cdot 10^{-9}$$

Ecuación y constante de ionización:



Sustituyendo:

$$K_a = \frac{x^2}{M - x}. \text{ Despreciamos } x \text{ del denominador.}$$

$$x = \sqrt{K_a \cdot M} = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-9} \cdot 0,10} = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{1,05 \cdot 10^{-5}}{0,10} \cdot 100 < 5\% \text{ es válida.}$$

Las concentraciones:

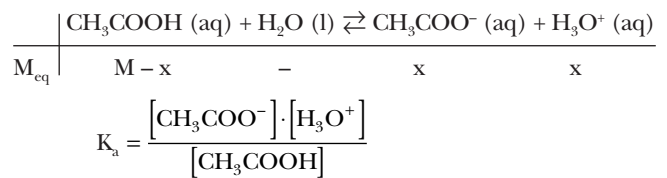
$$[\text{HA}] = M - x = 0,10 - 1,05 \cdot 10^{-5} = 0,099 \text{ M}$$

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

71. Datos: $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,01 \text{ M}$

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Ecuación y constante de ionización:



Sustituyendo:

$$K_a = \frac{x^2}{M - x}. \text{ Despreciamos } x \text{ del denominador.}$$

$$x = \sqrt{M \cdot K_a} = \sqrt{0,01 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = 4,24 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{4,24 \cdot 10^{-4}}{0,01} \cdot 100 < 5\% \text{ es válida.}$$

Las concentraciones de las especies son:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = M - x = 0,01 - 4,24 \cdot 10^{-4} = 9,58 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x = 4,24 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Calculamos el porcentaje de ionización:

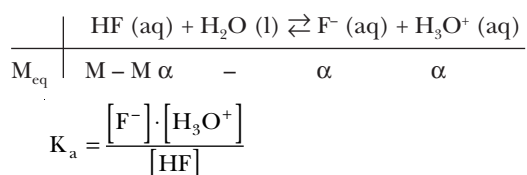
$$\alpha = \frac{x}{M} = \frac{4,24 \cdot 10^{-4}}{0,01} = 4,24 \cdot 10^{-2}$$

El porcentaje de ionización es **4,24 %**.

72. Datos: $K_a = 6,4 \cdot 10^{-4}$

$$M(\text{HF}) = 0,10 \text{ M}$$

Ecuación y constante de ionización:



Sustituyendo:

$$K_a = \frac{(M \alpha)^2}{M - M \alpha} = \frac{M \alpha^2}{(1 - \alpha)}$$

Despreciamos x del denominador.

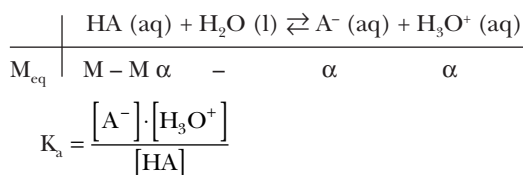
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{M}} = \sqrt{\frac{6,4 \cdot 10^{-4}}{0,10}} = 0,08$$

El grado de ionización es **0,08**.

73. Datos: $[HA] = 0,10 \text{ M}$

Disociación: 1,34 % $\Rightarrow \alpha = 0,0134$

Ecuación y constante de ionización:



Sustituyendo:

$$K_a = \frac{(M \alpha)^2}{M - M \alpha} = \frac{M \alpha^2}{(1 - \alpha)} = \frac{0,10 \cdot 0,0134^2}{1 - 0,0134} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

La constante de ionización es $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

74. a) Datos: $[H_3O^+] = 4,25 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

Calculamos el pH:

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (4,25 \cdot 10^{-3}) = 2,37$$

Calculamos el pOH según la ecuación:

$$14 = \text{pH} + \text{pOH}$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 11,63$$

El **pH = 2,37** y el **pOH = 11,63**.

b) Datos: $[OH^-] = 7,86 \cdot 10^{-11} \text{ M}$

Calculamos el pOH:

$$\text{pOH} = -\log [OH^-] = -\log (7,86 \cdot 10^{-11}) = 10,1$$

Calculamos el pH según: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14,0 - 10,1 = 3,9$$

El **pH = 3,9** y el **pOH = 10,1**.

75. Primera disolución: $\text{pH} = 0,55$

Calculamos la concentración de H₃O⁺

$$[H_3O^+] = 10^{-0,55} = 0,28 \text{ M}$$

Calculamos la concentración de OH⁻ según:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{0,28} = 3,5 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

Las concentraciones son:

$$[H_3O^+] = 0,28 \text{ M y } [OH^-] = 3,5 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

Segunda disolución: $\text{pH} = 4,20$

Calculamos la concentración de H₃O⁺:

$$[H_3O^+] = 10^{-4,20} = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Calculamos la concentración de OH⁻ según:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{6,3 \cdot 10^{-5}} = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Las concentraciones son:

$$[H_3O^+] = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ M y } [OH^-] = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Tercera disolución: $\text{pH} = 13,75$

Calculamos la concentración de H₃O⁺:

$$[H_3O^+] = 10^{-13,75} = 7,1 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

Calculamos la concentración de OH⁻ según:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{7,1 \cdot 10^{-14}} = 0,14 \text{ M}$$

Las concentraciones son:

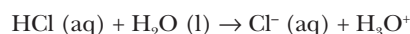
$$[H_3O^+] = 7,1 \cdot 10^{-14} \text{ M y } [OH^-] = 0,14 \text{ M}$$

76. Datos: $M(\text{HCl}) = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

$$M(\text{Ca(OH)}_2) = 0,0015 \text{ M}$$

Calculamos el pH de la disolución de HCl.

Ecuación:



Como es un ácido fuerte, está totalmente disociado y:

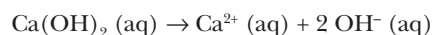
$$M(\text{HCl}) = [H_3O^+]_{\text{eq}} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Calculamos el pH:

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (1,0 \cdot 10^{-3}) = 3,0$$

Calculamos el pH de la disolución de Ca(OH)₂.

Ecuación:



Como es una base fuerte, está totalmente disociada:

$$[OH^-]_{\text{eq}} = 2 \text{ M (Ca(OH)}_2) = 2 \cdot 0,0015 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[OH^-]_{\text{eq}} = 0,0030 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos la concentración de $[H_3O^+]$ según:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{0,0030} = 3,33 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos el pH:

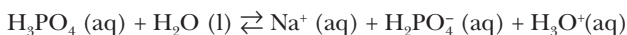
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (3,33 \cdot 10^{-12}) = 11,5$$

Para la disolución de HCl el pH es **3,0** y para la disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es pH = **11,5**.

77. La sal está totalmente disociada por ser un electrólito fuerte:



El ácido se encuentra parcialmente disociado:



La presencia del ion común proporcionado por la sal, H_2PO_4^- , hace que el equilibrio esté desplazado hacia la izquierda.

Si se añade una pequeña cantidad de base, el equilibrio se desplazará hacia la derecha para producir H_3O^+ y neutralizar los OH^- formados por la base, de manera que la cantidad de H_3O^+ no varía y el pH no cambia apenas.

Si se añade una pequeña cantidad de ácido, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda para mantener la constante, de forma que no varíe la $[\text{H}_3\text{O}^+]$, y así no se aprecia cambio en el pH.

78. Datos: $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,50 \text{ M}$
 10 mL de HCl 1,0 M
 $M(\text{CH}_3\text{COONa}) = 0,50 \text{ M}$
 $K_a = 1,85 \cdot 10^{-5}$

Calculamos el pH inicial de la disolución amortiguadora.

Disociación de la sal:



Equilibrio del ácido:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

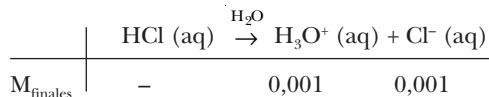
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_a \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1,85 \cdot 10^{-5} \frac{0,50}{0,50}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,85 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,85 \cdot 10^{-5}) = 4,733$$

Calculamos el pH después de añadir HCl:

$$1 \text{ mol} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,001 \text{ mol HCl}$$



M_{finales}	-	0,001	0,001
----------------------	---	-------	-------

Estamos añadiendo 0,001 de H_3O^+ , de manera que el equilibrio se desplazará hacia la derecha para mantener la constante.

	$\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+$
M_{inic}	0,5 - 0,5 -
M_{ecq}	0,5 + 0001 0,5 + 0001

Desaparece CH_3COO^- y aparece CH_3COOH :

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

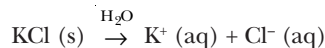
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1,85 \cdot 10^{-5} \frac{0,5 + 0,001}{0,5 + 0,001}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,86 \cdot 10^{-5}$$

El pH al inicio era pH = **4,733**.

El pH después de añadir HCl es pH = **4,731**.

79. • *Disociación de la sal KCl:*



El catión y el anión son el ácido y la base conjugados de KOH y HCl, y por el carácter de estas dos especies, base y ácido fuerte, respectivamente, los iones son demasiado débiles para reaccionar con el agua.

El equilibrio del agua no se altera y el pH es 7 \Rightarrow carácter neutro.

- *Disociación de la sal NH_4F :*



El catión es un ácido conjugado de una base débil, NH_3 , y F^- también es una base, conjugada de un ácido débil (HF).

$$K_a(\text{NH}_4^+) = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

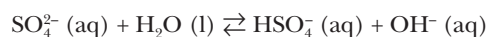
$$K_b(\text{F}^-) = 1,41 \cdot 10^{-11}$$

Es más fuerte el ácido, se hidrolizará y la disolución tendrá carácter ácido.

- *Disociación de la sal Na_2SO_4 :*

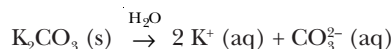


El anión es una base conjugada de un ácido débil y se hidroliza según:

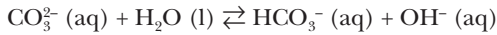


pH > 7 \Rightarrow carácter básico.

- *Disociación de la sal K_2CO_3 :*



El anión es una base conjugada de un ácido débil y se hidroliza según:

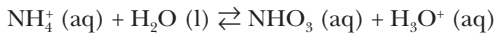


pH > 7 ⇒ carácter básico.

- *Disociación de la sal NH_4NO_3 :*



El anión es una base conjugada de un ácido débil y se hidroliza según:



El pH < 7 ⇒ carácter ácido.

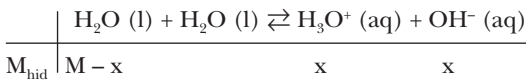
80. *Datos:* $[\text{CH}_3\text{COONa}] = 1,0 \text{ M}$

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Calculamos K_h multiplicando cada término por $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}}$$

$$K_h = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Calculamos las concentraciones de cada especie, sustituyendo en K_h :

$$K_h = \frac{x^2}{M - x}$$

Despreciamos x del denominador:

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{5,56 \cdot 10^{-10} \cdot 1,0} = 2,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Concentraciones:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = M - x = 1,0 - 2,4 \cdot 10^{-5} = 0,99998 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-] = x = 2,4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Calculamos el pH calculando primero la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ según:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = K_w$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10 \cdot 10^{-14}}{2,4 \cdot 10^{-5}} = 4,17 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 9,38$$

El pH de la disolución es **9,38**.

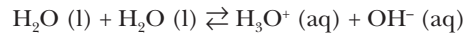
81. *Datos:* $[\text{NH}_4\text{Cl}] = 1,0 \text{ M}$

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

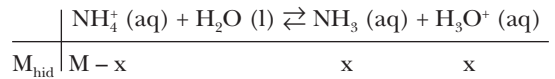
Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



El catión, ácido conjugado de una base débil, se hidroliza según:



$$K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Calculamos K_h multiplicando ambos términos por $[\text{OH}^-]$:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}}$$

$$K_h = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Calculamos la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ sustituyendo en K_h :

$$K_h = \frac{x^2}{M - x}. \text{ Despreciamos } x \text{ del denominador.}$$

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{5,56 \cdot 10^{-10} \cdot 1,0} = 2,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{2,4 \cdot 10^{-5}}{1,0} \cdot 100 < 5\% \text{ es válida.}$$

Calculamos el pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 2,4 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,63$$

El pH de la disolución es **4,63**.

Calculamos el grado de hidrólisis:

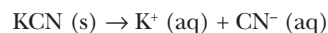
$$\alpha = \frac{x}{M} = \frac{2,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}{1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}} = 2,4 \cdot 10^{-5}$$

El grado de hidrólisis es **$2,4 \cdot 10^{-5}$** .

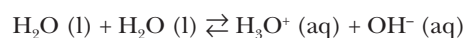
82. *Datos:* $[\text{KCN}] = 0,2 \text{ M}$

$$K_a = 4,0 \cdot 10^{-10}$$

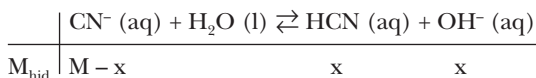
Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



El anión es una base conjugada de un ácido débil, se hidroliza según:



$$K_h = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$$

Calculamos K_h multiplicando cada término por [H₃O⁺]:

$$K_h = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,0 \cdot 10^{-10}}$$

$$K_h = 2,5 \cdot 10^{-5}$$

Calculamos [OH⁻] sustituyendo las concentraciones en la K_h:

$$K_h = \frac{x^2}{M - x} \text{ . Despreciamos } x \text{ del denominador:}$$

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{2,5 \cdot 10^{-5} \cdot 10,2} = 2,24 \cdot 10^{-3}$$

La concentración de [OH⁻] = x = **2,24 · 10⁻³ M**.

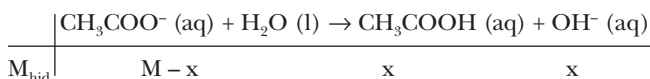
83. Datos: M_{CH₃COONH₄} = 1M

$$K_a = K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Disociación de la sal:

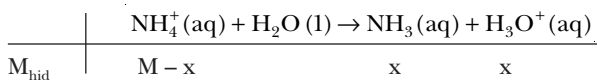


El anión produce hidrólisis básica:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

El catión produce hidrólisis ácida:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

La constante de hidrólisis será:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{(1,8 \cdot 10^{-5})^2} = 3,1 \cdot 10^{-5}$$

Para hallar el grado de hidrólisis, $\alpha = \frac{x}{M}$, calculamos primero x, sustituyendo las concentraciones en K_h:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{x^2}{M - x}$$

Despreciamos x del denominador:

$$K_h = \frac{x^2}{M} \Rightarrow x = \sqrt{K_h \cdot M}$$

$$x = \sqrt{3,1 \cdot 10^{-5} \cdot 1} = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{5,5 \cdot 10^{-3}}{1} \cdot 100 = 0,55 < 5 \% \text{ . Es válida.}$$

Calculamos el grado de hidrólisis:

$$\alpha = \frac{x}{M} = \frac{5,5 \cdot 10^{-3}}{1} = 5,5 \cdot 10^{-3}$$

A partir de este dato, determinamos el porcentaje de hidrólisis:

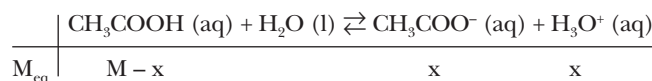
$$\text{Porcentaje de hidrólisis} = \alpha \cdot 100 = 5,5 \cdot 10^{-3} \cdot 100 = 0,55$$

El porcentaje de hidrólisis del acetato de amonio 1M es del **0,55 %**.

84. Datos: pH = 3,0 K_a(CH₃COOH) = 1,8 · 10⁻⁵

$$V(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,400 \text{ L}$$

a) Equilibrio de ionización y constante:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Calculamos x a partir del pH de la disolución:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos la concentración molar de CH₃COOH a partir de la K_a:

$$K_a = \frac{x^2}{M - x} \Rightarrow M = \frac{x^2}{K_a} + x$$

$$M = \frac{1,0 \cdot 10^{-3}}{1,8 \cdot 10^{-5}} + 1,0 \cdot 10^{-3} = 0,0566 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentración molar es **0,0566 mol·L⁻¹**.

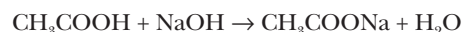
b) Calculamos el grado de ionización:

$$\alpha = \frac{x}{M} = \frac{1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{0,0566 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,018$$

El grado de ionización es **0,018**.

c) Datos: V (NaOH) = 1,00 mol·L⁻¹

Reacción de neutralización:



Calculamos el volumen de la disolución de NaOH necesaria para neutralizar la disolución ácida:

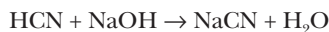
$$0,400 \text{ disol CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{0,0566 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ L disol CH}_3\text{COOH}}$$

$$\frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{1 \text{ L disol NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 0,0226 \text{ L}$$

Se necesitan **22,6 mL** de disolución de NaOH.

85. *Datos:* $M(\text{HCN}) = 0,10 \text{ M}$ $K_a(\text{HCN}) = 5 \cdot 10^{-10}$
 $M(\text{NaOH}) = 0,10 \text{ M}$

La reacción de neutralización:

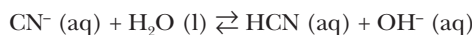


En el punto de equivalencia, los $[\text{H}_3\text{O}^+]$ procedentes del ácido se igualan a los $[\text{OH}^-]$ procedente de la base.

La sal formada se disocia según:



Como la base proviene de un ácido débil, forma el siguiente equilibrio con el agua:



La constante de hidrólisis es:

$$K_h = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{5 \cdot 10^{-10}}$$

$$K_h = 2 \cdot 10^{-5}$$

De manera que la disolución formada será básica.

Sustituimos en la K_h las concentraciones:

$$K_h = \frac{x^2}{M-x} \text{ . Despreciamos } x \text{ en el denominador.}$$

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{2 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 1,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{1,41 \cdot 10^{-3}}{0,1} \cdot 100 < 5\% \text{ es válida.}$$

La concentración $[\text{OH}^-] = 1,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Calculamos la concentración de $[\text{H}_3\text{O}^+]$, según:

$$K_w = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,41 \cdot 10^{-3}} = 7,09 \cdot 10^{-12}$$

Calculamos el pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(7,09 \cdot 10^{-12}) = 11,15$$

El pH en el punto de equilibrio es **11,15**.

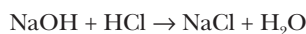
86. *Datos:* $V(\text{NaOH}) = 25 \text{ mL}$ $V(\text{HCl}) = 50 \text{ mL}$
 $M(\text{NaOH}) = 0,16 \text{ M}$ $M(\text{HCl}) = 0,10 \text{ M}$

Calculamos los moles de cada disolución:

$$n(\text{NaOH}) = 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,16 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,004 \text{ mol NaOH}$$

$$n(\text{HCl}) = 50 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,005 \text{ mol HCl}$$

Hay un exceso de HCl, según la reacción de neutralización:



Calculamos los moles de HCl no neutralizados:

$$n(\text{HCl}) \text{ (no neutralizados)} = 0,005 - 0,004$$

$$n(\text{HCl}) \text{ (no neutralizados)} = 0,001 \text{ mol HCl}$$

Como es un ácido fuerte, estará totalmente disociado.

Calculamos su nueva concentración:

$$M(\text{HCl}) = \frac{0,001 \text{ mol}}{(25 + 50) \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 1,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos el pH:

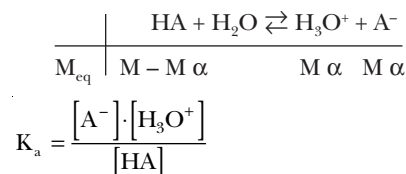
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 1,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{HCl}] = -\log(1,33 \cdot 10^{-2}) = 1,9$$

El pH de la disolución es **1,9**.

87. *Datos:* $K_a = 2,14 \cdot 10^{-4}$ $M(\text{HA}) = 0,20 \text{ M}$

Equilibrio y constante de ionización:



a) Calculamos el grado de ionización del ácido:

$$K_a = \frac{(M\alpha)^2}{M - M\alpha} = \frac{M\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Despreciamos el valor de α en el denominador:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{M}} = \sqrt{\frac{2,14 \cdot 10^{-4}}{0,2}} = 0,033$$

La constante de ionización es **0,033**.

b) Calculamos la concentración de $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = M\alpha = 0,20 \cdot 0,033 = 0,066 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

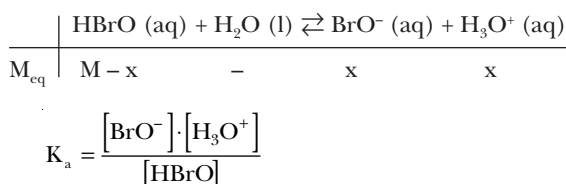
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,066) = 2,2$$

El pH es **2,2**.

88. *Datos:* $M(\text{HBrO}) = 0,12 \text{ M}$

$$K_a = 2,1 \cdot 10^{-9}$$

Equilibrio y constante de ionización:



Calculamos la $[H_3O^+]$ sustituyendo en la K_a :

$$K_a = \frac{x^2}{M-x} \text{ . Despreciamos } x \text{ del denominador.}$$

$$x = \sqrt{K_a \cdot M} = \sqrt{21 \cdot 10^{-9} \cdot 0,12} = 1,59 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{1,59 \cdot 10^{-5}}{0,12} \cdot 100 < 5 \%$$

Es válida la aproximación.

Calculamos el pH:

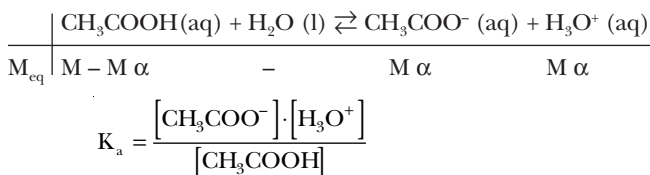
$$[H_3O^+] = x = 1,59 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (1,59 \cdot 10^{-5}) = 4,80$$

El pH de la disolución es **4,80**.

89. *Datos:* $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$
 $\alpha = 0,013$

Equilibrio y constante de ionización:



Calculamos la M sustituyendo en la K_a :

$$K_a = \frac{M^2 \alpha^2}{M - M \alpha} = \frac{M \alpha^2}{1 - \alpha}$$

Despreciamos x del denominador:

$$M = \frac{K_a}{\alpha^2} = \frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{(0,013)^2} = 0,107 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos la $[H_3O^+]$ y el pH:

$$[H_3O^+] = M \alpha = 0,107 \cdot 0,013 = 1,39 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (1,39 \cdot 10^{-3}) = 2,86$$

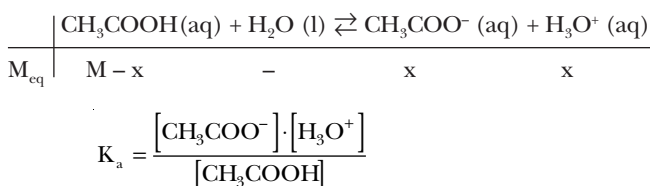
El pH de la disolución es **2,86**.

90. *Datos:* $M(CH_3COOH) = 0,01 \text{ M}$
 $\text{pH} = 3,37$

Según el pH:

$$[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-3,37} = 4,27 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Equilibrio y constante de ionización:



Calculamos K_a sustituyendo:

$$K_a = \frac{x^2}{M-x} = \frac{(4,27 \cdot 10^{-4})^2}{0,01 - 4,27 \cdot 10^{-4}} = 1,9 \cdot 10^{-5}$$

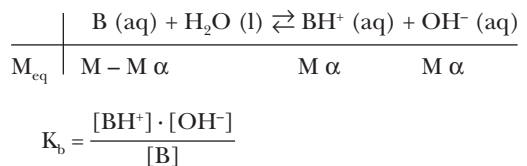
La constante de ionización es **$1,9 \cdot 10^{-5}$** .

91. *Datos:* Ionización 1,0 %

$$\alpha = 0,01$$

$$M(B) = 0,50 \text{ M}$$

Equilibrio y constante de ionización:



Sustituimos para encontrar $[OH^-]$:

$$[OH^-] = M \alpha = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,01 = 0,005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos la $[H_3O^+]$ sustituyendo en:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{0,005} = 2 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (2 \cdot 10^{-12}) = 11,70$$

El pH de la disolución es **11,70**.

92. *Datos:* $V = 250 \text{ mL}$

$$\text{pH} = 9,50$$

El KOH es una base fuerte que se encontrará totalmente disociada a partir del pH:

$$[H_3O^+] = 10^{-9,5} = 3,16 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

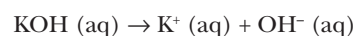
Calculamos la $[OH^-]$ según:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{3,16 \cdot 10^{-10}} =$$

$$= 3,16 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Según la reacción de ionización:



y a partir de la masa molar de KOH:

$$M_r(KOH) = 1 \cdot 39,10 \text{ u} + 1 \cdot 16,00 \text{ u} + 1 \cdot 1,008 \text{ u}$$

$$M_r(KOH) = 56,108 \text{ u}$$

$$[OH^-] = [KOH] = 3,16 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$250 \cdot 10^{-3} \text{ L disol} \cdot \frac{316 \cdot 10^{-3} \text{ mol KOH}}{1 \text{ L disol}}$$

$$\cdot \frac{56,108 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 4,4 \cdot 10^{-4} \text{ g de KOH}$$

Son necesarios $4,4 \cdot 10^{-4} \text{ g}$ de KOH.

93. Datos: $\text{pH} = 10,35$ $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Calculamos la $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10,35} = 4,47 \cdot 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

A partir de $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,47 \cdot 10^{-11}} = 2,24 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Calculamos la concentración de NH_3 sustituyendo en la constante de basicidad:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{M - x}$$

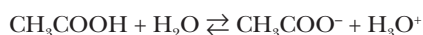
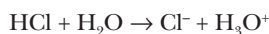
Despreciamos la x del denominador:

$$K_b = \frac{x^2}{M} \Rightarrow M = \frac{x^2}{K_b} = \frac{(2,24 \cdot 10^{-4})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}}$$

$$M = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Debe tener una concentración de $2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

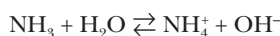
94. Como tienen el mismo pH, la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ será la misma en las dos disoluciones:



El HCl es un ácido fuerte, por lo que está totalmente disociado. Su concentración inicial será igual a la $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

El CH_3COOH es un ácido débil, por lo que está parcialmente disociado. La concentración del CH_3COOH disociado es igual a la $[\text{H}_3\text{O}^+]$, de manera que su concentración inicial debe ser mayor que la concentración inicial del HCl.

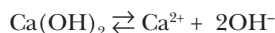
95. Como tienen el mismo pH, las concentraciones de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ son las mismas en las dos disoluciones:



El NaOH es una base fuerte, por lo que está totalmente disociada. Su concentración inicial será igual a la $[\text{OH}^-]$.

El NH_3 es una base débil, por lo que está parcialmente ionizada. La concentración del amoníaco ionizado es igual a la $[\text{OH}^-]$, por lo tanto, su concentración inicial debe ser mayor que la concentración inicial de NaOH.

96. Según las reacciones de ionización:



Puesto que la concentración inicial de los dos hidróxidos es la misma, y teniendo en cuenta la estequiometría de las reacciones de ionización, la $[\text{OH}^-]$ en la disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es el doble que en la de NaOH.

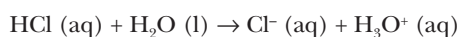
Por tanto, la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ será menor y su pH mayor.

El pH será más elevado en la disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

97. Datos: $[\text{HCl}] = 0,010 \text{ M}$

$$V(\text{HCl}) = 1,0 \text{ L}$$

Calculamos el pH de esta disolución:



Como es un ácido fuerte, estará totalmente disociado:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = [\text{HCl}]_{\text{inic}} = 0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,010) = 2$$

El pH de la disolución inicial es **2**.

a) $V(\text{HCl}) = 1,0 \text{ L}$

$$M(\text{HCl}) = 0,010 \text{ M}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,006 \text{ mol NaOH}$$

$$n(\text{HCl}) = 0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 1,0 \text{ L} = 0,010 \text{ mol HCl}$$

Tenemos un exceso de HCl:

$$n(\text{HCl}) (\text{sin neutralizar}) = 0,010 - 0,006$$

$$n(\text{HCl}) (\text{sin neutralizar}) = 0,004 \text{ mol HCl}$$

Como es un ácido fuerte, estará totalmente disociado y el volumen no varía, es 1 L:

$$M(\text{HCl}) = 0,004 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = -\log(0,004) = 2,4$$

El pH, al añadir 0,006 mol NaOH, es **2,4**.

b) $n(\text{NaOH}) = 0,009 \text{ mol}$

$$n(\text{HCl}) = 0,010 \text{ mol}$$

Tenemos un exceso de HCl:

$$n(\text{HCl}) (\text{sin neutralizar}) = 0,010 - 0,009$$

$$n(\text{HCl}) (\text{sin neutralizar}) = 0,001 \text{ mol}$$

$$M(\text{HCl}) = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Como estará totalmente disociado:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,001) = 3,0$$

El pH, al añadir 0,009 mol NaOH, es **3,0**.

c) $n(\text{NaOH}) = 0,010 \text{ mol}$

$n(\text{HCl}) = 0,010 \text{ mol}$

No hay exceso de ninguno de los dos:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

$\text{pH} = 7,0$

El pH, al añadir 0,010 mol NaOH, es **7,0**.

d) $n(\text{NaOH}) = 0,011 \text{ mol}$

$n(\text{HCl}) = 0,010 \text{ mol}$

Tenemos un exceso de NaOH:

$n(\text{NaOH}) \text{ (sin neutralizar)} = 0,011 - 0,010$

$n(\text{NaOH}) \text{ (sin neutralizar)} = 0,001 \text{ mol}$

Como es una base fuerte, estará totalmente disociada:

$M(\text{NaOH}) = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ por ser el volumen constante.

Calculamos el pH:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 3,0$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,0 = 11,0$$

El pH, al añadir 0,011 mol NaOH, es **11,0**.

e) $n(\text{NaOH}) = 0,015 \text{ mol}$

$n(\text{HCl}) = 0,010 \text{ mol}$

Tenemos un exceso de NaOH:

$n(\text{NaOH}) \text{ (sin neutralizar)} = 0,015 - 0,010$

$n(\text{NaOH}) \text{ (sin neutralizar)} = 0,005 \text{ mol}$

Como es base fuerte, estará totalmente disociada:

$M(\text{NaOH}) = 0,005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ por ser el volumen constante.

Calculamos el pH:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 2,3$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,3 = 11,7$$

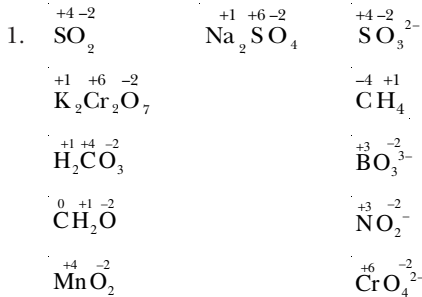
El pH, al añadir 0,015 mol NaOH, es **11,7**.

9. Reacciones de transferencia de electrones

PREPARACIÓN DE LA UNIDAD (pág. 233)

- Hidróxido de cromo (III) ion sulfito
- Sulfato de hierro (III) ion cromato
- Ácido carbónico ion borato
- Nitrato de cinc ion nitrito
- Óxido de nitrógeno (II) ion hidrogenosulfato
- Yodato de potasio ion hipoclorito
- Fe₂O₃ CO
- HNO₃ H₂O₂
- Cu(NO₃)₂ KMnO₄
- ZnCr₂O₇ MnSO₄
- Na₂C₂O₄ Hg₂CO₃

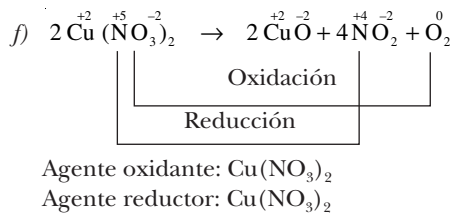
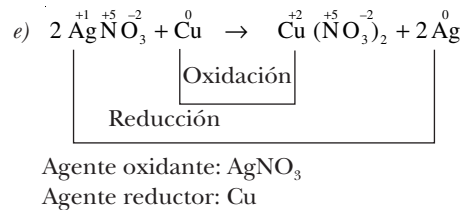
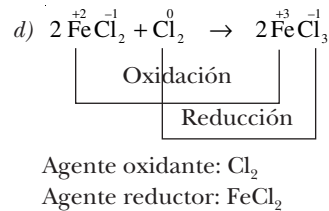
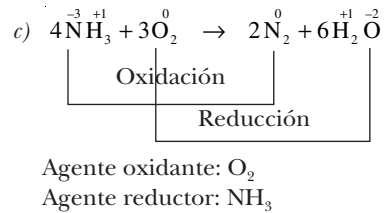
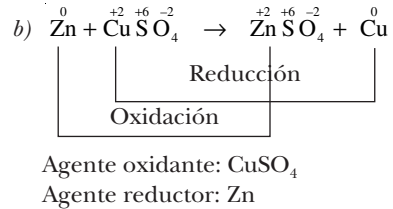
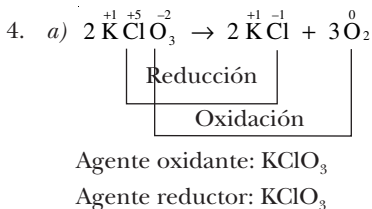
1. REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN (pág. 236)



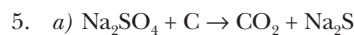
2. No es posible la reducción de un agente oxidante si al mismo tiempo no se oxida un agente reductor.

La frase es correcta, ya que para que un agente oxidante se reduzca es necesario que gane electrones. Éstos deberán proceder de un agente reductor, que se oxide y pierda electrones.

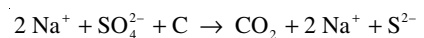
3. Carácter oxidante I₂ < Br₂ < Cl₂ < F₂
- Reductores conjugados I⁻ Br⁻ Cl⁻ F⁻
- Carácter reductor F⁻ < Cl⁻ < Br⁻ < I⁻



2. AJUSTE DE ECUACIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN (pág. 238)



1. Se expresa en forma iónica:

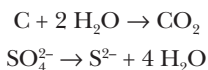


2. Se escriben las semirreacciones:

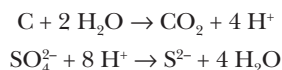


3. Tanto C como S están ajustados.

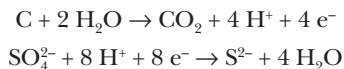
4. Ajuste del oxígeno:



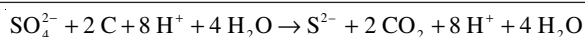
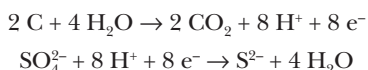
5. Ajuste del hidrógeno:



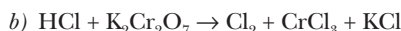
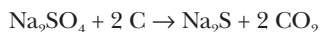
6. Ajuste de cargas:



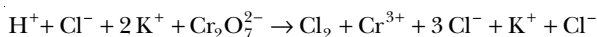
7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:



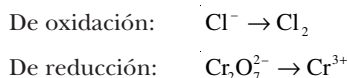
8. Se simplifica y se escribe la ecuación en forma molecular:



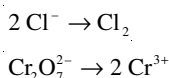
1. Se expresa en forma iónica:



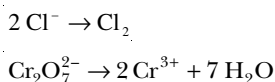
2. Se escriben las semirreacciones:



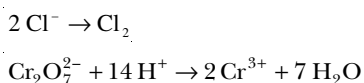
3. Se ajusta cada elemento:



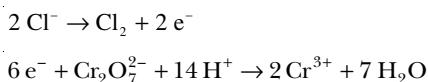
4. Se ajusta el oxígeno:



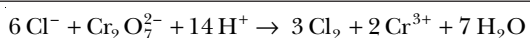
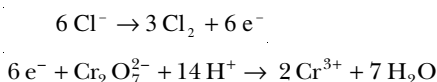
5. Se ajusta el hidrógeno:



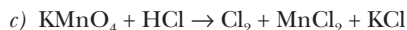
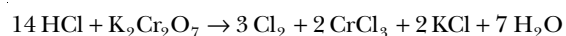
6. Se ajustan las cargas:



7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:



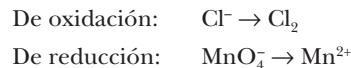
8. Se simplifica y se escribe la ecuación en forma molecular:



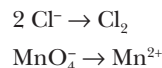
1. Se expresa en forma iónica:



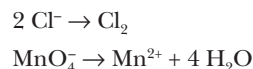
2. Se escriben las semirreacciones:



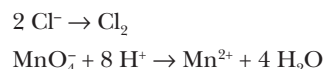
3. Se ajusta cada elemento:



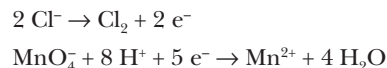
4. Se ajusta el oxígeno:



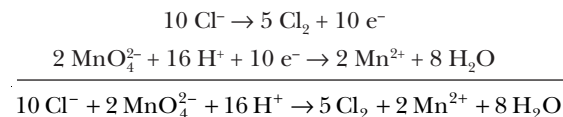
5. Se ajusta el hidrógeno:



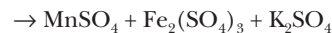
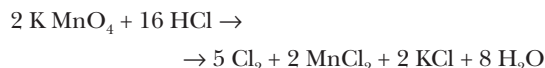
6. Se ajustan las cargas:



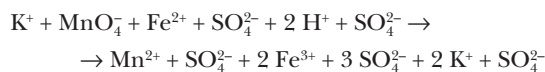
7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:



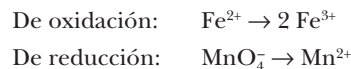
8. Se simplifica y se escribe en forma molecular:



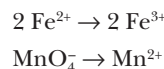
1. Se expresa en forma iónica:



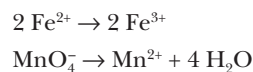
2. Se escriben las semirreacciones:



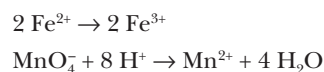
3. Se ajusta cada elemento:



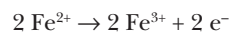
4. Se ajusta el oxígeno:

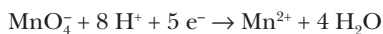


5. Se ajusta el hidrógeno:

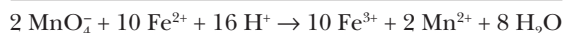
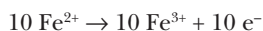


6. Se ajustan las cargas:

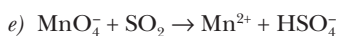
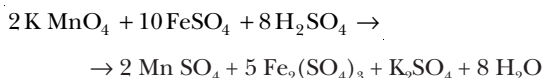




7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:



8. Se simplifica y se escribe la ecuación en forma molecular:



1. Está expresada en forma iónica.

2. Se escriben las semirreacciones:

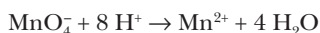
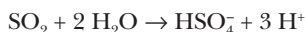


3. Los elementos están ajustados.

4. Se ajusta el oxígeno:



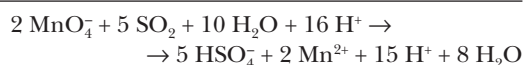
5. Se ajusta el hidrógeno:



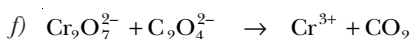
6. Se ajustan cargas:



7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:



8. Se simplifica:

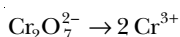
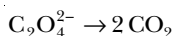


1. Ya está expresada en forma iónica.

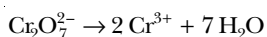
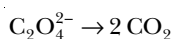
2. Se escriben las semirreacciones:



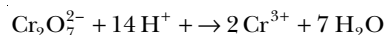
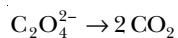
3. Se ajustan los elementos:



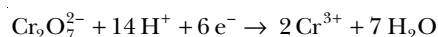
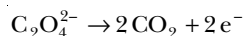
4. Se ajusta el oxígeno:



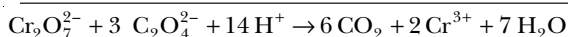
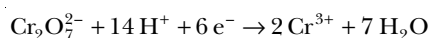
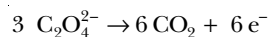
5. Se ajusta el hidrógeno:



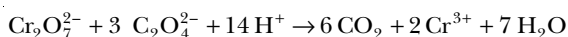
6. Se ajustan las cargas:



7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:



8. Finalmente obtenemos:

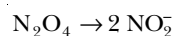
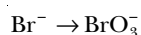


1. Ya está expresada en forma iónica.

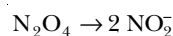
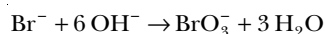
2. Se escriben las semirreacciones:



3. Se ajustan los elementos:

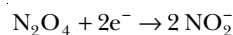
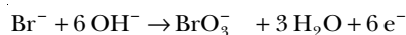


4. Se ajusta el oxígeno:

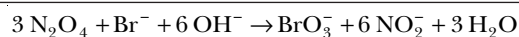
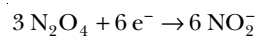


5. Los hidrógenos ya quedaron ajustados en el paso anterior.

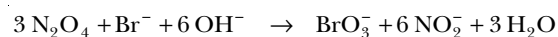
6. Se ajustan las cargas:



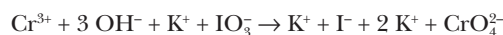
7. Igualamos el número de electrones y sumamos las dos ecuaciones:



Simplificamos y obtenemos:



1. Se expresa la ecuación en forma iónica:



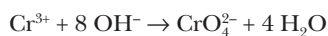
2. Se escriben las semirreacciones:



De reducción: $\text{IO}_3^- \rightarrow \text{I}^-$

3. Los elementos ya están ajustados.

4. Se ajusta el oxígeno:

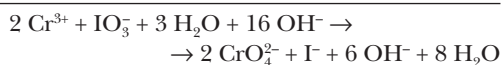


5. El hidrógeno ya está ajustado.

6. Se ajustan las cargas:



7. Se iguala el número de electrones y se suman las ecuaciones:



8. Se simplifica y se escribe en forma molecular:

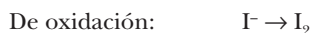


c) $\text{KI} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{KOH}$

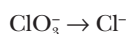
1. Se expresa la ecuación en forma iónica:



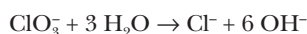
2. Se escriben las semirreacciones:



3. Se igualan los elementos:

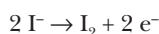


4. Se ajusta el oxígeno:

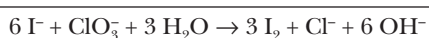
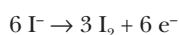


5. Los hidrógenos ya están ajustados.

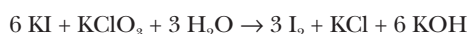
6. Se ajustan las cargas:



7. Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:



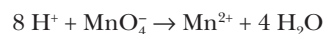
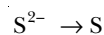
8. Se simplifica y se escribe en forma molecular:



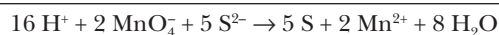
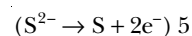
7. 1. Se escriben las semirreacciones:



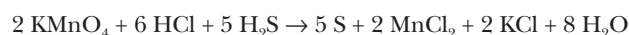
2. Los elementos ya están igualados. Se ajustan los oxígenos y los hidrógenos.



3. Se iguala el número de electrones y se suman las ecuaciones:



Para expresarlo en forma molecular, suponemos medio ácido de HCl:



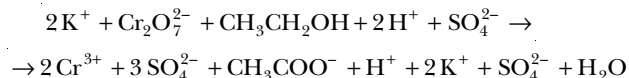
Oxidante Reductor

Se oxida: S^{2-}

Se reduce: MnO_4^-

8. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{CH}_3\text{COOH} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

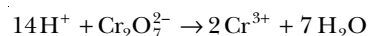
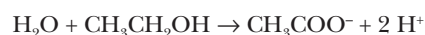
1. Se expresa en forma iónica:



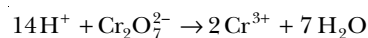
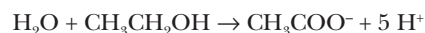
2. Se escriben las semirreacciones con los elementos igualados:



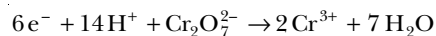
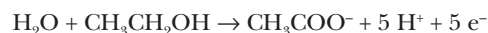
3. Se ajusta el oxígeno:



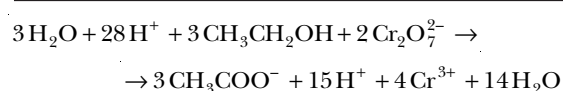
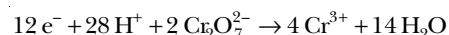
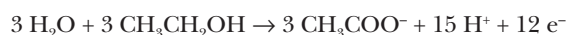
4. Se ajusta el hidrógeno:



5. Se ajustan las cargas:



6. Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:



7. Se simplifica y se escribe en forma molecular:



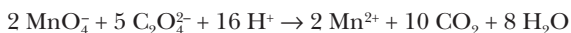
3. VALORACIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN (pág. 239)

9. Datos:

$$V(\text{KMnO}_4) = 15,4 \text{ mL}; V(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 25,0 \text{ mL}$$

$$M(\text{KMnO}_4) = 0,1205 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad M(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = ?$$

Ecuación iónica:



Se calculan los moles de KMnO_4 utilizados:

$$15,4 \text{ mL KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,1205 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ L}} = 1,856 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4$$

Según la reacción, 2 mol de KMnO_4 reaccionan con 5 mol de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$:

$$1,856 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4 \cdot \frac{5 \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{2 \text{ mol KMnO}_4} = 4,639 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

Se calcula la molaridad de la disolución de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$:

$$M(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{4,639 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{25,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0,1856 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

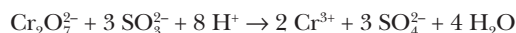
La disolución de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ es **0,1856 M**. El oxidante es KMnO_4 . El reductor es $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

10. Datos:

$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = ?; M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 0,3143 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 28,42 \text{ mL}; V(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 25,00 \text{ mL}$$

La ecuación iónica:



Se calculan los moles de Na_2SO_3 utilizados:

$$25,00 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,3143 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3}{1 \text{ L}} = 7,858 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{SO}_3$$

Según la reacción, 3 moles de Na_2SO_3 reaccionan con 1 mol de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

$$7,858 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{SO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{3 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3} = 2,619 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Se calcula la molaridad de la disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{2,619 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{28,42 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0,0922 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

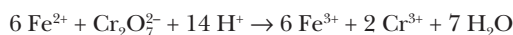
La disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ es **0,0922 M**. El oxidante es $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. El reductor es Na_2SO_3 .

11. Datos:

$$V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 30,5 \text{ mL}; V(\text{FeSO}_4) = 25,0 \text{ mL}$$

$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,1507 \text{ M}; M(\text{FeSO}_4) = ?$$

Ecuación iónica:



Se calculan los moles de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ utilizados:

$$30,5 \text{ mL K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,1507 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ L}} = 4,596 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Según la ecuación, 1 mol de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ reacciona con 6 moles de FeSO_4 :

$$4,596 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{6 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 27,576 \cdot 10^{-3} \text{ mol FeSO}_4$$

Se calcula la molaridad de la disolución de FeSO_4 :

$$M(\text{FeSO}_4) = \frac{27,576 \cdot 10^{-3} \text{ mol FeSO}_4}{25,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 1,1030 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

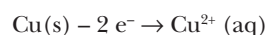
La molaridad de la disolución de FeSO_4 es **1,1030 M**. El oxidante es $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. El reductor es FeSO_4 .

4. PILAS VOLTAICAS (pág. 243)

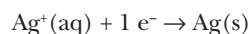
12. Si el electrodo estándar de cobre hace de cátodo, significa que se produce la reacción de reducción, y esto se puede comprobar porque aumentará el peso de la lámina de cobre.

13. Datos: El electrodo de cobre es ánodo.

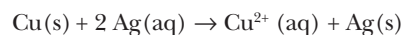
Ánodo: Semirreacción de oxidación:



Cátodo: Semirreacción de reducción



Reacción global de la pila:



Los electrones son cedidos por el electrodo de cobre y circulan hacia el electrodo de plata, es decir, del ánodo al cátodo.

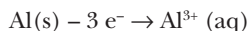
Notación abreviada:



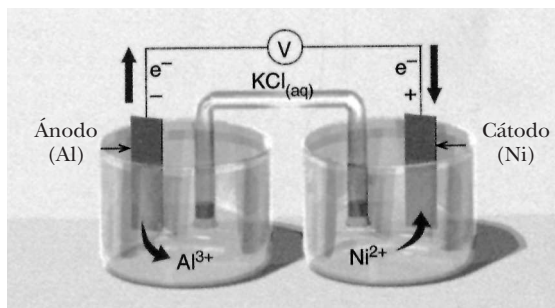
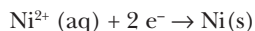
14. Datos:



Ánodo: Semirreacción de oxidación:

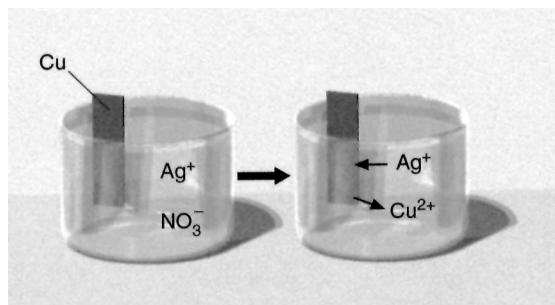


Cátodo: Semirreacción de reducción:



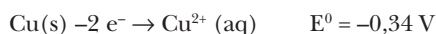
En el ánodo tiene lugar la semirreacción de oxidación del aluminio, de manera que parte del aluminio de la placa metálica se desprende y pasa a la disolución como Al^{3+} , liberando 3 electrones que circulan por el conductor externo metálico hasta el cátodo. Estos electrones son utilizados en el cátodo para reducir el Ni^{2+} de la solución y transformarlo en níquel sólido que se deposita en la placa metálica, aumentando así la masa de níquel.

15.

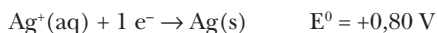


El color azul de la disolución indica la presencia del ion Cu^{2+} en la disolución. Por tanto, parte de Cu metálico se habrá oxidado, cediendo electrones que pueden utilizar los iones Ag^+ de la disolución para reducirse y depositarse sobre la placa de cobre como Ag sólida.

Oxidación:

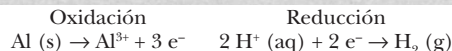
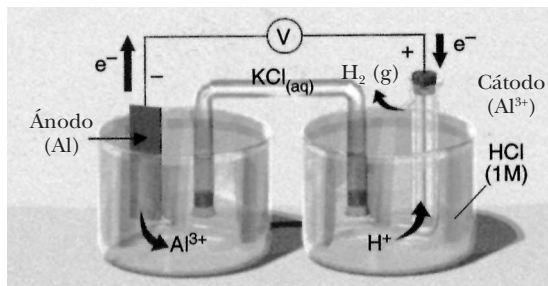


Reducción:



Comprobamos que la reacción es favorable.

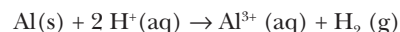
16.



El ánodo será el electrodo de aluminio y el cátodo el electrodo de hidrógeno. De manera que en el ánodo tendrá lugar la oxidación del aluminio, cediendo electrones que circularán por el circuito exterior hasta el cátodo, donde se producirá la reducción de protones de la disolución del cátodo (por ejemplo, una disolución $\text{HCl}(1 \text{ M})$). Y se desprenderá $\text{H}_2(\text{g})$.

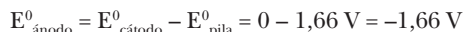
El aluminio que se oxide pasará a la disolución, como podría ser $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Las reacciones son:

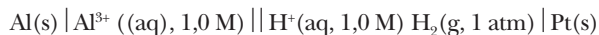


La fem de la pila será: $E^0_{\text{pila}} = +1,66 \text{ V}$

$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$, de manera que se puede calcular el potencial del aluminio a partir del de la pila:

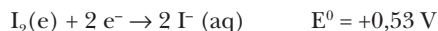
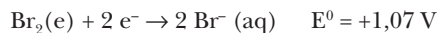


Notación abreviada:



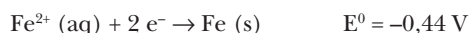
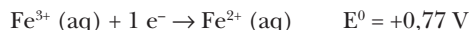
5. SERIE DE POTENCIALES ESTÁNDAR DE REDUCCIÓN (pág. 247)

17. a) Br_2 o I_2



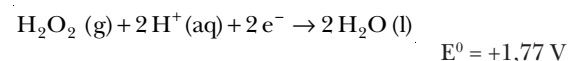
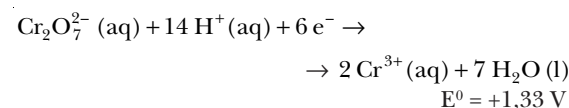
Como el carácter oxidante es mayor cuanto más positivo es E^0 , el Br_2 es más oxidante.

b) Fe^{3+} o Fe^{2+}



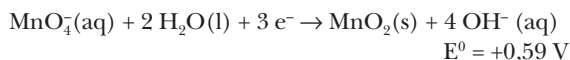
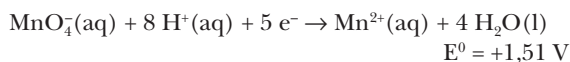
El oxidante más fuerte es Fe^{3+} , por tener un potencial estándar de reducción más positivo.

c) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ en medio ácido o H_2O_2 en medio ácido.



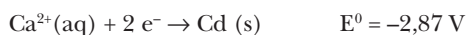
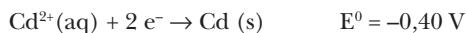
El oxidante más fuerte es H_2O_2 , por tener un E^0 más positivo.

d) MnO_4^- en medio ácido o MnO_4^- en medio básico.



El oxidante más fuerte es MnO_4^- en medio ácido, por tener un E^0 más positivo.

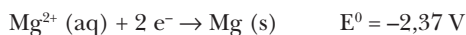
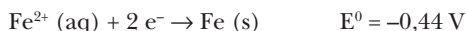
18. Cd o Ca



El reductor más fuerte será aquel que su oxidante conjugado sea el oxidante más débil; el oxidante más débil es aquel que tiene un E^0 más negativo (o menos positivo).

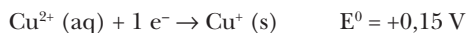
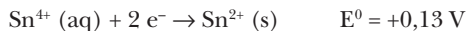
El reductor más fuerte es el Ca.

Fe o Mg



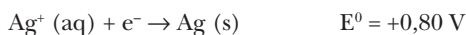
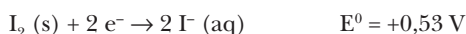
El reductor más fuerte es Mg, porque el oxidante conjugado es el oxidante más débil.

Sn^{2+} o Cu^+



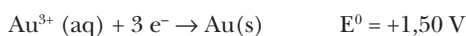
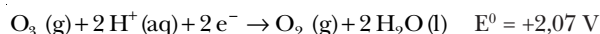
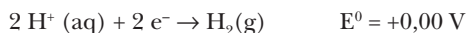
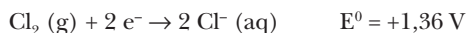
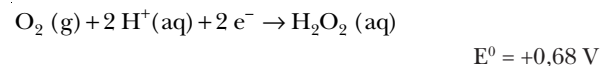
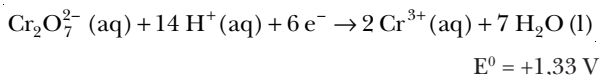
El reductor más fuerte es Sn^{2+} , porque el oxidante conjugado es el oxidante más débil.

I⁻ o Ag

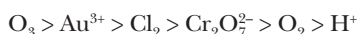


El reductor más fuerte es I^- porque el oxidante conjugado es el oxidante más débil.

19. Escribimos las semirreacciones y sus potenciales estándar:

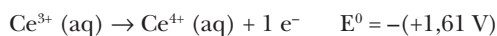
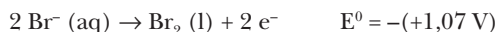
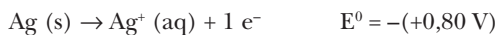
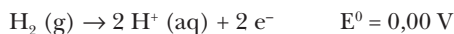
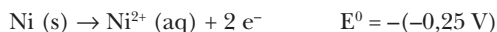
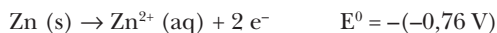


El de mayor poder oxidante es aquel que tenga un E^0 más positivo:

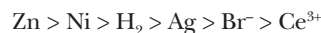


20. Escribimos las semirreacciones de oxidación y el potencial de oxidación correspondiente cambiando el signo cuando se invierta una ecuación:

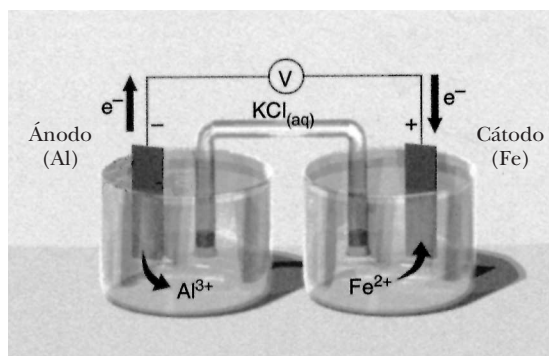
Semirreacciones de oxidación:



Será mayor reductor aquel que tenga el potencial estándar de oxidación mayor:



21. Fe^{2+}/Fe y Al^{3+}/Al

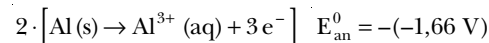


Actuará como cátodo el electrodo con potencial estándar mayor: Fe^{2+}/Fe .

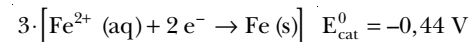
El ánodo será: Al^{3+}/Al .

Se escriben las semirreacciones y la reacción global:

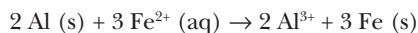
Oxidación (ánodo):



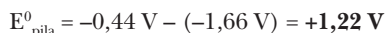
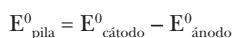
Reducción (cátodo):



Reacción global:



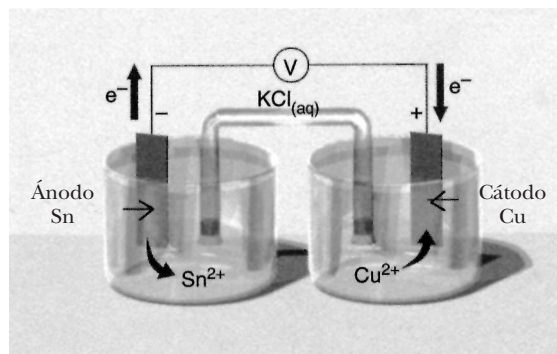
Fem estándar de la pila:



Notación abreviada:



Cu²⁺/Cu y Sn²⁺/Sn

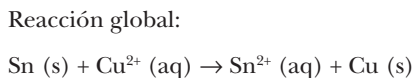
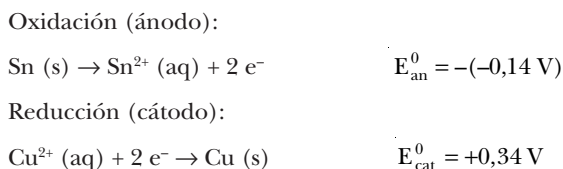


Cu²⁺/Cu (E⁰ = +0,34 V)

Sn²⁺/Sn (E⁰ = -0,14 V)

Actuará como cátodo el electrodo con E⁰ mayor; en este caso, Cu²⁺/Cu; y como ánodo, el Sn²⁺/Sn.

Se escriben las semirreacciones y la reacción global:



Fem estándar de la pila:

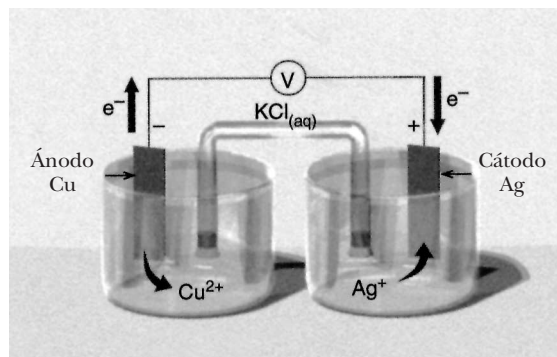
$$E^0_{pila} = E^0_{cátodo} - E^0_{ánodo}$$

$$E^0_{pila} = +0,34 \text{ V} - (-0,14 \text{ V}) = +0,48 \text{ V}$$

Notación abreviada:



Ag⁺/Ag y Cu²⁺/Cu

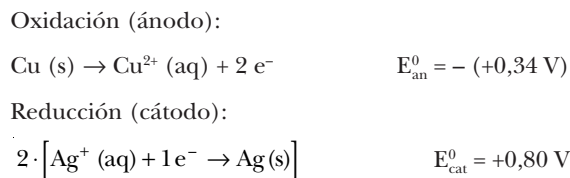


Ag⁺/Ag (E⁰ = +0,80 V)

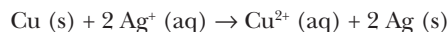
Cu²⁺/Cu (E⁰ = +0,34 V)

Actuará como cátodo el electrodo con E⁰ mayor; en este caso, Ag⁺/Ag; y como ánodo, el Cu²⁺/Cu.

Se escriben las semirreacciones y la reacción global:



Reacción global:

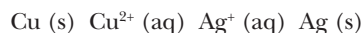


Fem estándar de la pila:

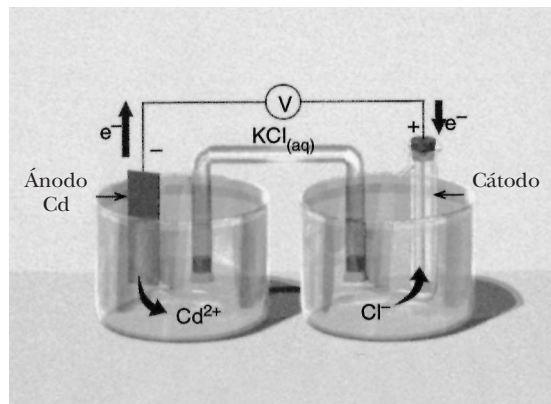
$$E^0_{pila} = E^0_{cátodo} - E^0_{ánodo}$$

$$E^0_{pila} = +0,80 \text{ V} - (+0,34 \text{ V}) = +0,46 \text{ V}$$

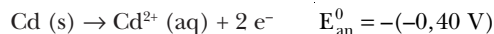
Notación abreviada:



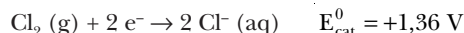
22. Cl₂ (g) + Cd (s) → Cd²⁺ (aq) + 2 Cl⁻ (aq)



Reacción anódica (oxidación):



Reacción catódica (reducción):



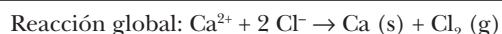
Fem estándar:

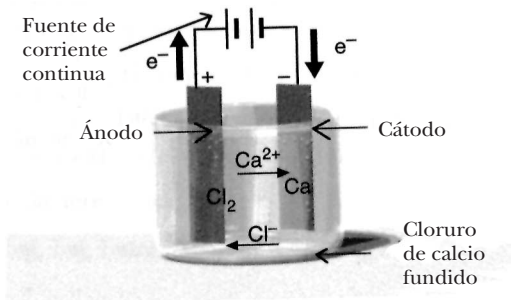
$$E^0_{pila} = E^0_{cátodo} - E^0_{ánodo} = +1,36 \text{ V} - (-0,40 \text{ V})$$

$$E^0_{pila} = +1,76 \text{ V}$$

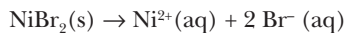
6. ELECTRÓLISIS (pág. 251)

23. Se electroliza cloruro de calcio fundido.

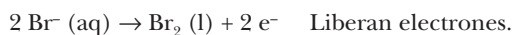




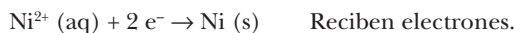
24. Bromuro de níquel (II) disuelto en agua. Se tiene un electrolito de: Br^- y Ni^{2+}



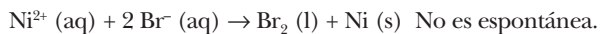
Los aniones se mueven hacia el ánodo, donde se produce la reacción de oxidación:



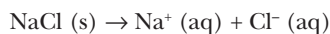
Los cationes se mueven hacia el cátodo, donde se produce la reacción de reducción:



La reacción global es:



25. Cloruro de sodio disuelto en agua. Se tiene un electrolito de Na^+ y Cl^- :

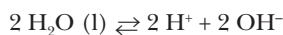


Los aniones se mueven hacia el ánodo, donde se produce la reacción de oxidación:

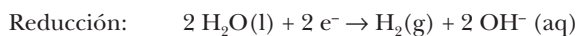


Los cationes se moverán hacia el cátodo, pero se reducirán antes las moléculas de agua que los iones Na^+ . En realidad, la reducción que tiene lugar es la de protones: $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$

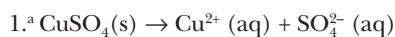
Pero al reducir H^+ , se liberan OH^- :



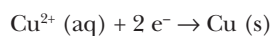
Como $E^0(\text{Na}^+/\text{Na}) = -2,71 \text{ V}$ y $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = -0,00 \text{ V}$, se reduce antes H^+ que Na^+ .



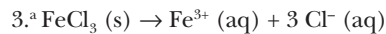
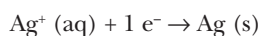
26. En las tres disoluciones se tiene:



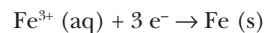
En el cátodo, semirreacción de reducción:



En el cátodo, semirreacción de reducción:



En el cátodo, semirreacción de reducción:



27. Los elementos de la cuba electrolítica deben ser:

Cátodo: el objeto metálico que se va a recubrir.

Ánodo: una barra del metal que se quiere utilizar para recubrir, en este caso, de plata.

Electrólito: debe ser una sal de plata.

La plata de la barra que forma el ánodo se oxida pasando a Ag^+ .

A su vez, la plata del electrolito se dirige al cátodo, formado por el objeto que se quiere recubrir, donde se reduce de nuevo a $\text{Ag}(\text{s})$ y se deposita en la superficie del objeto.

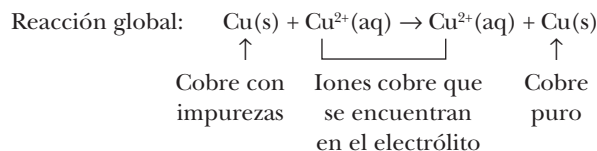
28. La *galvanostegia* y la *galvanoplastia* son dos procedimientos que se fundamentan en los baños electrolíticos y están incluidos dentro de la galvanotecnia.

La *galvanostegia* estudia los procedimientos para recubrir superficies metálicas por electroposición de otro metal, con la finalidad de protegerlas o de mejorar su aspecto externo.

La *galvanoplastia*, en cambio, es una técnica que se utiliza para obtener objetos metálicos por electroformación a partir de moldes o modelos que después se separan, total o parcialmente, de la pieza obtenida. El molde ha de ser químicamente inerte e indeformable en las condiciones de electrólisis, y puede ser conductor o no.

Los metales más utilizados en la galvanostegia son: cobre, níquel, cinc, cadmio, cromo, estaño, oro y plata. En la galvanoplastia, para la construcción de los moldes se utiliza: acero, níquel, cobre, aluminio, cinc, resinas epoxi, yeso, cera y madera.

La galvanostegia comprende las fases de: preparación de la superficie y recubrimiento en baño electrolítico.



30. Datos: $I = 6 \text{ A}$

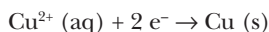
$$t = 1 \text{ h y } 30 \text{ min} = 1 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} + 30 \text{ m} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 5400 \text{ s}$$

Disolución de CuSO_4 .

Se calcula la carga que circula por la celda:

$$Q = I \cdot t = 6 \text{ A} \cdot 5400 \text{ s} = 32400 \text{ C}$$

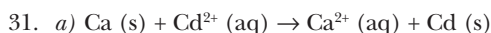
Se calcula la masa depositada en el cátodo según la semirreacción de reducción que tiene lugar:



utilizando la ecuación de Faraday:

$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot Q = \frac{63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \text{ e}^{-} \cdot 96487 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 32400 \text{ C} = \mathbf{10,67 \text{ g}}$$

RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 255)



Según la reacción global, deben ocurrir estas semi-reacciones:



Los potenciales estándar son: $\text{Ca}^{2+}/\text{Ca} \quad E^{\circ} = -2,87 \text{ V}$

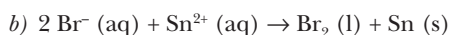
$\text{Cd}^{2+}/\text{Cd} \quad E^{\circ} = -0,40 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

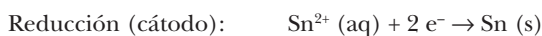
$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = -0,40 \text{ V} - (-2,87 \text{ V}) = +2,47 \text{ V}$$

La reacción es espontánea porque E°_{pila} es positiva.



Según la reacción global, deben ocurrir estas semi-reacciones:



Los potenciales estándar son: $\text{Br}/\text{Br}^{-} \quad E^{\circ} = +1,07 \text{ V}$

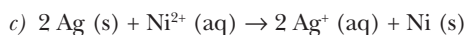
$\text{Sn}^{2+}/\text{Sn} \quad E^{\circ} = -0,14 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

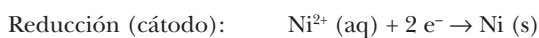
$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = -0,14 \text{ V} - (+1,07 \text{ V}) = -1,21 \text{ V}$$

La reacción no es espontánea porque E°_{pila} es negativa.



Según la reacción global, deben ocurrir estas semi-reacciones:



Los potenciales estándar son: $\text{Ag}^{+}/\text{Ag} \quad E^{\circ} = +0,80 \text{ V}$

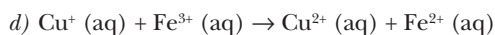
$\text{Ni}^{2+}/\text{Ni} \quad E^{\circ} = -0,25 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = -0,25 \text{ V} - (-0,80 \text{ V}) = -1,05 \text{ V}$$

La reacción no es espontánea porque E°_{pila} es negativa.



Según la reacción global, deben ocurrir estas semi-reacciones:



Los potenciales estándar son: $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^{+} \quad E^{\circ} = +0,15 \text{ V}$

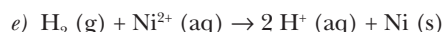
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} \quad E^{\circ} = +0,77 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = +0,77 \text{ V} - (+0,15 \text{ V}) = +0,62 \text{ V}$$

La reacción es espontánea porque E°_{pila} es positiva.



Según la reacción global, deben ocurrir estas semi-reacciones:



Los potenciales estándar son: $\text{H}^{+}/\text{H}_2: \quad E^{\circ} = 0,00 \text{ V}$

$\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}: \quad E^{\circ} = -0,25 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = -0,25 \text{ V} - (0,00 \text{ V}) = -0,25 \text{ V}$$

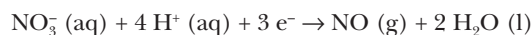
La reacción no es espontánea porque la fem de la pila es negativa.

f) Según el enunciado, las semirreacciones que se producen son:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



Los potenciales estándar son:

$\text{MnO}_4^{-}/\text{Mn}^{2+} \quad E^{\circ} = +1,51 \text{ V}$

$\text{NO}_3^{-}/\text{NO} \quad E^{\circ} = +0,96 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = 0,96 \text{ V} - (+1,51 \text{ V}) = -0,55 \text{ V}$$

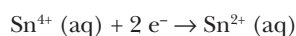
La reacción no será espontánea porque E°_{pila} es negativa.

g) Según el enunciado, las semirreacciones que se producen son:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



Los potenciales estándar son:

$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+} \quad E^{\circ} = +0,13 \text{ V}$

$\text{NO}_3^{-}/\text{NO} \quad E^{\circ} = +0,96 \text{ V}$

La fem de la pila es:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

$$E^0_{\text{pila}} = +0,13 \text{ V} - (+0,96 \text{ V}) = -0,83 \text{ V}$$

La reacción no es espontánea porque la fem de la pila es negativa.

h) Según el enunciado, las semirreacciones que se producen son:



Los potenciales estándar son: $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb} \quad E^0 = -0,13 \text{ V}$

$$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} \quad E^0 = +0,77 \text{ V}$$

La fem de la pila es:

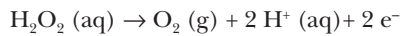
$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

$$E^0_{\text{pila}} = +0,77 \text{ V} - (-0,13 \text{ V}) = +0,90 \text{ V}$$

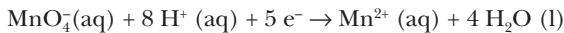
La reacción es espontánea porque la fem es positiva.

i) Según el enunciado, las semirreacciones que se producen son:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



Los potenciales estándar son: $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2 \quad E^0 = +0,68 \text{ V}$

$$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} \quad E^0 = +1,51 \text{ V}$$

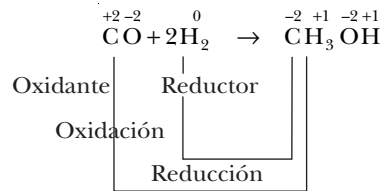
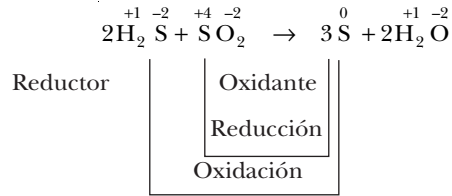
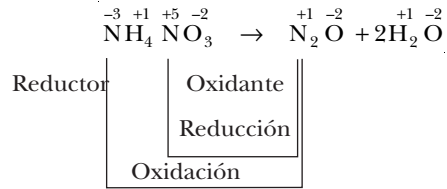
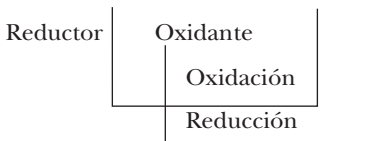
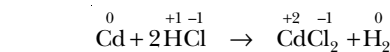
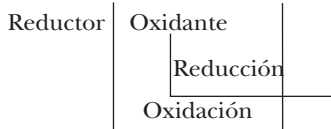
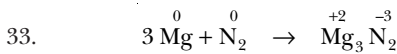
La fem de la pila es:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

$$E^0_{\text{pila}} = +1,51 \text{ V} - 0,68 \text{ V} = 0,83 \text{ V}$$

La reacción es espontánea porque la fem es positiva.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS (págs. 256 y 257)



34. El litio es un reductor más fuerte que el cinc.

Significa que la reacción de oxidación del litio es más favorable que la del cinc, de manera que el litio reduce algunas sustancias que no reduce el cinc.

También, su oxidante conjugado, Li^+ , es más débil que el oxidante conjugado del cinc, Zn^{2+} , y por consiguiente, el Li es un reductor más fuerte.



Reductor Oxidante Reductor Oxidante
conjugado conjugado

El oxidante conjugado más fuerte es el que corresponde al reductor más débil (Zn), por tanto, es Zn^{2+} el oxidante más fuerte.

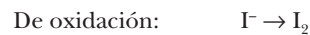
35. a) En medio ácido:



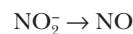
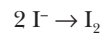
1. Se expresa en forma iónica:



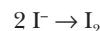
2. Se escriben las semirreacciones:



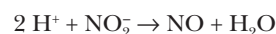
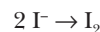
3. Se ajusta cada elemento:



4. Se ajusta el oxígeno:



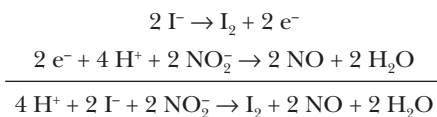
5. Se ajusta el hidrógeno:



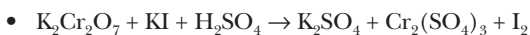
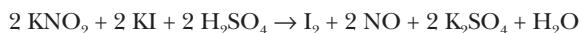
6. Ajuste de cargas:



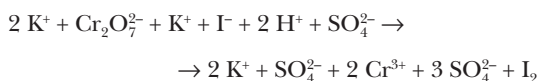
7. Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:



8. Se simplifica y se escribe la ecuación en forma molecular:



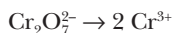
1. Se expresa en forma iónica:



2. Se escriben las semirreacciones:



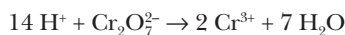
3. Ajuste de cada elemento:



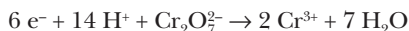
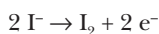
4. Ajuste de oxígeno:



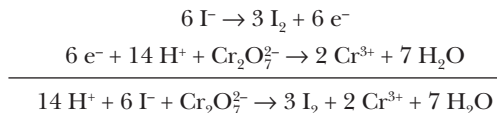
5. Ajuste de hidrógeno:



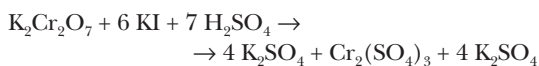
6. Ajuste de cargas:



7. Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:



8. Se simplifica y se escribe la ecuación en forma molecular:

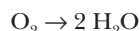


1. No se puede escribir en forma iónica.

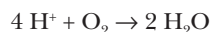
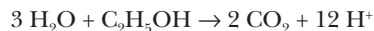
2. Se escriben las semirreacciones con los elementos igualados:



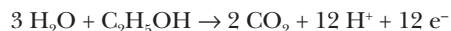
3. Ajuste de oxígenos:



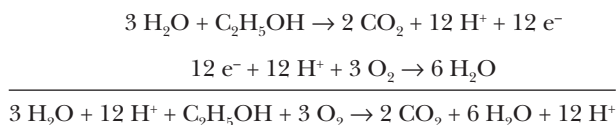
4. Ajuste de hidrógenos:



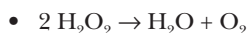
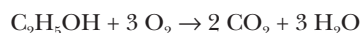
5. Ajuste de cargas:



6. Se igualan las cargas y se suman las ecuaciones:



7. Simplificando:

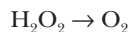


1. No se puede escribir en forma iónica.

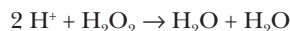
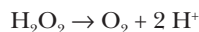
2. Se escriben las semirreacciones:



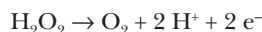
3. Ajuste de oxígenos:



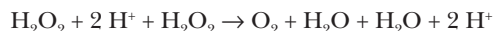
4. Ajuste de hidrógenos:



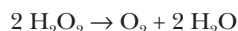
5. Ajuste de cargas:



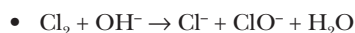
6. Se suman:



7. Se simplifica:

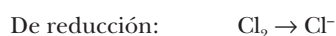


b) *En medio básico:*

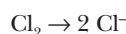
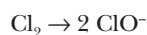


1. Ya está expresada en forma iónica.

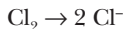
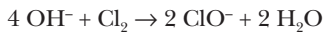
2. Se escriben las semirreacciones:



3. Se ajusta cada elemento:

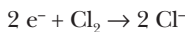


4. Ajuste de oxígenos:

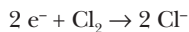


5. Los hidrógenos ya están ajustados.

6. Ajuste de cargas:



7. Sumamos las dos ecuaciones:



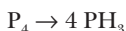
8. Ecuación final:



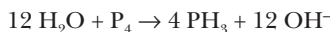
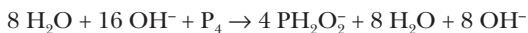
1. Se escriben las semirreacciones, con dos elementos igualados:



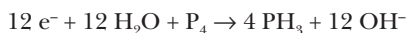
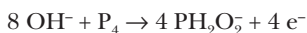
2. Ajuste de oxígenos:



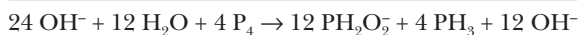
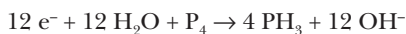
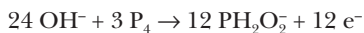
3. Ajuste de hidrógenos:



4. Ajuste de cargas:



5. Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:

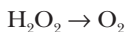


36. 1. Las dos semirreacciones son:

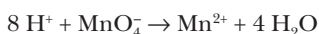
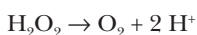


2. Los elementos están igualados.

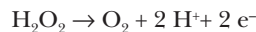
3. Ajuste de oxígenos:



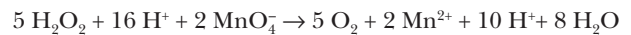
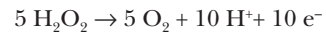
4. Ajuste de hidrógenos:



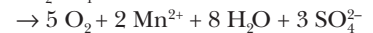
5. Ajuste de cargas:



6. Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:



7. Reacción final:

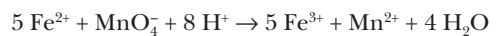


37. Datos: $M(\text{KMnO}_4) = 0,020 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$M(\text{FeSO}_4) = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$V(\text{KMnO}_4) = ?; V(\text{FeSO}_4) = 40,00 \text{ mL}$$

Reacción iónica:



Se calculan los moles de FeSO_4 utilizados:

$$40,00 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,100 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ L}} =$$

$$= 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol FeSO}_4$$

Según la reacción, 5 moles de FeSO_4 reaccionan con 1 mol de KMnO_4 :

$$4 \cdot 10^{-3} \text{ mol FeSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol FeSO}_4} =$$

$$= 0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4$$

Se calcula el volumen de la disolución de KMnO_4 que se necesita:

$$V(\text{KMnO}_4) = 0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,020 \text{ mol KMnO}_4}$$

$$\cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 40,00 \text{ mL KMnO}_4$$

Se necesitan **40,00 mL** de KMnO_4 .

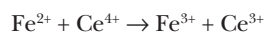
38. Datos: $V(\text{FeSO}_4) = 50,0 \text{ mL}$

$$V(\text{Ce}(\text{SO}_4)_2) = 32,00 \text{ mL}$$

$$M(\text{FeSO}_4) = ?$$

$$M(\text{Ce}(\text{SO}_4)_2) = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Reacción iónica:



Reductor Oxidante

Se calculan los moles de $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$ utilizados:

$$32,00 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,100 \text{ mol Ce}(\text{SO}_4)_2}{1 \text{ L}} =$$

$$= 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ce}(\text{SO}_4)_2$$

Según la reacción, 1 mol de FeSO_4 reacciona con 1 mol de $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$.

$$3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ce}(\text{SO}_4)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ mol Ce}(\text{SO}_4)_2} =$$

$$= 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol FeSO}_4$$

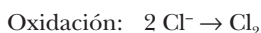
Se calcula la molaridad de la disolución de FeSO_4 :

$$M(\text{FeSO}_4) = \frac{3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol FeSO}_4}{50,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

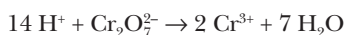
$$M(\text{FeSO}_4) = 0,0640 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La disolución de FeSO_4 es **0,0640 M**.

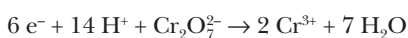
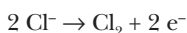
39. a) Las dos semirreacciones con los elementos ajustados:



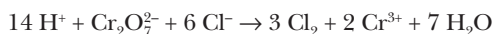
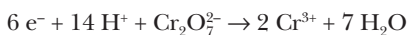
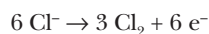
Y de hidrógenos:



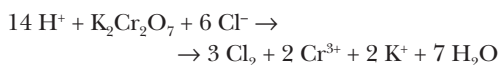
Ajuste de cargas:



Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:



Reacción:



b) $V(\text{Cl}_2) = ?$

$$V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 100 \text{ mL}$$

$$T = (273 + 25 \text{ }^\circ\text{C}) = 298 \text{ K}$$

$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,030 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$P = 1,2 \text{ atm; } \quad \text{exceso KCl}$$

El reactivo limitante es $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Se calculan los moles de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ que han reaccionado:

$$100 \text{ mL K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,030 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ L}} =$$

$$= 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Según la reacción, 1 mol de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ que reacciona permite obtener 3 moles de Cl_2 :

$$3 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \frac{3 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cl}_2$$

Se calcula el volumen de Cl_2 obtenido, utilizando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V = \frac{9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1,2 \text{ atm}}$$

$$V = \mathbf{0,183 \text{ L de Cl}_2}$$

40. a) $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

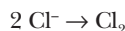
Ecuación iónica:



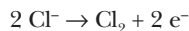
Semirreacciones con los elementos igualados:



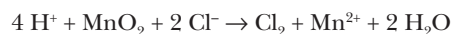
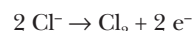
Ajuste de oxígenos y de hidrógenos:



Ajuste de cargas:



Se suman las reacciones:



Reacción:



b) Datos:

$$P = 700 \text{ mm Hg; } V(\text{HCl}) = 150 \text{ mL } 35 \%$$

$$T = (30 \text{ }^\circ\text{C} + 273) = 303 \text{ K} \quad \rho = 1,17 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$$

$$V(\text{Cl}_2) \quad \text{Suficiente MnO}_2$$

Reactivo limitante HCl

Se calculan los moles de HCl que se hacen reaccionar:

$$150 \text{ mL} \cdot \frac{1,17 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,46 \text{ g HCl}} = 1,685 \text{ mol HCl}$$

Según la reacción, por cada 4 moles de HCl que se hacen reaccionar, se obtiene 1 mol de Cl_2 :

$$1,685 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{4 \text{ mol HCl}} = 0,421 \text{ mol Cl}_2$$

Se calcula el volumen de cloro obtenido según la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,421 \text{ mol Cl}_2 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{700 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}}}$$

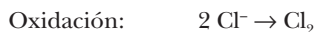
El volumen de cloro obtenido es **11,4 L**.



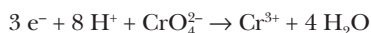
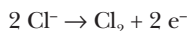
a) Ecuación iónica:



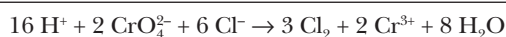
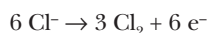
Semirreacciones con los elementos ajustados:



Ajuste de cargas:



Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:



Ecuación molecular:



b) Datos:

$$m(\text{K}_2\text{CrO}_4) = ?$$

$$m(\text{CrCl}_3) = 100 \text{ g}$$

Rendimiento 60 %

Se calcula el número de moles que se va a obtener de CrCl_3 :

$$M(\text{CrCl}_3) = 1 \cdot 52,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 3 \cdot 35,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{CrCl}_3) = 158,35 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$100 \text{ g CrCl}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CrCl}_3}{158,35 \text{ g CrCl}_3} = 0,63 \text{ mol CrCl}_3$$

Según la reacción, para que se obtengan 2 moles de CrCl_3 se necesitan 2 moles de K_2CrO_4 .

$$0,63 \text{ mol CrCl}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4}{2 \text{ mol CrCl}_3} = 0,63 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4$$

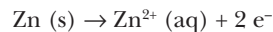
Se calculan la masa molar del K_2CrO_4 y la masa de éste necesaria, considerando que la reacción tiene un rendimiento del 60 %.

$$M(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 2 \cdot 39,10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 52,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 4 \cdot 16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 194,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$0,63 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4 \cdot \frac{194,2 \text{ g K}_2\text{CrO}_4}{1 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g}}{60 \text{ g}} = 203,9 \text{ g K}_2\text{CrO}_4$$

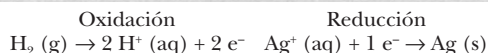
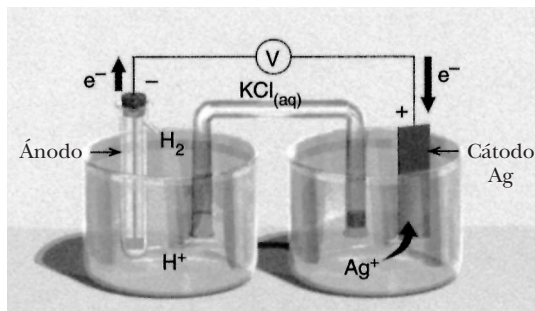
Se necesitan **203,9 g** de K_2CrO_4 para obtener 100 g de CrCl_3 .

42. El electrodo de cinc es el ánodo. Esto implica que en este electrodo se produce la oxidación:

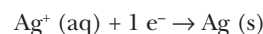


De manera que parte del cinc del electrodo pasa a la disolución como Zn^{2+} . Se podrá comprobar porque la masa del electrodo irá disminuyendo.

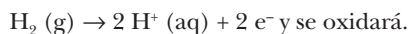
43.



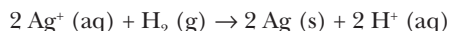
Si el electrodo de plata es el cátodo, se producirá la reacción de reducción de la plata:



mientras que el otro electrodo será el electrodo estándar de hidrógeno, que estará en el ánodo:



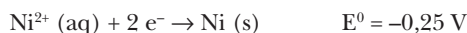
La reacción global:



Notación abreviada:

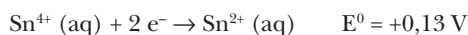
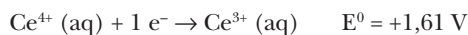


44. a) H^+ o Ni^{2+}



El oxidante más fuerte es H^+ por tener un potencial de reducción más positivo.

b) Ce^{4+} o Sn^{4+}



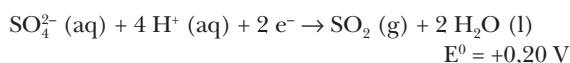
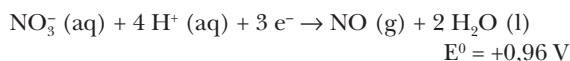
El oxidante más fuerte es Ce^{4+} por tener un potencial de reducción más elevado.

c) Mn^{2+} o H^+



El oxidante más fuerte es H^+ porque tiene un potencial de reducción mayor.

d) NO_3^- o SO_4^{2-}



El oxidante más fuerte es NO_3^- porque tiene el potencial de reducción positivo.

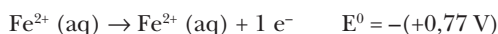
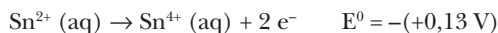
45. Escribimos las semirreacciones de oxidación, con el potencial de oxidación correspondiente, de manera que el que tenga el potencial de oxidación mayor será el más reductor:

a) K o Na



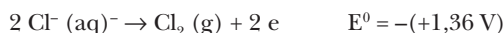
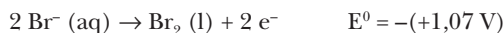
Es más reductor el potasio porque K^+ es el oxidante más débil.

b) Sn^{2+} o Fe^{2+}



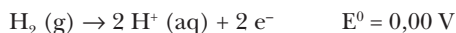
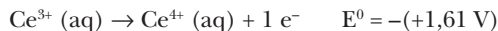
Es más reductor el Sn^{2+} porque su oxidante conjugado (Sn^{4+}) es el más débil.

c) Br^- o Cl^-



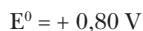
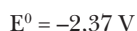
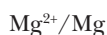
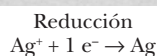
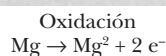
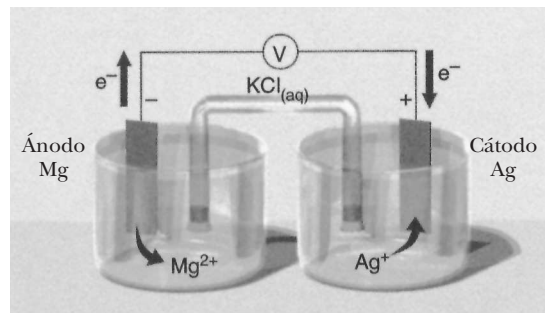
Es más reductor el Br^- porque su oxidante conjugado (Br_2) es el más débil.

d) Ce^{3+} o H_2



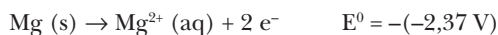
Es más reductor el H_2 porque su oxidante conjugado (H^+) es el más débil.

46. a)

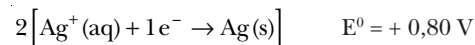


El oxidante más fuerte es Ag^+ ; por tanto, el electrodo de plata será el cátodo y el de magnesio el ánodo:

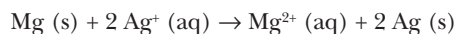
Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



Reacción global:

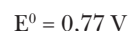
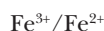
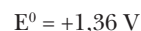
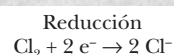
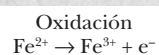
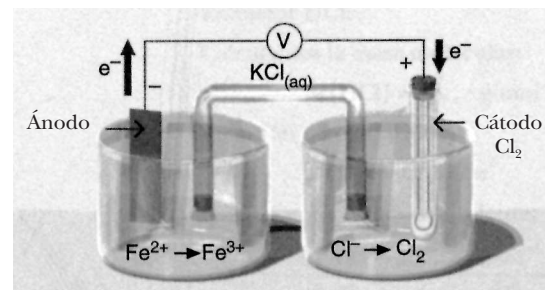


La fem de la pila:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

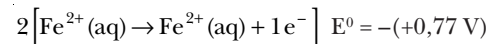
$$E^0_{\text{pila}} = +0,80 \text{ V} - (-2,37 \text{ V}) = +3,17 \text{ V}$$

b)



El oxidante más fuerte es Cl_2 ; por tanto, el electrodo de cloro será el cátodo y el de hierro el ánodo:

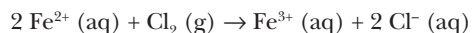
Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



Reacción global:



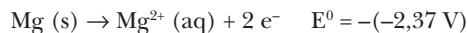
La fem de la pila:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

$$E^0_{\text{pila}} = +1,36 \text{ V} - (+0,77 \text{ V}) = 0,59 \text{ V}$$

47. $\text{Mg (s)} + \text{Pb}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}^{2+} (\text{aq}) + \text{Pb (s)}$

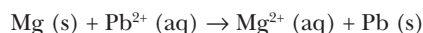
Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



Reacción global:



La fem de la pila:

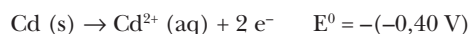
$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

$$E^0_{\text{pila}} = -0,13 \text{ V} - (-2,37 \text{ V}) = 2,24 \text{ V}$$

48. a) $\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + \text{Cd (s)} \rightarrow \text{Ni (s)} + \text{Cd}^{2+} (\text{aq})$

Según la reacción, las semirreacciones serán:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):

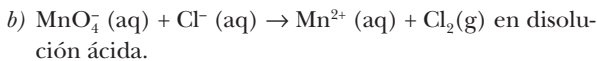


La fem de la pila:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

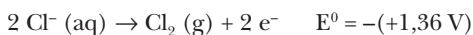
$$E^{\circ}_{\text{pila}} = -0,25\text{ V} - (-0,40\text{ V}) = 0,15\text{ V}$$

Sí será una reacción espontánea porque la fem de la pila es positiva.

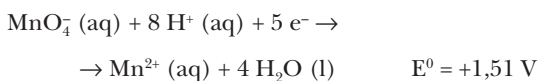


Según la reacción, las semirreacciones serán:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):

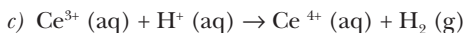


La fem de la pila:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

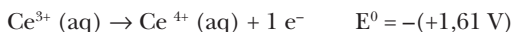
$$E^{\circ}_{\text{pila}} = +1,51\text{ V} - (+1,36\text{ V}) = 0,15\text{ V}$$

La reacción será espontánea porque la fem de la pila es positiva.

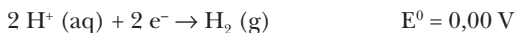


Según el enunciado, las semirreacciones serán:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):

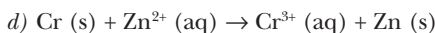


La fem de la pila:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

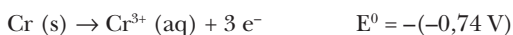
$$E^{\circ}_{\text{pila}} = 0,00\text{ V} - (+1,61\text{ V}) = -1,61\text{ V}$$

La reacción no será espontánea porque la fem de la pila es negativa.

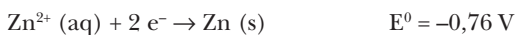


Según el enunciado, las semirreacciones son:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):

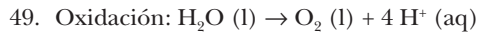


La fem de la pila:

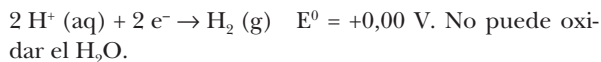
$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = -0,76\text{ V} - (-0,74\text{ V}) = -0,02\text{ V}$$

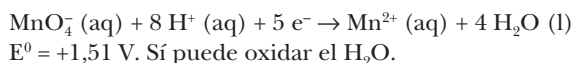
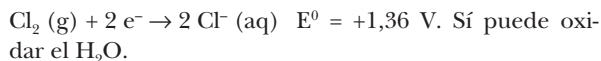
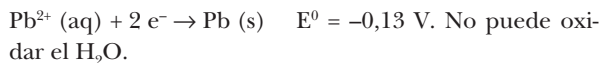
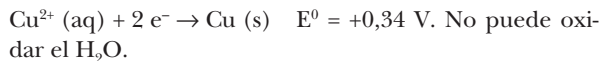
La reacción no será espontánea porque la fem de la pila es negativa.



Todas aquellas especies químicas que tengan un potencial de reducción superior al de reducción del O_2 serán oxidantes suficientemente fuertes como para oxidar el agua: $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O} \quad E^{\circ} = +1,23\text{ V}$

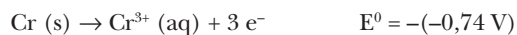


$\text{Cl}^{-}(\text{aq})$ no puede reducirse, por tanto, no puede actuar como oxidante.

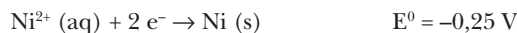


50. a) Según el enunciado, las semirreacciones son:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



La fem de la pila:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = -0,25\text{ V} - (-0,74\text{ V}) = +0,49\text{ V}$$

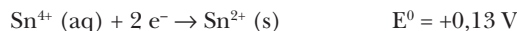
Sí puede ocurrir espontáneamente porque E° de la pila es positiva.

b) Según el enunciado, las semirreacciones son:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



La fem de la pila:

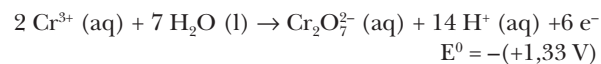
$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = +0,13\text{ V} - (+0,53\text{ V}) = -0,40\text{ V}$$

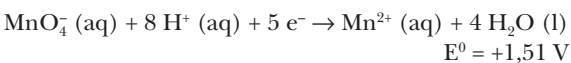
No, la reacción no puede ocurrir de manera espontánea porque E° de la pila es negativa.

c) Según el enunciado, las semirreacciones son:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



La fem de la pila:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

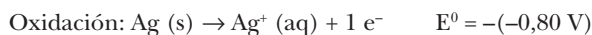
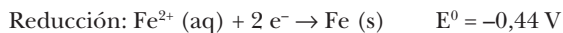
$$E^0_{\text{pila}} = +1,51 \text{ V} - (+1,33 \text{ V}) = +0,18 \text{ V}$$

Sí puede ocurrir de forma espontánea, porque E^0 de la pila es positiva.

51. *Datos:* Lámina de Ag

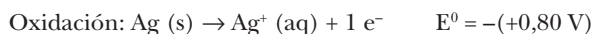
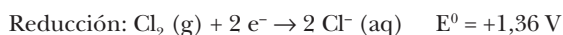
Disolución de FeSO_4

La única posibilidad es que la plata se oxide, y esto será posible si existe un oxidante con un potencial de reducción tal que la reacción global sea espontánea.

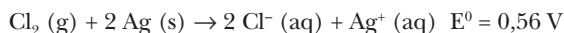


La fem de la reacción global sería negativa, de manera que no ocurriría nada por introducir la lámina de plata en la disolución.

Si se burbujeara Cl_2 , como la reacción de reducción es espontánea, probablemente se produciría la oxidación de la plata:



Se calcula la E^0 de la reacción global:



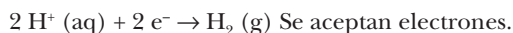
La reacción es espontánea y se oxidaría la plata a Ag^+ .

52. a) Si se tiene HCl en disolución acuosa:

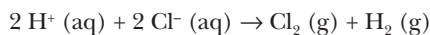


Los aniones se mueven hacia el ánodo, donde se produce la semirreacción de oxidación, y se obtiene:

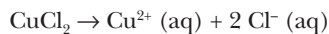
$2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-$ Libera electrones, mientras que los cationes se dirigen al cátodo, donde se da la reducción del H^+ :



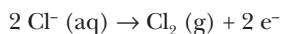
La reacción global es:



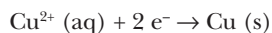
b) En disolución se tiene:



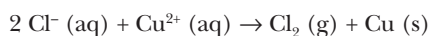
Los aniones se dirigen al ánodo, donde tiene lugar la oxidación y se obtiene:



Los cationes se dirigen al cátodo donde tiene lugar la reducción del cobre al aceptar los electrones que le llegan:



La reacción global es:



53. *Datos:* ZnSO_4 $m(\text{Zn}) = 1,53 \text{ g}$

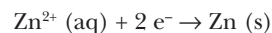
$$I = 5 \text{ A} \quad t = 15 \text{ min}$$

$$M_r(\text{Zn}) = ?$$

Se calcula la corriente que ha circulado durante la electrólisis:

$$Q = I \cdot t = 5 \text{ A} \cdot 15 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 4500 \text{ C}$$

A partir de la ecuación de Faraday, se calcula la masa molar del cinc, teniendo en cuenta la reacción que se produce en el cátodo de la celda:



$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot Q \Rightarrow M = \frac{m \cdot Z \cdot F}{Q}$$

$$M = \frac{1,53 \text{ g} \cdot 2 \text{e}^- \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 96487 \text{ C}}{4500 \text{ C}} = 65,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La masa atómica del cinc es **65,6 u**.

54. *Datos:* $I = 3,0 \text{ A}$ $m(\text{Pd}) = 2,98 \text{ g}$

$$t = 1,0 \text{ h}$$

Se calcula la carga que ha circulado por la celda:

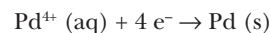
$$Q = I \cdot t = 3,0 \text{ A} \cdot 1,0 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = 10800 \text{ C}$$

A partir de la ecuación de Faraday, calculamos el número de electrones que se transfieren en la ecuación:

$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot Q \text{ de donde } Z = \frac{M}{m \cdot F} \cdot Q$$

$$Z = \frac{106,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2,98 \text{ g} \cdot 96487 \text{ C}} \cdot 10800 \text{ C} = 4 \text{e}^- \cdot \text{mol}^{-1}$$

En la reacción se transfieren 4 electrones por mol de Pd, por tanto:



El número de oxidación del metal es **+4**.

55. *Datos:*

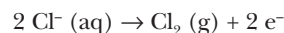
Disolución HCl $Q = 50000 \text{ C}$

En el ánodo se desprende Cl_2 .

Condiciones normales:

$$P = 1 \text{ atm} \quad T = 273 \text{ K}$$

Reacción de oxidación en el ánodo:



Se utiliza la ecuación de Faraday para saber cuántos moles de Cl_2 se producen:

$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot Q$$

$$\frac{m}{M} = \frac{Q}{Z \cdot F} = \frac{50000 \text{ C}}{2 \cdot 96487 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,26 \text{ mol Cl}_2$$

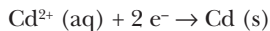
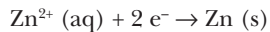
Se calcula el volumen en c.n.:

$$V(\text{Cl}_2) = 0,26 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L Cl}_2 \text{ en c.n.}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 5,82 \text{ L de Cl}_2$$

Se desprenderán **5,82 L** de Cl_2 medidos en c.n.

56. *Datos:* $I = 10 \text{ A}$ $m(\text{Zn}) + m(\text{Cd}) = 35,44 \text{ g}$

$$t = 2 \text{ h}$$



Llamamos x a la masa de Zn que se deposita e y a la de cadmio.

Planteamos una ecuación con la masa obtenida:

$$x + y = 35,44$$

Calculamos la cantidad de corriente que ha circulado:

$$Q = I \cdot t = 10 \text{ A} \cdot 2 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = 72000 \text{ C}$$

Planteamos una ecuación con la carga total que ha circulado. Para ello calculamos antes la carga que ha sido necesaria para depositar, por un lado, la masa de cadmio y, por otro, la masa de cinc:

$$x \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,38 \text{ g Zn}} \cdot \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{96487 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 2951,58 \text{ x}$$

$$y \text{ g Cd} \cdot \frac{1 \text{ mol Cd}}{112,41 \text{ g Cd}} \cdot \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Cd}} \cdot \frac{96487 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 1716,70 \text{ y}$$

Planteamos un sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} x + y = 35,44 \\ 2951,58 x + 1716,70 y = 72000 \end{cases}$$

$$\begin{cases} x = 9,04 \text{ g de cinc} \\ y = 26,40 \text{ g de cadmio} \end{cases}$$

Calculamos el porcentaje en masa de cinc:

$$\% \text{ Zn} = \frac{9,04 \text{ g}}{35,44 \text{ g}} \cdot 100 = \mathbf{25,51 \%}$$

57. *Datos:* $I = 6 \text{ A}$

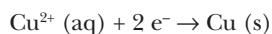
$$t = 1 \text{ h y } 30 \text{ min} = 1 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} + 30 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 5400 \text{ s}$$

Disolución CuSO_4

Se calcula la carga que ha circulado:

$$Q = I \cdot t = 6 \text{ A} \cdot 5400 \text{ s} = 32400 \text{ C}$$

A partir de la ecuación de Faraday y la reacción de reducción que tiene lugar en el cátodo, se calcula la masa que se deposita:



$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot Q = \frac{63,53 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \cdot 96487 \text{ C}} \cdot 32400 \text{ C} = 10,66 \text{ g}$$

Se obtienen **10,66 g** de cobre.

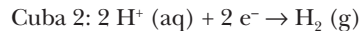
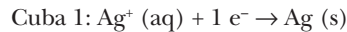
58. *Datos:*

$$m(\text{Ag}) = 0,090 \text{ g primera cuba}$$

$$V(\text{H}_2) = ?$$

En la cuba 1, disolución AgNO_3 , y pequeña cantidad H_2SO_4 en la cuba 2.

Semirreacciones en los cátodos: (reducciones)



Se aplica la expresión de Faraday para calcular la corriente que circula a partir de la plata depositada en la cuba 1:

$$Q = Z \cdot \frac{m}{M} \cdot F = 1 \text{ e}^- \cdot \frac{0,090 \text{ g}}{107,87 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 96487 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$Q = 80,50 \text{ C}$$

Como las cubas están conectadas en serie, circula la misma cantidad de corriente por ellas, de manera que se calculan los litros de H_2 que se obtienen a partir de la corriente que circula. Se calcula primero el número de moles:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{Q}{Z \cdot F} = \frac{80,50 \text{ C}}{2 \cdot 96487 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} = 4,17 \cdot 10^{-4} \text{ mol de H}_2$$

Se calculan los litros sabiendo que nos encontramos en condiciones normales:

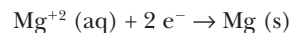
$$4,17 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol H}_2 \text{ c.n.}} = 9,34 \cdot 10^{-3} \text{ L H}_2$$

Se obtienen **$9,34 \cdot 10^{-3} \text{ L}$** de H_2 .

59. a) *Datos:* $A_r(\text{Mg}) = 24,31 \text{ u}$ $I = 1 \text{ A}$

$$t = 1 \text{ h} = 1 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = 3600 \text{ s}$$

La semirreacción de reducción que se produce en el cátodo es:



La carga que circula es:

$$Q = I \cdot t = 1 \text{ A} \cdot 3600 \text{ s} = 3600 \text{ C}$$

Aplicando la ley de Faraday:

$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot Q = \frac{24,31 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \cdot 96487 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 3600 \text{ C} = 0,45 \text{ g}$$

Se depositan **0,45 g** de magnesio.

b) *Datos:* $A_r(\text{Mg}) = 24,31 \text{ u}$ $m = 1 \text{ g}$

$$t = 1 \text{ h} = 1 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = 3600 \text{ s}$$

Despejamos la intensidad en la ley de Faraday:

$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot I \cdot t \Rightarrow I = \frac{m \cdot Z \cdot F}{M \cdot t}$$

$$I = \frac{1 \text{ g} \cdot 2 \cdot 96487 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}}{24,31 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 3600 \text{ s}} = 2,21 \text{ A}$$

La intensidad de corriente que ha circulado es de **2,21 A**.

10. Equilibrios de solubilidad

ACTIVIDADES (pág. 259)

- Datos: $M_r = 106$ u $S = 9,0$ g·L⁻¹

Expresamos la solubilidad en mol·L⁻¹:

$$S = 9,0 \cdot \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{106 \text{ g}} = 8,49 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La solubilidad es de **8,49 · 10⁻² mol·L⁻¹**.

- $\text{BaSO}_4 (\text{aq}) \rightarrow \text{Ba}^{2+} (\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$
 $\text{AgCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$
 $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} (\text{aq})$
 $\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq}) + \text{H}^+ (\text{aq})$

1. SOLUBILIDAD DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS (pág. 262)

- Puesto que tenemos dos iones de carga grande (Al³⁺ y O²⁻) y de tamaño relativamente pequeño, la energía reticular del óxido de aluminio será elevada en valor absoluto, y negativa. Esto significa que el calor de disolución será grande:

$$\Delta H_{\text{disolución}} = \Delta H_{\text{solvatación}} - U$$

Y también lo será la variación de entalpía libre del proceso de disolución:

$$\Delta G = \Delta H = T\Delta S$$

Si ΔG es positivo, el proceso de disolución no será espontáneo.

- La energía estándar del NaI será menor en valor absoluto que la del LiF debido a que el tamaño de los iones es mayor, y las cargas son las mismas. $\Delta H_{\text{disolución}}$ será, por lo tanto, menor, y ΔG también será menor. Puesto que ΔG es menor para el NaI, este compuesto será más soluble.
- El hecho de que la solubilidad disminuye con la temperatura significa que el proceso de disolución es exotérmico:

$$\Delta H_{\text{disolución}} < 0$$

Como $\Delta H_{\text{disolución}} = \Delta H_{\text{solvatación}} - U$

Esto significa que $|\Delta H_{\text{solvatación}}| > |U|$, ya que tanto $\Delta H_{\text{solvatación}}$ como U son valores negativos.

- Datos: $S [(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7] = \frac{30,8 \text{ g}}{100 \text{ mL H}_2\text{O}}$

$$V = 1 \text{ L H}_2\text{O} \quad m [(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7] = 250,0 \text{ g}$$

Calculamos la masa de $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ que puede disolverse en un litro de agua:

$$m_{(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{30,8 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{100 \text{ mL H}_2\text{O}} = 308,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Como la cantidad que hemos añadido (250 g) es menor que la solubilidad (308,0 g) a esa temperatura, sí se disolverá y obtendremos una disolución insaturada.

- Datos: $m (\text{KCl}) = 80,0$ g Sin disolver: 9,0 g KCl

$$V (\text{H}_2\text{O}) = 1,0 \text{ L} \quad d (\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$$

Calculamos la masa de KCl que se disuelve:

$$m (\text{KCl}) = 80,0 \text{ g KCl} - 9,0 \text{ g KCl} = 71,0 \text{ g KCl}$$

Calculamos la masa de agua:

$$m (\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ L H}_2\text{O} \cdot \frac{1000 \text{ mL H}_2\text{O}}{1 \text{ L H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}} = 1000 \text{ g H}_2\text{O}$$

Calculamos la solubilidad:

$$S (\text{KCl}) = 100 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{71,0 \text{ g KCl}}{1000 \text{ g H}_2\text{O}} = 7,10 \text{ g KCl}$$

En 100 g de agua se disuelven **7,10 g** de KCl.

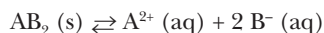
2. REGLAS DE SOLUBILIDAD (pág. 263)

- a)* KI Soluble. Los compuestos de los metales alcalinos son solubles.
- b)* CaCO₃ Insoluble. Los carbonatos, excepto los de NH₄⁺, de Mg²⁺ y de los metales alcalinos, son insolubles.
- c)* NH₄Cl Soluble. Los compuestos de amonio son solubles.
- d)* Ba₃(PO₄)₂ Insoluble. Los fosfatos, excepto los de NH₄⁺, de Mg²⁺ y de los metales alcalinos, son insolubles.
- e)* NaNO₃ Soluble. Los compuestos de los metales alcalinos son solubles.
- f)* Ag₂S Insoluble. Los sulfuros, excepto los de los grupos 1 y 2, y los de amonio, son insolubles.

3. PRODUCTO DE SOLUBILIDAD K_s (págs. 268 y 269)

7. Datos: $K_s(\text{BaF}_2) = 1,7 \cdot 10^{-6}$ $K_s(\text{CaF}_2) = 4,0 \cdot 10^{-11}$
 $K_s(\text{PbF}_2) = 4,1 \cdot 10^{-8}$

Se trata de compuestos de fórmula general AB_2 . Según el equilibrio de solubilidad:



La relación entre K_s y la solubilidad será:

$$K_s = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$$

Por tanto, cuanto mayor sea K_s , mayor será la solubilidad: **S (CaF₂) < S (PbF₂) < S (BaF₂)**

8. • $\text{MgCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = 4,0 \cdot 10^{-5}$$

• $\text{PbI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{I}^{-}(\text{aq})$

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^{-}]^2 = 1,4 \cdot 10^{-8}$$

• $\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$

$$K_s = [\text{Ag}^{+}]^2[\text{CO}_3^{2-}] = 8,1 \cdot 10^{-12}$$

• $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{OH}^{-}(\text{aq})$

$$K_s = [\text{Al}^{3+}][\text{OH}^{-}]^3 = 1,8 \cdot 10^{-33}$$

• $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) \rightleftharpoons 3\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^2 = 1,2 \cdot 10^{-26}$$

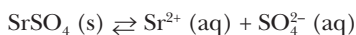
• $\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^{-}(\text{aq})$

$$K_s = [\text{Hg}_2^{2+}][\text{Cl}^{-}]^2 = 3,5 \cdot 10^{-18}$$

9. Datos: $Q(\text{SrSO}_4) = 2,1 \cdot 10^{-6}$

$$K_s(\text{SrSO}_4) = 3,8 \cdot 10^{-7}$$

Equilibrio de solubilidad:



Como $Q > K_s$, esto implica que la concentración de iones es mayor a la máxima posible. Por tanto, precipitará el exceso de SrSO_4 hasta que: $Q = K_s$.

10. Datos: $Q(\text{PbCl}_2) = 3,9 \cdot 10^{-3}$

$$K_s(\text{PbCl}_2) = 2,4 \cdot 10^{-4}$$

Como $Q > K_s$, esto implica que la concentración de iones es mayor que la máxima posible. Por tanto, precipitará el exceso de PbCl_2 , hasta que $Q = K_s$.

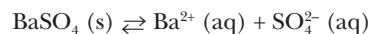
11. Datos: $S(\text{BaSO}_4) = \frac{0,0025 \text{ g BaSO}_4}{1 \text{ L}}$

Calculamos la solubilidad expresada en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$:

$$M_r(\text{BaSO}_4) = 137,3 \text{ u} + 32,07 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 233,37 \text{ u}$$

$$S(\text{BaSO}_4) = \frac{0,0025 \text{ g BaSO}_4}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{233,37 \text{ g BaSO}_4} = 1,07 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Planteamos el equilibrio de solubilidad y determinamos la expresión de K_s :



$$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = S^2$$

Sustituimos en esta expresión el dato de la solubilidad y determinamos el valor de K_s :

$$K_s = (1,07 \cdot 10^{-5})^2 = 1,14 \cdot 10^{-10}$$

El producto de solubilidad es **$1,14 \cdot 10^{-10}$** .

12. Datos: $S(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Equilibrio de solubilidad:



El producto de solubilidad será:

$$K_s = [\text{Ag}^{+}]^2[\text{SO}_4^{2-}] = (2S)^2 \cdot S = 4S^3$$

Sustituimos en esta expresión el dato de la solubilidad y determinamos el valor de K_s :

$$K_s = 4S^3 = 4 \cdot (1,5 \cdot 10^{-2})^3 = 1,35 \cdot 10^{-5}$$

Hallamos la concentración molar de cada ion:

$$[\text{Ag}^{+}] = 2S = 2 \cdot 1,5 \cdot 10^{-2} = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = S = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El producto de solubilidad vale **$1,35 \cdot 10^{-5}$** , y las concentraciones molares de los iones Ag^{+} y SO_4^{2-} son, respectivamente, **$3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$** y **$1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$** .

13. Datos: $S[\text{Cd}_3(\text{PO}_4)_2] = 1,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$V(\text{disolución}) = 1,3 \text{ L}$$

Calculamos la masa de $\text{Cd}_3(\text{PO}_4)_2$ contenida en 1,3 L de disolución:

$$M_r[\text{Cd}_3(\text{PO}_4)_2] = 3 \cdot 112,4 \text{ u} + 2 \cdot 30,97 \text{ u} + 8 \cdot 16,00 \text{ u} = 527,14 \text{ u}$$

$$m_{\text{Cd}_3(\text{PO}_4)_2} = 1,3 \text{ L disol.} \cdot \frac{1,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol Cd}_3(\text{PO}_4)_2}{1 \text{ L disol.}}$$

$$\frac{527,14 \text{ g Cd}_3(\text{PO}_4)_2}{1 \text{ mol Cd}_3(\text{PO}_4)_2} = 8,22 \cdot 10^{-5} \text{ g Cd}_3(\text{PO}_4)_2$$

Equilibrio de solubilidad:



El producto de solubilidad será:

$$K_s = [\text{PO}_4^{3-}]^2[\text{Cd}^{2+}]^3 = (2S)^2 \cdot (3S)^3 = 108S^5$$

Sustituimos en esta expresión el dato de la solubilidad y determinamos el valor de K_s :

$$K_s = 108 S^5 = 108 \cdot (1,2 \cdot 10^{-7})^5 = 2,69 \cdot 10^{-33}$$

En la disolución hay **8,22 · 10⁻⁵ g** de Cd₃(PO₄)₂ y el producto de solubilidad es **2,69 · 10⁻³³**.

14. Datos: $[Ag^+] = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Equilibrio de solubilidad:



La expresión del producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]^2 [CrO_4^{2-}] = (2S)^2 \cdot S = 4S^3$$

Como conocemos la concentración de Ag⁺, podemos determinar la solubilidad S del Ag₂CrO₄, ya que, según la estequiometría de la reacción:

$$[Ag^+] = 2S \Rightarrow S = \frac{[Ag^+]}{2}$$

$$S = \frac{1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{2} = 7,50 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

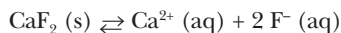
A partir de este dato, calculamos el producto de solubilidad:

$$K_s = 4 \cdot (7,50 \cdot 10^{-5})^3 = 1,69 \cdot 10^{-12}$$

El producto de solubilidad es **1,69 · 10⁻¹²**.

15. Datos: $K_s (CaF_2) = 4,0 \cdot 10^{-11}$

Equilibrio de solubilidad:



$$K_s = [Ca^{2+}] [F^-]^2$$

Si llamamos S a la solubilidad molar del CaF₂, según la estequiometría de la reacción obtenemos:

$$[Ca^{2+}] = S \quad [F^-] = 2S$$

Por tanto, la expresión del producto de solubilidad será:

$$K_s = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$$

A partir de esta expresión, podemos calcular la solubilidad molar S:

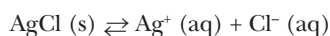
$$K_s = 4S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

$$S = \sqrt[3]{\frac{4,0 \cdot 10^{-11}}{4}} = 2,15 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La solubilidad molar del CaF₂ es **2,15 · 10⁻⁴ mol·L⁻¹**.

16. Datos: $K_s (AgCl) = 1,6 \cdot 10^{-10}$

Equilibrio de solubilidad:



$$K_s = [Ag^+] [Cl^-]$$

Si llamamos S a la solubilidad molar de AgCl, según la estequiometría de la reacción tenemos:

$$[Ag^+] = S \quad [Cl^-] = S$$

Por tanto, la expresión del producto de solubilidad será:

$$K_s = S \cdot S = S^2$$

A partir de esta expresión, podemos calcular la solubilidad molar S:

$$K_s = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-10}} = 1,26 \cdot 10^{-5}$$

Con S, calculamos la concentración de los iones:

$$[Ag^+] = S = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[Cl^-] = S = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Para expresar la solubilidad en gramos por litro, hay que determinar la masa molar del AgCl:

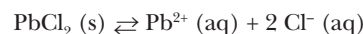
$$M_r (AgCl) = 107,9 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 143,35 \text{ u}$$

$$S = 1,26 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{143,35 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,81 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

La solubilidad molar del AgCl es **1,26 · 10⁻⁵ mol·L⁻¹**, las concentraciones de ambos iones son **1,26 · 10⁻⁵ M** y la solubilidad es **1,81 · 10⁻³ g·L⁻¹**.

17. Datos: $[Pb^{2+}] = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Equilibrio de solubilidad:



Como conocemos la concentración de Pb²⁺, podemos determinar la solubilidad S del PbCl₂ y, a partir de ella, la concentración de Cl⁻, ya que, según la estequiometría de la reacción:

$$[Pb^{2+}] = S = 1,6 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[Cl^-] = 2S = 2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 3,20 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Con los datos anteriores, calculamos el producto de solubilidad:

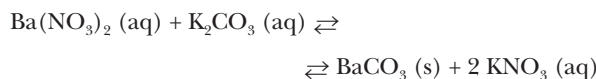
$$K_s = [Pb^{2+}] [Cl^-]^2$$

$$K_s = 1,6 \cdot 10^{-2} \cdot (3,20 \cdot 10^{-2})^2 = 1,64 \cdot 10^{-5}$$

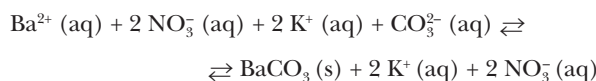
La concentración de Cl⁻ es **3,20 · 10⁻² mol·L⁻¹** y el producto de solubilidad es **1,64 · 10⁻⁵ mol³·L⁻³**.

4. REACCIONES DE PRECIPITACIÓN (pág. 271)

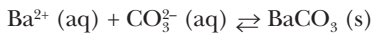
18. Ecuación no ionizada:



Ecuación iónica:

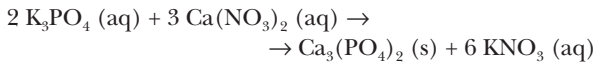


Ecuación iónica neta:

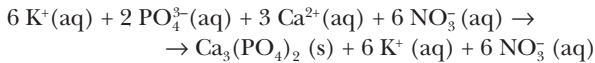


19. El compuesto insoluble será el fosfato de calcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

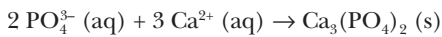
Ecuación no ionizada:



Ecuación iónica:

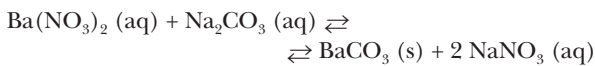


Ecuación iónica neta:

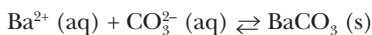


20. Datos: $V_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2} = 20,0 \text{ mL}$ $M_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$
 $V_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 50,0 \text{ mL}$ $M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$
 $K_s(\text{BaCO}_3) = 8,1 \cdot 10^{-10}$

Ecuación no ionizada:



Ecuación iónica neta:



Calculamos el número de moles de Ba^{2+} y su concentración, una vez mezcladas las disoluciones y considerando volúmenes aditivos:

$$n_{\text{Ba}^{2+}} = 20,0 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,10 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{Ba}^{2+}]_0 = \frac{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{70,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 2,86 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Calculamos el número de moles de CO_3^{2-} y su concentración, una vez mezcladas las disoluciones y considerando volúmenes aditivos:

$$n_{\text{CO}_3^{2-}} = 50,0 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,10 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}]_0 = \frac{5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{70,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 7,14 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

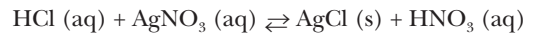
Calculamos el producto iónico y lo comparamos con el producto de solubilidad:

$$Q = [\text{Ba}^{2+}]_0 [\text{CO}_3^{2-}]_0 = (2,86 \cdot 10^{-2}) \cdot (7,14 \cdot 10^{-2}) = 2,04 \cdot 10^{-3}$$

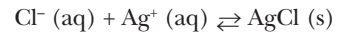
Como $Q > K_s$, la disolución está sobresaturada y precipitará BaCO_3 hasta que $Q = K_s$.

21. Datos: $V_{\text{HCl}} = 1,0 \text{ L}$ $M_{\text{HCl}} = 1 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$
 $m_{\text{AgNO}_3} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ g}$ $K_s(\text{AgCl}) = 1,6 \cdot 10^{-10}$

Ecuación no ionizada:



Ecuación iónica neta:



Calculamos el número de moles de Ag^+ y su concentración, suponiendo que no varía el volumen de la disolución:

$$M_r(\text{AgNO}_3) = 107,9 \text{ u} + 14,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 169,91 \text{ u}$$

$$n_{\text{Ag}^+} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{169,91 \text{ g AgNO}_3}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol Ag}^+}{1 \text{ mol AgNO}_3} = 5,89 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

$$[\text{Ag}^+]_0 = \frac{5,89 \cdot 10^{-6} \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 5,89 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Como se trata de una disolución diluida, la concentración de Cl^- será igual a la de HCl . Por tanto:

$$[\text{Cl}^-]_0 = [\text{HCl}] = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

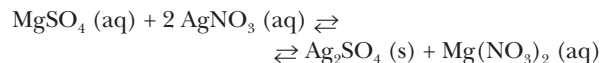
Calculamos el producto iónico y lo comparamos con el producto de solubilidad:

$$Q = [\text{Ag}^+]_0 [\text{Cl}^-]_0 = (5,89 \cdot 10^{-6}) \cdot (1,0 \cdot 10^{-4}) = 5,89 \cdot 10^{-10}$$

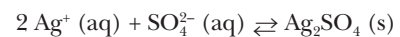
Como $Q > K_s$, precipitará AgCl hasta que $Q = K_s$.

22. Datos: $V_{\text{MgSO}_4} = 1,0 \text{ mL}$ $M_{\text{MgSO}_4} = 0,001 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$
 $V_{\text{AgNO}_3} = 100 \text{ mL}$ $M_{\text{MgSO}_4} = 5,0 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$
 $K_s(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 1,4 \cdot 10^{-5}$

Ecuación no ionizada:



Ecuación iónica neta:



Calculamos el número de moles de Ag^+ y su concentración, una vez mezcladas las dos disoluciones y suponiendo volúmenes aditivos:

$$n_{\text{Ag}^+} = 100 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ L}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol Ag}^+}{1 \text{ mol AgNO}_3} = 5,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol Ag}^+$$

$$[\text{Ag}^+]_0 = \frac{5,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{101,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 4,95 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Calculamos los moles de SO_4^{2-} y su concentración, una vez mezcladas las dos disoluciones y suponiendo volúmenes aditivos:

$$n_{\text{SO}_4^{2-}} = 1,0 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,004 \text{ mol NaSO}_4}{1 \text{ L}}$$

$$\frac{1 \text{ mol SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol MgSO}_4} = 1,00 \cdot 10^{-6} \text{ mol SO}_4^{2-}$$

$$\left[\text{SO}_4^{2-} \right]_0 = \frac{1,00 \cdot 10^{-6} \text{ mol}}{101,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 9,90 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

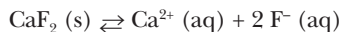
Calculamos el producto iónico y lo comparamos con el producto de solubilidad:

$$\begin{aligned} Q &= \left[\text{Ag}^+ \right]_0 \left[\text{SO}_4^{2-} \right]_0 = (4,95 \cdot 10^{-4}) \cdot (9,90 \cdot 10^{-6}) = \\ &= 2,46 \cdot 10^{-13} \end{aligned}$$

Como $Q < K_s$, la disolución está insaturada. En consecuencia, no se produce precipitación de Ag_2SO_4 .

23. Datos: $\left[\text{Ca}^{2+} \right] = 0,010 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ $K_s(\text{CaF}_2) = 4,0 \cdot 10^{-11}$

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_s :



$$K_s = \left[\text{Ca}^{2+} \right] \left[\text{F}^- \right]^2$$

La precipitación comienza cuando las concentraciones de los iones cumplen la expresión de K_s . Por tanto:

$$K_s = \left[\text{Ca}^{2+} \right] \left[\text{F}^- \right] \Rightarrow \left[\text{F}^- \right] = \sqrt{\frac{K_s}{\left[\text{Ca}^{2+} \right]}}$$

$$\left[\text{F}^- \right] = \sqrt{\frac{4,0 \cdot 10^{-11}}{0,010}} = 6,32 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentración mínima de F^- para que empiece la precipitación es $6,32 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

24. Datos: $\left[\text{Ag}^+ \right] = 1,0 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ $K_s(\text{AgCl}) = 1,6 \cdot 10^{-10}$

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_s :



$$K_s = \left[\text{Ag}^+ \right] \left[\text{Cl}^- \right]$$

La precipitación comienza cuando las concentraciones de los iones cumplen la expresión de K_s . Por tanto:

$$K_s = \left[\text{Ag}^+ \right] \left[\text{Cl}^- \right] \Rightarrow \left[\text{Cl}^- \right] = \frac{K_s}{\left[\text{Ag}^+ \right]}$$

$$\left[\text{Cl}^- \right] = \frac{1,6 \cdot 10^{-10}}{1,0 \cdot 10^{-9}} = 0,16 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

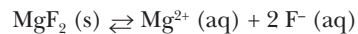
La concentración de Cl^- necesaria para que precipite la plata es $0,16 \text{ M}$.

6. EFECTO DEL IÓN COMÚN (pág. 274)

25. Datos: $M(\text{NaF}) = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

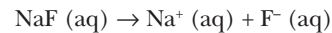
$$K_s(\text{MgF}_2) = 6,4 \cdot 10^{-9}$$

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_s :



$$K_s = \left[\text{Mg}^{2+} \right] \left[\text{F}^- \right]^2$$

Como el NaF es un electrólito fuerte, estará totalmente disociado.



Por tanto, la concentración de iones procedentes de él serán:

$$\left[\text{Na}^+ \right]_{\text{NaF}} = 0,10 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad \left[\text{F}^- \right]_{\text{NaF}} = 0,10 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, si S es la solubilidad molar del MgF_2 , entonces:

$$\left[\text{Mg}^{2+} \right]_{\text{MgF}_2} = S \quad \left[\text{F}^- \right]_{\text{MgF}_2} = 2S$$

En el equilibrio, los iones Mg^{2+} proceden exclusivamente del MgF_2 , luego:

$$\left[\text{Mg}^{2+} \right] = \left[\text{Mg}^{2+} \right]_{\text{MgF}_2} = S$$

Sin embargo, los iones F^- proceden tanto del NaF como del MgF_2 , luego:

$$\left[\text{F}^- \right] = \left[\text{F}^- \right]_{\text{NaF}} + \left[\text{F}^- \right]_{\text{MgF}_2} = 0,10 + 2S \approx 0,10$$

(S se supone despreciable frente a $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

Sustituimos las concentraciones en la expresión de K_s y averiguamos el valor de S :

$$K_s = \left[\text{Mg}^{2+} \right] \left[\text{F}^- \right]^2 = S \cdot (0,10)^2 \Rightarrow S = \frac{K_s}{(0,10)^2}$$

$$S = \frac{6,4 \cdot 10^{-9}}{0,1^2} = 6,4 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la validez de la aproximación:

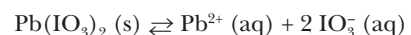
$$\frac{6,4 \cdot 10^{-7}}{0,1} \cdot 100 = 0,00064\% < 5\%$$

La suposición de que S es despreciable frente a $0,1$ es válida (error menor del 5 %). Por tanto, la solubilidad molar del MgF_2 es $6,4 \cdot 10^{-7} \text{ M}$.

26. Datos: $M(\text{KIO}_3) = 0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$K_s[\text{Pb}(\text{IO}_3)_2] = 3,2 \cdot 10^{-13}$$

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_s :



$$K_s = \left[\text{Pb}^{2+} \right] \left[\text{IO}_3^- \right]^2$$

Seguiremos el mismo procedimiento empleado en el ejercicio anterior:



$$\left[\text{K}^+ \right]_{\text{KIO}_3} = 0,020 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad \left[\text{IO}_3^- \right]_{\text{KIO}_3} = 0,020 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:



En el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Pb}^{2+}]_{\text{Pb}(\text{IO}_3)_2} = S$$

$$[\text{IO}_3^-] = [\text{IO}_3^-]_{\text{KIO}_3} + [\text{IO}_3^-]_{\text{Pb}(\text{IO}_3)_2} = 0,020 + 2S \approx 0,020$$

(S se supone despreciable frente a 0,020 mol·L⁻¹)

$$K_S = [\text{Pb}^{2+}][\text{IO}_3^-]^2 = S \cdot (0,020)^2 \Rightarrow S = \frac{K_S}{(0,020)^2}$$

$$S = \frac{3,2 \cdot 10^{-13}}{(0,020)^2} = 8,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la validez de la aproximación:

$$\frac{8,0 \cdot 10^{-10}}{0,020} \cdot 100 = 0,000004\% < 5\%$$

La suposición de que S es despreciable frente a 0,02 es válida (error menor del 5 %). Por tanto, la solubilidad molar del Pb(IO₃)₂ es **8,0 · 10⁻¹⁰ M**.

27. Datos: M (HCl) = 0,010 mol·L⁻¹

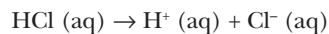
$$K_S (\text{AgCl}) = 2,8 \cdot 10^{-10}$$

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_S:



$$K_S = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

Seguiremos el mismo procedimiento que en los dos ejercicios anteriores:



$$[\text{H}^+]_{\text{HCl}} = 0,010 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad [\text{Cl}^-]_{\text{HCl}} = 0,010 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$[\text{Ag}^+]_{\text{AgCl}} = S \quad [\text{Cl}^-]_{\text{AgCl}} = S$$

En el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Ag}^+]_{\text{AgCl}} = S$$

$$[\text{Cl}^-] = [\text{Cl}^-]_{\text{HCl}} + [\text{Cl}^-]_{\text{AgCl}} = 0,010 + S \approx 0,010$$

(S se supone despreciable frente 0,010 mol·L⁻¹)

$$K_S = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = S \cdot 0,010 \Rightarrow S = \frac{K_S}{0,010}$$

$$S = \frac{2,8 \cdot 10^{-10}}{0,010} = 2,8 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la validez de la aproximación:

$$\frac{2,8 \cdot 10^{-8}}{0,010} \cdot 100 = 0,00028\% < 5\%$$

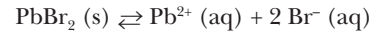
La solubilidad del AgCl será **2,8 · 10⁻⁸ M**.

28. Datos: M (KBr) = 0,10 mol·L⁻¹

$$K_S (\text{PbBr}_2) = 8,9 \cdot 10^{-6}$$

$$M [\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_S:



$$K_S = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Br}^-]^2$$

a) Si llamamos S a la solubilidad molar del PbBr₂, según la estequiometría de la reacción tenemos:

$$[\text{Pb}^{2+}] = S \quad [\text{Br}^-] = 2S$$

Por tanto, la expresión del producto de solubilidad será:

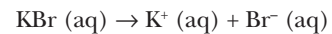
$$K_S = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$$

A partir de esta expresión, podemos calcular la solubilidad molar S:

$$K_S = 4S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8,9 \cdot 10^{-6}}{4}} = 1,31 \cdot 10^{-2}$$

La solubilidad del PbBr₂ en agua es **1,31 · 10⁻² M**.

b) Para calcular la solubilidad S' del PbBr₂ en bromuro de potasio, seguiremos el mismo procedimiento empleado en los ejercicios anteriores:



$$[\text{K}^+]_{\text{KBr}} = 0,10 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad [\text{Br}^-]_{\text{KBr}} = 0,10 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{PbBr}_2} = S' \quad [\text{Br}^-]_{\text{PbBr}_2} = 2S'$$

En el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Pb}^{2+}]_{\text{PbBr}_2} = S'$$

$$[\text{Br}^-] = [\text{Br}^-]_{\text{KBr}} + [\text{Br}^-]_{\text{PbBr}_2} = 0,10 + 2S' \approx 0,10$$

(2 S' se supone despreciable frente a 0,10)

$$K_S = [\text{Pb}^{2+}][\text{Br}^-]^2 = S' \cdot (0,10)^2 \Rightarrow S' = \frac{K_S}{(0,10)^2}$$

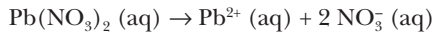
$$S' = \frac{8,9 \cdot 10^{-6}}{(0,10)^2} = 8,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la validez de la aproximación:

$$\frac{8,9 \cdot 10^{-4}}{2 \cdot 0,10} \cdot 100 = 0,445\% < 5\%$$

La solubilidad del PbBr₂ en bromuro de potasio es **8,9 · 10⁻⁴ M**.

c) Para calcular la solubilidad S'' del PbBr_2 en nitrato de plomo (II), seguiremos el mismo procedimiento:



$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = 0,20 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{NO}_3^-]_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = 2 \cdot 0,20 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,40 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{PbBr}_2} = S'' \quad [\text{Br}^-]_{\text{PbBr}_2} = 2 S''$$

En el equilibrio:

$$[\text{Br}^-] = [\text{Br}^-]_{\text{PbBr}_2} = 2 S''$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Pb}^{2+}]_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} + [\text{Pb}^{2+}]_{\text{PbBr}_2} = 0,20 + S'' \approx 0,20$$

(S'' se supone despreciable frente a 0,20)

$$K_S = [\text{Pb}^{2+}][\text{Br}^-]^2 = 0,20 \cdot (2 S'')^2 \Rightarrow S'' = \frac{1}{2} \sqrt{\frac{K_S}{0,20}}$$

$$S'' = \frac{1}{2} \sqrt{\frac{8,9 \cdot 10^{-6}}{0,20}} = 3,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la validez de la aproximación:

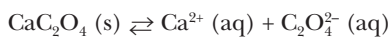
$$\frac{3,34 \cdot 10^{-3}}{0,20} \cdot 100 = 1,67 \% < 5 \%$$

La solubilidad del PbBr_2 en nitrato de plomo (II) es $3,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

29. Datos: $K_S (\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,0 \cdot 10^{-9}$

$$M [(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_S :



$$K_S = [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] [\text{Ca}^{2+}]$$

a) Si llamamos S a la solubilidad molar de CaC_2O_4 , según la estequiometría de la reacción tenemos:

$$[\text{Ca}^{2+}]_{\text{CaC}_2\text{O}_4} = S \quad [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]_{\text{CaC}_2\text{O}_4} = S$$

Por tanto, la expresión del producto de solubilidad será:

$$K_S = S \cdot S = S^2$$

A partir de esta expresión, podemos calcular la solubilidad molar S :

$$K_S = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_S} = \sqrt{2,0 \cdot 10^{-9}} = 4,47 \cdot 10^{-5}$$

Para expresar la solubilidad en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, determinamos la masa molecular del CaC_2O_4 :

$$M_r (\text{CaC}_2\text{O}_4) = 40,08 \text{ u} + 2 \cdot 12,01 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 128,10 \text{ u}$$

$$S = \frac{4,47 \cdot 10^{-5} \text{ mol CaC}_2\text{O}_4}{1 \text{ L}} \cdot \frac{128,10 \text{ g CaC}_2\text{O}_4}{1 \text{ mol CaC}_2\text{O}_4} = 5,73 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

La solubilidad del CaC_2O_4 en agua pura es de $5,73 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

b) Para calcular la solubilidad S' del CaC_2O_4 en oxalato de amonio 0,1 M seguiremos el mismo procedimiento de ejercicios anteriores:



$$[\text{NH}_4^+]_{(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4} = 2 \cdot 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]_{(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$[\text{Ca}^{2+}]_{\text{CaC}_2\text{O}_4} = S' \quad [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]_{\text{CaC}_2\text{O}_4} = S'$$

En el equilibrio:

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{Ca}^{2+}]_{\text{CaC}_2\text{O}_4} = S'$$

$$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]_{(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4} + [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]_{\text{CaC}_2\text{O}_4} = 0,1 + S' \approx 0,1$$

(S' se supone despreciable frente a 0,1)

$$K_S = [\text{Ca}^{2+}][\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = S' \cdot 0,1 \Rightarrow S' = \frac{K_S}{0,1}$$

$$S' = \frac{2,0 \cdot 10^{-9}}{0,1} = 2,0 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la validez de la aproximación:

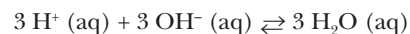
$$\frac{2,0 \cdot 10^{-8}}{0,10} \cdot 100 = 0,00002 \% < 5 \%$$

La solubilidad del CaC_2O_4 en oxalato de amonio 0,1 M es $2,0 \cdot 10^{-8} \text{ M}$.

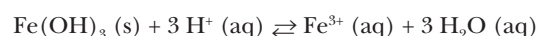
7. DISOLUCIÓN DE PRECIPITADOS (pág. 278)



Al añadir ácido clorhídrico, los iones H^+ proporcionados por la ionización se combinan con los iones OH^- de la disolución formando agua.

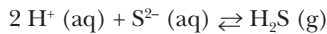


Al disminuir la concentración de OH^- , el equilibrio de solubilidad del hidróxido de hierro (III) se desplaza *hacia la derecha* para contrarrestar esta variación, y el hidróxido se disuelve. La ecuación sumaria es:

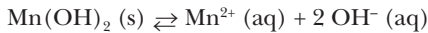
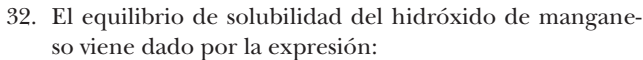
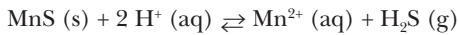




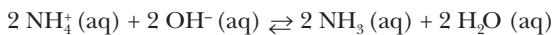
Los iones H^+ proporcionados por el ácido se combinan con los iones S^{2-} de la disolución para formar H_2S .



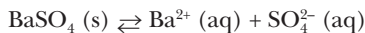
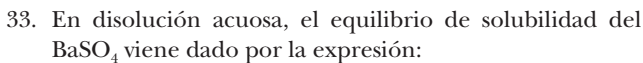
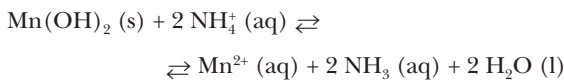
Al disminuir la concentración de S^{2-} , el equilibrio se desplaza *hacia la derecha* para contrarrestar este efecto. La ecuación sumaria es:



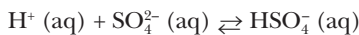
Los iones NH_4^+ de la sal amónica se combinan con los iones OH^- de la disolución para dar dos electrolitos débiles: H_2O y NH_3



Para contrarrestar la disminución de la concentración de iones OH^- , el equilibrio de solubilidad del Mn(OH)_2 se desplaza hacia la derecha, con lo que se disuelve algo de hidróxido. La ecuación sumaria es:



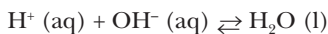
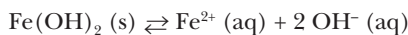
En disolución ácida se establece un equilibrio entre los iones H^+ del ácido y los iones SO_4^{2-} del BaSO_4 , que viene dado por la expresión:



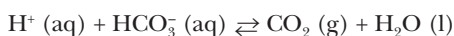
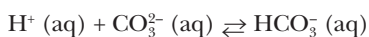
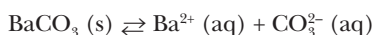
Por tanto, el equilibrio de solubilidad del BaSO_4 se desplazará hacia la derecha para compensar la disminución de iones SO_4^{2-} .

Idéntico razonamiento puede realizarse para el Fe(OH)_2 , el BaCO_3 y el Zn(OH)_2 . Los respectivos equilibrios que se establecen son:

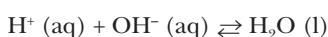
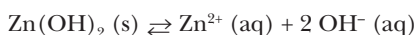
- Para el Fe(OH)_2 :



- Para el BaCO_3 :



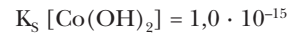
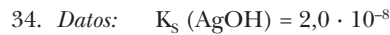
- Para el Zn(OH)_2 :



Por tanto, el BaSO_4 , el Fe(OH)_2 , el BaCO_3 y el Zn(OH)_2

serán más solubles en disolución ácida que en disolución acuosa.

Por el contrario, el PbCl_2 y el CuI no pueden establecer ningún equilibrio entre el ácido y uno de los iones, de manera que *no aumenta su solubilidad* en disolución ácida.



- Calculamos la solubilidad del AgOH :

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_S :



$$K_S = [\text{Ag}^+][\text{OH}^-]$$

Si llamamos S a la solubilidad molar del AgOH , según la estequiometría de la reacción tenemos:

$$[\text{Ag}^+] = S \quad [\text{OH}^-] = S$$

Por tanto, la expresión del producto de solubilidad será:

$$K_S = [\text{Ag}^+][\text{OH}^-] = S \cdot S = S^2$$

A partir de esta expresión, podemos calcular la solubilidad molar S :

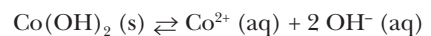
$$K_S = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_S}$$

$$S_{\text{AgOH}} = \sqrt{2,0 \cdot 10^{-8}} = 1,41 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La solubilidad del hidróxido de plata, AgOH , es $1,41 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

- Calculamos la solubilidad del Co(OH)_2 :

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_S :



$$K_S = [\text{Co}^{2+}][\text{OH}^-]^2$$

Si llamamos S a la solubilidad molar del Co(OH)_2 , según la estequiometría de la reacción tenemos:

$$[\text{Co}^{2+}] = S \quad [\text{OH}^-] = 2S$$

Por tanto, la expresión del producto de solubilidad será:

$$K_S = [\text{Co}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$$

A partir de esta expresión, podemos calcular la solubilidad molar S :

$$K_S = 4S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}}$$

$$S_{\text{Co(OH)}_2} = \sqrt[3]{\frac{1,0 \cdot 10^{-15}}{4}} = 6,30 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La solubilidad del hidróxido de cobalto, Co(OH)_2 , es $6,30 \cdot 10^{-6} \text{ M}$.

a) Para hallar el pH en la disolución saturada de AgOH, partiremos de la concentración de iones OH⁻, que viene dada por la solubilidad S:

$$[\text{OH}^-] = S = 1,41 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,41 \cdot 10^{-4}} = 7,09 \cdot 10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (7,09 \cdot 10^{-11}) = 10,15$$

El pH de la disolución de AgOH es **10,15**.

b) Para hallar el pH en la de cobalto procederemos de modo similar:

$$[\text{OH}^-] = 2 S' = 2 \cdot 6,30 \cdot 10^{-6} = 1,26 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

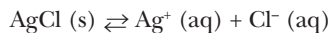
$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,26 \cdot 10^{-5}} = 7,94 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

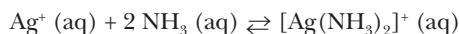
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (7,94 \cdot 10^{-10}) = 9,10$$

El pH de la disolución de Co(OH)₂ es **9,10**.

35. El equilibrio de solubilidad del AgCl viene dado por la expresión:



La ecuación de formación del ion complejo [Ag(NH₃)₂]⁺ es:



El amoníaco se combina con los iones plata para formar el complejo. Para compensar la disminución de la concentración de Ag⁺, el equilibrio de solubilidad del AgCl se desplaza *hacia la derecha*.

La reacción global será:



RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS Y PROBLEMAS

(pág. 282)

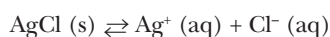
36. Datos: M (NaCl) = 0,01 mol·L⁻¹

$$K_s (\text{AgCl}) = 1,6 \cdot 10^{-10}$$

$$M (\text{K}_2\text{CrO}_4) = 4,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_s (\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 4,0 \cdot 10^{-12}$$

- Equilibrio de solubilidad del AgCl y expresión de K_s:



$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Como la disolución de NaCl es 0,01 M, entonces:

$$[\text{Cl}^-] = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Con este dato y con K_s (AgCl), calculamos la concentración de Ag⁺ necesaria para que empiece a precipitar AgCl:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \frac{K_s}{[\text{Cl}^-]}$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{1,6 \cdot 10^{-10}}{0,01} = 1,6 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

- Equilibrio de solubilidad del Ag₂CrO₄ y expresión de K_s:



$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}]$$

Como la disolución de K₂CrO₄ es 4,0 M, entonces:

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = 4,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Con este dato y con K_s (Ag₂CrO₄), calculamos la concentración de Ag⁺ necesaria para que empiece a precipitar Ag₂CrO₄:

$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{CrO}_4^{2-}]}}$$

$$[\text{Ag}^+] = \sqrt{\frac{4,0 \cdot 10^{-12}}{4,0}} = 1,00 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Como la concentración de Ag⁺ necesaria es menor para el AgCl que para el Ag₂CrO₄, precipitará en primer lugar el **AgCl**.

37. Datos: 5,844 g·L⁻¹ NaCl

$$1,942 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \text{ K}_2\text{CrO}_4$$

$$K_s (\text{AgCl}) = 1,6 \cdot 10^{-10}$$

$$K_s (\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 4,0 \cdot 10^{-12}$$

Calculamos las concentraciones molares iniciales de cada especie química:

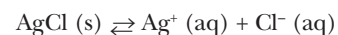
$$M_r (\text{NaCl}) = 22,99 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 58,44 \text{ u}$$

$$M_{\text{NaCl}} = \frac{5,844 \text{ g}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{58,44 \text{ g}} = 0,10 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$M_r (\text{K}_2\text{CrO}_4) = 2 \cdot 39,10 \text{ u} + 52,00 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 194,20 \text{ u}$$

$$M_{\text{K}_2\text{CrO}_4} = \frac{1,942 \text{ g}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{194,20 \text{ g}} = 0,010 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

- a) Equilibrio de solubilidad del AgCl y expresión de K_s:



$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Como la disolución de NaCl es 0,1 M, entonces:

$$[\text{Cl}^-] = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Con este dato y con K_s (AgCl), calculamos la concentración de Ag^+ necesaria para que empiece a precipitar AgCl:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \frac{K_s}{[\text{Cl}^-]}$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{1,6 \cdot 10^{-10}}{0,1} = 1,6 \cdot 10^{-9} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Equilibrio de solubilidad del Ag_2CrO_4 y expresión de K_s :



$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}]$$

Como la disolución de K_2CrO_4 es 0,01 M, entonces:

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Con este dato y con K_s (Ag_2CrO_4), calculamos la concentración de Ag^+ necesaria para que empiece a precipitar Ag_2CrO_4 :

$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{CrO}_4^{2-}]}}$$

$$[\text{Ag}^+] = \sqrt{\frac{4,0 \cdot 10^{-12}}{0,01}} = 2,0 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Para que precipite AgCl se necesita una concentración de Ag^+ de $1,6 \cdot 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, y para que precipite Ag_2CrO_4 , una de $2,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

b) Primero precipita la sal, que requiere menor concentración de ion plata, que es **AgCl**, y después **Ag₂CrO₄**.

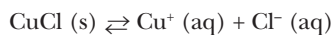
38. Datos: $[\text{Cu}^+] = [\text{Ag}^+] = [\text{Au}^+] = 0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$K_s (\text{CuCl}) = 1,9 \cdot 10^{-7}$$

$$K_s (\text{AgCl}) = 1,6 \cdot 10^{-10}$$

$$K_s (\text{AuCl}) = 2,0 \cdot 10^{-13}$$

a) Equilibrios de solubilidad:



Teniendo en cuenta las concentraciones iniciales de los cationes presentes y los valores respectivos de K_s , calculamos las concentraciones necesarias de Cl^- para que empiece a precipitar cada catión:

$$K_s = [\text{Cu}^+][\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{Cl}^-] = \frac{K_s}{[\text{Cu}^+]}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{1,9 \cdot 10^{-7}}{0,2} = 9,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{Cl}^-] = \frac{K_s}{[\text{Ag}^+]}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{1,6 \cdot 10^{-10}}{0,2} = 8,00 \cdot 10^{-10} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$K_s = [\text{Au}^+][\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{Cl}^-] = \frac{K_s}{[\text{Au}^+]}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{2,0 \cdot 10^{-13}}{0,2} = 1,00 \cdot 10^{-12} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Según estas concentraciones, el orden de precipitación es: primero **AuCl**, después **AgCl** y por último **CuCl**.

b) Cuando empieza a precipitar CuCl, la concentración de iones Cl^- es $9,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Sustituimos este valor en las K_s de AgCl y AuCl para hallar las concentraciones de cada catión:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \frac{K_s}{[\text{Cl}^-]}$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{1,6 \cdot 10^{-10}}{9,50 \cdot 10^{-7}} = 1,68 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$K_s = [\text{Au}^+][\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{Au}^+] = \frac{K_s}{[\text{Cl}^-]}$$

$$[\text{Au}^+] = \frac{2,0 \cdot 10^{-13}}{9,50 \cdot 10^{-7}} = 2,11 \cdot 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Cuando empieza a precipitar el CuCl, la concentración de Ag^+ será $1,68 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y la de Au^+ , $2,11 \cdot 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

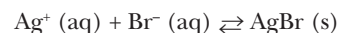
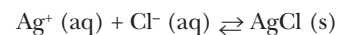
39. Datos: $M (\text{NaCl}) = M (\text{NaBr}) = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$K_s (\text{AgCl}) = 1,6 \cdot 10^{-10}$$

$$K_s (\text{AgBr}) = 7,7 \cdot 10^{-13}$$

a) Precipitarán el AgCl y el AgBr.

Las reacciones químicas que se producen son:

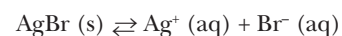


b) Teniendo en cuenta las concentraciones iniciales y los valores respectivos de K_s , calculamos las concentraciones necesarias de Ag^+ para que precipite cada compuesto:



$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \frac{K_s}{[\text{Cl}^-]}$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{1,6 \cdot 10^{-10}}{0,1} = 1,6 \cdot 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$



$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \frac{K_s}{[\text{Br}^-]}$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{7,7 \cdot 10^{-13}}{0,1} = 7,7 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Precipitará primero **AgBr** porque requiere una concentración menor de Ag^+ .

- c) Cuando empieza a precipitar el **AgCl**, la concentración de Ag^+ es $1,6 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Sustituimos este valor en la expresión de K_s para determinar la concentración de Br^- :

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] \Rightarrow [\text{Br}^-] = \frac{K_s}{[\text{Ag}^+]}$$

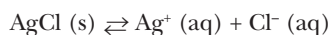
$$[\text{Br}^-] = \frac{7,7 \cdot 10^{-13}}{1,6 \cdot 10^{-9}} = 4,81 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Cuando empieza a precipitar el **AgCl**, la concentración de Br^- será **$4,81 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** .

40. Datos: $[\text{I}^-] = [\text{Cl}^-] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$K_s (\text{AgI}) = 8,3 \cdot 10^{-17} \quad K_s (\text{AgCl}) = 1,6 \cdot 10^{-10}$$

- a) Equilibrios de solubilidad:



Teniendo en cuenta las concentraciones iniciales de los aniones presentes y los valores respectivos de K_s , calculamos las concentraciones necesarias de Ag^+ para que empiece a precipitar cada sal:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{I}^-] \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \frac{K_s}{[\text{I}^-]}$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{8,3 \cdot 10^{-17}}{0,1} = 8,3 \cdot 10^{-16} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \frac{K_s}{[\text{Cl}^-]}$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{1,6 \cdot 10^{-10}}{0,1} = 1,6 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Para que precipite **AgI** se necesita una concentración de Ag^+ **$8,3 \cdot 10^{-16} \text{ M}$** y para que precipite **AgCl**, **$1,6 \cdot 10^{-9} \text{ M}$** .

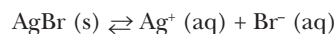
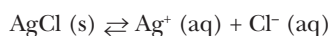
- b) El anión que precipita en segundo lugar es Cl^- , y lo hace cuando **$[\text{Ag}^+] = 1,6 \cdot 10^{-9} \text{ M}$** .

41. Datos: $[\text{Cl}^-] = [\text{Br}^-] = 0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$K_s (\text{AgCl}) = 1,6 \cdot 10^{-10}$$

$$K_s (\text{AgBr}) = 7,7 \cdot 10^{-13}$$

- a) Equilibrios de solubilidad:



Teniendo en cuenta las concentraciones iniciales de los aniones presentes y los valores respectivos de K_s , calculamos las concentraciones necesarias de Ag^+ para que empiece a precipitar cada especie:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \frac{K_s}{[\text{Cl}^-]}$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{1,6 \cdot 10^{-10}}{0,020} = 8,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \frac{K_s}{[\text{Br}^-]}$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{7,7 \cdot 10^{-13}}{0,020} = 3,9 \cdot 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentración de Ag^+ mínima para que precipiten los Cl^- es **$8,0 \cdot 10^{-9} \text{ M}$** , y para que precipiten los Br^- , **$3,9 \cdot 10^{-11} \text{ M}$** .

- b) Cuando empiece a precipitar **AgCl**, la concentración de Ag^+ es $8,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Sustituimos este valor en la expresión de K_s para determinar la concentración de Br^- :

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] \Rightarrow [\text{Br}^-] = \frac{K_s}{[\text{Ag}^+]}$$

$$[\text{Br}^-] = \frac{7,7 \cdot 10^{-13}}{8,0 \cdot 10^{-9}} = 9,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El porcentaje de ion Br^- que queda en la disolución será:

$$\% \text{ Br}^- = \frac{9,6 \cdot 10^{-5}}{0,020} \cdot 100 = 0,48 \%$$

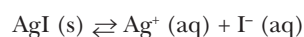
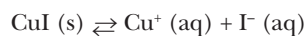
Cuando comienza a precipitar el **AgCl**, el porcentaje de Br^- presente en la disolución es del **0,48 %**.

42. Datos: $[\text{Cu}^+] = [\text{Ag}^+] = 0,010 \text{ M}$

$$K_s (\text{CuI}) = 5,1 \cdot 10^{-12}$$

$$K_s (\text{AgI}) = 8,3 \cdot 10^{-17}$$

- Equilibrios de solubilidad:



Teniendo en cuenta las concentraciones iniciales de los cationes presentes y los valores respectivos de K_s , calculamos las concentraciones necesarias de I^- para que empiece a precipitar cada catión:

$$K_s = [\text{Cu}^+][\text{I}^-] \Rightarrow [\text{I}^-] = \frac{K_s}{[\text{Cu}^+]}$$

$$[\text{I}^-] = \frac{5,1 \cdot 10^{-12}}{0,010} = 5,1 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_S = [\text{Ag}^+][\text{I}^-] \Rightarrow [\text{I}^-] = \frac{K_S}{[\text{Ag}^+]}$$

$$[\text{I}^-] = \frac{8,3 \cdot 10^{-9}}{0,010} = 8,3 \cdot 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Empezará a precipitar en primer lugar el **AgI**, ya que necesita una menor concentración de I^- .

EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 283)

43. Datos: $S(\text{BaSO}_4) = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

Para expresar la solubilidad en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, calculamos la masa molecular del BaSO_4 .

$$M_r(\text{BaSO}_4) = 137,3 \text{ u} + 32,07 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 233,37 \text{ u}$$

$$S_{\text{BaSO}_4} = \frac{2,5 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{233,37 \text{ g}} = 1,07 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La solubilidad molar del BaSO_4 es $1,07 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

44. a) $\text{Cu}(\text{OH})_2$: Insoluble. Los hidróxidos, excepto los de los metales alcalinos y el de Ba^{2+} , son insolubles.
- b) ZnSO_4 : Soluble. Los sulfatos, excepto los de Ba^{2+} , Hg^{2+} y Pb^{2+} , son generalmente solubles.
- c) AgBr : Insoluble. Es de los pocos bromuros insolubles, junto con los de Hg_2^{2+} y Pb^{2+} .
- d) $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$: Soluble. Todos los acetatos son solubles, sin excepción.
- e) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$: Soluble, al igual que los fosfatos de los metales alcalinos y el de Mg^{2+} .
- f) PbSO_4 : Insoluble. Los sulfatos son generalmente solubles, excepto éste y los de Ca^{2+} y Ag^+ .

45. a) $\text{BaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^-(\text{aq})$

$$K_S = [\text{Ba}^{2+}][\text{F}^-]^2 = 1,7 \cdot 10^{-6}$$

b) $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$

$$K_S = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 1,2 \cdot 10^{-11}$$

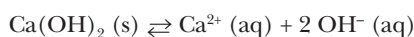
c) $\text{AgI}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq})$

$$K_S = [\text{Ag}^+][\text{I}^-] = 8,3 \cdot 10^{-9}$$

d) $\text{PbF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^-(\text{aq})$

$$K_S = [\text{Pb}^{2+}][\text{F}^-]^2 = 4,1 \cdot 10^{-8}$$

46. a) Equilibrio de solubilidad del $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



$$K_S = [\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 8,0 \cdot 10^{-6}$$

Si llamamos S a la solubilidad molar del $\text{Ca}(\text{OH})_2$, según la estequiometría de la reacción obtenemos:

$$[\text{Ca}^{2+}] = S \quad [\text{OH}^-] = 2S$$

Por tanto, la expresión del producto de solubilidad será:

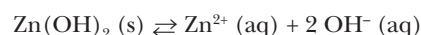
$$K_S = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$$

A partir de esta expresión, podemos calcular la solubilidad molar S :

$$K_S = 4S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}}$$

$$S = \sqrt[3]{\frac{8,0 \cdot 10^{-6}}{4}} = 1,26 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

b) Repetimos el proceso con el $\text{Zn}(\text{OH})_2$:



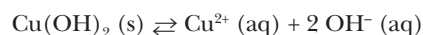
$$K_S = [\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 1,8 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{Zn}^{2+}] = S \quad [\text{OH}^-] = 2S$$

$$K_S = S \cdot (2S)^2 = 4S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}}$$

$$S = \sqrt[3]{\frac{1,8 \cdot 10^{-14}}{4}} = 1,65 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

c) Repetimos el proceso con el $\text{Cu}(\text{OH})_2$:



$$K_S = [\text{Cu}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 2,2 \cdot 10^{-20}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = S \quad [\text{OH}^-] = 2S$$

$$K_S = S \cdot (2S)^2 = 4S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}}$$

$$S = \sqrt[3]{\frac{2,2 \cdot 10^{-20}}{4}} = 1,77 \cdot 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

d) Repetimos el proceso con el $\text{Al}(\text{OH})_3$:



$$K_S = [\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^3 = 1,8 \cdot 10^{-33}$$

$$[\text{Al}^{3+}] = S \quad [\text{OH}^-] = 3S$$

$$K_S = S \cdot (3S)^3 = 27S^4 \Rightarrow S = \sqrt[4]{\frac{K_S}{27}}$$

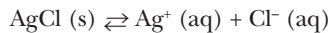
$$S = \sqrt[4]{\frac{1,8 \cdot 10^{-33}}{27}} = 2,86 \cdot 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

De acuerdo con los resultados, el orden creciente de solubilidad es:

$$S_{\text{Al}(\text{OH})_3} < S_{\text{Cu}(\text{OH})_2} < S_{\text{Zn}(\text{OH})_2} < S_{\text{Ca}(\text{OH})_2}$$

47. Datos: $S(\text{AgCl}) = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_s :



$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

Según la estequiometría de la reacción:

$$[\text{Ag}^+] = S \quad [\text{Cl}^-] = S$$

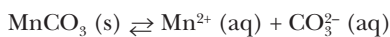
Por tanto:

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = S^2 = (1,26 \cdot 10^{-5})^2 = 1,59 \cdot 10^{-10}$$

El producto de solubilidad del AgCl es $1,59 \cdot 10^{-10}$.

48. Datos: $S(\text{MnCO}_3) = 4,2 \cdot 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_s :



$$K_s = [\text{Mn}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

Según la estequiometría de la reacción:

$$[\text{Mn}^{2+}] = S \quad [\text{CO}_3^{2-}] = S$$

Por tanto:

$$K_s = [\text{Mn}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}] = S^2 = (4,2 \cdot 10^{-6})^2 = 1,76 \cdot 10^{-11}$$

El producto de solubilidad del MnCO_3 es $1,76 \cdot 10^{-11}$.

49. Datos: $m(\text{PbF}_2) = 0,103 \text{ g}$

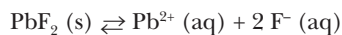
$$V = 200 \text{ mL}$$

Suponemos que el volumen de la disolución es el mismo que el de agua y calculamos la solubilidad molar del compuesto:

$$M_r(\text{PbF}_2) = 207,2 \text{ u} + 2 \cdot 19,00 \text{ u} = 245,2 \text{ u}$$

$$S_{\text{PbF}_2} = \frac{0,103 \text{ g}}{200 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{245,2 \text{ g}} = 2,10 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_s :



$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{F}^-]^2$$

Según la estequiometría de la reacción:

$$[\text{Pb}^{2+}] = S \quad [\text{F}^-] = 2 S$$

Por tanto:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{F}^-]^2 = S \cdot (2 S)^2 = 4 S^3 = 4 \cdot (2,10 \cdot 10^{-3})^3 = 3,70 \cdot 10^{-8}$$

El producto de solubilidad del PbF_2 es $3,70 \cdot 10^{-8}$.

50. Datos: $V = 200 \text{ mL}$

$$m(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = 3,2 \text{ g}$$

Suponemos que el volumen de la disolución es el mismo que el de agua y calculamos la solubilidad molar del compuesto:

$$M_r(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot 107,9 \text{ u} + 30,97 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 418,67 \text{ u}$$

$$S_{\text{Ag}_3\text{PO}_4} = \frac{3,2 \text{ g}}{200 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{418,67 \text{ g}} = 3,82 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_s :



$$K_s = [\text{Ag}^+]^3 [\text{PO}_4^{3-}]$$

Según la estequiometría de la reacción:

$$[\text{Ag}^+] = 3 S \quad [\text{PO}_4^{3-}] = S$$

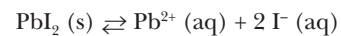
Por tanto:

$$K_s = [\text{Ag}^+]^3 [\text{PO}_4^{3-}] = (3 S)^3 \cdot S = 27 S^4 = 27 \cdot (3,82 \cdot 10^{-2})^4 = 5,75 \cdot 10^{-5}$$

El producto de solubilidad del Ag_3PO_4 es $5,75 \cdot 10^{-5}$.

51. Datos: $K_s(\text{PbI}_2) = 8,7 \cdot 10^{-9}$

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_s :



$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2$$

Si llamamos S a la solubilidad molar del PbI_2 , según la estequiometría de la reacción obtenemos:

$$[\text{Pb}^{2+}] = S \quad [\text{I}^-] = 2 S$$

Por tanto, la expresión del producto de solubilidad será:

$$K_s = S \cdot (2 S)^2 = 4 S^3$$

A partir de esta expresión, podemos calcular la solubilidad molar S:

$$K_s = 4 S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} \\ S = \sqrt[3]{\frac{8,7 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1,30 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La solubilidad molar del PbI_2 es $1,30 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Para expresar la solubilidad en gramos por litro, hay que determinar la masa molar del PbI_2 :

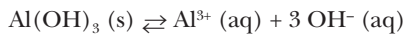
$$M_r(\text{PbI}_2) = 207,2 \text{ u} + 2 \cdot 126,9 \text{ u} = 461,0 \text{ u}$$

$$S_{\text{PbI}_2} = \frac{1,30 \cdot 10^{-3} \text{ mol PbI}_2}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{461,0 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = 0,60 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

La solubilidad del PbI_2 es $0,60 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

52. Datos: $K_s[\text{Al}(\text{OH})_3] = 1,8 \cdot 10^{-33}$

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_S :



$$K_S = [\text{Al}^{3+}] [\text{OH}^-]^3$$

Si llamamos S a la solubilidad molar del Al(OH)_3 , según la estequiometría de la reacción obtenemos:

$$[\text{Al}^{3+}] = S \quad [\text{OH}^-] = 3S$$

Por tanto, la expresión del producto de solubilidad será:

$$K_S = S \cdot (3S)^3 = 27S^4$$

A partir de esta expresión, podemos calcular la solubilidad molar S :

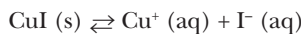
$$K_S = 27S^4 \Rightarrow S = \sqrt[4]{\frac{K_S}{27}}$$

$$S = \sqrt[4]{\frac{1,8 \cdot 10^{-33}}{27}} = 2,86 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La solubilidad del Al(OH)_3 es $2,86 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

53. Datos: $K_S (\text{CuI}) = 5,1 \cdot 10^{-12}$

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_S :



$$K_S = [\text{Cu}^+] [\text{I}^-]$$

Si llamamos S a la solubilidad molar del CuI , según la estequiometría de la reacción obtenemos:

$$[\text{Cu}^+] = S \quad [\text{I}^-] = S$$

Por tanto, la expresión del producto de solubilidad será:

$$K_S = S \cdot S = S^2$$

A partir de esta expresión, podemos calcular la solubilidad molar S :

$$K_S = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_S}$$

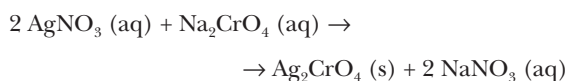
$$S = \sqrt{5,1 \cdot 10^{-12}} = 2,26 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

A partir de este dato, calculamos la concentración de los iones:

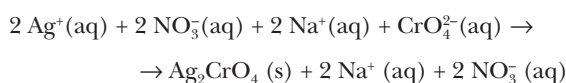
$$[\text{Cu}^+] = [\text{I}^-] = S = 2,26 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La solubilidad molar de la sal es $2,26 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, valor que también coincide con la concentración de sus iones.

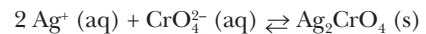
54. • Ecuación no ionizada:



• Ecuación iónica:



• Ecuación iónica neta:



55. a) No tendrá lugar una reacción de precipitación, porque las dos posibles sales que se formarán son: $\text{Cu(NO}_3)_2$ y K_2SO_4 , ambas solubles.

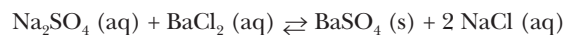
b) De las posibles sales que se formarán (cloruro de potasio, KCl , y sulfato de bario, BaSO_4) la primera es soluble pero el BaSO_4 no lo es, y por tanto precipitará.

56. Datos: $V_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 100,0 \text{ mL}$ $M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 7,5 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

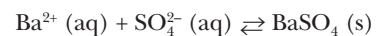
$$V_{\text{BaCl}_2} = 50,0 \text{ mL} \quad M_{\text{BaCl}_2} = 0,015 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$K_S (\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

Ecuación no ionizada:



Ecuación iónica neta:



Calculamos el número de moles de Ba^{2+} y de SO_4^{2-} y la concentración de cada uno considerando volúmenes aditivos:

$$V_T = 100 \text{ mL} + 50,0 \text{ mL} = 150,0 \text{ mL}$$

$$n_{\text{SO}_4^{2-}} = 100,0 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 7,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{7,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{150,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 5,0 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$n_{\text{Ba}^{2+}} = 50,0 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,015 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{150,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

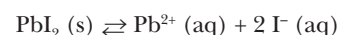
Calculamos el producto iónico y lo comparamos con el producto de solubilidad:

$$Q = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = (5,0 \cdot 10^{-3}) \cdot (5,0 \cdot 10^{-4}) = 2,5 \cdot 10^{-6}$$

Como $Q > K_S$, se formará precipitado de BaSO_4 hasta que Q y K_S se igualen.

57. Datos: $S (\text{PbI}_2) = 0,70 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

a) Equilibrio de solubilidad y expresión de K_S :



$$K_S = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2$$

Calculamos primero la solubilidad molar:

$$M_r (\text{PbI}_2) = 207,2 \text{ u} + 2 \cdot 126,9 \text{ u} = 461,0 \text{ u}$$

$$S_{\text{PbI}_2} = \frac{0,70 \text{ g}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{461,0 \text{ g}} = 1,52 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Si llamamos S a la solubilidad molar del PbI_2 , según la estequiometría de la reacción obtenemos:

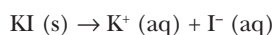
$$[\text{Pb}^{2+}] = S \quad [\text{I}^-] = 2S$$

Por tanto, el valor del producto de solubilidad será:

$$K_s = S \cdot (2S)^2 = 4S^3 = 4 \cdot (1,52 \cdot 10^{-3})^3 = 1,40 \cdot 10^{-8}$$

El producto de solubilidad del yoduro de plomo (II) es $1,40 \cdot 10^{-8}$.

b) Como el KI es un electrólito fuerte, estará totalmente disociado.



Por tanto, la concentración de iones procedentes de él serán:

$$[\text{K}^+]_{\text{KI}} = 0,50 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad [\text{I}^-]_{\text{KI}} = 0,50 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, si S' es la solubilidad molar del PbI_2 , entonces:

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{PbI}_2} = S' \quad [\text{I}^-]_{\text{PbI}_2} = 2S'$$

En el equilibrio, los iones Pb^{2+} proceden exclusivamente del PbI_2 , luego:

$$[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Pb}^{2+}]_{\text{PbI}_2} = S'$$

Sin embargo, los iones I^- proceden tanto del KI como del PbI_2 , luego:

$$[\text{I}^-] = [\text{I}^-]_{\text{KI}} + [\text{I}^-]_{\text{PbI}_2} = 0,50 + 2S' \approx 0,50$$

(2 S' se supone despreciable frente a $0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

Sustituimos las concentraciones en la expresión de K_s y averiguamos el valor de S':

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2 = S' \cdot (0,50)^2 \Rightarrow S' = \frac{K_s}{(0,50)^2}$$

$$S' = \frac{1,40 \cdot 10^{-8}}{(0,50)^2} = 5,60 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la validez de la aproximación:

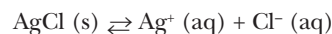
$$\frac{2 \cdot (5,60 \cdot 10^{-8})}{0,5} \cdot 100 = 0,0000224 \% < 5 \%$$

La suposición de que S' es despreciable frente a 0,5 es válida (error menor del 5%). Por tanto, la solubilidad del yoduro de plomo (II) en la disolución de KI es $5,60 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

58. Datos: $K_s (\text{AgCl}) = 1,6 \cdot 10^{-10}$

$$K_s (\text{Ag}_3\text{PO}_4) = 1,8 \cdot 10^{-18}$$

Equilibrios de solubilidad y expresiones de K_s :



$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$



$$K_s = [\text{Ag}^+]^3 [\text{PO}_4^{3-}]$$

Si llamamos S a la solubilidad molar del AgCl y S' a la del Ag_3PO_4 , según la estequiometría de las respectivas reacciones obtenemos:

$$\text{Para el AgCl:} \quad [\text{Ag}^+] = S \quad [\text{Cl}^-] = S$$

$$\text{Para el Ag}_3\text{PO}_4: \quad [\text{Ag}^+] = 3S' \quad [\text{PO}_4^{3-}] = S'$$

Por tanto, las expresiones de los productos de solubilidad de cada sal serán:

$$K_s (\text{AgCl}) = S \cdot S = S^2$$

$$K_s (\text{Ag}_3\text{PO}_4) = (3S')^3 \cdot S' = 27(S')^4$$

A partir de estas expresiones, podemos calcular las solubilidades molares S y S':

$$K_s (\text{AgCl}) = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s (\text{AgCl})}$$

$$S = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-10}} = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

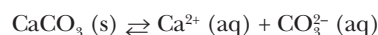
$$K_s (\text{Ag}_3\text{PO}_4) = 27(S')^4 \Rightarrow S' = \sqrt[4]{\frac{K_s (\text{Ag}_3\text{PO}_4)}{27}}$$

$$S' = \sqrt[4]{\frac{1,8 \cdot 10^{-18}}{27}} = 1,61 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

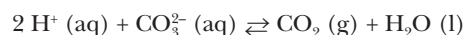
La solubilidad molar de AgCl es $1,26 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ y la del Ag_3PO_4 es $1,61 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

El nitrato de plata se disocia dando iones Ag^+ y NO_3^- . En consecuencia, al aumentar la concentración de Ag^+ , los equilibrios de solubilidad del AgCl y del Ag_3PO_4 se desplazarán hacia la izquierda, con lo que *la solubilidad de ambas sales disminuye*.

59. Equilibrio de solubilidad:



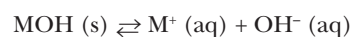
Al añadir HCl , éste se disocia dando iones H^+ y Cl^- . Los iones H^+ se combinan con el ion CO_3^{2-} para producir CO_2 y H_2O , según la reacción:



En consecuencia, disminuye la concentración de CO_3^{2-} , el equilibrio de solubilidad del CaCO_3 se desplaza hacia la derecha y se disuelve más H_2CO_3 .

60. Datos: $K_s (\text{MOH}) = 2,3 \cdot 10^{-9}$

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_s :



$$K_s = [\text{M}^+][\text{OH}^-]$$

Si llamamos S a la solubilidad molar del MOH, según la estequiometría de la reacción obtenemos:

$$[M^+] = S \quad [OH^-] = S$$

Por tanto, la expresión del producto de solubilidad será:

$$K_s = S \cdot S = S^2$$

A partir de esta expresión, podemos calcular la solubilidad molar S:

$$K_s = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s}$$

$$S = \sqrt{23 \cdot 10^{-9}} = 4,80 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Por tanto, $[OH^-] = S = 4,80 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Conocida la concentración de OH^- , podemos determinar el pH:

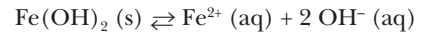
$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (4,80 \cdot 10^{-5}) = 4,32$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 4,32 = 9,68$$

El pH de la disolución es **9,68**.

61. Datos: $pH = 8,00$ $K_s [Fe(OH)_2] = 1,6 \cdot 10^{-14}$

Equilibrio de solubilidad y expresión de K_s :



$$K_s = [Fe^{2+}] [OH^-]^2$$

A partir del dato del pH, podemos conocer la concentración de OH^- en el equilibrio:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 8 = 6$$

$$[OH^-] = 1 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Si llamamos S a la solubilidad molar del $Fe(OH)_2$, según la estequiometría de la reacción tenemos:

$$[Fe^{2+}] = S$$

Sustituimos ambos valores en la expresión del producto de solubilidad y calculamos el valor de S:

$$K_s = [Fe^{2+}] [OH^-]^2 = S \cdot (1 \cdot 10^{-6})^2 \Rightarrow S = \frac{K_s}{(1 \cdot 10^{-6})^2}$$

$$S = \frac{1,6 \cdot 10^{-14}}{(1 \cdot 10^{-6})^2} = 0,016 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La solubilidad molar del $Fe(OH)_2$ a $pH = 8,00$ es **0,016 M**.

11. Química descriptiva inorgánica

ACTIVIDADES (pág. 285)

- La *energía de ionización* es la mínima energía necesaria para que un átomo neutro de un elemento X, en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental, ceda un electrón de su nivel externo y dé lugar a un ion monopositivo X⁺, también en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental.

En un período, al aumentar el número atómico, se incrementa la atracción nuclear sobre el electrón más externo (ya que disminuye el radio atómico y aumenta la carga nuclear efectiva), por ello aumenta la energía necesaria para arrancar el electrón más externo. El elemento que tiene menor energía de ionización es el que se encuentra más a la derecha en cada período, el de menor número atómico. Por tanto: H, Li, Na, K, Rb, Cs y Fr.

- CrO₃ óxido de cromo (VI); Cr +6, O -2

KClO₄ perclorato de potasio; K +1, Cl +7, O -2

Li₃N nitruro de litio; Li +1 y N -3

NaHCO₃ hidrogenocarbonato de sodio; Na +1, H +1, C +4, O -2

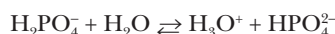
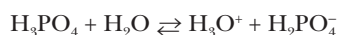
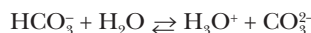
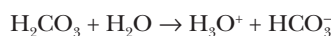
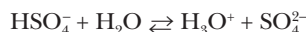
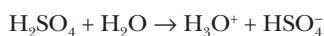
H₃PO₄ ácido fosfórico; H +1, P +5, O -2

Ca(HSO₃)₂ hidrogenosulfito de calcio; Ca +2, H +1, S +4, O -2

- Sustancias iónicas.* Son sólidos a temperatura ambiente, presentan puntos de fusión y ebullición elevados, son duros y frágiles. La mayoría es soluble en agua o en sustancias covalentes polares. No son conductores en estado sólido pero sí en disolución acuosa o fundidos. Ej.: cloruro de sodio, nitrato de calcio, sulfato de potasio...

Sustancias covalentes moleculares. En condiciones estándar pueden ser sólidos, líquidos o gases. De manera que los puntos de fusión y ebullición son más bien bajos. Generalmente son solubles en disolventes orgánicos, pero si la polaridad de la molécula es elevada, presentan mayor solubilidad en agua. No son conductoras de la electricidad.

- Ácidos polipróticos* significa que son capaces de ionizar dos o más iones H⁺. La ionización tiene lugar mediante reacciones sucesivas en cada una de las cuales se ioniza un solo protón.



- Si una sustancia tiene un potencial estándar de reducción muy negativo significa que presenta poca tendencia a reducirse, de manera que es un buen reductor, ya que la sustancia se oxida con facilidad.

1. LOS ELEMENTOS DEL SISTEMA PERIÓDICO

(pág. 287)

- H (Z = 1) 1s²
Li (Z = 3) 1s² 2s¹
Na (Z = 11) 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹
K (Z = 19) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s¹
Rb (Z = 37) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s¹
Cs (Z = 55) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶ 6s¹
Fr (Z = 87) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶ 6s² 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6p⁶ 7s¹

- Los elementos que pertenecen a un mismo grupo presentan la misma configuración electrónica en su último nivel, es decir, de los electrones de valencia, y esto les confiere grandes similitudes en sus propiedades químicas.

Así, los elementos de un mismo grupo presentan, generalmente, las mismas valencias. Por ejemplo, todos los elementos del grupo tienen valencia +1.

- La afinidad electrónica es la energía intercambiada en el proceso por el que un átomo neutro, X, en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental, recibe un electrón y se transforma en un ion mononegativo, X⁻, también en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental.

- El carácter reductor de los metales significa que presentan una mayor tendencia a oxidarse, es decir, a aumentar el estado de oxidación y, por tanto, a perder electrones de la capa de valencia. En cambio, los no metales presentan una mayor tendencia a ganar electrones, o sea, dismi-

nir el estado de oxidación y, por tanto, estos elementos se reducen, es decir, presentan carácter oxidante.

5. Algunos de los elementos que se presentan en la naturaleza en estado libre son: oro, gases nobles, cobre, nítrógeno.

2. ELEMENTOS DEL BLOQUE s (págs. 290 y 292)

6. El hidrógeno no se estudia con los demás elementos del grupo porque presenta características propias diferentes de las que presentan los elementos de este grupo.
7. La energía de ionización disminuye al aumentar el número atómico en el grupo, debido a que aumenta el radio atómico y no varía la carga nuclear efectiva, así disminuye la atracción nuclear sobre el electrón más externo y se necesita menos energía para que el átomo ceda ese electrón.

La electronegatividad disminuye al aumentar el número atómico en el grupo, debido a que el radio aumenta y la tendencia para atraer los electrones de otros átomos con los que están enlazados disminuye.

8. a) $4 \text{ Na (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Na}_2\text{O (s)}$
b) $\text{K (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{KOH (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$
c) $2 \text{ Li (s)} + \text{Cl}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ LiCl (s)}$
d) $4 \text{ Li (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Li}_2\text{O (s)}$
9. a) Para la obtención del sodio se utiliza como materia prima el cloruro de sodio fundido.
b) Para la obtención del carbonato de sodio, se utiliza como materia prima una disolución saturada de cloruro de sodio, además de amoníaco y dióxido de carbono.
c) Para la obtención de hidróxido de sodio se utiliza como materia prima una disolución acuosa de cloruro de sodio.
10. El número de oxidación del O en el peróxido de potasio es -1 y en el superóxido de potasio es $-0,5$.

11. Datos: $V = 250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$ $0,1 \text{ M}$

Calculamos la masa molar de la sal hidratada.

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}) = 286,15 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Calculamos la masa de sal que se va a pesar.

$$0,250 \text{ L} \cdot \frac{0,1 \text{ mol sal anhidra}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol sal hidrat.}}{1 \text{ mol se sal anhidra}} \cdot \frac{286,15 \text{ g}}{1 \text{ mol sal hidrat.}} = 7,15 \text{ g}$$

Deben disolverse **7,15 g** de decahidrato.

12. La estabilidad de los iones M^{2+} se debe a la configuración electrónica de capa llena que adquieren estos metales (Mg, Ca, Sr, Ba) al ceder 2 electrones, ya que todos ellos terminan su configuración electrónica en s^2 .
13. Al aumentar el número atómico de los elementos del grupo 2, los radios atómicos son mayores, debido al aumento de niveles de energía. Como consecuencia dismi-

nuye la electronegatividad, ya que cuanto mayor es el radio, menor es la tendencia a atraer los electrones de otros átomos con los que están enlazados.

14. a) $\text{Sr (s)} + 2 \text{ H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{Sr (OH)}_2 \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$
b) $\text{Ba (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ BaO (s)}$
c) $\text{CaO (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \text{ (aq)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$
d) $\text{Mg (s)} + 2 \text{ HCl (aq)} \rightarrow \text{MgCl}_2 \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$

15. Según las expresiones de K_s , para cada hidróxido:

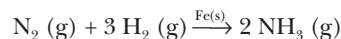
$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 1,2 \cdot 10^{-11}$$

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 8,0 \cdot 10^{-6}$$

podemos ver que el hidróxido de magnesio necesita menor concentración de OH^- para empezar a precipitar, por tanto al añadir Ca(OH)_2 , éste se disuelve y precipita el Mg(OH)_2 .

3. ELEMENTOS DE LOS BLOQUES d Y f (pág. 293)

16. $\text{Sc}^{3+} (Z = 21): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 $\text{Zn}^{2+} (Z = 30): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$
 $\text{Fe}^{2+} (Z = 26): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
 $\text{Fe}^{3+} (Z = 26): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$
 $\text{Co}^{2+} (Z = 27): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7$
 $\text{Co}^{3+} (Z = 27): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
17. La síntesis de amoníaco a partir de sus elementos N_2 y H_2 , por el proceso Haber se lleva a cabo a temperatura y presión elevadas y además con la presencia de hierro finamente dividido, que actúa como catalizador. La reacción es la siguiente:



18. Cuanto mayor es el estado de oxidación del metal, mayor es el carácter ácido del óxido, de manera que:
 CrO_3 (estado de oxidación del Cr +6) ácido
 Cr_2O_3 (estado de oxidación del Cr +3) anfótero
 CrO (estado de oxidación del Cr +2) básico

4. ELEMENTOS DEL BLOQUE p

(págs. 295, 298, 301, 304, 305, 307 y 308)

19. El carácter metálico viene caracterizado por una baja electronegatividad, baja energía de ionización y elevada afinidad electrónica. Dentro del grupo 13, al aumentar el número atómico, disminuyen la electronegatividad y la energía de ionización, además aumenta la afinidad electrónica y, por tanto, aumenta el carácter metálico.
20. $2 \text{ Ga (s)} + 6 \text{ HCl (aq)} \rightarrow 2 \text{ GaCl}_3 \text{ (aq)} + 3 \text{ H}_2 \text{ (g)}$
 $4 \text{ Ga (s)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Ga}_2\text{O}_3 \text{ (s)}$
21. Para obtener aluminio a partir del cloruro de aluminio es necesario reducir el ion Al^{3+} , por tanto debe utilizarse un metal con un potencial de reducción inferior al del

aluminio, que sería el caso del magnesio, el sodio, el calcio, el potasio y el litio.

22. Datos: $m(\text{bauxita}) = 10,0 \text{ kg}$ riqueza: 60 %

Según la reacción global del proceso:

$$2 \text{ Al}_2\text{O}_3 (\text{s}) \rightarrow 4 \text{ Al} (\text{l}) + 3 \text{ O}_2 (\text{g})$$

$$10,0 \text{ Kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} \cdot \frac{60 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{100 \text{ g bauxita}} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{101,96 \text{ g Al}_2\text{O}_3} \cdot \frac{4 \text{ mol Al}}{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \cdot \frac{26,98 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 3 \text{ 175,36 g Al}$$

Podrían obtenerse **3 175,36 g** de aluminio.

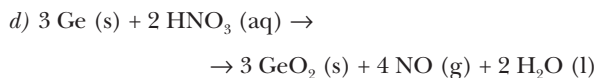
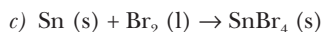
23. Las formas alotrópicas de un elemento son las distintas formas cristalinas en las que puede existir, debido a las diferentes condiciones de presión y temperatura.

El carbono puede presentarse en forma de diamante, grafito o carbono amorfo.

El hierro puede existir en tres formas, denominadas hierro alfa, hierro gamma y hierro delta.

24. El carácter metálico viene caracterizado por una baja electronegatividad, baja energía de ionización y elevada afinidad electrónica. Dentro del grupo 14, al aumentar el número atómico, disminuyen la electronegatividad y la energía de ionización, además aumenta la afinidad electrónica y, por tanto, aumenta el carácter metálico.

25. a) $\text{Ge} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{GeO}_2 (\text{s})$



26. Respuesta sugerida:

Pueden tratarse los puntos siguientes:

- Explicación del proceso. Consiste en el calentamiento de la hulla en hornos cerrados y en una atmósfera inerte, a una temperatura lo bastante elevada para provocar la descomposición química en otros productos de interés.
- Productos obtenidos. La destilación seca de la hulla da lugar a cuatro fracciones, que son amoníaco, alquitrán, gas natural y coque.
- Utilidades de los productos obtenidos. Destacamos el carbón de coque, utilizado en la metalurgia del hierro y del acero, y como calefacción en los núcleos urbanos, ya que su combustión permite disminuir la contaminación ambiental. El gas natural está sustituyendo al denominado *gas ciudad*, que también se obtiene por el mismo proceso.

27. Respuesta sugerida:

Para describir el efecto invernadero pueden tratarse los puntos siguientes:

- Determinación del efecto. Consiste en el aumento de temperatura de la superficie terrestre como consecuencia de la acumulación creciente de gases invernadero en la atmósfera.

- Gases invernadero y origen. Dióxido de carbono (CO_2), vapor de agua (H_2O), metano (CH_4) y óxidos de nitrógeno.

- Explicación de la acción de la atmósfera sobre la energía procedente del Sol en una situación normal.

- Actuación de la atmósfera con una presencia elevada de gases invernadero.

- Consecuencias del efecto invernadero. Disminución de la producción agraria y elevación del nivel del mar.

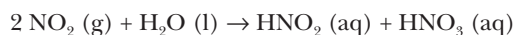
28. El carbono y el oxígeno forman enlaces que están localizados en una molécula de CO_2 , por lo que esta sustancia es covalente molecular.

En cambio, el silicio y el oxígeno se unen por enlaces covalentes que se extienden en las tres direcciones dando lugar a una sustancia covalente atómica.

29. El carácter metálico viene caracterizado por una *baja electronegatividad, baja energía de ionización y elevada afinidad electrónica*. Dentro del grupo 15, al aumentar el número atómico, disminuyen la electronegatividad y la energía de ionización, además aumenta la afinidad electrónica y, por tanto, aumenta el carácter metálico.

30. El amoníaco presenta un *carácter básico* frente el agua ya que es la especie que recibe el protón, mientras que el agua libera un protón. En cambio, el ion amonio presenta *carácter ácido* frente al agua ya que es la especie que libera un protón, que aceptará el agua.

31. La reacción de desproporción es:



Si nos fijamos en los estados de oxidación del nitrógeno, podremos observar que en los reactivos es +4 y en los productos, +3 y +5, por tanto una reacción de desproporción es aquella en que un mismo elemento se oxida y se reduce al pasar a reactivos.

32. Por orden de aparición:

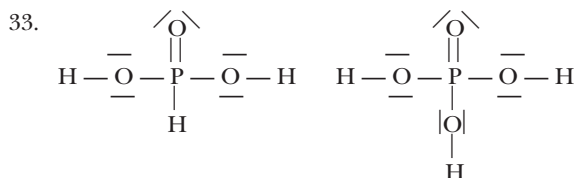
NH_3 estado de oxidación +3

NO estado de oxidación +2

NO_2 estado de oxidación +4

HNO_3 estado de oxidación +5

HNO_2 estado de oxidación +3



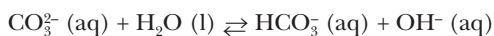
34. El agua es un líquido, a diferencia de las demás moléculas, porque el oxígeno es un elemento muy electronegativo, de manera que los enlaces covalentes están muy polarizados. Además es un átomo muy pequeño y esto posibilita la formación de enlaces de hidrógeno entre el oxígeno de una molécula y el hidrógeno de otra. Estos enlaces de hidrógeno son los responsables de que en condiciones ordinarias el agua esté en estado líquido, ya que su estructura es más ordenada que para el resto.

35. La capacidad calorífica molar nos indica la energía necesaria para aumentar 1 K la temperatura de 1 mol de agua. En el agua este valor es muy elevado, lo que significa que para modificar la temperatura del agua es necesario un gran aporte o desprendimiento de energía.

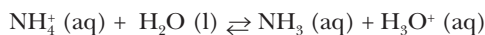
36. Las dos sales en agua presentan inicialmente una disociación en sus respectivos iones:



De los cuatro iones formados, dos provienen de especies que son ácidos o bases fuertes, como el Cl^- y Na^+ , respectivamente. En cambio, los otros dos iones provienen de especies débiles, de manera que con el agua dan lugar a un equilibrio de hidrólisis, generando el ácido o la base de la cual provienen:



En este caso el agua actúa como un ácido porque es la especie que cede el protón.



Y en este caso actúa como una base porque es la especie que capta el protón.

Si el agua no pudiera actuar como ácido y como base, no sería posible la hidrólisis de dos como las anteriores.

37. O (Z = 8): $1s^2 2s^2 2p^4$

S (Z = 16): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Se (Z = 34): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

Te (Z = 52): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$

En todos los casos se forma un anión con dos cargas negativas, ya que si nos fijamos en la configuración electrónica, si todos los elementos captan dos electrones, consiguen configuración electrónica de gas noble.

38. Óxidos: O^{2-} ; estado de oxidación -2

Peróxidos: O_2^{2-} ; estado de oxidación -1

Superóxidos: O_2^- ; estado de oxidación -0,5

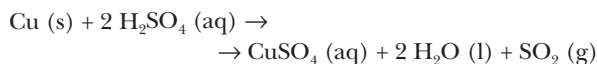
39. El carácter metálico viene caracterizado por una baja electronegatividad, baja energía de ionización y elevada afinidad electrónica. Al desplazarnos hacia la derecha en un período la electronegatividad aumenta y la energía de ionización también, ya que el radio es cada vez menor, la afinidad electrónica disminuye y por tanto el carácter metálico es menor.

40. Los óxidos de los dos primeros elementos del grupo son iónicos y tienen carácter básico. Los metales de transición y los semimetales forman óxidos de menor carácter iónico que suelen ser anfóteros y los no metales forman óxidos covalentes de carácter ácido.

41. Datos: $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) = 1,0 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$

H_2SO_4 98 %

Escribimos la reacción ajustada:



Calculamos las masas molares necesarias:

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) = 249,79 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{Cu}) = 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Calculamos la masa cobre:

$$1000 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}}{249,7 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{63,55 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 254,51 \text{ g Cu}$$

Deben reaccionar **254,51 g** de Cu.

42. Las configuraciones de los halógenos son:

F (Z = 9): $1s^2 2s^2 2p^5$

Cl (Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

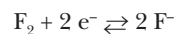
Br (Z = 35): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

I (Z = 53): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$

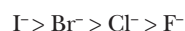
At (Z = 85): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$

En todos los casos se formará un anión con una carga negativa, ya que si nos fijamos en la configuración electrónica, si todos los elementos captan un electrón, consiguen configuración electrónica de gas noble.

43. Tomando como ejemplo el F_2 , tenemos:



Cuanto más oxidante es una especie química, menor será el carácter reductor de su par conjugado. Como el F_2 es el de mayor poder oxidante, el ion F^- será el de menor poder reductor. Por lo tanto, el poder reductor disminuye del siguiente modo:



44. El HF forma enlaces de hidrógeno porque el flúor es un elemento muy electronegativo y muy pequeño (el más electronegativo de la Tabla Periódica), de manera que el enlace covalente con el hidrógeno es muy polarizado, y esto facilita la formación de enlaces de hidrógeno entre el flúor de una molécula y el hidrógeno de otra, a diferencia del resto de los elementos, que ya no son ni lo suficientemente pequeños ni presentan una electronegatividad tan elevada.

45. Para justificar el orden del carácter ácido, debemos analizar la energía del enlace H-X. Cuanto mayor es la energía del enlace, menor es el carácter ácido de los hidrácidos, ya que eso significa que el enlace es más estable y resulta más difícil la pérdida del H⁺.

Las energías de enlace son:

H-F: 568,2 kJ·mol⁻¹

H-Cl: 431,9 kJ·mol⁻¹

H-Br: 366,1 kJ·mol⁻¹

H-I: 298,3 kJ·mol⁻¹

Por tanto, el orden creciente del carácter ácido es: HF < HCl < HBr < HI

46. Las únicas fuerzas que permiten que los gases nobles puedan existir en estado líquido son las fuerzas de dispersión, ya que los átomos que forman los gases nobles no presentan polarización permanente.

47. *Respuesta sugerida:*

Se pueden tratar algunas de las aplicaciones siguientes:

Helio: gas de globos dirigibles, en estado líquido se utiliza para el estudio de superconductividad o para enfriar.

Neón: tubos de descarga.

Argón: creación de atmósferas inertes para realizar soldaduras, tubos fluorescentes, llenado de lámparas eléctricas y contadores Geiger.

Kriptón: lámparas fluorescentes y de flash para fotografía de alta velocidad.

Xenón: tubos electrónicos e industria nuclear.

Radón: fuente de partículas alfa en el tratamiento del cáncer, predicción de terremotos.

48. *Respuesta sugerida:*

Helio: descubierto en 1868 por Janssen y Lockyer. Janssen detectó una nueva línea en el espectro solar durante el eclipse de 1868, que le llevó a la existencia del helio, de ahí surgió el nombre. Más adelante, en 1895, fue descubierto por Ramsay, e independientemente, por Cleve y Langlet, en la clevita, un mineral de uranio.

Neón: descubierto en 1898 por Ramsay y Travers.

Argón: descubierto en 1894 por Rayleigh y Ramsay, aunque en 1785 Cavendish ya sospechaba que en el aire se podía encontrar este gas.

Kriptón: descubierto en 1898 por Ramsay y Travers. Es de destacar que desde 1960 se define la unidad del SI el metro con respecto a la línea espectral de este gas.

Xenón: descubierto en 1898 por Ramsay y Travers.

Radón: descubierto en 1898 por Dorn, aunque fueron Ramsay y Gray quienes lo aislaron y determinaron su densidad.

5. HIDRÓGENO (pág. 309)

49. *Enlace iónico:* el hidrógeno forma el ion hidruro H⁻ (de manera que adquiere estructura electrónica de gas noble, He) al captar un electrón de metales muy electropositivos que les sea fácil ceder el electrón. Se forma el enlace iónico por la presencia de fuerzas electrostáticas entre uno y otro ion. Ejemplos: NaH, LiH, CaH₂.

Enlace covalente: el hidrógeno comparte un electrón con otro elemento de los grupos 13 a 17 y con berilio y magnesio, de manera que consigue tener dos electrones en su capa más externa (al igual que la configuración del He). Al compartir el electrón se establece el enlace covalente. Ejemplos: NH₃, CH₄, HCl, H₂O.

Enlace de hidrógeno: este enlace se da en átomos de hidrógeno que están unidos a átomos muy electronegativos y muy pequeños, como es el caso del flúor, el oxígeno y el nitrógeno, de manera que el hidrógeno se encuentra polarizado positivamente dentro de la molécula. Esto permite que se pueda generar un enlace entre el hidrógeno y el extremo negativo de otra molécula igualmente polarizada. Este enlace no es tan fuerte como un enlace iónico o covalente, pero es más fuerte que un enlace dipolo-dipolo.

50. LiH, BeH₂, B₂H₆, CH₄, NH₃, H₂O, HF.

LiH: hidruro iónico, sólido iónico, con elevado punto de fusión y carácter básico.

BeH₂, B₂H₆, CH₄, NH₃, H₂O, HF: hidruros covalentes.

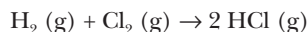
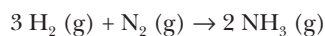
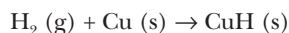
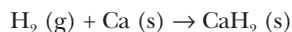
BeH₂: sólido blanco no volátil.

B₂H₆: gas, espontáneamente inflamable.

CH₄, NH₃: gases. El CH₄ tiene moléculas apolares; el NH₃ es incoloro y de olor desagradable, moléculas polares y existencia de enlaces de hidrógeno.

H₂O: líquido debido a los enlaces hidrógeno entre las moléculas.

HF: líquido incoloro, con presencia de enlaces de hidrógeno.

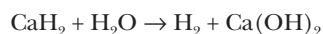


52. *Datos:* $V (\text{H}_2) = 26,4 \text{ L}$ $T = 20 + 273 = 293 \text{ K}$

$$P = 746 \text{ mm Hg} = 0,98 \text{ atm}$$

$$M(\text{CaH}_2) = 42,096 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Escribimos la reacción ajustada:



Calculamos los moles de H₂ que queremos obtener:

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0,98 \text{ atm} \cdot 26,4 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 293 \text{ K}} = 1,079 \text{ mol}$$

Calculamos la masa de CaH_2 necesaria:

$$1,079 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaH}_2}{2 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{42,096 \text{ g CaH}_2}{1 \text{ mol CaH}_2} = 22,7 \text{ g CaH}_2$$

Se necesitan **22,7 g** de CaH_2 .

RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 312)

53. Datos: HCl: 26,2 % $d = 1,13 \text{ g/mL}$

$m(\text{muestra}) = 20 \text{ g}$, 60 % silicato

$$M(\text{K}_2\text{SiO}_3) = 154,29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{SiO}_2) = 60,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Ecuación ajustada:



a) Calculamos el volumen de la disolución de HCl:

$$20 \text{ g muestra} \cdot \frac{60 \text{ g K}_2\text{SiO}_3}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{SiO}_3}{154,29 \text{ g K}_2\text{SiO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol K}_2\text{SiO}_3} \cdot \frac{36,45 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{26,2 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,13 \text{ g disolución}} = 19,2 \text{ mL}$$

Se necesitan **19,2 mL** de disolución.

b) Calculamos la masa de sílice que se producirá:

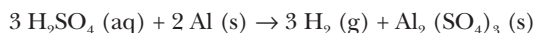
$$20 \text{ g muestra} \cdot \frac{60 \text{ g K}_2\text{SiO}_3}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{SiO}_3}{154,29 \text{ g K}_2\text{SiO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{1 \text{ mol K}_2\text{SiO}_3} \cdot \frac{60,09 \text{ g SiO}_2}{1 \text{ mol SiO}_2} = 4,67 \text{ g SiO}_2$$

Se producirán **4,67 g** de SiO_2 .

54. Datos: $V(\text{H}_2) = 1,5 \text{ L}$, $0,5 \text{ M}$ $P = 2 \text{ atm}$

$$T = 28 + 273 = 301 \text{ K}$$

Ecuación ajustada:



Calculamos los moles de H_2 que contienen los 1,5 L:

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{2 \text{ atm} \cdot 1,5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 301 \text{ K}} = 0,122 \text{ mol}$$

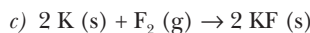
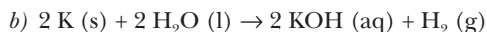
Calculamos el volumen de la disolución de ácido sulfúrico:

$$0,122 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{3 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{0,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,24 \text{ L}$$

Deben reaccionar **0,24 L** de disolución.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 313)

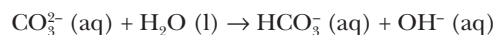
55. Los metales alcalinos no se encuentran libres en la naturaleza debido a su elevada reactividad. Según su estructura electrónica, presentan elevada tendencia a ceder su electrón de valencia formando los iones M^+ , que son muy estables.



57. El carbonato de sodio en agua se disocia en los iones correspondientes según la ecuación:



De los dos iones formados, uno de ellos (Na^+) proviene de una especie que es base fuerte (NaOH) y el otro ion, en cambio, proviene de una especie que es ácido débil (H_2CO_3), de manera que, con el agua, este ion puede dar lugar a un equilibrio de hidrólisis, generando el ácido correspondiente. Así, el ion capta protones del agua, de manera que actúa como una base, por eso la disolución acuosa tiene carácter básico:



58. Los metales alcalinotérreos son algo más electronegativos que los alcalinos porque tienen una energía de ionización mayor, debido a que su radio es inferior. Por otro lado, presentan una elevada afinidad electrónica, debido a que su estructura electrónica (terminada en ns^2) le confiere una estabilidad adicional al sistema y, por tanto, poca tendencia a aceptar un electrón.

59. El número de oxidación más frecuente de los elementos del grupo 13 es +3.



60. Datos: $m(\text{roca}) = 200 \text{ g}$, 80 % en CaCO_3

$$\text{HCl: } 35 \text{ \% } \quad d = 1,18 \text{ g/mL}$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 100,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{HCl}) = 36,458 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{CaCl}) = 110,98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Ecuación ajustada:



a) Calculamos el volumen necesario de la disolución de HCl:

$$200 \text{ g muestra} \cdot \frac{80 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{36,458 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{35 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,18 \text{ g disolución}} = 282,23 \text{ mL}$$

Se necesitan **282,23 mL** de disolución de HCl.

b) Calculamos la masa de sal obtenida:

$$200 \text{ g muestra} \cdot \frac{80 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{110,98 \text{ g CaCl}}{1 \text{ mol CaCl}} = 177,4 \text{ g}$$

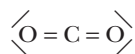
Se obtendrán **177,4 g** de sal.

c) Calculamos el volumen de CO₂:

$$200 \text{ g muestra} \cdot \frac{80 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol CO}_2 \text{ cn}} = 35,81 \text{ L}$$

En condiciones normales se desprenden **35,81 L** de CO₂.

61. CO₂



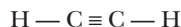
Sobre el carbono hay dos pares de electrones de valencia que los distribuye en forma lineal. La geometría de la molécula será lineal porque los dos pares de electrones son enlazantes.

CO



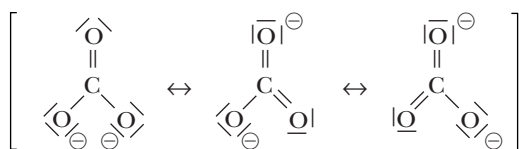
La molécula es lineal porque la geometría de una molécula formada por dos átomos sólo puede ser lineal.

C₂H₂



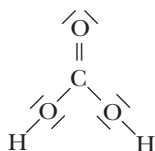
La geometría de la molécula es lineal porque cada átomo de carbono es como si tuviera dos pares de electrones enlazantes que sólo puede distribuir de forma lineal.

CO₃²⁻



Sobre el carbono hay tres pares de electrones de valencia que los distribuye en forma triangular. La geometría de la molécula será de triángulo equilátero porque los tres pares de electrones son enlazantes.

H₂CO₃



Sobre el carbono hay tres pares de electrones de valencia que los distribuye en forma triangular. La geometría de la molécula será de triángulo equilátero porque los tres pares de electrones son enlazantes.

62. a) C (s) + O₂ (g) → CO₂ (g)

b) C (s) + 2Cl₂ (g) → CCl₄ (g)

c) 2 C (s) + SiO₂ (s) → 2 CO (g) + Si (l)

63. El CO₂ es uno de los llamados *gases invernadero*. Su influencia en el clima de la Tierra es realmente negativa cuando este gas se acumula por encima de unos límites tolerables en la atmósfera, como consecuencia de la combustión del carbón, el gas natural y los derivados del petróleo.

Provoca, junto con otros gases, el llamado *efecto invernadero*, produciendo un aumento ligero, pero apreciable, de la temperatura global del planeta.

Las consecuencias más inmediatas de este fenómeno son la disminución agraria y el progresivo deshielo de los casquetes polares y otras zonas parecidas, con el riesgo que esto supone por el aumento del nivel del agua del mar.

64. a) N₂ (g) + 6 Li (s) → 2 Li₃N (s)

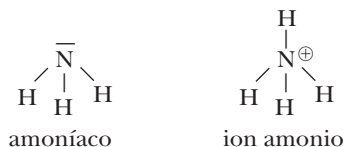
b) As (s) + $\frac{5}{2}$ F₂ (g) → AsF₅ (s)

c) N₂ (g) + 3 Sr (s) → Sr₃N₂ (s)

d) 2 Sb (s) + $\frac{3}{2}$ O₂ (g) → Sb₂O₃ (s)

2 Sb (s) + $\frac{5}{2}$ O₂ (g) → Sb₂O₅ (s)

65.



Amoníaco: el átomo central, N, tiene tres pares de electrones enlazantes y un par no enlazante en la capa de valencia. Dispone los cuatro pares en forma tetraédrica y la geometría de la molécula será de pirámide trigonal.

Ion amonio: el átomo central, N, tiene cuatro pares de electrones enlazantes en su capa de valencia. Los dispondrá en forma tetraédrica y la geometría de la molécula será tetraédrica.

66. a) El amoníaco presenta puntos de fusión y de ebullición anómalamente altos dentro de la serie de los hidruros de los elementos del grupo 15 debido a la presencia de enlaces de hidrógeno.

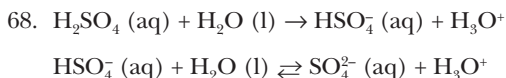
b) El nitrógeno es un elemento del segundo período y no puede tener más de ocho electrones de valencia.

c) La molécula de nitrógeno está formada por dos átomos unidos por un triple enlace. Es muy inerte debido a la elevada energía de disociación.

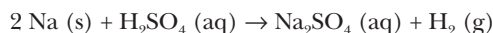
La molécula de fósforo blanco consta de cuatro átomos de fósforo dispuestos en los vértices de un tetraedro. Cada átomo de fósforo está unido con un enlace simple a los otros tres átomos. Estos enlaces son más

fáciles de romper que el triple enlace de la molécula de nitrógeno.

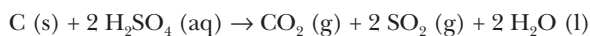
67. a) $S_8 (s) + 16 K (s) \rightarrow 8 K_2S (s)$
 b) $8 H_2S (g) + 4 O_2 (g) \rightarrow S_8 (s) + 8 H_2O (l)$
 c) $K_2O (s) + H_2O (l) \rightarrow 2 KOH (aq)$
 d) $Cd (s) + O_2 (g) \rightarrow CdO_2 (s)$
 e) $SO_2 (g) + H_2O (l) \rightarrow H_2SO_3 (aq)$



69. En la siguiente reacción, el ácido sulfúrico actúa como oxidante, siendo los hidrógenos del ácido los que disminuyen su número de oxidación:



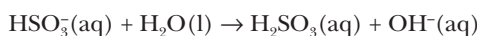
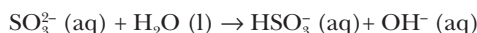
Concentrado y caliente, el poder oxidante del ácido sulfúrico radica en el azufre:



70. Al disolverse en agua, el sulfito de sodio formará los iones sodio y sulfito:



El ion sulfito se hidrolizará según las ecuaciones:

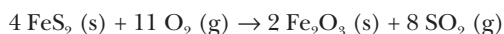


Por lo tanto, la disolución resultante será básica debido a la presencia de iones OH^- .

71. Datos: $m(\text{pirita}) = 2\,000\text{ kg}$ 87 %

$$M_r(SO_2) = 119,71\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Ecuación ajustada:



a) Calculamos el volumen de SO_2 obtenido.

$$2\,000\,000\text{ g pirita} \cdot \frac{87\text{ g FeS}_2}{100\text{ g pirita}} \cdot \frac{1\text{ mol FeS}_2}{119,71\text{ g FeS}_2} \cdot \frac{8\text{ mol SO}_2}{4\text{ mol FeS}_2} \cdot \frac{0,0224\text{ m}^3}{1\text{ mol SO}_2} = 651,3\text{ m}^3$$

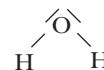
Se obtienen **651,7 m³** de dióxido de azufre.

b) Calculamos el volumen de oxígeno.

$$2\,000\,000\text{ g pirita} \cdot \frac{87\text{ g FeS}_2}{100\text{ g pirita}} \cdot \frac{1\text{ mol FeS}_2}{119,71\text{ g FeS}_2} \cdot \frac{11\text{ mol O}_2}{4\text{ mol FeS}_2} \cdot \frac{0,0224\text{ m}^3}{1\text{ mol O}_2} = 895,4\text{ m}^3$$

Se necesitan **895,4 m³** de oxígeno.

72. Los dos enlaces H-O están polarizados debido a la mayor electronegatividad del oxígeno. Puesto que la molécula de agua es angular, presentará un momento dipolar molecular.



La polaridad del agua y la presencia de enlaces puente de hidrógeno pueden explicar las siguientes propiedades:

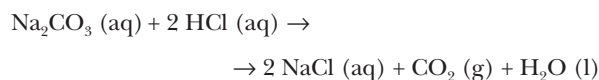
- Posee elevados puntos de fusión y de ebullición si tenemos en cuenta que se trata de un compuesto molecular.
- Posee un elevado calor específico.
- Su calor de vaporización es elevado.
- Es capaz de disolver compuestos.
- Es capaz de disolver moléculas covalentes dando lugar a iones debido a su poder ionizante.

73. Datos: $m(Na_2CO_3) = 25\text{ g}$ $M(HCl) = 2\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$T = 288\text{ K} \quad P = 750\text{ mm Hg} = 0,987\text{ atm}$$

$$M_r(Na_2CO_3) = 105,99\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Ecuación ajustada:



Calculamos el volumen de disolución utilizado.

$$25\text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1\text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{105,99\text{ g Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{2\text{ mol HCl}}{1\text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{1\text{ L dis.}}{1\text{ mol HCl}} = 0,236\text{ L dis.}$$

Calculamos los moles de CO_2 obtenidos.

$$25\text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1\text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{105,99\text{ g Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{2\text{ mol HCl}}{1\text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = 0,236\text{ mol CO}_2$$

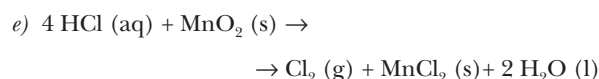
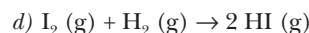
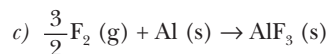
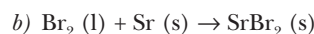
Aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales para calcular el volumen de dióxido de carbono.

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

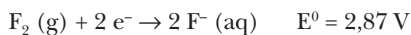
$$V = \frac{0,236\text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{K}\cdot\text{mol}} \cdot 288\text{ K}}{0,987\text{ atm}} = 5,65\text{ L}$$

Se gasta un volumen de **0,236 L** de disolución de ácido clorhídrico y se obtienen **5,56 L** de dióxido de carbono.

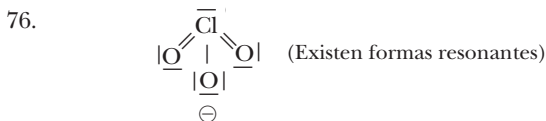
74. a) $Cl_2 (g) + 2 Li (s) \rightarrow 2 LiCl (s)$



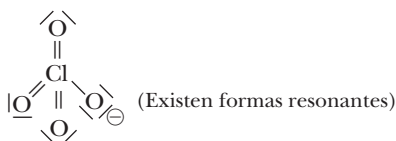
75. Si observamos los potenciales estándar de reducción del flúor y del cloro:



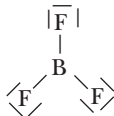
vemos que su elevado valor nos indica que necesitamos un oxidante muy fuerte para oxidar los iones F^- y Cl^- a F_2 y Cl_2 .



Sobre el cloro hay cuatro pares de electrones de valencia que los distribuye en forma tetraédrica. La geometría del ion será de pirámide trigonal, porque tres pares son enlazantes y uno no.

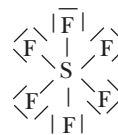


Sobre el cloro hay cuatro pares de electrones de valencia que los distribuye en forma tetraédrica. La geometría del ion será tetraédrica porque los cuatro pares son enlazantes.

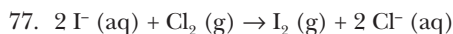


Sobre el boro hay tres pares de electrones de valencia que los distribuye en forma triangular. La geometría de

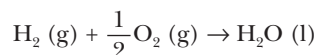
la molécula será de triángulo equilátero, porque los tres pares de electrones son enlazantes.



Sobre el azufre hay seis pares de electrones de valencia que los distribuye en forma octaédrica. La geometría de la molécula será octaédrica porque los seis pares de electrones son enlazantes.



78. En la reacción de formación del agua a partir de sus elementos, el hidrógeno actúa como reductor.



79. El hidruro de sodio es un hidruro iónico. Se trata de un sólido iónico, de alto punto de fusión y carácter básico, que contiene el ion H^- .

El sulfuro de hidrógeno es un hidruro covalente. Se trata de un compuesto gaseoso con marcado carácter ácido.

80. Hidruros iónicos: CsH , SrH_2 .

Hidruros covalentes: GeH_2 , H_2Se .

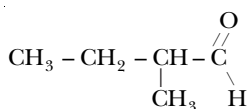
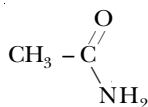
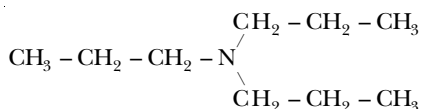
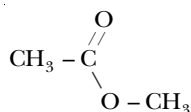
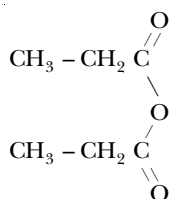
Hidruros metálicos: FeH_2 , CrH_3 .

81. Los átomos del gas noble en estado sólido se ven unidos por fuerzas entre dipolos inducidos o fuerzas de London. A medida que aumenta el tamaño del átomo, es decir, el número atómico, el átomo del gas noble es más polarizable, por lo que las fuerzas de London tienen más importancia, y cuanto mayores son las fuerzas de cohesión, mayor es el punto de ebullición.

12. Reactividad de los compuestos de carbono

ACTIVIDADES (pág. 315)

- a) 2,5-hexanodiona b) Dietilamina
- c) Acetato de propilo d) Etanonitrilo
- e) N-etilmetanamida f) Benceno
- g) Ciclobuteno h) 2, 4, 6-triclorofenol
- i) Ácido 2-clorobenzoico
- $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$



1. LOS COMPUESTOS DEL CARBONO (pág. 319)

- El butano es una molécula apolar. Entre ellas sólo existen fuerzas de dispersión. Sin embargo, entre las moléculas de agua se forman enlaces de hidrógeno.

Disolver el butano en agua significaría la ruptura de los enlaces de hidrógeno del agua, que es un proceso energéticamente desfavorable. Por ello, el butano no es soluble en agua.

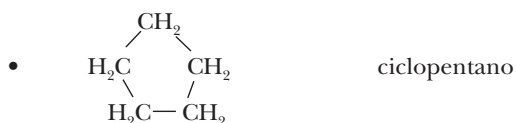
- a) - OH Alcohol
 - b) - NH₂ Amina
 - c) - Cl Halogenuro de alquilo



- La pentanona presenta estos dos isómeros:



- $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ 1-penteno
 - $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ 2-penteno



- $\text{CH}_2\text{OH} - \overset{*}{\text{C}}\text{HOH} - \text{CH}_3$ 1,2-propanodiol

El segundo carbono es asimétrico ya que tiene cuatro sustituyentes diferentes: CH₃, H, OH y CH₂OH.



El segundo carbono es asimétrico ya que tiene cuatro sustituyentes diferentes: COOH, H, Cl y CH₃.

- Datos: 26,70 % C 2,20 % H 71,10 % O
 - M_r = 90,00 u

Calculamos el número de moles de cada elemento contenidos en 100,0 g de compuesto a partir de los porcentajes en masa:

$$n_{\text{C}} = 26,70 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} = 2,22 \text{ mol C}$$

$$n_H = 2,20 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} = 2,18 \text{ mol H}$$

$$n_O = 71,10 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 4,40 \text{ mol O}$$

Teniendo en cuenta que la relación en moles de átomos es la misma que la relación en átomos, dividimos por el valor más pequeño para obtener números enteros:

$$\text{C: } \frac{2,22}{2,18} = 1,02 \approx 1 \text{ átomo C}$$

$$\text{H: } \frac{2,18}{2,18} = 1 \text{ átomo H}$$

$$\text{O: } \frac{4,40}{2,18} = 2,02 \approx 2 \text{ átomos O}$$

La fórmula empírica es CHO_2 y su masa fórmula es:

$$M_r(\text{CHO}_2) = 12,01 \text{ u} + 1,008 \text{ u} + 2 \cdot 16,0 \text{ u} = 45,018 \text{ u}$$

Calculamos la relación entre la masa molecular y la masa de la fórmula empírica:

$$\frac{M_r}{M_r(\text{CHO}_2)} = \frac{90,004 \text{ u}}{45,018 \text{ u}} \approx 2$$

lo que significa que la fórmula molecular es el doble de la fórmula empírica. Por tanto, la fórmula molecular es $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$.

7. Datos: 82,7 % $d = 2,36 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
 $t = 25^\circ \text{C}$ $P = 755 \text{ mm Hg}$

Calculamos la fórmula empírica siguiendo el mismo procedimiento empleado en el ejercicio anterior y suponiendo 100 g de compuesto:

$$m(\text{H}) = 100 - m(\text{C}) = 100 \text{ g} - 82,7 \text{ g} = 17,3 \text{ g H}$$

$$n_C = 82,7 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} = 6,89 \text{ mol C}$$

$$n_H = 17,3 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} = 17,16 \text{ mol H}$$

$$\text{C: } \frac{6,89}{6,89} = 1 \text{ átomo C}$$

$$\text{H: } \frac{17,16}{6,89} = 2,49 \approx 2,5 \text{ átomos H}$$

Si multiplicamos por 2 los valores anteriores, obtenemos una relación de números enteros sencillos:

$$\text{C: } 1 \cdot 2 = 2 \qquad \text{H: } 2,5 \cdot 2 = 5$$

La fórmula empírica es C_2H_5 y su masa fórmula es:

$$M(\text{C}_2\text{H}_5) = 2 \cdot 12,01 \text{ g} + 5 \cdot 1,008 \text{ g} = 29,06 \text{ g}$$

Calculamos la masa molecular utilizando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$P = 755 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,99 \text{ atm}$$

$$PV = nRT = \frac{m}{M}RT \Rightarrow M = \frac{m}{V} \cdot \frac{RT}{P} = d \cdot \frac{RT}{P}$$

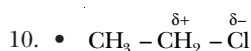
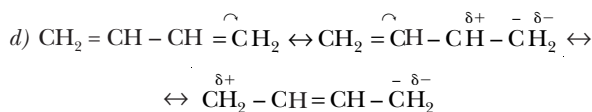
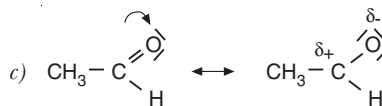
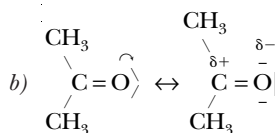
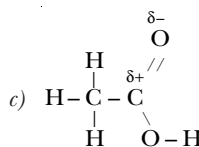
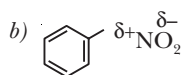
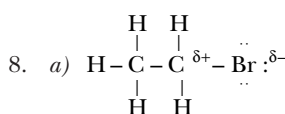
$$M = 2,36 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{0,99 \text{ atm}} = 58,25 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Calculamos la relación entre la masa molecular y la masa de la fórmula empírica:

$$\frac{M}{M(\text{C}_2\text{H}_5)} = \frac{58,25 \text{ g}}{29,06 \text{ g}} = 2$$

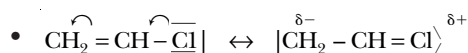
lo que significa que la fórmula molecular es el doble de la fórmula empírica. Por tanto, la fórmula molecular es C_4H_{10} .

2. DESPLAZAMIENTOS ELECTRÓNICOS EN LAS MOLÉCULAS ORGÁNICAS (pág. 321)



En la molécula de cloroetano, el cloro, al ser más electronegativo, atrae más que el carbono el par de electrones del enlace y, por esta razón, el átomo de cloro quedará con cierta carga negativa, mientras que el carbono quedará con cierta carga positiva.

Por esto decimos que el cloro tiene efecto inductivo negativo.

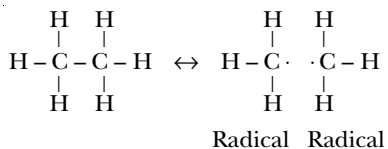


En la molécula de cloroetano, un par de electrones no enlazante puede pasar a formar un enlace con el carbono 1, quedándose el carbono 2 con un par de electrones del enlace.

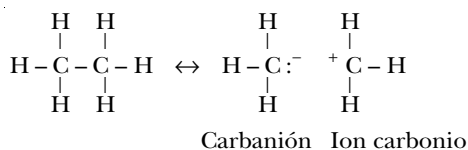
3. CLASES DE REACCIONES ORGÁNICAS

(págs. 324 y 331)

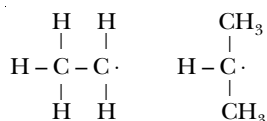
11. Ruptura homolítica:



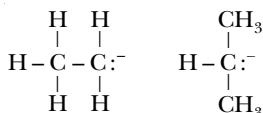
Ruptura heterolítica:



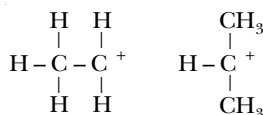
12. Radicales:



Carbaniones:



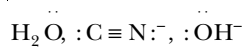
Iones carbonio:



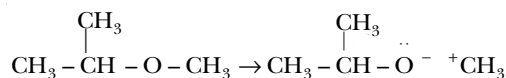
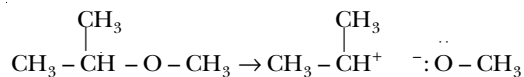
13. Electrófilas:



Nucleófilas:



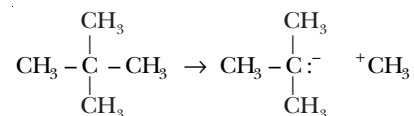
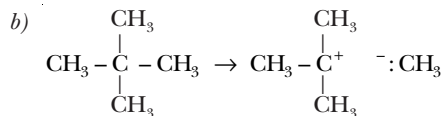
14. a)



Se romperá el enlace O—C por ser el más polarizado.

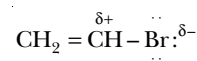
La ruptura más probable es la primera porque da lugar a un ion carbonio más sustituido, secundario.

Mientras que, en el segundo caso, se obtiene un ion carbonio primario, menos estable.



La ruptura más probable es la primera porque da lugar a un ion carbonio terciario y a un carbanión menos sustituido.

15. a) Si consideramos el efecto inductivo del Br:



Podemos esperar un ataque nucleófilo en el carbono con cierta carga positiva.

Pero si tenemos en cuenta el efecto mesómero:

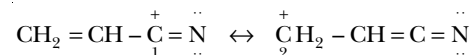


Se podría esperar un ataque electrófilo en el carbono, que queda cargado negativamente.

b) Por efecto inductivo: $\text{CH}_2 = \overset{\delta+}{\text{C}} = \overset{\delta-}{\text{C}} \equiv \text{N}$:

El átomo de carbono unido al nitrógeno soporta una carga positiva parcial y puede ser atacado por reactivos nucleófilos.

Por efecto mesómero:



Tenemos que el carbono 1 y el 2 pueden ser atacados por un reactivo nucleófilo.

16. a) Eliminación, porque se ha eliminado un grupo de átomos (—OH) y se ha formado un enlace π .

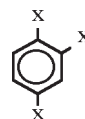
b) Condensación, porque de dos moléculas se ha formado una y se elimina una molécula pequeña (H_2O).

c) Sustitución, porque se ha sustituido un átomo de la cadena carbonada por otro.

d) Adición, porque el doble enlace ha pasado a ser simple por unión de otros átomos.

e) Eliminación, porque se ha eliminado un grupo de átomos y se ha formado un enlace π .

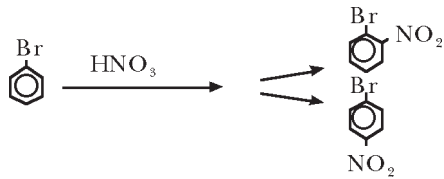
17. A partir del efecto orientador de los halógenos, podemos deducir que el derivado trihalogenado más probable es:



Para nombrarlo, ponemos como ejemplo el caso en que X = Cl.

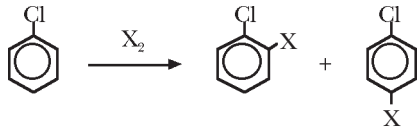
1, 2, 4-triclorobenceno

18.



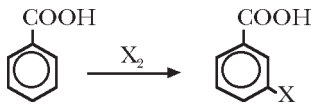
Debido al efecto orientador del $-\text{Br}$ se obtendrán principalmente los isómeros orto y para.

19. a)



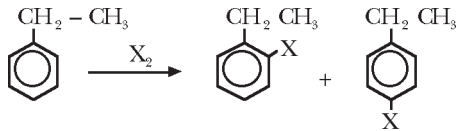
Se forman los isómeros orto y para debido al efecto orientador del $-\text{Cl}$.

b)



Se forma el isómero meta debido al efecto orientador del grupo $-\text{COOH}$.

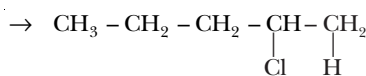
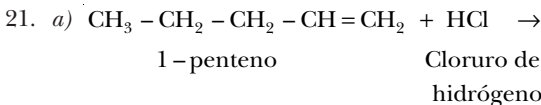
c)



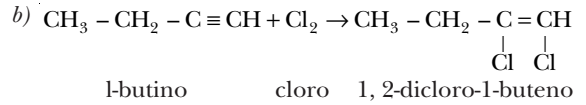
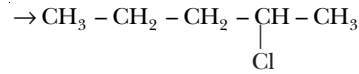
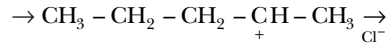
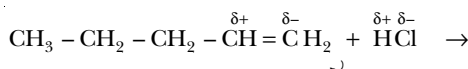
Se forman los isómeros orto y para debido al efecto orientador del $-\text{CH}_2-\text{CH}_3$.

20. Para distinguir un alcano de un alqueno podemos utilizar la reacción de adición de Br_2 .

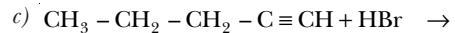
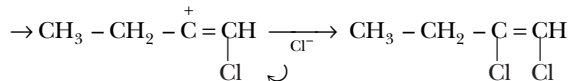
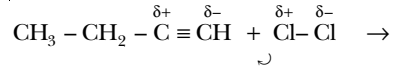
Si al añadir al hidrocarburo una solución de bromo en diclorometano ésta se decolora, es señal de que se trata del alqueno.



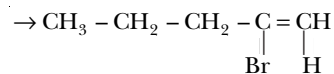
Primero se produce un ataque electrofílico, por parte del hidrógeno, sobre el carbono menos sustituido del doble enlace. Posteriormente, sobre el ion carbonio se une el nucleófilo Cl^- .



Primero se produce el ataque electrofílico con posterior captura del nucleófilo:

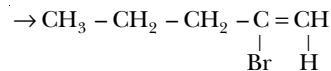
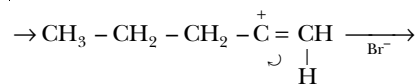
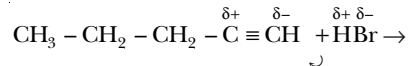


1-pentino Bromuro de hidrógeno



2-bromo-1-pentino

Primero se produce un ataque electrofílico con posterior captura de nucleófilo:



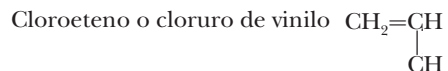
4. POLÍMEROS SINTÉTICOS (pág. 335)

22. Bolsas de plástico, botellas de plástico para agua, prendas de nailon, juguetes, vidrios de gafas (vidrio orgánico), neumáticos, raquetas de tenis, impermeables, vasos, platos y cucharillas de plástico.

23. Datos: 5 000 unidades monómero

PVC

Calculamos la masa molecular del monómero:



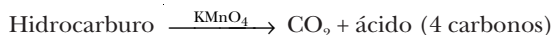
$$M_r (\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}) = 2 \cdot 12,01 \text{ u} + 3 \cdot 1,008 \text{ u} + 1 \cdot 35,45 \text{ u}$$

$$M_r (\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}) = 62,494 \text{ u}$$

Calculamos la masa molecular del polímero:

29. Datos: 85,7 % C 14,28 % H

Reacción:

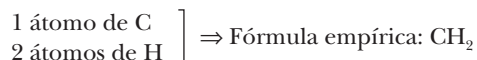


A partir del contenido en C e H, calculamos la fórmula empírica del hidrocarburo:

$$85,7 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} = 7,14 \text{ mol C}$$

$$14,28 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} = 14,17 \text{ mol H}$$

Como la relación en moles es la misma que en átomos, dividimos por el número más pequeño y obtenemos:



Según la reacción, el hidrocarburo inicial deberá tener 5 C, de manera que:



Esta fórmula corresponde al tipo general C_nH_{2n} , es por tanto un alqueno con una sola insaturación.

Suponiendo que el ácido obtenido sea de cadena lineal, el alqueno será de cadena lineal y terminal, para que se produzca la formación del CO_2 .



30. Datos: m (hidrocarburo) = 50 g

$$M_r (\text{hidrocarburo}) = 82 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m (\text{I}_2) = 309,75 \text{ g}$$

Calculamos los moles de hidrocarburo:

$$m (\text{hidrocarburo}) = 50 \text{ g hidrocarburo} \cdot$$

$$\frac{1 \text{ mol hidrocarburo}}{82 \text{ g hidrocarburo}} = 0,61 \text{ mol hidrocarburo}$$

Calculamos los moles de I_2 :

$$n (\text{I}_2) = 309,75 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{253,8 \text{ g I}_2} = 1,22 \text{ mol I}_2$$

La relación moles I_2 /moles de hidrocarburo nos dará el número de dobles enlaces que hay en una molécula del hidrocarburo, puesto que por cada doble enlace se adiciona 1 mol de I_2 .

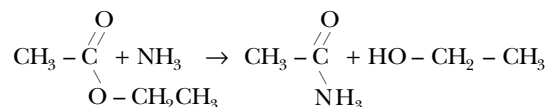
$$\frac{\text{moles I}_2}{\text{moles hidrocarburo}} = \frac{1,22}{0,61} = 2$$

Hay dos dobles enlaces.

31. Datos: m (amida) = 10,0 g

Rendimiento 75 %

Reacción:



Calculamos las masas moleculares:

$$M_r (\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2) = 88,04 \text{ u}$$

$$M_r (\text{C}_2\text{H}_6\text{ON}) = 60,03 \text{ u}$$

A partir de la amida que se desea obtener:

$$10,0 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{ON} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{ON}}{60,03 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{ON}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_8\text{O}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{ON}}$$

$$\frac{88,04 \text{ g C}_4\text{H}_8\text{O}_2}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_8\text{O}_2} \cdot \frac{100}{75} = 19,55 \text{ g C}_4\text{H}_8\text{O}_2$$

Se necesitan **19,55 g** de acetato de etilo.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 339)

32. CH_3CH_2 : radical libre

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2^-$: carbanión

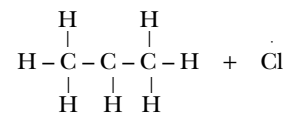
$(\text{CH}_3\text{CH}_2)_3\text{C}^+$: ion carbonio

$(\text{CH}_3)\text{C}^-$: carbanión

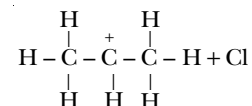
$\text{C}_6\text{H}_5\text{CHCH}_2\text{CH}_3$: radical libre

$\text{CH}_3\text{CH} = \text{CH}^+$: carbanión

33. *Ruptura homolítica*: se forman dos radicales.



Ruptura heterolítica: se formará el ion cloruro y un ion carbonio.



34. a) Nucleófilo.

b) Nucleófilo.

c) Electrófilo.

d) Nucleófilo.

e) Electrófilo.

f) Nucleófilo.

g) Electrófilo.

h) Electrófilo.

i) Nucleófilo.

Los reactivos con carácter nucleófilo poseen algún átomo con gran densidad de carga electrónica y tienden a actuar sobre átomos del sustrato con carga positiva o con deficiencia electrónica.

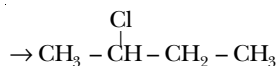
Los reactivos con carácter electrófilo poseen algún átomo con baja densidad electrónica, por lo que tienden a actuar sobre átomos del sustrato con carga negativa o gran densidad de carga electrónica.

35. a) Es una reacción de sustitución sobre el benceno. Se trata de una sustitución electrófila.
 b) Es una reacción de adición al doble enlace. Se trata de una adición electrófila.
 c) Es una reacción de eliminación. Se rompe el enlace C-Cl y se forma un carbocatión. Después se pierde un protón H⁺ y se forma el doble enlace C=C.
 d) Es una adición al triple enlace. Se trata de una adición electrófila.

36. Los alquenos se pueden distinguir de los alcanos empleando una reacción de adición de un halógeno.

Al añadir al alqueno una disolución de bromo en diclorometano, la solución se decolora porque disminuye la concentración de Br₂.

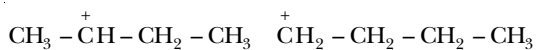
Si añadimos la disolución a un alcano, no se decolora porque el alcano no reacciona con el Br₂.



Se formará 2-clorobutano.

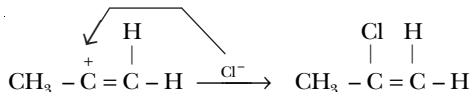
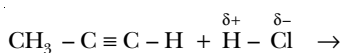
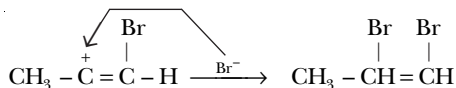
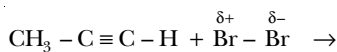
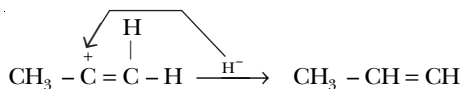
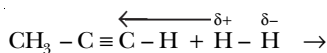
También se podría producir el 1-clorobutano, pero su formación requeriría la creación de un ion carbonio primario, mientras que la formación del 2-clorobutano requiere la formación de ion carbonio secundario, que es más estable.

Después del ataque electrófilo por parte del H⁺, los iones carbonio formados son:



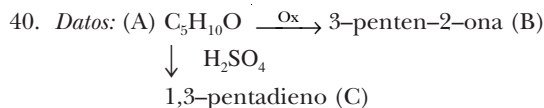
Se ha aplicado la regla de Markovnikov.

38. Primero habrá un ataque electrófilo por parte de H⁺, Br⁺ y H⁺, con posterior captura del nucleófilo

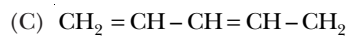
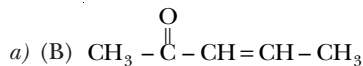


39. a) Reacción de sustitución al anillo de benceno. Se trata de una sustitución electrófila.

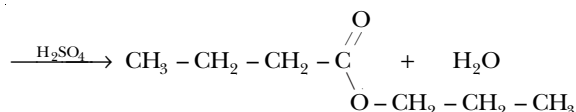
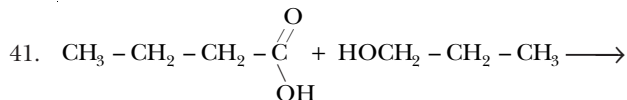
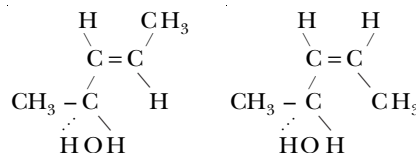
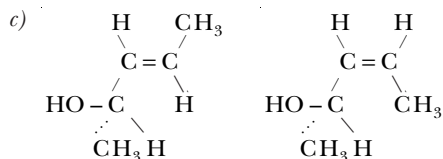
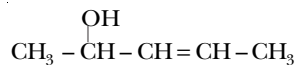
b) Reacción de adición al triple enlace. Se trata de una adición electrófila.



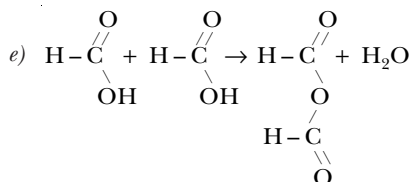
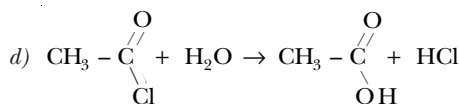
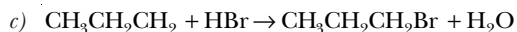
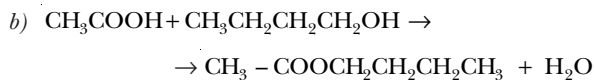
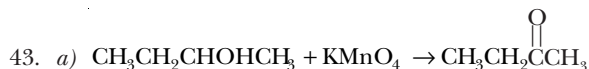
Puesto que el número máximo de hidrógenos es 2n + 2, vemos que el alcohol presenta una insaturación, es decir, presenta un doble enlace.

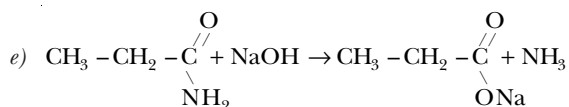
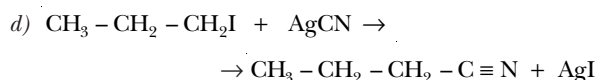
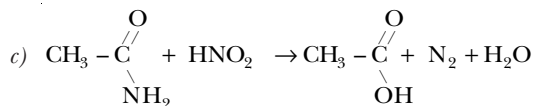
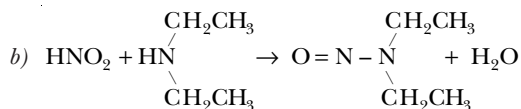
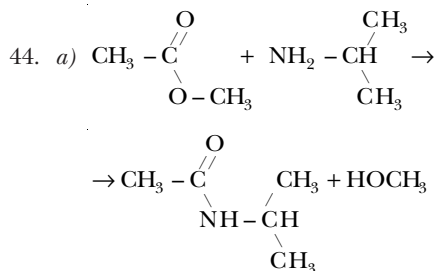
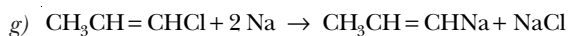
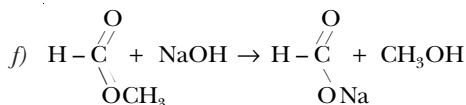


b) Se trata del 3-propen-2-ol



42. Se podría obtener por una oxidación con ruptura del doble enlace. Reactivo propuesto: ozono (O₃).





45. Datos: m (hidrocarburo) = 120 g $V = 0,5$ L
 m (H_2O) = 216 g m (hidrocarburo) = 0,58 g
 m (CO_2) = 352 g $T = 25 + 273 = 298$

$$P = 720 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,95 \text{ atm}$$

Calculamos la fórmula empírica a partir de la masa de H_2O y CO_2 , ya que todo el C y el H del hidrocarburo ha pasado a CO_2 y H_2O , respectivamente.

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18,016 \text{ u} \quad M_r(\text{CO}_2) = 44,01 \text{ u}$$

En 120 g de hidrocarburo hay:

$$216 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,016 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \simeq 24 \text{ mol H}$$

$$\rightarrow 3 \text{ átomos H}$$

$$352 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,01 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \simeq 8 \text{ mol C}$$

$$\rightarrow 1 \text{ átomo C}$$

Como la relación en moles es la misma que en átomos, dividimos por el número menor.

$$\text{Fórmula empírica: CH}_3 \quad M_r(\text{CH}_3) = 15,034 \text{ u}$$

Calculamos la masa molecular a partir de la ecuación de estado:

$$P V = n R T$$

$$P V = \frac{m}{M} R T$$

$$M = \frac{m R T}{P V} = \frac{0,58 \text{ g} \cdot 0,082 \cdot \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{0,95 \text{ atm} \cdot 0,5 \text{ L}}$$

$$M = 30,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La relación entre la masa molecular y la masa empírica nos dará el número de veces que la primera contiene la segunda:

$$\frac{M}{M(\text{CH}_3)} = \frac{30}{15} = 2$$

Fórmula molecular: C_2H_6 .

46. Datos: M_r (polibutadieno) = 10 260 u

Monómero: $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$

Calculamos la masa molecular del butadieno:

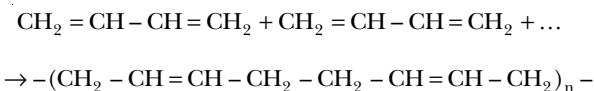
$$M_r(\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2) = 4 \cdot 12,01 \text{ u} + 6 \cdot 1,008 \text{ u} = 54,088 \text{ u}$$

Calculamos las unidades de monómero:

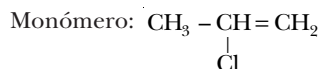
$$\frac{M_r(\text{polibutadieno})}{M_r(\text{butadieno})} = \frac{10 260 \text{ u}}{54,088 \text{ u}} = 189,7$$

El número de unidades del monómero es **190**.

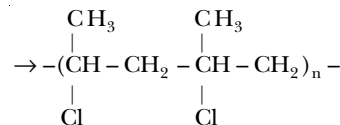
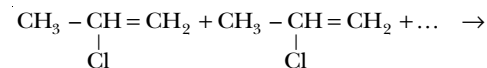
La reacción de polimerización:



47. 2-cloro-1-propeno

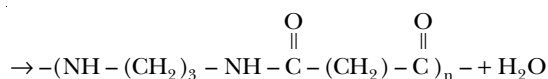


Reacción de adición:

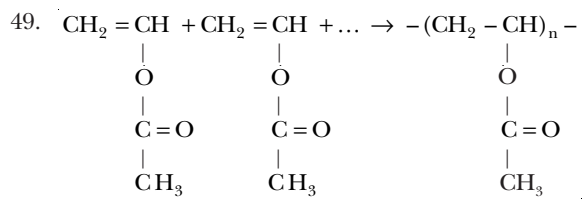


48. Datos: 1, 3-propanodiamina

Ácido butanodioico



Se trata de un **copolímero** porque está formado a partir de dos monómeros distintos.



Propuestas de pruebas finales

En las páginas siguientes se ofrecen ocho modelos de pruebas finales. Con ellos pretendemos dar al profesor/a un material útil para repasar la materia de Química y preparar a los alumnos y alumnas para una prueba global de la materia.

Al final de estos ocho modelos ofrecemos la solución detallada de todos ellos.

Para favorecer la autoevaluación, el profesor/a puede fotocopiar las páginas correspondientes del solucionario y proporcionarlas a los alumnos y alumnas.

Modelos de pruebas finales e índice de contenidos

<i>Modelo de prueba final</i>	<i>Estructura química y enlaces</i>	<i>Termodinámica, cinética y equilibrios</i>	<i>Reacciones ácido-base, oxidación-reducción, precipitación y obtención de metales</i>	<i>Química del carbono</i>
1	Cuestión 1: Estructuras de Lewis	Cuestión 2: Energía libre y entropía Problema 1: Equilibrios	Cuestión 4: Redox y equilibrio	Cuestión 3: Polímeros Problema 2: Reacciones de adición
2	Cuestión 1: Números cuánticos	Cuestión 2: Equilibrios Problema 1: Termodinámica	Cuestión 3: Electrólisis Problema 2: pH	Cuestión 4: Isómeros
3	Cuestión 3: Propiedades atómicas Cuestión 4: Estructuras de Lewis	Cuestión 1: Termodinámica Cuestión 2: Equilibrios	Problema 1: pH Problema 2: Redox	
4	Cuestión 4a: Radios iónicos Problema 1: Ciclo Born-Haber	Cuestión 3: Cálculos estequiométricos Problema 2: Equilibrios	Cuestión 1: pH Cuestión 2: Ajuste de ecuaciones	Cuestión 4b: Solubilidad
5	Cuestión 3: Conf. electrónica y números cuánticos Cuestión 4a: Geometría de iones	Cuestión 1: Termodinámica Cuestión 2: Equilibrios	Problema 2: Equilibrios y pH Cuestión 4b: Solubilidad	Problema 1: Determinación de un compuesto
6	Cuestión 3: Configuración electrónica Cuestión 4: Est. Lewis y forma geométrica	Problema 1: Cálculos estequiométricos Problema 2: Equilibrios	Cuestión 1: Redox Cuestión 2: Ácido-base	
7	Cuestión 2: Configuración electrónica Cuestión 3: Ciclo Born-Haber	Problema 1: Termodinámica Problema 2a: Cálculos estequiométricos	Cuestión 1: Ácido-base Problema 2b: Redox	Cuestión 4: Polímeros
8	Cuestión 3b: Modelos atómicos Cuestión 4: Prop. sustancias	Cuestión 1: Equilibrios Problema 1b: Termodinámica	Cuestión 2b: Redox Cuestión 3a: Redox Problema 2: pH	Problema 1a: Combustión Cuestión 2a: Éster

MODELO NÚMERO 1

Cuestión 1

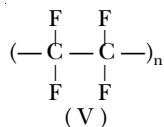
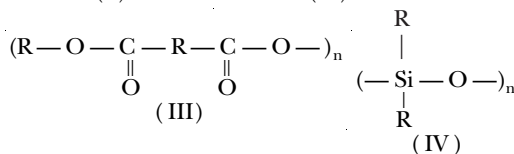
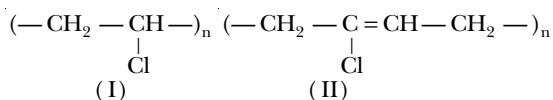
- Explica si las estructuras de Lewis justifican la forma geométrica de las moléculas o si, por el contrario, ésta debe determinarse experimentalmente para poder proponer la representación correcta.
- Indica si cada molécula se representa, en todos los casos, por una única fórmula estructural.
- Representa las estructuras de Lewis de las siguientes especies: H_2O y NO_3^- . Relaciona estas estructuras con su estabilidad.

Cuestión 2

Escribe tres reacciones espontáneas cualesquiera y razona el signo de ΔG para cada una de ellas. Señala qué datos habría que conocer para saber si al producirse las reacciones aumenta el grado de desorden y cuál de ellas transcurriría a mayor velocidad.

Cuestión 3

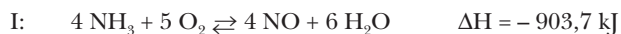
Dadas las siguientes estructuras poliméricas: cloruro de polivinilo, teflón (tetrafluoretileno), cloropreno (neopreno), silicona y poliéster:



- Asocia cada una de ellas con su nombre e indica cuáles son polímeros elastómeros y cuáles son termoplásticos.
- Enumera al menos un uso, doméstico o industrial, de cada una de ellas.
- Señala al menos dos polímeros cuyo mecanismo de polimerización sea por adición.

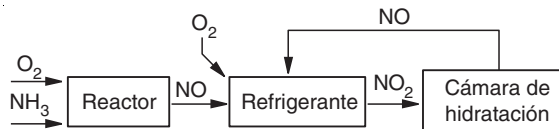
Cuestión 4

El esquema de obtención industrial del ácido nítrico puede resumirse en las siguientes etapas:



- Escribe los números de oxidación del nitrógeno en cada uno de los compuestos.
- Señala qué tipo de reacción redox se produce en cada una de las etapas del proceso.

- Indica cómo afectaría un aumento de presión y de temperatura en los equilibrios I y II.
- Observa el esquema adjunto y razona si las etapas I y II se realizan a diferentes temperaturas.



Problema 1

La reacción $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$ tiene una constante de equilibrio, K_c , cuyo valor es 0,671 a 45 °C. Calcula la presión total en el equilibrio en un recipiente que se ha llenado con N_2O_4 a 12 atmósferas y a dicha temperatura.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Problema 2

- A una muestra de 100 g de un hidrocarburo lineal C_4H_2 (A) se le adiciona hidrógeno. Calcula el volumen de hidrógeno medido a 700 mm Hg de presión y a una temperatura de 50 °C que habría reaccionado si el producto obtenido fuese C_4H_6 (B).
- Calcula cuántos moles de ácido bromhídrico habría que añadir al C_4H_6 obtenido para que desaparezcan totalmente los dobles enlaces y se obtenga el producto C.
- Formula y nombra los productos A, B y C, y escribe las reacciones que tienen lugar en los apartados a y b.

Datos: Masas atómicas: $\text{C} = 12,01$; $\text{H} = 1,008$

MODELO NÚMERO 2

Cuestión 1

- Define los diferentes números cuánticos e indica la letra con la que se representan y los valores que pueden tomar.
- Enuncia el principio de exclusión de Pauli.
- A partir de los números cuánticos, deduce el número de electrones que pueden tener los orbitales $2p$ y los orbitales $3d$.
- Indica en qué orbitales se encuentran los electrones definidos por las siguientes combinaciones de números cuánticos: $(1, 0, 0, -\frac{1}{2})$ y $(3, 1, 0, \frac{1}{2})$

Cuestión 2

El dióxido de nitrógeno, de color rojo pardusco, reacciona consigo mismo (se dimeriza) para dar tetraóxido de dinitrógeno, gas incoloro. Una mezcla en equilibrio a 0 °C es casi incolora y a 100 °C tiene un color pardo rojizo.

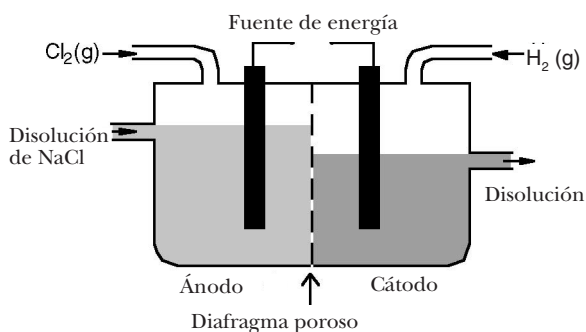
- Escribe el equilibrio químico correspondiente a la reacción de dimerización.
- La reacción de dimerización, ¿es exotérmica o endotérmica?
- Indica qué ocurriría si a 100 °C se aumenta la presión del sistema.

- d) Escribe la expresión de la constante de equilibrio K_p en función del grado de disociación y de la presión total.

Cuestión 3

La figura adjunta representa una celda para la obtención de cloro mediante electrólisis.

- a) Escribe las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo, y señala cuál es la de oxidación y cuál la de reducción.
- b) La disolución inicial de cloruro de sodio tiene un pH = 7. ¿Se produce modificación del pH durante la electrólisis? ¿Por qué?
- c) ¿Por qué se obtiene hidrógeno en lugar de sodio metálico?



Cuestión 4

- a) Formula y nombra todos los posibles hidrocarburos de fórmula C_5H_{10} que sean isómeros de cadena abierta.
- b) Escribe las reacciones que tendrán lugar al adicionar HBr a cada uno de los isómeros de cadena lineal (no ramificada) del apartado a).

Problema 1

El proceso Deacon para la obtención de cloro gaseoso se basa en hacer reaccionar cloruro de hidrógeno y oxígeno gaseosos.

- a) Escribe la ecuación ajustada del proceso, sabiendo que además de cloro se obtiene vapor de agua.
- b) Determina la variación de entalpía por mol de cloro formado e interpreta el resultado obtenido, a partir de los valores siguientes de las energías de enlace:

Entalpía de enlace H – Cl: $432 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Entalpía de enlace O = O: $499 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Entalpía de enlace Cl – Cl: $243 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Entalpía de enlace O – H: $460 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Problema 2

Un litro de una disolución acuosa de amoníaco contiene 8 g de esta sustancia.

- a) Calcula el pH de la disolución.
- b) Calcula el volumen de una disolución 0,2 M de ácido sulfúrico que debe añadirse al litro de la disolución de amoníaco para que reaccione completamente.

Datos: K_b del amoníaco = $1,85 \cdot 10^{-5}$

Masas atómicas: N = 14,01; H = 1,008

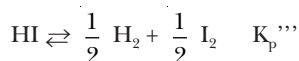
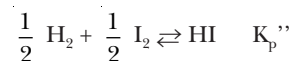
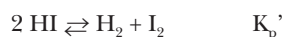
MODELO NÚMERO 3

Cuestión 1

- a) Escribe la expresión matemática del primer principio de la termodinámica e indica el sentido físico de cada término y sus unidades. Explica el significado de dicho principio.
- b) ¿Qué es y a qué se debe el denominado *efecto invernadero*? ¿Qué consecuencias pueden derivarse de una intensificación de dicho efecto y cómo podrían evitarse?

Cuestión 2

Las siguientes reacciones han alcanzado el equilibrio a una misma temperatura:



Calcula las constantes K_p' , K_p'' y K_p''' sabiendo que $K_p = 59,42$.

Cuestión 3

Dados los siguientes elementos: He, F, S, As y Sn, indica el que corresponda mejor a cada una de las propiedades siguientes y razona las respuestas:

- a) El más metálico.
- b) El de radio mayor.
- c) El más electronegativo.

Datos: Números atómicos:

He = 2; F = 9; S = 16; As = 33; Sn = 50

Cuestión 4

Representa las estructuras electrónicas mediante diagramas de Lewis y predice la forma geométrica de cada una de las siguientes especies químicas: Cl_2O , PCl_3 , HCN y BF_4^- .

Datos: Números atómicos: H = 1; B = 5; C = 6; N = 7; O = 8; F = 9; P = 15; Cl = 17

Problema 1

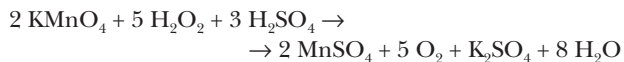
Una disolución acuosa de HI 0,1 M tiene una concentración de protones de $0,0335 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.

Calcula:

- a) Las concentraciones de todas las especies químicas presentes en el equilibrio y la constante de equilibrio de disociación del ácido.
- b) La concentración inicial de yoduro de hidrógeno que debería tener una disolución para que su pH fuera 2,0.

Problema 2

El agua oxigenada es una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) que tiene propiedades desinfectantes. La concentración de H_2O_2 en dichas disoluciones se puede determinar mediante una volumetría redox utilizando permanganato potásico (KMnO_4). La reacción que se produce es:



- a) Indica la especie química que se oxida y la que se reduce, así como los cambios en los números de oxidación.
- b) Para analizar una disolución de H_2O_2 se toman 5,0 mL de ella y se comprueba que se necesitan exactamente 39,3 mL de una disolución 0,50 M de KMnO_4 para hacer reaccionar cuantitativamente el peróxido. Calcula la concentración de la disolución de H_2O_2 expresándola en forma de molaridad y de $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$.
- c) Tenemos 1 litro de disolución 0,893 M de H_2O_2 . Si todo el peróxido pudiera transformarse en oxígeno gas, según la reacción:



¿qué volumen de gas obtendríamos, medido en condiciones normales?

Datos: Masas atómicas:

$$\text{H} = 1,008; \text{O} = 16,00; \text{K} = 39,10; \text{Mn} = 54,94$$

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

MODELO NÚMERO 4

Cuestión 1

Disponemos de una disolución de un ácido monoprótico y queremos saber si es fuerte o débil. ¿Qué datos necesitaríamos conocer? Razona la elección e indica por qué se descartan las otras:

- a) El pH de la disolución.
- b) La concentración y la masa molecular del ácido.
- c) El pH y la concentración.
- d) El pH y la masa molecular.

Cuestión 2

Escribe la ecuación molecular ajustada de cada una de las reacciones siguientes:

- a) El cinc se disuelve en ácido clorhídrico para formar cloruro de cinc e hidrógeno gaseoso.
- b) El sodio se disuelve en agua para formar hidróxido de sodio e hidrógeno gaseoso.
- c) El hierro se disuelve en ácido nítrico para formar nitrato de hierro (III), dióxido de nitrógeno gaseoso y agua.

Cuestión 3

Muchos derivados del ácido nítrico o del amoníaco se utilizan como fertilizantes agrícolas. Suponiendo que un agricul-

tor consume anualmente 320 kg de nitrato de sodio, NaNO_3 , para abonar sus tierras:

- a) Calcula el número de moles y de átomos de nitrógeno que se aporta por año a dichas tierras.
- b) Si decide cambiar este abono por nitrato de amonio, NH_4NO_3 , ¿cuántos kilogramos de este último deberá utilizar para que no varíe la aportación de nitrógeno?

Datos: Masas atómicas:

$$\text{H} = 1,008; \text{N} = 14,01; \text{O} = 16,00; \text{Na} = 22,99$$

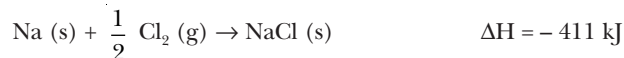
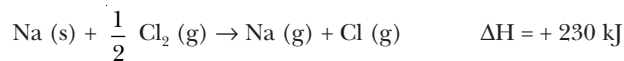
$$\text{Número de Avogadro} = 6,023 \cdot 10^{23}$$

Cuestión 4

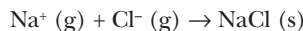
- a) Clasifica en orden creciente de radios los siguientes iones: Na^+ , Mg^{2+} , F^- y O^{2-} . Justifícalo.
- Números atómicos: $\text{O} = 8$; $\text{Na} = 11$; $\text{F} = 9$; $\text{Mg} = 12$
- b) Justifica la distinta solubilidad que presentan el metano y el metanol en agua.

Problema 1

Dadas las reacciones:



- a) Calcula la variación de entalpía para la reacción:



- b) Calcula la entalpía de formación del NaCl y exprésala en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y en $\text{J}\cdot\text{g}^{-1}$.
- c) Calcula la energía reticular del compuesto NaCl y exprésala en $\text{kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Datos: Masas atómicas: $\text{Na} = 22,99$; $\text{Cl} = 35,45$

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

Problema 2

La K_p para la reacción de disociación del N_2O_4 gaseoso vale 2,49 a 60°C , si expresamos las presiones en atmósferas.



- a) Calcula el grado de disociación del N_2O_4 a 60°C y una presión total en el equilibrio de 1 atm.
- b) Si se disminuye el volumen, a temperatura constante, predice, justificadamente:
- b.1) ¿Qué le sucederá a la cantidad (moles) de NO_2 ?
- b.2) ¿Qué le sucederá a la concentración de NO_2 ?

MODELO NÚMERO 5

Cuestión 1

- a) Se dice que las temperaturas relativamente elevadas que se observan en la estratosfera se deben al calor liberado en la

reacción de descomposición del ozono: $O_3(g) + O(g) \rightarrow 2 O_2(g)$. Justifica, mediante cálculo, esta afirmación.

- b) Indica, al menos, un contaminante atmosférico que destruya el ozono y explica su forma de actuación. Sugiere una forma de evitar dicho efecto destructivo.

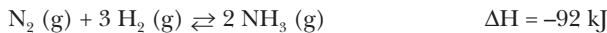
Datos: Entalpías de formación ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

$$\Delta H_f^0 [O_3(g)] = +142,3; \Delta H_f^0 [O(g)] = +247,3;$$

$$\Delta H_f^0 [O_2(g)] = 0$$

Cuestión 2

El proceso Haber para la obtención del amoníaco se realiza a presiones elevadas (unas 250 atm) y temperaturas lo más bajas posible (unos 400 °C) para que la velocidad de reacción sea suficiente. Justifica razonadamente estos hechos.



Cuestión 3

- a) La configuración electrónica de la capa de valencia de un elemento es $4s^2 3d^{10} 4p^3$. Indica a qué período y a qué familia del sistema periódico pertenece dicho elemento. ¿Qué estado de oxidación negativo debe tener?

- b) ¿Cuál o cuáles de las siguientes combinaciones son conjuntos válidos de números cuánticos, para un electrón de un átomo de carbono en su estado fundamental? Razona la respuesta e indica por qué las demás combinaciones no son válidas.

	n	l	m	s
b1)	1	0	1	$\frac{1}{2}$
b2)	2	0	0	$-\frac{1}{2}$
b3)	2	2	-1	$-\frac{1}{2}$
b4)	3	1	-1	$\frac{1}{2}$

Cuestión 4

- a) Predice las formas geométricas de los cationes amonio (NH_4^+) y oxonio (H_3O^+).
- b) Explica la distinta solubilidad en agua de estos tres gases: cloruro de hidrógeno, cloro e hidrógeno.

Datos: Números atómicos: H = 1; N = 7; O = 8

Problema 1

Los elementos presentes en un compuesto desconocido son carbono, hidrógeno y oxígeno. En una experiencia analítica se quemaron totalmente 2,9 g de compuesto y se obtuvieron 6,6 g de dióxido de carbono y 2,7 g de agua.

- a) Halla las fórmulas empírica y molecular del compuesto, sabiendo que su masa molecular está comprendida entre 50 y 60.
- b) Indica, al menos, cuatro posibles fórmulas estructurales, con su nombre, que puedan corresponderse con el compuesto desconocido.

- c) Del compuesto desconocido se sabe que por reducción da un determinado alcohol, y por oxidación, un determinado ácido. Indica los nombres: del compuesto desconocido, del alcohol que da por reducción y del ácido por oxidación.

Datos: Masas atómicas: H = 1,008; C = 12,01; O = 16,00

Problema 2

Se ha preparado una disolución, disolviendo 20 litros de NH_3 (gas), medidos a 10 °C y 2 atm de presión, en agua suficiente para alcanzar 4,5 litros de disolución. Sabiendo que la constante de disociación del NH_3 es $1,78 \cdot 10^{-5}$ y que $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$, calcula:

- a) Las concentraciones de todas las especies químicas presentes en el equilibrio.
- b) El grado de disociación del NH_3 .
- c) El pH y el pOH de la disolución.

MODELO NÚMERO 6

Cuestión 1

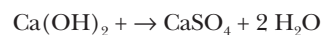
- a) Ajusta la siguiente reacción redox:



- b) Nombra las especies que intervienen y señala el agente oxidante y el agente reductor.

Cuestión 2

Completa las siguientes reacciones escribiendo la fórmula y el nombre de la especie que falta. Indica, en cada caso, si se trata de un ácido o de una base:



Cuestión 3

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:



Indica:

- a) ¿A qué átomos corresponden?
- b) ¿A qué iones monopositivos corresponden?
- c) ¿A qué iones mononegativos corresponden?

Cuestión 4

La *lluvia ácida* se debe fundamentalmente a la interacción entre los óxidos de azufre y el agua de lluvia.

- a) Escribe las estructuras de Lewis para las moléculas de SO_2 y SO_3 .
- b) Predice para cada una de dichas moléculas: su forma geométrica, los valores aproximados de los ángulos de enlace y el carácter polar o no polar.

Datos: Números atómicos: O = 8; S = 16

Problema 1

El mármol es una piedra ornamental que se extrae de ciertas canteras de piedra caliza.

a) Para determinar el contenido de carbonato de calcio de un mármol, se toma una muestra de éste de 0,350 g y se hace reaccionar con un exceso de HCl, obteniéndose como producto 83,2 cm³ de CO₂ (g) medidos a 22 °C y 750 mm Hg. Calcula el porcentaje en masa de CaCO₃ de dicho mármol.

b) Tenemos una tonelada de piedra caliza cuya riqueza en CaCO₃ es del 90 % en masa. Calcula la masa de cal viva, CaO, que podemos obtener al calcar en un horno dicha materia prima si el rendimiento del proceso es del 80 %.



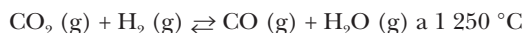
Datos: Masas atómicas: H = 1,008; C = 12,01; O = 16,00;
Cl = 35,45; Ca = 40,08

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Problema 2

Se introducen 0,61 moles de CO₂ (g) y 0,39 moles de H₂ (g) en un recipiente de 10 litros y se calienta a 1 250 °C. Una vez alcanzado el equilibrio, se analiza la mezcla y se encuentra que hay 0,35 moles de CO₂.

a) Calcula K_c y K_p para la ecuación:



b) Predice, justificadamente, lo que sucederá con las concentraciones de todas las especies si se añade una pequeña cantidad de H₂ (g) a temperatura constante.

c) Tras alcanzarse el equilibrio planteado en el enunciado, se añaden 0,22 moles de H₂ (g) a temperatura constante. Calcula los moles existentes en el nuevo equilibrio de cada una de las especies.

MODELO NÚMERO 7

Cuestión 1

a) Para un ácido monoprótico HA, deduce razonadamente la dependencia de la concentración de protones [H₃O⁺] con la constante de disociación K_a y la concentración inicial de ácido c₀.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = f(K_a, c_0) \text{ (Supón que } K_a < 10^{-6} \text{ y que } K_a \ll c_0 \text{.)}$$

b) ¿Qué es un indicador ácido-base? Explica una de sus aplicaciones.

Cuestión 2

Indica cuál o cuáles de las siguientes frases son ciertas, explica por qué y escribe correctamente aquéllas que sean falsas:

a) Las rayas del espectro de emisión del hidrógeno se deben a tránsitos del electrón entre distintos niveles de energía.

b) El radio del ion óxido, O²⁻, es mayor que el del átomo de oxígeno.

c) A medida que avanzamos de izquierda a derecha en una fila del sistema periódico, disminuye la energía de ionización.

Cuestión 3

Señala todos los procesos energéticos que deben producirse en la formación de una red iónica de NaBr, a partir de sus elementos: $\text{Na} (\text{s}) + \frac{1}{2} \text{Br}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{NaBr} (\text{s})$

Cuestión 4

El PVC es un polímero que se utiliza para fabricar gran variedad de objetos de plástico. Esta macromolécula se forma por adición de moléculas de cloruro de vinilo CIHC = CH₂.

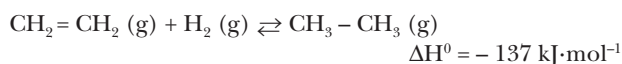
a) ¿Cuál sería el nombre sistemático del cloruro de vinilo?

b) ¿Cómo se unen las moléculas de cloruro de vinilo para formar el PVC? Por tanto, ¿cuál es la unidad cuya repetición da lugar al PVC?

Datos: Masas atómicas: H: 1,008; C: 12,01; Cl: 35,45

Problema 1

a) Calcula la energía de enlace C = C a partir de la entalpía de hidrogenación del eteno para formar etano:

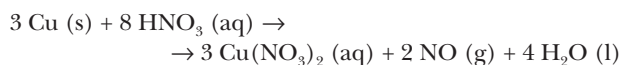


Las energías de enlace H – H, C – C y C – H son respectivamente 436, 347 y 415 kJ·mol⁻¹.

b) Indica las condiciones de presión y temperatura más adecuadas para obtener un rendimiento elevado en la reacción de hidrogenación del eteno. Razona tu respuesta.

Problema 2

a) Calcula la masa de nitrato de cobre (II) que se podría obtener por reacción de 50 cm³ de disolución 3 M de ácido nítrico sobre 5 g de cobre, si la única reacción que se produce es:



b) En la reacción redox del apartado anterior, indica qué especie química se oxida y cuál se reduce, qué especie química es oxidante y cuál es reductor.

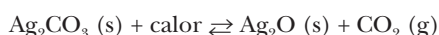
Datos: Masas atómicas:

H: 1,008; N: 14,01; O: 16,00; Cu: 63,55

MODELO NÚMERO 8

Cuestión 1

El carbonato de plata, Ag₂CO₃, tiene tendencia a descomponerse. Si se mantiene en un recinto cerrado, acaba por alcanzar el estado de equilibrio representado por:



$$K_p = 0,0095 \text{ atm a } 110\,^\circ\text{C}$$

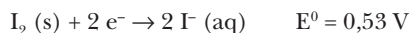
a) Se introduce 1 g de Ag₂CO₃ (s) en un recipiente de 100 mL y se calienta a 110 °C. Calcula la presión de CO₂ cuando se alcance el equilibrio.

- b) ¿Qué sucederá si, una vez alcanzado el equilibrio, se eleva la temperatura a 120 °C?
- c) ¿Qué sucederá si, una vez alcanzado el equilibrio, se permite que se expanda el recipiente hasta el doble de su volumen?

Cuestión 2

- a) Nombra las materias primas necesarias para la obtención de un éster. Pon un ejemplo de cada una de las citadas materias primas y escribe la reacción de formación del éster correspondiente.
- b) Se añade Br₂ (l) a una disolución que contiene ion Cl⁻ y a otra disolución que contiene ion I⁻. Razona si en alguno de los dos casos se producirá una reacción redox. En caso de producirse, indica qué especie química se reduce, cuál se oxida y qué se observaría.

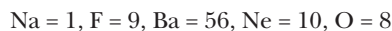
Datos: Potenciales de reducción estándar:



Cuestión 3

- a) El oxidante es la especie que gana electrones con facilidad. Razona cuál de los elementos siguientes es mejor agente oxidante: Na, F, Ba, Ne, O.

Datos: Números atómicos:



- b) Cita al menos dos mejoras que aporta el modelo de Böhr respecto al modelo de Rutherford.

Cuestión 4

Entre las siguientes sustancias: cloruro de potasio, metano, silicio y agua, escoge las más representativas de:

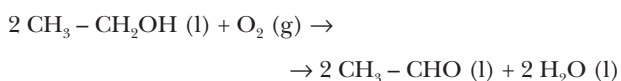
- a) Una sustancia de alta conductividad eléctrica que funde alrededor de 100 °C.
- b) Una sustancia covalente de punto de fusión muy alto.
- c) Una sustancia no conductora, que se convierte en conductora al fundir.

Indica las razones de la selección.

Problema 1

Las entalpías de las reacciones de combustión del etanol CH₃ - CH₂OH (l) y del acetaldehído CH₃ - CHO (l) son respectivamente - 327,6 y -279,8 kcal·mol⁻¹.

- a) Ajusta las reacciones de combustión del etanol y del acetaldehído.
- b) Calcula la variación de entalpía de la reacción de oxidación del etanol a acetaldehído:



Problema 2

En el laboratorio se tienen dos matraces. El primero contiene 150 mL de HCl 0,25 M y el segundo 150 mL de CH₃ - COOH 0,25 M.

- a) Razona cuál de las dos disoluciones es más ácida.
- b) Calcula el pH de cada una de ellas, sabiendo que la constante de equilibrio de disociación del ácido acético es 1,8 · 10⁻⁵.
- c) Calcula el volumen de agua que deberíamos añadir a la más ácida para que el pH de las dos fuese el mismo. (Considera que los volúmenes son aditivos.)

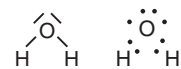
SOLUCIONARIO DEL MODELO NÚMERO 1

Cuestión 1

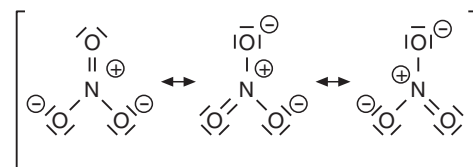
- a) Las estructuras de Lewis por sí mismas no justifican la forma geométrica de las moléculas. Pero a partir de ellas y mediante el método de repulsión de pares de electrones del nivel de valencia (RPENV) puede determinarse con gran aproximación la forma geométrica de las moléculas. La representación correcta se verá justificada en último término por las determinaciones experimentales.
- b) No en todos los casos las moléculas tienen una única fórmula estructural, ya que variando la ordenación de los electrones es posible escribir varias estructuras de Lewis para una misma molécula.

En este caso, las diferentes estructuras se llaman *estructuras en resonancia*, y la estructura real de la molécula no es ninguna de ellas, sino un híbrido en resonancia de todas ellas.

- c) H₂O:



- NO₃⁻:



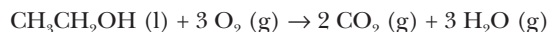
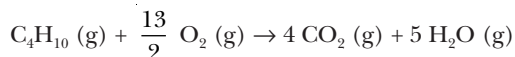
La primera estructura es estable porque todos los átomos cumplen la regla del octeto, es decir, tienen 8 electrones de valencia.

En el segundo caso, para que se cumpla la regla del octeto es necesario que haya separación de cargas. El hecho de que haya más de una estructura resonante posible indica que la estructura real es un híbrido resonante de estas tres estructuras, de manera que las cargas no son totales sobre un átomo y la estructura real es estable.

Cuestión 2

Para que una reacción sea espontánea ΔG, ha de ser negativo. Como ΔG = ΔH - TΔS y ΔH < 0, si ΔS > 0, la reacción será

espontánea. Por lo tanto hay que buscar reacciones exotérmicas en las que haya un aumento del desorden:



El aumento del grado de desorden en una reacción química viene dado por la variación de entropía, ΔS . Para que aumente el desorden molecular, ΔS ha de ser positivo.

Generalmente, la velocidad de una reacción viene dada por: $v = k [\text{A}]^\alpha [\text{B}]^\beta \dots$, donde A y B son reactivos y α , β no se corresponden necesariamente con los coeficientes estequiométricos.

Así, para saber la velocidad de una reacción, debemos conocer su ecuación de velocidad, que supone conocer la constante de velocidad y los exponentes α , β ...

Cuestión 3

- a) (I) Cloruro de polivinilo Termoplástico
 (II) Cloropreno Elastómero
 (III) Poliéster Termoplástico
 (IV) Silicona Elastómero
 (V) Teflón Termoplástico
- b) I. *Cloruro de polivinilo*: juguetes, aislante de cables eléctricos, telas impermeables, platos y envases.
 II. *Cloropreno*: recubrimientos de cables y alambres, mangueras y precintos de automóviles.
 III. *Poliéster*: fabricación de prendas de vestir que no se arrugan.
 IV. *Silicona*: sellados y juntas de materiales, aislantes eléctricos.
 V. *Teflón*: aislante eléctrico, utensilios de cocina.
- c) Los polímeros cuyo mecanismo de polimerización es la adición son: el cloruro de polivinilo, el teflón y el cloropreno.

Cuestión 4

- a) $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3$ $\overset{+2}{\text{N}}\text{O}$ $\overset{+4}{\text{N}}\text{O}_2$ $\overset{+5}{\text{N}}\text{HNO}_3$
- b) Teniendo en cuenta el nitrógeno, el tipo de reacción que se produce con respecto a él (semirreacción para el compuesto que contiene N) es:
- I. Semirreacción de oxidación
 II. Semirreacción de oxidación
 III. Semirreacción de oxidación
- c) Un aumento de la presión provoca un desplazamiento de la reacción hacia el sentido en el que hay menor número de moles de gas. Así, el equilibrio I se desplazaría hacia la izquierda, y el II, hacia la derecha.

Un aumento de la temperatura provoca un desplazamiento en el sentido en que se absorbe calor. Tanto el equilibrio I como el II se desplazarían hacia la izquierda por ser exotérmicos, tal y como están escritos.

- d) Las etapas I y II se realizan a diferente temperatura, ya que la etapa I tiene lugar en un reactor y la etapa II se da en un refrigerante.

Además, para la producción de HNO_3 , en la primera reacción es necesario un catalizador de platino a 800°C aproximadamente.

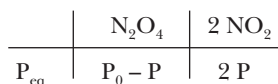
Para que se dé la oxidación del NO es necesario, en cambio, enfriar la mezcla.

Problema 1

Datos: $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$ $K_c = 0,671$
 $t = 45^\circ\text{C}$ $P = 12 \text{ atm}$

Según los datos, tenemos:

$$P_0(\text{N}_2\text{O}_4) = 12 \text{ atm} \quad T = 318 \text{ K}$$



Calculamos K_p :

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$K_p = 0,671 \left(0,082 \cdot \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 318 \text{ K} \right)^1 = 17,50 \text{ atm}$$

Sustituimos en la constante:

$$K_p = \frac{P_{\text{eq}}^2(\text{NO}_2)}{P_{\text{eq}}(\text{N}_2\text{O}_4)} \quad K_p = \frac{(2P)^2}{P_0 - P}$$

$$K_p P_0 - K_p P = 4 P^2$$

Resolvemos la ecuación:

$$4 P^2 + 17,50 P - 17,50 \cdot 12 = 0 \Rightarrow P = 5,381 \text{ atm}$$

De manera que:

$$P_{\text{eq}}(\text{NO}_2) = 2P = 10,76 \text{ atm}$$

$$P_{\text{eq}}(\text{N}_2\text{O}_4) = P_0 - P = 12 \text{ atm} - 5,381 \text{ atm} = 6,62 \text{ atm}$$

$$P_T = P_{\text{eq}}(\text{NO}_2) + P_{\text{eq}}(\text{N}_2\text{O}_4) = 10,76 \text{ atm} + 6,62 \text{ atm}$$

$$P_T = 17,38 \text{ atm}$$

Problema 2

a) Datos: $m(\text{C}_4\text{H}_2) = 100 \text{ g}$ $P = 700 \text{ mm Hg}$
 $t = 50^\circ\text{C}$



$$(A) \qquad (B)$$

Calculamos los moles de H_2 que hubieran reaccionado:

$$m(\text{C}_4\text{H}_2) = 50,056 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$100 \text{ g C}_4\text{H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_2}{50,056 \text{ g C}_4\text{H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_2} = 4,00 \text{ mol H}_2$$

Calculamos el volumen de H_2 en las condiciones dadas:

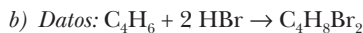
$$P = 700 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,921 \text{ atm}$$

$$T = 50 + 273 = 323 \text{ K}$$

$$P V = n R T \quad V = \frac{n R T}{P}$$

$$V = \frac{4,00 \text{ mol } H_2 \cdot 0,082 \cdot \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 323 \text{ K}}{0,921 \text{ atm}} = 115,03 \text{ L } H_2$$

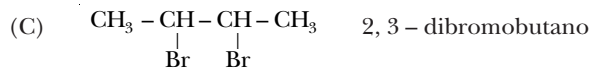
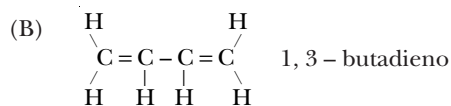
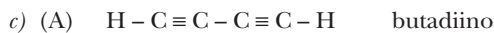
El volumen de H_2 que había reaccionado es **115,03 L**.



Calculamos los moles de HBr a partir de la masa inicial de C_4H_6 :

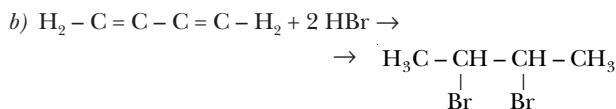
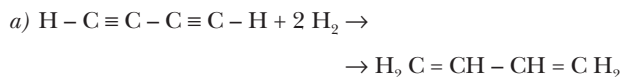
$$100 \text{ g } C_4H_6 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_6}{50,056 \text{ g } C_4H_6} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_6}{1 \text{ mol } C_4H_6} \cdot \frac{2 \text{ mol HBr}}{1 \text{ mol } C_4H_6} = 4,00 \text{ mol HBr}$$

Habría que añadir **4,00 mol de HBr**.



(según la regla de Markovnikov)

Reacciones:



SOLUCIONARIO DEL MODELO NÚMERO 2

Cuestión 1

a) Números cuánticos.

- *Número cuántico principal*. Se designa con la letra **n**.

Cada número cuántico principal corresponde a un nivel de energía. A mayor n , mayor es la distancia promedio del electrón respecto del núcleo, es decir, está relacionado con el tamaño del orbital.

Puede tomar los valores de los números naturales:

$$n = 1 \quad K$$

$$n = 2 \quad L$$

$$n = 3 \quad M$$

$$n = 4 \quad N$$

:

- *Número cuántico orbital o del momento angular*. Se designa con la letra **l**.

Cada número corresponde a un subnivel y está relacionado con la forma del orbital que ocupa el electrón, con el módulo del momento angular y con la energía del orbital.

Puede tomar los valores entre 0 y $n - 1$:

$$l = 0 \rightarrow s$$

$$l = 1 \rightarrow p$$

$$l = 2 \rightarrow d$$

$$l = 3 \rightarrow f$$

- *Número cuántico magnético*. Se designa con las letras **m_l** .

Cada valor corresponde a la orientación determinada del orbital en el espacio.

Puede tomar valores entre $-l$ y $+l$.

- *Número cuántico de espín*. Se designa con las letras **m_s** .

Cada valor corresponde a un sentido de giro del electrón respecto de su eje, lo que genera un campo magnético con dos posibles orientaciones según el sentido del giro.

Puede tomar los valores:

$$m_s = -\frac{1}{2} \text{ y } m_s = +\frac{1}{2}$$

b) Principio de exclusión de Pauli:

Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.

- c) • Un orbital $2p$ totalmente lleno puede tener hasta 6 electrones:

$$\text{Nivel: } n = 2$$

$$\text{Subnivel: } l = 1$$

$$\text{Orbital: } m_l = \begin{cases} -1 \\ 0 \\ 1 \end{cases}$$

Son 3 orbitales y cada orbital puede tener como máximo 2 electrones, uno con $m_s = -\frac{1}{2}$ y el otro $m_s = +\frac{1}{2}$.

- Un orbital $3d$ totalmente lleno puede tener hasta 10 electrones:

$$\text{Nivel: } n = 3$$

$$\text{Subnivel: } l = 2$$

$$\text{Orbital: } m_l = \begin{cases} -2 \\ -1 \\ 0 \\ 1 \\ 2 \end{cases}$$

Son 5 orbitales y cada orbital puede tener como máximo 2 electrones, en total 10 electrones.

$$d) \bullet (1, 0, 0, -\frac{1}{2})$$

$$n = 1$$

$$l = 0 \quad \rightarrow s \quad \text{orbital } 1s$$

$$m_l = 0$$

$$m_s = -\frac{1}{2}$$

$$\bullet (3, 1, 0, +\frac{1}{2})$$

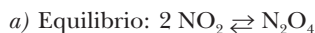
$$n = 3$$

$$l = 1 \quad \rightarrow p$$

$$m_l = 0 \quad \rightarrow p_y \quad \text{orbital } 3p_y$$

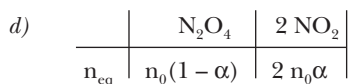
$$m_s = \frac{1}{2}$$

Cuestión 2



b) Como al aumentar la temperatura la reacción se desplaza hacia la izquierda, debemos suponer que la reacción de dimerización es exotérmica.

c) Si a 100°C , donde predomina el NO_2 , se aumenta la presión, el equilibrio se desplazará hacia la derecha, es decir, hacia donde haya menos moles de gas.



$$n_T = n_0(1-\alpha) + 2 n_0\alpha = n_0(1+\alpha)$$

$$K_p = \frac{P^2(\text{NO}_2)}{P(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

$$K_p = \frac{\chi^2(\text{NO}_2) P_T^2}{\chi(\text{N}_2\text{O}_4) P_T}$$

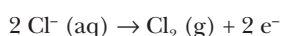
$$K_p = \frac{\left(\frac{2 n_0 \alpha}{n_0(1+\alpha)}\right)^2 P_T}{\frac{n_0(1-\alpha)}{n_0(1+\alpha)}} = \frac{4 \alpha^2}{(1+\alpha)} P_T = \frac{4 \alpha^2 \cdot P_T}{(1+\alpha)(1-\alpha)}$$

$$K_p = \frac{4 \alpha^2 \cdot P_T}{1-\alpha^2}$$

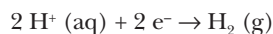
La expresión es: $K_p = \frac{4 \alpha^2 \cdot P_T}{1-\alpha^2}$

Cuestión 3

a) Ánodo: tiene lugar la oxidación



Cátodo: tiene lugar la reducción



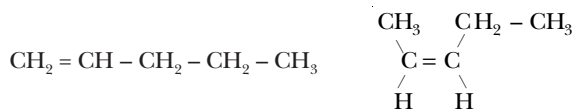
b) La reacción que tiene lugar en el cátodo supone una disminución de la concentración de iones hidronio (H_3O^+). Por lo tanto, el pH de la disolución irá aumentando. La disolución será menos ácida.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

c) Porque el potencial de reducción del Na^+ a sodio metálico es menor que el del H^+ , y se reduce antes aquella especie que tiene un potencial de reducción mayor, en las condiciones dadas.

Cuestión 4

a) C_5H_{10}

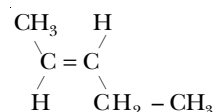


1 - penteno

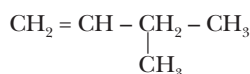
Cis - 2 - penteno



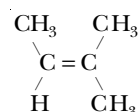
3 - metil - 1 - buteno



Trans - 2 - penteno

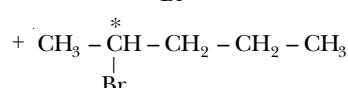
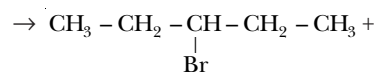
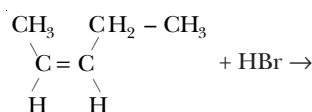
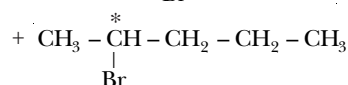
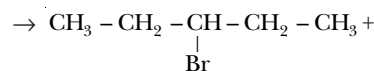
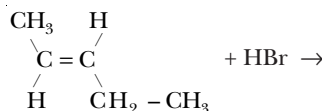
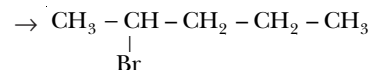


2 - metil - 1 - buteno



3 - metil - 2 - buteno

b) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + \text{HBr} \rightarrow$

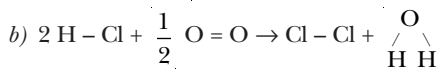
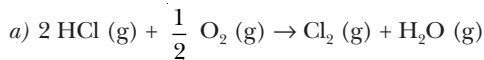


En la primera reacción se obtiene el producto según la regla de Markovnikov.

En el segundo y el tercer casos, como los dos carbocationes formados son igualmente estables, se obtienen dos productos distintos.

Además, del segundo producto de cada reacción pueden obtenerse dos isómeros ópticos, ya que el carbono donde se adiciona el Br es un carbono asimétrico(*).

Problema 1



$$\Delta H^0 = \sum n \Delta H^0_{\text{productos}} - \sum m \Delta H^0_{\text{reactivos}}$$

$$\Delta H^0 = 2 \text{H} (\text{H} - \text{Cl}) + \frac{1}{2} \text{H} (\text{O} = \text{O}) - \text{H} (\text{Cl} - \text{Cl}) - 2 \text{H} (\text{O} - \text{H})$$

$$\Delta H^0 = 2 \cdot 432 \text{ kJ} + \frac{1}{2} \cdot 499 \text{ kJ} - 243 \text{ kJ} - 2 \cdot 460 \text{ kJ}$$

$$\Delta H^0 = -49,5 \text{ kJ}$$

En la formación de 1 mol de cloro se liberan **49,5 kJ** en forma de calor, es decir, la reacción es exotérmica.

Problema 2

Datos: $V(\text{NH}_3) = 1 \text{ L}$ $m(\text{NH}_3) = 8 \text{ g}$

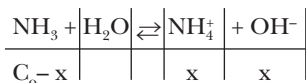
a) Calculamos la concentración inicial de NH_3 en la disolución:

$$M(\text{NH}_3) = 14,01 + 3 \cdot 1,008 = 17,039 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$C_0 = [\text{NH}_3] = \frac{8 \text{ g NH}_3}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,039 \text{ g NH}_3}$$

$$C_0 = 0,47 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Planteamos el equilibrio ácido-base:



$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Sustituimos los valores y resolvemos la ecuación:

$$K_b = \frac{x^2}{C_0 - x}$$

$$x^2 + K_b x - K_b C_0 = 0$$

$$x^2 + 0,47 x - 1,85 \cdot 10^{-5} \cdot 0,47 = 0$$

$$x^2 + 0,47 x - 8,695 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$x = 1,85 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$x = -0,470 \quad \text{No tiene sentido.}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = 1,85 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{NH}_3] = 0,47 - 1,85 \cdot 10^{-5} = 0,4699 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos el pH a partir de la $[\text{OH}^-]$:



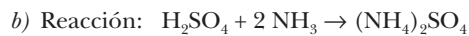
$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] =$$

$$= \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,85 \cdot 10^{-5}} = 5,41 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 5,41 \cdot 10^{-10} = 9,27$$

El pH de la disolución es **9,27**.



Calculamos el volumen de la disolución de H_2SO_4 a partir del litro de disolución de NH_3 que tenemos:

$$1 \text{ L disolución NH}_3 \cdot \frac{0,47 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ L disoluc NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NH}_3} \cdot$$

$$\frac{1 \text{ L disoluc H}_2\text{SO}_4}{0,2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 1,18 \text{ L disoluc H}_2\text{SO}_4$$

Se debe añadir **1,18 L** de la disolución de H_2SO_4 .

SOLUCIONARIO DEL MODELO NÚMERO 3

Cuestión 1

a) Primer principio de la termodinámica: $\Delta U = Q + W$

ΔU : Variación de la energía interna.

Sus unidades son de energía: joules (J).

Q : Cantidad de calor intercambiado por el sistema.

Unidad: joule (J).

W : Trabajo realizado por el sistema o sobre el sistema.

Unidad: joule (J).

La variación de energía interna, que es la energía total que almacena el sistema, es igual a la suma del calor que el sistema intercambia con el entorno —puede ganar o perder calor— y el trabajo que el sistema realiza o que se realiza sobre el sistema.

b) El *efecto invernadero* consiste en el aumento de la temperatura de la superficie terrestre como consecuencia de la creciente acumulación en la atmósfera de gases como CO_2 , vapor de agua, metano (CH_4) y óxidos de nitrógeno.

Aproximadamente el 70 % de la energía del Sol es absorbida por la atmósfera y la superficie de la Tierra, el resto es reflejada y no nos llega. La energía absorbida es después emitida por la propia atmósfera y por la superficie de la Tierra en forma de radiaciones.

Pero la presencia de los gases denominados de invernadero y las nubes aprisionan estas radiaciones y las devuelven a la Tierra y, como resultado, la superficie del planeta se calienta.

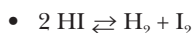
Una intensificación de este efecto puede llegar a ocasionar una disminución de la producción agraria y la elevación del nivel del mar debido a la fusión del hielo en los

casquetes polares y en otras zonas, lo que podría llegar a provocar la inundación de extensas zonas costeras.

La manera de evitar un aumento de este efecto es disminuir la liberación de estos gases a la atmósfera.

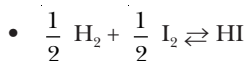
La mayoría de ellos proviene de procesos industriales en los que se produce la combustión de carbón y gas natural, combustión de petróleo y sus derivados. Debería buscarse una manera alternativa de obtener la energía necesaria que no fuera por combustión de estos productos.

Cuestión 2



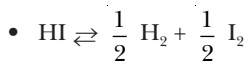
$$K_p' = \frac{P(\text{H}_2) \cdot P(\text{I}_2)}{P(\text{HI})^2} = \frac{1}{\frac{P(\text{HI})^2}{P(\text{H}_2) \cdot P(\text{I}_2)}} = \frac{1}{K_p} = \frac{1}{59,42}$$

$$K_p' = 1,68 \cdot 10^{-2}$$



$$K_p'' = \frac{P(\text{HI})}{P(\text{H}_2)^{1/2} \cdot P(\text{I}_2)^{1/2}} = \left(\frac{P(\text{HI})^2}{P(\text{H}_2) \cdot P(\text{I}_2)} \right)^{1/2} = (K_p)^{1/2}$$

$$K_p'' = (59,42)^{1/2} = 7,71$$



$$K_p''' = \frac{P(\text{H}_2)^{1/2} \cdot P(\text{I}_2)^{1/2}}{P(\text{HI})} = \left(\frac{1}{\frac{P(\text{HI})^2}{P(\text{H}_2) \cdot P(\text{I}_2)}} \right)^{1/2} = \left(\frac{1}{K_p} \right)^{1/2}$$

$$K_p''' = \left(\frac{1}{59,42} \right)^{1/2} = 0,13$$

$$K_p' = 1,68 \cdot 10^{-2}$$

$$K_p'' = 7,71$$

$$K_p''' = 0,13$$

Cuestión 3

a) Sn es el que presenta mayor carácter metálico, puesto que tiene menor número de electrones de valencia.

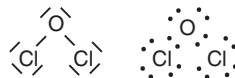
Tendrá baja afinidad electrónica, porque no forma aniones, y baja energía de ionización, ya que fácilmente formará cationes, debido a que tiene un radio atómico mayor que los demás.

b) Sn es el que presenta mayor radio atómico porque tiene más niveles de energía ocupados que el resto (pertenece al período 5). Además, los demás átomos están situados más a la derecha de la tabla, donde el radio disminuye.

c) F es el más electronegativo por ser el elemento de radio atómico menor.

Cuestión 4

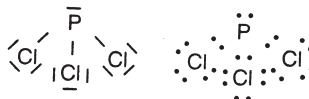
• Cl_2O :



Forma geométrica: angular.

El O tiene 2 pares no enlazantes.

• PCl_3 :



Forma geométrica: pirámide trigonal.

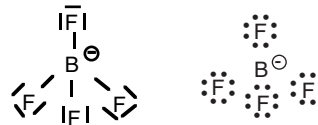
El P tiene 1 par no enlazante.

HCN :



Forma geométrica: lineal.

• BF_4^- :



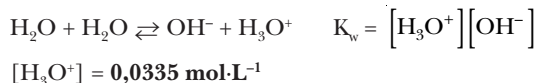
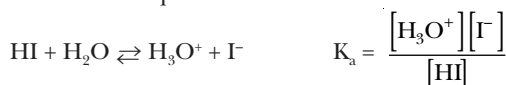
Forma geométrica: tetraédrica.

El B no tiene pares de electrones no enlazantes.

Problema 1

Datos: HI 0,1 M $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0335 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

a) Planteamos los equilibrios:



Podemos desprejir los protones que provienen del agua ($< 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) de manera que:

$$[\text{I}^-] = 0,0335 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{HI}] = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} - 0,0335 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{HI}] = 0,0665 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

A partir de la constante de autoprotólisis del agua obtenemos:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{0,0335} = 2,99 \cdot 10^{-13} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La constante de equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{I}^-]}{[\text{HI}]} = \frac{0,0335 \cdot 0,0335}{0,0665} = 1,69 \cdot 10^{-2}$$

b) pH = 2,0

Para que el pH tenga este valor, es necesario:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Y, por consiguiente, según la estequiometría del equilibrio:

$$[\text{I}^-] = 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

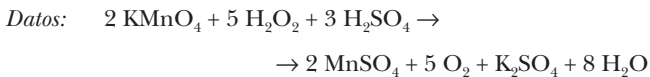
A partir de la constante de equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{I}^-]}{[\text{HI}]}$$

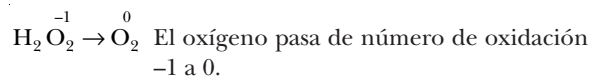
$$[\text{HI}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{I}^-]}{K_a} = \frac{(10^{-2})^2}{1,69 \cdot 10^{-2}} = 5,92 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La concentración inicial de HI debe ser $5,92 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

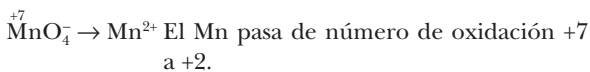
Problema 2



a) Oxida: H_2O_2 se oxida y pasa a O_2 .



Reduce: MnO_4^- se reduce y pasa a Mn^{2+} .



b) Datos: $V(\text{H}_2\text{O}_2) = 5,0 \text{ mL}$

$$V(\text{KMnO}_4) = 39,3 \text{ mL} \quad 0,50 \text{ M}$$

Calculamos los moles de H_2O_2 que se tienen en los 5,0 mL a partir del KMnO_4 utilizados:

$$39,3 \text{ mL disoluc. KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ L disoluc. KMnO}_4}{1000 \text{ mL disoluc. KMnO}_4} \cdot \frac{0,5 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ L disoluc. KMnO}_4} \cdot \frac{5 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mol KMnO}_4} = 0,0491 \text{ mol H}_2\text{O}_2$$

Calculamos la concentración de la disolución de H_2O_2 .

• Molaridad:

$$\text{molaridad}(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{0,0491 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{5,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

$$\text{molaridad}(\text{H}_2\text{O}_2) = 9,83 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

• $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$:

$$M(\text{H}_2\text{O}_2) = 2 \cdot 1,008 + 2 \cdot 16,00$$

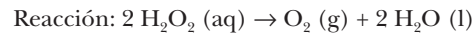
$$M(\text{H}_2\text{O}_2) = 34,016 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$C(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{0,0491 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{5,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{34,016 \text{ g H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2}$$

$$C(\text{H}_2\text{O}_2) = 333,36 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

La concentración de la disolución es $333,36 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ y $9,83 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

c) Datos: $V(\text{H}_2\text{O}_2) = 1 \text{ L} \quad 0,893 \text{ M}$



$$\text{Condiciones normales } \begin{cases} P = 1 \text{ atm} \\ T = 273 \text{ K} \end{cases}$$

Calculamos el volumen de O_2 obtenido a partir del litro de disolución de H_2O_2 .

$$1 \text{ L disoluc. H}_2\text{O}_2 \cdot \frac{0,893 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{1 \text{ L disoluc. H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol O}_2} = 10,00 \text{ L O}_2$$

Obtendríamos $10,00 \text{ L}$ de O_2 medidos en condiciones normales.

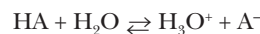
SOLUCIONARIO DEL MODELO NÚMERO 4

Cuestión 1

a) Conociendo únicamente el pH no podemos saber si se trata de un ácido débil o fuerte, puesto que la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ también depende de la concentración inicial del ácido.

b) La masa molecular no nos da ninguna información para poder averiguar la fuerza del ácido. Conocida la concentración, deberíamos saber el pH para poder ver si se trata de un ácido fuerte.

c) Con el valor de pH y la concentración sí podemos saber si se trata de un ácido fuerte o débil:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Si despreciamos $[\text{H}_3\text{O}^+]$ que proviene de la autoionización del agua:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

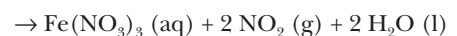
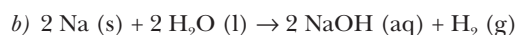
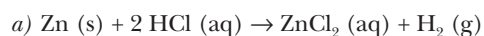
$$[\text{HA}] = C - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Con lo cual podemos calcular la constante de acidez y determinar si se trata de un ácido fuerte o débil:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

d) La masa molecular no nos da ninguna información para saber si se trata de un ácido fuerte o débil. Por lo tanto, conociendo el pH estamos en la misma situación que en el apartado a.

Cuestión 2



Cuestión 3

Datos: $m(\text{NaNO}_3) = 320 \text{ kg}$ cada año

a) $M_r(\text{NaNO}_3) = 22,99 \text{ u} + 14,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u}$

$M(\text{NaNO}_3) = 85,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$n(\text{NaNO}_3) = 320 \text{ kg NaNO}_3 \cdot \frac{1000 \text{ g NaNO}_3}{1 \text{ kg NaNO}_3}$

$\cdot \frac{1 \text{ mol NaNO}_3}{85,0 \text{ g NaNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NaNO}_3} = 3764,71 \text{ mol N}$

$n.^\circ \text{ átomos (N)} = 320 \text{ kg NaNO}_3 \cdot \frac{1000 \text{ g NaNO}_3}{1 \text{ kg NaNO}_3}$

$\cdot \frac{1 \text{ mol NaNO}_3}{85,0 \text{ g NaNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NaNO}_3} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos N}}{\text{mol N}}$

$n.^\circ \text{ átomos (N)} = 2,27 \cdot 10^{27} \text{ átomos N}$

Cada año se aportan **3 764,71 mol de N** y **$2,27 \cdot 10^{27}$ átomos de N**.

b) Calculamos los kilogramos de NH_4NO_3 a partir de los moles de N que hemos calculado en el apartado anterior:

$M_r(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 2 \cdot 14,01 \text{ u} + 4 \cdot 1,008 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u}$

$M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80,052 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$3764,71 \text{ mol N} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{2 \text{ mol N}} \cdot \frac{80,052 \text{ g NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}$

$\cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 150,7 \text{ kg de NH}_4\text{NO}_3$

Deberá utilizar **150,7 kg** de NH_4NO_3 .

Cuestión 4

a) $[\text{Na}^+] = 1s^2 2s^2 2p^6$

$[\text{Mg}^{2+}] = 1s^2 2s^2 2p^6$

$[\text{F}^-] = 1s^2 2s^2 2p^6$

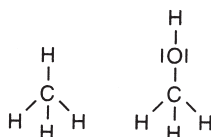
$[\text{O}^{2-}] = 1s^2 2s^2 2p^6$

Todos los iones tienen configuración de gas noble, porque su último nivel está lleno.

El último electrón ocupa en todos ellos el mismo orbital, por tanto tendrá mayor radio aquella especie que tenga menor número atómico, ya que la carga nuclear será menor en él para un electrón situado en el mismo orbital:

$\text{Mg} (Z = 12) < \text{Na} (Z = 11) < \text{F} (Z = 9) < \text{O} (Z = 8)$

b) Tanto el metano como el metanol son moléculas covalentes:



En la molécula de metano, los momentos dipolares de los enlaces se anulan por su geometría tetraédrica y, por tanto, la molécula es apolar.

En la molécula de metanol, los momentos dipolares de los enlaces no son iguales, y a pesar de su geometría tetraédrica, no se anulan y la molécula es polar.

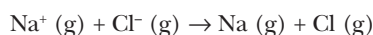
Por otro lado, el agua es también una molécula covalente polar:



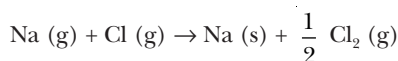
La solubilidad entre dos sustancias es mayor cuanto más parecidas son en relación con las polaridades. Por tanto, el metanol será más soluble en agua que el metano, por ser éste apolar.

Problema 1

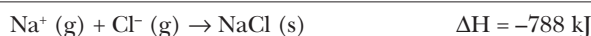
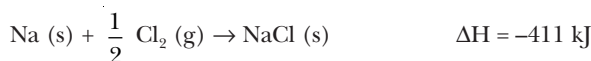
a) Reacción: $\text{Na}^+ (\text{g}) + \text{Cl}^- (\text{g}) \rightarrow \text{NaCl} (\text{s})$



$-(\Delta H = +147 \text{ kJ})$

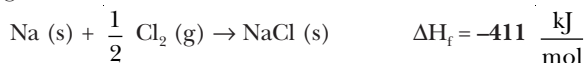


$-(\Delta H = +230 \text{ kJ})$



La variación de entalpía es de **-788 kJ**.

b) Según la reacción:



ya que este valor es para la formación de 1 mol de NaCl.

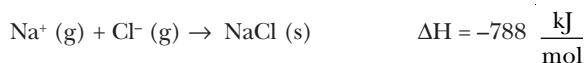
Expresándolo en $\text{J} \cdot \text{g}^{-1}$:

$M(\text{NaCl}) = 22,99 + 35,45 = 58,44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$\Delta H_f(\text{NaCl}) = \frac{-411 \text{ kJ}}{1 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{1000 \text{ J}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,44 \text{ g NaCl}}$

$\Delta H_f(\text{NaCl}) = -7032,85 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1}$

c) La energía reticular del compuesto viene dada por la reacción:



$\Delta U(\text{NaCl}) = -788 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1000 \text{ J}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ cal}}{4,184 \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ kcal}}{1000 \text{ cal}}$

$\Delta U(\text{NaCl}) = -188,34 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$

Problema 2

Datos: $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g}) \quad K_p = 2,49$

$t = 60^\circ \text{C}$

$P_T = 1 \text{ atm}$

a) Según la reacción: $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$

n.º moles iniciales	n_i	0
n.º moles equilibrio	$n_i (1 - \alpha)$	$2 n_i \alpha$

n.º moles totales en el equilibrio:

$$n_i (1 - \alpha) + 2 n_i \alpha = n_i (1 + \alpha)$$

Calculamos el grado de disociación a partir de K_p :

$$K_p = \frac{P^2(\text{NO}_2)}{P(\text{N}_2\text{O}_4)} = \frac{[\chi(\text{NO}_2) \cdot P_T]^2}{\chi(\text{N}_2\text{O}_4) \cdot P_T} = \frac{\chi^2(\text{NO}_2) \cdot P_T}{\chi(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

Calculamos las fracciones molares:

$$\chi(\text{NO}_2) = \frac{n(\text{NO}_2)}{n_T} = \frac{2 m_i \alpha}{m_i (1 + \alpha)} = \frac{2 \alpha}{1 + \alpha}$$

$$\chi(\text{N}_2\text{O}_4) = \frac{n(\text{N}_2\text{O}_4)}{n_T} = \frac{m_i (1 - \alpha)}{m_i (1 + \alpha)} = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}$$

$$K_p = \frac{\left(\frac{2\alpha}{1+\alpha}\right)^2 P_T}{\frac{1-\alpha}{1+\alpha}} = \frac{\frac{4\alpha^2}{(1+\alpha)^2} P_T}{\frac{1-\alpha}{1+\alpha}} = \frac{4\alpha^2 P_T}{(1+\alpha)(1-\alpha)}$$

$$K_p = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} P_T$$

Resolvemos la ecuación:

$$K_p = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} P_T \Rightarrow K_p - K_p \alpha^2 = 4\alpha^2 P_T$$

$$\alpha^2 (4 P_T + K_p) = K_p$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_p}{4 P_T + K_p}} = \sqrt{\frac{2,49 \text{ atm}}{4 \cdot 1 \text{ atm} + 2,49 \text{ atm}}} = 0,62$$

El grado de disociación es **0,62**.

b) b1) Al disminuir el volumen, aumentará la presión. Para contrarrestar la modificación, el sistema intenta disminuir la presión, y para ello se desplazará hacia el sentido en que haya menor número de moles de gas; en este caso, hacia la izquierda.

Por tanto, disminuirá la cantidad de NO_2 .

b2) Teniendo en cuenta que siempre hay que cumplir la constante de equilibrio:

$$K_C = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{\left(\frac{n(\text{NO}_2)}{V}\right)^2}{\frac{n(\text{N}_2\text{O}_4)}{V}} = \frac{n^2(\text{NO}_2)}{n(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

$$= \frac{\frac{n(\text{NO}_2)}{V} \cdot n(\text{NO}_2)}{n(\text{N}_2\text{O}_4)} = \frac{[\text{NO}_2] n(\text{NO}_2)}{n(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

Hemos visto que si disminuye el volumen, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, de manera que:

$n(\text{NO}_2)$ disminuye

$n(\text{N}_2\text{O}_4)$ aumenta

Con lo cual:

$$K_C = \frac{[\text{NO}_2]^2}{n(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

Este factor disminuye porque el denominador aumenta y el numerador disminuye.

Para mantener el valor K_C constante, la $[\text{NO}_2]$ debe aumentar.

SOLUCIONARIO DEL MODELO NÚMERO 5

Cuestión 1

a) Reacción: $\text{O}_3(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{O}_2(\text{g})$

Calculamos la entalpía de reacción de la ecuación anterior:

$$\Delta H^0 = \sum n \Delta H_f^0(\text{productos}) - \sum m \Delta H_f^0(\text{reactivos})$$

$$\Delta H^0 = 2 \cdot \Delta H_f^0(\text{O}_2(\text{g})) - \Delta H_f^0(\text{O}_3(\text{g})) - \Delta H_f^0(\text{O}(\text{g}))$$

$$\Delta H^0 = 2 \cdot 0 - 142,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 247,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -389,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Mediante el cálculo puede observarse que la reacción es exotérmica, de manera que en la zona donde tiene lugar se libera calor y aumenta la temperatura.

b) Algunos de los contaminantes que destruyen el ozono son los llamados clorofluorocarbonos, conocidos comercialmente como freones.

Son principalmente el freón 11: CFCl_3 y el freón 12: CF_2Cl_2 .

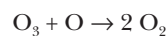
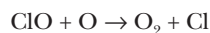
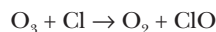
Estas sustancias son utilizadas como propelentes de aerosoles y como refrigerantes.

Su forma de actuación es la siguiente:

En la estratosfera, la radiación UV solar los descompone:



Los átomos de cloro catalizan la descomposición del ozono:



Una forma de evitar este efecto es disminuir la presencia de estos compuestos en la atmósfera. Para ello se ha prohibido su utilización como propelentes de aerosoles y su progresiva sustitución en los aparatos de refrigeración.

Cuestión 2

Datos: $P \cong 250 \text{ atm}$ $t \cong 400 \text{ }^\circ\text{C}$

Reacción: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$

$$\Delta H^0 = -92 \text{ kJ}$$

El proceso de obtención del amoníaco se basa en una reacción que es un equilibrio, y por tanto, hay que favorecer

las condiciones que permiten que el equilibrio se desplace hacia la derecha.

A elevadas presiones, el equilibrio se desplaza hacia donde haya menor número de moles, esto es, hacia la producción de amoníaco. Siendo la reacción exotérmica, serían preferibles bajas temperaturas para que la reacción se desplazara hacia la derecha. Pero tal y como dice el enunciado, a temperaturas inferiores la velocidad de la reacción no es la adecuada para llevar a cabo el proceso. Por ello hay que buscar un compromiso entre una temperatura suficientemente elevada para la velocidad, pero a la vez la mínima posible para que el equilibrio se desplace hacia la derecha.

Cuestión 3

a) $4s^2 3d^0 4p^3$

El último nivel ocupado es $n = 4$, por tanto debe pertenecer al período 4. Como tiene 3 electrones en el subnivel p , pertenece a la familia del grupo 15.

Debe tener un estado de oxidación de -3 , ya que necesita 3 electrones más para tener configuración de capa llena.

b) b1) $n = 1 \quad l = 0 \quad m = 1 \quad s = \frac{1}{2}$

No es válida, porque m puede tener valores entre $-l$ y l , y en este caso m sólo puede tener el valor de 0.

b2) $n = 2 \quad l = 0 \quad m = 0 \quad s = -\frac{1}{2}$

Es válida porque los números cuánticos son posibles y porque un átomo de carbono en su estado fundamental ocupa orbitales hasta $2p^2$, y en este caso tenemos un electrón en $2s$.

b3) $n = 2 \quad l = 2 \quad m = -1 \quad s = -\frac{1}{2}$

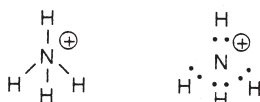
No es válida porque l sólo puede tener valores entre 0 y $n - 1$, en este caso los valores 0 y 1, pero nunca 2 si $n = 2$.

b4) $n = 3 \quad l = 1 \quad m = -1 \quad s = -\frac{1}{2}$

No es válida porque el carbono pertenece al segundo período, y en su estado fundamental no puede tener electrones en un nivel 3.

Cuestión 4

a) NH_4^+



Forma geométrica: tetraédrica. El nitrógeno no tiene ningún par de electrones no enlazante.



Forma geométrica: pirámide trigonal. El oxígeno tiene un par de electrones no enlazante.

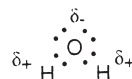
b) $\text{HCl}, \text{Cl}_2, \text{H}_2$

Los tres gases están formados por moléculas covalentes, donde sus estructuras de Lewis son:



El cloruro de hidrógeno es polar, mientras que el cloro y el hidrógeno son apolares.

La solubilidad de las sustancias depende de las polaridades de éstas con el disolvente. En este caso será más soluble el cloruro de hidrógeno, por ser una molécula polar igual que el agua:



Problema 1

Datos: m (compuesto) = 2,9 g m (CO_2) = 6,6 g

m (H_2O) = 2,7 g

a) Masa molecular compuesto entre 50 y 60.

Calculamos los moles de carbono del compuesto a partir del CO_2 obtenido:

M_r (CO_2) = 44,01 u

$$6,6 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,01 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,15 \text{ mol C}$$

Calculamos los moles de hidrógeno del compuesto a partir del H_2O obtenido:

M_r (H_2O) = 18,016 u

$$2,7 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,016 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0,30 \text{ mol H}$$

Calculamos los moles de O a partir de la diferencia de masa:

$$\left(2,9 \text{ g} - 0,15 \text{ mol C} \cdot \frac{12,01 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} - 0,30 \text{ mol H} \cdot \frac{1,008 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \right) \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 0,05 \text{ mol O}$$

Dividimos por el menor número para hallar una relación de números enteros, y como la relación en moles es la misma que en átomos:

$$0,15 \text{ mol C} \xrightarrow{:0,05} 3,0 \text{ mol C}$$

$$0,30 \text{ mol H} \xrightarrow{:0,05} 6,0 \text{ mol H}$$

$$0,05 \text{ mol O} \xrightarrow{:0,05} 1,0 \text{ mol O}$$

Fórmula empírica: $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$

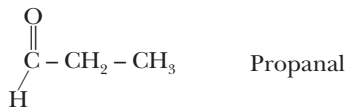
Calculamos la masa de la fórmula empírica:

$$M(C_3H_6O) = 3 \cdot 12,01 + 6 \cdot 1,008 + 16,00 = 58,08$$

Como la masa molecular está comprendida entre 50 y 60 u, la fórmula molecular coincide con la fórmula empírica.

Fórmula empírica y molecular: **C₃H₆O**.

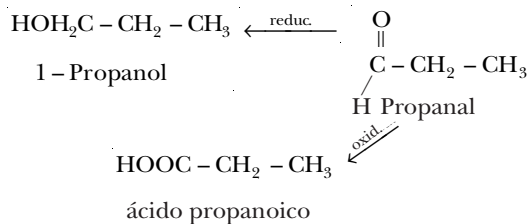
b) Fórmulas estructurales:



c) Reducción → alcohol

Oxidación → ácido

El compuesto desconocido debe ser el propanal:



Problema 2

Datos: $V(NH_3(g)) = 20 \text{ L}$ $V(\text{disol}) = 4,5 \text{ L}$
 $t = 10^\circ \text{C}$ $K_a(NH_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$
 $P = 2 \text{ atm}$

a) Calculamos los moles de $NH_3(g)$ que se han disuelto:

$$P V = n R T$$

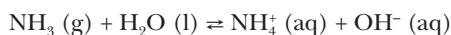
$$n(NH_3) = \frac{P V}{R T} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (10 + 273) \text{K}}$$

$$n(NH_3) = 1,72 \text{ mol } NH_3$$

Calculamos la concentración inicial de NH_3 :

$$C = \frac{1,72 \text{ mol } NH_3}{4,5 \text{ L}} = 0,382 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos las concentraciones de todas las especies, a partir del equilibrio y de la constante:



[] _{eq}	C (1 - α)		C α	C α
-------------------	-----------	--	-----	-----

$$K_b = \frac{[OH^-][NH_4^+]}{[NH_3]}$$

Sustituimos en la constante:

$$K_b = \frac{(C \alpha)^2}{C (1 - \alpha)} = \frac{C \alpha^2}{1 - \alpha} \Rightarrow K_b - K_b \alpha = C \alpha^2$$

$$C \alpha^2 + K_b \alpha - K_b = 0$$

Resolvemos la ecuación:

$$0,382 \alpha^2 + 1,78 \cdot 10^{-5} \alpha - 1,78 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$\alpha = 6,80 \cdot 10^{-3}$$

$$\alpha = -6,05 \cdot 10^{-3} \text{ No tiene sentido.}$$

Las concentraciones serán:

$$[NH_4^+] = C \alpha = 0,382 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 6,80 \cdot 10^{-3}$$

$$[NH_4^+] = \mathbf{2,60 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[OH^-] = C \alpha = \mathbf{2,60 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

Despreciamos las que provienen de la autoionización del agua:

$$[NH_3] = C (1 - \alpha)$$

$$[NH_3] = 0,382 \frac{\text{mol}}{\text{L}} (1 - 6,80 \cdot 10^{-3})$$

$$[NH_3] = \mathbf{0,379 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{2,60 \cdot 10^{-3}}$$

$$[H_3O^+] = \mathbf{3,85 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

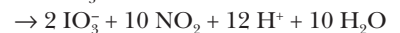
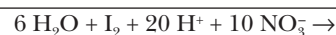
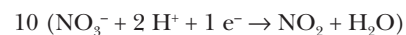
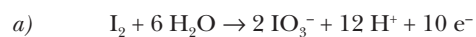
b) El grado de disociación que hemos calculado en el apartado anterior es $\alpha = \mathbf{6,80 \cdot 10^{-3}}$.

$$c) \text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log 3,85 \cdot 10^{-12} = \mathbf{11,41}$$

$$\text{pOH} = -\log [OH^-] = -\log 2,60 \cdot 10^{-3} = \mathbf{2,59}$$

SOLUCIONARIO DEL MODELO NÚMERO 6

Cuestión 1



b) I_2 : iodo

HIO_3 : ácido iódico

HNO_3 : ácido nítrico

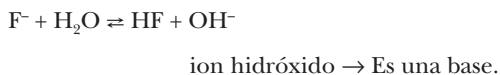
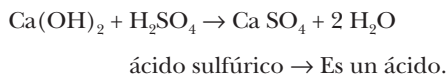
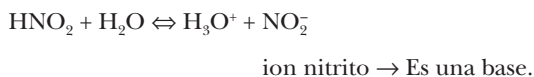
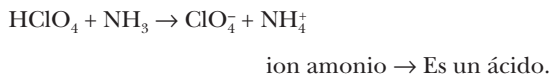
NO_2 : óxido de nitrógeno (IV)

H_2O : agua

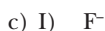
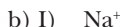
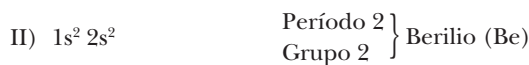
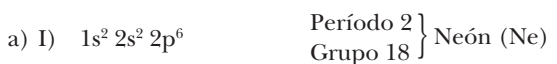
Agente oxidante: NO_3^- (porque el N se reduce: pasa de tener número de oxidación +5 a +4).

Agente reductor: I_2 (porque el I se oxida: su número de oxidación pasa de 0 a +5).

Cuestión 2

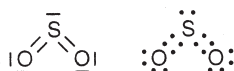


Cuestión 3

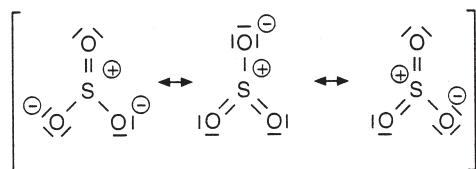


Cuestión 4

a) Estructura de Lewis del SO_2

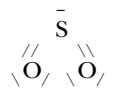


Estructura de Lewis del SO_3



b) SO_2 : Forma geométrica: angular.

SO_3 : Forma geométrica: plano trigonal.



El ángulo de enlace O – S – O será ligeramente menor a 120° , ya que las fuerzas de repulsión entre un par de electrones no enlazantes y par de electrones enlazantes es algo mayor que entre dos pares de electrones enlazantes.

La molécula será polar porque no se anulan los momentos dipolares de los enlaces.

• SO_3

El ángulo de enlace O – S – O será de 120° para cada enlace, ya que las repulsiones que se dan son todas iguales y entre pares enlazantes.



La molécula será no polar porque el momento dipolar resultante es 0 debido a que se anulan por la geometría de la molécula.

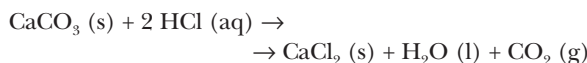
Problema 1

a) Datos: m (mármol) = 0,350 g

$V(\text{CO}_2 \text{ (g)}) = 83,2 \text{ cm}^3$

$t = 22^\circ \text{C}$ $P = 750 \text{ mm Hg}$

Reacción:



Calculamos los moles de CO_2 obtenidos a partir de la ecuación de estado de los gases ideales:

$P = 750 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,987 \text{ atm}$

$V = 83,5 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} = 8,35 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3$

$T = 22 + 273 = 295 \text{ K}$

$P V = n R T$

$n(\text{CO}_2) = \frac{P V}{R T} = \frac{0,987 \text{ atm} \cdot 8,35 \cdot 10^{-2} \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 295 \text{ K}}$

$n(\text{CO}_2) = 3,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2$

Calculamos la masa de CaCO_3 que hay en el mármol y que ha reaccionado dando CO_2 :

$M_r(\text{CaCO}_3) = 40,08 \text{ u} + 12,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u}$

$M(\text{CaCO}_3) = 100,09$

$3,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2}$

$\frac{100,09 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,341 \text{ g CaCO}_3$

Calculamos el porcentaje en masa:

$\% \text{ CaCO}_3 = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{m(\text{mármol})} \cdot 100 = \frac{0,341 \text{ g}}{0,350 \text{ g}} \cdot 100$

$\% \text{ CaCO}_3 = 97,43 \%$

El porcentaje en masa de CaCO_3 es del **97,43%**.

b) m (caliza) = 1 t $\% \text{ CaCO}_3 = 90 \%$ (en masa)

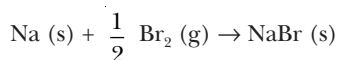
Rendimiento: 80 %

Cuestión 2

- a) *Cierta*. El átomo de hidrógeno está formado por un electrón, un protón y un neutrón, y los espectros de emisión se producen cuando el único electrón que posee pasa de un nivel de energía superior a otro inferior.
- b) *Cierta*. Ambos tienen el mismo número de protones, de manera que la carga nuclear es la misma para el electrón más externo, pero el anión tiene mayor número de electrones, con lo cual el efecto apantallamiento sobre el electrón más externo es mayor. Como resultado, la carga nuclear efectiva sobre el electrón del ion es menor y en consecuencia su radio es mayor.
- c) *Falsa*. A medida que avanzamos de izquierda a derecha en una fila del sistema periódico, aumenta la energía de ionización.

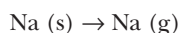
Al ir hacia la derecha, disminuye el radio atómico y aumenta la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo. La energía de ionización es la energía mínima para obtener el ion monopositivo; por tanto, cuanto más a la derecha, mayor será la energía necesaria.

Cuestión 3

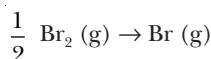


Procesos que deben realizarse:

- 1) Vaporización de 1 mol de Na (s): se absorbe la energía molar de sublimación.



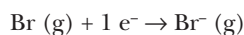
- 2) Disociación de medio mol de Br₂ (g): se absorbe la mitad de la energía molar del enlace.



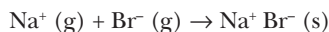
- 3) Ionización de 1 mol de átomos de Na (g): se absorbe la energía molar de ionización.



- 4) Ionización de 1 mol de átomos de Br (g): se desprende la afinidad electrónica molar del bromo.



- 5) Condensación de los iones gaseosos para formar un mol de sólido: se desprende la energía de red.

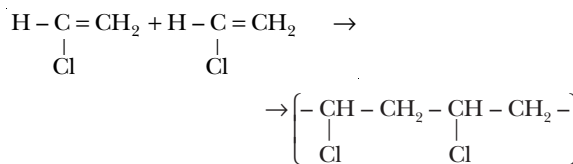


Cuestión 4



1 - cloroeteno

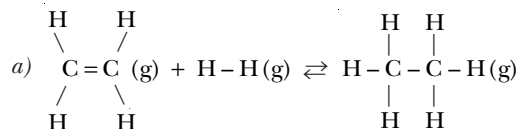
- b) La unión de las moléculas se inicia por la obtención de radicales libres por acción de catalizadores. Se produce por yuxtaposición de unidades de monómero con algún enlace múltiple y no se liberan moléculas simples:



La unidad cuya repetición da lugar al PVC es (C₂H₃Cl)_n:



Problema 1



$$\Delta H_r^0 = \sum m \Delta H_{\text{rotos}} - \sum n \Delta H_{\text{formados}}$$

$$\Delta H_r^0 = \Delta H (\text{C} = \text{C}) + 4 \Delta H (\text{C} - \text{H}) + \Delta H (\text{H} - \text{H}) - 6 \Delta H (\text{C} - \text{H}) - \Delta H (\text{C} - \text{C})$$

$$\Delta H (\text{C} = \text{C}) = \Delta H_r^0 + 2 \Delta H (\text{C} - \text{H}) + \Delta H (\text{C} - \text{C}) - \Delta H (\text{H} - \text{H})$$

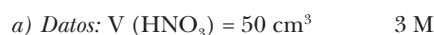
$$\Delta H (\text{C} = \text{C}) = -137 \text{ kJ} + 2 \cdot 415 \text{ kJ} + 347 \text{ kJ} - 436 \text{ kJ}$$

$$\Delta H (\text{C} = \text{C}) = \mathbf{604 \text{ kJ}}$$

- b) La *presión* deberá ser elevada, ya que hay menos moles a la derecha, y por tanto, el equilibrio se desplazará hacia la formación de etano.

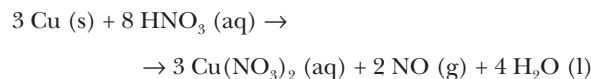
La *temperatura* deberá ser baja, ya que la reacción es exotérmica, y de esta forma se favorece el desplazamiento del equilibrio hacia la derecha.

Problema 2



$$m (\text{Cu}) = 5 \text{ g}$$

Reacción:



Calculamos el número de moles de HNO₃ que hay en los 50 cm³ de disolución de HNO₃:

$$50 \cdot 10^{-3} \text{ L disoluc HNO}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L disoluc HNO}_3} =$$

$$= 0,150 \text{ mol HNO}_3$$

Calculamos los moles de Cu que tenemos:

$$M (\text{Cu}) = 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$5 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,55 \text{ g Cu}} = 0,079 \text{ mol Cu}$$

Calculamos cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\frac{0,150 \text{ mol HNO}_3}{0,079 \text{ mol Cu}} = 1,9 < \frac{8}{3} = 2,7$$

El reactivo limitante es el HNO₃.

Calculamos los moles de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ que se obtendrán a partir de los 50 cm³ de HNO_3 :

$$M_r(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 63,55 \text{ u} + 2 \cdot 14,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u}$$

$$M(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 187,57 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$50 \cdot 10^{-3} \text{ L disoluc HNO}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L disoluc HNO}_3}$$

$$\frac{3 \text{ mol Cu}(\text{NO}_3)_2}{8 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{187,57 \text{ g Cu}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol Cu}(\text{NO}_3)_2} =$$

$$= 10,55 \text{ g Cu}(\text{NO}_3)_2$$

Se pueden obtener como máximo **10,55 g** $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

b) Se oxida el Cu a Cu^{2+} ; por tanto, el Cu es el reductor.

Se reduce el HNO_3 a NO; por tanto, el HNO_3 es el oxidante.

SOLUCIONARIO DEL MODELO NÚMERO 8

Cuestión 1

Datos: $\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{calor} \rightleftharpoons \text{Ag}_2\text{O}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

$$K_p = 0,0095 \text{ atm} \quad t = 110 \text{ }^\circ\text{C}$$

a) $m(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 1 \text{ g} \quad K_p = P(\text{CO}_2)$

$$V = 100 \text{ mL} \quad t = 110 \text{ }^\circ\text{C}$$

Cuando se alcance el equilibrio, la presión de CO_2 será:
 $P(\text{CO}_2) = K_p = 0,0095 \text{ atm}$

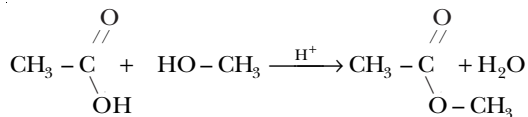
b) Al aumentar la temperatura, el equilibrio se desplazará en el sentido que se absorba calor, esto es hacia la derecha.

c) Para mantener el equilibrio, si se aumenta el volumen, disminuirá la presión, de manera que el equilibrio se desplazará en el sentido que haya más número de moles gaseosos para que aumente la presión y mantener así la constante de equilibrio.

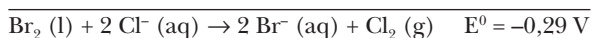
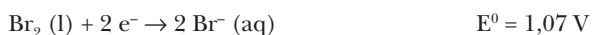
Se desplazará hacia la derecha.

Cuestión 2

a) Las materias primas necesarias para obtener un éster son: un ácido carboxílico y un alcohol, que por una reacción de esterificación dan lugar a un éster. También debe haber la presencia de un catalizador.

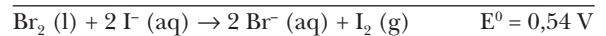


b) • Primer caso:



No se producirá reacción redox porque el potencial estándar de la reacción es negativo, es decir, la reacción no es favorable.

• Segundo caso:



El potencial estándar de la reacción es favorable, por tanto sí tendrá lugar una reacción redox:

— Se reduce el Br_2 que pasa a Br^- .

— Se oxida el I^- que pasa a I_2 .

Observaríamos la aparición de un sólido que sería I_2 y la disminución del color característico de la disolución de Br_2 , ya que se iría consumiendo.

Cuestión 3

a) El mejor agente oxidante será el F, ya que tiene una elevada electronegatividad y la afinidad electrónica mayor, es decir, tiene gran facilidad para ganar electrones.

Después le seguiría el O. A continuación, el Na y el Ba, y en último término el Ne.

Según las configuraciones electrónicas, también podemos observar que el F^- precisa 1 e^- para alcanzar configuración de gas noble, por eso es un buen oxidante.

b) Las mejoras introducidas por Bohr son:

— Rutherford ya suponía que los electrones estaban en la corteza y que giraban alrededor del núcleo como un sistema solar. Bohr añade que los electrones giran describiendo órbitas circulares y que sólo hay unas zonas en las cuales está permitido que el electrón se encuentre.

Bohr asigna a estas zonas unos valores de energía y las llama niveles, que están cuantizados.

— Bohr añade además la posibilidad de calcular cuáles de todas las órbitas posibles son las que están permitidas.

— Las modificaciones de Bohr permitían explicar los aspectos atómicos obtenidos, ya que cuando un electrón cambia de nivel se libera o absorbe energía.

Cuestión 4

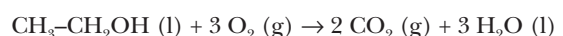
a) *Sodio*, porque se trata de un metal; por lo tanto, conductor en estado sólido, de bajo punto de fusión.

b) *Silicio*, porque es un no metal que formará una sustancia covalente atómica, es decir, una red atómica donde todos los átomos están unidos por enlaces covalentes, y esto da lugar a un punto de fusión muy elevado.

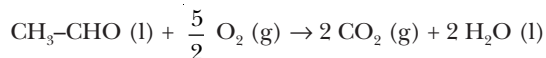
c) *Cloruro de potasio*, porque es un compuesto iónico, no conductor en estado sólido, pero si funde, los iones adquieren cierta libertad y pueden moverse dando lugar a una cierta conductividad.

Problema 1

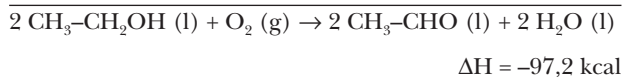
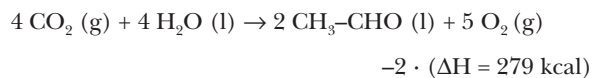
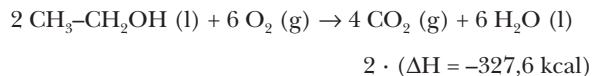
a) Combustión del etanol:



Combustión de acetaldehído:



b) A partir de las dos reacciones:



La variación de la entalpía de reacción es **-97,2 kcal**.

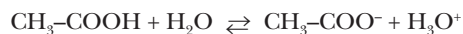
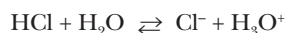
Problema 2

Datos: V (HCl) = 150 mL M (HCl) = 0,25 mol·L⁻¹

V (CH₃-COOH) = 150 mL

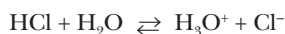
M (CH₃-COOH) = 0,25 mol·L⁻¹

a) Equilibrios:



Se trata de dos ácidos monopróticos de la misma concentración. Puesto que el HCl es fuerte y el ácido acético es débil, la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ será mayor en la disolución del primero; por tanto, el pH será menor en la disolución de HCl.

b) Para HCl:

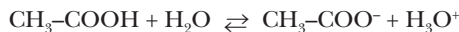


[] _{eq}	-		C ₀	C ₀
-------------------	---	--	----------------	----------------

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_0 = 0,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 0,063$$

Para el CH₃-COOH:



[] _{eq}	C ₀ - x		x	x
-------------------	--------------------	--	---	---

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Sustituimos en K_a: $K_a = \frac{x^2}{C_0 - x}$

$$x^2 + K_a x - K_a C_0 = 0$$

Resolvemos la ecuación:

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} x - 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,25 = 0$$

$$x = 2,11 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$x = -2,13 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ No es válida.}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2,11 \cdot 10^{-3} = 2,68$$

El pH de la disolución de HCl es **0,063** y el del ácido acético es **2,68**.

c) Para que el ácido tuviera el pH de la segunda:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,68} = 2,11 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Por la dilución efectuada:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{V_0 \cdot C_0}{V_0 + V} = 2,11 \cdot 10^{-3}$$

Donde V es el volumen de agua añadido:

$$V = \frac{V_0 \cdot C_0}{2,11 \cdot 10^{-3}} - V_0$$

$$V = \frac{150 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{2,11 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} - 150 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 17,62 \text{ L}$$

Hay que añadir **17,62 L** de agua.

ANOTACIONES

ANOTACIONES
