



Física y Química 1 BACHILLERATO

Biblioteca del profesorado
SOLUCIONARIO

El Solucionario de **Física y Química** para 1.º de Bachillerato es una obra colectiva concebida, diseñada y creada en el departamento de Ediciones Educativas de Santillana, dirigido por **Enric Juan Redal**.

En su realización han intervenido:

Francisco Barradas Solas
Pedro Valera Arroyo
María del Carmen Vidal Fernández

EDICIÓN

David Sánchez Gómez

DIRECCIÓN DEL PROYECTO


Rocío Pichardo Gómez



Proyecto **La Casa del Saber**

Santillana

Presentación



Nuestros libros de Física y Química para Bachillerato responden al planteamiento de presentar un proyecto didáctico centrado en la adquisición de los conceptos necesarios para que los alumnos puedan conocer y desarrollar, de manera práctica, las diferentes actividades y problemas que se presentan en el libro del alumno.

Índice

Tema 1	La teoría atómico-molecular de la materia	5-32
Tema 2	Los estados de la materia	33-60
Tema 3	Las disoluciones	61-92
Tema 4	Los átomos	93-120
Tema 5	El enlace químico	121-146
Tema 6	La reacción química	147-184
Tema 7	La química orgánica	185-212
Tema 8	Cinemática (I): cómo se describe el movimiento	213-232
Tema 9	Cinemática (II): algunos tipos de movimientos	233-258
Tema 10	Las leyes de Newton	259-282
Tema 11	Las fuerzas	283-302
Tema 12	Trabajo y energía	303-326
Tema 13	Calor y energía	327-348
Tema 14	Electricidad	349-374
Anexos	Tabla de constantes físicas y químicas	376-377
	Sistema periódico de los elementos	378-379

1

La teoría atómico-molecular de la materia

PRESENTACIÓN

Esta unidad se centra en el conocimiento de la materia sobre la que va a tratar el estudio de este curso de Química. Con independencia del modo en que se presente, los alumnos aprenderán a aislar las sustancias puras.

También es importante que el alumno asuma el rigor que debe sustentar el trabajo científico y para ello nada mejor que seguir los pasos que permitieron establecer la primera teoría científica sobre la constitución de la materia.

OBJETIVOS

- Diferenciar entre sustancia pura y mezcla.
- Distinguir entre mezclas homogéneas y heterogéneas.
- Conocer los procedimientos físicos que permiten separar los componentes de una mezcla.
- Conocer las experiencias que permitieron establecer las leyes que rigen las combinaciones de las sustancias expresadas en masa (leyes ponderales).
- Entender la teoría atómica de Dalton como una consecuencia de las leyes ponderales.
- Conocer las leyes que rigen las combinaciones de las sustancias gaseosas expresadas en unidades de volumen (leyes volumétricas).
- Interpretar los resultados de las leyes volumétricas mediante la hipótesis de Avogadro.
- Explicar la composición de la materia sobre la base de la teoría atómico-molecular.
- Manejar con soltura el mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia.
- Obtener la fórmula de un compuesto a partir de datos analíticos (composición centesimal).

CONTENIDOS

Conceptos

- Formas de presentarse la materia. Sustancias puras y mezclas. Elementos y compuestos. Mezclas homogéneas y heterogéneas.
- Técnicas experimentales para separar los componentes de una mezcla.
- Leyes ponderales de la materia (Ley de Lavoisier, Ley de Proust, Ley de Dalton).
- Interpretación de las leyes ponderales. Teoría atómica de Dalton.
- Leyes volumétricas de la materia (Ley de Gay-Lussac).
- Interpretación de las leyes volumétricas. Hipótesis de Avogadro.
- Teoría atómico molecular.
- El mol como unidad de medida.
- Fórmula empírica y fórmula molecular. Obtención a partir de la composición centesimal de las sustancias.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Elección del material de laboratorio adecuado para una operación.
- Utilizar técnicas básicas de laboratorio para separar mezclas: filtrar, centrifugar, cristalizar, destilar, decantar, etc.
- Interpretar resultados experimentales.
- Contrastar una teoría con datos experimentales.
- Manejar con soltura el concepto de mol para calcular cantidades de sustancia.

de la materia

Actitudes

- Valorar la importancia del método científico para el avance de la ciencia.
- Apreciar el rigor del trabajo de laboratorio.
- Ser cuidadosos y ordenados en el trabajo de laboratorio respetando la seguridad de todos los presentes.

EDUCACIÓN EN VALORES

1. Educación no sexista

En esta unidad aparece el nombre de destacados científicos, todos ellos, varones. No obstante, la mujer de Lavoisier tuvo un papel destacado en el trabajo científico de su marido.

Partiendo de la imagen que muestra a la pareja trabajando, se puede proponer a los alumnos una reflexión acerca de este hecho. Se les puede sugerir que tengan en cuenta la época histórica en la que se encuadra la acción y que la contrasten con la situación que se vive actualmente.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Reconocer si una muestra material es una sustancia pura (elemento o compuesto) o una mezcla (homogénea o heterogénea).
2. Conocer las técnicas de separación de mezclas más habituales del laboratorio.
3. Establecer el procedimiento experimental adecuado para separar los componentes de una mezcla.
4. Definir e interpretar las leyes ponderales.
5. Conocer la teoría atómica de Dalton e interpretar, sobre su base, la composición de la materia.
6. Definir e interpretar las leyes volumétricas.
7. Conocer la teoría atómico-molecular e interpretar con ella la fórmula de moléculas sencillas.
8. Determinar la cantidad de una sustancia en mol y relacionarla con el número de partículas de los elementos que integran su fórmula.
9. Obtener la composición centesimal de un compuesto.
10. Hallar la fórmula empírica y la fórmula molecular de un compuesto a partir de datos analíticos (composición centesimal).

La teoría atómico-molecular

1. En general, el volumen de los cuerpos aumenta al aumentar la temperatura. Explica si la densidad de los cuerpos, en general, aumenta o disminuye al aumentar la temperatura.

La densidad de un cuerpo representa su masa por unidad de volumen. Al aumentar la temperatura suele aumentar el volumen de los cuerpos, pero su masa permanece invariada. En consecuencia, al aumentar la temperatura de los cuerpos, en general, disminuye su densidad.

2. Expresa en unidades del SI la densidad de las sustancias que se recogen en la tabla siguiente.

Sustancia	Densidad (a 25 °C y 1 atm)
Agua	1 kg/L
Aire	1,3 g/L
Aceite	0,88 g/mL
Plomo	11,35 g/cm ³
Aluminio	2700 kg/dm ³

Se trata de expresar la densidad en kg/m³:

$$\begin{aligned} \bullet d_{\text{agua}} &= 1 \frac{\text{kg}}{\text{L}} \cdot \frac{10^3 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} = 10^3 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \\ \bullet d_{\text{aire}} &= 1,3 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{10^3 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} \cdot \frac{10^{-3} \text{ kg}}{1 \text{ g}} = 1,3 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \\ \bullet d_{\text{aceite}} &= 0,88 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot \frac{10^6 \text{ mL}}{1 \text{ m}^3} \cdot \frac{10^{-3} \text{ kg}}{1 \text{ g}} = 880 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \\ \bullet d_{\text{plomo}} &= 11,35 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{10^6 \text{ cm}^3}{1 \text{ m}^3} \cdot \frac{10^{-3} \text{ kg}}{1 \text{ g}} = 11,35 \cdot 10^3 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \\ \bullet d_{\text{aluminio}} &= 2,7 \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3} \cdot \frac{10^3 \text{ dm}^3}{1 \text{ m}^3} = 2.700 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \end{aligned}$$

3. El agua presenta un comportamiento anómalo con respecto a su dilatación que hace que entre 0 y 4 °C su volumen disminuya al aumentar la temperatura. Utiliza este hecho para explicar por qué el agua se encuentra en estado líquido debajo de la capa de hielo del Ártico.

Entre 0 y 4 °C el agua tiene una densidad mayor que el hielo. De ahí que el hielo flota sobre ella creando una capa aislante que permite que el agua se mantenga líquida en una capa inferior.

de la materia

4. Tenemos una bola de plomo y otra de aluminio de 3 cm de diámetro. ¿Cuál es su masa? Explica, a partir de este resultado, por qué se prefieren las bicicletas de aluminio frente a las de otros metales.

Dato: volumen de la esfera $\rightarrow V = \frac{4}{3}\pi r^3$.

Conociendo el volumen de la esfera de 3 cm de radio podemos determinar su masa en el caso de que sea de plomo y en el caso de que sea de aluminio. Para ello necesitamos el dato de la densidad que aparece en el problema 2.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} \rightarrow m = d \cdot V;$$

$$V = \frac{4}{3}\pi r^3 = \frac{4}{3}\pi 3^3 \text{ cm}^3 = 113,1 \text{ cm}^3$$

Por tanto:

- $m_{\text{plomo}} = 11,35 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 113,1 \text{ cm}^3 = 1.283,7 \text{ g} = 1,28 \text{ kg}$
- $m_{\text{aluminio}} = 2,7 \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3} \frac{10^{-3} \text{ dm}}{1 \text{ cm}^3} \cdot 113,1 \text{ cm}^3 = 0,31 \text{ kg}$

El aluminio es uno de los metales más ligeros. Ocupando el mismo volumen, su masa es mucho menor que la de la bola de plomo.

5. En los platillos de una balanza colocamos dos vasos de cristal exactamente iguales. En uno de ellos echamos 100 mL de aceite. ¿Cuál debe ser el diámetro de la bola de plomo que introduzcamos en el interior del otro vaso para que la balanza esté equilibrada?

Para que esté equilibrada, los dos deben tener la misma masa. Conociendo el dato de la densidad, podemos calcular la masa de 100 mL de aceite y luego determinar el volumen (que nos permitirá conocer el diámetro) de una bola de plomo que tenga la misma masa.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}}; m_{\text{aceite}} = 0,88 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 100 \text{ mL} = 88 \text{ g};$$

$$\rightarrow V_{\text{plomo}} = \frac{m}{d_{\text{plomo}}} = \frac{88 \text{ g}}{11,35 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 7,75 \text{ cm}^3 \rightarrow$$

$$\rightarrow V = \frac{4}{3}\pi r^3 r = \sqrt[3]{\frac{3V}{4\pi}} = \sqrt[3]{\frac{3 \cdot 7,75 \text{ cm}^3}{4\pi}} = 1,23 \text{ cm} \rightarrow$$

$$\rightarrow 2 \cdot 1,23 = 2,46 \text{ cm de diámetro}$$

6. En sus experiencias, Lavoisier explicó el aumento de peso que experimentaban los metales cuando se calentaban al aire diciendo que se combinaban con alguno de los componentes del aire. Diseña un experimento que te permita dar una explicación científica al hecho de que cuando se quema un trozo de madera se obtienen unas cenizas que pesan mucho menos que la madera original.

Si hacemos la combustión en un recipiente cerrado, las maderas se quemarán al reaccionar con algún componente del aire que está en contacto con ellas. Además de las cenizas, se producirán gases que se mantendrán en el recipiente, ya que está cerrado. Si pesamos el recipiente antes y después de la combustión, podremos comprobar que la masa no varía, lo que indica que se cumple la ley de Lavoisier.

7. Para tratar de reproducir la experiencia de Lavoisier, introducimos 6,3 g de cobre en un recipiente, lo cerramos herméticamente y lo pesamos, y comprobamos que contiene 10 g de aire. Al calentarlo observamos que el metal se ha transformado en 8 g de óxido de cobre. ¿Cuánto pesará el aire que hay en el tubo?

La masa del sistema se debe conservar:

$$\text{Masa del cobre} + \text{masa del aire antes de la reacción} = \text{masa del óxido} + \text{masa del aire después de la reacción}$$

$$6,3 \text{ g} + 10 \text{ g} = 8 \text{ g} + \text{masa aire después} \rightarrow \text{masa aire después} = 8,3 \text{ g}$$

8. En una muestra de sal común se encontró que había 4,6 g de sodio y 7,1 g de cloro.

a) ¿Cuál es la masa de la muestra?

b) ¿Qué cantidad de cloro y de sodio habrá en una muestra de 2,3 g de sal?

a) Masa muestra = masa sodio + masa cloro = 4,6 g + 7,1 g = 11,7 g

b) En cualquier muestra de sal, el cloro y el sodio mantienen la proporción que se indica en el enunciado:

$$2,3 \text{ g de sal} \cdot \frac{4,6 \text{ g de sodio}}{11,7 \text{ g de sal}} = 0,9 \text{ g de sodio}$$

$$2,3 \text{ g de sal} \cdot \frac{7,1 \text{ g de cloro}}{11,7 \text{ g de sal}} = 1,40 \text{ g de cloro}$$

Compruébese que su suma coincide con la masa de la muestra de sal.

de la materia

9. En un laboratorio se han analizado tres muestras de cloro y cobre, obteniéndose los siguientes resultados para cada una:

Muestra	Masa de cobre (g)	Masa de cloro (g)
A	6,3	3,5
B	1,3	0,7
C	3,2	2,7

Determina si las muestras A, B y C pertenecen al mismo compuesto.

Si pertenecen al mismo compuesto, la proporción en la que se combinan el cobre y el cloro será la misma:

Muestra	Masa de cobre (g)	Masa de cloro (g)	Masa de cobre/masa de cloro
A	6,3	3,5	1,8
B	1,3	0,7	1,86
C	3,2	2,7	1,2

Las muestras A y B pertenecen al mismo compuesto.

10. En la siguiente tabla se recogen los resultados de una serie de experiencias en las que se hace reaccionar bromo y calcio para formar bromuro de calcio. Copia la tabla en tu cuaderno y realiza los cálculos para completar el contenido de las casillas que faltan:

Experiencia	Calcio (g)	Bromo (g)	Bromuro de calcio (g)	Calcio que sobra (g)	Bromo que sobra (g)
A	0,4	1,6	2	0	0
B	1,5	0,8			
C	1,2		6		1,5
D		5		1,3	0
E			4,2	0	0

- La experiencia A nos permite conocer en qué proporción se combinan los dos elementos, ya que no sobra ningún elemento.
- En la experiencia B determinamos el reactivo limitante. Por los datos de la experiencia A debe ser el bromo. Calculamos la cantidad de bromuro de calcio que se obtiene y la de calcio que sobra:

$$0,8 \text{ g de bromo} \cdot \frac{0,4 \text{ g de calcio}}{1,6 \text{ g de bromo}} = 0,2 \text{ g de calcio}$$

$$0,8 \text{ g de bromo} \cdot \frac{2 \text{ g de bromuro de calcio}}{1,6 \text{ g de bromo}} = 1 \text{ g de bromuro de calcio}$$

La teoría atómico-molecular

- En la experiencia C, la cantidad de bromuro de calcio nos permite conocer la cantidad que reacciona de cada elemento:

$$6 \text{ g de bromuro de calcio} \cdot \frac{1,6 \text{ g de bromo}}{2 \text{ g de bromuro de calcio}} = 4,8 \text{ g de bromo}$$

Por diferencia obtenemos la cantidad de calcio que reacciona:

$$6 \text{ g de bromuro de calcio} - 4,8 \text{ g de bromo} = \\ = 1,2 \text{ g de calcio que reaccionan}$$

- En la experiencia D, la cantidad de bromo que reacciona nos permite conocer la cantidad de bromuro de calcio que se obtiene:

$$5 \text{ g de bromo} \cdot \frac{2 \text{ g de bromuro de calcio}}{1,6 \text{ g de bromo}} = 6,25 \text{ g de bromuro de calcio}$$

Por diferencia obtenemos la cantidad de calcio que reacciona:

$$6,25 \text{ g de bromuro de calcio} - 5 \text{ g de bromo} = \\ = 1,25 \text{ g de calcio que reaccionan}$$

- En la experiencia E, la cantidad de bromuro de calcio nos permite conocer la cantidad que reacciona de cada elemento. Como no sobra ninguno, esa será la cantidad inicial de cada elemento:

$$4,2 \text{ g de bromuro de calcio} \cdot \frac{1,6 \text{ g de bromo}}{2 \text{ g de bromuro de calcio}} = 3,36 \text{ g de bromo}$$

Por diferencia obtenemos la cantidad de calcio que reacciona:

$$4,2 \text{ g de bromuro de calcio} - 3,36 \text{ g de bromo} = \\ = 0,84 \text{ g de calcio que reaccionan}$$

Experiencia	Calcio (g)	Bromo (g)	Bromuro de calcio (g)	Calcio que sobra (g)	Bromo que sobra (g)
A	0,4	1,6	2	0	0
B	1,5	0,8	1	$1,5 - 0,2 = 1,3$	0
C	1,2	$4,8 + 1,5 = 6,3$	6	0	1,5
D	$1,25 + 1,3 = 2,55$	5	6,25	1,3	0
E	0,84	3,36	4,2	0	0

de la materia

11. El C se combina con el O para formar dos compuestos diferentes, A y B. En el compuesto A, 3 g de C se combinan con 4 g de O, y en el compuesto B, 3 g de C se combinan con 8 g de O. Razona la veracidad de cada una de las siguientes frases:

- 3 g de C no se pueden combinar exactamente con 3 g de O.
- 9 g de C se combinan exactamente con 12 g de O para formar el compuesto B.
- 18 g de C se combinan exactamente con 12 g de O para formar el compuesto A.
- 24 g de O se combinan exactamente con 9 g de C para formar el compuesto B.

Si la fórmula de B es CO_2 , ¿cuál es la fórmula de A? Justifícalo.

Compuesto	Masa C (g)	Masa O (g)	Masa C / masa O
A	3	4	0,75
B	3	8	0,375

- No porque no mantiene la proporción del compuesto A ni del B.
- No, porque es la proporción correspondiente al compuesto A:

$$\frac{9 \text{ g de C}}{12 \text{ g de O}} = 0,75$$

- No, porque no es la proporción del compuesto A:

$$\frac{18 \text{ g de C}}{12 \text{ g de O}} = 1,5$$

- Si, porque es la proporción del compuesto B:

$$\frac{9 \text{ g de C}}{24 \text{ g de O}} = 0,375$$

- CO . Porque la misma cantidad de C se combina con el doble de O en B que en A.

12. El monóxido de dinitrógeno (N_2O) es un gas que se utiliza como anestésico dental; se puede obtener en el laboratorio haciendo reaccionar nitrógeno y oxígeno. Copia en tu cuaderno y completa la tabla siguiente teniendo en cuenta que, en todos los casos, tanto los gases que reaccionan como los que se obtienen están en las mismas condiciones de presión y temperatura.

La teoría atómico-molecular

Experiencia	Nitrógeno (L)	Oxígeno (L)	Monóxido de dinitrógeno (L)	Nitrógeno que sobra (L)	Oxígeno que sobra (L)
A	3	1,5	3	0	0
B		5		0	0
C	3	3			
D	3		2		0
E			2,4	1	1
F		1,7		1,5	0
G	6		3		

- La experiencia A nos indica la proporción en la que participan todos los gases del proceso, ya que no sobra ninguno de los reactivos. El volumen de N_2O (3 L) que se obtiene es el mismo que el de N_2 (3 L) que reacciona y el doble que el de O_2 (1,5 L) que reacciona.
- En la experiencia B no sobra ninguno de los reactivos. Con las proporciones que se derivan de la experiencia A calculamos el volumen de los otros dos participantes:

$$5 \text{ L de } O_2 \cdot \frac{3 \text{ L de } N_2O}{1,5 \text{ L de } O_2} = 10 \text{ L de } N_2O$$

El volumen de N_2 es el mismo que el de N_2O .

- En la experiencia C solo pueden reaccionar 3 L de N_2 . El resultado de la experiencia A nos permite calcular las restantes cantidades.
- En la experiencia D la cantidad de N_2O que se obtiene indica la cantidad de N_2 que reacciona; la diferencia con la cantidad que hay indica la cantidad de N_2 que sobra. Como no sobra O_2 , la cantidad que hay inicialmente es la que reacciona, un volumen que es la mitad que el de N_2O que se obtiene.
- En la experiencia E la cantidad de N_2O que se obtiene permite conocer el volumen de N_2 y O_2 que reacciona. Sumando la cantidad de cada uno que sobra tendremos la cantidad inicial.
- En la experiencia F se indica que no sobra O_2 . Por tanto, la cantidad inicial es la misma que reacciona. Esto nos permite calcular la cantidad de N_2O que se obtiene y la de N_2 que reacciona. Como sobran 1,5 L de N_2 , lo sumaremos a la cantidad de reacciona para conocer la cantidad inicial de N_2 .
- En la experiencia G la cantidad de N_2O que se obtiene permite conocer el volumen de N_2 y O_2 que reacciona. Suponemos que no sobra O_2 . Por tanto, la cantidad inicial es la misma que reacciona. Esto nos permite calcular la cantidad de N_2O que se obtiene y la de N_2 que reacciona. Por diferencia podremos conocer la cantidad de N_2 que sobra.

de la materia

Experiencia	Nitrógeno (L)	Oxígeno (L)	Monóxido de dinitrógeno (L)	Nitrógeno que sobra (L)	Oxígeno que sobra (L)
A	3	1,5	3	0	0
B	10	5	10	0	0
C	3	3	3	0	$3 - 1,5 = 1,5$
D	3	1,5	2	$3 - 2 = 1$	0
E	$2,4 + 1 = 3,4$	$1,2 + 1 = 2,2$	2,4	1	1
F	$3,4 + 1,5 = 4,9$	1,7	$1,7 \cdot 2 = 3,4$	1,5	0
G	6	1,5	3	$6 - 3 = 3$	0

13. Estudia los resultados de las reacciones entre gases que se comentan en este tema y analiza si es posible enunciar una «ley de la conservación del volumen» análoga a la «ley de conservación de la materia».

No se puede enunciar una ley de conservación del volumen en las reacciones químicas; solo se conserva la masa. Se puede citar como ejemplo la reacción de formación del amoníaco a partir del nitrógeno y el hidrógeno.

14. En una muestra de 4 g de azufre, ¿cuántos moles de azufre tenemos? ¿Cuántos átomos? Dato: masa atómica del azufre = 32 u.

$$M(S) = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow 4 \text{ g de S} \cdot \frac{1 \text{ mol de S}}{32 \text{ g de S}} = 0,125 \text{ mol de S} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,125 \text{ mol de S} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de S}}{1 \text{ mol de S}} = 7,53 \cdot 10^{22} \text{ átomos de S}$$

15. ¿Cuántos gramos de radio tendremos en mil billones de átomos de ese elemento. ¿Y si los átomos fuesen de silicio? Datos: masa atómica del radio = 226 u; masa atómica del silicio = 28,1 u.

$$10^3 \cdot 10^{12} \text{ átomos de Ra} \cdot \frac{226 \text{ g de Ra}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ra}} = 3,75 \cdot 10^{-7} \text{ g de Ra}$$

$$10^3 \cdot 10^{12} \text{ átomos de Si} \cdot \frac{28,1 \text{ g de Si}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Si}} = 4,67 \cdot 10^{-8} \text{ g de Si}$$

16. En un recipiente tenemos $5 \cdot 10^{18}$ átomos de un elemento que pesan 0,543 mg. ¿Cuál es la masa atómica de ese elemento? ¿De qué elemento se trata?

$$\frac{0,543 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{5 \cdot 10^{18} \text{ átomos}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 65,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Se trata del cinc.

17. Determina la composición centesimal del butano (C_4H_{10}).

$$M(C_4H_{10}) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{4 \cdot 12 \text{ g de C}}{58 \text{ g de C}} \cdot 100 = 82,8\% \text{ de C} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{10 \cdot 1 \text{ g de H}}{58 \text{ g}} \cdot 100 = 17,2\% \text{ de H}$$

18. Determina la composición centesimal del nitrato de calcio: $Ca(NO_3)_2$.

$$M(Ca(NO_3)_2) = 40,1 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16 = 164,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{40,1 \text{ g de Ca}}{164,1 \text{ g}} \cdot 100 = 24,4\% \text{ de Ca ;}$$

$$\frac{2 \cdot 14 \text{ g de N}}{164,1 \text{ g}} \cdot 100 = 17,1\% \text{ de N ;}$$

$$\frac{6 \cdot 16 \text{ g de O}}{164,1 \text{ g}} \cdot 100 = 58,5\% \text{ de O}$$

19. Algunos compuestos iónicos cristalizan con un número determinado de moléculas de agua. A estos compuestos se les llama hidratados, y en su fórmula se indica la proporción en la que participa el agua. Por ejemplo, el sulfato de cobre pentahidratado tiene de fórmula $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$. Calcula el porcentaje de agua en esta sustancia.

$$M(CuSO_4 \cdot 5 H_2O) = 63,5 + 32 + 4 \cdot 16 + 5 \cdot (2 \cdot 1 + 16) = 249,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{5 \cdot 18 \text{ g de } H_2O}{249,5 \text{ g}} \cdot 100 = 36,1\% \text{ de } H_2O$$

20. El cloruro amónico (NH_4Cl) y el nitrato amónico (NH_4NO_3) se utilizan como abonos. Calcula el porcentaje de nitrógeno de cada compuesto. ¿Cuál es más rico en nitrógeno?

$$M(NH_4Cl) = 14 + 4 \cdot 1 + 35,5 = 53,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{14 \text{ g de N}}{53,5 \text{ g}} \cdot 100 = 26,2\% \text{ de N}$$

$$M(NH_4NO_3) = 14 + 4 \cdot 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 80 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{14 \cdot 2 \text{ g de N}}{80 \text{ g}} \cdot 100 = 35\% \text{ de N}$$

El nitrato de amonio es más rico en nitrógeno.

de la materia

21. En la naturaleza hay minerales de óxido de hierro (Fe_2O_3), como la hematita, y de sulfuro de hierro (FeS), como la pirrotina. Suponiendo que ambos minerales fuesen igual de abundantes, determina cuál es el más adecuado para obtener el metal hierro.

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 16 = 159,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{2 \cdot 55,8 \text{ g de Fe}}{159,6 \text{ g}} \cdot 100 = 69,9\% \text{ de Fe}$$

$$M(\text{FeS}) = 55,8 + 32 = 87,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{55,8 \text{ g de Fe}}{87,8 \text{ g}} \cdot 100 = 63,5\% \text{ de Fe}$$

La pirrotina es más rica en hierro.

22. De los siguientes hechos, ¿cuáles serían estudiados por la física y cuáles por la química?

- La fuerza que se necesita para partir un trozo de mármol en fragmentos pequeños.
- La estructura cristalina del mármol.
- Hasta qué temperatura se puede calentar el mármol sin que funda.
- La capacidad del mármol para conducir la electricidad.
- El comportamiento del mármol cuando lo ataca un ácido.
- Hasta qué temperatura se puede calentar el mármol antes de que se descomponga.
- Cómo se forma el mármol en la naturaleza.

Serían estudiados por la química todos los que impliquen un conocimiento de la estructura de la materia o cambios que afecten a la naturaleza de las sustancias: b, e, f y g.

Serán estudiados por la física los cambios que no afectan a la naturaleza de las sustancias: a, c y d.

23. Copia en tu cuaderno y completa la tabla siguiente:

	Sustancia pura	Elemento	Compuesto	Mezcla homogénea	Mezcla heterogénea
Aire					
Agua del mar					
Leche					
Acero					
Infusión					
Butano					
Madera					

	Sustancia pura	Elemento	Compuesto	Mezcla homogénea	Mezcla heterogénea
Aire				X	
Agua del mar				X	
Leche					X
Acero				X	
Infusión				X	
Butano			X		
Madera					X

24. En un bote que contenía pequeñas puntas de acero han echado una mezcla de arena y sal. Indica qué procedimiento seguirías para separarlos y poder tener en un bote las puntas, en otro la arena y en otro la sal.

Pasando un imán por la mezcla podemos separar las puntas de hierro.

Añadiendo agua al resto disolveremos la sal. Filtrando por gravedad podemos separar la arena.

Evaporando el agua podemos recuperar la sal.

25. Relaciona las siguientes frases con la ley o hipótesis a la que corresponden:

1. La materia no se crea ni se destruye.
2. Los elementos A y B se combinan unas veces en una proporción, y otras veces, en otra diferente.
3. En una reacción química se transforma la materia.
4. Si 2,53 g de A se combinan con 1,32 g de B para formar un compuesto, 2,13 g de A no se pueden combinar con 0,66 g de B.
5. La masa de los productos de una reacción coincide con la masa de sus reactivos.
6. A y B se combinan siempre en la misma proporción.
7. En las mismas condiciones de presión y temperatura, un recipiente que tenga un gas que ocupe un volumen doble que otro tendrá doble número de moléculas que el otro.
8. La materia se conserva.
9. 1 L de un gas A no se combina nunca con 1,3792 L de otro gas que se encuentre en las mismas condiciones de presión y temperatura que él.
10. Si A y B dan dos compuestos diferentes, puede que en un caso se combinen 1,57 g de A con 2 g de B y, en otro, 3,14 g de A se combinan con 2 g de B.

de la materia

- a) **Ley de las proporciones múltiples.**
- b) **Hipótesis de Avogadro.**
- c) **Ley de las proporciones definidas.**
- d) **Ley de la conservación de la masa.**
- e) **Ley de los volúmenes de combinación.**
 1. La materia no se crea ni se destruye.
 2. Los elementos A y B se combinan a veces en una proporción y otras veces, en otra diferente.
 3. En una reacción química se transforma la materia.
 4. Si 2,53 g de A se combinan con 1,32 g de B para formar un compuesto, 2,13 g de A no se pueden combinar con 0,66 g de B.
 5. La masa de los productos de una reacción coincide con la masa de sus reactivos.
 6. A y B se combinan siempre en la misma proporción.
 7. En las mismas condiciones de presión y temperatura un recipiente que tenga un volumen doble que otro tendrá doble número de moléculas que el otro.
 8. La materia se conserva
 9. 1L de un gas A no se va a combinar nunca con 1,3792 L de otro gas que se encuentre en las mismas condiciones de presión y temperatura que él.
 10. Si A y B dan dos compuestos diferentes puede que en un caso se combinen 1,57 g de A con 2 g de B y, en otra, 3,14 g de A se combinan con 2 g de B.
 - a) Ley de las proporciones múltiples, 2, 10.
 - b) Hipótesis de Avogadro, 7.
 - c) Ley de las proporciones definidas, 4, 6.
 - d) Ley de la conservación de la materia, 1, 3, 5, 8.
 - e) Ley de los volúmenes de combinación, 9.

26. Repasa los postulados de la teoría atómico-molecular. Señala en rojo los que se derivan de las leyes ponderales y en azul los que son consecuencia de las leyes volumétricas.

Leyes ponderales:

1. Toda la materia está formada por átomos pequeñísimos que son partículas indivisibles e indestructibles. (Hoy sabemos que los átomos no son realmente indivisibles ni indestructibles)
2. Todos los átomos de un elemento son exactamente iguales en masa y en las demás propiedades, y distintos de los átomos de cualquier otro elemento

La teoría atómico-molecular

3. Todas las sustancias, simples y compuestas están formadas por moléculas, que resultan de la unión de átomos del mismo o distintos elementos.
7. En una reacción química los átomos se recombinan y así unas sustancias se transforman en otras diferentes

Leyes volumétricas

4. Todas las moléculas de una misma sustancia son iguales entre sí y distintas a las de cualquier otra sustancia
5. Las moléculas de las sustancias simples están formadas por átomos del mismo elemento. Si la molécula está formada por un solo átomo, se identifica con el átomo (ejemplo, el He), si está formada por más de uno, se indica con el símbolo del elemento y un número que indica cuántos átomos están enlazados en una molécula (ejemplo, H_2 , P_4 , etc.)
6. Las moléculas de las sustancias compuestas están formadas por átomos de dos o más elementos diferentes que se combinan en relaciones numéricas sencillas (por ejemplo 1:1, HCl, 2:1, H_2O , 1:3, NH_3 , 2:3, N_2O_3 , etc.)

- 27. Corrige y completa la siguiente definición: «La masa atómica relativa de un átomo indica cuántas veces es mayor que el átomo de carbono-12».**

La masa atómica relativa de un átomo indica cuántas veces es mayor que la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12.

- 28. Razona si es cierto o no que la masa de 1 mol de gas hidrógeno es 1 g.**

El gas hidrógeno forma moléculas diatómicas H_2 . Por tanto, la masa de 1 mol de gas hidrógeno es 2 g. 1 g es la masa de 1 mol de átomos de H.

- 29. Corrige y completa la siguiente afirmación: «En la fórmula de un compuesto se indican los símbolos de los elementos que forman y en qué proporción se combinan».**

En la fórmula empírica de un compuesto se indican los símbolos de los elementos que la forman y en qué proporción se combinan.

En la fórmula molecular de un compuesto se indican los símbolos de los elementos que la forman y el número de átomos de cada uno que intervienen en una molécula del compuesto.

- 30. A continuación se muestra la fórmula de algunas sustancias moleculares. Escribe, en cada caso, su fórmula empírica y su fórmula molecular:**

a) Tetróxido de dinitrógeno:
 N_2O_4 .

c) Glucosa: $C_6H_{12}O_6$.

d) Propano: C_3H_8 .

b) Alcohol etílico: C_2H_6O .

e) Dióxido de carbono: CO_2 .

de la materia

Compuesto	Tetróxido de dinitrógeno	Alcohol etílico	Glucosa	Propano	Dióxido de carbono
Fórmula molecular	N_2O_4	C_2H_6O	$C_6H_{12}O_6$	C_3H_8	CO_2
Fórmula empírica	NO_2	C_2H_6O	CH_2O	C_3H_8	CO_2

31. Justifica si un compuesto puede tener la siguiente composición centesimal: Ca: 25,32 %; N: 18,03 %; O: 61,05 %

$$25,32 + 18,03 + 61,05 = 104,4$$

La suma de todos los porcentajes debe dar 100. Esta diferencia de un 4 % podría deberse a un error experimental.

32. El magnesio es un metal que se utiliza en la fabricación de fuegos artificiales porque produce fuertes destellos de luz cuando arde. En el proceso se forma óxido de magnesio, un compuesto en el que se combinan 2,21 g de magnesio por cada 1,45 g de oxígeno. En un cohete se han colocado 7 g de cinta de magnesio. ¿Qué cantidad de óxido de magnesio se formará cuando el cohete arda?

Cuando forman óxido de magnesio, el magnesio y el oxígeno se combinan siempre en la misma proporción:

$$7 \text{ g de magnesio} \cdot \frac{1,45 \text{ g de oxígeno}}{2,21 \text{ g de magnesio}} = 4,59 \text{ g de oxígeno}$$

$$7 \text{ g magnesio} + 4,59 \text{ g oxígeno} = 11,59 \text{ g de óxido de magnesio}$$

33. En la siguiente tabla se recogen los resultados de una serie de experiencias en las que se hace reaccionar plata y azufre para formar sulfuro de plata. Copia en tu cuaderno y completa el contenido de las casillas que faltan:

Experiencia	Plata (g)	Azufre (g)	Sulfuro de plata (g)	Plata que sobra (g)	Azufre que sobra (g)
A	3,60	0,54	0	0	0
B			6,3	0	0
C			5,2	0,5	0,3
D		1,5		1,3	0
E	4,20	2,50			
F	7,5		8,2		1,5

La teoría atómico-molecular

- La experiencia A indica en qué proporción se combinan exactamente la plata y el azufre. Como no sobra nada, podemos determinar la cantidad de sulfuro de plata que se forma.
- En la experiencia B conocemos la cantidad de sulfuro de plata. Como no sobra nada de ningún elemento, podemos calcular la cantidad inicial de cada uno:

$$6,3 \text{ g de } \cancel{\text{sulfuro de plata}} \cdot \frac{3,60 \text{ g de plata}}{4,14 \text{ g de } \cancel{\text{sulfuro de plata}}} = 5,48 \text{ g de plata}$$

- En la experiencia C, la cantidad de sulfuro de plata nos permite conocer la cantidad de plata y azufre que se combina. En cada caso, sumamos la cantidad de elemento que sobra y tendremos la cantidad inicial de plata y de azufre:

$$5,2 \text{ g de } \cancel{\text{sulfuro de plata}} \cdot \frac{3,60 \text{ g de plata}}{4,14 \text{ g de } \cancel{\text{sulfuro de plata}}} = 4,52 \text{ g de plata}$$

$$5,2 \text{ g sulfuro de plata} - 4,52 \text{ g plata} = 0,68 \text{ g azufre}$$

- En la experiencia D reacciona toda la cantidad de azufre presente, lo que nos permite conocer la cantidad de sulfuro de plata que se forma y la cantidad de plata que reacciona; sumando a esta la cantidad de plata que sobra tendremos la cantidad de plata que había inicialmente:

$$1,5 \text{ g de } \cancel{\text{azufre}} \cdot \frac{4,14 \text{ g de sulfuro de plata}}{0,54 \text{ g de } \cancel{\text{azufre}}} = 11,5 \text{ g de sulfuro de plata}$$

$$11,5 \text{ g sulfuro de plata} - 1,5 \text{ g azufre} = \\ = 10 \text{ g de plata que se combinan}$$

- En la experiencia E se nos muestran las cantidades iniciales de los dos elementos y tenemos que determinar cual de ellos actúa de limitante. Comparándolo con las cantidades de la experiencia A, parece que es la plata; lo confirmamos calculando la cantidad de azufre que reaccionan con 4,2 g de plata:

$$4,20 \text{ g de } \cancel{\text{plata}} \cdot \frac{0,54 \text{ g de azufre}}{3,60 \text{ g de } \cancel{\text{plata}}} = 0,63 \text{ g de azufre}$$

$$2,50 \text{ g de azufre inicial} - 0,63 \text{ g azufre se combinan} = \\ = 1,87 \text{ g azufre sobran}$$

- En la experiencia F, la cantidad de sulfuro de plata nos permite conocer la cantidad de plata y azufre que se combina. Comparando esa cantidad de plata con la inicial, podremos determinar la que so-

de la materia

bra. Sumando a la cantidad de azufre que se combina la cantidad que sobra, conoceremos la cantidad inicial de azufre:

$$8,2 \text{ g de sulfuro de plata} \cdot \frac{3,60 \text{ g de plata}}{4,14 \text{ g de sulfuro de plata}} = 7,13 \text{ g de plata}$$

$$8,2 \text{ g de sulfuro de plata} - 7,13 \text{ g de plata} \\ = 1,07 \text{ g de azufre que se combina}$$

Experiencia	Plata (g)	Azufre (g)	Sulfuro de plata (g)	Plata que sobra (g)	Azufre que sobra (g)
A	3,60	0,54	$3,60 + 0,54 = 4,14$	0	0
B	5,48	$6,3 - 5,48 = 0,82$	6,3	0	0
C	$4,52 + 0,5 = 5,02$	$0,68 + 0,3 = 0,98$	5,2	0,5	0,3
D		1,5	11,5	1,3	0
E	4,20	2,50	$4,20 + 0,63 = 4,83$	0	1,87
F	7,5	$1,07 + 1,5 = 2,57$	8,2	$7,5 - 7,13 = 0,37$	1,5

34. El cromo y el cloro forman dos compuestos diferentes. En un laboratorio se analizan cuatro muestras y las cantidades de los dos elementos que se obtienen son las siguientes:

Muestra	Cantidad de cromo (g)	Cantidad de bromo (g)
A	0,261	0,356
B	0,150	0,250
C	0,342	0,700
D	0,522	0,713

Entre estas muestras encuentra:

- Dos que pertenecen al mismo compuesto.
- Dos que pertenecen a dos compuestos diferentes que cumplen la ley de las proporciones múltiples.
- La muestra de un compuesto imposible.
- Si la fórmula de un compuesto es CrCl_2 , ¿cuál es la del otro?

La teoría atómico-molecular

En cada caso hay que calcular la proporción en que se combinan los elementos:

Muestra	Cantidad de cromo (g)	Cantidad de bromo (g)	Cantidad de cloro (g)
A	0,261	0,356	0,733
B	0,150	0,250	0,600
C	0,342	0,700	0,489
D	0,522	0,713	0,732

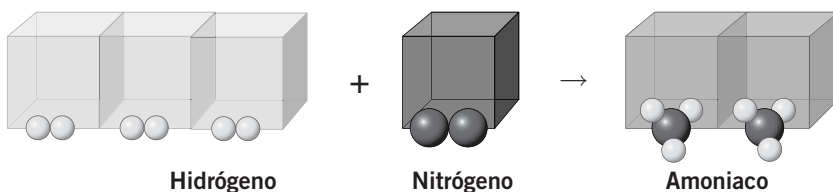
- a) A y D pertenecen al mismo compuesto.
 b) $\frac{0,489}{0,732} \approx \frac{2}{3}$ La muestra A (o la D) y la C pertenecen a compuestos diferentes que cumplen la ley de las proporciones múltiples.
 c) La muestra B es de un compuesto imposible.
 d) CrCl_3 .

35. Cuando 1 L de nitrógeno reacciona con 3 L de hidrógeno se obtienen 2 L de amoníaco. Todas estas sustancias son gases y se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura. Sabiendo que la molécula de hidrógeno es H_2 , deduce la fórmula del nitrógeno y la del amoníaco.

La hipótesis de Avogadro dice que, en iguales condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de partículas. Aplicado a este caso, si hay x moléculas en 1 L de nitrógeno, hay $3x$ moléculas en los 3 L de hidrógeno y $2x$ moléculas en 2 L de amoníaco.

Como x moléculas de nitrógeno dan $2x$ moléculas de amoníaco, cada molécula de nitrógeno debe tener dos átomos de nitrógeno, y cada molécula de amoníaco, 1 átomo.

Los átomos de las $3x$ moléculas de hidrógeno están en las $2x$ moléculas de amoníaco; esto implica que cada molécula de hidrógeno debe tener dos átomos de hidrógeno y cada molécula de amoníaco, tres átomos de este elemento



3 volúmenes V de hidrógeno se combinan con 1 volumen V de nitrógeno y se obtiene un volumen doble ($2V$) de amoníaco

de la materia

36. El nitrógeno y el oxígeno forman gases diatómicos. Cuando se combinan dos litros de nitrógeno con un litro de oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura se forman 2 litros de un gas que se utiliza como anestésico. ¿Cuál es la fórmula de ese nuevo gas? Explica tu razonamiento.

La hipótesis de Avogadro dice que, en iguales condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de partículas. Aplicado a este caso, si hay x moléculas en 1 L de oxígeno, hay $2x$ moléculas en los 2 L de nitrógeno y $2x$ moléculas en 2 L del gas.

Como x moléculas de oxígeno dan $2x$ moléculas de gas, cada molécula de oxígeno debe tener dos átomos de oxígeno, y cada molécula del gas, 1 átomo de oxígeno.

Los átomos de las $2x$ moléculas de nitrógeno están en las $2x$ moléculas del gas; esto implica que si la molécula de nitrógeno es diatómica, cada molécula del gas debe tener dos átomos de ese elemento.

La fórmula del gas es N_2O .

37. Consulta la tabla periódica y completa:

- a) Medio mol de moléculas de agua oxigenada (H_2O_2) son 17 g y contiene $3,012 \cdot 10^{23}$ moléculas, $6,22 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno y un mol de oxígeno.
- b) 2 mol de gas cloro son 142 g y contienen $12,044 \cdot 10^{23}$ moléculas de cloro y $24,088 \cdot 10^{23}$ átomos de cloro.
- c) 3 mol de gas argón son 119,7 g y contienen $18,07 \cdot 10^{23}$ átomos de argón.

38. En una reacción se obtienen $5 \cdot 10^{25}$ átomos de platino. Calcula:

- a) Cuántos gramos de platino se han obtenido?
b) ¿Cuántos moles de platino tendremos?

A y b) Leemos en la tabla periódica que 1 mol de platino son 195,1 g.

$$5 \cdot 10^{25} \frac{\text{átomos de platino}}{\text{átomos de platino}} \cdot \frac{195,1 \text{ g de platino}}{6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{átomos de platino}}{\text{átomos de platino}}} =$$

$$= 16,2 \cdot 10^3 \text{ g de platino}$$

$$5 \cdot 10^{25} \frac{\text{átomos}}{\text{átomos de platino}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{átomos de platino}}{\text{átomos de platino}}} = 83,03 \text{ mol}$$

39. Sabiendo que la masa molar del platino es 195,1 g, ¿cuántos gramos pesará un átomo de platino?

$$\frac{195,1 \text{ g}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 3,24 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

La teoría atómico-molecular

40. En una cápsula tenemos $4 \cdot 10^{22}$ átomos de un metal y pesan 4,34 g. ¿De qué metal se puede tratar?

$$\frac{4,34 \text{ g de metal}}{4 \cdot 10^{22} \text{ átomos}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 65,34 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Se puede tratar del cinc.

41. Tenemos una muestra de 8 g de dióxido de azufre.

- a) ¿Cuántos moles de dióxido de azufre tenemos?
 b) ¿Cuántos átomos de oxígeno tenemos?
 c) ¿Cuántos gramos de azufre tenemos?

$$M(\text{SO}_2) = 32 + 2 \cdot 16 = 64 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$8 \text{ g de SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de SO}_2}{64 \text{ g de SO}_2} = 0,125 \text{ mol de SO}_2$$

Por tanto:

$$0,125 \text{ mol de SO}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de SO}_2}{1 \text{ mol de SO}_2} \cdot$$

$$\frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula de SO}_2} = 1,506 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

$$0,125 \text{ mol de SO}_2 \cdot \frac{32 \text{ g de S}}{1 \text{ mol de SO}_2} = 4 \text{ g de S}$$

42. El aluminio se extrae de un mineral denominado bauxita, cuyo componente fundamental es el óxido de aluminio (Al_2O_3). ¿Qué cantidad, en gramos, de óxido de aluminio necesitamos para obtener 50 g de aluminio?

$$\text{Masa molar de Al}_2\text{O}_3 = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$50 \text{ g de Al} \cdot \frac{102 \text{ g de Al}_2\text{O}_3}{2 \cdot 27 \text{ g de Al}} = 94,4 \text{ g de Al}_2\text{O}_3$$

43. La arsina es un compuesto de fórmula AsH_3 . Si disponemos de $0,8 \cdot 10^{25}$ moléculas de arsina:

- a) ¿Cuántos moles de arsina tenemos?
 b) ¿Cuántos gramos hay de AsH_3 ?
 c) ¿Cuántos átomos de hidrógeno tenemos?
 d) ¿Cuántos gramos de arsénico tenemos?

$$M(\text{AsH}_3) = 74,9 + 3 \cdot 1 = 77,9 \text{ g/mol.}$$

$$\begin{aligned} \text{a) } 0,8 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de AsH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de AsH}_3}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de AsH}_3} &= \\ &= 13,28 \text{ mol de AsH}_3 \end{aligned}$$

de la materia

$$b) 13,28 \text{ mol de AsH}_3 \cdot \frac{77,9 \text{ g de AsH}_3}{1 \text{ mol de AsH}_3} = 1,035 \cdot 10^3 \text{ g de AsH}_3$$

$$c) 0,8 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de AsH}_3 \cdot \frac{3 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de AsH}_3} = \\ = 2,4 \cdot 10^{25} \text{ átomos de H}$$

$$d) 13,28 \text{ mol de AsH}_3 \cdot \frac{74,9 \text{ g de As}}{1 \text{ mol de AsH}_3} = 994,7 \text{ g de As}$$

44. La urea es un compuesto de fórmula $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$. Si tenemos $5 \cdot 10^{24}$ moléculas de urea:

a) ¿Cuántos gramos de urea tenemos?

b) ¿Cuántos moles de oxígeno?

c) ¿Cuántos gramos de nitrógeno?

d) ¿Cuántos átomos de hidrógeno?

$$M(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 12 + 16 + 2 \cdot (14 + 2 \cdot 1) = 60 \text{ g/mol.}$$

$$a) 5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de CO}(\text{NH}_2)_2 \cdot$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol de CO}(\text{NH}_2)_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}(\text{NH}_2)_2} \cdot$$

$$\cdot \frac{60 \text{ g de CO}(\text{NH}_2)_2}{1 \text{ mol de CO}(\text{NH}_2)_2} = 498,2 \text{ g de CO}(\text{NH}_2)_2 \text{ (urea)}$$

$$b) 5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de urea} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de urea}} = \\ = 8,3 \text{ mol de O}$$

$$c) 5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de CO}(\text{NH}_2)_2 \cdot$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol de CO}(\text{NH}_2)_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}(\text{NH}_2)_2} \cdot$$

$$\cdot \frac{14 \cdot 2 \text{ g de N}}{1 \text{ mol de CO}(\text{NH}_2)_2} = 232,5 \text{ g de N}$$

$$d) 5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de urea} \cdot \frac{4 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de urea}} = 20 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$

45. La leche de magnesia se prepara disolviendo hidróxido de magnesio $[\text{Mg}(\text{OH})_2]$ en agua. Para una reacción necesitamos tener en la disolución $5 \cdot 10^{22}$ átomos de magnesio. Calcula cuántos gramos de hidróxido de magnesio tendremos que disolver.

La teoría atómico-molecular

$$M(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 24,3 + (16 + 1) \cdot 2 = 58,3 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$5 \cdot \cancel{10^{23} \text{ átomos de Mg}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{ mol de Mg}}}{6,022 \cdot 10^{23} \cancel{\text{ átomos de Mg}}}$$

$$\frac{1 \cancel{\text{ mol de Mg}(\text{OH})_2}}{1 \cancel{\text{ mol de Mg}}} \cdot \frac{58,3 \text{ g de Mg}(\text{OH})_2}{1 \cancel{\text{ mol de Mg}(\text{OH})_2}} = 4,84 \text{ g de Mg}(\text{OH})_2$$

46. En un recipiente se introducen 50 g de gas oxígeno, y en otro recipiente igual, 50 g de CO_2 . ¿En qué recipiente hay más moléculas? ¿En qué recipiente hay más átomos?

$$M(\text{O}_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ g/mol}; M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol.}$$

$$50 \cancel{\text{ g de O}_2} \cdot \frac{1 \cancel{\text{ mol de O}_2}}{32 \cancel{\text{ g de O}_2}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \cancel{\text{ mol de O}_2}} = 9,41 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$50 \cancel{\text{ g de CO}_2} \cdot \frac{1 \cancel{\text{ mol de CO}_2}}{44 \cancel{\text{ g de CO}_2}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \cancel{\text{ mol de CO}_2}} = 6,84 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$9,41 \cdot 10^{23} \cancel{\text{ moléculas de O}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \cancel{\text{ molécula de O}_2}} = 18,82 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$6,84 \cdot 10^{23} \cancel{\text{ moléculas de CO}_2} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \cancel{\text{ molécula de CO}_2}} = 20,53 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

47. Determina la composición centesimal de la glucosa: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot 12 + 12 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ g/mol.}$$

$$\frac{6 \cdot 12}{180} \cdot 100 = 40\% \text{ de C}; \frac{6 \cdot 16}{180} \cdot 100 = 53,33\% \text{ de O};$$

$$\frac{12}{180} \cdot 100 = 6,67\% \text{ de H}$$

48. En el carbonato de sodio, por cada gramo de carbono se combinan 4 g de oxígeno y 3,83 g de sodio. Calcula su composición centesimal.

$$\frac{1}{1 + 4 + 3,83} \cdot 100 = 11,33\% \text{ de C}; \frac{4}{1 + 4 + 3,83} \cdot 100 = 45,33\% \text{ de O};$$

$$\frac{3,83}{1 + 4 + 3,83} \cdot 100 = 43,37\% \text{ de Na}$$

de la materia

49. El sulfato de hierro (II) cristaliza formando un hidrato de fórmula $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$. Determina el porcentaje de agua de hidratación en este compuesto.

$$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) = 55,8 + 32 + 4 \cdot 16 + 7 \cdot (2 \cdot 1 + 16) =$$

$$= 277,8 \text{ g/mol} \rightarrow \frac{18,7}{277,8} \cdot 100 = 45,36\% \text{ de H}_2\text{O}$$

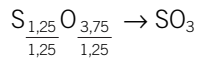
50. El azufre y el oxígeno forman un compuesto en el que el 40 % es de azufre. Determina su fórmula.

Fórmula del compuesto que buscamos: S_xO_y .

$$\frac{40 \text{ g de S}}{32 \text{ g/mol}} = 1,25 \text{ mol de S};$$

$$\frac{60 \text{ g de O}}{16 \text{ g/mol}} = 3,75 \text{ mol de O}$$

Por tanto:



51. El análisis de un mineral de aluminio revela que está formado por un 34,6 % de aluminio, un 3,8 % de hidrógeno, y el resto, oxígeno. Determina su fórmula.

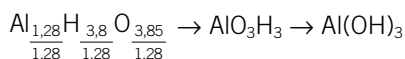
Fórmula del compuesto: $\text{Al}_x\text{H}_y\text{O}_z$.

$$\frac{34,6 \text{ g de Al}}{27 \text{ g/mol}} = 1,281 \text{ mol de Al};$$

$$\frac{3,8 \text{ g de H}}{1 \text{ g/mol}} = 3,8 \text{ mol de H};$$

$$\frac{100 - (34,6 + 3,8) \text{ g de O}}{16 \text{ g/mol}} = 3,85 \text{ mol de O}$$

Por tanto:



La teoría atómico-molecular

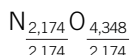
52. El nitrógeno y el oxígeno forman muchos compuestos. Uno de ellos tiene de masa molar 92 g/mol y un porcentaje de nitrógeno del 30,43 %. Determina la fórmula empírica y la fórmula molecular de este compuesto.

Fórmula del compuesto: N_xO_y .

$$\frac{30,43 \text{ g de N}}{14 \text{ g/mol}} = 2,174 \text{ mol de N;}$$

$$\frac{100 - 30,43 \text{ g de O}}{16 \text{ g/mol}} = 4,348 \text{ mol de O}$$

Por tanto:



Fórmula empírica: NO_2 · $M(NO_2) = 14 + 2 \cdot 16 = 46 \text{ g/mol}$.

$$92/46 = 2 \rightarrow \text{Fórmula molecular: } N_2O_4$$

53. La sosa Solvay es un producto industrial cuya composición es 43,4 % de sodio, 11,32 % de carbono, y el resto, oxígeno. Determina la fórmula química de este compuesto.

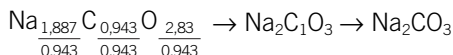
Fórmula del compuesto: $Na_xC_yO_z$.

$$\frac{43,4 \text{ g de Na}}{23 \text{ g/mol}} = 1,887 \text{ mol de Na;}$$

$$\frac{11,32 \text{ g de C}}{12 \text{ g/mol}} = 0,943 \text{ mol de C;}$$

$$\frac{100 - (43,4 + 11,32) \text{ g de O}}{16 \text{ g/mol}} = 2,83 \text{ mol de O}$$

Por tanto:



54. El benceno es un disolvente orgánico formado por carbono e hidrógeno. En un análisis se ha comprobado que se combinan 3 g de carbono con 250 mg de hidrógeno. Determina la fórmula del benceno si su masa molar es 78 g/mol.

Fórmula del benceno: C_xH_y .

$$\frac{3 \text{ g de C}}{12 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol de C; } \frac{0,25 \text{ g de H}}{1 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol de H}$$

de la materia

Fórmula empírica: $\text{CH} \cdot M(\text{CH}) = 12 + 1 = 13 \text{ g/mol}$. Por tanto:

$$\frac{78 \text{ g/mol}}{13 \text{ g/mol}} = 6 \rightarrow \text{Fórmula molecular: } \text{C}_6\text{H}_6$$

55. Al calentar 4 g de nitrato de cromo (III) hidratado se obtuvo un residuo de 2,38 g. Determina la fórmula del hidrato.

Al calentar la sal hidratada se evapora el agua y queda la sal anhidra:

4 – 2,38 g de agua (H_2O) y 2,38 g
de nitrato de cromo (III) anhidro ($\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$)

Fórmula del hidrato: $x \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot y \text{H}_2\text{O} \cdot M(\text{Cr}(\text{NO}_3)_3) = 52 +$
 $+ (14 + 3 \cdot 16) \cdot 3 = 238 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$.

$$\frac{2,38 \text{ g de } \text{Cr}(\text{NO}_3)_3}{238 \text{ g/mol}} = 0,01 \text{ mol de } \text{Cr}(\text{NO}_3)_3;$$

$$\frac{1,62 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}}{18 \text{ g/mol}} = 0,09 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$$

$$\frac{0,01}{0,01} \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot \frac{0,09}{0,01} \text{H}_2\text{O}$$

Fórmula del hidrato: $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$

56. El aluminio es un metal muy preciado que se puede obtener del óxido de aluminio (Al_2O_3), producto que se obtiene de la bauxita, o del fluoruro de aluminio (AlF_3), producto que se obtiene a partir de la fluorita. Determina cuál de las dos sustancias es más rentable para obtener aluminio.

Hay que determinar el porcentaje en aluminio de cada una de las dos sustancias:

$$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ g/mol.}$$

$$\frac{2 \cdot 27}{102} \cdot 100 = 52,94\% \text{ de Al}$$

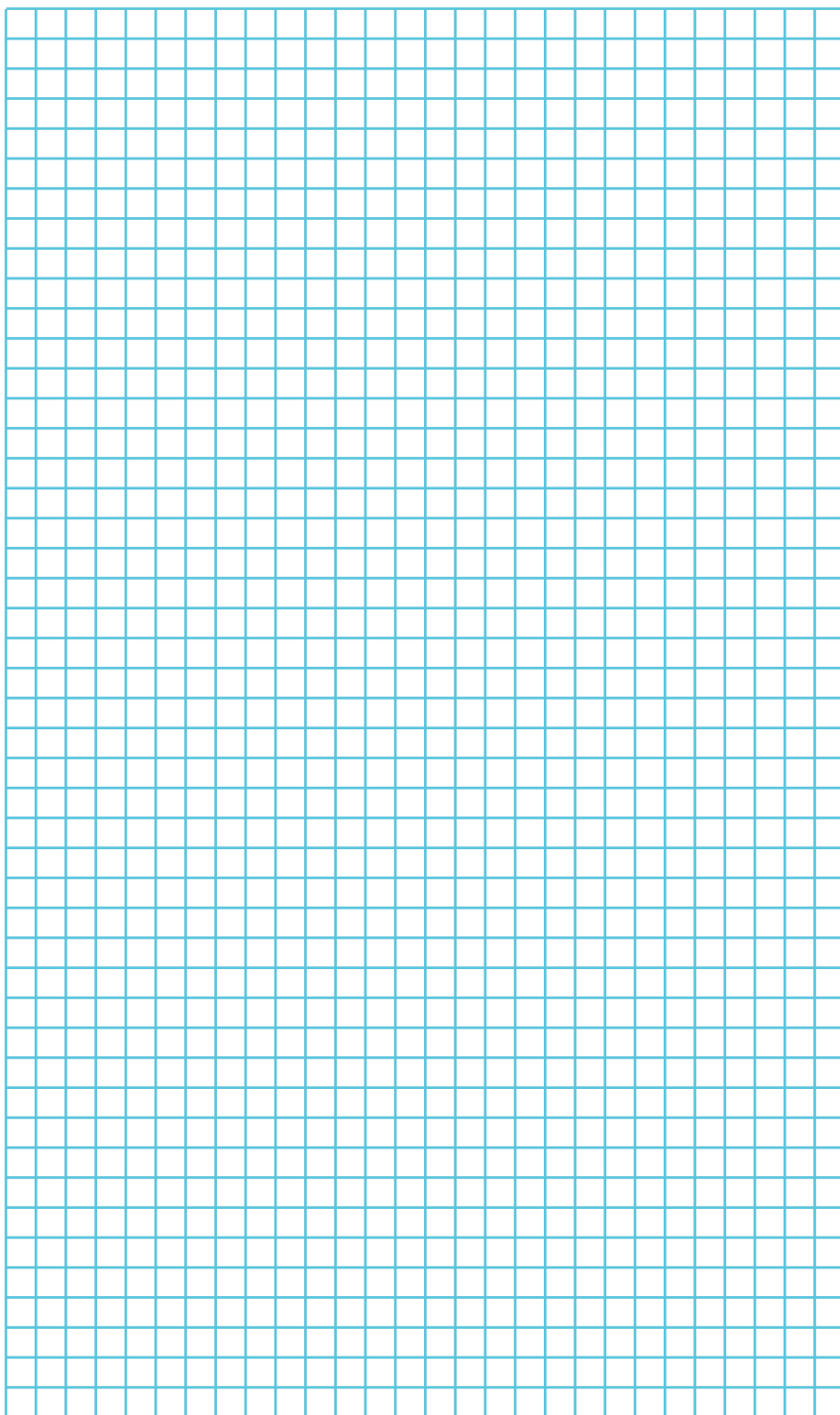
$$M(\text{AlF}_3) = 27 + 3 \cdot 19 = 84 \text{ g/mol.}$$

$$\frac{27}{84} \cdot 100 = 32,14\% \text{ de Al}$$

La sustancia más rentable es el óxido de aluminio.



NOTAS



2

Los estados de la materia

PRESENTACIÓN

En esta unidad se presentarán los estados de la materia con una breve descripción de los mismos, ya que han sido estudiados con profundidad en cursos anteriores.

Nos centraremos en el estudio de los gases y sus leyes. Dentro de cada ley se ha establecido la misma metodología, en primer lugar, se introduce una breve explicación sobre el comportamiento de los gases, para, a continuación, enunciar la ley con sus características, apoyada en un esquemático dibujo. Dos o tres experiencias nos ayudan a verificarla y realizar una gráfica de las variables que interaccionan. Por último un ejercicio de aplicación resuelto y actividades propuestas.

La teoría cinética se estudia desde la perspectiva histórica para a continuación explicar los estados de la materia y las leyes de los gases a través de ella.

OBJETIVOS

- Conocer la teoría cinética y su interpretación de las características de cada uno de los estados físicos de la materia.
- Conocer las leyes experimentales que rigen las transformaciones de los gases.
- Emplear la teoría cinética para interpretar el comportamiento de los gases y las leyes experimentales que rigen sus transformaciones.
- Deducir leyes generales que expliquen cualquier transformación que experimenten los gases.
- Relacionar la cantidad de un gas con medidas indirectas como el volumen del recipiente, la temperatura a la que se encuentra y la presión que ejerce.
- Obtener algunas características de un gas a partir de medidas indirectas como su densidad o masa molar.
- Estudiar el comportamiento de mezclas de gases por medio de las leyes de los gases ideales.
- Aprender la diferencia entre lo que representa la composición de una mezcla de gases expresada como porcentaje en masa o porcentaje en volumen.

CONTENIDOS

Conceptos

- La teoría cinética de la materia.
- Interpretación de las características de los estados físicos de la materia a partir de la teoría cinética.
- Leyes experimentales que rigen las transformaciones de los gases.
- Interpretación que da la teoría cinética de la leyes experimentales de los gases.
- Leyes generales que explican el comportamiento de los gases.
- Relación entre la cantidad de un gas y la medida de otras propiedades físicas.
- Leyes que rigen el comportamiento de las mezclas de gases.
- La composición de una mezcla de gases y su relación con otras propiedades físicas.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Destreza en la utilización de modelos teóricos para explicar hechos experimentales.
- Interpretación de gráficas.
- Deducción de leyes matemáticas a partir de representaciones gráficas.
- Realización de ejercicios numéricos de aplicación de las leyes de los gases.
- Capacidad para adaptar leyes generales a situaciones particulares.
- Soltura en el cambio de unidades de las magnitudes que caracterizan los gases.

Actitudes

- Valorar la importancia del método científico para el avance de la ciencia.
- Reconocer la importancia de la ciencia para explicar problemas y sucesos que ocurren en nuestro entorno próximo.

EDUCACIÓN EN VALORES

El estudio del comportamiento de los gases nos va a permitir comprender problemas y sucesos que ocurren en nuestro entorno próximo y tomar decisiones relacionadas con:

1 Educación para la salud

El comportamiento de los gases explica porqué el humo del tabaco procedente de un solo fumador puede contaminar una estancia. Esta es la razón de que en los espacios comunes se restrinja el uso del tabaco o se habiliten zonas separadas que permitan conciliar el deseo de unos de fumar tabaco con el de otros que quieren verse libres de sus efectos nocivos o molestos.

2. Educación cívica

La necesidad de ponernos de acuerdo en el reparto de espacios que pueden o no ser utilizados por fumadores nos obliga a considerar situaciones en las que se puede plantear un conflicto de convivencia y estudiar posibles soluciones.

Todo esto contribuirá al establecimiento de habilidades democráticas que giren en torno a la idea de respeto hacia los demás.

3. Educación medioambiental

Una buena parte de los contaminantes medioambientales proceden de emisiones gaseosas. Su propia dinámica hace que viajen a través de la atmósfera y produzcan daños en lugares alejados de aquel en el que se originaron. Todo esto obliga al establecimiento de normativas internacionales similares a las que se recogen en el Protocolo de Kioto cuyo cumplimiento deberían exigir la ciudadanía a sus propios gobernantes.

4. Educación para el consumidor

Algunos productos como perfumes o ambientadores se basan en la capacidad de algunas sustancias para pasar a fase gas y difundirse por un espacio.

El conocimiento del comportamiento de los gases nos puede ayudar a elegir el producto más adecuado a la finalidad que deseamos alcanzar.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Conocer los postulados de la teoría cinética e interpretar, en base a ella, las características de los estados de la materia.
2. Conocer las leyes experimentales que rigen las transformaciones de los gases.
3. Interpretar gráficas P - V , V - T y P - T y deducir las leyes físicas y matemáticas correspondientes.
4. Interpretar las leyes experimentales de los gases sobre la base de la teoría cinética.
5. Resolver problemas numéricos que se refieran a cualquier transformación que experimente un gas, utilizando ecuaciones generales.
6. Calcular la masa de un gas a partir de la medición de otras propiedades como el volumen del recipiente, la temperatura a la que se encuentra y la presión que ejerce.
7. Relacionar algunas propiedades de un gas, como su densidad o su masa molar, con otras medidas físicas (P , V o T).
8. Hacer cálculos relativos a una mezcla de gases (presión que ejerce uno de los componentes, proporción de ese componente, etc.).
9. Distinguir, mediante cálculos, entre composición en masa y composición en volumen de una mezcla de gases.

Los estados de la materia

1. En qué estado físico se encuentran las siguientes sustancias a 70 °C:

- | | |
|------------------|---------------------|
| a) Azufre. | d) Octano. |
| b) Éter etílico. | e) Acetona. |
| c) Butano. | f) Alcohol etílico. |

Teniendo en cuenta la tabla de puntos de fusión y de ebullición que aparece en la página 31:

- Azufre: sólido.
- Éter etílico: gas.
- Butano: gas.
- Octano: líquido.
- Acetona: gas.
- Alcohol etílico: líquido.

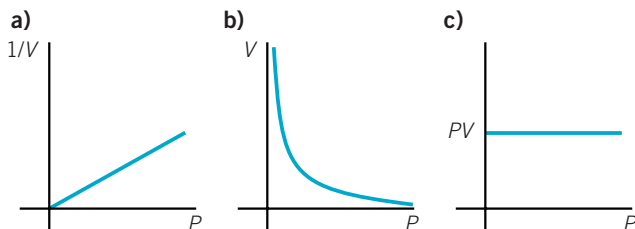
2. Una técnica de cocina consiste en colocar sobre el fuego una plancha metálica y asar sobre ella los alimentos. Observa la tabla de esta página y da alguna razón por la que estas planchas suelen ser de hierro y no son nunca de plomo.

A la presión de 1 atmósfera, el plomo funde a 327 °C, mientras que el hierro lo hace a 1 538 °C. Esto permite cocinar los alimentos a una temperatura más alta y en menos tiempo.

3. En algunos trabajos se unen piezas soldándolas con un metal. En las vidrieras se unen vidrios de colores enmarcándolas y soldándolas con plomo. Da una razón de por qué se utiliza este metal y no otro de precio similar, como por ejemplo el hierro.

A la presión de 1 atm el plomo funde a 327 °C, mientras que el hierro lo hace a 1 538 °C. Esto permite unir las piezas de vidrio por medio del metal fundido sin necesidad de calentar a temperaturas muy altas, lo que podría resquebrajar el vidrio.

4. Indica cuál de las siguientes gráficas representa la variación de la presión de un gas al modificar el volumen del recipiente, manteniendo constante la temperatura:

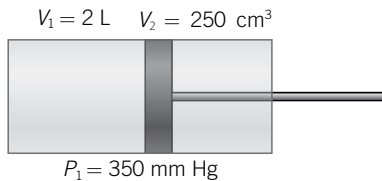


A temperatura constante, $P \cdot V = \text{cte.}$

- La gráfica a) indica que P es directamente proporcional a $1/V$. Da una representación correcta de la ley.
- La gráfica b) indica que P y V son inversamente proporcionales. Da una representación correcta de la ley.
- La gráfica c) indica que el producto de PV es constante a cualquier presión. También es coherente con la ley.

Las tres gráficas representan de forma coherente la variación de la presión de un gas al modificar el volumen del recipiente, manteniendo constante la temperatura.

5. En un cilindro de émbolo móvil tenemos un gas a temperatura constante que ejerce una presión de 350 mm de Hg cuando el volumen del cilindro es de 2 L. ¿Qué presión ejercerá el gas si desplazamos el émbolo hasta que el volumen sea de 250 cm³?



De acuerdo con la ley de Boyle-Mariotte, a temperatura constante:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \rightarrow 350 \text{ mm Hg} \cdot 2 \text{ L} = P_2 \cdot 0,25 \text{ L} \rightarrow$$

$$\rightarrow P_2 = \frac{350 \text{ mm Hg} \cdot 2 \text{ L}}{0,25 \text{ L}} = 2800 \text{ mm Hg}$$

6. ¿En cuánto cambia la presión de un gas si su temperatura pasa de 20 a 40 °C manteniendo constante su volumen?

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac, a volumen constante:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow \frac{P_1}{(20 + 273) \text{ K}} = \frac{P_2}{(40 + 273) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow P_2 = \frac{313 \text{ K} \cdot P_1}{293 \text{ K}} = 1,07 P_1$$

7. Manteniendo el volumen constante duplicamos la presión de un gas. ¿Qué ocurrirá con la temperatura?

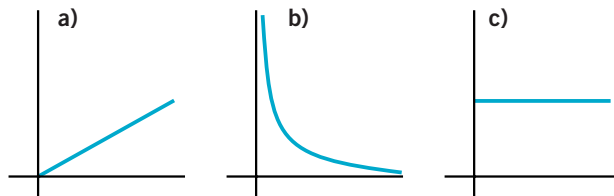
De acuerdo con la ley de Gay-Lussac, a volumen constante:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{2P_1}{T_2} \rightarrow T_2 = \frac{2 \cdot P_1 \cdot T_1}{P_1} = 2T_1 \rightarrow$$

→ Se duplica la temperatura absoluta.

Los estados de la materia

8. Las tres gráficas siguientes pueden representar la relación que hay entre el volumen y la temperatura de un gas cuando experimenta transformaciones a presión constante. Indica qué magnitud se debe representar en cada eje:



De acuerdo con la ley de Charles, cuando la presión se mantiene constante, el volumen es directamente proporcional a la temperatura absoluta de un gas.

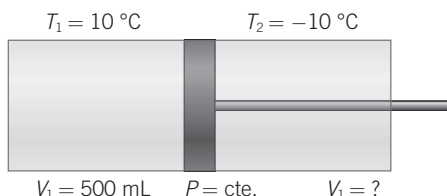
$$\frac{V}{T} = \text{cte.}$$

La gráfica a) representa dos magnitudes directamente proporcionales. En un eje se representa V ; y en otro, T absoluta.

La gráfica b) representa dos magnitudes inversamente proporcionales. En un eje se representa V ; y en otro, $1/T$ absoluta. (o T y $1/V$).

La gráfica c) representa dos magnitudes directamente proporcionales con ordenada en el origen. En el eje de abscisas se representa la temperatura centígrada y en el de ordenadas, el volumen. El volumen tiende a 0 cuando la temperatura tiende a $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$.

9. En un recipiente de pared móvil tenemos una cierta cantidad de gas que ocupa 500 mL y se encuentra a $10\text{ }^{\circ}\text{C}$. ¿Qué volumen ocupará si el gas se enfría hasta $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$ sin que varíe la presión?



De acuerdo con la ley de Charles, cuando la presión de un gas ideal se mantiene constante, el volumen es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

$$\begin{aligned} \frac{V_1}{T_1} &= \frac{V_2}{T_2} \rightarrow \frac{500\text{ mL}}{(273 + 10)\text{ K}} = \frac{V_2}{(273 - 10)\text{ K}} \rightarrow \\ \rightarrow V_2 &= \frac{500\text{ mL} \cdot 263\text{ K}}{283\text{ K}} = 464,7\text{ mL} \end{aligned}$$

10. Deduce, de forma similar, la ley de Charles-Gay Lussac.

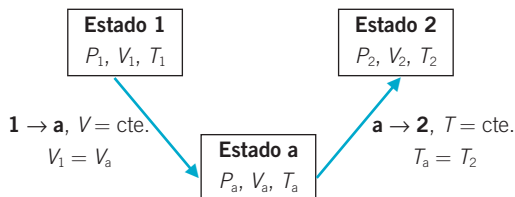
La ecuación de estado de los gases ideales dice:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

A $P = \text{cte.}$:

$$\frac{\cancel{P}_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{\cancel{P}_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

11. Deduce la ecuación de estado de los gases ideales suponiendo que el gas pasa del estado 1 \rightarrow a en un proceso a volumen constante y de a \rightarrow 2 en un proceso a temperatura constante.



- Transformación $1 \rightarrow a$, $V = \text{cte.}$ Se cumple la ley Gay-Lussac:

$$P_a = \frac{P_1 \cdot T_a}{T_1}$$

- Transformación $a \rightarrow 2$, a $T = \text{cte.}$ Se cumple la ley de Boyle-Mariotte:

$$P_a \cdot V_a = P_2 \cdot V_2$$

Teniendo en cuenta que $V_1 = V_a$ y $T_a = T_2$, estas expresiones se transforman:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_a}{T_2} \rightarrow P_a \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Despejamos P_a en ambas expresiones y las igualamos:

$$P_a = \frac{P_1 \cdot T_a}{T_1}; P_a = \frac{P_2 \cdot V_2}{V_1} \rightarrow \frac{P_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{V_1}$$

Reordenamos la expresión poniendo todo lo que se refiere al estado 1 en un miembro y lo que se refiere al estado 2 en el otro:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \text{Ecuación general de los gases ideales}$$

12. ¿Es posible que un gas experimente una transformación en la que se mantenga constante el volumen que ocupa y la presión que ejerce?

Para que esto suceda también debe permanecer constante la temperatura, con lo que el gas no sufriría transformación.

Los estados de la materia

- 13.** En un recipiente de 15 L se ha colocado un gas a 50 °C que ejerce una presión de 2 atm. Determina cuál será ahora el volumen del recipiente si lo calentamos hasta 100 °C y dejamos que la presión llegue hasta 3 atm.

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{2 \text{ atm} \cdot 15 \text{ L}}{(273 + 50) \text{ K}} = \frac{3 \text{ atm} \cdot V_2}{(273 + 100) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow V_2 = \frac{2 \text{ atm} \cdot 15 \text{ L} \cdot (273 + 100) \text{ K}}{(273 + 50) \text{ K} \cdot 3 \text{ atm}} = 34,64 \text{ L}$$

- 14.** Una bombona de 3 L contiene CO₂ que a temperatura ambiente (20 °C) ejerce una presión de 2 atm. En un descuido la bombona se acerca a un fuego y llega a alcanzar 800 °C. ¿Llegará a explotar? La bombona está hecha de un material que soporta hasta 15 atm.

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{2 \text{ atm} \cdot 3 \text{ L}}{(273 + 20) \text{ K}} = \frac{P_2 \cdot 3 \text{ L}}{(273 + 800) \text{ K}} \rightarrow$$

$$P_2 = \frac{2 \text{ atm} \cdot (273 + 800) \text{ K}}{(273 + 20) \text{ K}} = 7,32 \text{ atm}$$

La bombona no explota.

- 15.** Para hacer una experiencia necesitamos introducir un gas inerte (argón) en una cámara de 1,5 m de largo, 1 m de ancho y 2 m de alto hasta que su presión sea de 1 atm a 20 °C. ¿Será suficiente con el argón que tenemos en una bombona de 50 L si su presión es de 70 atm a 20 °C?

$$V_{\text{cámara}} = 1,5 \text{ m} \cdot 1 \text{ m} \cdot 2 \text{ m} = 3 \text{ m}^3 = 3000 \text{ L}$$

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{70 \text{ atm} \cdot 50 \text{ L}}{(273 + 20) \text{ K}} = \frac{P_2 \cdot 3000 \text{ L}}{(273 + 20) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow P_2 = \frac{70 \text{ atm} \cdot 50 \text{ L}}{3000 \text{ L}} = 1,167 \text{ atm}$$

Sí, y sobra argón.

- 16.** En una jeringuilla de 50 mL se ha recogido gas hidrógeno a 1500 mm de Hg y 50 °C. Determina qué posición marcará el émbolo de la jeringuilla si dejamos que la presión en su interior sea de 1 atm y la temperatura se reduzca a la mitad.

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Si la temperatura centígrada se reduce a la mitad:

$$\frac{1500 \text{ mm Hg} \cdot 50 \text{ mL}}{(273 + 50) \text{ K}} = \frac{760 \text{ mm Hg} \cdot V_2}{(273 + 25) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow V_2 = \frac{1500 \cancel{\text{ mm Hg}} \cdot 50 \text{ mL} \cdot 298 \cancel{\text{ K}}}{760 \cancel{\text{ mm Hg}} \cdot 323 \cancel{\text{ K}}} = 91 \text{ mL}$$

Si la temperatura Kelvin se reduce a la mitad:

$$\frac{1500 \text{ mm Hg} \cdot 50 \text{ mL}}{(273 + 50) \text{ K}} = \frac{760 \text{ mm Hg} \cdot V_2}{161,5 \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow V_2 = \frac{1500 \cancel{\text{ mm Hg}} \cdot 50 \text{ mL} \cdot 161,5 \cancel{\text{ K}}}{760 \cancel{\text{ mm Hg}} \cdot 323 \cancel{\text{ K}}} = 49,34 \text{ mL}$$

- 17. En una ampolla con émbolo se han recogido 300 mL de gas nitrógeno a la presión de 3 atm y 40 °C. ¿Cuál será la presión del gas en el interior si el émbolo se expande hasta 450 mL y se duplica la temperatura?**

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Si la temperatura centígrada se duplica:

$$\frac{3 \text{ atm} \cdot 300 \text{ mL}}{(273 + 40) \text{ K}} = \frac{P_2 \cdot 450 \text{ mL}}{(273 + 80) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow P_2 = \frac{3 \text{ atm} \cdot 300 \cancel{\text{ mL}} \cdot 353 \cancel{\text{ K}}}{450 \cancel{\text{ mL}} \cdot 313 \cancel{\text{ K}}} = 2,256 \text{ atm}$$

Si la temperatura Kelvin se duplica:

$$\frac{3 \text{ atm} \cdot 300 \text{ mL}}{(273 + 40) \text{ K}} = \frac{P_2 \cdot 450 \text{ mL}}{626 \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow P_2 = \frac{3 \text{ atm} \cdot 300 \cancel{\text{ mL}} \cdot 626 \cancel{\text{ K}}}{450 \cancel{\text{ mL}} \cdot 313 \cancel{\text{ K}}} = 4 \text{ atm}$$

- 18. Como resultado de una reacción química se ha generado un gas que ocupa un volumen de 10 L a la presión de 2500 mm de Hg. ¿Cuál será la temperatura de ese gas si cuando se enfría hasta -10 °C ejerce una presión de 2,5 atm y ocupa 7 L?**

Los estados de la materia

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{2500 \text{ mm Hg} \cdot 10 \text{ L}}{T_1} = \frac{2,5 \cdot 760 \text{ mm Hg} \cdot 7 \text{ L}}{(273 - 10) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow T_1 = \frac{2500 \text{ mm Hg} \cdot 10 \text{ L} \cdot 263 \text{ K}}{2,5 \cdot 760 \text{ mm Hg} \cdot 7 \text{ L}} = 494,4 \text{ K} = 221,4 \text{ }^\circ\text{C}$$

- 19. En un recipiente de 5 L tenemos un gas que ejerce una presión de 600 mm de Hg a 35 °C. ¿Es posible que experimente una transformación en la que se duplique la presión y el volumen del gas? ¿Qué sucederá con su temperatura?**

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{2 P_1 \cdot 2 V_1}{T_2} \rightarrow T_2 = 4 T_1$$

La temperatura absoluta del gas se multiplica por cuatro.

- 20. En un recipiente de 5 L tenemos un gas que ejerce una presión de 600 mm de Hg a 35 °C. ¿Es posible que experimente una transformación en la que se duplique la temperatura y el volumen del gas? ¿Qué sucederá con su presión?**

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot 2 V_1}{2 T_1} \rightarrow P_1 = P_2$$

La presión del gas no varía.

- 21. Calcula la presión que ejercerán 3 mol de gas oxígeno que se encuentren en un recipiente de 5 L a 50 °C.**

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$PV = nRT \rightarrow P \cdot 5 \text{ L} = 3 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 50) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{3 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 50) \text{ K}}{5 \text{ L}} = 15,89 \text{ atm}$$

- 22. ¿Cuántos moles de CO₂ tendremos en un recipiente de 10 L si se encuentra a la presión de 3 atm y a 70 °C?**

- a) ¿Cuántas moléculas de CO_2 tendremos?
 b) ¿Cuántos átomos de O tendremos?
 c) ¿Cuántos moles de O tendremos?

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$PV = nRT \rightarrow 3 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 70) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{3 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 70) \text{ K}} = 1,067 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

$$\text{a) } 1,067 \text{ mol de } \text{CO}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} =$$

$$= 6,423 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}_2$$

$$\text{b) } 6,423 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de } \text{CO}_2} =$$

$$= 1,285 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O}$$

$$\text{c) } 1,067 \text{ mol de } \text{CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de O}}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} = 2,134 \text{ mol de O}$$

23. En dos recipientes iguales y a la misma temperatura se introducen 10 g de gas hidrógeno y 10 g de gas cloro. Determina en cuál de los dos recipientes la presión es mayor.

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

A igual volumen y temperatura, la presión será mayor donde sea mayor el número de moles:

$$10 \text{ g de } \text{H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2}{(2 \cdot 1) \text{ g de } \text{H}_2} = 5 \text{ mol de } \text{H}_2 \rightarrow$$

$$10 \text{ g de } \text{Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Cl}_2}{(2 \cdot 35,5) \text{ g de } \text{Cl}_2} = 0,14 \text{ mol de } \text{Cl}_2$$

La presión es mayor en el recipiente de hidrógeno.

24. En un recipiente tenemos 5 g de gas hidrógeno y 5 g de gas nitrógeno, la mezcla ejerce una presión de 800 mm de Hg.

Calcula:

- a) La presión parcial que ejerce cada componente de la mezcla.
 b) La composición de la mezcla expresada como porcentaje en masa y como porcentaje en volumen.

Los estados de la materia

- a) De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales, para cada componente:

$$P_1 = P_T \cdot X_1$$

Para calcular las fracciones molares debemos conocer el número de moles de cada componente. Lo calculamos dividiendo la masa en gramos de cada uno entre su masa molar:

$$M(\text{H}_2) = 2 \cdot 1 = 2 \text{ g/mol}; M(\text{N}_2) = 2 \cdot 14 = 28 \text{ g/mol}$$

$$P_{\text{H}_2} = P_T \cdot X_{\text{H}_2} = P_T \cdot \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} = 800 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{5}{2}}{\frac{5}{2} + \frac{5}{28}} = 746,7 \text{ mm Hg}$$

$$P_{\text{N}_2} = P_T \cdot X_{\text{N}_2} = P_T \cdot \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} = 800 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{5}{28}}{\frac{5}{2} + \frac{5}{28}} = 53,33 \text{ mm Hg}$$

- b) Composición de la mezcla como porcentaje en masa: 50 % de cada uno ya que tenemos la misma masa.

Composición de la mezcla como porcentaje en volumen: coincide con el porcentaje en número de partículas:

$$\frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} \cdot 100 = \frac{\frac{5}{2}}{\frac{5}{2} + \frac{5}{28}} \cdot 100 = 93,33\% \text{ de H}_2$$

$$\frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} \cdot 100 = \frac{\frac{5}{28}}{\frac{5}{2} + \frac{5}{28}} \cdot 100 = 6,67\% \text{ de N}_2$$

- 25. En tres recipientes distintos de 1 L de capacidad tenemos H₂, CO₂ y N₂ cada uno a la presión de 1 atm y todos a la misma temperatura. Metemos los tres gases en un recipiente de 1 L a la misma temperatura, ¿cuánto valdrá la presión ahora?**

De acuerdo con la ley de Dalton: 1 + 1 + 1 = 3 atm.

- 26. En un recipiente de 1 L introducimos gas H₂ a la presión de 1 atm y en otro recipiente de 3 L introducimos CO₂ también a la presión de 1 atm; ambos recipientes a la misma temperatura. Metemos los dos gases en un recipiente de 3 L, también a la misma temperatura. ¿Cuánto valdrá la presión ahora?**

En la mezcla, el dióxido de carbono sigue ejerciendo una presión de 1 atm. Calculamos la presión que ejerce el hidrógeno en las nuevas condiciones:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{1 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{T} = \frac{P_2 \cdot 3 \text{ L}}{T} \rightarrow$$

$$\rightarrow P_2 = \frac{1 \text{ atm} \cdot 1 \cancel{\text{ L}}}{3 \cancel{\text{ L}}} = 0,33 \text{ atm}$$

De acuerdo con la Ley de Dalton, la presión de la mezcla de gases:

$$P_T = P_{\text{H}_2} + P_{\text{CO}_2} = 1 \text{ atm} + 0,33 \text{ atm} = 1,33 \text{ atm}$$

- 27. En una ampolla se introducen 20 g de gas H_2 y 50 g de N_2 . Si el manómetro indica que la presión en la ampolla es de 1200 mm de Hg, ¿cuál es la presión que ejerce cada gas?**

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$P_{\text{H}_2} = P_T \cdot X_{\text{H}_2} = P_T \cdot \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} = 1200 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{20}{2 \cdot 1}}{\frac{20}{2 \cdot 1} + \frac{50}{2 \cdot 14}} =$$

$$= 1018 \text{ mm Hg}$$

$$P_{\text{N}_2} = P_T \cdot X_{\text{N}_2} = P_T \cdot \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} = 1200 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{20}{2 \cdot 14}}{\frac{20}{2 \cdot 1} + \frac{50}{2 \cdot 14}} =$$

$$= 182 \text{ mm Hg}$$

- 28. De acuerdo con la teoría cinética, ¿cómo se comportan las partículas que forman la materia cuando esta se encuentra en estado sólido, líquido o gas?**

De acuerdo con la teoría cinética, la materia está formada por partículas.

- En estado sólido estas partículas están unidas por fuerzas bastante fuertes, que las obligan a permanecer en posiciones relativamente fijas; solo tienen un pequeño movimiento de vibración en torno a una posición de equilibrio que es mayor cuanto mayor sea la temperatura del cuerpo.
- En estado gaseoso las fuerzas entre las partículas son casi inexistentes; de ahí que se muevan con total libertad, por todo el recipiente en que se encuentran.
- En estado líquido las fuerzas que mantienen unidas las partículas son intermedias, lo que permiten que tengan una cierta movilidad y se puedan deslizar unas sobre otras.

Los estados de la materia

29. Utiliza la teoría cinética para explicar por qué cuando calentamos un cuerpo, a veces cambia su temperatura, y otras veces, no.

El calor que comunicamos a un cuerpo hace que aumente el movimiento de las partículas que lo forman. Si el cuerpo se encuentra a la temperatura de un cambio de estado, el calor se invierte en modificar el tipo de interacción entre las partículas y se producirá el cambio de estado; mientras se produce el cambio de estado, no hay variación de la temperatura.

Si el cuerpo se encuentra a una temperatura alejada de la del cambio de estado, el calor hace que aumente el movimiento de las partículas y, en consecuencia, la temperatura del cuerpo.

30. Las siguientes frases contienen un error o no son totalmente ciertas. Completa cada una de ellas para que sean correctas:

- a) El agua tiene un punto de ebullición de 100 °C.
- b) Todas las sustancias tienen un punto de fusión característico.
- c) Cuanto más alto sea el punto de fusión de una sustancia, más alto es su punto de ebullición.
 - a) A la presión de 1 atmósfera, el agua tiene un punto de ebullición de 100 °C.
 - b) Todas las sustancias puras tienen un punto de ebullición característico.
 - c) No siempre se cumple que cuanto más alto sea el punto de fusión de una sustancia, más alto va a ser su punto de ebullición. Véanse ejemplos en la tabla de la página 31, por ejemplo, el alcohol etílico y el metílico.

31. Razona si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:

- a) A 25 °C las fuerzas entre las moléculas de oxígeno son menores que entre las moléculas de agua.
- b) A 25 °C las fuerzas entre las moléculas de oxígeno son menores que las que existen a 75 °C.
- c) A 25 °C las fuerzas entre las moléculas de agua son menores que las que existen a 75 °C.
- d) A 25 °C las moléculas de agua vibran menos que a -25 °C.
- e) A 3 °C las moléculas de agua están más próximas que a -3 °C.
- f) A 25 °C las moléculas de oxígeno se mueven a más velocidad que a 80 °C.
 - a) Cierto. A 25 °C el oxígeno es un gas y el agua, líquido.
 - b) Falso. A ambas temperaturas el oxígeno es un gas ideal y entre sus moléculas no existen fuerzas de interacción.

- c) Cierto; por eso el agua se evapora más a 75 °C que a 25 °C.
- d) Falso. La vibración de las moléculas de agua es mayor cuanto mayor sea su temperatura.
- e) Cierto. El agua es una sustancia anómala y a 3 °C tiene una densidad mayor que a -3 °C; ello es debido a que las moléculas de agua están más próximas a 3 °C que a -3 °C.
- f) Falso. Cuanto mayor es la temperatura de un gas, mayor es la energía cinética de sus moléculas y mayor la velocidad a la que se mueven.

32. Las bombonas de butano que utilizamos en las cocinas tienen este combustible en estado líquido. Observa la tabla de la página 31 y explica cómo es posible que el butano se mantenga líquido a la temperatura de nuestra casa.

Porque se mantiene a presión elevada y en esas condiciones el punto de ebullición aumenta.

33. Explica por qué el punto de ebullición de las sustancias baja si disminuye la presión exterior.

Las sustancias entran en ebullición cuando su presión de vapor coincide con la presión exterior. Si disminuye la presión exterior, disminuye la temperatura a la que se produce esta coincidencia.

34. Razona si es posible aumentar el volumen de un gas sin calentarlo.

De acuerdo con la ecuación de estado de los gases ideales, esto es posible si disminuye la presión del gas en la misma proporción.

$$PV = nRT$$

35. ¿En cuánto tiene que cambiar el volumen de un recipiente que contiene un gas si queremos que su presión se cuadruplique sin que varíe su temperatura?

El volumen se debe reducir a la cuarta parte. En efecto:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{4P_1 \cdot V_2}{T_1} \rightarrow \frac{V_1}{4} = V_2$$

36. Tenemos un gas dentro de un cilindro de émbolo móvil. ¿Hay algún modo de reducir el volumen sin variar la presión ni empujar el émbolo?

Para que se reduzca el volumen sin que se altere la presión hay que disminuir la temperatura del gas:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_1 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

37. Justifica si son ciertas las siguientes afirmaciones:

- a) Cuando un gas que ocupa 300 cm^3 se comprime hasta ocupar 100 cm^3 sin que varíe su temperatura, triplica la presión que ejerce.
 b) Cuando un gas que se encuentra a $10 \text{ }^\circ\text{C}$ se calienta hasta que esté a $20 \text{ }^\circ\text{C}$ sin que varíe su presión, su volumen se duplica.
 c) Cuando un gas que ocupa 300 cm^3 se comprime hasta ocupar 100 cm^3 sin que varíe su presión, triplica la temperatura a la que se encuentra.

a) Cierto:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{P_1 \cdot 300 \text{ cm}^3}{T_1} = \frac{P_2 \cdot 100 \text{ cm}^3}{T_1}$$

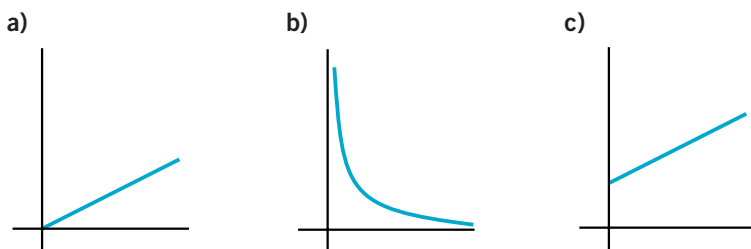
b) Falso. Esto sería si se duplicase la temperatura absoluta.

c) Falso:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{P_1 \cdot 300 \text{ cm}^3}{T_1} = \frac{P_1 \cdot 100 \text{ cm}^3}{T_2}$$

La temperatura absoluta se debe reducir a la tercera parte.

38. Las tres gráficas siguientes pueden representar la relación que hay entre la presión y la temperatura de un gas cuando experimenta transformaciones a volumen constante. Indica qué magnitud se debe representar en cada eje.



Para un gas ideal que sufre transformaciones a volumen constante, la presión es directamente proporcional a su temperatura absoluta:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \text{cte.}$$

- En la gráfica a) se representa en un eje P ; y en otro, T (temperatura absoluta).
- La gráfica b) representa dos magnitudes inversamente proporcionales. En un eje se debe representar P , y en el otro, $1/T$ (o viceversa).
- La gráfica c) representa dos magnitudes directamente proporcionales con ordenada en el origen. En el eje de ordenadas se debe representar P , y en el de abscisas, la temperatura centígrada. P tiende a 0 cuando $T = -273 \text{ }^\circ\text{C}$.

- 39. La mayoría de los termómetros que utilizamos en el laboratorio miden la temperatura en °C y permiten medir temperaturas positivas y negativas. Cuando se quema madera se alcanzan temperaturas próximas a los 350-400 °C. ¿Se te ocurre algún proceso que transcurra a temperaturas similares a esas pero negativas?**

No. De acuerdo con la teoría cinética, la temperatura más baja posible es $-273,15\text{ °C}$.

- 40. Explica por qué la escala Kelvin de temperaturas comienza en $-273,15\text{ °C}$.**

Porque a esa temperatura el movimiento de las partículas es nulo y ya no se puede reducir. (En rigor no es completamente nulo por los requisitos de la mecánica cuántica.)

- 41. Utilizando la teoría cinética de los gases justifica que si un gas experimenta una transformación a temperatura constante, al reducir a la mitad el volumen del recipiente, la presión se duplica.**

De acuerdo con la teoría cinética, la energía velocidad de las partículas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

Si el gas experimenta una transformación a temperatura constante, la velocidad de sus partículas no cambia. Si se reduce el volumen a la mitad, las partículas, que se mueven a la misma velocidad que antes, llegarán el doble de veces a las paredes del recipiente y duplicarán los choques que producen contra ellas; en consecuencia, se duplica la presión que ejerce el gas.

- 42. Utiliza la teoría cinética de los gases para explicar que si un gas experimenta transformaciones a presión constante, al duplicar su temperatura absoluta su volumen se duplica.**

Si la presión del gas permanece constante, debe permanecer constante el número de choques de las partículas contra las paredes del recipiente.

La velocidad de las partículas del gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta, de forma que, si la temperatura se duplica, se duplica su velocidad. Si queremos que se mantenga el número de choques contra las paredes del recipiente, debe duplicarse el volumen del recipiente que aloja el gas.

- 43. En un recipiente de volumen variable tenemos un gas que ejerce una presión de 600 mm de Hg cuando el volumen es de 1,2 L. ¿Cuál será el volumen si la presión alcanza los 1000 mm de Hg sin que varíe su temperatura?**

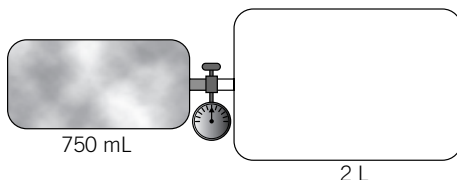
Los estados de la materia

De acuerdo con la ecuación de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{600 \text{ mm Hg} \cdot 1,2 \text{ L}}{T} = \frac{1000 \text{ mm Hg} \cdot V_2}{T} \rightarrow$$

$$\rightarrow V_2 = \frac{600 \text{ mm Hg} \cdot 1,2 \text{ L}}{1000 \text{ mm Hg}} = 0,72 \text{ L}$$

- 44.** En una ampolla de 750 mL tenemos un gas que ejerce una presión de 1,25 atm a 50 °C. Lo conectamos a una segunda ampolla vacía de 2 L. ¿Qué presión leeremos ahora en el manómetro si no varía la temperatura?



Tenemos:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{1,25 \text{ atm} \cdot 0,75 \text{ L}}{T} = \frac{P_2 \cdot (2 + 0,75) \text{ L}}{T}$$

$$\rightarrow P_2 = \frac{1,25 \text{ atm} \cdot 0,75 \cancel{\text{ L}}}{2,75 \cancel{\text{ L}}} = 0,34 \text{ atm}$$

- 45.** Un gas ejerce una presión de 800 mm de Hg a 50 °C. ¿Cuál debe ser su temperatura si queremos que ejerza una presión de 1,5 atm sin que varíe el volumen del recipiente en que se encuentra?

Tenemos:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{\frac{800}{760} \text{ atm} \cdot V}{(273 + 50) \text{ K}} = \frac{1,5 \text{ atm} \cdot V}{T} \rightarrow$$

$$\rightarrow T = \frac{1,5 \text{ atm} \cdot (273 + 50) \text{ K}}{\frac{800}{760} \text{ atm}} = 460 \text{ K} = 187 \text{ °C}$$

- 46.** Tenemos un gas encerrado en un recipiente de 5 L. ¿En cuánto cambia su temperatura si su presión pasa de 300 mm de Hg a 600 mm de Hg?

Tenemos:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{300 \text{ mm Hg} \cdot 5 \cancel{\text{ L}}}{T_1} = \frac{600 \text{ mm Hg} \cdot 5 \cancel{\text{ L}}}{T_2} \rightarrow T_2 = 2T_1$$

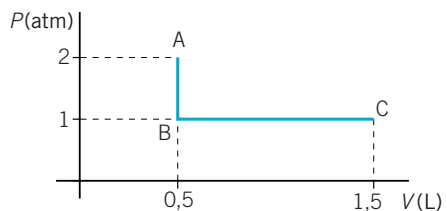
47. Una pieza de una máquina está formada por un pistón que tiene un gas en su interior. En un momento dado, el volumen del pistón es 225 mL y la temperatura del gas es de 50 °C. ¿Cuánto ha debido cambiar la temperatura para que el volumen sea de 275 mL si la presión no varía?

De nuevo:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{P \cdot 225 \text{ mL}}{(273 + 50) \text{ K}} = \frac{P \cdot 275 \text{ mL}}{T_2} \rightarrow$$

$$\rightarrow T_2 = \frac{275 \text{ mL} \cdot (273 + 50) \text{ K}}{225 \text{ mL}} = 395 \text{ K} = 122 \text{ °C}$$

48. Un gas ideal se encuentra en las condiciones correspondientes al punto A a una temperatura de 27 °C. Determina cuál será su temperatura en los puntos B y C.



Paso de A → B:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{2 \text{ atm} \cdot 0,5 \text{ L}}{(273 + 27) \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,5 \text{ L}}{T_B} \rightarrow$$

$$\rightarrow T_B = \frac{1 \text{ atm} \cdot (273 + 27) \text{ K}}{2 \text{ atm}} = 150 \text{ K} = -123 \text{ °C}$$

Paso de B → C:

$$\frac{1 \text{ atm} \cdot 0,5 \text{ L}}{150 \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 1,5 \text{ L}}{T_C} \rightarrow$$

$$\rightarrow T_C = \frac{1,5 \cancel{\text{ L}} \cdot 150 \text{ K}}{0,5 \cancel{\text{ L}}} = 450 \text{ K} = 177 \text{ °C}$$

49. En un recipiente de 500 mL tenemos un gas que ejerce una presión de 1500 mm de Hg cuando se encuentra a 80 °C. Calcula qué volumen ocupará el gas si lo enfriamos hasta 40 °C y hacemos que la presión sea de 0,9 atm.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{\frac{1500}{760} \text{ atm} \cdot 500 \text{ mL}}{(273 + 80) \text{ K}} = \frac{0,9 \text{ atm} \cdot V}{(273 + 40) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow V = \frac{\frac{1500}{760} \text{ atm} \cdot 500 \text{ mL} \cdot (273 + 40) \cancel{\text{ K}}}{(273 + 80) \cancel{\text{ K}} \cdot 0,9 \text{ atm}} = 972 \text{ mL}$$

50. En un recipiente de 2 L se ha colocado un gas a 50 °C que ejerce una presión de 4 atm. Determina qué presión ejercerá el gas si lo calentamos hasta 100 °C y hacemos que el volumen del recipiente se reduzca hasta 500 mL.

Tenemos:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{4 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{(273 + 50) \text{ K}} = \frac{P \cdot 0,5 \text{ L}}{(273 + 100) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{4 \text{ atm} \cdot 2 \cancel{\text{ L}} \cdot (273 + 100) \cancel{\text{ K}}}{(273 + 50) \cancel{\text{ K}} \cdot 0,5 \cancel{\text{ L}}} = 18,48 \text{ atm}$$

51. Un gas que ocupa un volumen de 20 L y ejerce una presión de 850 mm de Hg, se encuentra a 27 °C. ¿A qué temperatura se encontrará si el volumen del recipiente se reduce a 8 L y pasa a ejercer una presión de 2,5 atm?

Ahora:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{\frac{850}{760} \text{ atm} \cdot 20 \text{ L}}{(273 + 27) \text{ K}} = \frac{2,5 \text{ atm} \cdot 8 \text{ L}}{T} \rightarrow$$

$$\rightarrow T = \frac{2,5 \cancel{\text{ atm}} \cdot 8 \cancel{\text{ L}} \cdot (273 + 27) \text{ K}}{\frac{850}{760} \cancel{\text{ atm}} \cdot 20 \cancel{\text{ L}}} = 268 \text{ K} = -4,7 \text{ °C}$$

52. Utiliza la ecuación de estado de los gases ideales para calcular el volumen que ocupa 1 mol de gas hidrógeno que se encuentre en condiciones normales.
a) ¿Y si fuese gas oxígeno? b) ¿Y si fuese gas dióxido de carbono?

Usamos la ecuación de estado de los gases ideales:

$$PV = nRT \rightarrow 1 \cancel{\text{ atm}} \cdot V = 1 \cancel{\text{ mol}} \cdot 0,082 \frac{\cancel{\text{ atm}} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{ mol}} \cdot \text{K}} \cdot 273 \cancel{\text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow V = 22,4 \text{ L, cualquiera que sea el gas}$$

53. ¿Cuál será la temperatura de un recipiente de 8 L que contiene 2,5 mol de gas nitrógeno a una presión de 650 mm de Hg?

A partir de la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT \rightarrow \frac{650}{760} \text{ atm} \cdot 8 \text{ L} = 2,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot T \rightarrow$$

$$\rightarrow T = \frac{\frac{650}{760} \cancel{\text{ atm}} \cdot 8 \cancel{\text{ L}}}{2,5 \cancel{\text{ mol}} \cdot 0,082 \frac{\cancel{\text{ atm}} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\cancel{\text{ mol}} \cdot \text{K}}} = 33,4 \text{ K} = -239,6 \text{ °C}$$

54. ¿Qué masa de gas metano (CH_4) tendremos en un recipiente de 8 L si se encuentra a la presión de 1140 mm de Hg y a 117 °C?

a) ¿Cuántas moléculas de gas metano tendremos?

b) ¿Cuántos átomos de hidrógeno tendremos?

c) ¿Cuántos moles de carbono tendremos?

A partir de la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{1140}{760} \text{ atm} \cdot 8 \text{ L} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 117) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{\frac{1140}{760} \text{ atm} \cdot 8 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 117) \text{ K}} = 0,375 \text{ mol}$$

$$M(\text{CH}_4) = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,375 \text{ mol de } \text{CH}_4 \cdot \frac{16 \text{ g de } \text{CH}_4}{1 \text{ mol de } \text{CH}_4} = 6 \text{ g de } \text{CH}_4$$

a) Ahora:

$$0,375 \text{ mol de } \text{CH}_4 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CH}_4}{1 \text{ mol de } \text{CH}_4} =$$

$$= 2,258 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CH}_4$$

b) Tenemos:

$$2,258 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CH}_4 \cdot \frac{4 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de } \text{CH}_4} =$$

$$= 9,03 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}$$

c) A partir de la estequiometría de la reacción:

$$0,375 \text{ mol de } \text{CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{1 \text{ mol de } \text{CH}_4} = 0,375 \text{ mol de C}$$

55. La bombona de butano (C_4H_{10}) tiene una capacidad de 26 L. Cuando está llena pesa 12,5 kg más que cuando está vacía. ¿Qué presión ejercería el butano que hay en su interior si estuviese en fase gaseosa? Consideramos que la temperatura es de 20 °C.

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ g/mol.}$$

Los estados de la materia

$$PV = nRT \rightarrow P \cdot 26 \text{ L} = \frac{12,5 \cdot 10^3 \text{ g}}{58 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{12,5 \cdot 10^3 \cancel{\text{ g}}}{58 \frac{\cancel{\text{ g}}}{\text{mol}}} \cdot \frac{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{ K}}} \cdot (273 + 20) \cancel{\text{ K}}}{26 \cancel{\text{ L}}} = 199,2 \text{ atm}$$

56. Decimos que una bombona de butano se ha terminado cuando ya no sale gas de su interior; eso sucede cuando la presión en su interior es igual a la presión atmosférica. ¿Qué masa de butano queda en el interior de una bombona vacía si la temperatura de la cocina es 20 °C? Dato: capacidad de la bombona = 26 L, presión atmosférica = 1 atm.

$$PV = nRT \rightarrow 1 \text{ atm} \cdot 26 \text{ L} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 26 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K}} = 1,082 \text{ mol}$$

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1,082 \cancel{\text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{58 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}}{1 \cancel{\text{ mol de C}_4\text{H}_{10}}} = 62,8 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}$$

57. En un globo hemos introducido 5 g de gas helio (He). ¿Cuál será el volumen del globo si la presión en el interior es de 1,5 atm y la temperatura es de 20 °C?

$$M(\text{He}) = 4 \text{ g/mol.}$$

$$PV = nRT \rightarrow 1,5 \text{ atm} \cdot V = \frac{5 \text{ g}}{4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow V = \frac{5 \cancel{\text{ g}}}{4 \frac{\cancel{\text{ g}}}{\text{mol}}} \cdot \frac{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{ mol}} \cdot \cancel{\text{ K}}} \cdot (273 + 20) \cancel{\text{ K}}}{1,5 \text{ atm}} = 20,02 \text{ L}$$

58. Tenemos 500 mL de dióxido de carbono en condiciones normales.
 a) ¿Qué volumen ocupará a 80 °C y 375 mm de Hg?
 b) ¿Cuántas moléculas habrá en el recipiente?

a) En este caso:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{1 \text{ atm} \cdot 500 \text{ mL}}{273 \text{ K}} = \frac{\frac{375}{760} \text{ atm} \cdot V}{(273 + 80) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow V = \frac{1 \text{ atm} \cdot 500 \text{ mL} \cdot (273 + 80) \text{ K}}{273 \text{ K} \cdot \frac{375}{760} \text{ atm}} = 1310 \text{ mL} = 1,31 \text{ L}$$

b) Sustituyendo los valores conocidos:

$$PV = nRT \rightarrow 1 \text{ atm} \cdot 0,5 \text{ L} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}} = 0,0223 \text{ mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,0223 \text{ mol de CO}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} =$$

$$= 1,345 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de CO}_2$$

59. Calcula la masa de 10 L de gas hidrógeno en condiciones normales. ¿Y si el gas fuese oxígeno?

En condiciones normales (c.n.) 1 mol de un gas ideal ocupa 22,4 L:

$$10 \text{ L de H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{22,4 \text{ L de H}_2} = 0,45 \text{ mol de H}_2$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \cdot 1 = 2 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,45 \text{ mol de H}_2 \cdot \frac{2 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 0,9 \text{ g de H}_2$$

Si el gas fuese O₂, también tendríamos 0,45 mol.

$$M(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,45 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 14,4 \text{ g de O}_2$$

60. En dos recipientes iguales y a la misma temperatura se introducen 5 g de gas helio y 5 g de gas dióxido de carbono. Determina en cuál de los dos recipientes será mayor la presión.

$$PV = nRT$$

De acuerdo con la ecuación de los gases ideales, si V y T son iguales, ejercerá mayor presión el gas que tenga mayor número de moles.

$$M(\text{He}) = 4 \text{ g/mol} \rightarrow 5 \text{ g de He} \cdot \frac{1 \text{ mol de He}}{4 \text{ g de He}} = 1,25 \text{ mol de He}$$

Los estados de la materia

$$M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 5 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44 \text{ g de CO}_2} = 0,114 \text{ mol de CO}_2$$

La presión será mayor en el recipiente de helio.

- 61. El acetileno es un gas que se utiliza como combustible en los sopletes de soldadura. En su composición interviene un 92,3 % de carbono y un 7,7 % de hidrógeno. Determina la fórmula del acetileno (C_2H_2) si cuando se introducen 4,15 g del mismo en una ampolla de 1,5 L a 70 °C ejercen una presión de 3 atmósferas.**

La composición centesimal nos permitirá conocer la fórmula empírica. Los datos que se refieren al estado del gas nos permite conocer su masa molar y, con ello, su fórmula molecular.

Fórmula del tipo C_xH_y .

$$\frac{92,3 \text{ g de C}}{12 \text{ g de C}} = 7,692 \text{ mol de C} \rightarrow \frac{7,7 \text{ g de H}}{1 \text{ g de H}} = 7,7 \text{ mol de H}$$

Fórmula empírica: CH.

Cálculo de la masa molar:

$$PV = nRT \rightarrow 3 \text{ atm} \cdot 1,5 \text{ L} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 70) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{3 \text{ atm} \cdot 1,5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 70) \text{ K}} = 0,16 \text{ mol}$$

$$\frac{4,15 \text{ g}}{0,16 \text{ mol}} = 25,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow \text{Masa molar del acetileno}$$

$$M(\text{CH}) = 12 + 1 = 13 \text{ g/mol.}$$

$$\frac{25,9}{13} \approx 2$$

Fórmula molecular del acetileno: C_2H_2 .

- 62. La densidad de un gas en condiciones normales es 1,25 g/L. Determina si es gas monóxido de carbono, monóxido de azufre o amoniaco.**

En la página 41 se deduce la fórmula que permite conocer la densidad de un gas:

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \rightarrow$$

$$\rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,25 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{K}}{1 \text{ atm}} = 27,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$M(\text{CO}) = 12 + 16 = 28 \text{ g/mol}$; $M(\text{SO}) = 32 + 16 = 48 \text{ g/mol}$;

$M(\text{NH}_3) = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g/mol}$.

El gas del problema es el CO.

- 63. La densidad de un gas en condiciones normales es 1,42 g/L. Calcula cuánto pesarán 750 mL de ese gas a 1,8 atmósferas y 17 °C.**

La densidad del gas en condiciones normales nos permite conocer su masa molar. Con ella podremos conocer la densidad del gas en las nuevas condiciones y determinar la masa correspondiente a 750 mL.

$$M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,42 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{K}}{1 \text{ atm}} = 31,79 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1,8 \text{ atm} \cdot 31,79 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 17) \text{K}} = 2,4 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V = 2,4 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,75 \text{L} = 1,8 \text{g}$$

- 64. Calcula la densidad del monóxido de dinitrógeno en condiciones normales. En una ampolla tenemos monóxido de dinitrógeno a una presión de 1 000 mm de Hg. ¿A qué temperatura su densidad será de 2,15 g/L?**

$M(\text{N}_2\text{O}) = 2 \cdot 14 + 16 = 44 \text{ g/mol}$.

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{K}} = 1,97 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$T = \frac{P \cdot M}{R \cdot d} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 2,15 \frac{\text{g}}{\text{L}}} = 249,6 \text{K} = -23,43 \text{°C}$$

65. En una bombona se introducen 5 g de helio, 5 g de dióxido de carbono y 5 g de oxígeno. Si el manómetro indica que la presión en la bombona es de 700 mm de Hg, ¿qué presión ejerce cada gas?

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales, para cada componente:

$$P_1 = P_T \cdot X_1$$

Para calcular las fracciones molares debemos conocer el número de moles de cada componente.

Lo calculamos dividiendo la masa en gramos de cada uno entre su masa molar:

$$M(\text{He}) = 4 \text{ g/mol}; M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol};$$

$$M(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol}.$$

Por tanto:

$$\begin{aligned} \bullet P_{\text{He}} &= P_T \cdot X_{\text{He}} = P_T \cdot \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{He}} + n_{\text{CO}_2} + n_{\text{O}_2}} = \\ &= 700 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{5}{4}}{\frac{5}{4} + \frac{5}{44} + \frac{5}{32}} = 575,7 \text{ mm Hg} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \bullet P_{\text{CO}_2} &= P_T \cdot X_{\text{CO}_2} = P_T \cdot \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{He}} + n_{\text{CO}_2} + n_{\text{O}_2}} = \\ &= 700 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{5}{44}}{\frac{5}{4} + \frac{5}{44} + \frac{5}{32}} = 52,34 \text{ mm Hg} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \bullet P_{\text{O}_2} &= P_T \cdot X_{\text{O}_2} = P_T \cdot \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{He}} + n_{\text{CO}_2} + n_{\text{O}_2}} = \\ &= 700 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{5}{32}}{\frac{5}{4} + \frac{5}{44} + \frac{5}{32}} = 71,96 \text{ mm Hg} \end{aligned}$$

66. Para la mezcla de gases del ejercicio anterior determina su composición como porcentaje en masa y como porcentaje en volumen.

Composición de la mezcla como porcentaje en masa:

$$\begin{aligned} \frac{m_{\text{He}}}{m_{\text{He}} + m_{\text{CO}_2} + m_{\text{O}_2}} \cdot 100 &= \frac{5}{5 + 5 + 5} \cdot 100 = 33,33\% \text{ de He} \rightarrow \\ &\rightarrow 33,33\% \text{ de CO}_2 \text{ y } 33,33\% \text{ de O}_2 \end{aligned}$$

Composición de la mezcla como porcentaje en volumen: coincide con el porcentaje en número de partículas:

$$\frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{He}} + n_{\text{CO}_2} + n_{\text{O}_2}} \cdot 100 = \frac{\frac{5}{4}}{\frac{5}{4} + \frac{5}{44} + \frac{5}{32}} \cdot 100 = 82,24\% \text{ de He}$$

$$\frac{n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{He}} + n_{\text{CO}_2} + n_{\text{O}_2}} \cdot 100 = \frac{\frac{5}{44}}{\frac{5}{4} + \frac{5}{44} + \frac{5}{32}} \cdot 100 = 7,48\% \text{ de CO}_2$$

$$\frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{He}} + n_{\text{CO}_2} + n_{\text{O}_2}} \cdot 100 = \frac{\frac{5}{32}}{\frac{5}{4} + \frac{5}{44} + \frac{5}{32}} \cdot 100 = 10,28\% \text{ de O}_2$$

- 67. En un recipiente tenemos 3,2 g de oxígeno que ejercen una presión de 500 mm de Hg. Sin que varíe la temperatura, añadimos al mismo recipiente 4,2 g de gas hidrógeno. ¿Cuánto será la presión ahora?**

La presión del oxígeno en esta mezcla sigue siendo 500 mm Hg. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$P_1 = P_T \cdot X_1 \rightarrow P_{\text{O}_2} = P_T \cdot X_{\text{O}_2} = P_T \cdot \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{O}_2}}$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \cdot 1 = 2 \text{ g/mol}; M(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol.}$$

Por tanto:

$$\begin{aligned} P_T &= P_{\text{O}_2} \cdot \frac{n_{\text{H}_2} + n_{\text{O}_2}}{n_{\text{O}_2}} = 500 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{4,2}{2} + \frac{3,2}{32}}{\frac{3,2}{32}} = \\ &= 1,1 \cdot 10^4 \text{ mm Hg} = 14,47 \text{ atm} \end{aligned}$$

- 68. La composición en volumen del aire seco es 78 % de nitrógeno, 21 % de oxígeno y el resto, otros gases. Las dimensiones de nuestra clase son 7 m de largo, 6 m de ancho y 3 m de alto. Si la presión es de 790 mm de Hg y la temperatura 20 °C, ¿qué masa de oxígeno tenemos en la clase?**

La composición en volumen de una mezcla de gases coincide con la composición en número de partículas. Conociendo esta composición y la presión total, la ley de Dalton de las presiones parciales nos permitirá conocer la presión que ejerce el oxígeno.

Los estados de la materia

El dato de la temperatura y el volumen de la habitación nos permitirán conocer la masa del oxígeno:

$$P_{O_2} = P_T \cdot X_{O_2} = 790 \text{ mm Hg} \cdot \frac{21}{100} = 165,9 \text{ mm Hg}$$

$$V(\text{habitación}) = 7 \text{ m} \cdot 6 \text{ m} \cdot 3 \text{ m} = 126 \text{ m}^3 = 126 \cdot 10^3 \text{ L.}$$

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{165,9}{760} \text{ atm} \cdot 126 \cdot 10^3 \text{ L} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{\frac{165,9}{760} \text{ atm} \cdot 126 \cdot 10^3 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K}} = 1,145 \cdot 10^3 \text{ mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1,145 \cdot 10^3 \text{ mol de } O_2 \cdot \frac{32 \text{ g de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2} = 36,63 \cdot 10^3 \text{ g} = 36,63 \text{ kg de } O_2$$

- 69. La composición del aire en masa es 79 % de nitrógeno y 21 % de oxígeno. Un cierto día la presión atmosférica es de 720 mm de Hg. ¿Qué presión ejerce el nitrógeno ese día?**

La composición en volumen de una mezcla de gases coincide con la composición en número de partículas. Conociendo esta composición y la presión total, la ley de Dalton de las presiones parciales nos permitirá conocer la presión que ejerce el nitrógeno.

$$P_{N_2} = P_T \cdot X_{N_2} = 720 \text{ mm Hg} \cdot \frac{79}{100} = 568,8 \text{ mm Hg}$$

3

Disoluciones

PRESENTACIÓN

- Un elemento muy importante de esta unidad es que los alumnos aprendan a hacer cálculos relacionados con las disoluciones, tanto desde el punto de vista de su uso en el laboratorio (unidades químicas para expresar la concentración) como para su empleo en artículos cotidianos como cremas, jarabes, etc. (unidades físicas para expresar la concentración).
- El segundo aspecto de la Unidad se refiere al conocimiento y manejo de las propiedades de las disoluciones para adaptar su uso a distintas necesidades científicas y de la vida cotidiana (aspectos relacionados con la solubilidad y las propiedades coligativas).

OBJETIVOS

- Comprender el concepto «concentración de la disolución» como una magnitud extensiva.
- Manejar con soltura las distintas formas de expresar la concentración de una disolución.
- Reconocer las situaciones en las que es adecuado expresar la concentración en unidades físicas y en cuales en unidades químicas.
- Ser capaz de preparar en el laboratorio una disolución de una concentración determinada, partiendo de un producto comercial habitual.
- Manejar con soltura el material de laboratorio que se requiere para preparar disoluciones.
- Saber leer e interpretar gráficas de solubilidad de distintas sustancias.
- Conocer los factores que influyen en la solubilidad de una sustancia y ser capaz de emplearlos a conveniencia.
- Distinguir entre disolución concentrada, diluida y saturada.
- Conocer y manejar las fórmulas que permiten evaluar las propiedades coligativas de una disolución.
- Relacionar las propiedades coligativas de una disolución con la utilidad práctica de la misma.

CONTENIDOS

Conceptos

- Características de una disolución y de las sustancias que la integran.
- Modos de expresar la concentración de una disolución (Unidades físicas y químicas).
- Solubilidad de una sustancia.
- Factores que influyen en la solubilidad (aplicarlo a disoluciones acuosas con solutos sólidos y gases).
- Propiedades coligativas:
 - Descenso de la presión de vapor.
 - Ascenso del punto de ebullición.
 - Descenso del punto de congelación.
 - Ósmosis.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Destreza en la utilización del material de laboratorio adecuado para preparar disoluciones.
- Soltura en los cálculos que se requieren para preparar una disolución a partir de un producto comercial.
- Realización de ejercicios numéricos en los que intervienen sustancias en disolución.
- Interpretación de gráficas.
- Imaginar la utilidad de una disolución en relación con sus propiedades.

Actitudes

- Apreciar el orden, la limpieza y el trabajo riguroso en el laboratorio.
- Aprender a manejar material delicado y preciso como el que se requiere para preparar disoluciones.

EDUCACIÓN EN VALORES

En esta unidad se estudian cuestiones que tienen consecuencias directas en la vida de los alumnos y alumnas como personas individuales y también como miembros de una colectividad. Podemos señalar las siguientes:

1. Educación para la salud.

Muchas de las sustancias que consumimos o utilizamos cuando realizamos diversas actividades son disoluciones. Manejar el concepto concentración ayudará a los alumnos a valorar la cantidad real de sustancia nociva o beneficiosa que están introduciendo en su organismo y les permitirá tomar decisiones en consecuencia. Son muy importantes los ejercicios relacionados con la tasa de alcohol de distintas bebidas o los que se refieren a la concentración de oligoelementos en diversos alimentos.

2. Educación medioambiental.

En esta Unidad se estudian los factores que influyen en la solubilidad de las sustancias y, de forma especial, en los gases. A través de este estudio se pretende que el alumnado se conciencie con los problemas medioambientales derivados de vertidos que, aparentemente, se consideran nocivos, como los de agua caliente.

3. Educación para el consumidor.

Manejar con soltura el concepto concentración permitirá a los alumnos leer de manera efectiva las etiquetas de algunos productos y elegir el que les resulta más adecuado por su riqueza en un determinado componente.

Además, conocer las propiedades coligativas les ayudará a utilizar algunas disoluciones en beneficio propio, como el empleo de suero fisiológico en lugar de agua para limpiar los ojos y mucosas, las disoluciones salinas para obtener baños a muy baja temperatura, la fabricación de anticongelantes, etc.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Aplicar correctamente las fórmulas para calcular la concentración de una disolución en sus distintas unidades.
2. Distinguir entre densidad de una disolución y concentración del soluto expresado en unidades de masa/volumen.
3. Expresar la concentración de una misma disolución en distintas unidades. Transformar las unidades de concentración.
4. Preparar una determinada cantidad de disolución de concentración establecida a partir de un producto comercial.
5. Emplear las gráficas de solubilidad para determinar la solubilidad de una sustancia en distintas concentraciones.
6. Cálculo de las propiedades coligativas de una disolución.
7. Determinar las características de una disolución para que una de sus propiedades coligativas alcance un valor.
8. Interpretar cualitativamente el comportamiento de una disolución en relación con el del disolvente al respecto de una propiedad coligativa.

3

Disoluciones

1. Busca información que te permita identificar los solutos y el disolvente en cada una de las disoluciones siguientes:

- a) Agua del grifo. d) Bronce.
 b) Suero fisiológico. e) Gas natural.
 c) Contenido del soplete oxhídrico. f) Aire.

	Agua grifo	Suero fisiológico	Soplete oxhídrico	Bronce	Gas natural	Aire
Soluto	Sales minerales Oxígeno	Cloruro de sodio	Oxígeno	Estaño	Nitrógeno, etano, H ₂ S, etc.	Oxígeno, CO ₂ , Ar, etc.
Disoluto	Agua	Agua	Hidrógeno	Cobre	Metano	Nitrógeno

2. Los especialistas en nutrición recomiendan que tomemos 0,8 g de calcio al día. Suponiendo que solo tomamos calcio en la leche, ¿qué cantidad de leche deberíamos beber diariamente para llegar a la cantidad recomendada? Dato: la leche tiene, por término medio, un 0,12% de calcio.

La cantidad de leche sería:

$$0,8 \frac{\text{g de calcio}}{\text{día}} \cdot \frac{100 \text{ g de leche}}{0,12 \text{ g de calcio}} = 666,7 \frac{\text{g de leche}}{\text{día}}$$

3. La cerveza «sin alcohol» tiene hasta un 1% de alcohol. Calcula qué cantidad de cerveza «sin alcohol» debe beber una persona para consumir 25 mL de alcohol.

En este caso:

$$25 \text{ mL de alcohol} \cdot \frac{100 \text{ mL de cerveza}}{1 \text{ mL de alcohol}} = 2500 \text{ mL de cerveza}$$

4. Nos podemos preparar un buen refresco poniendo en un vaso grande: 4 g de café soluble descafeinado (2 sobrecitos), 20 g de azúcar (2 sobres) y agua hasta completar 200 mL (el vaso grande lleno). Solo falta revolver y poner una hora en la nevera. Calcula la concentración en masa de las sustancias que forman este refresco.

La concentración en masa es:

$$\bullet C_{\text{café}} = \frac{m_{\text{café}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{4 \text{ g}}{0,2 \text{ L}} = 20 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$\bullet C_{\text{azúcar}} = \frac{m_{\text{azúcar}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{20 \text{ g}}{0,2 \text{ L}} = 100 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

5. Para preparar un licor se añadieron 200 g de azúcar a medio litro de un aguardiente de orujo de densidad 1,05 kg/L. La disolución resultante tenía un volumen de 550 mL. Calcula el % en azúcar del licor resultante, su concentración en g/L y su densidad.

Ahora tenemos:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m_{\text{aguardiente}} = d_{\text{aguardiente}} \cdot V_{\text{aguardiente}} =$$

$$= 1,05 \frac{\text{kg}}{\text{L}} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,525 \text{ kg} = 525 \text{ g}$$

$$\%(\text{azúcar}) = \frac{m_{\text{azúcar}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 \rightarrow$$

$$\rightarrow \%(\text{azúcar}) = \frac{200 \text{ g}}{525 \text{ g} + 200 \text{ g}} \cdot 100 = 27,59\%$$

$$C_{\text{azúcar}} = \frac{m_{\text{azúcar}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{200 \text{ g}}{0,55 \text{ L}} = 363,6 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$d_{\text{licor}} = \frac{m_{\text{licor}}}{V_{\text{licor}}} = \frac{525 \text{ g} + 200 \text{ g}}{550 \text{ mL}} = 1,318 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 1,318 \frac{\text{kg}}{\text{L}}$$

6. Queremos preparar 250 mL de una disolución acuosa de cloruro de potasio 1,5 M. Calcula qué cantidad de soluto necesitamos y explica cómo la prepararemos.

La cantidad de soluto es:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 1,5 \text{ M} = \frac{n_{\text{soluto}}}{0,25 \text{ L}} \rightarrow n_{\text{soluto}} = 1,5 \cdot 0,25 = 0,375 \text{ mol}$$

Y además:

$$M(\text{KCl}) = 39,1 + 35,5 = 74,6 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$0,375 \text{ mol de KCl} \cdot \frac{74,6 \text{ g de KCl}}{1 \text{ mol de KCl}} = 27,98 \text{ g de KCl}$$

El procedimiento se indica en la página 58 del libro.

7. Calcula el volumen de disolución de sulfuro de sodio 1,25 M que tenemos que emplear para tener 0,5 mol de sulfuro de sodio. ¿Cuántos gramos de sulfuro de sodio tendremos entonces?

El volumen es:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 1,25 \text{ M} = \frac{0,5 \text{ mol}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow$$

$$\rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{0,5 \text{ mol}}{1,25 \text{ M}} = 0,4 \text{ L} = 400 \text{ mL}$$

Entonces:

$$M(\text{Na}_2\text{S}) = 2 \cdot 23 + 32 = 78 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$0,5 \text{ mol de Na}_2\text{S} \cdot \frac{78 \text{ g de Na}_2\text{S}}{1 \text{ mol de Na}_2\text{S}} = 39 \text{ g de Na}_2\text{S}$$

8. **¿Cuál será la concentración de una disolución que se prepara añadiendo agua a 50 mL de una disolución de HNO_3 1,5 M hasta tener un volumen de 250 mL?**

Primero debemos calcular los moles de soluto que habrá en la disolución resultante:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 1,5 \text{ M} = \frac{n_{\text{solute}}}{0,05 \text{ L}} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_{\text{solute}} = 1,5 \text{ M} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,075 \text{ mol}$$

Estos serán los moles de soluto que tendremos en la disolución final. Calculamos su concentración:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{0,075 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 0,3 \text{ M}$$

9. **Calcula la molaridad de la disolución que resulta de añadir 3 g de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ a 150 mL de disolución de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 0,5 M. Se supone que el volumen total no varía.**

Calculamos los moles de soluto que hay en la disolución resultante. Son los que hay en 3 g más los que había en los 150 mL de la disolución 0,5 M

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 0,5 \text{ M} = \frac{n_{\text{solute}}}{0,15 \text{ L}} \rightarrow n_{\text{solute}} = 0,5 \cdot 0,15 = 0,075 \text{ mol}$$

Entonces:

$$M[\text{Mg}(\text{OH})_2] = 24,3 + 2 \cdot (16 + 1) = 58,3 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 3 \text{ g de Mg}(\text{OH})_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Mg}(\text{OH})_2}{58,3 \text{ g de Mg}(\text{OH})_2} = 0,051 \text{ mol de Mg}(\text{OH})_2$$

Calculamos la molaridad de la disolución resultante:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{0,075 \text{ mol} + 0,051 \text{ mol}}{0,15 \text{ L}} = 0,84 \text{ M}$$

10. **¿Cuál es la molaridad del ácido sulfúrico comercial del 96% de riqueza y 1,85 g/mL de densidad?**

La concentración es una propiedad intensiva. Por tanto, basta con tomar una cantidad cualquiera del ácido comercial y referir a él todos los cálculos.

Partimos de 100 g de H_2SO_4 comercial \rightarrow 96 g de H_2SO_4 puro.

Hay que determinar los moles de soluto que representa esa cantidad y el volumen que ocupan los 100 g del ácido comercial:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = (2 \cdot 1) + 32 + (4 \cdot 16) = 98 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$96 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4} = 0,98 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

La densidad es:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{100 \text{ g}}{1,85 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 54,05 \text{ mL}$$

Y la molaridad:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{0,98 \text{ mol}}{0,054 \text{ L}} = 18,15 \text{ M}$$

11. Contesta:

a) **¿Qué cantidad de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) tenemos que mezclar con medio litro de agua para tener una disolución 1,2 m?**

b) **¿Y con 2 L de agua?**

Suponemos que la densidad del agua es 1 g/mL

$$\text{a) } m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})} \rightarrow 1,2 \text{ m} = \frac{n_{\text{solute}}}{0,5 \text{ kg}} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_{\text{solute}} = 1,2 \text{ m} \cdot 0,5 \text{ kg} = 0,6 \text{ mol}$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = (6 \cdot 12) + (12 \cdot 1) + (6 \cdot 16) = 180 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$0,6 \text{ mol de glucosa} \cdot \frac{180 \text{ g de glucosa}}{1 \text{ mol de glucosa}} = 108 \text{ g de glucosa}$$

$$\text{b) } m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})} \rightarrow 1,2 \text{ m} = \frac{n_{\text{solute}}}{2 \text{ kg}} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_{\text{solute}} = 1,2 \text{ m} \cdot 2 \text{ kg} = 2,4 \text{ mol}$$

$$2,4 \text{ mol de glucosa} \cdot \frac{180 \text{ g de glucosa}}{1 \text{ mol de glucosa}} = 432 \text{ g de glucosa}$$

12. ¿Qué cantidad de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) tenemos que mezclar con medio litro de agua para que su fracción molar sea 0,2?

$$X_{\text{glucosa}} = \frac{n_{\text{glucosa}}}{n_{\text{glucosa}} + n_{\text{agua}}} \rightarrow 0,2 = \frac{n_{\text{glucosa}}}{n_{\text{glucosa}} + \frac{500 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,2 \cdot n_{\text{glucosa}} + 0,2 \cdot 27,28 \text{ mol} = n_{\text{glucosa}}$$

$$\rightarrow 0,2 \cdot 27,28 \text{ mol} = n_{\text{glucosa}} - 0,2 \cdot n_{\text{glucosa}} = 0,8n_{\text{glucosa}} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_{\text{glucosa}} = \frac{0,2 \cdot 27,28 \text{ mol}}{0,8} = 6,94 \text{ mol}$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = (6 \cdot 12) + (12 \cdot 1) + (6 \cdot 16) = 180 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 6,94 \text{ mol de glucosa} \cdot \frac{180 \text{ g de glucosa}}{\text{mol de glucosa}} =$$

$$= 1.249 \text{ g de glucosa} = 1,249 \text{ kg de glucosa}$$

13. Tenemos una disolución de ácido clorhídrico (HCl) 9 molar y densidad 1,15 g/mL. Calcula su concentración en g/L, molaridad y fracción molar.

La concentración es una propiedad intensiva. Por tanto, basta con tomar una cantidad cualquiera del HCl 9 m y referir a él todos los cálculos.

Partimos de 1 L de ese ácido. El dato de la densidad nos permite conocer la masa equivalente:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V = 1,15 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 10^3 \text{ mL} = 1150 \text{ g}$$

La concentración molar permite establecer una relación entre la masa del soluto y la del disolvente:

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolvente}}(\text{kg})} = \frac{\frac{m_{\text{soluto}}}{M_{\text{HCl}}}}{m_{\text{disolvente}}(\text{kg})}$$

$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$. Por tanto:

$$9 = \frac{\frac{m_{\text{soluto}}}{36,5}}{m_{\text{disolvente}}(\text{kg})} = \frac{m_{\text{soluto}}}{36,5 \cdot m_{\text{disolvente}}(\text{kg})} \rightarrow$$

$$\rightarrow m_{\text{soluto}} = 9 \cdot 36,5 \cdot m_{\text{disolvente}}(\text{kg}) = 328,5 \cdot m_{\text{disolvente}}(\text{kg})$$

Teniendo en cuenta la masa correspondiente a 1 L disolución:

$$m_{\text{soluto}} + m_{\text{disolvente}}(\text{g}) = 1150 \text{ g}$$

$$328,5m_{\text{disolvente}}(\text{kg}) + m_{\text{disolvente}} \cdot 10^3 = 1150 \text{ g} \rightarrow$$

$$\rightarrow m_{\text{disolvente}} = \frac{1150}{328,5 + 10^3} = 0,8656 \text{ kg} \rightarrow$$

$$\rightarrow m_{\text{soluto}} = 328,5m_{\text{disolvente}}(\text{kg}) = 328,5 \cdot 0,8656 = 284,4 \text{ g} \rightarrow$$

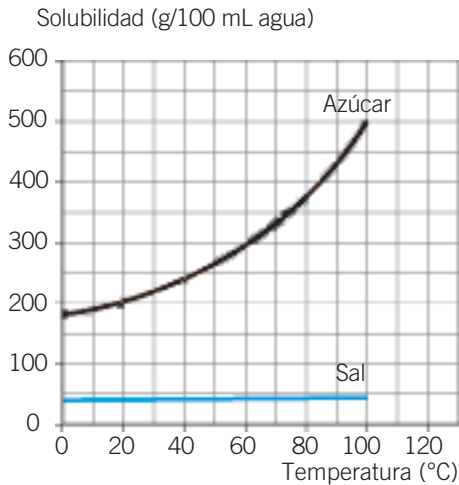
$$\rightarrow c_{\text{HCl}} \left(\frac{\text{g}}{\text{L}} \right) = \frac{m_{\text{HCl}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{284,4 \text{ g}}{1 \text{ L}} = 284,4 \frac{\text{g}}{\text{L}} \rightarrow$$

Y entonces:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{\frac{284,4 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}}}{1 \text{ L}} = 7,79 \text{ M}$$

$$X_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{HCl}} + n_{\text{agua}}} \rightarrow X_{\text{HCl}} = \frac{\frac{284,4 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}}}{\frac{284,4 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} + \frac{865,6 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} = 0,14$$

14. Lee la gráfica de la solubilidad del azúcar en agua y calcula la máxima cantidad de azúcar que se podrá disolver en 50 mL de agua a 20 °C. ¿Y si estuviese a 80 °C?



100 g; 187,5 g.

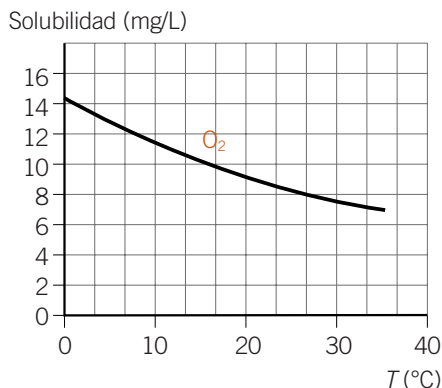
15. Imagina que has cogido 200 mL de agua y has preparado una disolución saturada de azúcar a 70 °C. ¿Qué cantidad de azúcar se irá al fondo del vaso si la enfrías hasta 20 °C?

A 70 °C, la cantidad de azúcar en 200 mL de una disolución saturada: 660 g.

A 20 °C, la cantidad de azúcar en 200 mL de una disolución saturada: 400 g.

Al enfriar de 70 °C a 20 °C se irán al fondo 260 g de azúcar.

16. La temperatura del agua de un río es de unos 15 °C, pero un vertido industrial hizo que subiese hasta 35 °C. Observa la gráfica y explica en qué proporción varió la cantidad de oxígeno del agua. ¿Qué consecuencia pudo tener para los peces que viven en ese río?



Solubilidad del O₂ a 15 °C: 10 mg/L; Solubilidad del O₂ a 35 °C: 7 mg/L.

Proporción en que se redujo el oxígeno disuelto:

$$\frac{3}{10} \cdot 100 = 30\%$$

Los peces tendrán dificultad para respirar y es probable que se mueran.

17. La presión de vapor de la acetona (CH₃—CO—CH₃) a 50 °C es de 603 mm de Hg. Al disolver 15 g de una sustancia en 100 g de acetona, la presión de vapor de la disolución a esa temperatura pasa a ser de 473 mm de Hg. ¿Cuál es la masa molecular de esa sustancia?

De acuerdo con la ley de Raoult:

$$\Delta P = P_0 \cdot X_s \rightarrow 603 - 473 = 603 \cdot X_s \rightarrow X_s = \frac{603 - 473}{603} = 0,216$$

$$X_s = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

Podemos calcular los moles de acetona, CH₃—CO—CH₃ (disolvente):

$$M(\text{acetona}) = 3 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 16 = 58 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_{\text{acetona}} = 100 \text{ g de acetona} \cdot \frac{1 \text{ mol de acetona}}{58 \text{ g de acetona}} = 1,724 \text{ mol de acetona}$$

$$0,216 = \frac{n_s}{n_s + 1,724} \rightarrow 0,216 \cdot n_s + 0,216 \cdot 1,724 = n_s \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,372 = n_s - 0,216 \cdot n_s = 0,784 \cdot n_s$$

$$n_s = \frac{0,372}{0,784} = 0,475 \text{ mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow M_{\text{molar soluto}} = \frac{15 \text{ g soluto}}{0,475 \text{ mol}} = 31,61 \text{ g/mol}$$

18. ¿Cuál será el punto de ebullición de una disolución que se prepara disolviendo 150 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 250 g de agua? Toma los datos que necesites de la tabla de esta página.

Disolvente	K_e ($^{\circ}C \cdot kg/mol$)	T_{eb} a 1 atm ($^{\circ}C$)
Agua	0,51	100
Benceno	2,64	80
Etilenglicol	2,26	197
Ácido acético	3,22	118
Ciclohexanol	3,5	161

La variación en la temperatura de ebullición es:

$$\Delta t = K_e \cdot m = K_e \cdot \frac{n_s}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}}$$

Entonces:

$$M(C_6H_{12}O_6) = (6 \cdot 12) + (12 \cdot 1) + (6 \cdot 16) = 180 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow \Delta t = 0,51 \frac{^{\circ}C \cdot kg}{mol} \cdot \frac{150 \text{ g}}{0,25 \text{ kg}}$$

El punto de ebullición de la disolución será $100^{\circ}C + 1,7^{\circ}C = 101,7^{\circ}C$

19. ¿Cuál será la masa molar de una sustancia si al disolver 90 g de la misma en un cuarto litro de agua se obtiene una disolución que hierve a $102^{\circ}C$. Toma los datos que necesites de la tabla de esta página.

En este caso:

$$\Delta t = K_e \cdot m = K_e \cdot \frac{n_s}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} \rightarrow 2^{\circ}C = 0,51 \frac{^{\circ}C \cdot kg}{mol} \cdot \frac{n_s}{0,25 \text{ kg}} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_s = \frac{2 \cdot 0,25}{0,51} = 0,98 \text{ mol} \rightarrow M_{\text{molar soluto}} = \frac{90 \text{ g soluto}}{0,98 \text{ mol}} = 91,84 \text{ g/mol}$$

20. ¿Cuál será el punto de congelación de una disolución que se prepara disolviendo 150 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 250 g de agua? Toma los datos que necesites de la tabla de la página siguiente.

Ahora:

$$\Delta t = K_c \cdot m = K_c \cdot \frac{n_s}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}}$$

Disolvente	K_e ($^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg/mol}$)	T_{eb} a 1 atm ($^{\circ}\text{C}$)
Agua	1,86	0
Benceno	5,07	6
Etilenglicol	3,11	13
Ácido acético	3,63	17

Y tenemos:

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = (6 \cdot 12) + (12 \cdot 1) + (6 \cdot 16) = 180 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow \Delta t = 1,86 \frac{^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{150 \text{ g}}{0,25 \text{ kg}} \cdot \frac{180 \text{ g/mol}}{180 \text{ g/mol}} = 6,2 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

El punto de congelación de la disolución será $0 \text{ }^{\circ}\text{C} - 6,2 \text{ }^{\circ}\text{C} = -6,2 \text{ }^{\circ}\text{C}$.

- 21.** Se desea preparar un anticongelante que se mantenga líquido a 25 grados bajo cero. ¿Qué cantidad de etilenglicol ($\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$) debemos añadir a medio litro de agua para lograrlo? Toma los datos que necesites de la tabla de esta página.

Ahora:

$$\Delta t = K_c \cdot m = K_c \cdot \frac{n_s}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})} \rightarrow$$

$$\rightarrow 25 \text{ }^{\circ}\text{C} = 1,86 \frac{^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{n_s}{0,25 \text{ kg}} \rightarrow n_s = \frac{25 \cdot 0,25}{1,86} = 3,36 \text{ mol}$$

$$M(\text{etilenglicol}, \text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}) = (2 \cdot 12) + (1 \cdot 6) + (2 \cdot 16) = 62 \text{ g/mol.}$$

$$3,36 \text{ mol de etilenglicol} \cdot \frac{62 \text{ g de etilenglicol}}{1 \text{ mol de etilenglicol}} = 208,3 \text{ g de etilenglicol}$$

- 22.** ¿Cuál es la presión osmótica de una disolución que se obtiene disolviendo 30 g de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en agua hasta tener medio litro de mezcla a 25 $^{\circ}\text{C}$.

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = (6 \cdot 12) + (12 \cdot 1) + (6 \cdot 16) = 180 \text{ g/mol.}$$

Entonces:

$$\pi = M \cdot R \cdot T = \frac{n_s}{V_{\text{disolución(L)}}} \cdot R \cdot T =$$

$$= \frac{30 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K} = 8,15 \text{ atm}$$

23. ¿Cuál es la presión osmótica de la disolución anterior cuando la temperatura centígrada se duplica?

En este caso:

$$\pi = M \cdot R \cdot T = \frac{30 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 50) \text{ K} = 8,83 \text{ atm}$$

24. Indica cuál o cuáles son los solutos y cuál es el disolvente en las siguientes disoluciones:

- a) Refresco con gas. c) Vino.
 b) Bebida isotónica. d) Acero.

	Refresco con gas	Bebida isotónica	Vino	Acero
Soluto	CO ₂ azúcar, saborizantes, etc.	Sal, azúcar, sustancias saborizantes	Taninos, colorantes, alcohol	Carbono
Disolvente	Agua	Agua	Agua	Hierro

25. Completa un cuadro con los modos que conoces de expresar la concentración de una disolución e indica las unidades en que se mide en cada caso.

Forma de expresar la concentración	Unidad
% en masa de soluto = $\frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100$	Adimensional
% en volumen de soluto = $\frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \cdot 100$	Adimensional
concentración en masa de soluto = $\frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de disolución}}$	g/L
concentración molar de soluto = $\frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen (L) de disolución}}$ $M = \frac{n}{V}$	mol/L
concentración molal de soluto = $\frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa (kg) de disolvente}}$ $m = \frac{n}{m_{\text{disolvente}}(\text{kg})}$	mol/kg
$X_s = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de disolvente}} = \frac{n_s}{n_s + n_d}$	Adimensional

26. Explica la diferencia entre estas dos expresiones:

- Una disolución de hidróxido de sodio en agua tiene una concentración de 1,5 g/L.
- Una disolución de hidróxido de sodio en agua tiene una densidad de 1,5 g/L.

$$\text{concentración} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de disolución}}$$

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa de disolución}}{\text{volumen de disolución}} = \frac{\text{masa soluto} + \text{masa disolvente}}{\text{volumen de disolución}}$$

27. ¿Es lo mismo una disolución saturada que una disolución concentrada?

No. Una disolución saturada en unas condiciones no admite más cantidad de soluto con relación a una cantidad de disolvente.

Una disolución concentrada tiene una elevada proporción de soluto con relación al disolvente. Una disolución saturada puede ser diluida, si el soluto es poco soluble.

28. Explica por qué las cervezas se sirven en vasos muy fríos.

Las cervezas son disoluciones en la que uno de los solutos es un gas (CO_2) y el disolvente es agua. La solubilidad de los gases en líquidos disminuye al aumentar la temperatura. La cerveza se sirve en vasos muy fríos para mantener la mayor cantidad de gas disuelto.

29. Razona si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:

- Al aumentar la temperatura aumenta la solubilidad de las sustancias.
- Una disolución sobresaturada es una mezcla heterogénea.
- La solubilidad del oxígeno en agua se incrementa al aumentar la presión.
- Una disolución saturada puede ser también una disolución diluida.
- Para eliminar el cloro del agua es bueno meterla en la nevera.
 - Esto es cierto en la mayoría de los casos en los que el soluto es un sólido y el disolvente es un líquido, aunque hay excepciones, como la disolución de la sal en agua. Si el soluto es un gas, su solubilidad disminuye al aumentar la temperatura.
 - Una disolución sobresaturada es un estado inestable de la materia. Mientras se mantiene la disolución, es una mezcla homogénea. Cuando se produce algún cambio que hace que precipite el exceso de soluto, es una mezcla heterogénea.
 - Cierto. La solubilidad de los gases en agua aumenta al aumentar la presión.

- d) Cierto. Sucede cuando el soluto es poco soluble en el disolvente.
- e) Falso. La solubilidad de los gases en agua aumenta al disminuir la temperatura. Para eliminar el cloro del agua conviene calentarla.

30. Apóyate en la teoría cinética de la materia para explicar por qué la presión de vapor de una sustancia aumenta al aumentar la temperatura.

Al aumentar la temperatura es porque aumenta la energía cinética de las partículas, lo que facilita que las moléculas que se encuentran en estado líquido se liberen de las fuerzas que las mantienen unidas a las vecinas y puedan pasar a fase gas. Al aumentar la proporción de partículas que pueden estar en fase gas en equilibrio con un líquido, aumenta la presión que estas ejercen, que es la presión de vapor.

31. Indica algún procedimiento que te permita calentar agua por encima de 100 °C y que se mantenga en estado líquido.

Calentarla a una presión por encima de 1 atmósfera. También se puede conseguir disolviendo en agua un soluto no volátil.

32. Cuando hace mucho frío, las carreteras se hielan, lo que supone un grave peligro para la circulación. Para evitarlo, se echa sal. ¿Qué se consigue con ello?



La disolución de sal en agua tiene un punto de fusión inferior que el del agua en estado puro. La sal logra que el agua se mantenga líquida por debajo de 0 °C y evita la formación de hielo, que reduce el rozamiento y hace peligrosa la conducción.

33. Explica por qué hinchon las uvas pasas cuando se dejan en agua.

El interior de la uva es hipertónica con respecto al agua. Como la piel de la uva es una membrana semipermeable, el agua pasará a su través hasta que la presión dentro de la uva se iguale con la de fuera. El resultado es que la uva se hincha.

- 34. ¿Por qué es peligroso inyectar directamente agua destilada a una persona?**

Las células sanguíneas se encuentran en un medio externo que es isotónico con respecto al medio intracelular. Si inyectamos agua destilada, disminuye la concentración en el medio extracelular y, como las membranas celulares son semipermeables, pasará agua de fuera a dentro hasta que se igualen las presiones osmóticas a ambos lados. Si se inyecta mucha cantidad de agua destilada las células pueden llegar a romperse.

- 35. En días de mucho calor, las personas sensibles corren el riesgo de deshidratarse. ¿Por qué se recomienda que estas personas tomen bebidas isotónicas?**

Para que se mantenga el equilibrio osmolar. (Ver la respuesta a la pregunta anterior.)

- 36. Probablemente habrás oído que los náufragos se pueden morir de sed. ¿Cómo es posible, si el agua del mar tiene más de un 90% de agua?**



La presión osmótica del agua del mar es mayor que la de los líquidos intracelulares. Si bebemos agua del mar, las células se encontrarán en un medio hipertónico y saldrá agua de su interior con la intención de que se igualen las presiones a ambos lados de la membrana celular. El resultado es que las células se deshidratan.

- 37. El alcohol es irritante para la piel de los bebés. Por eso para ellos se utiliza una mezcla de alcohol y agua al 70%. Supón que en casa tienes 100 g de alcohol al 90%. ¿Qué tienes que hacer para transformarlo en alcohol para bebés?**

En 100 g de alcohol al 90 % tendremos 90 g de alcohol y 10 g de agua. Calculamos la cantidad de agua que tenemos que añadir para que se convierta en alcohol al 70%:

$$\frac{70 \text{ g de alcohol}}{100 \text{ g de disolución}} = \frac{90 \text{ g de alcohol}}{100 \text{ g disolución} + x \text{ g de agua}} \rightarrow$$

$$\rightarrow x \text{ g de agua} = \frac{90 \cdot 100}{70} - 100 = 28,57 \text{ g}$$

A 100 g de alcohol al 90 % tenemos que echarle 28,57 g de agua.

38. La etiqueta de un agua mineral dice que contiene sodio: 50,5 mg/L, flúor: 0,4 mg/L y calcio: 9,2 mg/L. Sabiendo que la cantidad diaria recomendada (CDR) para una persona de cada uno de estos elementos es:

- Sodio \rightarrow 200 mg.
- Flúor \rightarrow 2 mg.
- Calcio \rightarrow 800 mg.

a) ¿Que cantidad de agua deberíamos tomar para conseguir la CDR de cada uno de estos elementos?

b) ¿Puedes decir que esta agua es una buena fuente de calcio?

Tenemos:

$$\bullet \quad 200 \text{ mg de sodio} \cdot \frac{1 \text{ L}}{50,5 \text{ mg de sodio}} = 3,96 \text{ L}$$

$$\bullet \quad 2 \text{ mg de flúor} \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,4 \text{ mg de flúor}} = 5 \text{ L}$$

$$\bullet \quad 800 \text{ mg de calcio} \cdot \frac{1 \text{ L}}{9,2 \text{ mg de sodio}} = 86,96 \text{ L}$$

El agua no es una buena fuente de calcio.

39. El análisis de sangre de una persona dice lo siguiente:

Glucosa \rightarrow 89 mg/100 mL

Una persona adulta tiene alrededor de 5 litros de sangre. ¿Cuánta glucosa tiene en su sangre?

$$5 \text{ L de sangre} \cdot \frac{89 \text{ mg de glucosa}}{0,1 \text{ L de sangre}} =$$

$$= 4,45 \cdot 10^3 \text{ mg de glucosa} = 4,45 \text{ g de glucosa}$$

40. Calcula la concentración en g/L de un ácido clorhídrico comercial del 37% de riqueza en peso y densidad 1,18 g/mL.

La concentración es una propiedad intensiva. Por tanto, basta con tomar una cantidad cualquiera del HCl comercial y referir a él todos los cálculos. Partimos de 1 L de ese ácido.

El dato de la densidad nos permite conocer la masa equivalente:

$$d_{\text{ácido comercial}} = \frac{m_{\text{HCl comercial}}}{V_{\text{HCl comercial}}} \rightarrow m_{\text{HCl comercial}} =$$

$$= d_{\text{ácido comercial}} \cdot V_{\text{HCl comercial}} = 1,18 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 10^3 \text{ mL} = 1,18 \cdot 10^3 \text{ g}$$

El dato de la riqueza nos permite conocer la cantidad de HCl que hay en esa cantidad:

$$1,18 \cdot 10^3 \text{ g de HCl comercial} \cdot \frac{37 \text{ g de HCl}}{100 \text{ g de HCl comercial}} =$$

$$= 436,6 \text{ g de HCl} \rightarrow c_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{436,6 \text{ g}}{1 \text{ L}} = 436,6 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

- 41. En el laboratorio tenemos un ácido clorhídrico del 37% de riqueza en peso y 1,18 g/mL de densidad. Si cogemos 70 mL del contenido de esa botella, ¿cuánto ácido clorhídrico estaremos usando?**

El procedimiento es el mismo que el del problema anterior, pero trabajando con 70 mL de HCl comercial:

$$m_{\text{HCl comercial}} = d_{\text{ácido comercial}} \cdot V_{\text{HCl comercial}} = 1,18 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 70 \text{ mL} = 82,6 \text{ g}$$

El dato de la riqueza nos permite conocer la cantidad de HCl que hay en esa cantidad:

$$82,6 \text{ g de HCl comercial} \cdot \frac{37 \text{ g de HCl}}{100 \text{ g de HCl comercial}} = 30,56 \text{ g de HCl}$$

- 42. Calcula qué volumen de ácido clorhídrico comercial del 37% de riqueza y 1,18 g/mL de densidad tendremos que utilizar para tener 20 g de ácido clorhídrico.**

Comenzaremos calculando la cantidad de ácido comercial que hay que tomar para tener 20 g de HCl. El dato de la densidad nos permitirá conocer el volumen equivalente:

$$20 \text{ g de HCl} \cdot \frac{100 \text{ g de HCl comercial}}{37 \text{ g de HCl}} = 54,05 \text{ g de HCl comercial}$$

$$d_{\text{ácido comercial}} = \frac{m_{\text{HCl comercial}}}{V_{\text{HCl comercial}}} \rightarrow V_{\text{HCl comercial}} =$$

$$= \frac{m_{\text{HCl comercial}}}{d_{\text{HCl comercial}}} = \frac{54,05 \text{ g}}{1,18 \text{ g/mL}} = 45,81 \text{ mL}$$

43. Tenemos 15 mL de una disolución de yoduro de potasio en agua 0,5 M. Calcula los moles y los gramos de yoduro de potasio que tenemos.

Ahora:

$$M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 0,5M = \frac{n_{\text{soluta}}}{0,015\text{ L}} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_{\text{soluta}} = 0,5 \cdot 0,015 = 0,0075\text{ mol}$$

Entonces:

$$M(\text{KI}) = 39,1 + 126,9 = 166\text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,0075 \cancel{\text{ mol de KI}} \cdot \frac{166\text{ g de KI}}{1 \cancel{\text{ mol de KI}}} = 1,245\text{ g de KI}$$

44. Necesitamos preparar 500 mL de una disolución de NaOH 2 M. Calcula qué cantidad de soluto necesitas y explica cómo la prepararás si dispones de un producto comercial del 95% de riqueza en NaOH.

Con los datos del enunciado calculamos la cantidad de producto comercial que precisamos:

$$M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 2M = \frac{n_{\text{soluta}}}{0,5\text{ L}} \rightarrow n_{\text{soluta}} = 2M \cdot 0,5\text{ L} = 1\text{ mol}$$

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40\text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1 \cancel{\text{ mol de NaOH}} \cdot \frac{40\text{ g de NaOH}}{1 \cancel{\text{ mol de NaOH}}} = 40\text{ g de NaOH}$$

Como el producto comercial tiene una riqueza del 95 %, necesitaremos tomar:

$$40 \cancel{\text{ g de NaOH}} \cdot \frac{100\text{ g de NaOH comercial}}{95 \cancel{\text{ g de NaOH}}} = 42,11\text{ g de NaOH comercial}$$

El procedimiento se indica en la página 58 del libro.

45. Necesitamos preparar 500 mL de una disolución de ácido clorhídrico 2 M. Calcula qué cantidad de soluto necesitas y explica cómo la prepararás si dispones de un ácido comercial del 37% de riqueza en peso y densidad 1,18 g/mL.

Con los datos del enunciado, calculamos la cantidad de producto comercial que precisamos:

$$M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 2M = \frac{n_{\text{soluta}}}{0,5\text{ L}} \rightarrow n_{\text{soluta}} = 2M \cdot 0,5\text{ L} = 1\text{ mol}$$

Entonces:

$$M(\text{HCl}) = 35,5 + 1 = 36,5 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1 \text{ mol de HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} = 36,5 \text{ g de HCl}$$

Como el producto comercial tiene una riqueza del 37 %, necesitaremos tomar:

$$36,5 \text{ g de HCl} \cdot \frac{100 \text{ g de HCl comercial}}{37 \text{ g de HCl}} = 98,65 \text{ g de HCl comercial}$$

Al tratarse de un líquido, utilizaremos el dato de la densidad para calcular el volumen equivalente:

$$d_{\text{ácido comercial}} = \frac{m_{\text{HCl comercial}}}{V_{\text{HCl comercial}}}$$

$$V_{\text{HCl comercial}} = \frac{m_{\text{HCl comercial}}}{d_{\text{HCl comercial}}} = \frac{98,65 \text{ g}}{1,18 \text{ g/mL}} = 83,6 \text{ mL}$$

El procedimiento se indica en la página 59 del libro.

- 46. Preparamos una disolución mezclando agua y ácido sulfúrico comercial hasta tener un volumen de 500 mL. Calcula la concentración de la disolución resultante si se han utilizado 15 mL de un ácido sulfúrico del 96% de riqueza y 1,85 g/mL de densidad.**

Calculamos la cantidad de soluto que hay en los 15 mL del ácido comercial:

$$d_{\text{ácido comercial}} = \frac{m_{\text{ácido comercial}}}{V_{\text{ácido comercial}}} \rightarrow m_{\text{ácido comercial}} = d_{\text{ácido comercial}} \cdot V_{\text{ácido comercial}}$$

$$m_{\text{ácido comercial}} = 1,85 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 15 \text{ mL} \Rightarrow 27,75 \text{ g de ácido comercial}$$

$$\cdot \frac{96 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g de ácido comercial}} = 26,64 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Entonces:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 26,64 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} = 0,27 \text{ mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{0,27 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,54 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

47. Indica cómo prepararías 100 mL de una disolución de hidróxido de calcio 0,5 M si dispones de 500 mL de disolución de hidróxido de calcio 2,5 M.

Inicialmente debemos calcular los moles de soluto que necesitamos para preparar la disolución 0,5 M. Luego calcularemos la cantidad de disolución 2,5 M que necesitamos para tener esos moles de soluto:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 0,5 \text{ M} = \frac{n_{\text{soluto}}}{0,1 \text{ L}} \rightarrow n_{\text{soluto}} = 0,5 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,05 \text{ mol}$$

$$2,5 \text{ M} = \frac{0,05 \text{ mol}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{0,05 \text{ mol}}{2,5 \text{ M}} = 0,02 \text{ L} = 20 \text{ mL}$$

Necesitamos coger 20 mL de la disolución 2,5 M y diluir hasta tener 100 mL.

48. ¿Cuál es la mínima cantidad de HNO_3 5 M que se necesita para preparar 250 mL de disolución de HNO_3 0,5 M?

Inicialmente debemos calcular los moles de soluto que necesitamos para preparar la disolución 0,5 M. Luego calcularemos la cantidad de disolución 5 M que necesitamos para tener esos moles de soluto:

$$\begin{aligned} M &= \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 0,5 \text{ M} = \frac{n_{\text{soluto}}}{0,25 \text{ L}} \rightarrow \\ &\rightarrow n_{\text{soluto}} = 0,5 \text{ M} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,125 \text{ mol} \rightarrow 5 \text{ M} = \\ &= \frac{0,125 \text{ mol}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{0,125 \text{ mol}}{5 \text{ M}} = 0,025 \text{ L} = 25 \text{ mL} \end{aligned}$$

Necesitamos coger 25 mL de la disolución 5 M y diluir hasta tener 250 mL.

49. ¿Cuál es la máxima cantidad de HNO_3 0,5 M que se puede preparar a partir de 15 mL de HNO_3 5 M?

Calculamos los moles de soluto que tenemos en los 15 mL de disolución 5 M y vemos el volumen de disolución 0,5 M que contienen esos moles:

$$\begin{aligned} M &= \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \\ 5 \text{ M} &= \frac{n_{\text{soluto}}}{0,015 \text{ L}} \rightarrow n_{\text{soluto}} = 5 \text{ M} \cdot 0,015 \text{ L} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \\ 0,5 \text{ M} &= \frac{0,075 \text{ mol}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{0,075 \text{ mol}}{0,5 \text{ M}} = 0,15 \text{ L} = 150 \text{ mL} \end{aligned}$$

Se pueden preparar hasta 150 mL.

50. **Calcula qué cantidad de sulfato de cobre (II) pentahidratado necesitas para preparar 250 mL de una disolución que sea 0,8 M en sulfato de cobre (II).**

A partir de la expresión de la molaridad:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 0,8 \text{ M} = \frac{n_{\text{soluto}}}{0,25 \text{ L}} \rightarrow n_{\text{soluto}} = 0,8 \text{ M} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,2 \text{ mol}$$

Fórmula del sulfato de cobre (II): CuSO_4 .

Fórmula del sulfato de cobre (II) pentahidratado: $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$.

Para tener 1 mol de sulfato de cobre (II) necesitamos 1 mol del sulfato de cobre (II) pentahidratado, que es la sustancia que tenemos para preparar la disolución:

$$\begin{aligned} M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}) &= 63,5 + 32 + (4 \cdot 16) + 5 \cdot (2 \cdot 1 + 16) = \\ &= 249,5 \text{ g/mol} \rightarrow 0,2 \text{ mol de } \text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O} \cdot \\ &\cdot \frac{249,5 \text{ g de } \text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}} = 49,9 \text{ g de } \text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O} \end{aligned}$$

51. **Calcula la molaridad de la disolución que resulta de añadir 10 mL de HNO_3 comercial, del 67% de riqueza y 1,4 g/mL de densidad, a 80 mL de HNO_3 0,8 M. Se supone que los volúmenes son aditivos.**

Calculamos los moles de soluto que hay en cada una de las dos fracciones que añadimos:

- 10 mL de HNO_3 comercial, del 67% de riqueza y 1,4 g/mL de densidad:

$$\begin{aligned} d_{\text{ácido comercial}} &= \frac{m_{\text{ácido comercial}}}{V_{\text{ácido comercial}}} \rightarrow \\ \rightarrow m_{\text{ácido comercial}} &= d_{\text{ácido comercial}} \cdot V_{\text{ácido comercial}} = 1,4 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 10 \text{ mL} = \\ &= 14 \text{ g de ácido comercial} \cdot \frac{67 \text{ g de } \text{HNO}_3}{100 \text{ g de ácido comercial}} = 9,38 \text{ g de } \text{HNO}_3 \end{aligned}$$

Entonces:

$$\begin{aligned} M(\text{HNO}_3) &= 1 + 14 + (3 \cdot 16) = 63 \text{ g/mol} \rightarrow \\ \rightarrow 9,38 \text{ g de } \text{HNO}_3 &\cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{HNO}_3}{63 \text{ g de } \text{HNO}_3} = 0,15 \text{ mol} \end{aligned}$$

- 80 mL de HNO_3 0,8 M:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 0,8 \text{ M} = \frac{n_{\text{soluto}}}{0,08 \text{ L}} \rightarrow n_{\text{soluto}} = 0,8 \text{ M} \cdot 0,08 \text{ L} = 0,064 \text{ mol}$$

Entonces:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{0,15 + 0,064}{(10 + 80) \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 2,38 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

52. ¿Cuál es la molaridad de un ácido clorhídrico comercial del 37% de riqueza y 1,18 g/mL de densidad?

La concentración es una propiedad intensiva, por tanto, basta con tomar una cantidad cualquiera del ácido comercial y referir a él todos los cálculos. Partimos de 100 g de HCl comercial \rightarrow 37 g de HCl puro

Hay que determinar los moles de soluto que representa esa cantidad y el volumen que ocupan los 100 g del ácido comercial:

$$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 37 \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} = 1,014 \text{ mol de HCl}$$

Por tanto:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{100 \text{ g}}{1,18 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 84,75 \text{ mL} \rightarrow$$

$$\rightarrow M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{1,014 \text{ mol}}{0,085 \text{ L}} = 11,93 \text{ M}$$

53. ¿Qué cantidad de agua tendremos que añadir a 15 mL de metanol (CH_3OH) para tener una disolución 0,9 m? Dato: densidad del metanol = 0,8 g/mL.

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})}$$

Calculamos la masa equivalente a los 15 mL de metanol:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V = 0,8 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 15 \text{ mL} = 12 \text{ g}$$

Calculamos los moles de metanol que representa esa cantidad:

$$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 12 + (4 \cdot 1) + 16 = 32 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$12 \text{ g de metanol} \cdot \frac{1 \text{ mol de metanol}}{32 \text{ g de metanol}} = 0,375 \text{ mol de metanol}$$

Entonces:

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} \rightarrow 0,9 m = \frac{0,375 \text{ mol}}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} \rightarrow$$

$$\rightarrow m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)} = \frac{0,375 \text{ mol}}{0,9 m} = 0,417 \text{ kg}$$

Suponemos que la densidad del agua es 1 g/mL \rightarrow 417 mL de agua.

54. ¿Cuál será la molalidad de un ácido clorhídrico comercial del 37% de riqueza y densidad 1,18 g/mL?

La concentración es una propiedad intensiva. Por tanto, basta con tomar una cantidad cualquiera del ácido comercial y referir a él todos los cálculos. Partimos de 100 g de HCl comercial \rightarrow 37 g de HCl puro + 63 g de agua.

Hay que determinar los moles de soluto que representa esa cantidad y el volumen que ocupan los 100 g del ácido comercial:

$$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$37 \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} = 1,014 \text{ mol de HCl}$$

Entonces:

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} = \frac{1,014 \text{ mol}}{63 \cdot 10^{-3} \text{ kg}} = 16,1 m$$

55. ¿Qué cantidad de agua tendremos que añadir a 15 mL de metanol (CH₃OH) para tener una disolución en la que la fracción molar del disolvente sea 0,9? Dato: densidad del metanol = 0,8 g/mL.

Calculamos los moles que representan los 15 mL de metanol de esas características. Para ello calculamos la masa equivalente a los 15 mL de metanol:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V = 0,8 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 15 \text{ mL} = 12 \text{ g}$$

Calculamos los moles de metanol que representa esa cantidad:

$$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 12 + 4,1 + 16 = 32 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 12 \text{ g de metanol} \cdot \frac{1 \text{ mol de metanol}}{32 \text{ g de metanol}} = 0,375 \text{ mol de metanol}$$

Entonces:

$$X_d = \frac{n_d}{n_s + n_d} \rightarrow 0,9 = \frac{n_d}{0,375 + n_d} \rightarrow 0,9 \cdot 0,375 + 0,9 \cdot n_d = n_d \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,9 \cdot 0,375 = n_d - 0,9 \cdot n_d = 0,1 \cdot n_d \rightarrow n_d = \frac{0,3375}{0,1} = 3,375 \text{ mol}$$

Calculamos la masa de agua equivalente:

$$3,375 \text{ mol de } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{18 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 60,75 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$$

- 56. Tenemos un ácido nítrico (HNO_3) comercial del 67% de riqueza y 1,4 g/mL de densidad. Calcula su concentración y exprésala como molaridad, molalidad y fracción molar.**

La concentración es una propiedad intensiva. Por tanto, basta con tomar una cantidad cualquiera del ácido comercial y referir a él todos los cálculos. Partimos de 100 g de HNO_3 comercial \rightarrow 67 g de HNO_3 puro + 33 g de agua.

Hay que determinar los moles de soluto que representa esa cantidad y el volumen que ocupan los 100 g del ácido comercial:

$$M(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + (3 \cdot 16) = 63 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$67 \text{ g de } \cancel{\text{HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{HNO}_3}{63 \text{ g de } \cancel{\text{HNO}_3}} = 1,063 \text{ mol de } \text{HNO}_3$$

Entonces:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{100 \text{ g}}{1,4 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 71,43 \text{ mL} \rightarrow$$

$$\rightarrow M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{1,063 \text{ mol}}{71,43 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 14,88 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \rightarrow$$

$$\rightarrow m = \frac{n_{\text{soluta}}}{m_{\text{disolvente}}(\text{kg})} = \frac{1,063 \text{ mol}}{33 \cdot 10^{-3} \text{ kg}} = 32,21 \text{ m}$$

Y queda:

$$X_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{1,063 \text{ mol}}{1,063 \text{ mol} + \frac{33 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} = 0,367$$

- 57. Tenemos una disolución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 2 M cuya densidad es 1,15 g/mL. Expresa su concentración como molalidad, fracción molar y porcentaje en masa.**

La concentración es una propiedad intensiva. Por tanto, basta con tomar una cantidad cualquiera de la disolución de ácido y referir a él todos los cálculos.

Partimos de 1 L de H_2SO_4 2 M. Calculamos la masa de soluto y de disolvente que hay en ella. Para ello necesitaremos hacer uso de la densidad de la disolución:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow n_{\text{solute}} = M \cdot V = 2 \text{ M} \cdot 1 \text{ L} = 2 \text{ mol}$$

Con la masa molar:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = (2 \cdot 1) + 32 + (4 \cdot 16) = 98 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$2 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 196 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Y queda:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow d = \frac{m}{V} \rightarrow m_{\text{disolución}} =$$

$$= d_{\text{disolución}} \cdot V_{\text{disolución}} = 1,15 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 1000 \text{ mL} = 1150 \text{ g}$$

Entonces:

$$m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}} - m_{\text{solute}} = 1150 \text{ g} - 196 \text{ g} = 954 \text{ g}$$

$$\bullet \quad m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}}(\text{kg})} = \frac{2 \text{ mol}}{0,954 \text{ kg}} = 2,1 \text{ m}$$

$$\bullet \quad X_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ mol} + \frac{954 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} = 3,64 \cdot 10^{-2}$$

$$\bullet \quad \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100 = \frac{196}{1150} \cdot 100 = 17,04\%$$

58. Se ha preparado una disolución de Na_2SO_4 en agua 2 M. ¿Qué cantidad de la misma tendríamos que coger para asegurarnos de que tenemos 500 mg de Na?

De acuerdo con la estequiometría del compuesto, 1 mol de Na_2SO_4 tiene 2 mol de átomos de Na. Calculando los moles de Na que suponen los 500 mg, podemos determinar los moles de Na_2SO_4 equivalentes. Con ello podremos determinar el volumen de disolución que hay que tomar para tener esa cantidad de soluto:

$$0,5 \text{ g de Na} \cdot \frac{1 \text{ mol de Na}}{23 \text{ g de Na}} = 2,17 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Na} \rightarrow$$

$$\rightarrow 2,17 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Na} \cdot \frac{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol de Na}} = 1,09 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4$$

$$M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 2 \text{ M} = \frac{1,09 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow$$

$$\rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{1,09 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{2 \text{ M}} = 5,45 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 5,45 \text{ mL}$$

59. Se prepara una disolución disolviendo 20 g de CaCl_2 en agua hasta tener 250 mL. ¿Cuál es la concentración de cada uno de los iones que resultan de esta sal?

Calculamos la concentración de la sal y, por su estequiometría, calculamos la concentración de cada uno de sus iones:

$$M(\text{CaCl}_2) = 40,1 + 2 \cdot 35,5 = 111,1 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 20 \text{ g de CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCl}_2}{111,1 \text{ g de CaCl}_2} = 0,18 \text{ mol de CaCl}_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow M = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,18 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 0,72 \text{ M}$$



$$0,72 \text{ mol de CaCl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de Cl}}{1 \text{ mol de CaCl}_2} = 1,44 \text{ M en Cl} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,72 \text{ mol de CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca}}{1 \text{ mol de CaCl}_2} = 0,72 \text{ M en Ca}$$

60. Se ha preparado una disolución mezclando 100 mL de CaCl_2 2 M con 150 mL de NaCl 1,5 M. ¿Cuál será la concentración de los iones cloruro en la disolución resultante? Se supone que los volúmenes son aditivos.

De acuerdo con la estequiometría de los compuestos la disolución que es 2 M en CaCl_2 es 4 M en Cl^- . La disolución que es 1,5 M en NaCl es 1,5 M en iones Cl^- .

Calculamos los moles de iones cloruro que hay en cada una de las disoluciones que mezclamos:

- Por la disolución de CaCl_2 :

$$n_{\text{soluta}} = M \cdot V = 4 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,4 \text{ mol}$$

- Por la disolución de NaCl:

$$n_{\text{solute}} = M \cdot V = 1,5 \text{ M} \cdot 0,15 \text{ L} = 0,225 \text{ mol}$$

Por tanto:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{(0,4 + 0,225) \text{ mol}}{(0,1 + 0,15) \text{ L}} = 2,5 \text{ M}$$

- 61. Tratamos de disolver 50 g de nitrato de potasio en 50 mL de agua. ¿Cómo podremos hacerlo si la temperatura del laboratorio es de 25 °C? Obtén la información que precises de la gráfica de la página 62.**

A 25 °C la solubilidad del nitrato de potasio es 65 g/100 mL agua. Para que se puedan disolver 100 g/100 mL hay que calentar por encima de 47 °C.

- 62. A 80 °C la presión de vapor del benceno (C₆H₆) es de 1 atm. Calcula la cantidad de hexano (C₆H₁₄) que debemos añadir a 200 g de benceno para que su presión de vapor sea de 700 mm de Hg.**

De acuerdo con la ley de Raoult:

$$\begin{aligned} \Delta P &= P_0 \cdot X_s \rightarrow 760 - 700 = 760 \cdot X_s \rightarrow \\ &\rightarrow X_s = \frac{760 - 700}{760} = 0,079 \end{aligned}$$

Podemos calcular los moles de benceno (disolvente):

$$\begin{aligned} M(\text{benceno}) &= 6 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 78 \text{ g/mol} \rightarrow \\ \rightarrow n_{\text{benceno}} &= 200 \text{ g de benceno} \cdot \frac{1 \text{ mol de benceno}}{78 \text{ g de benceno}} = 2,56 \text{ mol de benceno} \end{aligned}$$

Por tanto:

$$\begin{aligned} X_s &= \frac{n_s}{n_s + n_d} \rightarrow 0,079 = \frac{n_s}{n_s + 2,56} \rightarrow \\ \rightarrow 0,079 \cdot n_s + 0,079 \cdot 2,56 &= n_s \rightarrow 0,202 = n_s - 0,079 \cdot n_s = \\ &= 0,921 \cdot n_s \rightarrow n_s = \frac{0,202}{0,921} = 0,219 \text{ mol} \end{aligned}$$

Y entonces:

$$\begin{aligned} M(\text{hexano}) &= 6 \cdot 12 + 14 \cdot 1 = 86 \text{ g/mol} \rightarrow \\ \rightarrow 0,219 \text{ mol de hexano} \cdot \frac{86 \text{ g de hexano}}{1 \text{ mol de hexano}} &= 18,83 \text{ g de hexano} \end{aligned}$$

63. Cuál será la presión de vapor a 80 °C de una disolución que se prepara disolviendo 30 mL de glicerina ($C_3H_8O_3$) en 70 mL de agua. Datos: presión de vapor del agua a 80 °C = 355 mm de Hg; densidad de la glicerina = 1,26 g/mL; densidad del agua = 1 g/mL.

De acuerdo con la ley de Raoult:

$$\Delta P = P_0 \cdot X_s \rightarrow P_0 - P = P_0 \cdot \frac{n_s}{n_s + n_d} \rightarrow P = P_0 - P_0 \cdot \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

Con el dato de la densidad calculamos la masa de cada sustancia y, con su masa molar, los moles equivalentes a esa masa:

$$\begin{aligned} d &= \frac{m}{V} \rightarrow d = \frac{m}{V} \rightarrow m_{\text{glicerina}} = d_{\text{glicerina}} \cdot V_{\text{glicerina}} = \\ &= 1,26 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 30 \text{ mL} = 37,8 \text{ g} \rightarrow \\ &\rightarrow m_{\text{agua}} = d_{\text{agua}} \cdot V_{\text{agua}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 70 \text{ mL} = 70 \text{ g} \end{aligned}$$

$$M(\text{glicerina}) = (3 \cdot 12) + (8 \cdot 1) + (3 \cdot 16) = 92 \text{ g/mol};$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = (2 \cdot 1) + 16 = 18 \text{ g/mol}.$$

Por tanto:

$$P = 355 \text{ mm Hg} - 355 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{37,8 \text{ g}}{92 \text{ g/mol}}}{\frac{37,8 \text{ g}}{92 \text{ g/mol}} + \frac{70 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} = 209 \text{ mm Hg}$$

64. Al disolver 4 g de una sustancia en 50 g de benceno se obtuvo una disolución que hierve a 85 °C. Determina si la sustancia que se disolvió es metanal (HCHO) o etanal ($\text{CH}_3\text{—CHO}$). Toma los datos que necesites de la tabla de la página 66.

Ahora tenemos:

$$\begin{aligned} \Delta t &= K_e \cdot m = K_e \cdot \frac{n_s}{m_{\text{disolvente}}(\text{kg})} \rightarrow (85 - 80)^\circ\text{C} = \\ &= 2,64 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{n_s}{0,05 \text{ kg}} \rightarrow n_s = \frac{5 \cdot 0,05}{2,64} = \\ &= 0,0947 \text{ mol} \rightarrow M(\text{molar soluto}) = \frac{4 \text{ g}_{\text{solute}}}{0,0947 \text{ mol}} = 42,24 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$M(\text{metanal}): (2 \cdot 1) + 12 + 16 = 30 \text{ g/mol};$$

$$M(\text{etanal}): (4 \cdot 1) + (2 \cdot 12) + 16 = 44 \text{ g/mol}.$$

La sustancia disuelta es etanal.

65. ¿Cuál sería el punto de ebullición de la disolución resultante del ejercicio anterior si el soluto que se disolvió en el benceno fuese la otra sustancia distinta?

Ahora:

$$\Delta t = K_e \cdot m = K_e \cdot \frac{n_s}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} \rightarrow$$

$$\rightarrow \Delta t = 2,64 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{4 \text{ g}}{0,05 \text{ kg}} \cdot \frac{30 \text{ g/mol}}{30 \text{ g/mol}} = 7 \text{ }^\circ\text{C}$$

Punto de ebullición del benceno = $80 \text{ }^\circ\text{C} + 7 \text{ }^\circ\text{C} = 87 \text{ }^\circ\text{C}$.

66. Determina la masa molar de una sustancia si al disolver 17 g de la misma en 150 g de benceno se obtiene una mezcla que se congela a $-4 \text{ }^\circ\text{C}$. Toma los datos que necesites de la tabla de la página 67.

En este caso:

$$\Delta t = K_c \cdot m = K_c \cdot \frac{n_s}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}} \rightarrow$$

$$\rightarrow (6 - (-4)) \text{ }^\circ\text{C} = 5,07 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{n_s}{0,15 \text{ kg}} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_s = \frac{10 \cdot 0,15}{5,07} = 0,296 \text{ mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow M_{\text{molar soluto}} = \frac{17 \text{ g}_{\text{soluto}}}{0,296 \text{ mol}} = 57,43 \text{ g/mol}$$

67. La albúmina es una proteína del huevo. Calcula la masa molar de la albúmina si una disolución de 50 g de albúmina por litro de agua ejerce una presión osmótica de 27 mm de Hg a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

Tenemos:

$$\pi = M \cdot R \cdot T = \frac{n_s}{V_{\text{disolución}} \text{ (L)}} \cdot R \cdot T \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{27 \text{ mm Hg}}{760 \frac{\text{mm Hg}}{\text{atm}}} = \frac{n_s}{1 \text{ L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_s = \frac{27 \text{ mm Hg}}{760 \frac{\text{mm Hg}}{\text{atm}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K}} = 1,454 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Por tanto:

$$\frac{50 \text{ g}}{1,454 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} = 34390 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow \text{masa molar de la albúmina}$$

68. Un recipiente tiene dos compartimentos iguales separados por una membrana semipermeable. En uno de ellos se coloca una disolución que se ha preparado disolviendo 50 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en agua hasta tener medio litro de mezcla; y en el otro, una disolución que se ha preparado disolviendo 50 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en agua hasta tener medio litro de mezcla. Al día siguiente, ¿cómo estarán los niveles de líquido en los dos compartimentos?

Hay que determinar la presión osmótica de ambas disoluciones. Si son isotónicas, no habrá tránsito de moléculas de disolvente a través de la membrana semipermeable; pero si no es así, pasará disolvente desde la disolución hipotónica a la hipertónica hasta que se igualen las presiones. Ambas disoluciones estarán a la misma temperatura. Para obtener un resultado numérico comparable, supongamos que es 20 °C.

M (glucosa, $C_6H_{12}O_6$) = $6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180$ g/mol. Por tanto:

$$\begin{aligned} \pi &= M \cdot R \cdot T \rightarrow \pi_{\text{glucosa}} = \frac{n_s}{V_{\text{disolución (L)}}} \cdot R \cdot T = \frac{50 \text{ g}}{0,5 \text{ L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K} = 13,35 \text{ atm} \rightarrow \\ \rightarrow \pi_{\text{glucosa}} &= \frac{n_s}{V_{\text{disolución (L)}}} \cdot R \cdot T = \frac{50 \text{ g}}{0,5 \text{ L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K} = 13,35 \text{ atm} \end{aligned}$$

M (sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$) = $12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16 = 342$ g/mol. Por tanto:

$$\begin{aligned} \pi_{\text{sacarosa}} &= \frac{n_s}{V_{\text{disolución (L)}}} \cdot R \cdot T = \frac{50 \text{ g}}{0,5 \text{ L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K} = 7,03 \text{ atm} \end{aligned}$$

El nivel de líquido en la disolución de glucosa habrá aumentado, ya que pasará agua de la disolución de sacarosa a la de glucosa.

69. El suero fisiológico tiene una presión osmótica de 7,7 atm a 37 °C.

- a) ¿Se podrá inyectar a una persona un suero glucosado preparado añadiendo 20 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) a agua destilada hasta tener un volumen de 200 mL?

b) Explica por qué.

Se trata de determinar si ese suero glucosado tiene una presión osmótica similar al suero fisiológico:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

M (glucosa, $C_6H_{12}O_6$) = $6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180$ g/mol. Por tanto:

$$\begin{aligned} \pi &= M \cdot R \cdot T \rightarrow \pi_{\text{glucosa}} = \frac{n_s}{V_{\text{disolución (L)}}} \cdot R \cdot T = \\ &= \frac{20 \text{ g}}{0,2 \text{ L}} \cdot \frac{180 \text{ g/mol}}{180 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 37) \text{ K} = 14,12 \text{ atm} \end{aligned}$$

Este suero glucosado es hipertónico con respecto al suero fisiológico, por lo que saldrá agua del interior de las células.

4

Los átomos

PRESENTACIÓN

En esta unidad se abordará el estudio del átomo como elemento básico de la constitución de la materia. Se llegará al concepto actual del mismo después de un estudio crítico de los distintos modelos atómicos que surgieron a raíz de los descubrimientos científicos que se iban produciendo. Resulta de gran interés hacer ver al alumnado que el estudio del problema que aquí nos ocupa motivó la necesidad de reformular las bases de la propia física que cobra una nueva dimensión en el ámbito de la física cuántica.

Estudiado el átomo como entidad se abordará el conocimiento de los átomos de los distintos elementos químicos y se predecirán o justificarán las propiedades que presentan analizando cómo están dispuestas en cada uno las partículas que lo forman. Con la mesura que requiere el curso en que nos encontramos evitaremos caer en automatismos habituales para obtener la configuración electrónica de los átomos o conocer como varían una serie de propiedades en los elementos; en su lugar, trataremos de justificar el porqué de los hechos experimentales.

OBJETIVOS

- Conocer los hechos experimentales que sirvieron de base para el establecimiento de cada uno de los modelos atómicos (de Thomson, Rutherford y Bohr).
- Analizar, de forma crítica, la consistencia de cada modelo con nuevos hallazgos experimentales y modificarlos en consecuencia.
- Conocer, de forma cualitativa, los principios teóricos que sirvieron de base para el establecimiento del modelo atómico mecanocuántico.
- Comprender e interpretar espectros atómicos sencillos.
- Comprender el significado de los números cuánticos como determinantes del estado en que se encuentra un electrón en un átomo.
- Elaborar, de forma razonada, la configuración electrónica de un átomo.
- Reconocer el sistema periódico como una consecuencia de la configuración electrónica de los átomos.
- Definir las propiedades periódicas de los elementos que se estudian en esta unidad.
- Relacionar el valor de las propiedades periódicas de un conjunto de elementos con la configuración electrónica de sus átomos.

CONTENIDOS

Conceptos

- Representación del átomo de acuerdo con los modelos de Thomson, Rutherford, Bohr y Schrödinger.
- Evidencias experimentales que justifican cada uno de estos modelos o que obligan a su reformulación.
- Principios físicos que sustentan cada uno de los modelos atómicos.
- Los números cuánticos y su significado en la definición del nivel energético en que se encuentra un electrón en un átomo.
- El significado de la configuración electrónica de un átomo y los principios en que se basa.
- El sistema periódico de los elementos como resultado de la configuración electrónica.
- Propiedades periódicas de los elementos; relación entre su valor y la configuración electrónica de sus átomos.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Utilizar con soltura el método científico (elaborar teorías que justifiquen hechos experimentales, imaginar experiencias que las pongan a prueba y analizar los resultados de forma crítica).
- Adquirir destreza en la elaboración de la configuración electrónica de un elemento.
- Tener habilidad para relacionar la configuración electrónica de un elemento con su posición en el sistema periódico, y viceversa.
- Interpretar el significado de un conjunto de números cuánticos y analizar su viabilidad.

- Desarrollar una metodología adecuada para asignar valores de una serie de propiedades periódicas a un conjunto de elementos.

Actitudes

- Valorar la importancia del método científico para el avance de la ciencia.
- Reconocer el trabajo científico como un proceso en permanente construcción y revisión.
- Comprender la necesidad de unos sólidos conocimientos para ser capaz de proporcionar soluciones e interpretaciones imaginativas a los problemas que se plantean.
- Asumir la importancia de la física y la química para conocer y predecir las características de la materia que nos rodea.

EDUCACIÓN EN VALORES

1. Educación cívica

En esta unidad se pone de manifiesto el trabajo que científicos de distintos países han llevado a cabo para resolver uno de los problemas de mayor calado en la ciencia: el conocimiento de los átomos, verdaderos ladrillos de la materia que nos forma y nos rodea. Esto ha sido posible gracias a las reglas de juego del propio método científico que se basa en la racionalidad, fuera de cualquier tipo de dogmatismo y permiten colaboraciones que trascienden los límites geográficos.

Es muy importante que el alumnado reflexione sobre este hecho en oposición a planteamientos dogmáticos que con frecuencia están asociados a dificultades para intercambiar opiniones y razonamientos con personas de otros lugares e ideologías.

La historia proporciona diversos ejemplos de sus consecuencias.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Elaborar un esquema del átomo según el modelo de Thomson, de Rutherford, de Bohr y de Schrödinger.
2. Identificar, de forma cualitativa, los principios físicos que sustentan cada uno de los modelos atómicos.
3. Obtener la configuración electrónica de un elemento poniendo de manifiesto los principios en los que se basa.
4. Interpretar cada uno de los números cuánticos que definen el estado de un electrón en un átomo.
5. Identificar la posición de un elemento en el sistema periódico a partir de la configuración electrónica de su nivel de valencia, y viceversa.
6. Definir las propiedades periódicas y predecir su valor en los distintos elementos del sistema periódico.
7. Asignar (u ordenar) de forma razonada el valor de una propiedad periódica a un conjunto concreto de elementos químicos.

1. **Explica, teniendo en cuenta el modelo atómico de Thomson, que cuando se frota, unos cuerpos adquieren electricidad positiva, y otros, negativa. ¿Por qué se atraen cuerpos que tienen distinto tipo de electricidad y se repelen los que la tienen del mismo tipo?**

De acuerdo con el modelo de Thomson, los átomos están formados por una masa de carga positiva en la que están insertas pequeñas partículas de carga negativa: los electrones. Los átomos son neutros: su carga positiva coincide con el número de electrones.

Al frotar un cuerpo se puede producir un movimiento de electrones. Unos cuerpos ganan electrones por frotamiento y, por tanto, se cargan negativamente. Otros cuerpos pierden electrones por frotamiento y, por tanto, se cargan positivamente. Cuando se aproximan cuerpos con carga de distinto signo, se atraen, porque los electrones tratan de redistribuirse para recuperar la neutralidad inicial de la materia. Por este mismo motivo, cuando se aproximan cuerpos con carga el mismo signo, se repelen, ya que no tienen forma de recuperar la neutralidad interna entre ellos.

2. **En algunos libros se denomina al modelo atómico de Thomson como el del «pudín de pasas». ¿Por qué crees que se le llama así?**

El puding es un pastel con masa similar a la del bizcocho que tiene pasas en su interior. Recuerda a los átomos de Thomson, formados por una masa de carga positiva en la que había pequeñas partículas de carga negativa (los electrones).

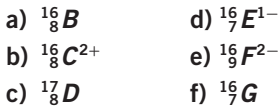
3. **La masa atómica del elemento potasio es 39,10 u. Existen tres isótopos de este elemento: uno de masa 38,96 u, otro, 39,96 u, y el tercero, 40,96 u. El de masa 39,96 u es tan escaso que lo podemos considerar despreciable. ¿Cuál es la abundancia de cada uno de los otros isótopos?**

Suponiendo que la abundancia del isótopo de masa 38,96 es x , la del de masa 40,96 es $(100 - x)$, ya que la abundancia del de masa 39,96 es despreciable:

$$\begin{aligned} \text{masa atómica media} &= \\ \frac{\text{masa 1}^{\text{er}} \text{ isótopo} \cdot \text{porcentaje} + \text{masa 2}^{\text{o}} \text{ isótopo} \cdot \text{porcentaje}}{100} &\rightarrow \\ \rightarrow 39,10 &= \frac{38,96 \cdot x + 40,96 \cdot (100 - x)}{100} \rightarrow \\ 39,10 \cdot 100 &= 38,96 \cdot x + 40,96 \cdot (100 - x) = \\ &= 38,96 \cdot x + 4096 - 40,96 \cdot x \rightarrow \\ \rightarrow -38,96 \cdot x + 40,96 \cdot x &= 4096 - 3910 \rightarrow x = \frac{186}{2} = 93 \end{aligned}$$

- Abundancia del isótopo de masa 38,96: 93 %.
- Abundancia del isótopo de masa 40,96: $100 - 93 = 7$ %.

4. Indica cuántos protones, neutrones y electrones tienen las siguientes partículas. Identifica cuáles son isótopos del mismo elemento y cuáles son iones de alguno de los átomos presentes:



	${}^{16}_8\text{B}$	${}^{16}_8\text{C}^{2+}$	${}^{17}_8\text{D}$	${}^{16}_7\text{E}^{-}$	${}^{16}_9\text{F}^{2-}$	${}^{16}_7\text{G}$
Protones	8	8	8	7	9	7
Neutrones	8	8	9	9	7	9
Electrones	8	6	8	8	11	7

Son isótopos del mismo elemento: ${}^{16}_8\text{B}$, ${}^{17}_8\text{D}$

Son iones de alguno de los átomos presentes:

es catión del

- ${}^6_8\text{C}^{2+}$, es catión del ${}^{16}_8\text{B}$,
- ${}^{66}_7\text{E}^{-}$, es anión del ${}^{16}_7\text{G}$,

5. Calcula los radios de las cinco primeras órbitas para el átomo de hidrógeno.

Dato: $a = 0,529 \text{ \AA}$ ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$).

De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, el radio de la órbita es $r = a \cdot n^2$.

N.º órbita	Radio (m)
1	$0,529 \cdot 10^{-10}$
2	$2,116 \cdot 10^{-10}$
3	$4,761 \cdot 10^{-10}$
4	$8,464 \cdot 10^{-10}$
5	$13,225 \cdot 10^{-10}$

6. Explica por qué en un átomo puede haber 5 orbitales 5d y 7 orbitales 6f.

Los orbitales d tienen de número cuántico $l = 2$. Cuando $l = 2$, el número cuántico magnético puede tener los valores: $-2, -1, 0, +1, +2$, lo que indica que hay 5 orbitales de tipo d. El número cuántico l puede valer 2 cuando el número cuántico $n \geq 3$. Existen 5 orbitales d a partir del nivel 3. Por tanto, en el nivel 5 existen 5 orbitales d.

Los orbitales f tienen de número cuántico $l = 3$. Cuando $l = 3$, el número cuántico magnético puede tener los valores: $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$, lo que indica que hay 7 orbitales de tipo f. El número cuántico l puede valer 3 cuando el número cuántico $n \geq 4$. Existen 7

orbitales f a partir del nivel 4. Por tanto, en el nivel 6 existen 7 orbitales f.

7. Indica si son posibles los siguientes conjuntos de números cuánticos y, si no lo son, haz las correcciones necesarias para que sean posibles (n, l, m, s):

- (3, 0, 0, +1/2)
- (4, 2, 2, 1/2)
- (2, 1, 1, -1/2)
- (7, 2, 3, -1/2)
- (0, 1, 0, 1/2)
- (3, 0, 0, -1/2)

Los valores posibles de los números cuánticos vienen determinados por las reglas que se especifican en la página 87:

- (3, 0, 0, +1/2): es posible.
- (4, 2, 2, 1/2): es posible.
- (2, 1, 1, -1/2): es posible.
- (7, 2, 3, -1/2): no es posible, ya que si $l = 2$, m solo puede adoptar los valores: 2, 1, 0, -1, -2.
- (0, 1, 0, 1/2): no es posible ya que el número cuántico n no puede valer 0.
- (3, 0, 0, -1/2): es posible.

8. Identifica el orbital en el que se encuentra cada uno de los electrones definidos por los números cuánticos del ejercicio anterior.

- (3, 0, 0, +1/2): orbital 3s.
- (4, 2, 2, 1/2): orbital 4d.
- (2, 1, 1, -1/2): orbital 2p.
- (3, 0, 0, -1/2): orbital 3s.

9. Explica cuántos electrones puede haber en todos los orbitales del nivel $n = 3$.

n	Radio	Radio	Radio
3	0	0	1
	1	-1, 0, +1	3
	2	-2, -1, 0, +1, +2	5
Número total de orbitales			8

En cada orbital puede haber hasta 2 electrones. En total, en el nivel $n = 3$ puede haber 18 electrones

10. Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos:

a) Ca b) Sn c) Cs d) N e) I f) Ba g) Al h) Xe

a) Ca ($Z = 20$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

b) Sn ($Z = 50$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$

- c) Cs ($Z = 55$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$
 d) N ($Z = 7$): $1s^2 2s^2 2p^3$
 e) I ($Z = 53$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$
 f) Ba ($Z = 56$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$
 g) Al ($Z = 13$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 h) Xe ($Z = 54$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$

11. Estudia si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, prohibido o excitado:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$ c) $1s^2 2s^2 2p^7 3s^2$
 b) $1s^2 2s^2 2p^5$ d) $1s^2 2s^1 2p^6 3s^1$

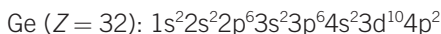
- a) Corresponde a un átomo en estado excitado, ya que el electrón que se encuentra en el orbital 4s no está en el orbital de menor energía posible (sería el 3s).
 b) Corresponde a un átomo en estado fundamental. Todos los electrones se encuentran en el orbital de menor energía posible y en cada orbital hay, como máximo, 2 electrones (consecuencia del principio de exclusión).
 c) Corresponde a un átomo en estado prohibido. Es imposible que haya 7 electrones en los tres orbitales 2p. Si así fuese, en uno de los orbitales habría 3 electrones, lo que indicaría que dos de ellos tendrían los 4 números cuánticos iguales. Esto va en contra del principio de exclusión.
 d) Corresponde a un átomo en estado excitado. Uno de los electrones que deberían estar en el orbital 2s ha pasado al orbital 3s, de mayor energía.

12. Las siguientes configuraciones electrónicas pertenecen a átomos que no se encuentran en estado fundamental. Explica por qué y escribe la configuración correspondiente al átomo en el estado de menor energía posible:

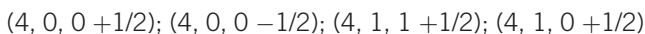
- a) $1s^2 2p^3$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^2$
 b) $3s^2$ d) $1s^2 2s^1 2p^6$

- a) Hay electrones en orbitales 3p y está vacío el orbital 2s, de menor energía.
 b) Si el átomo solo tiene dos electrones, deben estar en el orbital 1s, y no en el 3s, que tiene más energía.
 c) De acuerdo con el diagrama de Moeller, el orbital 3d tiene más energía que el 3p y el 4s.
 d) El orbital 2s tiene menos energía que los orbitales 2p. Por tanto, antes de que los electrones se sitúen en los orbitales 2p, debe llenarse el orbital 2s con 2 electrones.

- 13. Escribe la configuración electrónica del germanio e indica los números cuánticos que definen sus electrones del último nivel.**

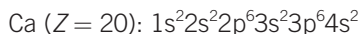


El último nivel del Ge es el 4. En él tiene 2 electrones en el orbital 4s y los otros 2, en orbitales 4p (uno en cada uno y desapareados). Los conjuntos de números cuánticos que definen estos electrones son:



Nota: los dos últimos electrones deben tener el mismo espín (podría ser $-1/2$) y deben estar en distintos orbitales p (el número cuántico magnético debe ser distinto).

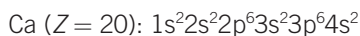
- 14. Escribe la configuración electrónica del calcio y di cuántos electrones hay en este átomo que tengan el número cuántico $l = 1$ y cuántos el $l = 2$.**



Número cuántico $l = 1$ indica orbitales de tipo p. El Ca tiene 12 electrones de este tipo ($2p^6 3p^6$).

Número cuántico $l = 2$ indica orbitales de tipo d. El Ca no tiene electrones de este tipo.

- 15. Escribe la configuración electrónica del calcio y di cuántos electrones hay en este átomo que tengan el número cuántico $m = 1$.**

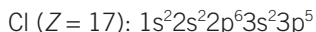


El número cuántico $m = 1$ es compatible con valores de $l \geq 1$. En el caso del Ca solo son los orbitales de tipo p. En cada nivel, uno de los orbitales p tendrá $m = 1$, por lo que el Ca tiene 4 electrones con $m = 1$ ($2p^2 3p^2$).

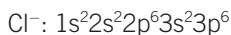
- 16. ¿Qué quiere decir que un átomo se encuentra en un estado excitado?**

Que no todos sus electrones se encuentran en el orbital de menor energía posible; alguno ha pasado a un orbital de mayor energía, y se dice que está excitado.

- 17. Escribe la configuración electrónica del cloro, predice su valencia y escribe la configuración electrónica del ion cloro.**



Valencia = -1 , ya que si capta un electrón alcanza la configuración del gas noble Ar:

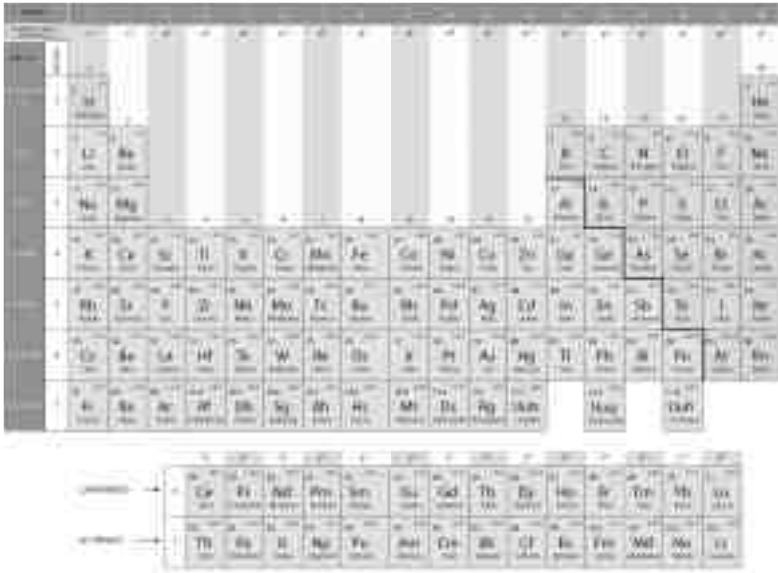


- 18. Un ion tiene carga -3 y la configuración electrónica del Ne. ¿De qué ion se trata?**

Del N^{3-} , ya que su número atómico es tres unidades menos que el del Ne y, cuando capta 3 electrones, adquiere carga -3 y la configuración del Ne.

19. Observando su colocación en la tabla periódica, especifica la configuración del nivel de valencia de:

- a) Ar c) Sn e) Fe
 b) Ga d) Ba f) Br



	Ar	Ga	Sn	Ba	Fe	Br
Grupo	18	13	14	2	8	17
Período	3	4	5	6	4	4
Configuración nivel de valencia	$3s^23p^6$	$4s^23d^{10}4p^1$	$5s^24d^{10}5p^2$	$6s^2$	$4s^23d^6$	$4s^23d^{10}4p^5$

20. En qué grupo y en qué periodo estarán los elementos cuya configuración del nivel de valencia es:

- a) $5s^2$ c) $3s^23p^2$ e) $5s^24d^9$
 b) $4s^23d^5$ d) $4s^24p^6$ f) $4s^1$

Configuración nivel de valencia	$5s^2$	$4s^23d^5$	$3s^23p^2$	$4s^24p^6$	$5s^24d^9$	$4s^1$
Grupo	2	7	14	18	11	1
Período	5	4	3	4	5	4

21. ¿Por qué disminuye el tamaño de los átomos de un periodo a medida que aumenta su número atómico si todos tienen los electrones de valencia en el mismo nivel?

A medida que aumenta el número atómico, aumenta la carga nuclear, y con ella, la atracción que sufren los electrones del nivel de valencia.

22. Ordena según su tamaño los siguientes átomos:

- a) Si d) O
b) Ca e) Rb
c) F f) I

El tamaño atómico es una propiedad periódica. Para estudiarla en unos elementos hay que conocer su número atómico y su configuración de valencia:

	Si	Ca	F	O	Rb	I
Z	14	20	9	8	37	53
Configuración nivel de valencia	$3s^23p^2$	$4s^2$	$2s^22p^5$	$2s^22p^4$	$5s^1$	$5s^25p^5$

Los elementos de más tamaño son los que tienen el nivel de valencia más alto, porque tienen los electrones de valencia más alejados del núcleo. Dentro del mismo periodo, tendrán menor tamaño los que tengan mayor número atómico, ya que su carga nuclear será mayor y atraerán con más fuerza a los electrones de valencia. El orden para estos elementos es:



Nota: de acuerdo con el valor real de esta propiedad el orden sería: $\text{Rb} > \text{Ca} > \text{I} > \text{Si} > \text{O} > \text{F}$. Se escapa del nivel de conocimientos de este curso profundizar en la justificación de la secuencia exacta. Se mantiene un razonamiento coherente como lo estudiado en la unidad.

23. ¿Por qué disminuye la energía de ionización de los átomos de un grupo a medida que aumenta su número atómico?

A medida que aumenta el número atómico, los átomos de los elementos de un mismo grupo tienen sus electrones de valencia en niveles más alejados del núcleo. Esto hace que disminuya la atracción que ejerce sobre ellos y que sea más fácil arrancarlos, lo que supone una menor energía de ionización.

24. Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su primera energía de ionización:

- a) Si d) O
b) Ca e) Rb
c) F f) Sr

La energía de ionización es una propiedad periódica. Para estudiarla en unos elementos hay que conocer su número atómico y su configuración de valencia:

	Si	Ca	F	O	Rb	Sr
Z	14	20	9	8	37	38
Configuración nivel de valencia	$3s^23p^2$	$4s^2$	$2s^22p^5$	$2s^22p^4$	$5s^1$	$5s^2$

Los elementos de menor energía de ionización son aquellos a los que resulta más fácil arrancar los electrones de valencia. Dentro de un grupo, esto sucede cuanto mayor es el número atómico, ya que esos electrones están cada vez más alejados del núcleo. Dentro de un periodo, sucede cuanto menor es el número atómico, porque ejercerá menor atracción sobre los electrones de valencia. El orden para estos elementos es:



25. Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su afinidad electrónica:

- a) Cl b) Si
 c) F d) P
 e) C f) Al

La afinidad electrónica es una propiedad periódica. Para estudiarla en unos elementos hay que conocer su número atómico y su configuración de valencia:

	Cl	Si	F	P	C	Al
Z	17	14	9	15	6	13
Configuración nivel de valencia	$3s^23p^5$	$3s^23p^2$	$2s^22p^5$	$3s^23p^3$	$2s^22p^2$	$3s^23p^1$

Los elementos de mayor afinidad electrónica son los que desprenden más energía cuando captan un electrón; estos son los elementos que se aproximan más a la configuración de gas noble al captarlo, es decir, los elementos del grupo 17. Dentro de él, el Cl tiene mayor afinidad electrónica que el F, porque el menor tamaño de este hace que cobren importancia las repulsiones interelectrónicas del nivel de valencia. El orden para estos elementos es:



Nota: de acuerdo con el valor real de esta propiedad el orden sería: $\text{Cl} > \text{F} > \text{Si} > \text{C} > \text{P} > \text{Al}$. Se escapa del nivel de conocimientos de este curso profundizar en la justificación de la secuencia exacta.

26. Explica por qué los elementos con elevada energía de ionización tienen alta electronegatividad, y viceversa.

Los elementos que tienen alta electronegatividad son aquellos que ejercen una gran atracción sobre los electrones de enlace. Esto determina que son elementos con mucha facilidad para captar

electrones y mucha dificultad para perderlos, lo que indica que tienen elevada energía de ionización.

27. Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su electronegatividad:

- a) Si b) Ca c) F d) O e) Rb

La electronegatividad es una propiedad periódica. Para estudiarla en unos elementos hay que conocer su número atómico y su configuración de valencia:

	Si	Ca	F	O	Rb
Z	14	20	9	8	37
Configuración nivel de valencia	$3s^23p^2$	$4s^2$	$2s^22p^5$	$2s^22p^4$	$5s^1$

Los elementos más electronegativos son los que tienen mayor energía de ionización y mayor afinidad electrónica, por tanto, son los que están en la parte superior y derecha de la tabla periódica, y viceversa. El orden para estos elementos es:



28. Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su carácter metálico:

- a) Si c) F e) Rb
b) Ca d) O f) Ga

Justifica el orden que has elegido a partir de su configuración electrónica.

El carácter metálico de un elemento tiene que ver con su capacidad para formar iones positivos y esto depende de su electronegatividad. Los elementos serán tanto más metálicos cuando menos electronegativos. Para estudiarlo en unos elementos hay que conocer su número atómico y su configuración de valencia:

	Si	Ca	F	O	Rb	Ga
Z	14	20	9	8	37	31
Configuración nivel de valencia	$3s^23p^2$	$4s^2$	$2s^22p^5$	$2s^22p^4$	$5s^1$	$4s^23d^{10}4p^1$

El orden para estos elementos es:



29. Teniendo en cuenta que los metales conducen la electricidad y los no metales, no, explica:

- a) ¿Por qué el carbono, en su forma diamante, es aislante?
b) ¿Por qué el silicio y el germanio se utilizan en la industria electrónica como semiconductores?

c) ¿Por qué el estaño y el plomo son materiales conductores de la electricidad?

Todos estos elementos pertenecen al grupo 14. Dentro de un grupo, el carácter metálico aumenta a medida que aumenta el número atómico, porque disminuye la energía de ionización y la afinidad electrónica. El grupo 14 está en una posición intermedia de la tabla periódica, de ahí que los primeros elementos del mismo tengan carácter no metálico (el C) y los últimos, (Sn, Pb), metálico.

Con respecto a su comportamiento eléctrico, los metales permiten el movimiento de los electrones y los no metales no, por eso son aislantes. Los elementos semimetálicos serán semiconductores, es decir, dependiendo de las circunstancias se puede lograr que conduzcan la electricidad o que no lo hagan.

30. Al provocar una descarga en un tubo de vacío aparece un haz luminoso entre el cátodo y el ánodo. ¿Cómo podríamos saber si se trata de rayos catódicos o de rayos canales?

Sometiéndolo a la acción de un campo eléctrico perpendicular al tubo. Si el rayo se desvía hacia la placa positiva, está formado por partículas con carga negativa y es un rayo catódico (procede del cátodo). En caso contrario, serán rayos canales.

31. Contesta:

- a) **¿Qué significa el hecho de que en todas las experiencias realizadas en tubos de rayos catódicos se detectase la misma partícula, cualquiera que fuese el gas que había en su interior?**
- b) **¿Qué significa que en las experiencias hechas en tubos de rayos canales se detectase una partícula diferente, dependiendo del gas que hubiese en el interior del tubo?**

- a) Que esa partícula está presente en todos los átomos, cualquiera que sea el elemento químico que se estudie.
- b) Que lo que queda en un átomo, después de que haya perdido algunos electrones, depende del elemento de que se trate.

32. Explica por qué la experiencia de la lámina de oro es una prueba de que el átomo tiene un núcleo muy pequeño y una «corteza» muy grande.

El hecho de que de una porción muy pequeña de las partículas α reboten al chocar con la lámina de oro indica que en la lámina hay algunos puntos donde la carga positiva está muy concentrada; serán los núcleos de los átomos.

El que la mayor parte de las partículas atraviesen la lámina sin desviarse quiere decir que la mayor parte atraviesan el átomo por zonas donde no hay cargas; la corteza del átomo donde están los electrones girando y que es mucho mayor que el núcleo.

33. Rutherford supuso que los átomos tienen un núcleo con carga positiva y una corteza con electrones, que tienen carga negativa. ¿Cómo es posible que los electrones se mantengan alrededor del núcleo y no sean atraídos por el núcleo como sucede siempre que tenemos cuerpos con electricidad de distinto tipo?

Porque están girando alrededor del núcleo. Su velocidad de giro hace que la fuerza centrífuga compense la atracción gravitatoria.

34. Un átomo tiene un radio de unos 10^{-10} m. ¿Cuántos átomos se pueden colocar, uno detrás de otro, para cubrir una longitud de un centímetro?

El número de átomos es:

$$10^{-2} \text{ m} \cdot \frac{1 \text{ átomo}}{2 \cdot 10^{-10} \text{ m de diámetro}} = 5 \cdot 10^7 \text{ átomos}$$

35. A continuación se muestran algunas características de una serie de especies químicas. Completa la tabla y responde:

Elemento	Z	A	N.º de neutrones	N.º de electrones	Carga
B		11		5	0
C		11	5	6	
D	5		6		-2
E	11	5	6		0
F		20		8	+3

- a) ¿Cuáles pertenecen al mismo elemento químico?
 b) ¿Cuáles son isótopos? ¿Cuáles son aniones?
 c) ¿Cuáles representan especies imposibles?

Elemento	Z	A	N.º de neutrones	N.º de electrones	Carga
B	5	11	6	5	0
C	6	11	5	6	0
D	5	11	6	7	-2
E	11	5	6		0
F	11	20	9	8	+3

- a) Pertenecen al mismo elemento químico: B y D porque tienen el mismo Z.
 b) No hay isótopos porque los que tienen el mismo Z tienen el mismo A. D es un anión de B.
 c) E representa una especie imposible porque $A = Z + n.º$ de neutrones.

36. El elemento boro está compuesto por dos isótopos: uno denominado ^{10}B , que tiene de masa 10,013 u y está presente en un 19,6 %, y otro, denominado ^{11}B , que tiene de masa 11,009 u y está presente en un 80,4 %. ¿Cuál es la masa atómica del elemento boro?

En este caso:

$$\begin{aligned} & \text{masa atómica media} = \\ & \frac{\text{masa } 1^{\text{er}} \text{ isótopo} \cdot \text{porcentaje} + \text{masa } 2^{\text{o}} \text{ isótopo} \cdot \text{porcentaje}}{100} \rightarrow \\ \rightarrow & \text{masa atómica media del boro} = \frac{10,013 \cdot 19,6 + 11,009 \cdot 80,4}{100} = 10,81 \end{aligned}$$

37. Explica la frase siguiente: «Si la energía no estuviese cuantizada, una radiación de energía 4 e intensidad 10 produciría el mismo efecto que otra de energía 8 e intensidad 6».

La energía de una radiación depende de la energía de sus fotones. Si no estuviese cuantizada, la energía de los fotones se podría acumular y 4 fotones de energía 10 (en total 14) producirían la misma energía que 6 fotones de energía 8 (en total, 14).

38. Explica la frase siguiente: «La energía mínima que debe tener la luz con la que se ilumina el cátodo para que se produzca un efecto fotoeléctrico es distinta si el cátodo es de hierro que si es de aluminio».

Esta energía depende de la atracción que el núcleo ejerza sobre el electrón periférico que se pretende arrancar, la cual está determinada por la carga nuclear, que es específica de cada elemento químico.

39. Explica si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:

- Un electrón que se encuentra en una órbita de $n = 2$ está al doble de distancia del núcleo que uno que se encuentra en una órbita de $n = 1$.
- Un electrón que se encuentra en una órbita de $n = 2$ tiene la mitad de energía que uno que se encuentra en una órbita de $n = 1$.
- Para que un electrón de un átomo pase de la órbita de $n = 2$ a la de $n = 3$ necesita absorber la misma cantidad de energía que para pasar de la órbita de $n = 4$ a la de $n = 5$.
 - Falso. Según Bohr, el radio de la órbita depende de n^2 ($r = a \cdot n^2$). Por tanto, el electrón que está en la órbita 2 se encuentra a una distancia del núcleo que es cuatro veces la que separa el electrón que está en la órbita 1.
 - Falso. Según Bohr, la energía de un electrón depende de $1/n^2$ ($E = -b/n^2$). Por tanto, el electrón que está en la órbita 2 tiene una energía que es la cuarta parte de la que tiene el electrón que está en la órbita 1.

- c) Falso, porque teniendo en cuenta la fórmula que permite calcular la energía de un electrón en una órbita:

$$E_5 - E_4 = -\frac{b}{5^2} - \left(-\frac{b}{4^2}\right) = \frac{b}{16} - \frac{b}{25} = \frac{9b}{400}$$

$$E_3 - E_2 = -\frac{b}{3^2} - \left(-\frac{b}{2^2}\right) = \frac{b}{4} - \frac{b}{9} = \frac{5b}{36}$$

40. **Apóyate en el modelo atómico de Bohr para explicar que el espectro de emisión de un elemento es complementario de su espectro de absorción.**

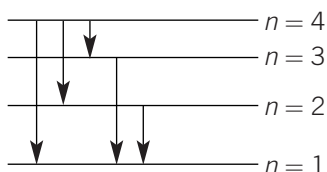
El espectro de absorción está constituido por todas las radiaciones que absorben los electrones de un átomo cuando pasan de un nivel de energía a otro superior. Para obtenerlo se ilumina la muestra con luz continua y se recogen las radiaciones después de pasar por la muestra; en ella faltarán las que han absorbido los átomos del elemento en cuestión y se verán rayas negras en un fondo de color.

El espectro de emisión está constituido por las radiaciones que emiten los electrones de un átomo que ha sido excitado cuando vuelven a niveles de menor energía hasta que llegan al nivel fundamental. Este espectro está formado por líneas de color, cada una correspondiente a un tránsito.

El espectro de absorción es el complementario del de emisión porque, para que un electrón de un átomo concreto pase de un nivel 1 a otro nivel 2, necesita absorber la misma energía ($E_2 - E_1$) que la que emite cuando pasa del nivel 2 al 1 ($E_1 - E_2$).

41. **Se ha excitado una muestra de hidrógeno de forma que en todos los átomos el electrón ha pasado hasta el nivel de $n = 4$. Estudia, ayudándote de un esquema, cuántas rayas tendrá su espectro de emisión.**

Respuesta:



En el espectro de emisión se detectarán 5 rayas.

42. **Explica si en un átomo pueden existir los niveles de energía:**

- a) 2d c) 3p e) 1p g) 5d
b) 7s d) 3f f) 5f h) 4d

- a) Los orbitales d implican que $l = 2$. El valor máximo que puede admitir el número cuántico l es $(n - 1)$. Si $n = 2$, l solo puede adoptar los valores 0 y 1; en consecuencia, no pueden existir orbitales d en el nivel 2.
- b) Los orbitales s implican que $l = 0$. En todos los niveles de energía existen orbitales s; por tanto, el orbital 7s sí existe.
- c) Los orbitales p implican que $l = 1$. Existen orbitales p a partir del segundo nivel de energía, ya que si $n = 2$, l puede adoptar los valores 0 y 1. El orbital 3p sí que existe.
- d) Los orbitales f implican que $l = 3$. En el nivel $n = 3$, l solo puede adoptar los valores 0, 1 y 2; por tanto, no puede existir el orbital 3f.
- e) El orbital 1p no existe. Si $n = 1$, l solo puede adoptar el valor 0, que es compatible con los orbitales de tipo s.
- f) Los orbitales f implican que $l = 3$. En el nivel $n = 5$, l puede adoptar los valores 0, 1, 2, 3 y 4; por tanto, sí puede existir el orbital 5f.
- g) Los orbitales d implican que $l = 2$. El valor máximo que puede admitir el número cuántico l es $(n - 1)$. Si $n = 5$, l puede adoptar los valores 0, 1, 2, 3 y 4; en consecuencia, sí pueden existir orbitales d en el nivel 5.
- h) Como se justificó en el apartado g), sí pueden existir orbitales d.

43. Explica la diferencia entre órbita y orbital.

Órbita es un concepto del modelo atómico de Bohr. Se refiere a la línea que describe el electrón en su movimiento alrededor del núcleo.

Orbital es un concepto del modelo mecanocuántico del átomo. Se refiere a la región del espacio en la que hay una probabilidad superior al 90 % de encontrar a un electrón.

44. Relaciona las siguientes frases con el modelo o los modelos atómicos a que corresponden:

- | | |
|--|---------------------------|
| ② • Masa de carga positiva | ① • Modelo de Dalton |
| ⑤ • Electrón con movimiento ondulatorio | ② • Modelo de Thomson |
| ④ • Explica el espectro del átomo de hidrógeno | ③ • Modelo de Rutherford |
| ④ • Número cuántico n | ④ • Modelo de Bohr |
| ⑤ • Electrones en orbitales | ⑤ • Modelo mecanocuántico |
| ① • Partícula indivisible | |
| ④ • Número cuántico m | |
| ⑤ • Explica todos los espectros atómicos | |
| ④ • Cuantización de la energía | |
| ③ • Electrones girando en torno a un núcleo | |
| ④ • Nivel de energía | |
| ④ • Electrones describiendo órbitas | |
| ⑤ • Probabilidad de encontrar al electrón | |

45. Completa el cuadro siguiente para cada uno de los modelos atómicos estudiados en este tema:

Modelo	Esquema	Hechos que explica	Hechos que no explica
Dalton			
Thomson			
Rutherford			
Bohr			
Srödinger			

Modelo	Esquema	Hechos que explica	Hechos que no explica
Dalton		<ul style="list-style-type: none"> Las leyes ponderales. 	<ul style="list-style-type: none"> Electrización de la materia. Fenómenos en tubos de descarga.
Thomson		<ul style="list-style-type: none"> Electrización de la materia. Fenómenos en tubos de descarga. 	<ul style="list-style-type: none"> Experiencia de la lámina de oro.
Rutherford		<ul style="list-style-type: none"> Experiencia de la lámina de oro. 	<ul style="list-style-type: none"> Que los electrones no acaben cayendo sobre el núcleo Los espectros atómicos
Bohr		<ul style="list-style-type: none"> Efecto fotoeléctrico. Que los electrones no acaben cayendo sobre el núcleo. Espectro del átomo de H. Complementariedad del espectro de absorción y de emisión. El espectro es característico de cada elemento. 	<ul style="list-style-type: none"> El espectro de los átomos polieletrónicos. La configuración electrónica de los átomos.
Srödinger		<ul style="list-style-type: none"> El espectro de los átomos polieletrónicos. Los cuatro números cuánticos. La configuración electrónica de los átomos. 	

46. Explica por qué en un átomo no hay 5 orbitales 2d ni 7 orbitales 3f.

- Los orbitales d implican que $l = 2$. El valor máximo que puede admitir el número cuántico l es $(n - 1)$. Si $n = 2$, l solo puede adoptar los valores 0 y 1; en consecuencia, no pueden existir orbitales d en el nivel 2.

Si en un nivel de energía hubiese orbitales d, habría 5 orbitales d, debido a que existen 5 valores distintos del número cuántico magnético compatibles con el valor de $l = 2$: los valores de m serían: $-2, -1, 0, +1, +2$.

- Los orbitales f implican que $l = 3$. En el nivel $n = 3$, l solo puede adoptar los valores 0, 1 y 2; por tanto, no puede existir el orbital 3f.

Si en un nivel de energía hubiese orbitales f, habría 7 orbitales f, debido a que existen 7 valores distintos del número cuántico magnético compatibles con el valor de $l = 3$: los valores de m serían: $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$.

47. Indica si son posibles los siguientes conjuntos de números cuánticos y, si no lo son, haz las correcciones necesarias para que sean posibles:

- a) (2, 1, 0, +1/2) d) (6, 4, 5, -1/2)
 b) (3, 3, 0, -1/2) e) (1, 1, 0, 1/2)
 c) (4, 0, 0, -1/2) f) (5, 2, 2, 1/2)

Los conjuntos de números cuánticos representan los valores (n, l, m y s). El valor de cada número cuántico depende del anterior, tal y como se explica en el cuadro de la página 87. El cuarto número cuántico sólo puede adoptar los valores $+1/2$ y $-1/2$.

- a) (2, 1, 0, +1/2): sí es posible porque cumple las condiciones que se indican en el cuadro de la página 87.
- b) (3, 3, 0, -1/2): no es posible. Si el número cuántico $n = 3$, l solo puede adoptar los valores 0, 1 o 2. En este conjunto se indica que $l = 3$.
- c) (4, 0, 0, -1/2): sí es posible porque cumple las condiciones que se indican en el cuadro de la página 87.
- d) (6, 4, 5, -1/2): no es posible. Si el número cuántico $l = 4$, m solo puede adoptar los valores entre $-l$ (-4) y $+l$ ($+4$). En este conjunto se indica que $m = 5$.
- e) (1, 1, 0, 1/2): no es posible. Si el número cuántico $n = 1$, l solo puede adoptar el valor 0. En este conjunto se indica que $l = 1$.
- f) (5, 2, 2, 1/2): sí es posible porque cumple las condiciones que se indican en el cuadro de la página 87.

48. Identifica el orbital en el que se encuentra cada uno de los electrones definidos por los números cuánticos del ejercicio anterior.

El primer número cuántico (n) indica el nivel de energía y el segundo (l), el tipo de orbital:

Valor de l	0	1	2	3
Tipo de orbital	s	p	d	f

- a) (2, 1, 0, +1/2): el electrón está en un orbital 2p.
 c) (4, 0, 0, -1/2): el electrón está en un orbital 4s.
 f) (5, 2, 2, 1/2): el electrón está en un orbital 5d.

49. ¿Qué números cuánticos puedes aplicar, sin ninguna duda, a los siguientes orbitales?

- a) 3d c) 4s
 b) 7f d) 2p

Los conjuntos de números cuánticos representan los valores (n , l , m y s). El valor de cada número cuántico depende del anterior, tal y como se explica en el cuadro de la página 87. El cuarto número cuántico sólo puede adoptar los valores +1/2 y -1/2.

- a) 3d, $n = 3$ y $l = 2$. m puede tener uno de los 5 valores posibles y s puede tener uno de los dos posibles.
 b) 7f, $n = 7$ y $l = 3$. m puede tener uno de los 7 valores posibles y s puede tener uno de los dos posibles.
 c) 4s, $n = 4$, $l = 0$, $m = 0$. s puede tener uno de los dos valores posibles.
 d) 2p $n = 2$ y $l = 1$. m puede tener uno de los 3 valores posibles y s puede tener uno de los dos posibles.

50. Explica cuántos electrones puede haber en todos los orbitales del nivel 2. ¿Y en los del nivel 4?

Teniendo en cuenta los posibles valores de los distintos números cuánticos, determinamos cuantos orbitales puede haber en cada nivel. En cada orbital puede haber dos electrones con distinto número cuántico de espín:

n	Valores de l	Valores de m	Número de orbitales
2	0	0	1
	1	-1, 0, +1	3
Número total de orbitales			4
Número total de electrones			8

n	Valores de l	Valores de m	Número de orbitales
4	0	0	1
	1	-1, 0, +1	3
	2	-2, -1, 0, +1, +2	5
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7
Número total de orbitales			16
Número total de electrones			32

51. ¿Qué significa que no podemos tener una probabilidad del 100 % de que el electrón esté en un determinado punto del átomo?

Que no sabemos con certeza donde se encuentra un electrón. Hay una incertidumbre en la determinación de la posición del electrón.

52. Escribe la configuración electrónica de:

a) Ar b) Fe c) Sm

En cada caso hay que localizar el número atómico del elemento y seguir las reglas que se especifican en la página 90:

a) Ar ($Z = 18$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

b) Fe ($Z = 26$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.

c) Sm ($Z = 62$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^6$.

Nota: La configuración electrónica del Sm se hace siguiendo el diagrama de Moeller. Si el profesorado lo considera oportuno, puede explicar que la configuración real es $6s^2 5d^1 4f^5$, tal y como se desprende de la tabla periódica que se muestra en la página 358.

53. Estudia si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, prohibido o excitado:

a) $1s^2 2s^2 2p^5 4s^2$

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

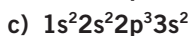
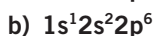
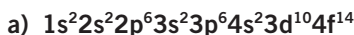
c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{14} 4p^6$

a) $1s^2 2s^2 2p^5 4s^2$: corresponde a un átomo en estado excitado ya que los dos últimos electrones no se encuentran en el nivel de menor energía posible, el cual sería: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$: corresponde a un átomo en estado fundamental. Suponemos que los electrones que están en los tres orbitales 3p están desapareados.

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{14} 4p^6$: corresponde a un átomo en estado prohibido, ya que en los cinco orbitales 3d solo entran hasta 10 electrones, y no 14 como aquí se indica.

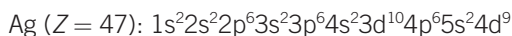
54. Las siguientes configuraciones electrónicas pertenecen a átomos que no se encuentran en estado fundamental. Explica por qué y escribe la configuración correspondiente al átomo en el estado de menor energía posible:



- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4f^{14}$; Siguiendo el orden de energía, después de los orbitales 3d no están los 4f. La configuración del átomo en estado fundamental será: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^6$.
- b) $1s^1 2s^2 2p^6$; hay un hueco en el orbital 1s. La configuración del átomo en estado fundamental será: $1s^2 2s^2 2p^5$.
- c) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2$; Los orbitales 2p están parcialmente ocupados y hay electrones en un nivel de energía superior. La configuración del átomo en estado fundamental será: $1s^2 2s^2 2p^5$.

55. Escribe la configuración electrónica de la plata y anota los conjuntos de números cuánticos que definen sus electrones del último nivel.

Localizamos el número atómico del elemento y seguimos las reglas que se especifican en la página 90:



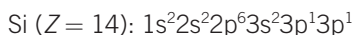
Los electrones del último nivel se encuentran en el orbital 5s. Sus números cuánticos son:

$$(5, 0, 0, +1/2), (5, 0, 0, -1/2)$$

Nota: La configuración electrónica de la plata se hace siguiendo el diagrama de Moeller. Si el profesorado lo considera oportuno, puede explicar que la configuración real de este elemento es: $5s^1 4d^{10}$.

56. Escribe la configuración electrónica del silicio y determina cuántos electrones de este átomo tienen espín $-1/2$.

Localizamos el número atómico del elemento y seguimos las reglas que se especifican en la página 90:



En cada orbital solo 1 de los electrones puede tener espín $-1/2$. Como los electrones que se encuentran en los orbitales 3p deben tener el mismo espín, en el Si tendrán espín $-1/2$, 6 u 8 electrones.

57. Escribe la configuración electrónica del bario y di cuántos electrones hay en este átomo que tengan número cuántico $l = 1$ y cuántos $l = 2$.

Localizamos el número atómico del elemento y seguimos las reglas que se especifican en la página 90:



- $l = 1$ indica que es un orbital de tipo p. Hay 24 electrones en orbitales p.
- $l = 2$ indica que es un orbital de tipo d. Hay 20 electrones en orbitales d.

58. Escribe la configuración electrónica del bario y di cuántos electrones hay en este átomo que tengan número cuántico $m = 1$.

Localizamos el número atómico del elemento y seguimos las reglas que se especifican en la página 90:



$m = 1$ indica que $l \geq 1$.

Para el bario, uno de los orbitales p de cada nivel y uno de los orbitales d, tiene $m = 1$. En total hay 12 electrones con $m = 1$, ya que todos los orbitales de este tipo tienen 2 electrones.

59. Localiza en la tabla periódica actual los elementos que forman cada una de las tríadas de Dobereiner. ¿En qué se parecen esas localizaciones?

Grupo	2	16	17
Elemento	Calcio	Azufre	Cloro
Z	20	16	17
Elemento	Estroncio	Selenio	Bromo
Z	38	34	35
Elemento	Bario	Teluro	Yodo
Z	56	52	53

Los elementos de cada tríada ocupan posiciones seguidas en un mismo grupo de la tabla periódica actual.

60. Localiza algunos elementos de la tabla periódica que no cumplen la regla de ordenación de Mendeleiev.

Ar (masa = 39,9) y K (masa = 39,1); Co (masa = 58,9) y Ni (masa = 58,7); Te (masa = 127,6) y I (masa = 126,9); Hs (masa = 277) y Mt (masa = 268); Th (masa = 232) y Pa (masa = 231).

61. Observando su colocación en la tabla periódica, especifica la configuración del nivel de valencia de:

- a) Kr c) Ag e) Cu
b) Cs d) Ba f) Pb

	Kr	Cs	Ag	Ba	Cu	Pb
Grupo	18	1	11	2	11	14
Período	4	6	5	6	4	6
Configuración nivel de valencia	$4s^2 4p^6$	$6s^1$	$5s^2 4d^9$	$6s^2$	$4s^2 3d^9$	$6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$

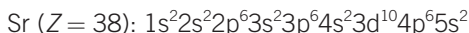
62. En qué grupo y en qué periodo estarán los elementos cuya configuración del nivel de valencia es:

- a) $2s^2 2p^4$ c) $3s^2 3p^6$ e) $1s^2$
 b) $6s^2 4f^{14} 5d^5$ d) $7s^1$ f) $4s^2 3d^{10}$

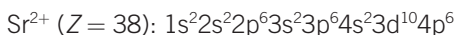
Configuración nivel de valencia	$2s^2 2p^4$	$6s^2 4f^{14} 5d^5$	$3s^2 3p^6$	$7s^1$	$1s^2$	$4s^2 3d^{10}$
Grupo	12	7	18	1	18	12
Período	2	6	3	7	1	4

63. Escribe la configuración electrónica del estroncio, predice su valencia y anota la configuración electrónica del ion estroncio.

Localizamos el número atómico del elemento y seguimos las reglas que se especifican en la página 90:



El Sr adquiere configuración de gas noble perdiendo los dos electrones del nivel de valencia, por tanto su valencia iónica es +2:



64. Un ion tiene carga +3 y la configuración electrónica del Ne. ¿De qué ion se trata?

Es un elemento que tiene 3 protones más que el Ne. Se trata del aluminio.

65. Explica por qué la mayoría de los elementos de transición tienen valencia +2.

La configuración del nivel de valencia de estos elementos es $ns^2 (n-1)d^x$. La mayoría se convierten en iones positivos perdiendo los dos electrones de su nivel de valencia; de ahí que actúen con valencia +2.

66. El hidrógeno forma hidruros, unos compuestos en los que forma el ion H^- , e hidrácidos, compuestos en los que forma el ion H^+ . ¿Cómo es posible?

El H tiene solo 1 electrón. Se puede comportar como todos los átomos que tienen un electrón en su nivel de valencia, perderlo y convertirse en ión H^{1+} . Si gana un electrón, el H adquiere la configuración que gas noble más próximo. El He, por tanto, puede comportarse como todos

los átomos a los que les falta un electrón para alcanzar la configuración de un gas noble y convertirse en un ion con valencia -1 (H^-).

67. ¿Por qué aumenta el tamaño de los átomos de un grupo a medida que lo hace su número atómico, si todos tienen el mismo número de electrones en su nivel de valencia?

Porque, a medida que aumenta el número atómico, el nivel de valencia se encuentra cada vez más alejado del núcleo.

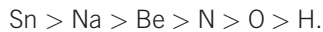
68. Ordena según su tamaño los siguientes átomos:

- a) H c) Be e) N
b) Sn d) Na f) O

El tamaño atómico es una propiedad periódica. Para estudiarla en unos elementos hay que conocer su número atómico y su configuración de valencia:

	H	Sn	Be	Na	N	O
Z	1	50	4	11	7	8
Configuración nivel de valencia	$1s^1$	$5s^2 4d^{10} 5p^2$	$2s^2$	$3s^1$	$2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^4$

Los elementos de más tamaño son los que tienen el nivel de valencia más alto, porque tienen los electrones de valencia más alejados del núcleo. Dentro del mismo periodo, tendrán menor tamaño los que tengan mayor número atómico, ya que su carga nuclear será mayor y atraerán con más fuerza a los electrones de valencia. El orden para estos elementos es:



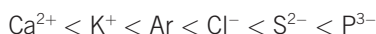
Nota: de acuerdo con el valor real de esta propiedad el orden sería: $Na > Sn > Be > N > O > H$. Se escapa del nivel de conocimientos de este curso profundizar en la justificación de la secuencia exacta. Se mantiene un razonamiento coherente como lo estudiado en la unidad.

69. Se llaman especies isoelectrónicas las que tienen el mismo número de electrones. Comprueba que las siguientes son especies isoelectrónicas y ordénalas según su tamaño:

- a) S^{2-} c) Ar e) Ca^{2+}
b) Cl^- d) K^+ f) P^{3-}

	S^{2-}	Cl^-	Ar	K^+	Ca^{2+}	P^{3-}
Z	16	17	18	19	20	15
Número de electrones	18	18	18	18	18	18

Como todos tienen el mismo número de electrones, tendrán la misma configuración de valencia. El tamaño será menor cuanto mayor sea la carga nuclear, ya que eso hará que sea mayor la atracción del núcleo sobre los electrones de valencia. El orden para estas especies es:



- 70. ¿Por qué aumenta la energía de ionización de los átomos de un periodo a medida que aumenta su número atómico si todos tienen los electrones de valencia en el mismo nivel?**

Todos los átomos de un mismo periodo tienen el mismo nivel de valencia. A medida que aumenta el número atómico, aumenta la carga nuclear, y con ello, la atracción que ejercen sobre esos electrones de valencia. Cuanto mayor es esa atracción, más difícil es arrancar los electrones de valencia y mayor es la energía de ionización.

- 71. Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su energía de ionización:**

a) H b) Cs c) Be d) Na e) N

La energía de ionización es una propiedad periódica. Para estudiarla en unos elementos hay que conocer su número atómico y su configuración de valencia:

	H	Cs	Be	Na	N
Z	1	55	4	11	7
Configuración nivel de valencia	1s ¹	6s ¹	2s ²	3s ¹	2s ² 2p ³

Los elementos de menor energía de ionización son aquellos a los que resulta más fácil arrancar los electrones de valencia. Dentro de un grupo, esto sucede cuanto mayor es el número atómico, ya que esos electrones están cada vez más alejados del núcleo. Dentro de un periodo, sucede cuanto menor es el número atómico, porque ejercerá menor atracción sobre los electrones de valencia. El orden para estos elementos es:



Nota: de acuerdo con el valor real de esta propiedad el orden sería: Cs < Na < Be < H < N. Se escapa del nivel de conocimientos de este curso profundizar en la justificación de la secuencia exacta. Se mantiene un razonamiento coherente como lo estudiado en la unidad

- 72. Explica por qué los gases nobles tienen energía de ionización anormalmente alta.**

Los gases nobles tienen una configuración electrónica de capa cerrada que es muy estable. Perder un electrón significaría perder esta estabilidad, y por eso tienen una energía de ionización anormalmente alta.

73. Explica por qué los elementos que tienen baja energía de ionización tienen baja electronegatividad, y viceversa.

Los elementos que tienen baja energía de ionización se desprenden fácilmente de sus electrones de valencia, lo que indica que tendrán poca tendencia a atraer sobre sí los electrones de enlace; eso indica que tienen baja electronegatividad. Y viceversa.

74. Clasifica los siguientes elementos en orden creciente de su electronegatividad:

a) H b) Cs c) Be d) Na e) N

La electronegatividad es una propiedad periódica. Para estudiarla en unos elementos hay que conocer su número atómico y su configuración de valencia:

	H	Cs	Be	Na	N
Z	1	55	4	11	7
Configuración nivel de valencia	1s ¹	6s ¹	2s ²	3s ¹	2s ² 2p ³

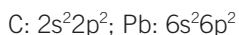
Los elementos más electronegativos son los que tienen mayor energía de ionización y mayor afinidad electrónica. Por tanto, son los que están en la parte superior y derecha de la tabla periódica, y viceversa. El orden para estos elementos es:



El H tiene una electronegatividad intermedia debido a que solo tiene 1 electrón de valencia y solo le falta otro electrón para alcanzar la configuración del gas noble He.

75. El plomo es uno de los metales que se conoce desde la antigüedad. Está en el grupo 14, que encabeza el carbono, un elemento no metálico que es el constituyente más importante de los compuestos orgánicos. Explica cómo es posible que el plomo y el carbono estén en el mismo grupo si uno es un metal y el otro un no metal.

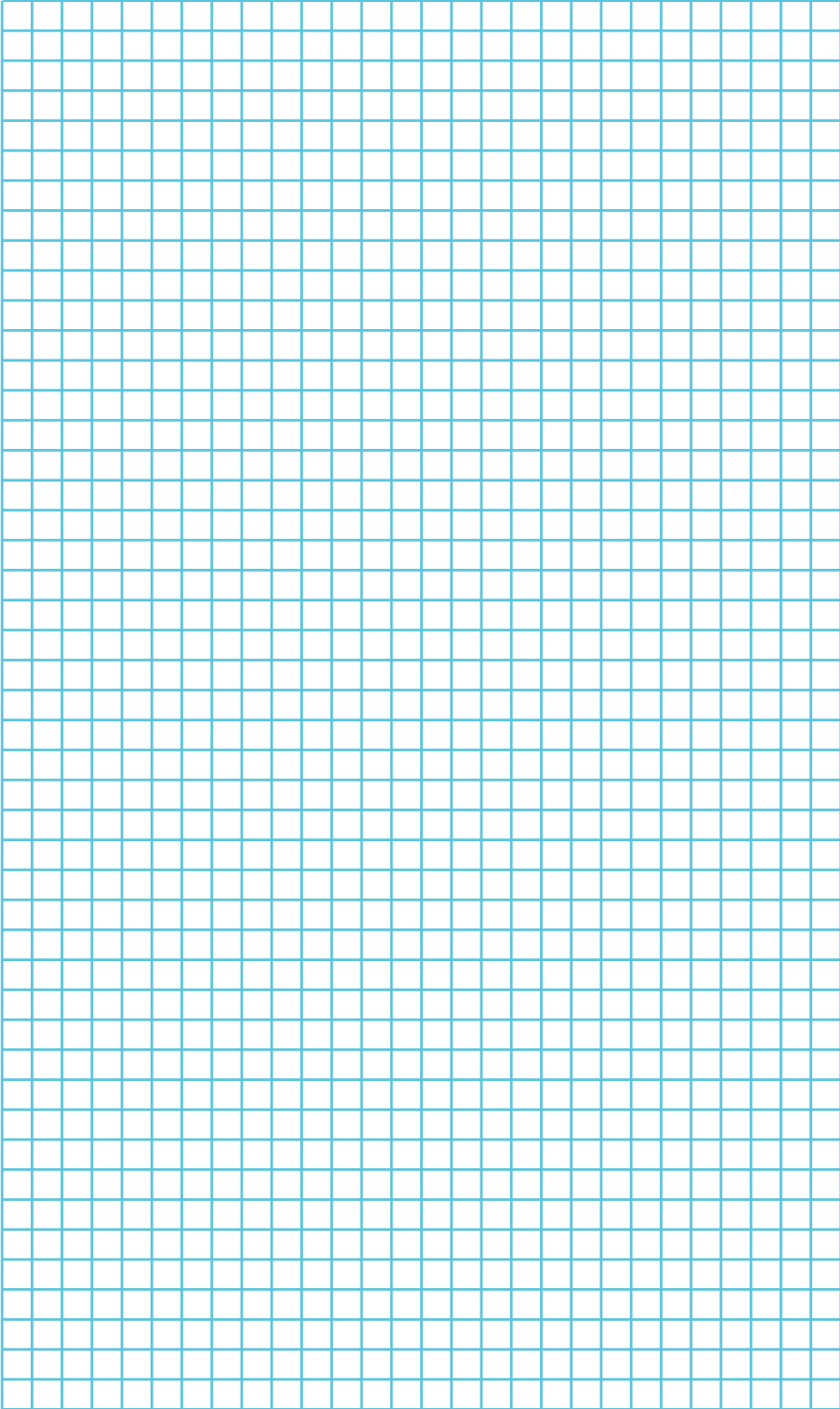
El plomo y el carbono se encuentran en el mismo grupo (14) porque tienen la misma configuración de valencia:



Ambos tienen 4 electrones en su capa de valencia, lo que supone 4 electrones más que el gas noble anterior y 4 electrones menos que el gas noble siguiente. Como el nivel de valencia del plomo está mucho más alejado del núcleo que el del carbono, es más fácil perderlos y que tenga un comportamiento metálico. El C tiene una electronegatividad intermedia, por lo que más que ganar o perder electrones, compartirá electrones con otros átomos, manifestando un comportamiento no metálico.



NOTAS



PRESENTACIÓN

En esta unidad el alumnado estudiará los enlaces químicos que se dan entre las distintas especies presentes en una sustancia, para justificar las propiedades que se observan en ella. El estudio será exhaustivo, comprendiendo tanto el enlace entre átomos como entre cualquier otra especie presente (moléculas o moléculas con iones).

Las sustancias muestran una estructura interna que es consecuencia de los átomos que la forman. Se parte, pues, de las características de los átomos que estudiamos en la unidad anterior para comprender los distintos niveles de organización estructural responsables del comportamiento macroscópico que observamos. Mas que centrarse en la enumeración exhaustiva de las características de cada tipo de enlace, el esfuerzo se orientará a justificar porqué ciertos elementos se enlazan de una manera tal que forman sustancias con unas características concretas.

OBJETIVOS

- Comprender el enlace químico como un recurso de la naturaleza para evolucionar hacia estados energéticamente más favorables.
- Reconocer el enlace químico como el resultado de una interacción de tipo eléctrico.
- Distinguir el enlace entre átomos del enlace entre otras especies químicas (moléculas, moléculas e iones, etc.).
- Relacionar el tipo de enlace entre átomos con las características electrónicas de los átomos que están comprometidos en él.
- Conocer la estructura interna que proporciona un determinado tipo de enlace a las sustancias que resultan de él.
- Ser capaz de relacionar las propiedades macroscópicas que se observan en una sustancia con el enlace que se da entre sus átomos.
- Comprender que una misma propiedad se puede presentar en distintos grados dependiendo de las características concretas de los átomos presentes, lo que puede provocar que un mismo tipo de enlace origine sustancias aparentemente distintas. Aplíquese, por ejemplo, al hecho de que unos compuestos iónicos son solubles en agua y otros no, o qué moléculas con enlace de hidrógeno se pueden encontrar en sustancias sólidas, líquidas o gaseosas a la temperatura ambiente.
- Ser capaz de predecir el comportamiento de una sustancia frente a otras analizando los enlaces que presenta.

CONTENIDOS

Conceptos

- La naturaleza del enlace químico. Tipos de enlace entre átomos: iónico, covalente o metálico.
- Características de los átomos que se unen con un determinado tipo de enlace.
- Estructura interna que resulta de cada tipo de enlace. Redes cristalinas y geometría de las moléculas.
- Enlaces en los que participan moléculas.
- Propiedades macroscópicas de las sustancias en función del tipo de enlace.
- Enlaces responsables de la mezcla de sustancias.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Desarrollar estrategias que lleven al alumnado a buscar las características internas de la materia responsable de su comportamiento externo.
- Relacionar el diferente valor de una propiedad (por ejemplo, el punto de fusión) en sustancias con el mismo tipo de enlace con las particulares diferencias de los átomos que se enlazan.
- Mostrar capacidad para el análisis multifactorial. Se debe utilizar un conjunto de datos de una sustancia para determinar el tipo de enlace y predecir otra serie de propiedades que puede presentar.

Actitudes

- Reconocer que hay un orden interno que justifica el comportamiento observado de la materia.
- Apreiciar la importancia de la ciencia en general, y de la química en particular, como motores del cambio social; particularizado en su capacidad para proporcionar sustancias con propiedades adecuadas a una finalidad.

EDUCACIÓN EN VALORES

A través de esta unidad el alumnado entra en contacto con muchas sustancias que se encuentran en su entorno y otras que le van a resultar accesibles. Por primera vez, se acerca al conocimiento científico de sus propiedades, siendo capaz de predecir características que aún no ha observado. Todo ello le reportará un bagaje que puede tener consecuencias en el establecimiento de su formación en valores y que podemos particularizar en los siguientes:

1. Educación para la salud

Algunas de las sustancias que se manejan en esta unidad pueden tener efectos alteradores de la salud, si llegan al individuo; conocerlas nos puede ayudar a prevenir sucesos indeseables. Como ejemplos, deberíamos advertir al alumnado acerca de los problemas relacionados con la volatilidad del yodo o del mercurio.

2. Educación medioambiental

El equilibrio medioambiental es el resultado de una serie de sustancias que, al permanecer en ciertas proporciones, permiten flujos de materia y energía compatibles con la vida tal y como la conocemos. Añadir sustancias al medioambiente o retirarlas de él romperá estos equilibrios provocando consecuencias que no siempre se pueden medir.

Podemos aprovechar para comentar las consecuencias de verter a los cauces fluviales muchas sustancias de deshecho, solubles o no, como sales o sustancias orgánicas. Es especialmente importante hablar de la cantidad de jabones y detergentes que se vierten como consecuencia de nuestros hábitos de higiene y los cambios que todo ello produce en algunos hábitats: problemas de eutrofización, etc.

En el caso de sustancias no solubles, su permanencia en el terreno también comporta efectos nocivos para el medioambiente. Aquí, se puede comentar las consecuencias de los vertidos de metales pesados o dioxinas, su acumulación en determinados animales y los problemas que conlleva para la cadena alimentaria a la que dichos animales están asociados.

3. Educación para el consumidor

Como ciudadanos consumidores, adquirimos productos para una serie de finalidades: alimento, productos de limpieza, etcétera. Conocer las propiedades de las sustancias que incluyen esos productos nos ayudará a prever si se pueden emplear disueltos en agua o no, si una mancha se puede limpiar con cierto producto o no, etc. Todo ello hará de nuestra vida ciudadana una actividad mucho más consciente y, por ende, provechosa para nosotros y nuestro propio entorno.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Analizar el tipo de enlace que se da cuando se combinan unos átomos determinados y, en su caso, predecir la fórmula del compuesto que se obtiene.
2. Utilizar la regla del octeto para establecer los enlaces que se establecen entre los átomos.
3. Utilizar el modelo de enlace covalente de Lewis para estudiar moléculas o iones que contengan algún enlace covalente dativo.
4. Asignar valores de la energía de red cristalina a una serie de compuestos iónicos con el mismo anión y distinto catión, y viceversa, para analizar la influencia de la carga de los iones o su tamaño.
5. Relacionar la polaridad de una molécula con la polaridad de sus enlaces y su geometría.
6. Asignar propiedades a una serie de sustancias en función del tipo de enlace que se da entre sus átomos, iones o moléculas.
7. Discutir el enlace que interviene en una serie de procesos como el cambio de estado de una sustancia o la solubilidad de una sustancia en otra.

El enlace químico

1. En el agua:

- a) ¿Qué enlaces tenemos que romper para que pase del estado líquido al estado gas?
- b) ¿Qué enlaces tenemos que romper para que sus átomos se separen?
- c) ¿Cuál de estos dos procesos estudiará la física y cuál la química?
- a) Para que cambie de estado, enlaces intermoleculares (enlaces de H).
- b) Para que sus átomos se separen, enlaces intramoleculares (enlaces covalentes).
- c) El proceso a) será estudiado por la física; y el b), por la química, porque da lugar a sustancias nuevas (el H_2 y el O_2).

2. Indica cuántos electrones tienen que ganar o perder los átomos de los siguientes elementos para adquirir la configuración de gas noble, y cuál es ese gas noble:

- a) S c) Li e) I
b) Al d) Sr f) Cs

Tendremos que conocer el número de electrones en su nivel de valencia. Vendrá dado por el grupo de la tabla periódica al que pertenezcan:

Elemento	S	Al	Li	Sr	I	Cs
Electrones de valencia	6	3	1	2	7	1
Para alcanzar la configuración de gas noble debe ...	Ganar 2 e	Perder 3 e	Perder 1 e	Perder 2 e	Ganar 1 e	Perder 1 e
Se convierte en el gas noble...	Ar	Ne	He	Kr	Xe	Xe

3. Teniendo en cuenta la tabla de electronegatividades que aparece en la página 98, indica qué tipo de enlace resultará de la combinación de las siguientes parejas de átomos:

- a) Ag-Au c) S-Cl
b) N-H d) Al-Cl

Enlace	Ag-Au		N-H		S-Cl		Al-Cl	
Elemento	Ag	Au	N	H	S	Cl	Al	Cl
EN	1,93	2,54	3,04	2,20	2,58	3,16	1,50	3,16
Enlace	Metálico: se combinan dos metales.		Covalentes: EN parecidas y altas.		Covalente: EN parecidas y altas.		Iónico: EN muy dispares (metal y no metal).	

4. En la fórmula de los siguientes compuestos hay un error, corrígelo:

- a) RbS_2 c) CaI
 b) Al_2O d) LiN_2
 a) Rb_2S c) CaI_2
 b) Al_2O_3 d) Li_3N

5. Relaciona los siguientes valores de punto de fusión y las sustancias:

Cuanto mayor es la energía de red, mayor es el punto de fusión.
 La asignación correcta es:

Sustancia	NaF	KBr	RbI
Energía de red (kJ/mol)	923	682	630
Punto de fusión (°C)	734	996	642

6. Observa la tabla y completa la frase:

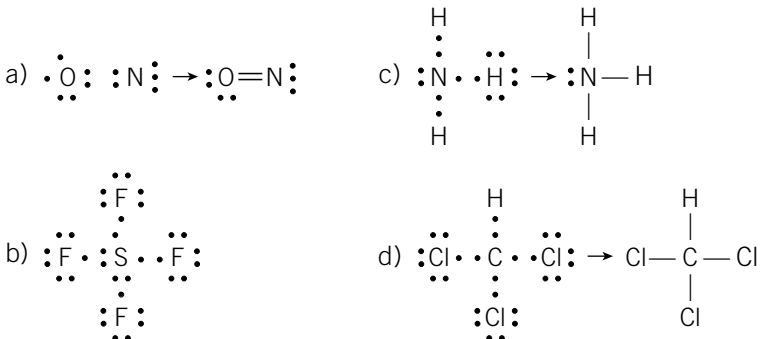
Sustancia	LiF	NaF	KF	RbF
Energía de red (kJ/mol)	1036	923	821	785

La energía de red disminuye a medida que aumenta la diferencia de tamaño entre el anión y el catión.

7. Escribe la representación de Lewis de las siguientes moléculas y determina si alguna de ellas incumple la regla del octeto:

- a) NO
 b) SF_4
 c) NH_3
 d) CHCl_3

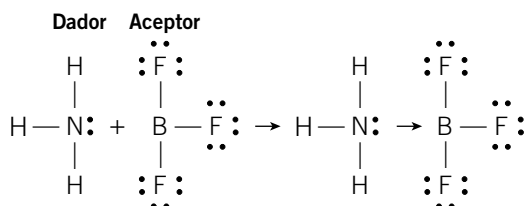
Las moléculas a) y b) incumplen la regla del octeto:



El enlace químico

8. El BF_3 reacciona con el NF_3 formando un sólido blanco. Explica esta reacción como el resultado de la formación de un enlace covalente dativo. Identifica la especie dadora y la especie aceptora.

Explicación:



9. La molécula de BeCl_2 es apolar, mientras que la molécula de Cl_2O es polar. ¿Qué puedes decir de la geometría de sus enlaces?

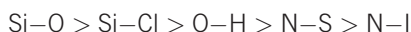
Como los enlaces son polares en ambos casos, BeCl_2 es una molécula lineal, mientras que la molécula Cl_2O es angular.

10. Observa la tabla de electronegatividades de la página 98 y ordena los siguientes enlaces covalentes según su polaridad. Indica en cada caso cuál es el elemento que lleva la carga parcial negativa y cuál la carga positiva:

- a) O—H c) Si—Cl e) Si—O
b) N—I d) S—N

Enlace	O—H		N—I		Si—Cl		S—N		Si—O	
Elemento	O	H	N	I	Si	Cl	S	N	Si	O
EN	3,44	2,20	3,04	2,66	1,80	3,16	2,58	3,04	1,80	3,44
Carga parcial	—	+	—	+	+	—	+	—	+	—

La polaridad del enlace depende de la diferencia de electronegatividades. Ordenados desde el más polar al menos polar:



11. Explica por qué la mayoría de las sustancias covalentes que existen en la naturaleza son aislantes eléctricos.

En la mayoría de las sustancias covalentes los electrones están localizados, bien en un átomo, bien en un enlace. No hay movilidad de electrones; en consecuencia, no hay conducción eléctrica.

12. Piensa en el tipo de enlace que se da entre sus átomos y determina cuáles de las siguientes son fórmulas empíricas y cuáles son fórmulas moleculares:

- a) NH_3 c) NLi_3 e) PCl_3
b) AlCl_3 d) CO f) CaO

Son fórmulas empíricas las de las sustancias iónicas y moleculares las de las sustancias covalentes.

Fórmulas empíricas: AlCl_3 , NLi_3 , CaO .

Fórmulas moleculares: NH_3 , CO , PCl_3 .

13. Explica si son ciertas las siguientes afirmaciones:

- a) El enlace covalente es un enlace más débil que el iónico, ya que los compuestos iónicos tienen puntos de fusión más altos que la mayoría de los compuestos covalentes.
- b) Los sólidos covalentes cristalinos conducen la corriente eléctrica porque los electrones que forman el enlace covalente se mueven de un lado a otro del cristal con bastante facilidad.
- a) Falso. Cuando una sustancia covalente molecular cambia de estado lo que se rompen son enlaces intermoleculares, mucho más débiles que los enlaces covalentes entre sus átomos.
- b) Esto sucede en algunos sólidos covalentes cristalinos, como el grafito, pero no en aquellos en los que todos los electrones forman parte de enlaces covalentes localizados, como el diamante.

14. El punto de ebullición del agua a la presión atmosférica es $100\text{ }^\circ\text{C}$, mientras que el del metanol (CH_3OH) es de $65\text{ }^\circ\text{C}$. Estudia las moléculas de ambas sustancias y explica este hecho.

Cada molécula de agua está unida a las vecinas por dos enlaces de H, mientras que cada molécula de metanol, solo por un enlace de H. Esto determina que sea más fácil romper las fuerzas que mantienen unidas las moléculas de metanol en estado líquido, y por eso tiene un punto de ebullición más bajo que el agua

15. Di en cuáles de las siguientes sustancias pueden existir enlaces de hidrógeno.

- a) H_2O_2 e) $\text{CH}_3\text{—COH}$
 b) SH_2 f) $\text{CH}_3\text{—COOH}$
 c) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{OH}$ g) NH_3
 d) $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$

Forman enlace de H aquellas moléculas en las que existe un enlace —O—H o —N—H

Forman enlace de H: a) H_2O_2 , c) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{OH}$, f) $\text{CH}_3\text{—COOH}$, g) NH_3 .

No forman enlace de H: b) SH_2 , d) $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$, e) $\text{CH}_3\text{—COH}$.

16. El yodo (I_2) no se disuelve en agua, pero se puede disolver en acetona ($\text{CH}_3\text{—CO—CH}_3$). Estudia las moléculas de estas sustancias y explica por qué ocurre esto.

La molécula de yodo es una molécula apolar, ya que en ella existe un enlace covalente entre átomos iguales. El tamaño de la molécula de

El enlace químico

yodo es tan grande que permite que los electrones se acumulen en un extremo y se forme un dipolo, bien de forma instantánea, bien inducido por otra especie polar.

La molécula de agua es una molécula polar en la que se puede dar enlace de H.

La molécula de acetona es un poco polar, pero sin posibilidad de formar enlaces de H.

Para que una sustancia se disuelva en otra se deben formar entre ellas enlaces que no sean muy distintos de los que existen entre las moléculas de cada sustancia.

Los enlaces de H entre las moléculas de agua son mucho mayores que los que se pueden dar entre las moléculas de yodo; por eso no se disuelven. Se disuelven las moléculas de yodo en acetona, porque los enlaces entre estas últimas son mucho más débiles y de orden similar al que se da entre las moléculas de yodo.

17. ¿Por qué los sólidos iónicos son duros?

Dureza es la resistencia al rayado. Para que se pueda rayar un cristal iónico hay que romper la red cristalina, lo que requiere una gran fuerza.

18. ¿Por qué los sólidos covalentes moleculares son blandos y los sólidos covalentes cristalinos son muy duros?

Cuando se produce una raya en un sólido covalente molecular se rompen enlaces intermoleculares, mucho más débiles que los enlaces covalentes entre átomos que se dan en las redes cristalinas de los sólidos covalentes.

19. ¿Por qué el punto de fusión de los metales es alto?

Porque los metales tienen una estructura interna cristalina en la que muchos iones positivos ocupan posiciones perfectamente determinadas, estabilizada por los electrones del nivel de valencia. Para fundir un metal hay que romper esta estructura cristalina, y esto requiere mucha energía.

20. ¿Por qué los sólidos iónicos no conducen la electricidad si están formados por iones?

Porque en estado sólido los iones ocupan posiciones muy determinadas de la red cristalina, sin posibilidad de movimiento. En consecuencia, no hay posibilidad de conducción eléctrica.

21. ¿Por qué los metales conducen muy bien la electricidad?

Porque la estructura interna de los metales está formada por iones positivos estabilizados por los electrones de valencia, que dejan de

estar unidos al núcleo del átomo correspondiente para gozar de una cierta libertad de movimiento. Esa libertad es la que permite la conducción eléctrica.

22. ¿Por qué son frágiles los cristales covalentes?

Frágil quiere decir que no resiste los golpes. Al tratar de golpear un cristal covalente, los núcleos de los átomos que lo forman se aproximarán hasta una distancia mayor de lo que permite la situación de equilibrio; entonces, las repulsiones entre los núcleos de los átomos vecinos se hacen muy grandes y se repelen, rompiendo el cristal.

23. Explica por qué los gases nobles son los únicos elementos de la tabla periódica que existen en la naturaleza en forma de átomos aislados.

Porque tienen la estructura electrónica más estable que puede tener un átomo. Los demás ganan, pierden o comparten electrones para tener una estructura electrónica similar a la de un gas noble.

24. Los átomos son especies neutras. Imagina que están formados por partículas como los neutrones. ¿Se podría explicar la formación de enlaces entre los átomos?

Las fuerzas de enlace son de naturaleza eléctrica. Son fuerzas de atracción entre especies con carga positiva y carga negativa. Si todas las partículas que forman el átomo fuesen similares a los neutrones no habría cargas eléctricas y los enlaces entre átomos deberían explicarse por medio de otros tipos de fuerzas.

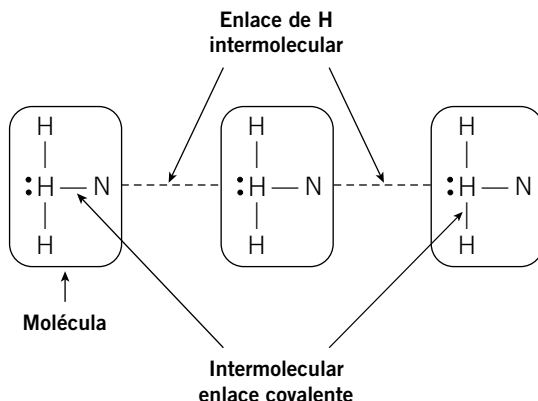
25. Si los átomos se atraen cuando se aproximan, ¿por qué no llegan a superponer sus núcleos?

Porque antes de que eso suceda cobrarán mucha importancia las repulsiones entre los núcleos (ambos con carga positiva).

26. Explica la diferencia entre enlaces intramoleculares y enlaces intermoleculares. Piensa en el amoníaco y explica cómo son unos y otros.

Los enlaces intramoleculares son los que se producen entre los átomos que forman un compuesto. Los átomos comparten electrones que ahora son atraídos por los núcleos de ambos y los mantienen unidos. Cuando se rompen estos enlaces la sustancia se transforma en otra diferente; es un proceso químico.

Los enlaces intermoleculares se producen entre moléculas de una sustancia. Son enlaces mucho más débiles que los intramoleculares. Cuando se rompen o se forman, la sustancia cambia de estado, pero sigue siendo la misma sustancia; la sustancia sufre un proceso físico.



27. Contesta:

- a) ¿Los átomos de hidrógeno cumplen la regla del octeto en la molécula H_2 ?
 b) ¿Es una excepción similar a la que se da en la molécula de CO?

En la molécula H_2 los átomos de H alcanzan la configuración del gas noble más próximo, el He, compartiendo un par de electrones. El nivel de valencia del He solo tiene un orbital (1s), por eso se llena con 2 electrones.

El C y el O son elementos del segundo período. En su nivel de valencia hay 1 orbital s y 3 orbitales p, de ahí que se llene con 8 electrones (regla del octeto). El CO no cumple la regla del octeto porque es una molécula deficiente en electrones. Es un caso distinto del H_2 , que alcanza la configuración del gas noble más próximo teniendo 2 e en su nivel de valencia.

28. Indica cuántos electrones tienen que ganar o perder los átomos de los siguientes elementos para adquirir la configuración de gas noble y di cuál es ese gas noble:

- a) Ca d) Te
 b) N e) Br
 c) Rb f) Be

Tendremos que conocer el número de electrones en su nivel de valencia. Vendrá dado por el grupo de la tabla periódica al que pertenezcan:

Elemento	Ca	N	Rb	Te	Br	Be
Electrones de valencia	2	5	1	6	7	2
Para alcanzar la configuración de gas noble debe ...	Perder 2 e	Ganar 3 e	Perder 1 e	Ganar 2 e	Ganar 1 e	Perder 2 e
Se convierte en el gas noble...	Ar	Ne	Kr	Xe	Kr	He

29. Teniendo en cuenta la tabla de electronegatividades de la página 98, indica qué tipo de enlace se forma cuando se combinan las siguientes parejas de átomos:

- a) C y H c) Fe y Ni
b) O y K d) Bi y O

Enlace	C y H		Fe y Ni		S-Cl		Al-Cl	
	C	H	O	K	Fe	Ni	Bi	O
EN	2,55	2,20	3,44	0,82	1,83	1,91	2,01	3,44
Enlace	Covalente: EN parecidas y altas.		Iónico: EN muy dispares (metal y no metal).		Metálico: EN parecidas y bajas.		Iónico: EN dispares (metal y no metal).	

30. Deduce la fórmula de los compuestos que resulten de la combinación de los siguientes elementos:

- a) Cl y Ba c) N y Al
b) Sb y Sr d) Rb y Te

Se trata de ver la carga que adquieren cuando se convierten en gas noble. El compuesto resultante debe ser neutro.

Elemento	Cr	Ba	Sb	Sr	N	Al	Rb	Te
Electrones de valencia	7	2	5	2	5	3	1	6
Para alcanzar la configuración de gas noble debe ...	Ganar 1 e	Perder 2 e	Ganar 3 e	Perder 2 e	Ganar 3 e	Perder 3 e	Perder 1 e	Ganar 2 e
Se convierte en el gas noble...	Cl ⁻	Ba ²⁺	Sb ³⁻	Sr ²⁺	N ³⁻	Al ³⁺	Rb ⁺	Te ²⁻
Fórmula del compuesto	BaCl ₂		Sr ₃ Sb ₂		AlN		Rb ₂ Te	

31. Define qué se entiende por índice de coordinación (IC). Para los siguientes compuestos se da el índice de coordinación del anión. Escribe tú el del catión:

Compuesto	NaCl	ZnS	CaF ₂	TiO ₂
IC anión	6	4	4	3
IC catión				

Índice de coordinación es el número de iones de un signo que rodean a un ion de signo contrario en su esfera más próxima de un cristal iónico.

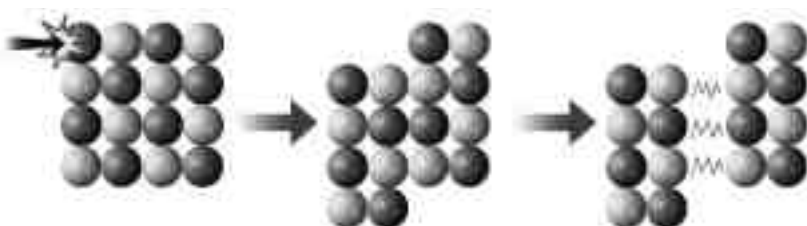
El enlace químico

32. ¿Cómo es posible que los cristales iónicos sean duros, si son frágiles?

Por la propia estructura de la red cristalina en la que los iones positivos están alternados con los negativos, de forma que las atracciones sean máximas y las repulsiones, mínimas.

La dureza es la resistencia al rayado. Los cristales iónicos son duros porque para rayarlos hay que romper la red cristalina, lo que requiere una fuerza importante.

Son frágiles porque al darles un golpe y desplazar un plano de la red sobre otro la distancia del tamaño de un ión, quedarán enfrentados iones del mismo signo. Las repulsiones interelectrónicas harán entonces que se rompa el cristal.



1. Golpe sobre el cristal.

2. Los iones se desplazan.

3. Los iones del mismo tipo se repelen.

33. ¿Por qué no se puede asegurar que un compuesto iónico se disuelve en agua puede asegurar que no se disuelve en gasolina?

Para que un compuesto iónico se disuelva las moléculas de disolvente tienen que rodear los iones, de forma que la energía de solvatación compense la energía de red. Si el disolvente es gasolina, sus moléculas serán apolares; por tanto, no podrán establecer interacciones con los iones.

Si el disolvente es agua, sus moléculas polares podrán orientarse alrededor de los iones. Si la energía de red del compuesto iónico no es muy grande, podrán llegar a disolver el cristal.



34. Explica por qué los compuestos iónicos son aislantes de la electricidad en estado sólido y son conductores cuando están fundidos. ¿Hay alguna otra situación en la que también sean conductores?

Los compuestos iónicos están formados por especies cargadas. Podrán ser conductores de la electricidad cuando estas especies se puedan mover bajo la acción de un campo eléctrico. Esto no es posible cuando el compuesto iónico está en estado sólido, porque entonces los iones ocupan posiciones muy determinadas en la red cristalina, pero sí puede suceder cuando el compuesto está fundido o disuelto.

35. Teniendo en cuenta los datos que se muestran a continuación y la información que conoces del NaCl, elige, entre los siguientes compuestos, uno que se disuelva en agua con seguridad y otro que no se disuelva en agua. Explica tu elección:

Sustancia	NaCl	CsBr	AlCl ₃	SrO
Energía de red (kJ/mol)	787	631	5376	3217

El NaCl se disuelve en agua. Un compuesto iónico que tenga una energía de red menor que él se disolverá en agua, y otro que tenga una energía de red muy superior no se disolverá. Se disolverá en agua el CsBr y no se disolverán el AlCl₃ ni, probablemente, el SrO.

36. En la tabla siguiente se muestran los datos de la energía de red para algunos compuestos iónicos. Obsérvalos y completa la frase:

La energía de red disminuye a medida que aumenta la diferencia de tamaño entre el anión y el catión.

Sustancia	LiF	LiCl	LiBr	LiI
Energía de red (kJ/mol)	1036	853	807	357

37. En la tabla siguiente se muestran los datos de la energía de red para una serie de compuestos iónicos. Obsérvalos y completa la frase:

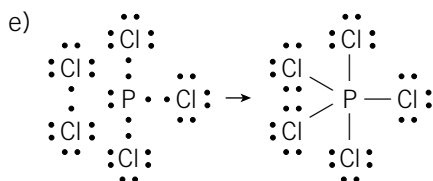
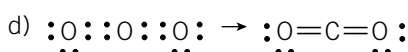
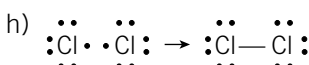
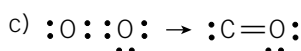
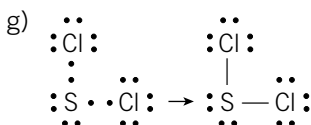
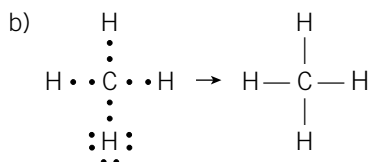
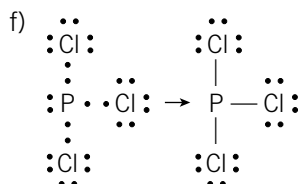
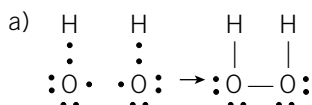
La energía de red aumenta a medida que aumenta la carga del anión y del catión.

Sustancia	NaCl	MgCl ₂	AlCl ₃
Energía de red (kJ/mol)	787	2477	5376

El enlace químico

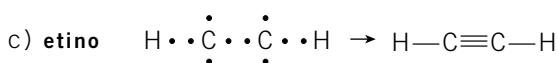
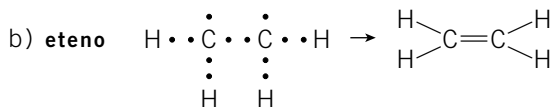
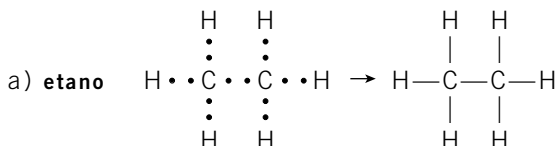
38. Escribe la representación de Lewis de las siguientes moléculas y determina si alguna de ellas incumple la regla del octeto:

- a) H_2O_2 b) CH_4 c) CO d) CO_2
 e) PCl_5 f) PCl_3 g) SCl_2 h) Cl_2



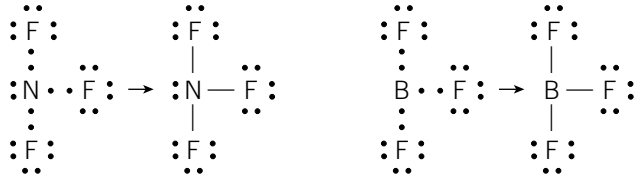
39. Los átomos de C se unen entre sí formando enlaces covalentes sencillos, dobles y triples. Escribe la representación de Lewis de los compuestos más simples en los que se da esta circunstancia:

- a) Etano (C_2H_6) b) Eteno (C_2H_4) c) Etino (C_2H_2).



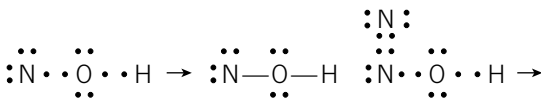
40. El BF_3 y el NF_3 son compuestos de fórmula muy parecida. Sin embargo, uno cumple la regla del octeto y el otro no. Explícalo.

La justificación está en la estructura de Lewis de estas sustancias:

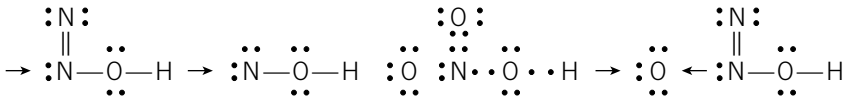


41. El nitrógeno forma tres oxoácidos, el hiponitroso, el nitroso y el nítrico. Escribe la representación de Lewis de cada uno.

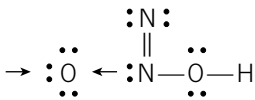
Ácido hiponitroso



Ácido nitroso

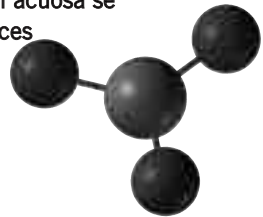


Ácido nítrico



42. Los siguientes compuestos son sales que en disolución acuosa se disocian en su anión y su catión. Indica todos los enlaces que se dan en cada uno de los siguientes compuestos:

- NH_4Cl
- $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- MgBr_2
- NaHCO_3

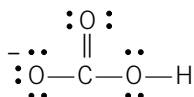


- Enlace iónico entre el anión (Cl^-) y el catión (NH_4^+). El catión está formado por una molécula de amoníaco (NH_3) que se une mediante un enlace covalente dativo a un protón (H^{1+}). En la molécula de amoníaco el N está unido a 3 átomos de H mediante enlaces covalentes.
- Enlace iónico entre el catión (Ca^{2+}) y el anión (NO_3^-). Los enlaces entre los átomos del ion nitrato se indican en la página 128 del libro.

El enlace químico

- c) Enlace iónico entre el catión (Mg^{2+}) y el anión (Br^-).
 d) Enlace iónico entre el catión (Na^+) y el anión, el ión bicarbonato (HCO_3^-).

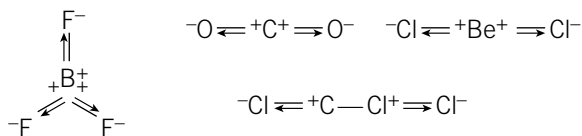
Anión bicarbonato



43. Todas las moléculas que se indican a continuación son apolares. Estudia la geometría de sus enlaces:

- a) BF_3 b) CO_2 c) BeCl_2 d) C_2Cl_2

En todos los casos los enlaces son polares. Por tanto, las moléculas tienen que ser perfectamente simétricas para que la suma de los momentos dipolares de todos los enlaces sea cero:



44. La molécula de CO_2 es apolar y la de SO_2 es polar. ¿Qué puedes decir de la geometría de sus enlaces?

En ambos casos es una molécula en la que un átomo central se une a otros dos átomos más electronegativos que él. Cada uno de los enlaces ($\text{C}=\text{O}$ en un caso y $\text{S}=\text{O}$ en el otro) es polar. En consecuencia, la molécula de CO_2 debe ser lineal, y la de SO_2 , angular.

45. Copia en tu cuaderno y completa el cuadro siguiente:

Tipos de enlaces entre átomos			
Se da cuando se combinan átomos con electronegatividad			
Los átomos adquieren la configuración de gas noble			
Ejemplo			

Tipos de enlaces entre átomos	Iónico	Covalente	Metálico
Se da cuando se combinan átomos con electronegatividad	Muy dispar	Parecida y alta	Parecida y alta
Los átomos adquieren la configuración de gas noble	Uno ganando electrones y el otro, cediendo electrones	Compartiendo electrones	Cediendo los electrones de valencia que estabilizan los cationes que se forman
Ejemplo	CaCl ₂	SO ₂	Ag

46. Observa la tabla de electronegatividades de la página 98 y ordena los siguientes enlaces covalentes según su polaridad. Indica en cada caso cuál es el elemento que lleva la carga parcial negativa:

- a) Cl—S c) C—H e) B—H
 b) Cl—F d) B—Cl

Enlace	Cl—S		C—H		B—H		S—N		Si—O	
Elemento	Cl	S	Cl	F	C	H	B	Cl	B	H
EN	3,16	2,58	3,16	3,98	2,55	2,20	2,04	3,16	2,04	2,20
Carga parcial	-	+	+	-	-	+	+	-	+	-
Diferencia EN	0,58		0,82		0,35		1,12		0,16	

La polaridad del enlace depende de la diferencia de electronegatividades. Ordenados desde el más polar al menos polar:



47. El diamante y el grafito están formados exclusivamente por átomos de carbono. Explica por qué el diamante es un material muy duro y aislante eléctrico y el grafito se separa en láminas y es un material conductor de la electricidad.

Los electrones están comprometidos en enlaces covalentes localizados, formando una red cristalina. Por eso es un material aislante, porque no hay posibilidad de movimiento en los electrones; y muy duro, porque para rayarlo hay que romper enlaces covalentes entre átomos de C.

En el grafito, cada átomo de C forma tres enlaces covalentes con otros tres átomos de C y le queda 1 electrón que puede formar parte de una nube electrónica que se extiende por todo el cristal. Estos electrones

El enlace químico

se pueden mover bajo la acción de un campo eléctrico. Por eso el grafito es un material conductor. El grafito se puede separar en láminas porque solo están unidos mediante enlaces covalentes los átomos de C de cada plano; los de un plano y el siguiente están unidos por medio de la nube electrónica, que da lugar a un enlace mucho más débil.

- 48. Habitualmente identificamos los cristales como materiales transparentes, frágiles y duros. Esto es válido para un cristal de cloruro de sodio y un cristal de diamante, pero no para un cristal de plata. Explica este hecho.**

Esto sucede con los cristales iónicos o de sólidos covalentes, como el diamante, en los que las partículas que los forman (iones de distinto signo o átomos) ocupan posiciones muy concretas y tratar de que se aproximen o se separen obliga a que aparezcan repulsiones o que haya que vencer la atracción entre iones en la red cristalina o en enlace covalente entre átomos. En los cristales metálicos los electrones de valencia forman una especie de nube que evita que aparezcan repulsiones nuevas cuando tratamos de rayarlo o golpearlo y absorbe parte de la luz con que se iluminan, impidiendo que sean transparentes.

- 49. ¿A qué se refiere la carga parcial que tienen algunos átomos en los compuestos covalentes? ¿Los átomos de los compuestos iónicos también tienen carga parcial?**

Cuando se unen mediante enlace covalente átomos con electronegatividades diferentes, uno de ellos tiene más tendencia a llevarse sobre sí los electrones del enlace; sobre él aparecerá una carga parcial negativa, debido a que los electrones están más próximos a él, pero no llega a ser una carga real porque no llega a arrancar los electrones al otro elemento, que adquiere una carga parcial positiva.

Cuando la diferencia de electronegatividades es muy grande, uno de los átomos llega a arrancar electrones al otro y adquiere una carga total, convirtiéndose ambos en iones.

- 50. Una molécula que solo tiene enlaces apolares es apolar. ¿Se puede decir que una molécula que solo tiene enlaces polares es polar?**

No. Una molécula con enlaces polares puede ser apolar si la suma vectorial de los momentos dipolares de cada uno de sus enlaces es cero; esto puede suceder si la geometría de la molécula es apropiada.

- 51. Piensa en el tipo de enlace que se da entre sus átomos y determina cuáles de las siguientes son fórmulas empíricas y cuáles fórmulas moleculares:**

- | | | |
|--------------------|--------------------|-----------------|
| a) SCl_2 | d) AlCl_3 | g) TeO |
| b) MgCl_2 | e) SiO_2 | h) RbI |
| c) BF_3 | f) BaO | i) BrI |

- Si se unen átomos con electronegatividades parecidas y altas se forma una sustancia covalente y su fórmula es molecular. Esto sucede con: a) SCl_2 , c) BF_3 , e) SiO_2 , g) TeO , j) BrI .
- Si se unen átomos con electronegatividades muy dispares se forma una sustancia iónica y su fórmula es empírica. Esto sucede con: b) MgCl_2 , d) AlCl_3 , f) BaO , h) RbI .

52. Razona si las frases siguientes son correctas o no:

- Las sustancias que forman cristales son sólidas a temperatura ambiente.**
- Las sustancias que forman cristales no conducen la electricidad.**
- Las sustancias que forman cristales están formadas por átomos de electronegatividad parecida.**
- Las sustancias que forman cristales son duras.**
- Las sustancias que forman cristales tienen una estructura interna perfectamente ordenada.**

- Cierto, porque habrá muchas partículas fuertemente unidas y para separarlas y que cambien de estado hay que comunicar energía considerable.
- Falso. Los cristales metálicos conducen la electricidad, y los iónicos la conducen cuando se disuelven o están en estado líquido.
- Falso. Esto sucede con los cristales metálicos o de sólidos covalentes como el diamante. Si el cristal es iónico, estará formado por átomos con electronegatividad muy distinta.
- Es falso en el caso de los cristales metálicos en los que la nube de electrones permite que se puedan deslizar unos planos sobre otros o abrir espacios entre átomos (rayar) sin grandes dificultades.
- Cierto; es una característica de las sustancias cristalinas.

53. Contesta:

- ¿Se pueden unir dos átomos de un mismo elemento?**
- ¿Cómo será el enlace entre ellos?**

Sí. Podrán formar enlaces covalentes o metálicos; nunca enlaces iónicos.

54. ¿Es correcta la afirmación de que los compuestos iónicos se disuelven en disolventes polares, y los covalentes, en disolventes apolares?

Los compuestos iónicos que se disuelven lo hacen en disolventes polares, pues son los únicos en los que las interacciones ion-dipolo (de la molécula de disolvente) pueden compensar la energía de red. Hay compuestos iónicos que no se disuelven.

Los compuestos covalentes se disuelven en disolventes de polaridad parecida a la del compuesto.

El enlace químico

55. Con frecuencia un compuesto tiene propiedades muy distintas de los elementos que lo forman. Por ejemplo, el agua, una sustancia líquida a temperatura ambiente, está formada por oxígeno e hidrógeno, dos sustancias gaseosas a temperatura ambiente y que hay que someter a bajas temperaturas y altas presiones para conseguir licuarlas. Explica todas estas características estudiando el enlace en cada una de esas sustancias.

En la molécula de agua $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ hay enlaces covalentes polares. Las moléculas se pueden unir entre sí por enlaces de H, un enlace intermolecular relativamente fuerte, lo que hace que aparezca en estado líquido a temperatura ambiente.

El hidrógeno y el oxígeno forman moléculas covalentes apolares $\text{H}-\text{H}$, $\text{O}=\text{O}$. Como los átomos son de pequeño tamaño, las fuerzas que se pueden establecer entre sus moléculas son muy débiles; por eso solo se licuarán a temperaturas muy bajas y presiones muy altas.

56. Explica por qué se puede estirar en láminas un cristal metálico (se dice que los metales son maleables) y no se puede hacer lo mismo con un cristal iónico.

Al desplazar unos sobre otros los planos de un cristal metálico, la nube de electrones evita que aparezcan nuevas repulsiones, algo que sucede si intentamos desplazar los planos de un cristal iónico. (Observar las figuras 5.12 y 5.28 del libro de texto.)

57. Completa las frases:

- Los metales son conductores de primera especie porque conducen la electricidad por el movimiento de _____.
 - Los compuestos iónicos son conductores de segunda especie porque conducen la electricidad por el movimiento de _____.
- Los metales son conductores de primera especie porque conducen la electricidad por el movimiento de **electrones**.
 - Los compuestos iónicos son conductores de segunda especie porque conducen la electricidad por el movimiento de **iones**.

58. Los compuestos iónicos y los metales conducen la electricidad. Explica si cada uno de ellos la conduce en estado sólido y en estado líquido.

Los compuestos iónicos no conducen la electricidad en estado sólido y sí lo hacen en estado líquido. La razón es que en estado sólido los iones ocupan posiciones fijas en la red cristalina y no se pueden mover, lo que sí pueden hacer en estado líquido.

Los metales conducen la electricidad tanto en estado sólido como líquido. La razón está en que esta conducción se realiza por los electrones de valencia que estabilizan los iones metálicos positivos, tanto en el metal sólido como líquido.

59. Ten en cuenta los datos de las energías de enlace y explica por qué cuando se calienta agua sus moléculas pasan al estado de vapor pero se mantienen los átomos de hidrógeno unidos al átomo de oxígeno.

La energía del enlace covalente es mucho mayor que la del enlace de hidrógeno (véase la tabla en el margen de la página 120). Cuando se calienta agua se rompen los enlaces entre sus moléculas, que pasan al estado de vapor; por calentamiento habitual no llegan a romperse los enlaces covalentes entre los átomos de O y de H.

60. El etanol ($\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{OH}$) tiene un punto de ebullición de $78\text{ }^\circ\text{C}$, mientras que el éter etílico ($\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$) tiene un punto de ebullición de $-25\text{ }^\circ\text{C}$. Explica a qué se debe esa diferencia si ambas sustancias tienen una masa parecida.

Entre las moléculas de etanol se forman enlaces de H, mientras que entre las de éter solo se forman enlaces dipolo-dipolo, unas fuerzas mucho más débiles que las anteriores, y por eso esta sustancia tiene un punto de ebullición tan bajo.

61. El enlace de hidrógeno en el agua es el que le confiere sus propiedades físicas. ¿Cómo crees que sería el punto de ebullición del agua si no existiese el enlace de hidrógeno? Piensa en algún cambio que se produciría en tu cuerpo si eso fuese así.

De acuerdo con la gráfica de la figura 5.30, sería del orden de $-50\text{ }^\circ\text{C}$. A temperatura ambiente el agua se encontraría en estado gaseoso. La mayor parte de nuestro cuerpo es agua; por tanto, la vida no se podría desarrollar como la conocemos.

62. Completa las frases:

- a) Los patines de hielo tienen una cuchilla que facilita el deslizamiento. La presión hace que _____ el hielo que está debajo de la cuchilla y el rozamiento _____.
- b) Cuando nos movemos, la presión _____ y el suelo vuelve a _____.
- a) Los patines de hielo tienen una cuchilla que facilita el deslizamiento. La presión hace que **funda** el hielo que está debajo de la cuchilla y el rozamiento **disminuye**.
- b) Cuando nos movemos, la presión **desaparece** y el suelo vuelve a **congelarse**.

63. ¿En cuáles de las siguientes sustancias se puede dar enlace de hidrógeno?

- | | |
|---------------------------------|-------------------|
| a) NF_3 | e) HCOH |
| b) $\text{CH}_3\text{—NH}_2$ | f) HCOOH |
| c) CH_4 | g) HCl |
| d) $\text{CH}_3\text{—CO—CH}_3$ | h) HNa |

El enlace químico

El enlace de H se forma en moléculas covalentes que presentan enlaces $-O-H$ o $-N-H$. Esto sucede en las siguientes: b) CH_3-NH_2 , f) $HCOOH$.

64. Observa los datos siguientes y completa las frases que aparecen a continuación:

Sustancia	HCl	HBr	HI
T. fusión	- 114 °C	- 87 °C	- 51 °C

- a) Cuando las moléculas están unidas por enlace _____ el punto de fusión de las sustancias _____ al _____ su masa molar.

Sustancia	F_2	Cl_2	Br_2	I_2
T. fusión	-220 °C	-101 °C	-7 °C	114 °C

- b) Cuando las moléculas están unidas por enlace _____ el punto de fusión de las sustancias _____ al _____ su masa molar.
- c) Cuando un conjunto de moléculas están unidas por enlaces del mismo tipo, el punto de _____ y el punto de _____ aumenta al _____ su _____.
- a) Cuando las moléculas están unidas por enlace **dipolo-dipolo** el punto de fusión de las sustancias **aumenta** al **aumentar** su masa molar.
- b) Cuando las moléculas están unidas por enlace **dipolo instantáneo-dipolo inducido** el punto de fusión de las sustancias **aumenta** al **aumentar** su masa molar.
- c) Cuando un conjunto de moléculas están unidas por enlaces del mismo tipo, el punto de **fusión** y el punto de **ebullición** aumenta al **aumentar** su **masa molar**.

65. Lo que se conoce como nieve carbónica es CO_2 en estado sólido. Se utiliza para producir efectos especiales, ya que cuando se abre el recipiente que la contiene sale una nube de gas blanco. Analiza la molécula de CO_2 y explica por qué se produce el cambio de estado que se observa.

En la molécula de $O=C=O$ hay dos enlaces covalentes polares pero, como su geometría es lineal, es una molécula apolar. Las fuerzas intermoleculares son muy débiles, de ahí que para solidificarla hay que someterla a fuertes presiones y bajas temperaturas. Cuando se abre el recipiente que contiene la nube carbónica, se encontrará a temperatura y presión ambiental, lo que hace que desaparezcan las fuerzas entre las moléculas y pase rápidamente al estado gaseoso.

66. El agua (H₂O), el alcohol metílico (CH₃OH) y el cloroformo (CHCl₃) son tres líquidos de aspecto muy parecido. Sin embargo, el agua se mezcla muy bien con el alcohol y es inmisible con el cloroformo. Estudia las moléculas de estas sustancias y explica a qué puede ser debido.

Entre el agua y el alcohol se pueden formar enlaces del H, igual a los que existen entre las moléculas de agua entre sí y entre las moléculas de alcohol entre sí. La molécula de cloroformo es polar, pero no permite la formación de enlaces de hidrógeno; por eso no se mezcla con el agua. Lo semejante se disuelve en lo semejante.

67. Los elementos del grupo 14 forman compuestos con el oxígeno que tienen forma similar, pero propiedades muy diferentes. Fíjate en estos compuestos:

- CO₂ • SiO₂ • SnO₂

Ahora copia la tabla en tu cuaderno y completa:

	CO ₂	SiO ₂	SnO ₂
Tipo de enlace entre sus átomos			
Estado físico a temperatura ambiente			
¿Forma moléculas?			
¿Forma cristales?			

La clave está en la diferencia de electronegatividades entre los átomos que se enlazan:

	CO ₂	SiO ₂	SnO ₂
Tipo de enlace entre sus átomos	Covalente	Covalente	Iónico
Estado físico a temperatura ambiente	Gas	Sólido	Sólido
¿Forma moléculas?	Sí	No	No
¿Forma cristales?	No	Sí	Sí

68. Relaciona los siguientes compuestos con la propiedad más adecuada:

AlCl₃

Xe

BH₃

H₂O

I₂

Sn

- Sólido a temperatura ambiente, sublima con facilidad.
- Conduce la electricidad en estado sólido.
- El líquido es más denso que el sólido.
- Es una molécula deficiente en electrones.
- Su cristal es muy duro.
- Es un gas formado por átomos aislados.

El enlace químico

AlCl₃	→	<input type="checkbox"/> Sólido a temperatura ambiente, sublima con facilidad.
Xe	→	<input type="checkbox"/> Conduce la electricidad en estado sólido.
BH₃	→	<input type="checkbox"/> El líquido es más denso que el sólido.
H₂O	→	<input type="checkbox"/> Es una molécula deficiente en electrones.
I₂	→	<input type="checkbox"/> Su cristal es muy duro.
Sn	→	<input type="checkbox"/> Es un gas formado por átomos aislados.

69. Explica por qué puedes cortar un filete con un cuchillo y no puedes cortar el tenedor con el cuchillo.

El filete está formado por sustancias covalentes, y cortar un filete significa romper fuerzas intermoleculares. Para cortar el tenedor tendremos que romper el cristal metálico. El enlace metálico es mucho más fuerte que las fuerzas intermoleculares.

70. Señala todos los enlaces que existen cuando el CaCl₂ se disuelve en agua.

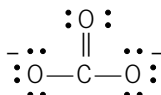
El CaCl₂ es un compuesto iónico. Cuando se disuelve en agua, cada uno de estos iones se rodean de moléculas de agua, dando lugar a interacciones ión-dipolo. La molécula de agua es polar y orienta su polo positivo en torno al ion negativo (Cl⁻), y su polo negativo, en torno al ion positivo (Ca²⁺).

71. Señala todos los enlaces que existen cuando el Na₂CO₃ se disuelve en agua.

El Na₂CO₃ es un compuesto iónico. Cuando se disuelve en agua, cada uno de estos iones se rodean de moléculas de agua dando lugar a interacciones ión-dipolo. La molécula de agua es polar y orienta su polo positivo en torno al ion negativo (CO₃²⁻), y su polo negativo, en torno al ion positivo (Na⁺).

Por lo que respecta al ion carbonato, los átomos de O están unidos al átomo de C mediante enlaces covalentes, del modo siguiente:

Anión carbonato

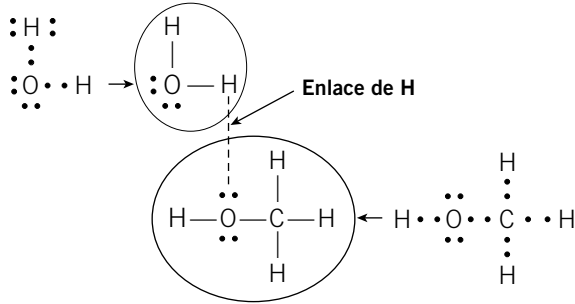


72. Señala todos los enlaces que existen cuando el metanol (CH₃OH) se disuelve en agua.

El metanol es una molécula covalente en la que el C actúa de átomo central. El agua también es una molécula covalente en la que los dos átomos de H están unidos a un átomo de O. Ambas sustancias tienen

enlace $-O-H$, lo que indica que pueden formar enlaces de H entre ellas, además del enlace de H que se establece entre moléculas de agua y el que se establece entre moléculas de metanol:

Molécula de agua



Molécula de metanol

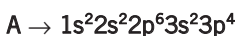
73. Las manchas de grasa son difíciles de limpiar con agua. Cuando las llevamos a la tintorería las limpian en seco con disolventes derivados del petróleo, a base de carbono e hidrógeno. Teniendo esto en cuenta, discute si las moléculas de grasa son polares o apolares.

Los disolventes derivados del petróleo, a base de C e H son moléculas apolares. Por tanto, las grasas deben ser sustancias apolares, ya que lo semejante se disuelve en lo semejante. En agua solo se disuelven las sustancias polares.

74. El diamante es el material más duro que existe. Utiliza este dato para justificar que el enlace covalente entre átomos de carbono es más fuerte que los enlaces entre iones.

Si el diamante es el material más duro que existe, es capaz de rayar cualquier otro material, incluidos los cristales iónicos. Esto determina que la fuerza que mantiene unidos a los átomos de C del diamante es mayor que la que mantiene a los iones en la red cristalina.

75. Las configuraciones electrónicas de los átomos son:



Estudia:

- La fórmula del compuesto que resulta cuando se combinan A y B.
- El tipo de enlace que se da entre ellos.
- El estado físico en que se encontrará a temperatura ambiente.
- Su capacidad para conducir la electricidad.

El enlace químico

- a) AB_2 .
- b) Covalente, pues los dos necesitan captar electrones para alcanzar la configuración de gas noble.
- c) Probablemente líquido. Se formarán una molécula polar de tamaño no pequeño.
- d) No conduce la electricidad porque todos los electrones pertenecen a un átomo o a enlaces localizados

76. Relaciona la propiedad con el tipo de enlace al que corresponde:

Iónico

Ion-dipolo

Dipolo instantáneo-dipolo inducido

Metálico

Enlace de H

Dipolo-dipolo

Covalente

- Las especies que se enlazan son iones.
- Forma cristales.
- Da lugar a sustancias sólidas a temperatura ambiente.
- Forma moléculas.
- Enlace entre átomos.
- Enlace entre moléculas.
- Solo aparece cuando existen enlaces $O-H$, $N-H$ y $F-H$.
- Se da entre moléculas apolares.
- Es el enlace más débil.
- Enlace responsable de la disolución de compuestos iónicos.
- Origina sustancias que conducen la electricidad.
- Origina sustancias blandas que se pueden rayar con la uña.
- Es el enlace intermolecular más fuerte.
- Las sustancias que lo forman se disuelven en agua.

Iónico: 1, 2, 11, 14 (a veces).

Ion-dipolo: 10, 14.

Dipolo instantáneo-dipolo inducido: 6, 8, 9, 12.

Metálico: 2, 3, 5, 11.

Enlace de H: 6, 7, 12, 13, 14.

Dipolo-dipolo: 6, 12.

Covalente: 2 (En ocasiones, como el diamante). 4 (La mayoría de las veces). 5.

6

La reacción química

PRESENTACIÓN

En esta unidad el alumnado aprenderá a hacer cálculos estequiométricos de forma sistemática. Se presentará una casuística que permita abordar las dificultades de manera diferencial y graduada y se hará especial insistencia en los procedimientos de cálculo.

De forma cualitativa, nos aproximaremos al estudio microscópico de las reacciones químicas para entender cómo sucede y cómo se puede alterar su curso en función de los distintos intereses.

Consideramos muy interesante que el alumnado conozca algunas reacciones que tienen una gran incidencia en su entorno vital y pueda aplicar a esos casos los procedimientos que ha aprendido a lo largo de la unidad. Muchos de los casos analizados en la unidad se referirán a reacciones de ese tipo.

OBJETIVOS

- Reconocer cuándo se produce una reacción química identificando todas las sustancias que participan en ella.
- Ser capaz de proponer algún método para alterar el curso de una reacción (acelerándola o retardándola).
- Manejar con soltura los balances de materia en las reacciones químicas.
- Ser capaz de hacer cálculos en reacciones cuyas sustancias participantes se encuentren en cualquier estado físico o en disolución.
- Trabajar con reacciones en las que participen sustancias con un cierto grado de riqueza o que transcurran con un rendimiento inferior al 100 %. Comprender el alcance del concepto «reactivo limitante».
- Realizar balances energéticos derivados de reacciones químicas.
- Ser capaz de aplicar lo aprendido a reacciones que se producen en el entorno próximo del alumnado (en su hogar o el medioambiente).

CONTENIDOS

Conceptos

- La reacción química como cambio que experimenta la materia.
- Interpretación microscópica de la reacción química.
- Factores que influyen en la velocidad de una reacción química; posibilidad de alterarlos.
- La ecuación química como representación analítica de una reacción.
- Cálculos de materia en las reacciones químicas.
- Cálculos energéticos en las reacciones químicas.
- Tipos de reacciones químicas.
- Reacciones químicas de interés biológico, industrial y medioambiental.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Plantear la ecuación de una reacción química y balancearla por tanteo.
- Obtener el equivalente en mol de cierta cantidad de sustancia cualquiera que sean las unidades en las que se presente.
- Realizar balances de materia y energía relativos a una reacción química.
- Manejar con soltura los conceptos de riqueza, rendimiento y reactivo limitante.
- Reproducir reacciones sencillas en el laboratorio y adiestrarse en el reconocimiento de la aparición de nuevas sustancias.

Actitudes

- Comprender el papel de la química en la construcción de un futuro sostenible y nuestra contribución personal y ciudadana a esa tarea.
- Adquirir responsabilidad en el trabajo de laboratorio, tanto en el cuidado del material como en la estrecha vigilancia de las reacciones que se llevan a cabo.

EDUCACIÓN EN VALORES

1. Educación para la salud

En esta unidad se tratan las reacciones ácido-base, algunas de las cuales tienen consecuencias para el estado físico de las personas. Se practica con ejemplos que simulan el empleo de antiácidos para contrarrestar la acidez de estómago y se comenta la importancia del pH en los productos cosméticos.

Desde el punto de vista energético se hacen cálculos relativos a las calorías que aporta el consumo de una determinada cantidad de azúcar con la intención de que el alumnado comprenda de dónde procede este dato que se incluye en la información de muchos de los alimentos que consumimos.

2. Educación medioambiental

Muchas reacciones químicas originan sustancias que tienen graves consecuencias para el entorno, como las reacciones de combustión. Paralelamente, tirar sustancias de forma incontrolada puede alterar el medioambiente de forma significativa. Es fundamental hacer ver al alumnado que, además de la importancia del papel

de los gobernantes, dictando leyes y vigilando su cumplimiento, y el de las industrias, siendo escrupulosos en el cumplimiento de esas leyes, también es muy relevante el de la ciudadanía que, con su comportamiento, puede llevar a cabo gran cantidad de pequeñas actuaciones que, en conjunto, suponen importantes agresiones en el entorno.

3. Educación para el consumidor

En nuestra faceta de consumidores con frecuencia nos manejamos con productos que sufren reacciones químicas. Dependiendo del caso, nos interesará retrasarlas (por ejemplo, para conservar los alimentos en buen estado durante el mayor tiempo posible) o acelerarlas (para cocinarlos o transformar sustancias). Conocer el modo en que se producen las reacciones químicas a nivel microscópico nos puede ayudar a buscar las condiciones idóneas para alterar su velocidad.

Paralelamente, conocer la reacción mediante la que actúa una sustancia nos puede ayudar a elegir y comprar el producto idóneo para un fin, que no siempre coincide con lo que las técnicas de venta nos presentan.

4. Educación no sexista

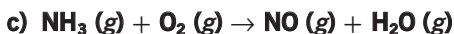
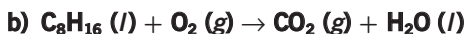
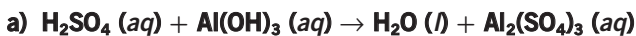
Abordar el estudio de los productos de limpieza y los productos cosméticos desde el punto de vista del proceso ácido-base que comprenden contribuye a dar una visión de estas tareas alejada de la cuestión del género al que habitualmente se atribuyen esas tareas. Se trata de interesar a todo el alumnado, chicos y chicas, en conocer cuál es el producto más adecuado para una finalidad, con la intención de que todos lo utilicen del modo más eficiente posible.

Igualmente, cuando se habla de los problemas medioambientales asociados al mal uso de los carburantes, o a los vertidos irresponsables, se intenta sensibilizar a todos para que sean ciudadanos responsables del entorno en el que se desenvuelven.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Escribir la ecuación química ajustada de todas las sustancias que participan en una reacción.
2. Predecir factores o condiciones que modifiquen la velocidad a la que se produce una reacción química concreta. Aplicarlo a reacciones que transcurran en el entorno próximo de los alumnos o que tengan interés industrial o medioambiental.
3. Hacer balances de materia y energía en una reacción química, cualquiera que sea el estado en que se encuentren las sustancias.
4. Hacer cálculos estequiométricos de reacciones en las que intervengan reactivos con un cierto grado de pureza y con un rendimiento inferior al 100 %.
5. Realizar cálculos estequiométricos en procesos con un reactivo limitante.
6. Identificar el tipo de reacción que tiene lugar en un proceso del entorno próximo del alumno. Por ejemplo, procesos ácido-base (empleo de antiácidos o productos de limpieza) o procesos de combustión.
7. Analizar una reacción desde el punto de vista de su influencia en la construcción de un futuro sostenible.

1. Ajusta las siguientes reacciones químicas y luego descríbelas con una frase:

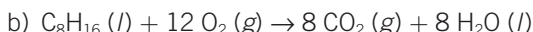


En la primera reacción:

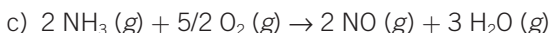
¿Qué cantidad de hidróxido de aluminio necesitas para que reaccione todo el ácido sulfúrico contenido en 20 mL de ácido de 1,96 g/mL de densidad y 85% de riqueza?



3 mol de ácido sulfúrico disuelto reaccionan con 2 mol de hidróxido de aluminio para dar 6 mol de agua y 1 mol de sulfato de aluminio en disolución.



1 mol de $\text{C}_8\text{H}_{16} (l)$ reacciona con 12 mol de gas oxígeno para dar 8 mol de gas dióxido de carbono y 8 mol de agua en estado líquido.



2 mol de amoníaco gaseoso reaccionan con 5/2 mol de gas oxígeno para dar 2 mol de monóxido de nitrógeno gas y 3 mol de agua gas.

La estequiometría de la primera reacción nos permite conocer la proporción en mol en que reaccionan las sustancias. Calculamos la cantidad en mol que representa la cantidad de ácido sulfúrico indicada:

$$20 \text{ mL de H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial} \cdot \frac{1,96 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 39,2 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}$$

$$\begin{aligned} 39,2 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial} \cdot \frac{85 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}}{100 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}} &= \\ &= 33,32 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puro} \end{aligned}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 33,32 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} = 0,34 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

$$0,34 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3}{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 0,23 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3$$

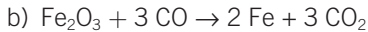
$$M[\text{Al}(\text{OH})_3] = 27 + 3 \cdot (16 + 1) = 78 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\begin{aligned} \rightarrow 0,23 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3 \cdot \frac{78 \text{ g de Al}(\text{OH})_3}{1 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3} &= \\ &= 17,94 \text{ g de Al}(\text{OH})_3 \text{ se necesitan} \end{aligned}$$

2. Escribe y ajusta la ecuación química de las siguientes reacciones:

- a) El amoníaco reacciona con el ácido sulfúrico para dar sulfato de amonio.
 b) Cuando el óxido de hierro (III) reacciona con el monóxido de carbono se obtiene hierro metálico y se libera dióxido de carbono.

Calcula la cantidad de óxido de hierro (III) de riqueza 65 %, que se necesita para obtener 32 g de hierro metálico.



La estequiometría de la segunda reacción nos permite conocer la proporción en mol en que reaccionan las sustancias. Calculamos la cantidad en mol que representa la cantidad de hierro:

$$32 \text{ g de Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55,8 \text{ g de Fe}} = 0,57 \text{ mol de Fe} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,57 \text{ mol de Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol de Fe}} = 0,29 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3$$

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 16 = 159,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

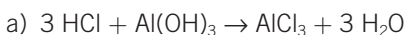
$$\rightarrow 0,29 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{159,6 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3} = 46,3 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

Dado que estamos utilizando un óxido de hierro (III) del 65 % de riqueza:

$$46,3 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{100 \text{ g de óxido de partida}}{65 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3} = 71,21 \text{ g de óxido de partida}$$

3. La acidez de estómago se debe a un exceso en la producción de HCl por parte de nuestro organismo. Para contrarrestarla podemos tomar una lechada de hidróxido de aluminio que reacciona con el ácido dando cloruro de aluminio y agua.

- a) Escribe la reacción que tiene lugar.
 b) Calcula los gramos de hidróxido de aluminio que hay que tomar para neutralizar 10 mL de HCl 1,25 M.
 c) Calcula los gramos de cloruro de aluminio que se forman.



La estequiometría de la reacción nos permite conocer la proporción en mol en que reaccionan las sustancias. Calculamos la cantidad en mol que representa la cantidad de HCl indicada:

$$10 \cdot 10^{-3} \text{ L de HCl} \cdot \frac{1,25 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ L de HCl}} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HCl}$$

La reacción química

$$b) 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \cancel{\text{HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al(OH)}_3}{3 \text{ mol de } \cancel{\text{HCl}}} = 4,17 \cdot 10^{-4} \text{ mol de Al(OH)}_3$$

$$M[\text{Al(OH)}_3] = 27 + 3 \cdot (16 + 1) = 78 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 4,17 \cdot 10^{-4} \text{ mol de } \cancel{\text{Al(OH)}_3} \cdot \frac{78 \text{ g de Al(OH)}_3}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{Al(OH)}_3}} =$$

$$= 3,25 \cdot 10^{-2} \text{ g} = 32,5 \text{ mg de Al(OH)}_3 \text{ se neutralizan}$$

$$c) 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \cancel{\text{HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de AlCl}_3}{3 \text{ mol de } \cancel{\text{HCl}}} = 4,17 \cdot 10^{-4} \text{ mol de AlCl}_3$$

$$M(\text{AlCl}_3) = 27 + 3 \cdot 35,5 = 133,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 4,17 \cdot 10^{-4} \text{ mol de } \cancel{\text{AlCl}_3} \cdot \frac{133,5 \text{ g de AlCl}_3}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{AlCl}_3}} =$$

$$= 5,57 \cdot 10^{-2} \text{ g} = 55,7 \text{ mg de AlCl}_3 \text{ se forman}$$

4. Cuando se calienta el clorato de potasio se desprende oxígeno y queda un residuo de cloruro de potasio. Calcula:

a) La cantidad de clorato que se calentó si el oxígeno que se obtuvo, recogido en un recipiente de 5 L a la temperatura de 80 °C, ejercía una presión de 3,5 atm.

b) Los gramos de cloruro de potasio que se obtuvieron.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

KClO ₃	→	3/2 O ₂	+	KCl
1 mol de clorato de potasio	se descompone y da	3/2 mol de oxígeno	y	1 mol de cloruro de potasio
		5 L, 80 °C, 3,5 atm		

3. Expresamos en mol la cantidad de oxígeno. Como es un gas, utilizamos la ecuación:

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{3,5 \text{ atm} \cdot 5 \cancel{\text{ L}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{ K}}} \cdot (273 + 80) \cancel{\text{ K}}} = 0,6 \text{ mol de O}_2$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen.

$$a) 0,6 \cancel{\text{ mol de O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de KClO}_3}{3/2 \cancel{\text{ mol de O}_2}} = 0,4 \text{ mol de KClO}_3$$

$$M(\text{KClO}_3) = 39,1 + 35,5 + 3 \cdot 16 = 122,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,4 \cancel{\text{ mol de KClO}_3} \cdot \frac{122,6 \text{ g de KClO}_3}{1 \cancel{\text{ mol de KClO}_3}} = 49 \text{ g de KClO}_3$$

$$b) 0,6 \cancel{\text{ mol de O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de KCl}}{3/2 \cancel{\text{ mol de O}_2}} = 0,4 \text{ mol de KCl}$$

$$M(\text{KCl}) = 39,1 + 35,5 = 74,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,4 \cancel{\text{ mol de KCl}} \cdot \frac{74,6 \text{ g de KCl}}{1 \cancel{\text{ mol de KCl}}} = 29,8 \text{ g de KCl}$$

5. Cuando un hidrocarburo reacciona con una cantidad limitada de oxígeno se produce monóxido de carbono y agua.

- Escribe la reacción en la que el propano (C_3H_8) se transforma en monóxido de carbono.
- ¿Qué volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, reacciona con 4 L de propano a 2 atm y 25 °C?
- ¿Qué volumen de monóxido de carbono se obtendrá, medido en condiciones normales?

- Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
- Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conozcamos.

C_3H_8	+	$7/2 \text{ O}_2$	→	3 CO	+	4 H ₂ O
1 mol de propano	reacciona con	$7/2$ mol de oxígeno	para dar	3 mol de monóxido de carbono	y	4 mol de agua
4 L, 2 atm, 25 °C						

- Expresamos en mol la cantidad de propano. Como es un gas, utilizamos la ecuación:

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{2 \cancel{\text{ atm}} \cdot 4 \cancel{\text{ L}}}{0,082 \frac{\cancel{\text{ atm}} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{ K}}} \cdot (273 + 25) \cancel{\text{ K}}} = 0,33 \text{ mol de C}_3\text{H}_8$$

- La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen:

La reacción química

$$a) 0,33 \cancel{\text{ mol de C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{7/2 \text{ mol de O}_2}{1 \cancel{\text{ mol de C}_3\text{H}_8}} = 1,15 \text{ mol de O}_2$$

En C.N. 1 mol de un gas ideal ocupa 22,4 L. Por tanto:

$$1,15 \cancel{\text{ mol de O}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \cancel{\text{ mol}}} = 25,8 \text{ L de O}_2$$

$$b) 0,33 \cancel{\text{ mol de C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{3 \text{ mol de CO}}{1 \cancel{\text{ mol de C}_3\text{H}_8}} = 0,99 \text{ mol de CO}$$

En C.N. 1 mol de un gas ideal ocupa 22,4 L. Por tanto:

$$0,99 \cancel{\text{ mol de CO}} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \cancel{\text{ mol}}} = 22,2 \text{ L de CO}$$

6. El nitrato de amonio (NH_4NO_3) es una sustancia que se utiliza habitualmente como fertilizante. Bajo la acción de detonadores explota descomponiéndose en nitrógeno, oxígeno y agua, razón por la cual también se utiliza para fabricar explosivos. En un bidón tenemos 0,5 kg de una sustancia que tiene un 80% de riqueza en nitrato de amonio. Si llegase a explotar totalmente, calcula:

a) La presión que ejercería el nitrógeno que se libera si el bidón es de 50 L y la temperatura es de 35 °C.

**b) El volumen de agua que aparecería en el bidón.
Densidad del agua = 1 g/mL.**

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

NH_4NO_3	→	N_2	+	$\frac{1}{2} \text{O}_2$	+	$2 \text{H}_2\text{O}$
1 mol de nitrato de amonio	se descompone para dar	1 mol de nitrógeno	y	1/2 mol de oxígeno	y	2 mol de agua
0,5 kg, 80% en NH_4NO_3						

3. Expresamos en mol la cantidad de nitrato de amonio puro que existe en el bidón:

$$0,5 \cancel{\text{ kg de producto}} \cdot \frac{80 \text{ kg de NH}_4\text{NO}_3 \text{ puro}}{100 \cancel{\text{ kg de producto}}} = 0,4 \text{ kg de NH}_4\text{NO}_3 \text{ puro}$$

$$M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 2 \cdot 14 + 4 \cdot 1 + 3 \cdot 16 = 80 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,4 \cdot 10^3 \cancel{\text{ g de NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de NH}_4\text{NO}_3}{80 \cancel{\text{ g de NH}_4\text{NO}_3}} = 5 \text{ mol de NH}_4\text{NO}_3$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen:

$$\text{a) } \frac{5 \text{ mol de } \cancel{\text{NH}_4\text{NO}_3}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{NH}_4\text{NO}_3}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{N}_2}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{NH}_4\text{NO}_3}} = 5 \text{ mol de } \text{N}_2$$

Utilizamos la expresión de los gases para calcular la presión que ejercerá:

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{5 \cancel{\text{ mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{ atm} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\cancel{\text{ mol}} \cdot \text{ K}} \cdot (273 + 35) \cancel{\text{ K}}}{50 \cancel{\text{ L}}} = 2,53 \text{ atm}$$

$$\text{b) } \frac{5 \text{ mol de } \cancel{\text{NH}_4\text{NO}_3}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{NH}_4\text{NO}_3}} \cdot \frac{2 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{NH}_4\text{NO}_3}} = 10 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$$

Como el agua es un líquido, calculamos la masa equivalente a estos moles y, por medio de la densidad, el volumen que ocupa:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 10 \cancel{\text{ mol de } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{18 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}} = 180 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$$

$$180 \cancel{\text{ g de } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mL de } \text{H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{ g de } \text{H}_2\text{O}}} = 180 \text{ mL de } \text{H}_2\text{O}$$

- 7. El óxido de hierro (III) es un compuesto que se utiliza, entre otras cosas, para fabricar cintas de grabación. Para determinar su riqueza en una muestra se la hizo reaccionar con hidrógeno gaseoso. Como resultado se obtiene hierro y agua. Determina el porcentaje en óxido de hierro (III) si 100 g de muestra consumen 33,6 L de H₂, medidos en condiciones normales. ¿Qué cantidad de hierro se depositará en el proceso?**

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

Fe ₂ O ₃	+	3H ₂	→	2Fe	+	3H ₂ O
1 mol de óxido de hierro (III)	reacciona con	3 mol de hidrógeno	para dar	2 mol de hierro	y	3 mol de agua
100 g de muestra		33,6 L en C.N.				

4. Expresamos en mol la cantidad de hidrógeno. Como es un gas ideal, tenemos en cuenta que cada mol ocupa 22,4 L:

$$33,6 \cancel{\text{ L de } \text{H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \cancel{\text{ L}}} = 1,5 \text{ mol de } \text{H}_2$$

La reacción química

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen:
- a) Inicialmente calculamos la cantidad de Fe_2O_3 que reacciona con esa cantidad de H_2 ; será la cantidad de esa sustancia que contiene la muestra:

$$1,5 \cancel{\text{ mol de H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3}{3 \cancel{\text{ mol de H}_2}} = 0,5 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3$$

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 16 = 159,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,5 \cancel{\text{ mol de Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{159,6 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{1 \cancel{\text{ mol de Fe}_2\text{O}_3}} = 79,8 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

Puesto que esta es la cantidad que hay en 100 g de muestra, concluimos que tiene una riqueza del 79,8 % en Fe_2O_3 .

- b) Para calcular la cantidad de Fe que se deposita:

$$1,5 \cancel{\text{ mol de H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de Fe}}{3 \cancel{\text{ mol de H}_2}} = 1 \text{ mol de Fe} \rightarrow$$

$\rightarrow 55,8 \text{ g de Fe que se depositan}$

- 8. Cuando el yoduro de potasio reacciona con nitrato de plomo (II), se obtiene un precipitado amarillo de yoduro de plomo (II) y otra sustancia. Si se mezclan 25 mL de una disolución 3 M de KI con 15 mL de disolución 4 M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, calcula la cantidad de precipitado amarillo que se obtendrá.**



1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

2 KI	+	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	\rightarrow	PbI_2	+	2 KNO_3
2 mol de yoduro de potasio	reacciona con	1 mol de nitrato de plomo (II)	para dar	1 mol de yoduro de plomo (II)	y	2 mol de nitrato de potasio
25 mL, 3 M		15 mL, 4 M				

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Puesto que conocemos las cantidades de los dos reactivos, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante; determinaremos cuál.

$$25 \cdot 10^{-3} \text{ L de KI} \cdot \frac{3 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{ L}}} = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de KI}$$

$$15 \cdot 10^{-3} \text{ L de Pb(NO}_3)_2 \cdot \frac{4 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{ L}}} = 6 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Pb(NO}_3)_2$$

Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$6 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Pb(NO}_3)_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de KI}}{1 \text{ mol de Pb(NO}_3)_2} = 12 \cdot 10^{-2} \text{ mol de KI}$$

Esta cantidad es mayor que los $7,5 \cdot 10^{-2}$ moles que reaccionan de esta sustancia, por tanto, el reactivo limitante es KI.

4. Calculamos la cantidad de sustancia que se obtiene a partir de la cantidad existente del reactivo limitante. La estequiometría de la reacción permite determinarla:

$$7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de KI} \cdot \frac{1 \text{ mol de PbI}_2}{2 \text{ mol de KI}} = 3,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol de PbI}_2$$

$$M(\text{PbI}_2) = 207,2 + 2 \cdot 126,9 = 461 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$3,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol de PbI}_2 \cdot \frac{461 \text{ g de PbI}_2}{1 \text{ mol de PbI}_2} = 17,29 \text{ g de PbI}_2$$

9. El cadmio reacciona con el ácido nítrico dando nitrato de cadmio e hidrógeno. Se hacen reaccionar 8 g de cadmio con 60 g de HNO₃ 1,5 M. ¿Cuántos gramos de hidrógeno se obtendrán como máximo?

- Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
- Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

Cd	+	2 HNO ₃	→	Cd(NO ₃) ₂	+	H ₂
2 mol de cadmio	reacciona con	2 mol de ácido nítrico	para dar	1 mol de nitrato de cadmio	y	1 mol de hidrógeno
8 g		60 mL, 1,5 M				

- Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Puesto que conocemos las cantidades de los dos reactivos, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante; determinaremos cuál:

$$\bullet 8 \text{ g de Cd} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cd}}{112,4 \text{ g de Cd}} = 7,12 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Cd}$$

$$\bullet 60 \cdot 10^{-3} \text{ L de HNO}_3 \cdot \frac{1,5 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{ L}}} = 9 \cdot 10^{-2} \text{ mol de HNO}_3$$

La reacción química

Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$9 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol de HNO}_3}{\cancel{\text{mol de HNO}_3}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cd}}{2 \cancel{\text{mol de HNO}_3}} = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Cd}$$

Esta cantidad es menor que los $7,12 \cdot 10^{-2}$ moles que reaccionan de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es HNO₃.

4. Calculamos la cantidad de hidrógeno que se obtiene a partir de la cantidad existente del reactivo limitante. La estequiometría de la reacción permite determinarla:

$$9 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol de HNO}_3}{\cancel{\text{mol de HNO}_3}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{2 \cancel{\text{mol de HNO}_3}} = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de H}_2$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \cdot 1 = 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 4,5 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol de H}_2}{\cancel{\text{mol de H}_2}} \cdot \frac{2 \text{ g de H}_2}{1 \cancel{\text{mol de H}_2}} = 0,09 \text{ g de H}_2$$

- 10. Sabemos que cuando un ácido reacciona con una base neutralizan sus efectos. ¿Será suficiente añadir 6 g de hidróxido de calcio a 100 mL de una disolución de ácido nítrico 2 M para tener un medio neutro? Determina si después de la reacción tenemos un medio ácido o básico.**

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos

Ca(OH) ₂	+	2 HNO ₃	→	Ca(NO ₃) ₂	+	2 H ₂ O
1 mol de hidróxido de calcio	reacciona con	2 mol de ácido nítrico	para dar	1 mol de nitrato de calcio	y	1 mol de agua
6 g		100 mL, 2 M				

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Puesto que conocemos las cantidades de los dos reactivos, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante; determinaremos cuál:

$$M[\text{Ca(OH)}_2] = 40,1 + 2 \cdot (16 + 1) = 74,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\bullet \frac{6 \text{ g de Ca(OH)}_2}{\cancel{74,1 \text{ g de Ca(OH)}_2}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2}{\cancel{74,1 \text{ g de Ca(OH)}_2}} = 8,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Ca(OH)}_2$$

$$\bullet 100 \cdot 10^{-3} \frac{\text{L de HNO}_3}{\cancel{\text{L de HNO}_3}} \cdot \frac{2 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{L}}} = 20 \cdot 10^{-2} \text{ mol de HNO}_3$$

Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$20 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \cancel{\text{HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol de } \cancel{\text{HNO}_3}} = 10 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Ca(OH)}_2$$

Esta cantidad es menor que los $8,1 \cdot 10^{-2}$ moles que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es Ca(OH)_2 .

Sobra HNO_3 . Por tanto, tendremos un medio ácido.

- 11. El formol (CH_2O) es un compuesto que se utiliza para fabricar colas de madera. En la industria se obtiene haciendo reaccionar metanol (CH_3OH) con oxígeno, en un proceso en el que también se forma agua. El rendimiento de la operación es del 92 %.**

a) Escribe la ecuación química de la reacción.

b) Determina la masa de formol que se puede obtener a partir de 50 g de metanol.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

CH_3OH	+	$\frac{1}{2} \text{O}_2$	→	CH_2O	+	H_2O
1 mol de metanol	reacciona con	1/2 mol de oxígeno	para dar	1 mol de formol	y	1 mol de agua
50 g						

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan.

$$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 12 + 4 \cdot 1 + 16 = 32 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 50 \text{ g de } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}}}{32 \text{ g de } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}}} = 1,56 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{OH}$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen:

$$1,56 \text{ mol de } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CH}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}}} = 1,56 \text{ mol de } \text{CH}_2\text{O}$$

$$M(\text{CH}_2\text{O}) = 12 + 2 \cdot 1 + 16 = 30 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1,56 \text{ mol de } \cancel{\text{CH}_2\text{O}} \cdot \frac{30 \text{ g de } \cancel{\text{CH}_2\text{O}}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{CH}_2\text{O}}} = 4,68 \text{ g de } \text{CH}_2\text{O}$$

Esta es la cantidad que se obtendría si el proceso fuese con un rendimiento del 100 %. Como no es así, calculamos la cantidad real:

$$4,68 \text{ g de } \cancel{\text{CH}_2\text{O}} \text{ teórico} \cdot \frac{92 \text{ g reales}}{100 \text{ g teórico}} = 4,31 \text{ g de } \text{CH}_2\text{O} \text{ real}$$

- 12. En uno de los pasos para la fabricación del ácido sulfúrico se hace reaccionar dióxido de azufre con oxígeno para producir trióxido de azufre. En una ocasión se mezclaron 11 L de dióxido de azufre a 1,2 atm y 50 °C con oxígeno y se formaron 30 g de trióxido de azufre. Determina el rendimiento de la reacción y las moléculas de oxígeno que han debido reaccionar.**

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

SO ₂	+	$\frac{1}{2}$ O ₂	→	SO ₃
1 mol de dióxido de azufre	reacciona con	1/2 mol de oxígeno	para dar	1 mol de trióxido de azufre
11 L, 1,2 atm y 50 °C				30 g

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Como el SO₂ es un gas, utilizamos la ecuación:

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{1,2 \text{ atm} \cdot 11 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 50) \text{ K}} = 0,5 \text{ mol de SO}_2$$

La estequiometría de la reacción permite calcular los moles de SO₃ que se obtendrían como máximo a partir de esta cantidad:

$$0,5 \text{ mol SO}_2 \rightarrow 0,5 \text{ mol SO}_3$$

$$M(\text{SO}_3) = 32 + 3 \cdot 16 = 80 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,5 \text{ mol de SO}_3 \cdot \frac{80 \text{ g de SO}_3}{1 \text{ mol de SO}_3} = 40 \text{ g de SO}_3$$

Como se obtiene una cantidad inferior, determinamos el rendimiento del proceso:

$$\text{Rto.} = \frac{30 \text{ g reales}}{40 \text{ g teóricos}} \cdot 100 = 75\%$$

Para calcular las moléculas de oxígeno que han reaccionado, debemos calcular los moles utilizando la estequiometría de la reacción:

$$0,5 \text{ mol de SO}_2 \cdot \frac{0,5 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de SO}_2} =$$

$$= 0,25 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} =$$

$$= 1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2$$

13. El butano (C₄H₁₀) es uno de los combustibles más utilizados en el ámbito doméstico. Se quema por acción del oxígeno del aire formando dióxido de carbono y agua. Cada vez que se quema 1 mol de butano se desprenden 2878 kJ. Calcula:

- a) La cantidad de energía que se obtiene cuando se queman los 12,5 kg de butano de una bombona.**
b) Los moles de CO₂ que se vierten a la atmósfera cada vez que se quema una bombona de butano.

- Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos. Tenemos en cuenta la energía que se desprende.
- Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

C ₄ H ₁₀	+	$\frac{13}{2}$ O ₂	→	4 CO ₂	+	5 H ₂ O	+	Energía
1 mol de butano	reacciona con	13/2 mol de oxígeno	para dar	4 mol de dióxido de carbono	y	5 mol de agua	y	2878 kJ
12 kg							30 g	

- Expresamos en mol la cantidad de butano de una bombona y calculamos la energía que se obtiene por su combustión:

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 12 \cdot 10^3 \text{ g de } \cancel{\text{C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g de } \cancel{\text{C}_4\text{H}_{10}}} = 207 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10} \rightarrow$$

$$\rightarrow 207 \text{ mol de } \cancel{\text{C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{2878 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{C}_4\text{H}_{10}}} = 595 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

- La estequiometría nos permite calcular los moles que se vierten a la atmósfera:

$$207 \text{ mol de } \cancel{\text{C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{4 \text{ mol de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{C}_4\text{H}_{10}}} = 828 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

14. Para cocer unos huevos necesitamos 1700 kJ. Calcula qué masa de butano (C₄H₁₀) se debe utilizar para esta operación si por cada mol de butano que se quema se desprenden 2878 kJ y al cocinar se aprovecha el 60% de la energía.

- Como en el ejercicio anterior, escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos. Tenemos en cuenta la energía que se desprende.

La reacción química

C_4H_{10}	+	$\frac{13}{2} O_2$	→	$4 CO_2$	+	$5 H_2O$	+	Energía
1 mol de butano	reacciona con	13/2 mol de oxígeno	para dar	4 mol de dióxido de carbono	y	5 mol de agua	y	2878 kJ
12 kg							30 g	

2. Teniendo en cuenta la eficiencia del proceso, calculamos la cantidad de energía que debemos obtener por combustión del butano.

$$1700 \cancel{\text{ kJ reales}} \cdot \frac{100 \text{ kJ teróricos}}{60 \cancel{\text{ kJ reales}}} = 2833 \text{ kJ reales}$$

3. La estequiometría nos permite calcular la cantidad de butano, en mol, que se precisa; finalmente calcularemos su equivalente en gramos:

$$2833 \cancel{\text{ kJ}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_4H_{10}}{2878 \cancel{\text{ kJ}}} = 0,98 \text{ mol de } C_4H_{10} \rightarrow$$

$$\rightarrow M(C_4H_{10}) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,98 \cancel{\text{ mol de } C_4H_{10}} \cdot \frac{58 \text{ g de } C_4H_{10}}{1 \cancel{\text{ mol de } C_4H_{10}}} = 57 \text{ g de } C_4H_{10}$$

15. Cuando el $Pb(NO_3)_2$ reacciona con KI, se obtiene un precipitado amarillo de PbI_2 y otra sustancia. A 100 mL de una disolución 1,5 M en KI se añaden 16 g de $Pb(NO_3)_2$ disueltos en agua hasta tener un volumen de 50 mL de disolución. Calcula la cantidad de precipitado amarillo que se obtendrá.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

$Pb(NO_3)_2$	+	2 KI	→	PbI_2	+	2 KNO_3
1 mol de nitrato de plomo (II)	reacciona con	2 mol de yoduro de potasio	para dar	1 mol de yoduro de plomo (II)	y	2 mol de nitrato de potasio
16 g		100 mL, 1,5 M				

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Puesto que conocemos las cantidades de los dos reactivos, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante; determinaremos cuál.

$$M[Pb(NO_3)_2] = 207,2 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16 = 331,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$0,1 \text{ L de } \cancel{\text{KI}} \cdot \frac{1,5 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{ L}}} = 0,15 \text{ mol de KI} \rightarrow$$

$$\rightarrow 16 \cancel{\text{ g de Pb(NO}_3)_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de Pb(NO}_3)_2}{331,2 \cancel{\text{ g de Pb(NO}_3)_2}} =$$

$$= 0,048 \text{ mol de Pb(NO}_3)_2$$

Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$0,048 \cancel{\text{ mol de Pb(NO}_3)_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de KI}}{1 \cancel{\text{ mol de Pb(NO}_3)_2}} = 0,096 \text{ mol de KI}$$

Esta cantidad es menor que los 0,15 mol que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es $\text{Pb(NO}_3)_2$.

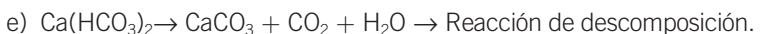
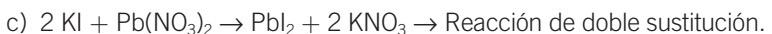
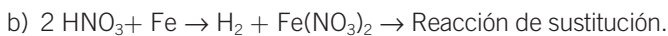
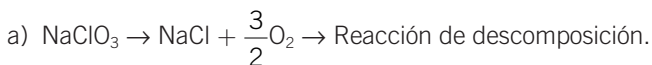
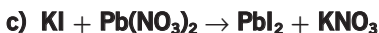
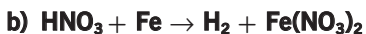
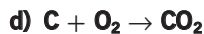
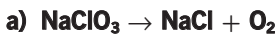
- 4 Calculamos la cantidad de sustancia que se obtiene a partir de la cantidad existente del reactivo limitante. La estequiometría de la reacción permite determinarla.

De acuerdo con la estequiometría, se obtiene el mismo número de moles de PbI_2 que de $\text{Pb(NO}_3)_2$ que han reaccionado; en este caso, 0,048 mol. Calculamos la masa equivalente a esa cantidad:

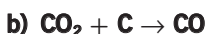
$$M(\text{PbI}_2) = 207,2 + 2 \cdot 126,9 = 461 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\rightarrow 0,048 \cancel{\text{ mol de PbI}_2} \cdot \frac{461 \text{ g de PbI}_2}{1 \cancel{\text{ mol de PbI}_2}} = 22,13 \text{ g de PbI}_2$$

16. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas e identifica el tipo de reacción:



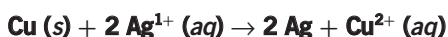
17. Ajusta las siguientes reacciones y determina si son de transferencia de protones o de electrones. Indica, en cada caso, cuál es la especie que cede protones o electrones y cuál es la que los acepta:



La reacción química

- $\text{NaOH} + \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ → Reacción de transferencia de protones. Los cede el NaHCO_3 y los acepta el NaOH .
- $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2 \text{CO}$ → Reacción de transferencia de electrones. Los cede: C y los acepta: CO_2 .
- $3 \text{HCl} + \text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3/2 \text{H}_2$ → Reacción de transferencia de electrones. Los cede: Al y los acepta: H^+ .
- $2 \text{HCl} + \text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BeCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ → Reacción de transferencia de protones. Los cede: HCl y los acepta: $\text{Be}(\text{OH})_2$.

- 18. El Cu reacciona con una sal de Ag^{1+} dando una sal de Cu^{2+} y Ag. Razona por qué la ecuación química ajustada de este proceso tiene que ser:**



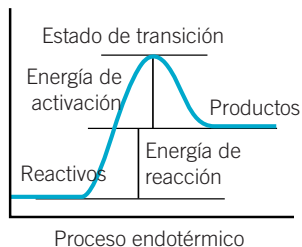
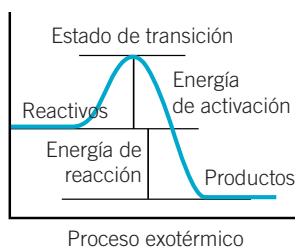
Porque cuando $\text{Cu(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ pierde 2e^- . Como cada ion plata solo capta 1e^- , hacen falta dos iones Ag para completar el proceso ($2 \text{Ag}^{1+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Ag}$).

- 19. La teoría de las colisiones dice que para que se produzca una reacción las partículas de los reactivos deben chocar. ¿Cómo debe ser el choque para que resulte eficaz?**

Debe tener energía suficiente y la orientación adecuada.

- 20. Completa el dibujo con las palabras adecuadas:**

- Reactivos
- Energía de activación
- Proceso endotérmico
- Productos
- Estado de transición
- Energía de la reacción
- Proceso exotérmico.



- 21. Explica de dónde procede la energía que se desprende en los procesos exotérmicos.**

Se debe a que la energía que se desprende en la formación de los nuevos enlaces en los productos es mayor que la que se necesita para romper los enlaces en los reactivos.

22. Tanto el aumento de la temperatura de los reactivos como la presencia de un catalizador positivo reducen la energía de activación de un proceso. ¿Actúan de la misma manera?

No. El aumento de temperatura aumenta el nivel energético de los reactivos y, en consecuencia, disminuye la energía de activación del proceso en que los reactivos se transforman en productos. El catalizador positivo rebaja el nivel energético del estado de transición y, en consecuencia, disminuye la energía de activación, tanto para el paso de reactivos a productos como a la inversa.

**23. ¿Qué se entiende por velocidad de reacción?
¿En qué unidades se puede medir?**

La cantidad de sustancia que se transforma por unidad de tiempo, bien porque desaparece (caso de los reactivos) o porque se forma (caso de productos). Se suele medir en forma de concentración y las unidades son M/s o (mol/L)/s.

24. ¿Cómo es posible que algunos catalizadores disminuyan la velocidad de una reacción si no cambian la energía de los reactivos ni la de los productos?

Porque rebajan el nivel energético del estado de transición.

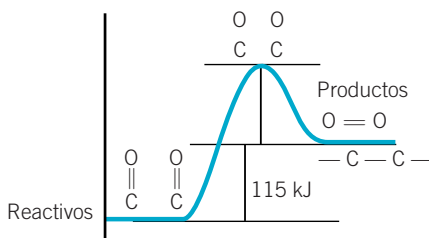
25. Indica cuáles de las siguientes reacciones son procesos exotérmicos y cuáles endotérmicos:

- a) La coagulación de las proteínas que se produce al cocer un huevo.
- b) La descomposición del carbonato de calcio que se produce cuando se calienta.
- c) La combustión del butano que se produce cuando le acercamos una cerilla.
- d) La fermentación del vino.

- a) Endotérmico. Hay que calentar para que se produzca la coagulación.
- b) Endotérmico. Hay que calentar para que se produzca la descomposición.
- c) Exotérmico. Aunque hay que iniciarlo con una cerilla; en el proceso de combustión se desprende calor.
- d) Exotérmico. El proceso desprende calor.

26. Cuando se calienta, el monóxido de carbono gaseoso se descompone en gas oxígeno y carbono, que se deposita en forma de pequeñas partículas de carbonilla. Para que la reacción tenga lugar hay que aportar 110 kJ de energía por cada mol de monóxido de carbono. Dibuja el diagrama de avance de la reacción especificando los enlaces que se rompen y los que se forman.

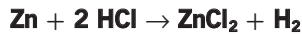
Respuesta:



27. Teniendo en cuenta cómo transcurren las reacciones químicas, da una razón científica que explique lo siguiente:
- Cuando la ropa está muy sucia, la lavamos en caliente.
 - Cuando la ropa tiene manchas de grasa, aplicamos detergente sobre la mancha y frotamos.
 - Nos podemos calentar con una hoguera, pero si no hay cerillas u otro modo de encenderla, la madera o el carbón no arden.
 - Cocinar dos kilos de carne picada es mucho más rápido que asar un trozo de carne de dos kilos.
 - Cuando hacemos la compra semanal, guardamos los alimentos en la nevera.
 - Al calentar, aumentamos el nivel energético de los reactivos (detergente) y aumenta la velocidad de la reacción, con lo que el lavado es más eficaz.
 - Aplicar el detergente sobre la mancha supone un aumento de la concentración de los reactivos en contacto, lo que aumenta la velocidad de la reacción.
 - Para que se inicie la reacción es necesario vencer la energía de activación. Por eso empleamos cerillas para encender la hoguera. Una vez que se produjo la combustión, como es un proceso exotérmico, ya aporta por sí misma la energía de activación para que siga teniendo lugar.
 - Al asar la carne se producen reacciones químicas. Si está picada, la superficie de contacto es mayor, y eso incrementa la velocidad de la reacción.

e) Los alimentos se descomponen con el tiempo porque en ellos se producen una serie de reacciones químicas. Al meterlos en la nevera rebajamos el nivel energético de los reactivos, con lo que se aumenta la energía de activación y disminuye la velocidad de la reacción.

- 28. En los yacimientos metálicos, junto con el metal se suelen extraer otros materiales, como rocas, etc. Para analizar el contenido en metal de una muestra se le hace reaccionar con un ácido, que disuelve el metal y desprende gas hidrógeno. Por ejemplo, el análisis que permite determinar la cantidad de cinc en una muestra se basa en la reacción:**



Indica cuatro procedimientos para aumentar la velocidad de esta reacción.

Aumentar la concentración del HCl; trocear el mineral en fragmentos pequeños; aumentar la temperatura; utilizar un catalizador positivo.

- 29. Explica la diferencia entre una reacción química y una ecuación química. ¿Por qué hay que ajustar las ecuaciones químicas?**

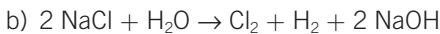
Una ecuación química es un proceso en el que cambia la naturaleza de las sustancias que participan.

La ecuación química es la representación simbólica de una ecuación química en la que se indican las fórmulas de los reactivos y de los productos y la proporción en la que intervienen.

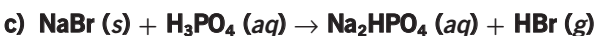
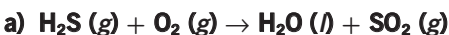
Hay que ajustar las ecuaciones químicas para indicar que la materia se conserva y, por tanto, todos los átomos de los reactivos deben aparecer en los productos.

- 30. Escribe y ajusta la ecuación química de las estas reacciones:**

- a) Cuando se hace reaccionar cobre metal con ácido sulfúrico se obtienen sulfato de cobre (II), dióxido de azufre y agua.**
b) De la electrolisis del cloruro de sodio y agua se obtienen los gases cloro e hidrógeno e hidróxido de sodio.

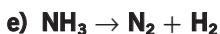
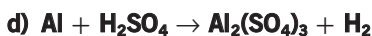
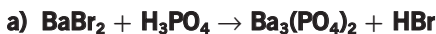


- 31. Ajusta las siguientes reacciones químicas y luego descríbelas con una frase:**



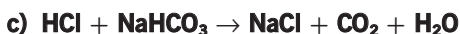
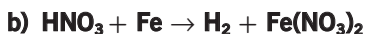
- a) $\text{H}_2\text{S} (g) + 3/2 \text{O}_2 (g) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (l) + \text{SO}_2 (g)$
1 mol de sulfuro de hidrógeno reacciona con 3/2 mol de gas oxígeno para dar un mol de agua y un mol de dióxido de azufre.
- b) $2 \text{NaCl} (s) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightarrow \text{NaOH} (aq) + \text{Cl}_2 (g) + \text{H}_2 (g)$
2 mol de cloruro de sodio reaccionan con 1 mol de agua para dar 1 mol de hidróxido de sodio, un mol de gas cloro y 1 mol de gas hidrógeno.
- c) $2 \text{NaBr} (s) + \text{H}_3\text{PO}_4 (aq) \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 (aq) + 2 \text{HBr} (g)$
2 mol de bromuro de sodio reaccionan con 1 mol de ácido fosfórico para dar 1 mol de hidrógenofosfato de sodio y 2 mol de bromuro de hidrógeno gaseoso.

32. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas e identifica el tipo de reacción:



- a) $3 \text{BaBr}_2 + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{HBr}$. Reacción de doble sustitución.
- b) $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$. Reacción de combinación.
- c) $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$. Reacción de combinación.
- d) $2 \text{Al} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{H}_2$. Reacción de sustitución.
- e) $2 \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3 \text{H}_2$. Reacción de descomposición.

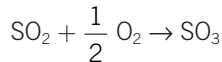
33. Ajusta las siguientes reacciones y determina si son de transferencia de protones o de electrones. Indica, en cada caso, cuál es la especie que cede protones o electrones y cuál es la que los acepta:



- a) $\text{C}(s) + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$. Reacción de transferencia de electrones. Cede electrones el C y los capta el O_2 .
- b) $2 \text{HNO}_3 + \text{Fe} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$. Reacción de transferencia de electrones. Cede electrones el Fe y los capta el H^+ .
- c) $\text{HCl} + \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Reacción de transferencia de protones. Cede protones el HCl y los capta el NaHCO_3 .
- d) $3 \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$. Reacción de transferencia de protones. Cede protones el H_3PO_4 y los capta el NH_3 .

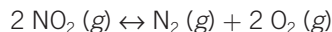
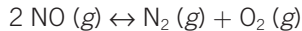
34. Explica cómo se puede originar lluvia ácida por la combustión de derivados del petróleo.

El petróleo contiene compuestos azufrados que, al quemarse, se transforman en SO_2 , un gas que va a la atmósfera. En las capas altas de la atmósfera, se puede combinar con el oxígeno dando SO_3 . Cuando esta sustancia entra en contacto con el agua da lugar al ácido sulfúrico:



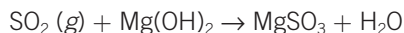
35. La aparición de coches que utilizan catalizador en los tubos de escape supuso un gran avance en la lucha contra la contaminación atmosférica. Explica a qué es debido.

Evita que salgan a la atmósfera óxidos de nitrógeno, gases nocivos que, en la atmósfera, podrían seguir oxidándose y dando lugar a lluvia ácida.



Gracias al catalizador, lo que sale a la atmósfera es N_2 y O_2 , gases que forman parte del aire que respiramos.

36. Un modo de evitar la contaminación por SO_2 que se produce en las centrales térmicas consiste en colocar filtros con hidróxido de magnesio en las torres de salida de gases. Repasa la reacción que tiene lugar entre el SO_2 y el $\text{Mg}(\text{OH})_2$ y justifica por qué evita la salida de gases contaminantes a la atmósfera.



Cuando el SO_2 gas reacciona con el hidróxido de magnesio, se forma una sal: el sulfito de magnesio. Este es un compuesto sólido que podemos tratar con lo que evitamos que salga a la atmósfera un gas nocivo.

37. Cuando se calienta el carbonato de bario se desprende dióxido de carbono y queda un residuo de óxido de bario. Calcula:

- La cantidad de carbonato que se calentó si el dióxido de carbono que se obtuvo, recogido en un recipiente de 8 L a la temperatura de 150°C , ejercía una presión de 2,5 atm.
- Los gramos de óxido de bario que se obtuvieron.

La reacción química

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

BaCO ₃	+	calor	→	CO ₂	+	BaO
1 mol de carbonato de bario			para dar	1 mol de dióxido de carbono	y	1 mol de óxido de bario
				8 L, 150 °C, 2,5 atm		

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Como el CO₂ es un gas, utilizamos la ecuación:

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{2,5 \text{ atm} \cdot 8 \cancel{\text{ L}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{ K}}} \cdot (273 + 150) \cancel{\text{ K}}} = 0,58 \text{ mol de CO}_2$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen:

$$\bullet 0,58 \cancel{\text{ mol de CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de BaCO}_3}{1 \cancel{\text{ mol de CO}_2}} = 0,58 \text{ mol de BaCO}_3$$

$$M(\text{BaCO}_3) = 137,3 + 12 + 3 \cdot 16 = 197,3 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,58 \cancel{\text{ mol de BaCO}_3} \cdot \frac{197,3 \text{ g de BaCO}_3}{1 \cancel{\text{ mol de BaCO}_3}} = 114,4 \text{ g de BaCO}_3$$

$$\bullet 0,58 \cancel{\text{ mol de CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de BaO}}{1 \cancel{\text{ mol de CO}_2}} = 0,58 \text{ mol de BaO}$$

$$M(\text{BaO}) = 137,3 + 16 = 153,3 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,58 \cancel{\text{ mol de BaO}} \cdot \frac{153,3 \text{ g de BaO}}{1 \cancel{\text{ mol de BaO}}} = 88,9 \text{ g de BaO}$$

38. Cuando se hace reaccionar amoníaco con oxígeno se obtiene monóxido de nitrógeno y agua.

- a) Escribe la reacción teniendo en cuenta que todas las sustancias están en estado gaseoso.
- b) Determina el volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, que se necesita para que reaccione totalmente con 50 g de amoníaco.
- c) Calcula las moléculas de monóxido de nitrógeno que se obtendrán.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

2 NH ₃ (g)	+	5/2 O ₂ (g)	→	2 NO(g)	+	3 H ₂ O(g)
2 mol de amoniaco	reacciona con	5/2 mol de oxígeno	para dar	2 mol de monóxido de nitrógeno	y	3 mol de agua
50 g						

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan.

$$M(\text{NH}_3) = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 50 \text{ g de NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de NH}_3}{17 \text{ g de NH}_3} = 2,94 \text{ mol de NH}_3$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen:

$$\text{b) } 2,94 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{5/2 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ mol de NH}_3} = 3,68 \text{ mol de O}_2$$

Teniendo en cuenta que 1 mol de cualquier gas ocupa 22,4 L en condiciones normales:

$$3,68 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 82,3 \text{ L de O}_2$$

- c) Según la estequiometría de la reacción, se obtendrá el mismo número de moles de NO que han reaccionado de NH₃:

$$2,94 \text{ mol de NO} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 1,77 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de NO}$$

39.

Habitualmente el carbono reacciona con el oxígeno para dar dióxido de carbono. Pero cuando no hay oxígeno suficiente la reacción produce monóxido de carbono, un gas venenoso que puede ocasionar la muerte.

- Escribe la reacción en la que el carbono se transforma en dióxido de carbono y en monóxido de carbono.**
- Calcula las moléculas de monóxido de carbono y de dióxido de carbono que se obtendrían si 1 kg de carbono se transformase íntegramente en cada una de esas sustancias.**
- Halla la presión que ejercería el monóxido o el dióxido de carbono que has calculado en el apartado anterior si la combustión señalada se produce en una habitación de 3 m × 4 m × 2,5 m que se encuentra a 25 °C.**

- Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
- Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

La reacción química

C (s)	+	O ₂ (g)	→	CO ₂ (g)
1 mol de carbono	reacciona con	1 mol de oxígeno	para dar	1 mol de dióxido de carbono
1 kg				

C (s)	+	$\frac{1}{2}$ O ₂ (g)	→	CO ₂ (g)
1 mol de carbono	reacciona con	1/2 mol de oxígeno	para dar	1 mol de monóxido de carbono
1 kg				

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan.

$$10^3 \cancel{\text{ g de C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \cancel{\text{ g de C}}} = 83,33 \text{ mol de C}$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen:

Para la primera reacción:

$$83,33 \cancel{\text{ mol de C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \cancel{\text{ mol de C}}} = 83,33 \text{ mol de CO}_2$$

Para la segunda reacción:

$$83,33 \cancel{\text{ mol de C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}}{1 \cancel{\text{ mol de C}}} = 83,33 \text{ mol de CO}$$

Como se obtiene el mismo número de moles de CO₂ que de CO, habrá el mismo número de moléculas de cada una y ejercerán la misma presión en las mismas condiciones. Haremos el cálculo para una de ellas, CO:

$$83,33 \cancel{\text{ mol de CO}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \cancel{\text{ mol}}} =$$

$$= 5,02 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de CO}$$

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{83,33 \cancel{\text{ mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\cancel{\text{ mol}} \cdot \cancel{\text{ K}}} \cdot (273 + 25) \cancel{\text{ K}}}{(3 \cdot 4 \cdot 2,5) \cdot 10^3 \cancel{\text{ L}}} =$$

$$= 6,8 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$$

- 40. Cuando una persona sufre intoxicación por monóxido de carbono se le aplica oxígeno para que transforme el monóxido en dióxido de carbono, ya que este gas no resulta venenoso. A una persona se le ha administrado el oxígeno que se encuentra en una bombona**

de 2 L, a 3 atm de presión y a 25 °C. Calcula el volumen de monóxido de carbono que ha reaccionado y el volumen de dióxido de carbono que se ha obtenido si ambos estaban a 1 atm y a 25 °C.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

CO (g)	+	$\frac{1}{2}$ O ₂ (g)	→	CO ₂ (g)
1 mol de monóxido de carbono	reacciona con	1/2 mol de oxígeno	para dar	1 mol de dióxido de carbono
1 atm, 25 °C		2 L, 3 atm, 25 °C		1 atm, 25 °C

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Como el O₂ es un gas, utilizamos la ecuación:

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{3 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K}} = 0,25 \text{ mol de O}_2$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen. Como el número de moles de CO₂ que se obtiene es el mismo que había de CO, haremos el cálculo para uno de ellas, CO.

$$0,25 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{0,5 \text{ mol de O}_2} = 0,125 \text{ mol de CO}_2$$

En ambos casos, el volumen de gas que se obtiene es:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,125 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K}}{3 \text{ atm}} = 1,02 \text{ L}$$

41. La gasolina incluye en su composición octano (C₈H₁₈), un compuesto que se quema con el oxígeno del aire dando dióxido de carbono y agua.

- a) **Escribe la ecuación química de la reacción que se produce.**
- b) **Calcula el volumen de oxígeno, en condiciones normales, que se necesita para quemar 1 litro de gasolina de densidad 0,8 g/mL.**
- c) **Calcula el volumen de dióxido de carbono que se desprenderá, medido en condiciones normales.**

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

C_8H_{18}	+	$25/2 O_2$	→	$8 CO_2$	+	$9 H_2O$
1 mol de octano	reacciona con	$25/2$ mol de oxígeno	para dar	8 mol de dióxido de carbono	y	9 mol de agua
1 L, 0,8 g/mL						

3. Expresamos en mol la cantidad de gasolina equivalente a 1 L; utilizamos el dato de la densidad:

$$10^3 \text{ mL de } C_8H_{18} \cdot \frac{0,8 \text{ g de } C_8H_{18}}{1 \text{ mL de } C_8H_{18}} = 800 \text{ g de } C_8H_{18}$$

$$M(C_8H_{18}) = 8 \cdot 12 + 18 \cdot 1 = 114 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 800 \text{ g de } C_8H_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_8H_{18}}{114 \text{ g de } C_8H_{18}} = 7,02 \text{ mol de } C_8H_{18}$$

4. La estequiometría nos permite calcular los moles de oxígeno que se necesitan. Como está en condiciones normales, calcularemos el volumen equivalente. De forma similar, calcularemos el CO_2 que se vierte a la atmósfera:

$$b) 7,02 \text{ mol de } C_8H_{18} \cdot \frac{25/2 \text{ mol de } O_2}{1 \text{ mol de } C_8H_{18}} = 87,7 \text{ mol de } O_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow 87,7 \text{ mol de } O_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 1,97 \cdot 10^3 \text{ L de } O_2$$

$$c) 7,02 \text{ mol de } C_8H_{18} \cdot \frac{8 \text{ mol de } CO_2}{1 \text{ mol de } C_8H_{18}} = 56,2 \text{ mol de } CO_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow 56,2 \text{ mol de } CO_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 1,258 \cdot 10^3 \text{ L de } CO_2$$

- 42. El gas cloro se obtiene en la industria por electrolisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio (agua de mar). La reacción (sin ajustar) es la siguiente:**



- a) ¿Qué volumen de cloro, medido en condiciones normales, se obtendrá si se utilizan 2,5 kg de cloruro de sodio?**

- b) ¿Cuántos kg de NaOH se obtendrán?**

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

2 NaCl	+	2 H ₂ O	→	2 NaOH	+	Cl ₂ (g)	+	H ₂ (g)
2 mol de cloruro de sodio	reaccion a con	2 mol de agua	para dar	2 mol de hidróxido de sodio	y	1 mol de cloro	y	1 mol de hidrógeno
2,5 kg								

3. Expresamos en mol la cantidad de NaCl:

$$M(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 2,5 \cdot 10^3 \text{ g de NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58,5 \text{ g de NaCl}} = 42,74 \text{ mol de NaCl}$$

4. La estequiometría nos permite calcular los moles de cloro que se obtienen. Como está en condiciones normales, calcularemos el volumen equivalente.

$$\text{a) } 42,74 \text{ mol de NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{2 \text{ mol de NaCl}} = 21,37 \text{ mol de Cl}_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow 21,37 \text{ mol de Cl}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 4,79 \cdot 10^2 \text{ L Cl}_2$$

- b) De forma similar, calculamos la masa de NaOH que se obtiene:

$$42,74 \text{ mol de NaCl} \cdot \frac{2 \text{ mol de NaOH}}{2 \text{ mol de NaCl}} = 42,74 \text{ mol de NaOH}$$

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 42,74 \text{ mol de NaOH} \cdot \frac{40 \text{ g de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} =$$

$$= 1,71 \cdot 10^3 \text{ g de NaOH} = 1,71 \text{ kg de NaOH}$$

- 43. El carburo de silicio (SiC) es un abrasivo industrial que se obtiene haciendo reaccionar dióxido de silicio con carbono. Como producto de la reacción se obtiene, además, monóxido de carbono.**

- a) Escribe la ecuación química ajustada de la reacción.**
b) Calcula la masa de carbono que debe reaccionar para producir 25 kg de SiC.
c) Calcula la presión que ejercerá el monóxido de carbono que se obtiene si se recoge en un recipiente de 10 L a 50 °C.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

SiO ₂	+	3 C	→	SiC	+	2 CO
1 mol de dióxido de silicio	reacciona con	3 mol de carbono	para dar	1 mol de carburo de silicio	y	2 mol de monóxido de carbono
				25 kg		10L, 50 °C

3. Expresamos en mol la cantidad de SiC:

$$M(\text{SiC}) = 28,1 + 12 = 40,1 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 2,5 \cdot 10^3 \text{ g de SiC} \cdot \frac{1 \text{ mol de SiC}}{40,1 \text{ g de SiC}} = 62,34 \text{ mol de SiC}$$

4. La estequiometría nos permite calcular los moles de carbono que deben reaccionar para obtener esa cantidad de SiC:

$$62,34 \text{ mol de SiC} \cdot \frac{3 \text{ mol de C}}{1 \text{ mol de SiC}} = 187 \text{ mol de C} \rightarrow$$

$$\rightarrow 187 \text{ mol de C} \cdot \frac{12 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de C}} = 2,24 \cdot 10^3 \text{ g de C}$$

Utilizando la proporción estequiométrica, calculamos los moles que se obtienen de CO. Las leyes de los gases nos permitirán calcular la presión que ejerce en esas circunstancias:

$$62,34 \text{ mol de SiC} \cdot \frac{2 \text{ mol de CO}}{1 \text{ mol de SiC}} = 124,7 \text{ mol de CO}$$

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{124,7 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (273 + 50) \cancel{\text{K}}}{10 \cancel{\text{L}}} = 330,2 \text{ atm}$$

- 44. Una roca caliza contiene un 70 % de carbonato de calcio, sustancia que, al calentarse, desprende dióxido de carbono y óxido de calcio. Determina el volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, que se producirá cuando se calinen 25 kg de roca caliza. ¿Cuántos kg de óxido de calcio se producirán?**

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

CaCO ₃	+	calor	→	CO ₂	+	CaO
1 mol de carbonato de calcio			para dar	1 mol de dióxido de carbono	y	1 mol de óxido de calcio
25 kg, 70 %						

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. De entrada, hay que determinar la masa de CaCO_3 que hay en los 25 kg de roca caliza:

$$25 \cdot 10^3 \text{ g de caliza} \cdot \frac{70 \text{ g de CaCO}_3}{100 \text{ g de caliza}} = 17,5 \cdot 10^3 \text{ g de CaCO}_3$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 40,1 + 12 + 3 \cdot 16 = 100,1 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 17,5 \cdot 10^3 \text{ g de CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100,1 \text{ g de CaCO}_3} =$$

$$= 174,8 \text{ mol de CaCO}_3$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen:

- a) El número de moles de CO_2 que se obtienen coincide con el de CaCO_3 que reaccionan. Como es un gas, calcularemos el volumen en condiciones normales:

$$174,8 \text{ mol de CO}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 3,92 \cdot 10^3 \text{ L de CO}_2$$

- b) El número de moles de CaO que se obtienen coincide con el de CaCO_3 que reaccionan. Su masa molar nos permitirá conocer el equivalente en masa:

$$M(\text{CaO}) = 40,1 + 16 = 56,1 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 174,8 \text{ mol de CaO} \cdot \frac{56,1 \text{ g de CaO}}{1 \text{ mol de CaO}} =$$

$$= 9,8 \cdot 10^3 \text{ g de CaO} = 9,8 \text{ kg de CaO}$$

45. Para determinar la riqueza en magnesio de una aleación se toma una muestra de 2,83 g de la misma y se la hace reaccionar con oxígeno en unas condiciones en las que solo se obtienen 3,6 g de óxido de magnesio. ¿Cuál será el porcentaje de magnesio en la aleación?

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

Mg (s)	+	$\frac{1}{2} \text{ O}_2$ (g)	→	MgO (s)
1 mol de magnesio	reacciona con	1/2 mol de oxígeno	para dar	1 mol de óxido de magnesio
2,83 g de muestra		2 L, 3 atm, 25 °C		3,6 g

3. Expresamos en mol la cantidad de MgO que se obtiene:

$$M(\text{MgO}) = 24,3 + 16 = 40,3 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 3,6 \text{ g de MgO} \cdot \frac{1 \text{ mol de MgO}}{40,3 \text{ g de MgO}} = 8,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol de MgO}$$

La reacción química

4. La estequiometría de la reacción permite calcular la cantidad de magnesio que ha debido reaccionar

$$0,089 \text{ mol de MgO} \cdot \frac{1 \text{ mol de Mg}}{1 \text{ mol de MgO}} = 0,089 \text{ mol de Mg}$$

Calculamos el equivalente en gramos y esa será la cantidad de Mg que hay en la muestra. El resultado nos permite calcular el porcentaje de magnesio en la aleación:

$$0,089 \text{ mol de Mg} \cdot \frac{24,3 \text{ g de Mg}}{1 \text{ mol de Mg}} = 2,16 \text{ g de Mg} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{2,16 \text{ g de Mg}}{2,83 \text{ g de muestra}} \cdot 100 = 76,4\% \text{ de Mg en la aleación}$$

- 46. El butano (C₄H₁₀) arde por acción del oxígeno dando dióxido de carbono y agua. ¿Qué volumen de aire, a 1 atm de presión y 25 °C, se necesita para reaccionar con 2,5 kg de butano? Dato: el aire tiene un 20 % en volumen de oxígeno.**

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

C ₄ H ₁₀	+	$\frac{13}{2}$ O ₂	→	4 CO ₂	+	5 H ₂ O
1 mol de butano	reacciona con	13/2 mol de oxígeno	para dar	4 mol de dióxido de carbono	y	5 mol de agua
2,5 kg		1 atm, 25 °C				

3. Expresamos en mol la cantidad de butano.

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 2,5 \cdot 10^3 \text{ g de C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}} = 43,1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular los moles de oxígeno que intervienen. Como es un gas, la ley de los gases permiten determinar el volumen que ocuparan en las condiciones del problema:

$$43,1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{\frac{13}{2} \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} = 280 \text{ mol de O}_2$$

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{280 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K}}{1 \text{ atm}} =$$

$$= 6,85 \cdot 10^3 \text{ L de O}_2$$

La proporción de oxígeno en el aire nos permite calcular el volumen de aire que se precisa:

$$6,85 \cdot 10^3 \cancel{\text{ L de O}_2} \cdot \frac{100 \text{ L de aire}}{20 \cancel{\text{ L de O}_2}} = 34,23 \cdot 10^3 \text{ L de aire}$$

47.

El P_4 (g) reacciona con el Cl_2 (g) para dar PCl_3 (g). En un recipiente de 15 L que contiene Cl_2 en condiciones normales se introducen 20 g de fósforo y se ponen en condiciones de reaccionar. ¿Cuál es la máxima cantidad de tricloruro de fósforo que se puede obtener? Determina la presión que ejercerá si se recoge en el recipiente de 15 L a 50 °C.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

$\frac{1}{2} \text{ P}_4$	+	3 Cl_2	→	2 PCl_3 (g)
1/2 mol de fósforo	reacciona con	3 mol de cloro	para dar	2 mol de tricloruro de fósforo
20 g		15 L en c.n.		15 L, 50 °C

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Puesto que conocemos las cantidades de los dos reactivos, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante; determinaremos cuál:

$$M(\text{P}_4) = 4 \cdot 31 = 124 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 20 \cancel{\text{ g de P}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de P}_4}{124 \cancel{\text{ g de P}_4}} = 0,16 \text{ mol de P}_4$$

$$15 \cancel{\text{ L de Cl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{22,4 \cancel{\text{ L de Cl}_2}} = 0,67 \text{ mol de Cl}_2$$

Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$0,16 \cancel{\text{ mol de P}_4} \cdot \frac{3 \text{ mol de Cl}_2}{\frac{1}{2} \cancel{\text{ mol de P}_4}} = 0,96 \text{ mol de Cl}_2$$

Esta cantidad es mayor que los 0,67 mol que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es Cl_2 .

4. Calculamos la cantidad de tricloruro de fósforo que se obtiene a partir de la cantidad existente del reactivo limitante. La estequiometría de la reacción permite determinarla:

$$0,67 \cancel{\text{ mol de Cl}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de PCl}_3}{3 \cancel{\text{ mol de Cl}_2}} = 0,45 \text{ mol de PCl}_3$$

La reacción química

Utilizando las leyes de los gases, determinamos la presión que ejerce en las condiciones del problema:

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,45 \cancel{\text{ mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{ mol}} \cdot \cancel{\text{ K}}} \cdot (273 + 50) \cancel{\text{ K}}}{15 \cancel{\text{ L}}} = 0,79 \text{ L de } \text{PCl}_3$$

48. Cuando el cloruro de calcio reacciona con carbonato de sodio se obtiene un precipitado blanco de carbonato de calcio y otra sustancia. Si se mezclan 20 mL de una disolución 5 M en Na_2CO_3 con 30 mL de disolución 4 M en CaCl_2 , calcula la cantidad de precipitado blanco que se obtendrá.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

CaCl_2	+	Na_2CO_3	\rightarrow	CaCO_3	+	2 NaCl
1 mol de cloruro de calcio	reacciona con	1 mol de carbonato de sodio	para dar	1 mol de carbonato de calcio	y	2 mol de cloruro de sodio
30 mL, 4 M		20 mL, 5 M				

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Puesto que conocemos las cantidades de los dos reactivos, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante; determinaremos cuál:

$$30 \cdot 10^{-3} \text{ L de } \cancel{\text{CaCl}_2} \cdot \frac{4 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{ L}}} = 0,12 \text{ mol de } \text{CaCl}_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow 20 \cdot 10^{-3} \text{ L de } \cancel{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{5 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{ L}}} = 0,1 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

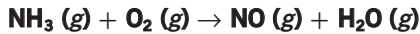
La estequiometría de la reacción indica que interviene el mismo número de moles de cada uno de los reactivos. En consecuencia, el reactivo limitante es el Na_2CO_3 .

4. El precipitado blanco es el CaCO_3 ; calculamos la cantidad de sustancia que se obtiene a partir de la cantidad existente del reactivo limitante. La estequiometría de la reacción dice que se obtendrá el mismo número de moles que de Na_2CO_3 :

$$M(\text{CaCO}_3) = 40,1 + 12 + 3 \cdot 16 = 100,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,1 \cancel{\text{ mol de } \text{CaCO}_3} \cdot \frac{100,1 \text{ g de } \text{CaCO}_3}{1 \cancel{\text{ mol de } \text{CaCO}_3}} = 10 \text{ g de } \text{CaCO}_3$$

49. El primer paso en la fabricación del ácido nítrico consiste en la oxidación del amoníaco, proceso que representamos por medio de la ecuación (sin ajustar):



En un recipiente se introducen 25 L de amoníaco y 50 L de oxígeno medidos ambos en condiciones normales. Determina los gramos de cada una de las sustancias que tendremos al final del proceso.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

2 NH ₃ (g)	+	$\frac{5}{2}$ O ₂ (g)	→	2 NO (g)	+	3 H ₂ O (g)
2 mol de amoníaco	reacciona con	5/2 mol de oxígeno	para dar	2 mol de monóxido de nitrógeno	y	3 mol de agua
25 L, C.N.		50 L, C.N.				

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan; lo haremos teniendo en cuenta que son gases en condiciones normales. Puesto que conocemos las cantidades de los dos reactivos, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante; determinaremos cuál:

$$25 \text{ L de NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 1,17 \text{ mol de NH}_3$$

$$50 \text{ L de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 2,23 \text{ mol de O}_2$$

Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$1,17 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{5/2 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ mol de NH}_3} = 1,46 \text{ mol de O}_2$$

Esta cantidad es menor que los 2,23 moles que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es NH₃.

4. Calculamos la cantidad de cada una de las sustancias que se obtienen a partir de la cantidad existente del reactivo limitante. Para cada una, calculamos el equivalente en g por medio de su masa molar.

$$\text{a) } 1,17 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol de NO}}{2 \text{ mol de NH}_3} = 1,17 \text{ mol de NO}$$

$$M(\text{NO}) = 14 + 16 = 30 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1,17 \text{ mol de NO} \cdot \frac{30 \text{ g de NO}}{1 \text{ mol de NO}} = 35,1 \text{ g de NO}$$

La reacción química

$$b) 1,17 \cancel{\text{ mol de NH}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol de H}_2\text{O}}{2 \cancel{\text{ mol de NH}_3}} = 1,75 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1,75 \cancel{\text{ mol de H}_2\text{O}} \cdot \frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{ mol de H}_2\text{O}}} = 31,6 \text{ g de H}_2\text{O}$$

c) Cantidad de O_2 que no ha reaccionado:

$$2,23 \text{ mol} - 1,46 \text{ mol} = 0,77 \text{ mol}$$

Entonces:

$$M(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,77 \cancel{\text{ mol de O}_2} \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \cancel{\text{ mol de O}_2}} = 24,6 \text{ g de O}_2$$

50.

El aluminio reacciona con el ácido sulfúrico dando sulfato de aluminio e hidrógeno. Se hacen reaccionar 5 g de aluminio con 40 mL de H_2SO_4 1,25 M. ¿Cuántos gramos de hidrógeno se obtendrán como máximo?

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

2Al	+	3 H ₂ SO ₄	→	Al ₂ (SO ₄) ₃	+	3 H ₂ (g)
2 mol de aluminio	reacciona con	3 mol de ácido sulfúrico	para dar	1 mol de sulfato de aluminio	y	3 mol de hidrógeno
5 g		40 mL, 1,25 M				

3. Puesto que conocemos las cantidades de los dos reactivos, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante; determinaremos cuál:

$$5 \cancel{\text{ g de Al}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \cancel{\text{ g de Al}}} = 0,19 \text{ mol de Al}$$

$$40 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{ L de H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1,25 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{ L}}} = 0,05 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$0,19 \cancel{\text{ mol de Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{2 \cancel{\text{ mol de Al}}} = 0,28 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Esta cantidad es mayor que los 0,05 moles que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es H_2SO_4 .

4. La cantidad máxima de hidrógeno que se puede obtener es la que permite la cantidad existente del reactivo limitante.

La estequiometría determina que se obtendrá el mismo número de moles de hidrógeno que de ácido sulfúrico. A partir de ella y de su masa molar obtendremos su equivalente en gramos:

$$0,05 \cancel{\text{ mol de H}_2} \cdot \frac{2 \text{ g de H}_2}{1 \cancel{\text{ mol de H}_2}} = 0,1 \text{ g de H}_2$$

51. Sabemos que cuando un ácido reacciona con una base neutralizan sus efectos. ¿Será suficiente añadir 18 g de hidróxido de aluminio a 200 mL de una disolución de ácido sulfúrico 1,5 M para tener un medio neutro? Determina si después de la reacción tenemos un medio ácido o básico.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

2 Al(OH) ₃	+	3 H ₂ SO ₄	→	Al ₂ (SO ₄) ₃	+	6 H ₂ O
2 mol de hidróxido de aluminio	reacciona con	3 mol de ácido sulfúrico	para dar	1 mol de sulfato de aluminio	y	6 mol de agua
18 g		200 mL, 1,5 M				

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Puesto que conocemos las cantidades de los dos reactivos, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante; determinaremos cuál:

$$M[\text{Al}(\text{OH})_3] = 27 + 3 \cdot (16 + 1) = 78 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow 18 \cancel{\text{ g de Al}(\text{OH})_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3}{78 \cancel{\text{ g de Al}(\text{OH})_3}} = 0,23 \text{ mol de Al}(\text{OH})_3$$

$$200 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{ L de H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1,5 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{ L}}} = 0,3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$0,23 \cancel{\text{ mol de Al}(\text{OH})_3} \cdot \frac{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{2 \cancel{\text{ mol de Al}(\text{OH})_3}} = 0,345 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Esta cantidad es mayor que los 0,3 mol que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es H₂SO₄.

Sobra Al(OH)₃; por tanto, tendremos un medio básico.

- 52.** En la combustión de 1 mol de glucosa se liberan 2540 kJ. La mayor parte de los hidratos de carbono se descomponen dando glucosa. Calcula la cantidad de energía que se produce en nuestro cuerpo cada vez que metabolizamos 10 g de glucosa (aproximadamente la cantidad de azúcar presente en un azucarillo).

Fórmula de la glucosa: $C_6H_{12}O_6$.

$$M(C_6H_{12}O_6) = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ g/mol}$$

$$10 \text{ g de } C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6}{180 \text{ g de } C_6H_{12}O_6} = 0,056 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,056 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{2540 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = 141 \text{ kJ}$$

La química orgánica

PRESENTACIÓN

Se pretende en esta unidad que los alumnos se aproximen a la importancia socioeconómica de la química orgánica.

Ante la imposibilidad de abarcar todo el campo, incidiremos en el estudio de los hidrocarburos, desde su obtención hasta sus aplicaciones industriales.

Como recurso imprescindible para conocer los compuestos que abarca esta parte de la química abordaremos el estudio sistemático de su formulación, dando especial relevancia a la detección de los grupos funcionales implicados en los compuestos.

Resulta muy interesante que el alumnado se dé cuenta de la gran cantidad de compuestos que existen en torno al carbono y de su importancia, tanto desde el punto de vista biológico como desde el farmacológico o industrial, ya que son la base de muchos de los nuevos materiales que manejamos.

OBJETIVOS

- Reconocer la importancia de la química orgánica por la cantidad de productos que comprende y su relevancia.
- Estudiar las características del átomo de carbono que justifican la gran cantidad de compuestos que forma.
- Identificar los principales grupos funcionales que aparecen en los compuestos orgánicos
- Aprender a formular y a nombrar compuestos orgánicos de manera sistemática.
- Asociar las características físico-químicas de un compuesto a los grupos funcionales que contiene.
- Comprender el fenómeno de la isomería y su relevancia en los compuestos orgánicos.
- Conocer algunas reacciones orgánicas sencillas.
- Utilizar las reacciones de combustión como técnica de análisis para conocer la fórmula de un compuesto orgánico.
- Reflexionar acerca de la importancia socioeconómica de los hidrocarburos.
- Estudiar cualitativa y cuantitativamente los procesos que implica la utilización de los hidrocarburos como fuente de energía.

CONTENIDOS

Conceptos

- Definición de compuesto orgánico.
- Características estructurales de los esqueletos carbonados.
- Concepto de serie homóloga.
- Grupos funcionales presentes en los hidrocarburos.
- Grupos funcionales presentes en compuestos oxigenados y nitrogenados.
- Formulación de compuestos con uno o más grupos funcionales.
- Concepto de isomería y formas que presenta en los compuestos orgánicos.
- Reacciones químicas sencillas frecuentes en los compuestos orgánicos.
- Los hidrocarburos como fuente de energía.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Reconocer con soltura los grupos funcionales presentes en un compuesto.
- Formular y nombrar compuestos orgánicos relativamente sencillos utilizando las normas de la IUPAC.
- Ser capaz de establecer relaciones de isomería entre distintos compuestos.
- Destreza para manejar con soltura distintas representaciones de un mismo compuesto.
- Adquirir soltura en los cálculos que se requieren para determinar la fórmula de un compuesto orgánico a partir de su reacción de combustión.

Actitudes

- Reconocer la química orgánica como ciencia en permanente desarrollo que proporciona compuestos nuevos para satisfacer necesidades concretas.
- Asumir la importancia de los aprendizajes de una ciencia para facilitar el conocimiento de otras. Véase el interés de la química orgánica para el aprendizaje de la biología.

EDUCACIÓN EN VALORES

1. Educación para la salud

Si repasamos la composición de los productos farmacéuticos encontraremos una serie de nombres complicados que responden, en la mayoría de los casos, a compuestos orgánicos. Algunos son lo suficientemente sencillos como para que se puedan formular y comentar en clase a estos alumnos; véase el ácido salicílico, el alcohol bencílico, el formol o el efortil. También puede interesar comentar la fórmula de algunas drogas, con el fin de hacer una aproximación científica a estas sustancias y comentar sus peligrosos efectos. Puede servir como ejemplo la relación entre la codeína, la morfina y la heroína.

2. Educación medioambiental

La combustión de los compuestos orgánicos tiene consecuencias medioambientales de gran calado. Por su extensión e interés socioeconómico es muy educativo reflexionar con los alumnos acerca del problema de los combustibles y el medio ambiente, y tratar de promover actitudes responsables en su utilización.

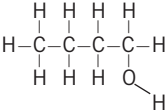
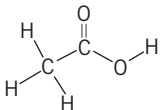
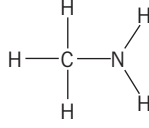
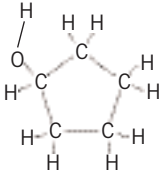
3. Educación para el consumidor

Algunas de las sustancias que manejamos como consumidores son productos orgánicos; nos referimos a las grasas, el alcohol, el acetona, y disolventes en general. Conocer sus fórmulas permitirá a los alumnos predecir sus propiedades y ser cautos con su manejo, evitando problemas derivados de su volatilidad, inflamabilidad y toxicidad.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Reconocer la cadena principal y los radicales de un compuesto orgánico.
2. Identificar los grupos funcionales presentes en un compuesto orgánico.
3. Formular y nombrar compuestos con un grupo funcional, siguiendo las normas de la IUPAC.
4. Formular y nombrar compuestos sencillos con más de un grupo funcional, siguiendo las normas de la IUPAC.
5. Reconocer relaciones concretas de isomería entre compuestos orgánicos.
6. Completar reacciones orgánicas sencillas.
7. Obtener la fórmula de un compuesto orgánico utilizando datos analíticos derivados de su reacción de combustión.
8. Analizar las consecuencias medioambientales de la reacción de combustión de los compuestos orgánicos.

1. Observa la información de la tabla de la página 161 y escribe las fórmulas desarrollada y molecular de las siguientes sustancias: butanol, ácido etanoico, metilamina, ciclopentanol.

	Butanol	Ácido etanoico	Metilamina	Ciclopentanol
Fórmula desarrollada				
Fórmula molecular	$C_4H_{10}O$	$C_2H_4O_2$	CH_5N	$C_5H_{10}O$

2. El oxígeno es el elemento químico más abundante en la Tierra. Teniendo en cuenta la constitución de sus átomos, explica por qué el número de compuestos de oxígeno es mucho menor que el número de compuestos de carbono.

El átomo de O tiene 6 electrones en su nivel de valencia, lo que indica que solo puede formar dos enlaces covalentes. Solo podría formar cadenas lineales y, si forma un doble enlace, solo se puede unir a otro átomo.

El C tiene 4 electrones en su nivel de valencia, lo que le permite formar cuatro enlaces covalentes que pueden ser simples, dobles o triples. En cada caso puede formar cadenas, incluso ramificadas.

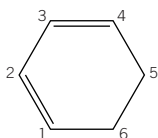
3. La fórmula del benceno es C_6H_6 . Escribe y nombra un hidrocarburo de cadena lineal que sea compatible con la fórmula molecular del benceno.

$CH\equiv C-C\equiv C-CH_2-CH_3 \rightarrow$ hex-1,3-diino.

$CH_2=CH-C\equiv C-CH=CH_2 \rightarrow$ hex-1,5-dien-3-ino.

4. Nombra los siguientes hidrocarburos:

a)



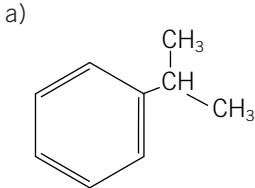
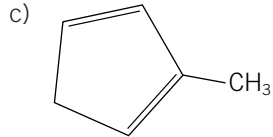
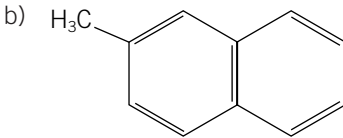
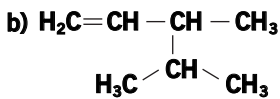
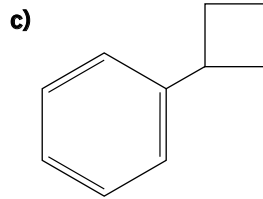
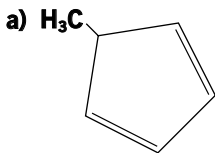
b) $CH_2=CH-CH_2$

a) 1,3-ciclohexadieno.

b) Propeno.

c) $CH_3-C\equiv C-C\equiv C-C\equiv C-CH_3$

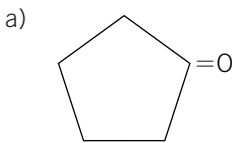
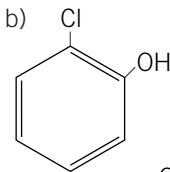
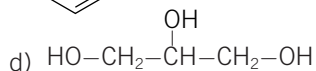
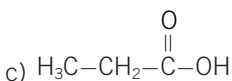
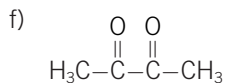
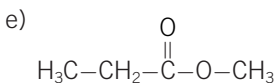
c) 2,4,6-octatrieno.

5. **Formula los siguientes compuestos:**a) **Isopropilbenceno.**c) **2-metilciclopenta-1,3-dieno.**b) **Metilnaftaleno.**6. **Nombra los siguientes compuestos:**

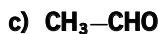
a) 5-metilciclopenta-1,3-dieno

c) Ciclobutilbenceno

b) 3,4-dimetilpent-1-eno

7. **Formula:**a) **Ciclopentanona**d) **1,2,3-propanotriol**b) **2-clorofenol**e) **Propanoato de metilo**c) **Ácido propanodioico**f) **Butanodiona**

8. Nombra:

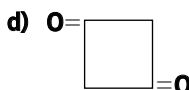


a) Formiato de fenilo

b) Etanal

c) Ácido etanodioico

9. Nombra:



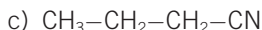
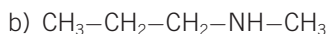
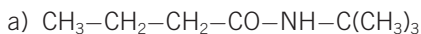
a) Etanoato de metilo

c) Fenil isopropiléter

b) 2-bromopropan-2-ol

d) Ciclobutan-1,3-diona

10. Formula los siguientes compuestos:



11. Nombra los siguientes compuestos:



a) Propanonitrilo

c) Anilina

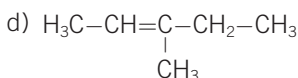
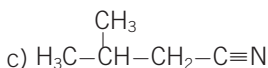
b) Ciclobutilamina

d) N-metilpropanoamida

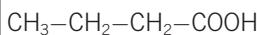
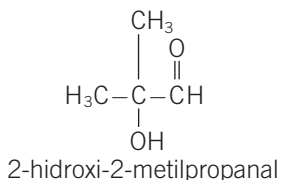
12. Indica cuáles de estos pueden presentar actividad óptica



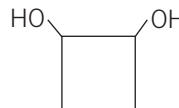
Presentan actividad óptica las sustancias que tienen un carbono asimétrico.



13. Escribe y nombra tres isómeros estructurales del 3-hidroxiбутanal.



Ácido butanoico



Ciclobutan-1,2-diol

14. Formula las siguientes sustancias y asigne el punto de ebullición más adecuado:

Compuesto	Fórmula	Punto ebullición (°C)
Propano	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	-48
Propanal	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COH}$	48
1-propanol	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$	98
Etil metil éter	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_3$	11

15. Teniendo en cuenta que las grasas son ésteres, explica por qué no se disuelven en agua y sí lo hacen en gasolina (octano).

Las moléculas de agua presentan, entre sí, enlaces de H, ya que su fórmula $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ permite que se formen dos de estos enlaces por cada molécula.

Los ésteres son moléculas mucho menos polares, que pueden formar enlaces de H, ya que no existe en ellos ningún enlace $-\text{O}-\text{H}$.

Por su parte, la gasolina es un hidrocarburo y, por tanto, su molécula es apolar. Las grasas, poco polares, se disuelven mejor en gasolina, sustancia apolar, que en agua, sustancia polar que forma enlaces de H.

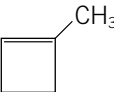
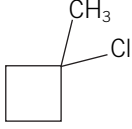
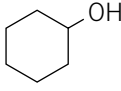
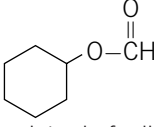
16. La parafina es un hidrocarburo de elevada masa molar; es sólida a temperatura ambiente y se utiliza para fabricar velas. En ocasiones se dejan pequeñas velas encendidas sobre un recipiente de agua; esto no se podría hacer si el recipiente contuviese gasolina. Dejando al margen el olor, indica dos razones por las que no se podrían dejar velas encendidas en un recipiente con gasolina.



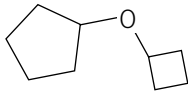


La parafina es apolar y no se disuelve en agua. Por eso las velas se mantienen flotando en agua.

La parafina se disuelve en gasolina. Por eso no se pueden mantener velas encendidas en gasolina. Además, la gasolina es inflamable, por lo que no se pueden encender llamas en su presencia. El agua no arde; por eso se pueden tener velas encendidas sobre agua.

17. Completa las siguientes reacciones y nombra las sustancias que intervienen:

- a)  + HCl → 
1-metilciclobuteno + cloruro de hidrógeno → 1-cloro-1-metilciclobutano
- b) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
but-1-en-3-ino + hidrógeno → butano
- c)  + HCOOH →  + H_2O
fenol + ácido fórmico → formiato de fenilo + agua
- d) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}\equiv\text{CH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
but-1-en-3-ino + hidrógeno → dióxido de carbono + agua

18. Completa las siguientes reacciones de hidrólisis y nombra las sustancias que intervienen:

- a) $\text{CH}_3-\text{COO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\text{COOH} + \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$
etanoato de etilo + agua → ácido etanoico + etanol
- b)  + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$  + 
ciclobutil ciclopentil éter + agua → ciclopentanol + ciclobutanol
- c) $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}(\text{CH}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\text{OH} + \text{HO}-\text{CH}(\text{CH}_3)_2$
isopropil metil éter → metanol + propan-2-ol
- d) $\text{NH}_2-\text{CO}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{HOOC}-\text{CH}_3$
etanoamida + agua → amoníaco + ácido etanoico

19. Explica si es correcta la expresión: «La química orgánica es la química de los compuestos del carbono».

No del todo. Algunos compuestos del carbono, como los óxidos y los carbonatos, forman parte de la química inorgánica.

20. Razona si las siguientes frases son correctas o no:

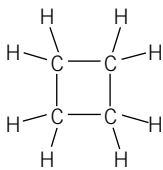
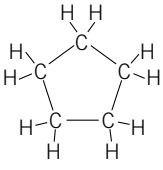
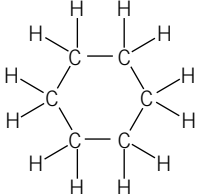
- a) El carbono es el elemento químico más abundante sobre la Tierra.
 b) El carbono es el elemento químico que forma más compuestos sobre la Tierra.
 c) El carbono es el elemento químico que se combina con el mayor número de elementos químicos diferentes.

- a) Falso, el oxígeno es el elemento químico más abundante sobre la Tierra.
 b) Cierto.
 c) Falso. El O y el H se combinan con más elementos químicos distintos que el C.

21. Escribe la fórmula molecular del metano, etano, butano y pentano. Basándote en ellas, escribe la fórmula molecular general para un hidrocarburo lineal de n átomos de carbono: $C_nH_{...}$

Metano	Etano	Butano	Pentano	Hidrocarburo general
CH_4	C_2H_6	C_4H_{10}	C_5H_{12}	C_nH_{2n+2}

22. Escribe la fórmula molecular del ciclobutano, ciclopentano y ciclohexano. Basándote en ellas, escribe la fórmula molecular general para un hidrocarburo cíclico de n átomos de carbono: $C_nH_{...}$

Ciclobutano	Ciclopentano	Ciclohexano	Hidrocarburo cíclico general
C_4H_8 	C_5H_{10} 	C_6H_{12} 	C_nH_{2n}

23. Escribe la fórmula molecular del eteno, 2-buteno y 1-pentino. Basándote en ellas, escribe la fórmula molecular general para un hidrocarburo lineal de n átomos de carbono que presente un doble enlace: $C_nH_{...}$
¿Cuál sería la fórmula molecular general si tuviesen dos dobles enlaces?

Eteno	2-buteno	1-pentino	HC 1 doble enlace general	HC 2 dobles enlaces general
$CH_2=CH_2$	$CH_3-CH=CH-CH_3$	$CH_2=CH-CH_2-CH_2-CH_3$		
C_2H_4	C_4H_8	C_5H_{10}	C_nH_{2n}	C_nH_{2n-2}

24. Escribe la fórmula molecular del etino, 2-butino y 1-pentino. Basándote en ellas, escribe la fórmula molecular general para un hidrocarburo lineal de n átomos de carbono que presente un triple enlace: $C_nH_{...}$
¿Cuál sería la fórmula molecular general si tuviesen dos triples enlaces?

Etino	2-butino	1-pentino	HC 1 triple enlace general	HC 2 triples enlaces general
$CH\equiv CH$	$CH_3-C\equiv C-CH_3$	$CH\equiv C-CH_2-CH_2-CH_3$		
C_2H_2	C_4H_6	C_5H_8	C_nH_{2n-2}	C_nH_{2n-4}

25. Tenemos un hidrocarburo cuya fórmula molecular es: C_5H_8 .
Escribe la fórmula y el nombre de tres hidrocarburos no ramificados que sean compatibles con ella.

- $CH\equiv C-CH_2-CH_2-CH_3 \rightarrow$ 1-pentino
- $CH_2=CH-CH_2-CH=CH_2 \rightarrow$ Pent-1,4-dieno



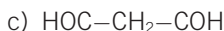
- \rightarrow Ciclopenteno

26. El nombre de los siguientes compuestos tiene algún error: identifícalo y corrígelo:

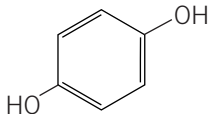
- a) 3-ciclopenteno. d) Metino.
 b) Cicloetano. e) 2-metilpropino.
 c) 3-buteno.

- a) *Error*. Si solo tiene 1 doble enlace, estará en posición 1.
Corregido: ciclopenteno.
 b) *Error*. Un ciclo debe tener, al menos, 3 átomos de C.
Corregido: ciclopropano.

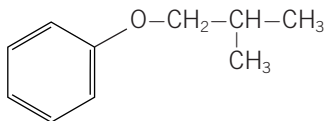
- c) *Error.* La cadena se empieza a numerar por el extremo más próximo al grupo funcional.
Corregido: 1-buteno.
- d) *Error.* El triple enlace tiene que estar entre dos átomos de C. El prefijo *met-* indica un único átomo de C.
Corregido: etino.
- e) *Error.* Un C solo puede formar 4 enlaces covalentes. Con esa fórmula, el C 2 debería formar 5 enlaces.
Corregido: 2-metilpropeno.

27. Formula:**a) 3-clorobutan-1-ol.****d) Paradifenol.****b) Acetato de isopropilo.****e) Isobutil fenil éter.****c) Propanodial.**

d)



e)

**28. En cada una de las fórmulas siguientes hay algún error; corrígelo:****a) Etanona.****c) Propanoato de metanol.****b) Ácido ciclopropanoico.****d) Etano metano éter.**

- a) *Error.* Las cetonas tienen un grupo carbonilo en posición no terminal en la cadena. La más pequeña es la de 3 C.
Corregido: propanona.
- b) *Error.* El grupo ácido está sobre un carbono terminal de un hidrocarburo abierto.
Corregido: ácido propanoico.
- c) *Error.* Error en el nombre del radical.
Corregido: propanoato de metilo.
- d) *Error.* Error en el nombre de los radicales.
Corregido: etil metiléter.

29. Escribe los grupos funcionales de los compuestos orgánicos oxigenados.

Ver los grupos funcionales en las páginas 165 y 166 del libro.

30. Formula el 2-pentanol. Formula un compuesto de la misma serie homóloga que él. Formula un compuesto de la misma familia que él, pero que no pertenezca a su serie homóloga.

2-pentanol	Misma serie homóloga	Misma familia, distinta serie homóloga
$\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$	$\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$ 2-propanol	$\text{CH}_3\text{-CHOH-CH=CH}_2$ But-3-en-2-ol

31. Escribe la fórmula molecular de los siguientes alcoholes: metanol, etanol, 2-propanol, 3-pentanol. Escribe la fórmula general de los compuestos que tienen un grupo alcohol en su molécula: $\text{C}_n\text{H}_x\text{O}$.

Metanol	Etanol	2-propanol	3-pentanol	Alcohol general
CH_3OH	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$	$\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$	
CH_4O	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$	$\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$

32. Escribe la fórmula molecular de los siguientes aldehídos: metanal, etanal, propanal, pentanal. Escribe la fórmula general de los compuestos que tienen un grupo aldehído en su molécula: $\text{C}_n\text{H}_x\text{O}$.

Metanal	Etanal	Propanal	Pentanal	Aldehído general
HCOH	$\text{CH}_3\text{-COH}$	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COH}$	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COH}$	
CH_2O	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$	$\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$	$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$

33. Escribe la fórmula molecular de las siguientes cetonas: propanona, butanona, pentanona. Escribe la fórmula general de los compuestos que tienen un grupo cetona en su molécula: $\text{C}_n\text{H}_x\text{O}$.

Propanona	Butanona	Pentanona	Cetona general
$\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$	$\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$	$\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$	
$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$	$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$	$\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$	$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$

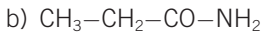
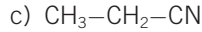
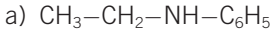
34. Formula los siguientes compuestos:

a) N-etil N-fenil amina.

c) Propanonitrilo.

b) Propanoamida.

d) Ciclobutilamina.



35. Nombra los siguientes compuestos:

a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH-CH}_3$

c) $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH-COH}$

b) CH_3CN

d) $\text{H}_3\text{C-CH(CH}_3\text{)-CH}_2\text{-NH-CH}_2\text{-CH}_3$

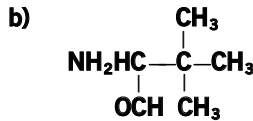
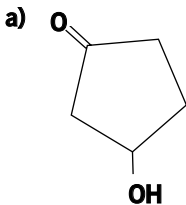
a) Etil metilamina

c) N-fenilformamida

b) Etanonitrilo

d) N-etil-N-isobutilamina

36. Nombra los siguientes compuestos:



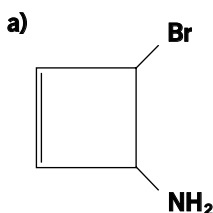
c) $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_2\text{-CHO}$

a) 3-hidroxiciclopentanona

b) 2-amino-3,3-dimetilbutanal

c) 2-feniletanal

37. Nombra los siguientes compuestos:



b) $\text{CHO-CHNH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$

c) $\text{H}_3\text{C-O-CH}_2\text{-C(=O)-CH}_2\text{-CH}_3$

a) 4-bromociclobut-2-en-1-amino

b) Ácido 2-oxoetilamino etanoico

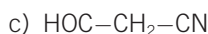
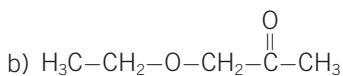
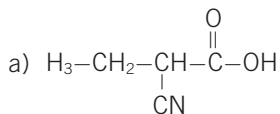
c) 1-metoxibutan-2-ona

38. Formula los siguientes compuestos:

a) **Ácido 2-cianobutanoico.**

c) **3-oxopropanonitrilo.**

b) **Etoxipropanona.**

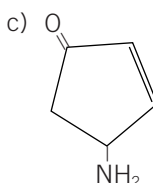
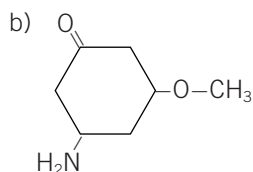
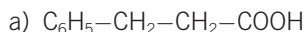


39. Formula los siguientes compuestos:

a) **Ácido 3-fenilpropanoico.**

c) **4-aminociclopent-2-en-1-ona.**

b) **3-amino-5-metoxiciclohexanona.**



40. Las siguientes fórmulas contienen un error; detéctalo y corrígelo.

a) **2-ciano propan-1-ol.**

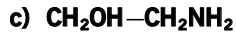
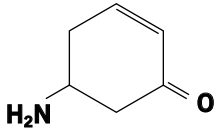
c) **3,3-dibromobut-3-en-2-ona.**

b) **Ácido 2-etilpropanoico.**

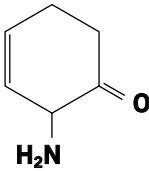
	Error	Corregido
a) 2-ciano propan-1-ol	$\text{H}_3\text{C---}\underset{\text{CN}}{\text{CH}}\text{---CH}_2\text{---OH}$ <p>El grupo nitrilo es prioritario frente al alcohol.</p>	3-hidroxi-2-metilpropanonitrilo
b) Ácido 2-etilpropanoico	$\text{H}_3\text{C---}\underset{\text{H}_2\text{C---CH}_3}{\text{CH}}\text{---}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C---OH}$ <p>La cadena principal es la más larga que contiene el grupo funcional más importante.</p>	Ácido 2-metilbutanoico
c) 3,3-dibromobut-3-en-2-ona	Cada átomo de C solo puede formar 4 enlaces covalentes. En esta fórmula, el C 3 formaría 5.	3-bromobut-3-en-2-ona $\text{H}_3\text{C---}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C---}\underset{\text{Br}}{\text{C}}\text{=CH}_2$

41. Identifica los grupos funcionales de los siguientes compuestos y nómbralos:

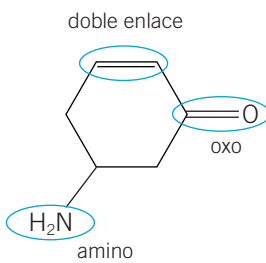
a)



b)

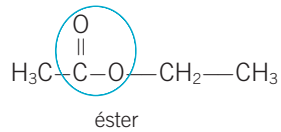


a)



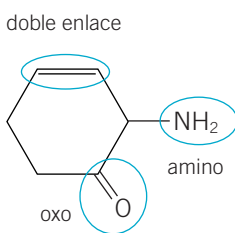
5-aminociclohex-2-en-1-ona

d)



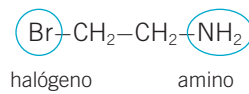
Acetato de etilo

b)



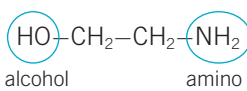
2-aminociclohex-3-en-1-ona

e)



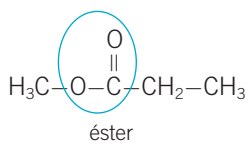
2-bromoetanoamina

c)



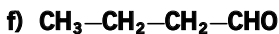
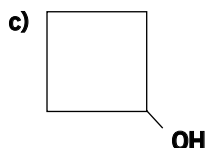
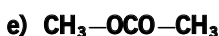
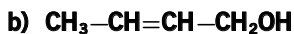
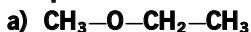
2-aminoetanol

f)



Propionato de metilo

42. Identifica los grupos funcionales de los siguientes compuestos y relaciona los que son isómeros de función:



a) Grupo éter

e) Grupo éster

b) Grupo alcohol y un doble enlace

f) Grupo aldehído

c) Grupo alcohol

g) Grupo cetona

d) Grupo ácido carboxílico

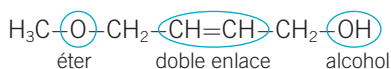
h) Grupo alcohol

Son isómeros de función el a) y el h).

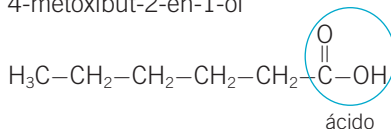
Son isómeros de función el b), c), f) y g).

Son isómeros de función el d) y el e).

43. Identifica los grupos funcionales que están presentes en este compuesto y escribe la fórmula de otro que sea isómero de función de él y que tenga un único grupo funcional.



4-metoxibut-2-en-1-ol



Ácido hexanoico

44. Indica cuáles de estos pueden presentar actividad óptica:

a) 2-hidroxiopropanona.

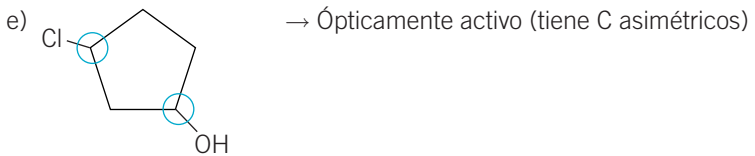
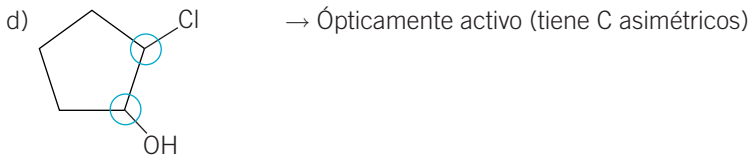
d) 2-cloro ciclopentanol.

b) 2-pentanol.

e) 3-cloro ciclopentanol.

c) 3-aminobutanona.

a) $\text{HOCH}_2\text{-CO-CH}_3 \rightarrow$ No actividad ópticab) $\text{CH}_3\text{-}^*\text{CHOH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 \rightarrow$ Ópticamente activo (*C asimétrico)c) $\text{CH}_3\text{-CO-}^*\text{CH(NH}_2\text{)-CH}_3 \rightarrow$ Ópticamente activo (*C asimétrico)



45. Escribe y nombra tres isómeros de cadena del penten-2-eno.

- $\text{CH}_3\text{—CH=CH—CH}_2\text{—CH}_3$ → Pent-2-eno
- $\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C—C=CH} \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ → 2-metilbut-2-eno



46. Formula los siguientes compuestos e indica cuáles de ellos pueden presentar isomería geométrica.

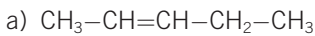
a) 2-penteno.

d) 2-metil buten-2-eno.

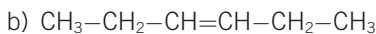
b) 3-hexeno.

e) 3-metil penten-2-eno.

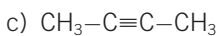
c) 2-butino.



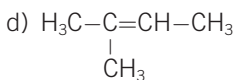
Puede presentar isomería geométrica.



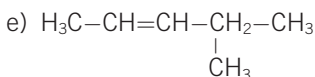
Puede presentar isomería geométrica.



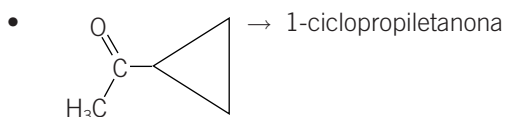
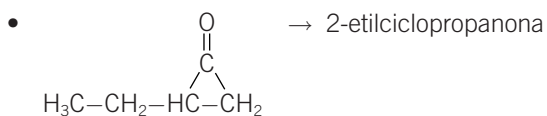
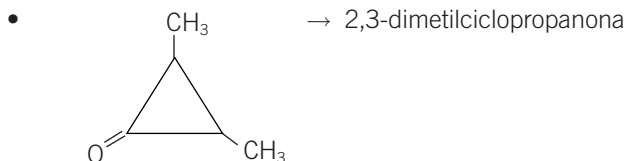
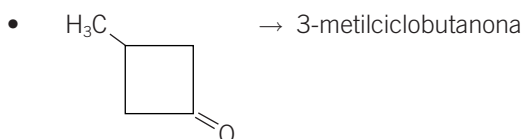
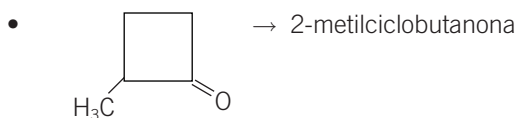
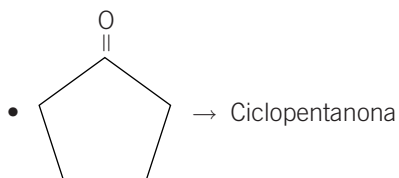
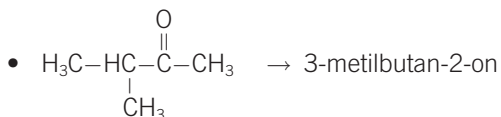
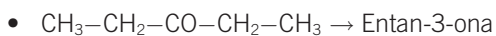
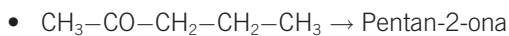
No puede presentar isomería geométrica por el triple enlace.



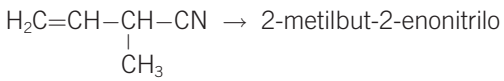
No puede presentar isomería geométrica porque uno de los C del doble enlace tiene los dos sustituyentes iguales.



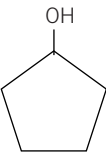
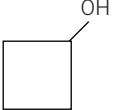
Puede presentar isomería geométrica.

47. Escribe y nombra todas las cetonas de cinco átomos de C.

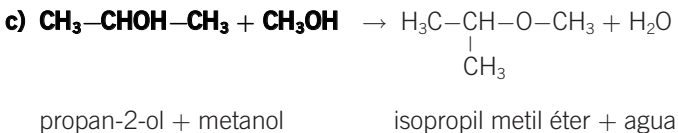
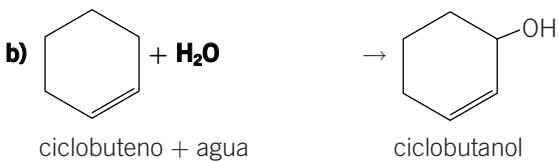
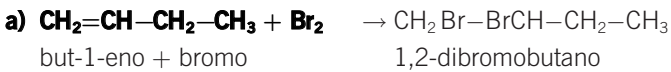
48. Escribe la fórmula de un compuesto de cinco átomos de C que tenga un grupo ciano y un doble enlace y sea ópticamente activo.



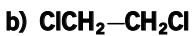
49. Para el ciclopentanol escribe la fórmula de un compuesto de su misma serie homóloga, otro que pertenezca a su familia, pero no a su serie homóloga y otro que sea su isómero estructural.

Ciclopentanol	Misma serie homóloga	Misma familia, distinta serie homóloga	Isómero estructural
	 Ciclobutanol	$\text{HOCH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$ prop-2-en-1-ol	$\text{HOCH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$ Pent-3-en-1-ol

50. Completa las siguientes reacciones y nombra las sustancias que intervienen:



51. Escribe una reacción química que te permita obtener las siguientes sustancias:

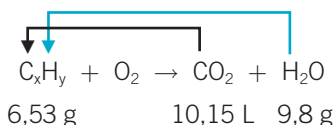


- a) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Propeno + agua
 b) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$ Eteno + cloro
 c) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}-\text{CO}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ N-feniletanoamida + agua
 d) $\text{HCOO}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Metanoato de metilo + agua

- 52. Al quemar 6,53 g de un hidrocarburo con un exceso de oxígeno se obtienen 9,8 g de agua y se recogen 10,15 L de CO_2 , medidos en condiciones normales. Determina la fórmula del compuesto.**

Suponemos que la fórmula del compuesto es del tipo: C_xH_y .

Escribimos la ecuación de su reacción de combustión, aunque no la podemos ajustar porque desconocemos la fórmula del compuesto y el óxido de nitrógeno que se forma:



En la reacción interviene un exceso de aire. Por tanto, podemos suponer que ha reaccionado toda la muestra del compuesto orgánico. En ella:

- Todo el H del compuesto se ha transformado en H_2O . Calculando la cantidad de H que hay en 9,8 g de H_2O conoceremos la cantidad de H que había en la muestra:

Masa molar del $\text{H}_2\text{O} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$.

$$9,8 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \cdot 2 \text{ g de H}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} = 1,09 \text{ g de H}$$

- Todo el C del compuesto se ha transformado en CO_2 . Calculando la cantidad de C que hay en los 10,15 L de CO_2 en condiciones normales conoceremos la cantidad de C que había en la muestra:

$$10,15 \text{ L de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{22,4 \text{ L de CO}_2} = 0,453 \text{ mol de CO}_2$$

Masa molar del $\text{CO}_2 = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol}$.

$$0,453 \text{ mol de CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de CO}_2} = 5,44 \text{ g de C}$$

La masa del C sumada a la masa del H nos da, con mucha aproximación, la masa de la muestra del hidrocarburo, lo que confirma que el compuesto que estamos estudiando está formado solo por C e H.

Los subíndices que acompañan al símbolo de cada elemento en la fórmula indican la proporción en la que se combinan,

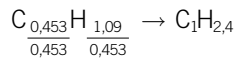
expresada en moles. Calculamos los moles de cada elemento que representan las cantidades que acabamos de obtener:

$$1,1 \text{ g de H} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g de H}} = 1,1 \text{ mol de H}$$

0,453 mol de $\text{CO}_2 \rightarrow 0,453 \text{ mol de C}$.

La fórmula del compuesto es del tipo: $\text{C}_{0,453}\text{H}_{1,09}$.

Los subíndices deben ser números enteros sencillos que mantengan esta proporción. Para encontrarlos dividimos todos los números por el más pequeño:

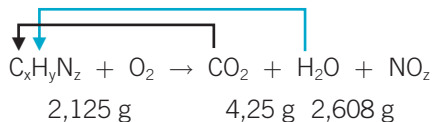


Debemos multiplicar por un número que haga que los dos subíndices sean números enteros. Multiplicando por 5 obtenemos la fórmula del compuesto: C_5H_{12} . Es un alcano de 5 átomos de C. No podemos precisar el compuesto exacto porque puede ser uno de los múltiples isómeros del pentano.

- 53. La putrescina es un compuesto de C, H y N que se origina en los procesos de putrefacción de la carne. Al quemar una muestra de 2,125 g de putrescina con exceso de oxígeno se forman 4,25 g de CO_2 y 2,608 g de H_2O . Obtén la fórmula de la putrescina sabiendo que su masa molar es 88 g/mol.**

Suponemos que la fórmula del compuesto es del tipo: $\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_z$.

Escribimos la ecuación de su reacción de combustión, aunque no la podemos ajustar porque desconocemos la fórmula del compuesto y el óxido de nitrógeno que se forma:



En la reacción interviene un exceso de aire. Por tanto, podemos suponer que ha reaccionado toda la muestra del compuesto orgánico. En ella:

- Todo el C del compuesto se ha transformado en CO_2 . Calculando la cantidad de C que hay en 4,25 g de CO_2 conoceremos la cantidad de C que había en la muestra:

Masa molar del $\text{CO}_2 = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol}$.

$$4,25 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g de C}}{44 \text{ g de CO}_2} = 1,16 \text{ g de C}$$

- Todo el H del compuesto se ha transformado en H_2O . Calculando la cantidad de H que hay en 4,5 g de H_2O conoceremos la cantidad de H que había en la muestra.

Masa molar del $\text{H}_2\text{O} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$.

$$2,608 \text{ g de } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \cdot 2 \text{ g de H}}{18 \text{ g de } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 0,29 \text{ g de H}$$

- Por diferencia, podremos conocer la cantidad de N en la muestra:

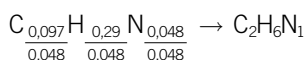
$$3,125 \text{ g de compuesto} - (1,16 \text{ g de C} + 0,29 \text{ g de H}) = 0,675 \text{ g de N}$$

Los subíndices que acompañan al símbolo de cada elemento en la fórmula indican la proporción en la que se combinan, expresada en moles. Calculamos los moles de cada elemento que representan las cantidades que acabamos de obtener:

- $1,16 \text{ g de } \cancel{\text{C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de } \cancel{\text{C}}} = 0,097 \text{ mol de C}$
- $0,29 \text{ g de } \cancel{\text{H}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g de } \cancel{\text{H}}} = 0,29 \text{ mol de H}$
- $0,675 \text{ g de } \cancel{\text{N}} \cdot \frac{1 \text{ mol de N}}{14 \text{ g de } \cancel{\text{N}}} = 0,048 \text{ mol de N}$

La fórmula del compuesto es del tipo: $\text{C}_{0,097}\text{H}_{0,29}\text{N}_{0,048}$.

Los subíndices deben ser números enteros sencillos que mantengan esta proporción. Para encontrarlos dividimos todos los números por el más pequeño:



Comprobamos si esta es la fórmula molecular del compuesto. Para ello, obtenemos su masa molar:

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{N}) = 2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 14 = 44 \text{ g/mol}$$

Como NO coincide con el dato hay que pensar que esa es la fórmula empírica del compuesto.

En la molécula del compuesto habrá n veces esta proporción de átomos:

$$n = \frac{88}{44} = 4 \rightarrow$$

\rightarrow Fórmula molecular de la putrescina: $\text{C}_4\text{H}_{12}\text{N}_2$

- 54. El acetileno (C_2H_2) es un hidrocarburo altamente inflamable. Cuando arde alcanza temperaturas de hasta $3000 \text{ }^\circ\text{C}$; por eso se utiliza como combustible en sopletes de soldadura. Se le puede hacer reaccionar con hidrógeno para convertirlo en etano; en ese proceso se desprenden 287 kJ por cada mol de acetileno. Calcula:**

a) El volumen de hidrógeno, medido en condiciones normales, que será necesario para que reaccione con el acetileno que hay en una bombona de 5 L a 7 atm de presión y a 25 °C.

b) La energía que se desprenderá en ese proceso.

- a) 1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

C_2H_2	+	$2 H_2$	→	C_2H_6	+	287 kJ
1 mol de hidróxido de acetileno	reacciona con	2 mol de hidrógeno	para dar	1 mol de etano	y	energía
5 L, 7 atm, 25 °C						

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Puesto el acetileno es un gas, usaremos las leyes de los gases:

$$pV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{7 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K}} = 1,43 \text{ mol de } C_2H_2$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular los moles de hidrógeno que se requieren:

$$1,43 \text{ mol de } C_2H_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de } H_2}{1 \text{ mol de } C_2H_2} = 2,86 \text{ mol de } H_2$$

Teniendo en cuenta el volumen que ocupa 1 mol de cualquier gas en condiciones normales:

$$2,86 \text{ mol de } H_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 64 \text{ L de } H_2$$

- b) La estequiometría también nos permite calcular la energía que se desprende:

$$1,43 \text{ mol de } C_2H_2 \cdot \frac{287 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de } C_2H_2} = 410,4 \text{ kJ}$$

55. Se hacen reaccionar 50 mL de un ácido acético comercial, del 96 % de riqueza en masa y densidad 1,06 g/mL, con un exceso de etanol. Calcula qué cantidad, en gramos, se habrá obtenido de acetato de etilo, suponiendo que el proceso tiene un 85 % de rendimiento.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.

2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

$\text{CH}_3\text{-COOH}$	+	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$	→	$\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$	+	H_2O
1 mol de ácido acético	reacciona con	1 mol de etanol	para dar	1 mol de acetato de etilo	y	1 mol de agua
50 mL, 96 % riqueza, $d=1,06$ g/mL			85 %			

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. La densidad del etanol permite calcular su equivalente en masa, y la riqueza, la cantidad exacta de ácido que puede reaccionar:

$$50 \text{ mL de acético comercial} \cdot \frac{1,06 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 53 \text{ g de acético comercial}$$

$$53 \text{ g de acético comercial} \cdot \frac{96 \text{ g de acético puro}}{100 \text{ g de acético comercial}} = 50,9 \text{ g de acético puro}$$

$$M(\text{acético}) = 2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 60 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 50,9 \text{ g de acético} \cdot \frac{1 \text{ mol de acético}}{60 \text{ g de acético}} = 0,85 \text{ mol de acético}$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular los moles de acetato de etilo que se obtienen:

1 mol de ácido acético → 1 mol de acetato de etilo. En este caso, se obtendrían 0,85 mol de acetato de etilo si la reacción fuese con un 100 % de rendimiento.

De acuerdo con los datos, solo se obtiene el 85 % de lo que se obtendría en teoría:

$$0,85 \text{ mol de acetato de etilo teóricos} \cdot$$

$$\cdot \frac{85 \text{ mol de acetato de etilo real}}{100 \text{ mol de acetato de etilo teóricos}} =$$

$$= 0,72 \text{ mol de acetato de etilo real}$$

$$M(\text{acetato de etilo}) = 4 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 88 \text{ g/mol de acetato de etilo} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,72 \text{ mol de acetato de etilo} \cdot \frac{88 \text{ g de acetato de etilo}}{1 \text{ mol de acetato de etilo}} =$$

$$= 63,4 \text{ g de acetato de etilo}$$

56. La mayor parte de los combustibles que se utilizan son hidrocarburos; se queman cuando reaccionan con oxígeno dando CO_2 y H_2O . Cuando se quema 1 mol de gas natural (CH_4) se desprenden 800 kJ, y cuando se quema 1 mol de butano (C_4H_{10}), 2877 kJ. Determina la cantidad de energía que se obtiene y la masa de dióxido de carbono que se envía a la atmósfera cuando se quema 1 kg de cada uno de estos combustibles.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
2. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

CH_4 (g)	+	2O_2 (g)	→	CO_2 (g)	+	$2 \text{H}_2\text{O}$ (l)	+ Energía
1 mol de metano		2 mol de oxígeno	dan	1 mol de dióxido de carbono		2 mol de agua	800 kJ
1 kg							

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Para el caso del metano:

$$M(\text{CH}_4) = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1000 \text{ g de } \cancel{\text{CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CH}_4}{16 \text{ g de } \cancel{\text{CH}_4}} = 62,5 \text{ mol de } \text{CH}_4$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular los moles de dióxido de carbono y la energía que se vierte a la atmósfera: 1 mol $\text{CH}_4 \rightarrow$ 1 mol de CO_2 . En este caso, se vierten a la atmósfera 62,5 mol de CO_2 . Calculamos su masa equivalente:

$$M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 62,5 \text{ mol de } \cancel{\text{CO}_2} \cdot \frac{44 \text{ g de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{CO}_2}} = 2750 \text{ g de } \text{CO}_2 =$$

$$= 2,75 \text{ kg de } \text{CO}_2$$

$$62,5 \text{ mol de } \cancel{\text{CH}_4} \cdot \frac{800 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{CH}_4}} = 50 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

De forma similar, hacemos los cálculos que corresponden a la combustión de 1 kg de butano:

C_4H_{10} (g)	+	$13/2 \text{O}_2$ (g)	→	4CO_2 (g)	+	$5 \text{H}_2\text{O}$ (l)	+ Energía
1 mol de butano		$13/2$ mol de oxígeno	dan	4 mol de dióxido de carbono		5 mol de agua	2877 kJ
1 kg							

- Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan.
Para el caso del metano:

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1000 \text{ g de } \cancel{\text{C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g de } \cancel{\text{C}_4\text{H}_{10}}} = 17,24 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10}$$

- La estequiometría de la reacción permite calcular los moles de dióxido de carbono y la energía que se vierte a la atmósfera:

$$17,24 \text{ mol de } \cancel{\text{C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{4 \text{ mol de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{C}_4\text{H}_{10}}} = 69 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

$$M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 69 \text{ mol de } \cancel{\text{CO}_2} \cdot \frac{44 \text{ g de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{CO}_2}} = 3036 \text{ g de } \text{CO}_2 =$$

$$= 3,036 \text{ kg de } \text{CO}_2$$

$$17,24 \text{ mol de } \cancel{\text{C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{2877 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{C}_4\text{H}_{10}}} = 49,6 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

- 57. Un coche medio consume 6,5 L de gasolina cada 100 km. Suponiendo que la gasolina es isoctano (C_8H_{18}) y que cada vez que se quema un mol de esta sustancia se desprenden 5550 kJ, calcula la cantidad de energía que consume y la masa de CO_2 que vierte a la atmósfera un coche cuando recorre 100 km. Dato: densidad de la gasolina = $0,76 \text{ g/cm}^3$.**

- Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos.
- Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos.

$\text{C}_8\text{H}_{18} (\text{g})$	+	$25/2 \text{ O}_2 (\text{g})$	\rightarrow	$8 \text{ CO}_2 (\text{g})$	+	$9 \text{ H}_2\text{O} (\text{l})$	+ Energía
1 mol de isoctano		$25/2$ mol de oxígeno	dan	8 mol de dióxido de carbono		9 mol de agua	5550 kJ
6,5 L, $d = 0,76 \text{ g/cm}^3$							

- Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan.
La densidad de la gasolina permite calcular su equivalente en masa:

$$6,5 \cdot 10^3 \text{ mL de } \cancel{\text{gasolina}} \cdot \frac{0,76 \text{ g de gasolina}}{1 \text{ mL de } \cancel{\text{gasolina}}} =$$

$$= 4,94 \cdot 10^3 \text{ g de gasolina}$$

$$M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 8 \cdot 12 + 18 \cdot 1 = 114 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 4,94 \cdot 10^3 \text{ g de } \cancel{\text{C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18}}{114 \text{ g de } \cancel{\text{C}_8\text{H}_{18}}} = 43,33 \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18}$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular los moles de dióxido de carbono y la energía que se vierte a la atmósfera:

$$43,33 \cancel{\text{ mol de C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{8 \text{ mol de CO}_2}{1 \cancel{\text{ mol de C}_8\text{H}_{18}}} = 346,7 \text{ mol de CO}_2$$

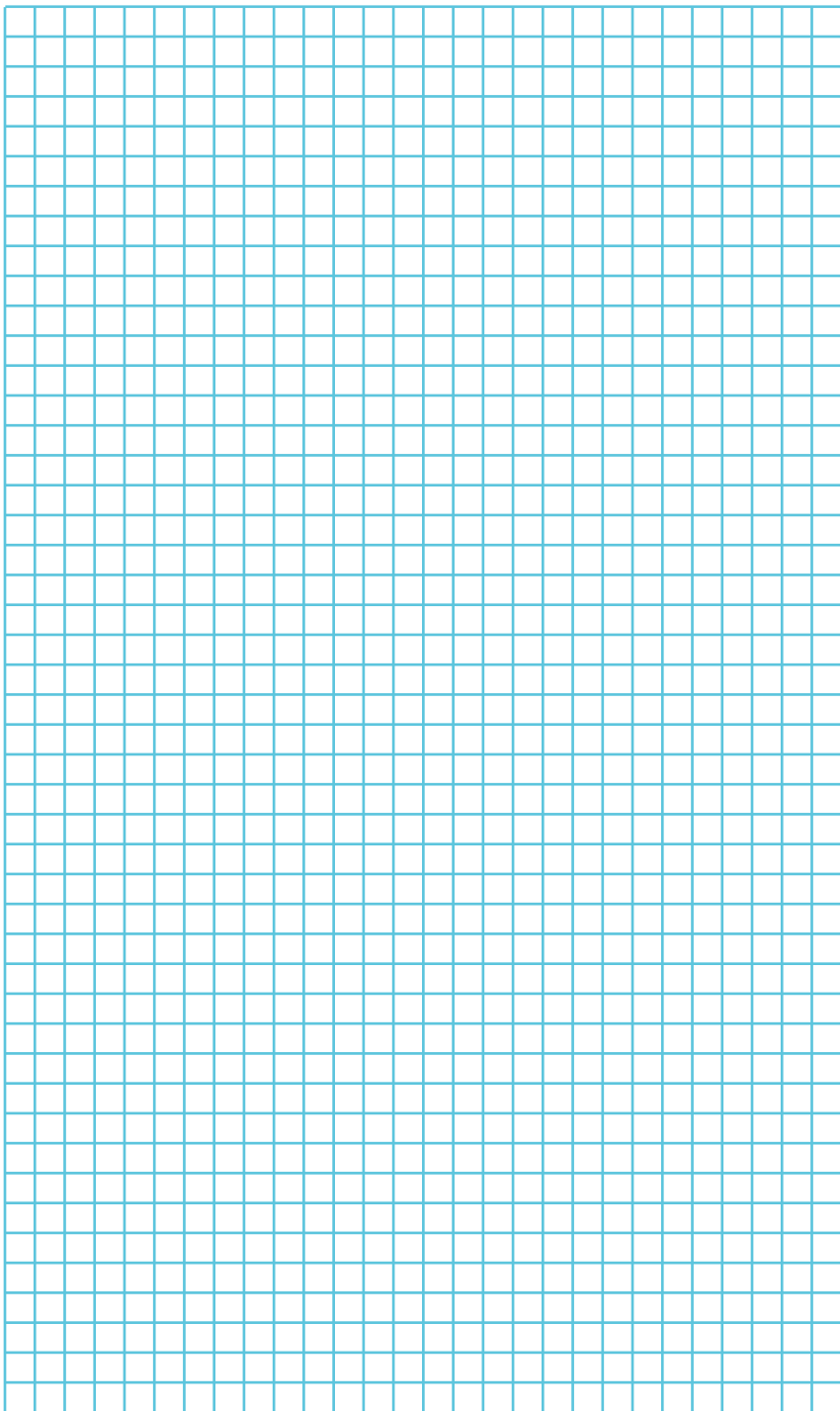
$$M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\begin{aligned} \rightarrow 346,7 \cancel{\text{ mol de CO}_2} \cdot \frac{44 \text{ g de CO}_2}{1 \cancel{\text{ mol de CO}_2}} &= 15250 \text{ g de CO}_2 = \\ &= 15,25 \text{ kg de CO}_2 \end{aligned}$$

$$43,33 \cancel{\text{ mol de C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{5550 \text{ kJ}}{1 \cancel{\text{ mol de C}_8\text{H}_{18}}} = 240,5 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$



NOTAS



Cinemática (I): cómo se describe el movimiento

PRESENTACIÓN

La física en Bachillerato se inicia con el estudio del movimiento. La cinemática es una de las partes de la física en la que los conceptos que se introducen resultan más familiares: posición, desplazamiento, velocidad o aceleración. Pero, a la vez, es un tema que introduce desarrollos matemáticos complejos, como el cálculo vectorial o el cálculo de derivadas. De hecho, de su estudio surge la ciencia moderna y la ruptura con dogmatismos y visiones simplistas de la naturaleza.

En la cinemática el alumno puede apreciar la fidelidad con la que el lenguaje matemático describe la naturaleza y desarrollar el uso de expresiones algebraicas y la interpretación de gráficas para la descripción del movimiento.

OBJETIVOS

- Adquirir y utilizar los conocimientos básicos del movimiento: posición, velocidad y aceleración, para desarrollar estudios posteriores más específicos.
- Distinguir los conceptos de desplazamiento y posición.
- Comprender el concepto de velocidad media y contrastarlo con el de velocidad instantánea.
- Entender y utilizar las componentes tangencial y normal de la aceleración.
- Expresar diferentes movimientos con lenguaje algebraico.
- Interpretar la gráfica de un movimiento.
- Realizar experimentos sencillos de laboratorio sobre posición y movimiento.
- Aplicar los conocimientos físicos del movimiento a la resolución de problemas de la vida cotidiana.

CONTENIDOS

Conceptos

- Planteamiento de problemas, elaboración de estrategias de resolución y análisis de resultados.
- Comunicación de información utilizando la terminología adecuada.
- Importancia del estudio de la cinemática en la vida cotidiana y en el surgimiento de la ciencia moderna.
- Sistemas de referencia.
- Magnitudes necesarias para la descripción del movimiento.
- Iniciación del carácter vectorial de las magnitudes que intervienen.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Interpretar gráficas.
- Resolver problemas.
- Cambiar de unidades con soltura.
- Elaborar gráficas.

Actitudes

- Aprecio de la utilidad de aplicar los contenidos de la unidad en los movimientos que observamos cotidianamente.

el movimiento

EDUCACIÓN EN VALORES

1. Educación vial

Comprender el movimiento de los móviles permite a los alumnos reflexionar sobre la importancia de la educación vial. La aceleración cambia la velocidad del móvil, pero no de manera instantánea. Respetar los pasos de cebra o semáforos cuando el alumno actúa como peatón, o la distancia de seguridad cuando el alumno actúa de conductor o piloto de motos es importante para controlar los parámetros del movimiento.

2. Educación cívica

Respetar la señales de tráfico que previenen trayectorias de movimiento peligrosas ayuda a interiorizar un respeto por la normas de tráfico, pero también se extiende a un respeto en normas cívicas y sociales que la sociedad impone. Además, reafirma la madurez del alumno, que empieza a gestionar su libertad dentro de un marco jurídico y legislativo.

3. Educación medioambiental

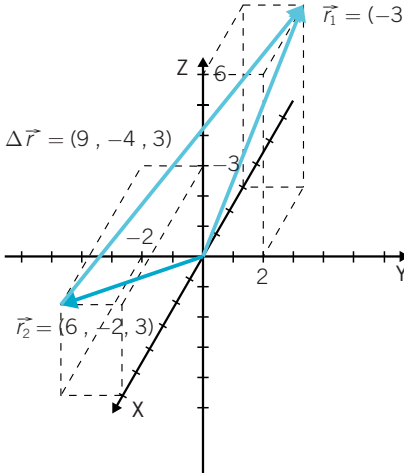
La cinemática es una rama de la física en la que se refleja el movimiento de los objetos de la naturaleza. La comprensión de sus leyes ayuda al alumno a reflexionar sobre la belleza del mundo que le rodea y las leyes que lo describen. Desde el conocimiento de estas leyes nace el respeto y el cuidado del alumno al medio ambiente.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Analizar diferentes aspectos del movimiento y obtener información de ellos mediante estrategias básicas del trabajo científico.
2. Comprender y distinguir los conceptos de desplazamiento y posición, velocidad media e instantánea, aceleración media e instantánea.
3. Utilizar los procedimientos adquiridos en la descomposición vectorial de la aceleración.
4. Resolver problemas sencillos sobre el movimiento.
5. Analizar cualitativamente el movimiento para emitir hipótesis que ayuden a elaborar estrategias. Distinguir y clasificar un movimiento según los valores de su velocidad y aceleración.
6. Realizar trabajos prácticos para el análisis de diferentes situaciones de movimiento e interpretar los resultados.
7. Aplicar estrategias características al estudio del movimiento.

Cinemática (I): cómo se describe

1. Determina el vector de posición \vec{r}_1 de un punto de una trayectoria situado en las coordenadas $(-3, 2, 6)$ y el vector \vec{r}_2 , que con las coordenadas $(6, -2, 3)$ determina otro punto. ¿Cuáles serán las coordenadas del vector $\vec{r}_2 - \vec{r}_1$?



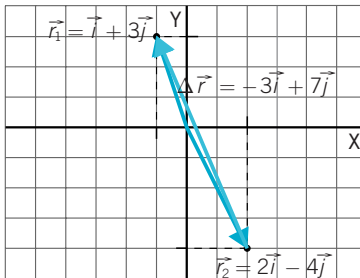
$$\Delta \vec{r} = \vec{r}_2 - \vec{r}_1$$

$$\Delta \vec{r} = (6, -2, 3) - (-3, 2, 6)$$

$$\Delta \vec{r} = (9, -4, -3)$$

Estas son las coordenadas de $\Delta \vec{r}$.

2. Una pelota se desplaza desde el punto 1, $\vec{r}_1 = 2\vec{i} - 4\vec{j}$ m, hasta el punto 2, $\vec{r}_2 = -\vec{i} + 3\vec{j}$ m. Calcula la distancia entre los puntos 1 y 2 en metros. ¿Cuáles son los componentes del vector $\vec{r}_2 - \vec{r}_1$?



La distancia entre los puntos \vec{r}_1 y \vec{r}_2 es el módulo del vector $\Delta \vec{r} = \vec{r}_2 - \vec{r}_1$

$$\Delta \vec{r} = (-\vec{i} + 3\vec{j}) \text{ m} - (2\vec{i} - 4\vec{j}) \text{ m}$$

En componentes, $\Delta \vec{r} = (-3, 7)$ m.

Y el módulo, que da la distancia entre \vec{r}_1 y \vec{r}_2 :

$$\begin{aligned} |\Delta \vec{r}| &= \sqrt{(-3)^2 + (7)^2} \\ &= \sqrt{58} \text{ m} \simeq 7,6 \text{ m} \end{aligned}$$

3. El vector de posición de una pelota en función del tiempo es:

$$\vec{r}(t) = (3t, 1, 2t^2) \text{ m}$$

Calcula el vector desplazamiento $\Delta \vec{r} = \vec{r}_2 - \vec{r}_1$ entre los instantes $t_1 = 2$ s y $t_2 = 5$ s.

$$\Delta \vec{r} = \vec{r}_2 - \vec{r}_1 = \vec{r}(t_2) - \vec{r}(t_1) = (3t_2, 1, t_2^2) \text{ m} - (3t_1, 1, 2t_1^2) \text{ m}$$

Sustituyendo: $t_1 = 2$ s y $t_2 = 5$ s queda:

$$\Delta \vec{r} = (15, 1, 50) \text{ m} - (6, 1, 8) \text{ m} = (9, 0, 42) \text{ m}$$

el movimiento

4. Los vectores de posición de un móvil en dos instantes t_1 y t_2 son:

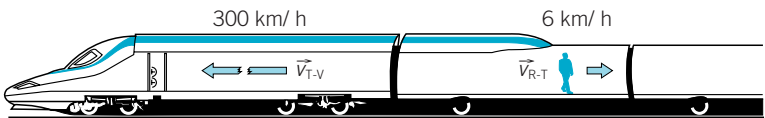
$$\vec{r}_1 = 6\vec{i} - 4\vec{j} \text{ y } \vec{r}_2 = 6\vec{j}$$

Calcula el vector desplazamiento $\Delta\vec{r}$.

$$\Delta\vec{r} = \vec{r}_2 - \vec{r}_1 = 6\vec{j} - (6\vec{i} - 4\vec{j}) = 6\vec{j} - 6\vec{i} + 4\vec{j} = -6\vec{i} + 10\vec{j}$$

5. El AVE circula a 300 km/h y el revisor se mueve por el pasillo a 6 km/h hacia la cola del tren.

- a) ¿Hacia dónde se mueve el revisor, hacia la derecha o hacia la izquierda?
b) ¿Cuál es su velocidad?



El término «velocidad» solo tiene sentido con respecto a un determinado sistema de referencia. En nuestro caso, la velocidad del revisor respecto del tren es \vec{v}_{R-T} , de módulo $v_{R-T} = 6 \text{ km/h}$.

La velocidad del tren respecto a las vías es \vec{v}_{T-V} , de módulo $v_{T-V} = 300 \text{ km/h}$.

Para un observador externo al tren y ligado a las vías, la velocidad del revisor será:

$$\vec{v}_{R-V} = \vec{v}_{T-V} - \vec{v}_{R-T}$$

Suponiendo que el movimiento es rectilíneo, solo necesitamos una coordenada (x) y, según la figura:

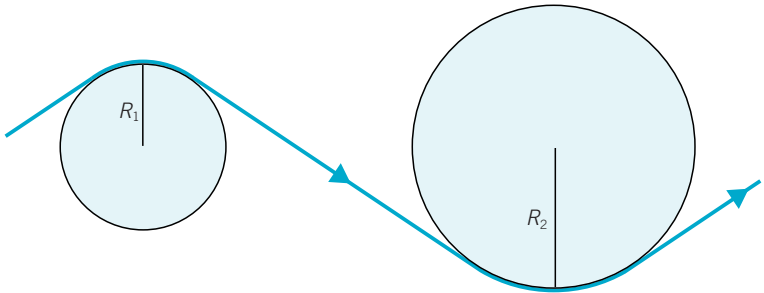
$$\left. \begin{array}{l} \vec{v}_{R-T} = -6\vec{i} \text{ km/h} \\ \vec{v}_{T-V} = +300\vec{i} \text{ km/h} \end{array} \right\} \vec{v}_{R-V} = 294\vec{i} \text{ km/h}$$

Esto significa que, visto desde la vía, el revisor se mueve en el mismo sentido que el tren, pero solo a 294 km/h.

6. Imagina que te llevan en coche por una curva con forma de arco de circunferencia con velocidad constante. Como te han vendado los ojos y tapado los oídos, solo puedes notar que te estás moviendo porque hay aceleración (si el movimiento fuese uniforme y en línea recta, no te darías cuenta).

- a) ¿De qué factores puede depender que notes más o menos que el coche está tomando una curva? O, dicho de otra manera, ¿de qué puede depender la aceleración normal de este movimiento circular uniforme?

- b) ¿Qué magnitudes físicas relacionadas con la trayectoria y la forma de recorrerla influyen en que se note más el cambio de dirección?



La curva «se notará más» a igualdad de otros factores cuanto más cerrada sea, lo que se mide mediante el parámetro «radio de curvatura», R . Cuanto mayor sea R más abierta es la curva y menos se nota.

Por otro lado, si el radio de curvatura es el mismo, la curva se notará más cuanto más rápido se tome. En resumen:

La curva «se nota más» (el cambio de dirección) $\begin{cases} \rightarrow$ Cuanto mayor sea v \\ \rightarrow Cuanto menor sea R \end{cases}

7. ¿Qué factor influye más en a_N , la velocidad o el radio de la curva? Supón que decides duplicar tu velocidad en una curva (de v a $2v$) y, para compensar, pides al Ministerio de Fomento que haga la curva más abierta, duplicando también su radio (de R a $2R$).

- a) Calcula la aceleración normal antes y después de duplicar la velocidad.
 b) Halla los valores numéricos de a_N para una curva de 20 m de radio tomada a 60 km/h y otra de 40 m de radio con $v = 120$ km/h.
 c) Averigua el valor de a_N para otra curva de 40 m de radio que se toma a una velocidad de 120 km/h. Compara los resultados con los obtenidos en el apartado anterior.

- a) Como la aceleración normal tiene módulo $a_N = \frac{v^2}{R}$, al duplicar la velocidad, $a_N = \frac{v^2}{R}$ se transforma en $a'_N = \frac{(2v)^2}{R} = 4 \frac{v^2}{R} = 4a_N$, es decir, es cuatro (y no dos) veces mayor.

Sin embargo, al duplicar el radio:

$$a_N = \frac{v^2}{R} \rightarrow a''_N = \frac{v^2}{2R} = \frac{1}{2} \frac{v^2}{R} = \frac{1}{2} a_N$$

la aceleración normal solo se divide por dos.

el movimiento

En resumen, si duplicamos simultáneamente la velocidad y el radio de la curva, la aceleración normal aún sería el doble de la inicial.

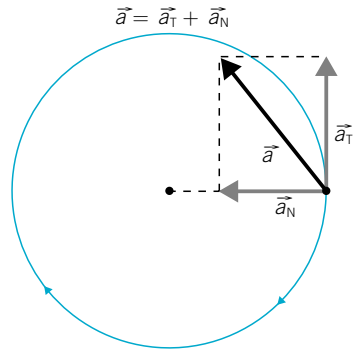
$$a_N = \frac{v^2}{R} \rightarrow a_N'' = \frac{(2v)^2}{(2R)} = \frac{2v^2}{R} = 2a_N$$

$$\left. \begin{array}{l} b) R = 20 \text{ m} \\ v = 60 \text{ km/h} = 17 \text{ m/s} \end{array} \right\} a_N = 14 \text{ m/s}^2$$

$$\left. \begin{array}{l} R = 40 \text{ m} \\ v = 120 \text{ km/h} = 33 \text{ m/s} \end{array} \right\} a_N = 28 \text{ m/s}^2$$

8. ¿Podrías adaptar el dibujo del apartado A de la página anterior al caso en que se toma la misma curva, pero frenando?

Si la curva se toma frenando, el módulo de la velocidad disminuye.



9. Clasifica los siguientes movimientos en una de las categorías anteriores:

- Una estudiante da siete vueltas a ritmo constante a una pista de atletismo.
- Otro estudiante corre una carrera de 100 m.
- Un satélite artificial gira alrededor de la Tierra en una órbita perfectamente circular a velocidad constante, dando una vuelta completa cada 11 horas.
- Un profesor va todos los días (laborables) a trabajar en tren, recorriendo 35 km en 30 minutos.
- Un autobús recorre un tramo recto de autopista a una velocidad de 90 km/h.
- Movimiento de un punto del tambor de una lavadora cuando esta comienza a centrifugar.
 - Movimiento uniforme no rectilíneo.
($a_T = 0$; $a_N \neq 0$.)
 - Movimiento rectilíneo no uniforme.
($a_T \neq 0$; $a_N = 0$.)

- c) Movimiento (circular) uniforme.
($a_T = 0$; $a_N = \text{constante} \neq 0$.)
- d) Cabe suponer que se trata de un movimiento general curvilíneo y no uniforme.
($a_T \neq 0$; $a_N \neq 0$.)
- e) Movimiento con vector velocidad constante:
 $\vec{v} = \text{constante}$, es decir, uniforme y rectilíneo.
($a_T = 0$; $a_N = 0$.)
- f) Movimiento circular ($a_N = \text{constante} \neq 0$)
no uniforme ($a_T \neq 0$.)

10. ¿Bajo qué condiciones es la velocidad media igual a la velocidad instantánea?

La velocidad media solo puede ser igual a la instantánea en los movimientos uniformes, es decir, con módulo de la velocidad constante: $v = \text{constante}$.

11. El ganador de una carrera ciclista recorre los últimos 10 m en 0,72 s.

- a) ¿Cuál es su velocidad media en ese tramo?
b) Exprésala en las unidades más comunes en la vida cotidiana (km/h).

$$v_m = \frac{\Delta s}{\Delta t} = \frac{10 \text{ m}}{0,72 \text{ s}} = 13,9 \text{ m/s} = 13,9 \frac{\text{m}}{\text{s}} \cdot \frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = 50 \frac{\text{km}}{\text{h}}$$

12. Se suele elegir la superficie de la Tierra como punto fijo respecto al que medir, pero ¿está realmente quieta la Tierra?

- a) Calcula la velocidad con que se mueve un punto del ecuador en su giro alrededor del eje. Dato: radio medio de la Tierra: 6370 km.
b) Calcula la velocidad de traslación de la Tierra alrededor del Sol.
Datos: la Tierra está aproximadamente a 8 minutos luz del Sol;
 $v_{\text{luz}} = 300\,000 \text{ km/s}$.
c) ¿Cómo es posible que vayamos a esa velocidad sin enterarnos?

- a) La Tierra hace un giro completo sobre sí misma en un día (esa es la definición de «día»).

La circunferencia de la Tierra en el ecuador es:

$$L \simeq 2\pi R_{\text{Tierra}} \simeq 2\pi \cdot 6370 \text{ km} \simeq 40\,024 \text{ km}$$

Y la velocidad (lineal) de giro $v = \frac{L}{1 \text{ día}}$:

$$v_{\text{rot}} \simeq \frac{40\,024 \text{ km}}{24 \text{ h}} \simeq 1670 \text{ km/h} \simeq 460 \text{ m/s}$$

el movimiento

- b) Y da una vuelta completa alrededor del Sol en un año (esa es, justamente, la definición).

Suponiendo que la órbita fuera circular (solo lo es aproximadamente), tomemos como radio 8 minutos-luz, es decir, el espacio que recorre la luz en 8 minutos a velocidad c :

$$\begin{aligned} R &= c \cdot t = 300\,000 \text{ km/s} \cdot 8 \text{ minutos} = \\ &= 300\,000 \text{ km/s} \cdot 480 \text{ s} = 144\,000\,000 \text{ km} \end{aligned}$$

Y la velocidad de traslación de la Tierra es:

$$v_{\text{tras}} = \frac{2\pi R}{1 \text{ año}} \simeq \frac{905\,000\,000 \text{ km}}{365 \cdot 24 \text{ h}} \simeq 103\,000 \text{ km/h} \simeq 29 \text{ km/s}$$

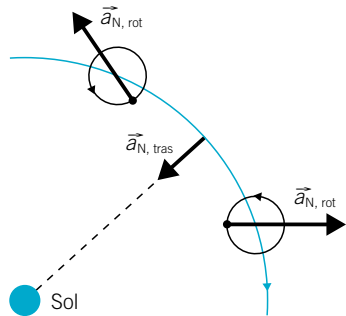
- c) Es decir, lejos de estar «inmóviles», tenemos un complicadísimo movimiento en el que se mezclan una rotación a 460 m/s con una traslación a 29 000 m/s y aún otros movimientos en la galaxia...

¿Por qué no los notamos? En realidad nunca notamos la velocidad por sí misma (¿respecto a qué?), sino la aceleración. Calculemos las aceleraciones correspondientes a esos dos movimientos circulares:

$$a_{N, \text{rot}} = \frac{v_{\text{rot}}^2}{R_T} = 0,03 \text{ m/s}^2$$

$$a_{N, \text{tras}} = \frac{v_{\text{tras}}^2}{R_T} = 0,006 \text{ m/s}^2$$

Tanto estas dos como otras que no hemos tenido en cuenta son muy pequeñas y no tienen por qué sumarse sus módulos (para ello habrían de coincidir direcciones y sentidos).



13. Contesta:

- a) **¿Es posible que un movimiento uniforme tenga aceleración? Pon ejemplos.**
- b) **¿Es posible que un cuerpo tenga velocidad cero y aceleración distinta de cero? ¿Y al contrario? Pon ejemplos en los que se dé esta situación.**

- a) Por supuesto que sí. Uniforme quiere decir que tiene módulo de la velocidad constante ($v = \text{constante}$, $a_T = 0$).

Pero aunque la aceleración tangencial sea nula, la aceleración normal puede muy bien no serlo.

Cualquier trayectoria no rectilínea tiene $a_N = 0$, así que cualquier trayectoria no rectilínea recorrida uniformemente tiene aceleración no nula: $a = a_N \neq 0$.

Cinemática (I): cómo se describe

b) Sí es posible que un cuerpo tenga velocidad nula y aceleración no nula. Eso es lo que sucede en el instante en el que se inicia su movimiento. La velocidad es cero, pero el ritmo de cambio de velocidad, aceleración, es distinta de cero y hará que comience el movimiento.

Respecto a velocidad no nula y aceleración nula, solo puede suceder en un caso, en el movimiento rectilíneo ($a_N = 0$) y uniforme ($a_T = 0$).

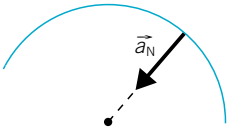
- 14. Alicia dice que ha visto moverse un avión en línea recta a 980 km/h. Benito, por su parte, sostiene que el avión estaba inmóvil. ¿Es posible que se refieran al mismo avión? ¿Cómo?**

Por supuesto, la velocidad es un concepto relativo, que depende del sistema de referencia utilizado.

Alicia está usando un sistema de referencia ligado al suelo, por ejemplo, mientras Benito prefiere emplear otro ligado al avión (y, claro, la velocidad del avión respecto de sí mismo es cero).

Eso puede parecer absurdo en la vida cotidiana, pero no en la física, donde la libertad y conveniencia de elegir diferentes sistemas es muy importante.

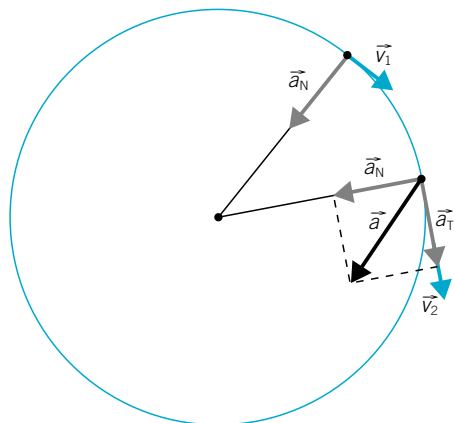
- 15. ¿Qué dirección tiene la aceleración de un cuerpo que se mueve en una circunferencia con el módulo de la velocidad constante?**



Está dirigida hacia el centro de la circunferencia. Como el movimiento es uniforme $a_T = 0$, así que la aceleración es puramente normal, $\vec{a} = \vec{a}_N$.

- 16. Un cuerpo se mueve con movimiento circular y uniformemente acelerado. Dibuja en un punto cualquiera de la trayectoria los vectores velocidad, aceleración tangencial, aceleración normal y aceleración total.**

Respuesta gráfica:



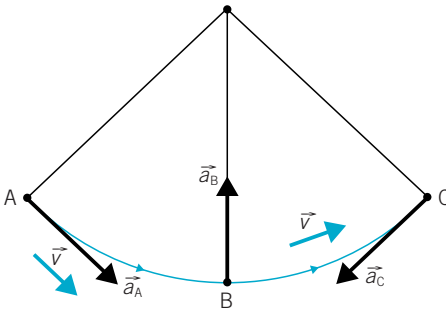
el movimiento

17. Un péndulo oscila en un plano vertical.

- a) ¿Cuál es la dirección de la aceleración en el punto medio del recorrido?
- b) ¿Y en los extremos? (Recuerda que $\vec{a} = \vec{a}_N + \vec{a}_T$ y piensa cómo es la velocidad en cada uno de esos puntos: al soltar la masa en un extremo desde el reposo, va cada vez más deprisa hasta el punto más bajo y luego se frena hasta pararse en el otro extremo.)



Convenirá analizar cualitativamente el movimiento del péndulo desde que lo soltamos, por ejemplo, en A hasta que se para en el punto C.

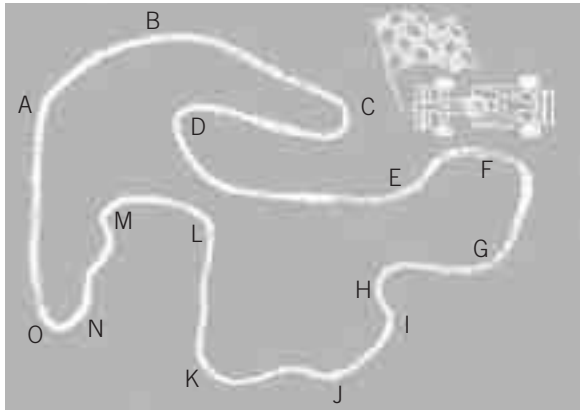


Al principio $v_A = 0$. Está parado, de modo que $a_{NA} = 0$ (no puede tener aceleración normal si no se está moviendo). Sí tiene aceleración tangencial y está dirigida hacia B, pues en tal sentido va a aumentar el vector velocidad.

Desde A hacia B el péndulo se mueve cada vez más deprisa, siendo B el punto más rápido; y de B a C frena, de modo que su aceleración tangencial tiene que cambiar de sentido en B, es decir, $a_{TB} = 0$. Pero en B sí hay aceleración normal, pues el movimiento es circular y $v_B \neq 0$. Esto quiere decir que $\vec{a}_B = \vec{a}_{NB}$, dirigida hacia el centro de la trayectoria.

En el punto C, de nuevo $v_C = 0 \rightarrow a_{NC} = 0$ y solo hay aceleración tangencial, la misma que frenaba el movimiento de A a C y ahora lo va a acelerar en el sentido opuesto, de C hacia A.

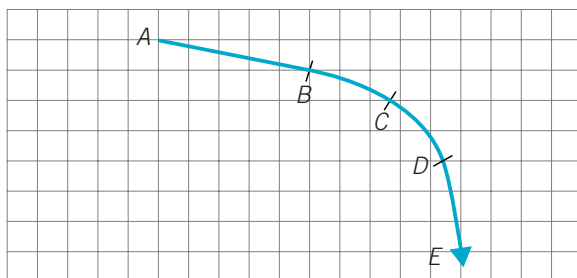
18. Observa la figura y contesta:



- ¿Qué lugares de la trayectoria de la figura son imposibles de recorrer sin aceleración?
- ¿En qué lugares es posible el movimiento uniforme?
- ¿Dónde puede haber movimiento sin ningún tipo de aceleración?
- Dibuja un posible vector velocidad en cinco puntos.

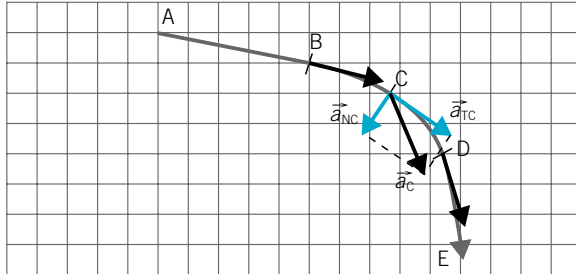
- Todos los tramos que no sean rectilíneos y aparentemente ninguno de los marcados es rectilíneo.
- Un movimiento uniforme es posible en cualquier punto de la trayectoria; la forma de la trayectoria no condiciona, en principio, el módulo de la velocidad. Si lo hace en una carretera real es por factores ajenos a la cinemática; un coche real puede salirse de una curva si la toma muy rápido, pero un punto ideal puede recorrer cualquier trayectoria a la velocidad que sea.
- En las rectas.
- Respuesta libre.

19. Se toma una curva como la de la figura (cuyos tramos AB y DE son rectos) manteniendo hasta el punto C una velocidad constante y empezando a acelerar a partir de ahí. Dibuja vectores $\Delta\vec{v}$ apropiados en los puntos B, C y D.



el movimiento

Pista: ¿qué tipos de aceleración hay en cada uno de esos puntos?

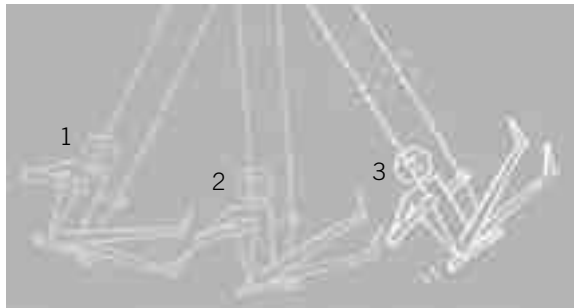


En el punto B la aceleración es tangencial y tiene la dirección de la recta AB (no puede haber aceleración normal ahí).

Algo más complicado es el punto C en el que, además de aceleración tangencial, hay también normal, pues la trayectoria es curva: $\vec{a}_c = \vec{a}_{NC} + \vec{a}_{TC}$. Hay que tener en cuenta que la aceleración normal se dirige al interior de la curva.

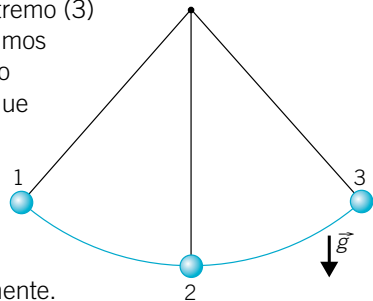
En el tramo DE, que es recto, la aceleración vuelve a ser puramente tangencial.

20. La cuerda de un columpio se rompe cuando está en uno de los extremos de su trayectoria (por ejemplo, al punto 3).



- a) ¿Hacia dónde salimos volando? Justifica gráficamente la respuesta.
 b) Y antes de haberse roto, ¿había aceleración tangencial en los extremos del movimiento? Justifica la respuesta y dibuja las dos componentes de la aceleración –cuando existan– en los tres puntos de la figura.

- a) ¿Qué velocidad tenemos en el extremo (3) de la trayectoria? $v_3 = 0$, ¡ahí estamos parados! Si se rompe la cuerda no nos vamos a quedar quietos porque lo que sí hay es aceleración, la aceleración de la gravedad, « \vec{g} », que es la que actúa sobre nosotros cuando ya no estamos ligados al columpio haciendo que caigamos verticalmente.

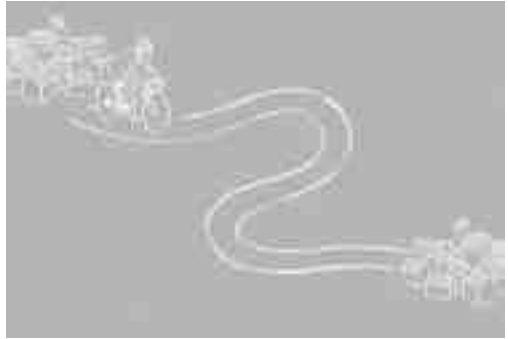


Cinemática (I): cómo se describe

- b) Ya ha sido respondida en la cuestión 17 (siempre que tratemos al columpio igual que un péndulo ignorando –lo que en muchos casos no basta– que en el columpio no hay un punto, sino un cuerpo extenso cuya posición cambia...)

21. Óscar va a visitar a su amigo en bicicleta desde su pueblo hasta un pueblo próximo que se encuentra a 10 km.

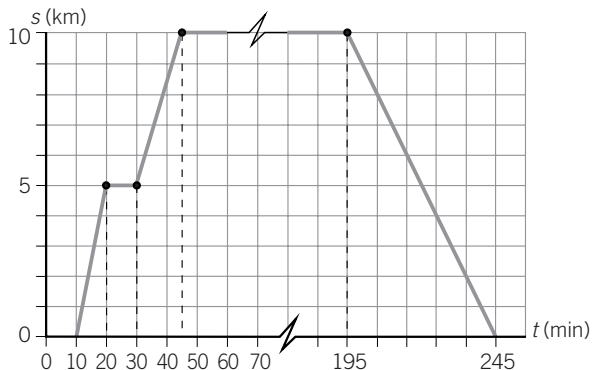
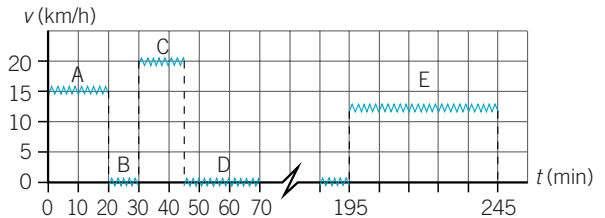
- Parte de su casa a las 8 h 15 min de la mañana con una velocidad de 15 km/h.
- A los 20 minutos de la salida hace un descanso de 10 minutos y después continúa pedaleando, pero ahora, más deprisa, con una velocidad de 20 km/h, hasta que llega a casa de su amigo.
- Una vez allí se queda hasta las 11 m 30 min, momento en el que emprende la vuelta a su casa con una velocidad constante de 12 km/h.



a) Representa el movimiento de ida y vuelta de Óscar en una gráfica $s-t$.

b) ¿Qué tipo de movimiento ha llevado?

- a) Aunque el enunciado no lo pida, haremos también la gráfica $v-t$.



el movimiento

b) A: En los primeros 20 minutos a $v_A = 15 \text{ km/h}$ recorre:

$$d_A = 15 \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot \frac{1}{3} \text{ h} = 5 \text{ km} \quad (20 \text{ min} = \frac{1}{3} \text{ h})$$

B: Luego está parado 10 min.

C: Reanuda la marcha a 20 km/h hasta recorrer los restantes $d_C = 5 \text{ km}$.

$$\text{Tarda } \Delta t_C = \frac{d_C}{v_C} = \frac{5 \text{ km}}{20 \text{ km/h}} \rightarrow \Delta t_C = \frac{1}{4} \text{ h} = 15 \text{ min.}$$

D: Parado desde las 9 hasta las 11:30 ($8:15 + 0:20 + 0:10 + 0:15 = 9:00$).

E: Recorre los 10 km de vuelta a $v_E = 12 \text{ km/h}$ en un tiempo:

$$\Delta t_E = \frac{10 \text{ km}}{12 \text{ km/h}} = \frac{5}{6} \text{ h} = 50 \text{ min}$$

22.

El vector de posición de un cuerpo viene dado por la expresión:

$$\vec{r}(t) = (t, t^2 + 1, 0)$$

con t en segundos y r en metros.

- ¿En qué región del espacio se mueve, en un plano, en una recta...?
- Calcula la posición en $t = 2 \text{ s}$ y en $t = 2,5 \text{ s}$.
- Calcula la velocidad media entre ambos instantes.
- Deduce la ecuación de la trayectoria.

a) El movimiento es en un plano, pues una de las tres coordenadas tiene un valor constante. Se trata del plano $z = 0$ (plano x - y)

A partir de ahora nos basta trabajar con el vector bidimensional:

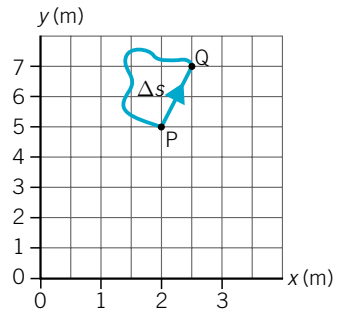
$$\vec{r}(t) = (t, t^2 + 1) \text{ unidades del SI}$$

b) $\vec{r}(t = 2 \text{ s}) = (2, 5) \text{ m}$ (P)

$\vec{r}(t = 2,5 \text{ s}) = (2,5, 7,25) \text{ m}$ (Q)

c) No podemos calcular la velocidad media si no sabemos cómo es la trayectoria entre ambos puntos, ya que no conocemos la distancia recorrida. Podría ser una línea recta o una trayectoria cualquiera, como la de la figura, o aún más complicada.

Podemos representar algunos puntos intermedios, como los correspondientes a $t = 2,1 \text{ s}$, $t = 2,2 \text{ s}$... o hacer antes el apartado d).



Cinemática (I): cómo se describe

d) Para obtener la ecuación de la trayectoria, fijémonos en que $x = t$ e $y = t^2 + 1 = x^2 + 1$.

Es decir, la ecuación es $y = x^2 + 1$, que no es una recta, sino una parábola.

Ahora volvamos al apartado c) sabiendo que la trayectoria es un arco de parábola. Como no sabemos calcular su longitud, no queda más remedio que aproximarla por una recta, de modo que nos quedaremos cortos en la distancia recorrida ($\Delta s > |\Delta \vec{r}|$).

$$v_{\text{media}} = \frac{\Delta s}{\Delta t} \approx \frac{|\Delta \vec{r}|}{\Delta t}$$

Pero $\Delta \vec{r} = \vec{r}(t = 2,5 \text{ s}) - \vec{r}(t = 2 \text{ s}) =$

$$= (0,5, 2,25) \text{ m} \rightarrow$$

$$\rightarrow |\Delta \vec{r}| = \sqrt{(0,5)^2 + (2,25)^2} \text{ m} = 2,3 \text{ m}$$

$$v_{\text{media}} = \frac{|\Delta \vec{r}|}{\Delta t} = \frac{2,3 \text{ m}}{0,5 \text{ s}} = 4,6 \text{ m/s}$$

La velocidad media real es mayor que 4,6 m/s porque el espacio recorrido es de más de 2,3 m.

23.

La lanzadera espacial alcanza en el despegue una aceleración de hasta $3g$ (tres veces el valor de la aceleración de la gravedad en la superficie terrestre). ¿Cuánto tiempo tardaría en alcanzar, a ese ritmo, la velocidad de la luz, $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$? Dato: $g = 9,8 \text{ m/s}^2$.

Suponiendo que su movimiento sea uniformemente acelerado, la ecuación de la velocidad sería:

$$v = v_0 + a_t t$$

Si la física clásica fuera válida para velocidades comparables con la de la luz (que no lo es) y se pudiera mantener la aceleración constante $a_t = 3g \simeq 29,4 \text{ m/s}^2$ el tiempo suficiente, la velocidad de la luz en el vacío, « c », se alcanzaría en un tiempo t_c tal que:

$$c = 0 + 3gt_c \rightarrow t_c = \frac{c}{3g} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{3 \cdot 9,8 \text{ m/s}^2} \simeq 10,2 \cdot 10^6 \text{ s} \simeq 118 \text{ días}$$

24.

En algunos países, las normas que regulan la deceleración que debe sufrir un coche para que salten los *airbag* han pasado desde valores próximos a los $25g$ (es decir, unas 25 veces el valor de la aceleración de la gravedad en la superficie de la Tierra o $a \approx -250 \text{ m/s}^2$) hasta los $60g$ que hacen falta hoy día. (La razón está en la peligrosidad del propio dispositivo.)

- a) ¿A qué velocidad inicial hay que ir para alcanzar esa aceleración (negativa) cuando un coche choca y se detiene bruscamente en $0,1 \text{ s}$?
 b) ¿Cuál es, entonces, la velocidad mínima a la que salta el *airbag*?

el movimiento

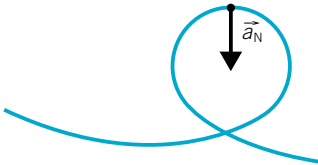
- a) Si suponemos que la aceleración es constante, $v = v_0 + a_T t$, que en nuestro caso (de frenado hasta $v = 0$) es $0 = v_0 - a_T \cdot t_F \rightarrow v_0 = a_T t_F$ con $t_F = 0,1$ s y $a_T = 60$ g:

$$v_0 = 60 \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 0,1 \text{ s} \simeq 59 \text{ m/s} \simeq 212 \text{ km/h}$$
- b) Debe quedar claro que el *airbag* no salta porque se supere ninguna velocidad, sino que es sensible a la aceleración. Si el tiempo de frenado es 0,1 s, esa aceleración límite se alcanza a partir de unos 212 km.

25. Los fabricantes de una montaña rusa que tiene un tramo en el que podemos viajar cabeza abajo (ver figura inferior) nos aseguran que en dicho tramo la aceleración normal vale $2g$, es decir, $a_N \approx 2 \cdot 9,8 \text{ m/s}^2$.



- a) Si en ese punto se mide para los carritos una velocidad de 50 km/h, ¿cuánto vale el radio de la curva?
- b) Dibuja el vector \vec{a}_N



$$a_N = \frac{v^2}{R} \rightarrow R = \frac{v^2}{a_N}$$

$$\text{En este caso } R = \frac{(50 \text{ km/h})^2}{2g}$$

Pero $2g \simeq 19,6 \text{ m/s}^2$; y $50 \text{ km/h} \simeq 13,9 \text{ m/s}$. Por tanto: $R = 9,8 \text{ m}$.

Nota: \vec{a}_N es perpendicular a la tangente a la trayectoria.

26. En el instante $t_1 = 0 \text{ h } 47 \text{ min } 27 \text{ s}$, la posición de un cuerpo es $\vec{r}_1 = (2, 6, -3) \text{ m}$.

Una décima de segundo después, en $t_2 = 0 \text{ h } 47 \text{ min } 27,1 \text{ s}$.

La posición es $\vec{r}_2 = (2,2, 5,9, -3,3) \text{ m}$.

- a) Calcula el desplazamiento ($\Delta\vec{r}$).
- b) Calcula la velocidad media, v , si es posible.

En términos estrictos (ver problema 23) no se puede calcular el espacio recorrido Δs , sino solo el desplazamiento $|\Delta\vec{r}| = |\vec{r}_2 - \vec{r}_1|$, pero como el intervalo de tiempo es pequeño en comparación con las magnitudes del problema, el error cometido será pequeño y podremos hacer la aproximación.

Tenemos:

$$\Delta \vec{r} = \vec{r}_2 - \vec{r}_1 = (0,2, -0,1, 0,3) \text{ m}$$

$$|\Delta \vec{r}| = \sqrt{(0,2)^2 + (-0,1)^2 + (0,3)^2} \text{ m} \simeq 0,37 \text{ m}$$

$$\Delta t = 0,1 \text{ s}$$

Con lo que la velocidad media aproximada será:

$$v_m = \frac{\Delta s}{\Delta t} \simeq \frac{|\Delta \vec{r}|}{\Delta t} = \frac{0,37 \text{ m}}{0,1 \text{ s}} = 3,7 \text{ m/s}$$

27. Para un cierto movimiento en el plano:

$$\vec{v}(t) = (5, 6t) \text{ m/s}$$

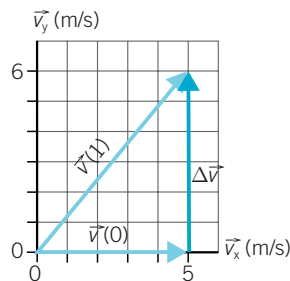
a) Representa gráficamente los vectores velocidad en $t_0 = 0$ y $t_1 = 1 \text{ s}$, así como el vector variación de velocidad $\Delta \vec{v}$. ¿Es paralelo o perpendicular a la velocidad inicial?

b) Calcula el vector aceleración media en ese intervalo de tiempo y di cuánto vale su módulo.

- $\vec{v}(t = 0) = (5, 0) \text{ m/s}$.

- $\vec{v}(t = 1 \text{ s}) = (5, 6) \text{ m/s}$.

$$\Delta \vec{v} = \vec{v}(1 \text{ s}) - \vec{v}(0) = (5, 6) \text{ m/s} - (5, 0) \text{ m/s} \rightarrow \Delta \vec{v} = (0, 6) \text{ m/s}$$



$\Delta \vec{v}$, la variación de la velocidad, es perpendicular a la velocidad inicial.

La aceleración media en ese intervalo será:

$$\vec{a}_m = \frac{\Delta \vec{v}}{\Delta t} = \frac{(0, 6) \text{ m/s}}{1 \text{ s}} = (0, 6) \text{ m/s}^2$$

Y el módulo es $|\vec{a}_m| = 6 \text{ m/s}^2$ (solo tiene un componente).

28. Un móvil se mueve según la siguiente ley de movimiento:

$$\vec{r}_2(t) = (t, 2 + t, t^2) \text{ unidades SI}$$

Calcula el vector velocidad media durante los 10 primeros segundos.

$$\vec{v}_m = \frac{\Delta \vec{r}}{\Delta t}, \text{ pero } \Delta \vec{r} = \vec{r}(t = 10 \text{ s}) - \vec{r}(t = 0) \rightarrow$$

$$\rightarrow \Delta \vec{r} = (10, 12, 100) \text{ m} - (0, 2, 0) \text{ m} = (10, 10, 100) \text{ m}$$

el movimiento

Como $\Delta t = 10$ s:

$$\vec{v}_m = \frac{(10, 10, 100) \text{ m}}{10 \text{ s}} = (1, 1, 10) \text{ m/s} \rightarrow$$

$$\rightarrow v_m = \sqrt{1^2 + 1^2 + 10^2} \simeq 10,1 \text{ m/s}$$

- 29. Calcula la aceleración tangencial media de un vehículo que circula a 72 km/h y se detiene en 4 s.**

$$a_{TM} = \frac{\Delta v}{\Delta t} = \frac{0 - 72 \text{ km/h}}{4 \text{ s}} = \frac{-20 \text{ m/s}}{4 \text{ s}} = -5 \text{ m/s}^2$$

Siendo $\Delta v = v_{\text{final}} - v_{\text{inicial}}$.

- 30. Un tren de cercanías es capaz de detenerse completamente en 29 s cuando va a su velocidad máxima de 120 km/h.**

- a) ¿Cuál es su aceleración tangencial media?
 b) ¿Cuánto tardará en alcanzar esa misma velocidad máxima si al arrancar mantiene una aceleración tangencial constante de $0,7 \text{ m/s}^2$?

$$\text{a) } a_{TM} = \frac{\Delta v}{\Delta t} = \frac{0 - 120 \text{ km/h}}{29 \text{ s}} = \frac{-33,3 \text{ m/s}}{29 \text{ s}} = -1,15 \text{ m/s}^2$$

b) La ecuación de la velocidad para el movimiento uniforme acelerado es:

$$v = v_0 + a_T t \rightarrow$$

$$\rightarrow t = \frac{v - v_0}{a_T} = \frac{120 \text{ km/h} - 0}{0,7 \text{ m/s}^2} \simeq \frac{33,3 \text{ m/s}}{0,7 \text{ m/s}^2} \simeq 47,6 \text{ s}$$

- 31. ¿Cómo es un movimiento en el que solo haya aceleración tangencial?**

Pista: en este caso, \vec{v} , que es un vector, solo cambia en módulo, no en dirección.

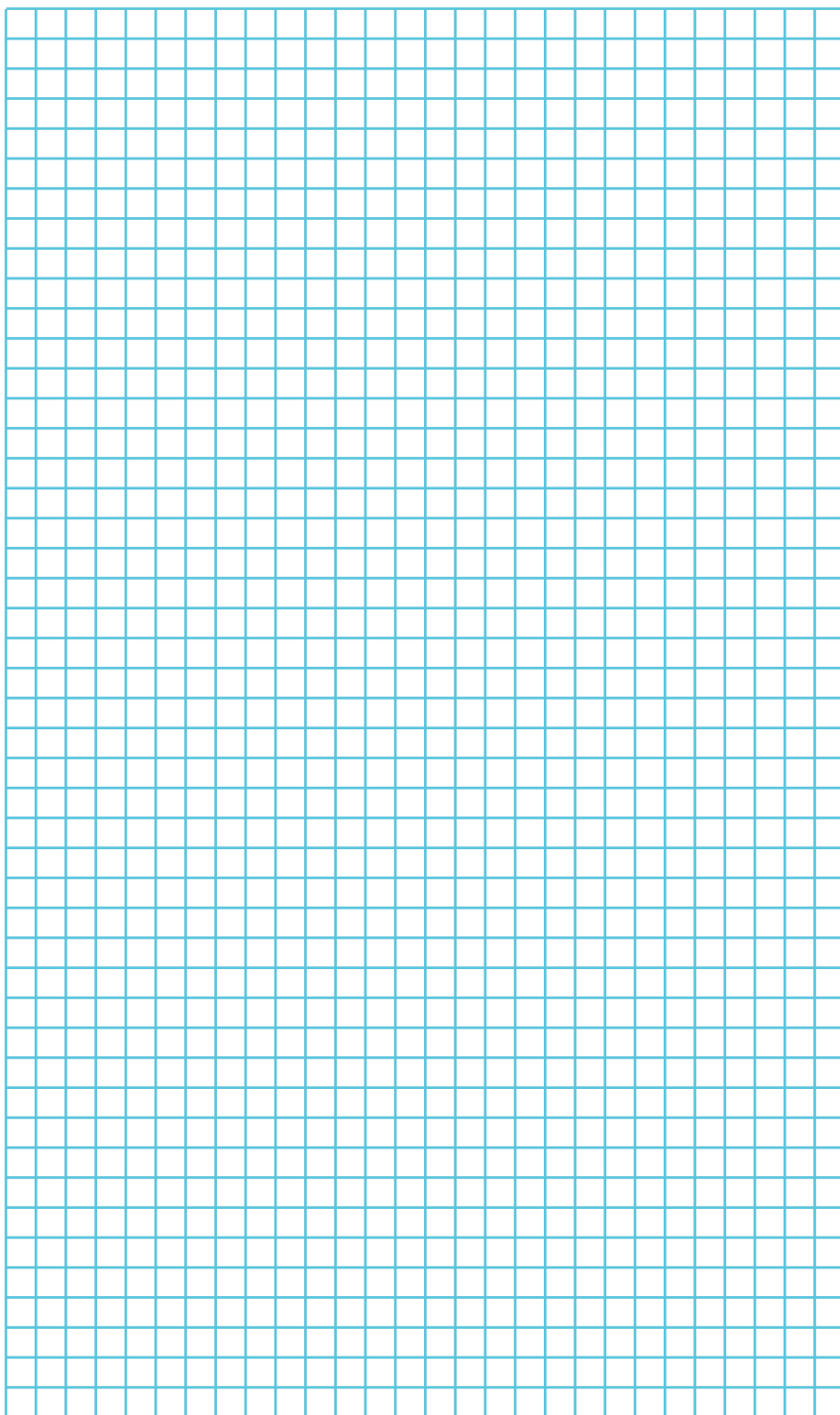
¿Qué características de este vector permanecen constantes?

Si la aceleración normal es nula ($a_N = 0$), el movimiento es rectilíneo.

El vector velocidad tiene dirección constante, claro.



NOTAS



9

Cinemática (II): algunos tipos de movimiento

PRESENTACIÓN

En esta parte de la cinemática se estudian diferentes tipos de movimientos. El análisis cualitativo de un movimiento permite clasificarlo y utilizar las estrategias necesarias para determinarlo cuantitativamente.

Además, después del estudio de los diferentes movimientos, rectilíneo uniforme y uniformemente acelerado, circular uniforme, el alumno toma conciencia de las magnitudes necesarias para la descripción del movimiento (posición, velocidad y aceleración) y del carácter determinista de la física clásica en claro contraste con las teorías científicas que llegaron a principios del siglo xx.

OBJETIVOS

- Relacionar los contenidos estudiados a lo largo del tema con el movimiento de objetos en el mundo real.
- Diferenciar las magnitudes que permanecen constantes y las que varían en un determinado movimiento.
- Saber elegir un sistema de referencia adecuado para describir y analizar el movimiento de los cuerpos.
- Expresar con números algunas de las características del movimiento de los cuerpos.
- Saber predecir la posición o la velocidad de un cuerpo a partir de su estado de movimiento.
- Aprender a deducir expresiones matemáticas sencillas que ayuden a describir el movimiento de los cuerpos.
- Utilizar vectores para describir con precisión el movimiento de uno o varios cuerpos.
- Conocer las características básicas de algunos tipos de movimientos especialmente interesantes: movimiento uniforme, movimiento uniformemente acelerado, movimiento circular uniforme, tiro horizontal, tiro parabólico, etc.
- Relacionar los contenidos del tema con el exceso de velocidad en los automóviles.

CONTENIDOS

Conceptos

- El movimiento rectilíneo uniforme (MRU).
- El movimiento rectilíneo uniformemente acelerado (MRUA).
- Movimientos bajo aceleración constante.
- Ecuaciones del movimiento parabólico. El tiro oblicuo.
- Movimiento relativo.
- El movimiento circular.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Interpretar gráficas.
- Resolver problemas.
- Cambiar de unidades con soltura.

Actitudes

- Aprecio de la utilidad de aplicar los contenidos de la unidad en los movimientos que observamos cotidianamente.
- Interés por comprender las implicaciones de una elevada velocidad a la hora de conducir.

movimiento

EDUCACIÓN EN VALORES

1. Educación vial

El estudio de las leyes del movimiento permite elaborar cálculos sobre las distancias y los tiempos de aceleración y frenado de los diferentes móviles. En la conducción esta información es muy importante porque establece las distancias de seguridad con otros vehículos, y los tiempos de frenado en caso de emergencia.

2. Educación vial

Los contenidos de cinemática deben emplearse siempre que sea posible para comprender la importancia de la magnitud velocidad.

Aunque conceptos como la distancia de frenado serán tratados más claramente en las unidades de dinámica (y se hablará de la distancia de seguridad y de la influencia del suelo mojado en esta distancia de seguridad), esta unidad debe aprovecharse también para hablar de la importancia de respetar los límites de velocidad en carretera. No solamente en autopistas o autovías, sino también en población. Sería interesante en este sentido hacer un repaso por los límites de velocidad en distintas vías, sobre todo teniendo en cuenta la edad de los alumnos: algunos (pocos) ya tendrán carné de conducir, otros lo obtendrán en los próximos años, etc.

3. Educación para el consumidor

Se asocia el movimiento al desplazamiento de los móviles; sin embargo, el concepto de velocidad y aceleración se puede aplicar a diferentes sectores como la economía: la aceleración o deceleración de la economía de una región, el aumento lineal de IPC... Comprender los conceptos de la cinemática, velocidad y aceleración ayuda a interpretar correctamente el comportamiento creciente o decreciente, acelerado o decelerado del mercado, y ayudar a asumir a un consumo responsable.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Diferenciar velocidad y aceleración.
2. Interpretar gráficas correspondientes a los movimientos uniforme y uniformemente acelerado.
3. Resolver problemas numéricos utilizando las expresiones matemáticas apropiadas.
4. Conocer las variables de las que dependerá el resultado de un problema.
5. Interpretar esquemas en los que aparecen objetos en movimiento con vectores indicando la dirección y sentido de la velocidad y aceleración.
6. Asociar cada tipo de movimiento con las expresiones matemáticas necesarias para resolver problemas.
7. Asociar cada tipo de movimiento con las magnitudes que se mantienen constantes en él.

Cinemática (II): algunos tipos de

1. La velocidad de un barco es de 40 nudos. Sabiendo que un nudo corresponde a una velocidad de 1 milla náutica/h y que una milla náutica equivale a 1,852 km, calcula la velocidad del barco en m/s.

$$40 \text{ nudos} = \frac{40 \text{ millas}}{\cancel{\text{h}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{h}}}{3600 \text{ s}} \cdot \frac{1852 \cancel{\text{ km}}}{1 \text{ milla}} \cdot \frac{1000 \text{ m}}{1 \cancel{\text{ km}}} = 20,6 \text{ m/s}$$

2. La ecuación de movimiento de un ciclista durante una contrarreloj es la siguiente: $r(t) = 45 \cdot t$.

(El espacio se expresa en km, y el tiempo, en horas.)

- a) ¿Cuál es la velocidad del ciclista? Expresa el resultado en km/h y en m/s.
b) ¿Cuánto tiempo emplea en recorrer 55 km?

$$s(t) = 45 t \quad ; \quad s = v \cdot t \text{ (ecuación del movimiento)}$$

$$\text{a) } \frac{45 \cancel{\text{ km}}}{\cancel{\text{ h}}} \cdot \frac{10^3 \text{ m}}{1 \cancel{\text{ km}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{ h}}}{3600 \text{ s}} = 12,5 \text{ m/s}$$

Para pasar de km/h a m/s se divide por 3,6.

- b) De la ecuación del movimiento se despeja t .

$$s = v \cdot t \rightarrow t = \frac{s}{v} = \frac{55 \text{ km}}{45 \text{ km/h}} = 1,22 \text{ h}$$

3. La conductora de un camión que circula a una velocidad de 90 km/h observa un obstáculo en la calzada y justo en ese momento pisa el freno, lo que proporciona al vehículo una aceleración constante de $-1,5 \text{ m/s}^2$. Calcula la distancia desde el camión hasta el obstáculo si el camión se detiene justo a su lado al cabo de 10 s.

Es un movimiento rectilíneo uniformemente decelerado.

$$v_0 = \frac{90 \cancel{\text{ km}}}{\cancel{\text{ h}}} \cdot \frac{10^3 \text{ m}}{1 \cancel{\text{ km}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{ h}}}{3600 \text{ s}} = 25 \text{ m/s}$$

$$s = v_0 t - \frac{1}{2} a t^2 \rightarrow s = 25 \text{ m/s} \cdot 10 \text{ s} - \frac{1}{2} \cdot 1,5 \text{ m/s}^2 \cdot 10^2 \text{ s}^2 = 175 \text{ m}$$

4. Se empuja un cuerpo sobre una superficie horizontal hasta que alcanza una velocidad de 5 m/s, tras lo cual se deja libre. A partir de este momento, la única fuerza que actúa sobre él es la fuerza de rozamiento, que lo frena con una aceleración de $0,5 \text{ m/s}^2$. Calcula el espacio que recorre hasta pararse y la velocidad después de recorrer 8 m, contando desde que el cuerpo se dejó de impulsar.

Es un movimiento rectilíneo uniformemente decelerado. $v = v_0 - at$

Si $v = 0 \rightarrow v_0 - at = 0 \rightarrow v_0 = at$. Por tanto:

$$t = \frac{v_0}{a} = \frac{5 \text{ m/s}}{0,5 \text{ m/s}^2} = 10 \text{ s tarda en pararse}$$

movimiento

El espacio recorrido hasta pararse es:

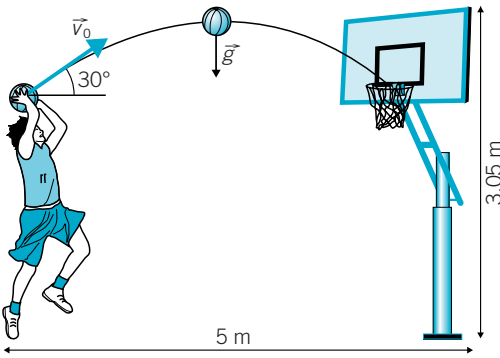
$$s = v_0 t - \frac{1}{2} a t^2 = 5 \text{ m/s} \cdot 10 \text{ s} - \frac{1}{2} \cdot 0,5 \text{ m/s}^2 \cdot 10^2 \text{ s}^2 = 25 \text{ m}$$

La velocidad después de recorrer 8 m se puede calcular con la ecuación:

$$v_0^2 - v^2 = 2as \rightarrow v^2 = v_0^2 - 2as = \\ = 25 \text{ (m/s)}^2 - 2 \cdot 0,5 \text{ m/s}^2 \cdot 8 \text{ m} = 17 \text{ m}^2/\text{s}^2 \rightarrow v = 4,12 \text{ m/s}$$

5. Si un jugador de baloncesto lanza un tiro libre con un ángulo de 30° respecto a la horizontal desde una altura de 2,20 m sobre el suelo, ¿con qué velocidad ha de lanzar la pelota sabiendo que la distancia horizontal del punto de tiro al aro es de 5 m y que este está a 3,05 m de altura?

Es un movimiento parabólico con aceleración constante.



$$\begin{cases} \vec{a} = (0, -g) \\ \vec{r} = (0, h) \\ \vec{v}_0 = (v_0 \cdot \cos \alpha, v_0 \cdot \sin \alpha) \end{cases}$$

La ecuación del movimiento de la pelota es:

$$\vec{r} = \vec{r}_0 + \vec{v}_0 t + \frac{1}{2} a t^2 \rightarrow$$

$$\rightarrow \vec{r} = (0, h) + (v_0 \cdot \cos \alpha, v_0 \cdot \sin \alpha) \cdot t + \frac{1}{2} (0, -g) t^2$$

Cuyas componentes son:

$$x = v_0 \cdot \cos \alpha t \quad ; \quad y = h + v_0 \cdot \sin \alpha t - \frac{1}{2} g t^2$$

Se despeja t de la primera, $t = \frac{x}{v_0 \cdot \cos \alpha}$, y al sustituir en la segunda se obtiene la ecuación de la trayectoria:

$$y = h + \frac{x}{v_0} \cdot \sin \alpha \cdot \frac{x}{v_0 \cdot \cos \alpha} - \frac{1}{2} \cdot g \cdot \frac{x^2}{v_0^2 \cdot \cos^2 \alpha} \\ \rightarrow y = h + x \cdot \operatorname{tg} \alpha - \frac{g}{2v_0^2 \cdot \cos^2 \alpha} x^2$$

Se sustituye y por 3,05 m y x por 5 m y se despeja v_0 :

$$3,05 \text{ m} = 2,2 \text{ m} + 0,57 \cdot 5 \text{ m} - \frac{9,8 \text{ m/s}^2}{2 \cdot 0,75 \cdot v_0^2} \cdot 25 \text{ m}^2 \rightarrow \\ \rightarrow v_0^2 = \frac{163,33}{2} \text{ m}^2/\text{s}^2 = 81,66 \text{ m}^2/\text{s}^2 = 9,04$$

6. a) ¿Qué debe hacer un jugador de baloncesto para estar el máximo tiempo posible en el aire? ¿Correr muy deprisa antes de saltar?
- b) Si un determinado jugador puede estar 0,6 s en el aire y sube unos 60 cm, ¿cuál es su velocidad de salto?

a) El tiempo que está en el aire depende solo de la velocidad vertical en el momento del salto, y es independiente de la velocidad horizontal (velocidad a la que corre). Lo que debe hacer es impulsarse lo máximo posible hacia arriba.

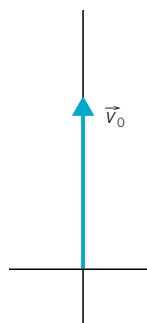
b) Ecuación de movimiento del jugador: $y = v_0 t - \frac{1}{2} g t^2$.

Haciendo $y = 0$ y sustituyendo t por 0,6 s (tiempo que tarda en subir y bajar) se calcula v_0 .

$$0 = v_0 t - \frac{1}{2} g t^2 \rightarrow \left(v_0 - \frac{1}{2} g \right) \cdot t = 0 \rightarrow$$

$$\rightarrow v_0 - \frac{1}{2} g t = 0 \rightarrow$$

$$\rightarrow v_0 = \frac{1}{2} g t = \frac{1}{2} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 0,6 \text{ s} = 2,94 \text{ m/s}$$



7. Queremos clavar un dardo en una diana cuyo centro está por encima de nuestra mano al lanzar.

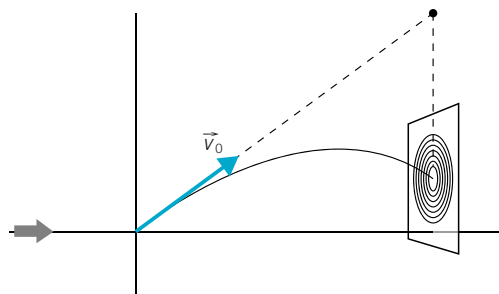
a) ¿Debemos apuntar directamente al blanco?

b) ¿Más arriba? ¿Más abajo? ¿Por qué?

a) No, porque el dardo, según recorre distancias horizontales, también recorre distancias verticales, y chocará debajo del punto al que se apunta.

b) Hay que apuntar más arriba, de forma que impacte en un punto inferior al que se apunta.

Todo ello se puede comprobar a partir de las ecuaciones del movimiento y la figura.



$$\begin{cases} x = v_{0x} \cdot t \\ y = v_{0y} \cdot t - \frac{1}{2} g t^2 \end{cases}$$

movimiento

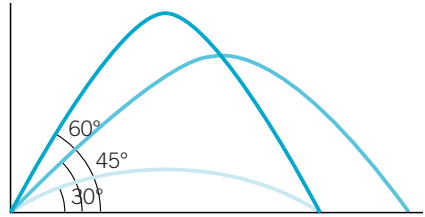
8. Se puede comprobar que $\text{sen } \alpha \cdot \text{cos } \alpha = \text{sen } 2\alpha$. Reescribe la fórmula para el alcance teniendo esto en cuenta y comprueba que el ángulo de lanzamiento para el que el alcance es máximo es de 45° . Representa gráficamente (usando una hoja de cálculo, por ejemplo) varias trayectorias con la misma velocidad inicial y diferente ángulo de lanzamiento y compáralas.

A partir de la ecuación del alcance:

$$x = \frac{2v_0^2 \cdot \text{sen } \alpha \cdot \text{cos } \alpha}{g} = \frac{v_0^2 \cdot (2\text{sen } \alpha \cdot \text{cos } \alpha)}{g} = \frac{v_0^2 \cdot \text{sen } 2\alpha}{g}$$

Si $\alpha = 45^\circ$, $\text{sen } 2\alpha =$
 $= \text{sen } 90^\circ = 1$

y $x = \frac{v_0^2}{g}$ que es el máximo
 valor de x .



9. Contesta:

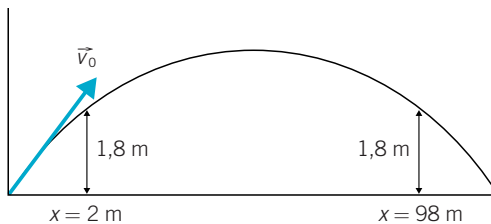
- a) ¿Con qué velocidad hay que lanzar un balón de fútbol para que, si lo golpeamos sin efecto y con un ángulo de 45° respecto a la horizontal llegue al otro extremo de un campo de 100 m de largo?
- b) Cuando el balón va por el aire, ¿a qué distancia del punto de lanzamiento estaría el balón a 1,80 m por encima del suelo?

a) A partir de la ecuación del alcance con $\alpha = 45^\circ$:

$$x = \frac{v_0^2 \cdot \text{sen } 2\alpha}{g} = \frac{v_0^2 \cdot \text{sen } 90^\circ}{g} = \frac{v_0^2}{g}$$

$$v_0^2 = gx = 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 100 \text{ m} = 980 \text{ m}^2/\text{s}^2 \rightarrow v_0 = 31,3 \text{ m/s}$$

b)



Hay dos puntos a 1,80 m del suelo. Ecuaciones del movimiento del balón:

$$x = v_0 \cdot \text{cos } \alpha \cdot t$$

$$y = v_0 \cdot \text{sen } \alpha \cdot t - \frac{1}{2} g t^2$$

Sustituyendo y por 1,8 m y v_0 por 31,3 m/s, se despeja t .

$$1,8 \text{ m} = 31,3 \text{ m/s} \cdot \text{sen } 45^\circ \cdot t - \frac{1}{2} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot t^2$$

Cinemática (II): algunos tipos de

Al resolver la ecuación resulta:

$$t_1 = 0,09 \text{ s} \quad \text{y} \quad t_2 = 4,43 \text{ s}$$

Y los valores correspondientes de x son:

$$x_1 = 31,3 \text{ m/s} \cdot \cos 45^\circ \cdot 0,09 \text{ s} = 2 \text{ m}$$

$$x_2 = 31,3 \text{ m/s} \cdot \cos 45^\circ \cdot 4,43 \text{ s} = 98 \text{ m}$$

La suma de x_1 y x_2 da 100 m, como debe ser. Ambos puntos se encuentran a 2 m del origen y del final de la trayectoria.

- 10. Nos tiran una pelota desde un balcón a 10 m de altura con una velocidad inicial de 15,1 km/h con un ángulo de 15° por debajo de la horizontal.**

a) ¿Dónde y cuándo llega al suelo?

b) ¿Y si lo lanzamos con un ángulo de 15° por encima de la horizontal?

a) $v_0 = 15,1 \text{ km/h} = 4,2 \text{ m/s}$

Ecuación del movimiento de la pelota según el eje Y:

$$y = -v_0 \cdot \sin \alpha t - \frac{1}{2} g t^2$$

Al sustituir y por -10 m se obtiene el tiempo en llegar al suelo:

$$-10 = -4,2 \cdot \sin 15^\circ t - \frac{1}{2} 9,8 \cdot t^2 \rightarrow$$

$$\rightarrow 4,9 t^2 + 1,08 t - 10 = 0 \rightarrow t_1 = 1,91 \text{ s}$$

Ecuación del movimiento de la pelota según el eje X:

$$x = v_0 \cdot \cos \alpha t; \quad t = 1,91 \text{ s} \rightarrow x = 4,2 \text{ m/s} \cdot \cos 15^\circ \cdot 1,91 \text{ s} = 7,73 \text{ m}$$

b) La ecuación del movimiento según el eje Y es ahora:

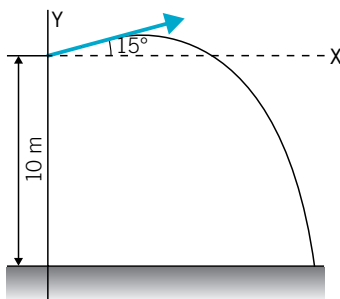
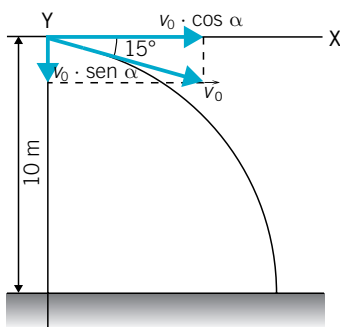
$$y = v_0 \cdot \sin \alpha t - \frac{1}{2} g t^2$$

Al sustituir y por -10 m se obtiene:

$$4,9 t^2 - 1,08 t - 10 = 0 \rightarrow t_1 = 2,13 \text{ s}$$

Y al sustituir en la ecuación del movimiento según x se obtiene:

$$x = 4,2 \text{ m/s} \cdot \cos 15^\circ \cdot 2,13 \text{ s} = 12,97 \text{ m}$$



- 11. Ahora vas a calcular el alcance máximo, el tiempo de caída, t_c , y la altura máxima de una manera diferente. Partiendo de las ecuaciones ya conocidas, calcula el tiempo $t_{1/2}$ en el que se alcanza la altura máxima aprovechando que para él se cumple $v_y = 0$. Eso te permite obtener la altura máxima y , gracias a la simetría del problema ya tienes la mitad de t_c y puedes calcular el alcance máximo.**

movimiento

Partiendo de las ecuaciones:

$$\begin{cases} x = v_0 \cdot \cos \alpha t \\ v_x = v_0 \cdot \cos \alpha \end{cases} ; \begin{cases} y = v_0 \cdot \sin \alpha t - \frac{1}{2} g t^2 \\ v_y = v_0 \cdot \sin \alpha - g t \end{cases}$$

para calcular el tiempo pedido se hace $v_y = 0$:

$$v_0 \cdot \sin \alpha - g t = 0 \rightarrow t = \frac{v_0 \cdot \sin \alpha}{g}$$

Al sustituir en y se obtiene la altura máxima:

$$y = v_0 \cdot \sin \alpha \cdot \frac{v_0 \cdot \sin \alpha}{g} - \frac{1}{2} \frac{v_0^2 \cdot \sin^2 \alpha}{g^2} = \frac{1}{2} \frac{v_0^2 \cdot \sin^2 \alpha}{g}$$

El alcance máximo se obtiene al sustituir el doble del tiempo calculado antes en la ecuación de x :

$$x = v_0 \cdot \cos \alpha \cdot \frac{2v_0 \cdot \sin \alpha}{g} = \frac{2v_0^2 \cdot \sin \alpha \cdot \cos \alpha}{g} = \frac{v_0^2 \cdot \sin 2\alpha}{g}$$

12. Se deja caer una pelota desde la azotea de un edificio de 44 m de altura:

- Calcula el tiempo que tarda la pelota en llegar al suelo.
- ¿Con qué velocidad (expresada en km/h) llega al suelo la pelota del apartado anterior?

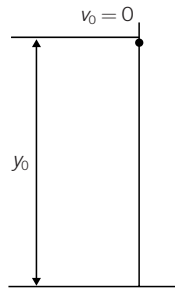
a) La ecuación del movimiento tomando el origen de coordenadas en la superficie de la Tierra es:

$$y = y_0 - \frac{1}{2} g t^2 \quad (y_0 = 44 \text{ m})$$

Cuando la pelota llega al suelo $y = 0$.

$$0 = y_0 - \frac{1}{2} g t^2 \rightarrow t = \sqrt{\frac{2y_0}{g}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 44 \text{ m}}{9,8 \text{ m/s}^2}} = 3 \text{ s}$$

b) $v = -g t = -9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 3 \text{ s} = -29,4 \text{ m/s}$ (hacia abajo)

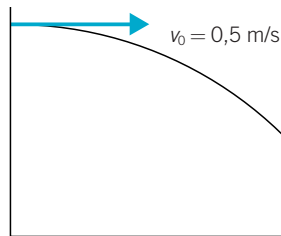


13. Una bola que rueda sobre una mesa con una velocidad de 0,5 m/s cae al suelo al llegar al borde. Si la altura de la mesa es de 80 cm, calcula:

- El tiempo que tarda en caer.
- La distancia horizontal recorrida desde la vertical de la mesa hasta el punto en el que la bola choca con el suelo.

a) Las ecuaciones del movimiento de la bola son:

$$\begin{cases} x = v_0 t \\ y = -\frac{1}{2} g t^2 \end{cases}$$



Cinemática (II): algunos tipos de

Haciendo $y = -0,8$ m se calcula el tiempo que tarda en caer:

$$-0,8 = -\frac{1}{2} 9,8 t^2 \rightarrow t = \sqrt{\frac{2 \cdot 0,8 \text{ m}}{9,8 \text{ m/s}^2}} = 0,4 \text{ s}$$

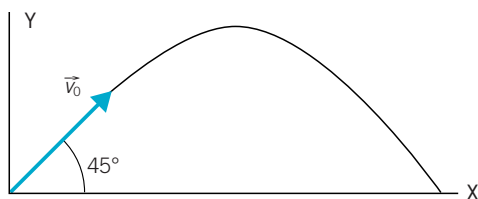
b) Y la distancia recorrida es:

$$x = v_0 t = 0,5 \text{ m/s} \cdot 0,4 \text{ s} = 0,2 \text{ m}$$

- 14. Un futbolista chuta hacia la portería con una velocidad inicial de 17 m/s y un ángulo de tiro con la horizontal de 45°, calcula:**

a) El alcance máximo.

b) El tiempo de vuelo.



a) Alcance $\rightarrow x = \frac{v_0^2 \cdot \sin 2\alpha}{g} = \frac{(17 \text{ m/s})^2 \cdot \sin 90^\circ}{9,8 \text{ m/s}^2} = 29,5 \text{ m}$

b) T. de vuelo $\rightarrow t = \frac{2v_0 \cdot \sin \alpha}{g} = \frac{2 \cdot 17 \text{ m/s} \cdot \sin 45^\circ}{9,8 \text{ m/s}^2} = 2,45$

- 15. Nos tiran horizontalmente una pelota desde un balcón a 10 m de altura sobre el suelo y cae a 6 metros de la vertical de la terraza.**

a) ¿Cuánto tarda en llegar al suelo?

b) ¿Con qué velocidad se lanzó?

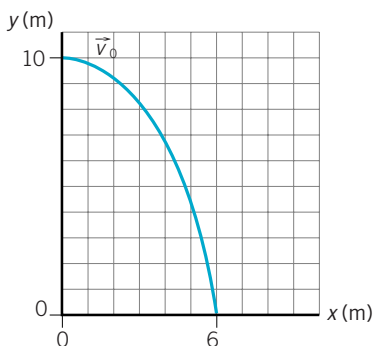
a) Ecuaciones del movimiento de la pelota:

$$\begin{cases} x = v_0 t \\ y = -\frac{1}{2} g t^2 \text{ (origen en el balcón)} \end{cases}$$

De la segunda, al sustituir y por -10 m se obtiene el tiempo que tarda en llegar al suelo:

$$t = \sqrt{\frac{-2y}{g}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 10 \text{ m}}{9,8 \text{ m/s}^2}} = 1,43 \text{ s}$$

b) De la primera: $v_0 = \frac{x}{t} = \frac{6 \text{ m}}{1,43 \text{ s}} = 4,20 \text{ m/s}$



movimiento

16. Determina si las siguientes frases son verdaderas o falsas:

- La velocidad angular se mide en rad/s.
- La velocidad lineal de un punto de la circunferencia se puede medir con el ángulo recorrido por unidad de tiempo.
- Todos los radios de una rueda de bicicleta tienen la misma velocidad angular.

a) Verdadero. $\omega = \frac{\varphi}{t}$; φ en rad y t en s.

b) Falso. Se mide en m/s (velocidad lineal).

c) Verdadero. Todos giran el mismo ángulo en el mismo tiempo.

17. Un disco de 40 cm de radio gira a 33 rpm. Calcula:

- La velocidad angular en rad/s.
- La velocidad angular en rad/s en un punto situado a 20 cm del centro.
- El número de vueltas por minuto.

$$a) \omega = 33 \cancel{\text{r}}/\cancel{\text{min}} \cdot \frac{1}{60 \text{ s}} \cdot \frac{2\pi \text{ rad}}{1 \cancel{\text{r}}} = 1,1\pi \text{ rad/s}$$

b) La misma (ω no varía con R). Es v la que varía con R ($v = \omega R$).

$$c) \varphi = \omega t = 1,1 \text{ rad/s} \cdot 60 \text{ s} = 66\pi \text{ rad}$$

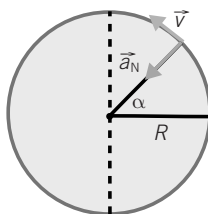
El número de vueltas es:

$$N = \frac{\varphi}{2\pi} = \frac{66\pi}{2\pi} = 33 \text{ vueltas (como decía el enunciado)}$$

18. En el siguiente esquema reconoce:

- La aceleración normal.
- La velocidad lineal.
- El ángulo recorrido y el radio.

Respuesta gráfica.



19. **Calcula la velocidad lineal del borde de una rueda de 75 cm de diámetro si gira a 000 rpm.**

$$1000 \text{ rpm} = \frac{1000 \cdot 2\pi}{60} \text{ rad/s} = 33,3\pi \text{ rad/s} \rightarrow$$

$$\rightarrow v = \omega R = 33,3\pi \text{ rad/s} \cdot 0,75 \text{ m} = 78,54 \text{ m/s}$$

20. **Dos niños van montados en dos caballitos que giran solidarios con la plataforma de un tióvivo con $\omega = 4 \text{ rpm}$. Si la distancia de los caballos al eje de giro es de 2 y 3 m, calcula:**



- La velocidad angular en rad/s.
- El número de vueltas que dan los niños en cinco minutos.
- El espacio recorrido por cada uno de ellos en ese tiempo.
- ¿Qué niño se mueve con mayor aceleración total?

a) $\omega = 4 \text{ rpm} = \frac{4 \cdot 2\pi}{60} \text{ rad/s} = 0,13\pi \text{ rad/s}$

b) Si dan 4 vueltas en 1 minuto, en 30 minutos darían 120 vueltas.

c) $s_1 = \varphi \cdot R_1 = 2\pi \cdot 120 \cdot 2 \text{ m} = 1507,96 \text{ m}$

$s_2 = \varphi \cdot R_2 = 2\pi \cdot 120 \cdot 3 \text{ m} = 2261,94 \text{ m}$

d) Ambos tienen solo aceleración normal: $a_N = \frac{v^2}{R} = \omega^2 R$.

Como ambos tienen la misma ω , tendrá mayor aceleración el que se encuentra más lejos, o sea, el caballo situado a 3 m.

21. **Una rueda que gira a 300 rpm es frenada y se detiene completamente a los 10 s. Calcula:**

- La aceleración angular.
- La velocidad a los 3 s después de comenzar el frenado.
- El número de vueltas que da hasta que frena.

$$\frac{300 \text{ rev}}{1 \text{ min}} \cdot \frac{2\pi \text{ rad}}{1 \text{ rev}} \cdot \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = 10\pi \text{ rad/s}$$

a) $\alpha = \frac{\Delta\omega}{\Delta t} = \frac{10\pi \text{ rad/s}}{10 \text{ s}} = \pi \text{ rad/s}$

b) $\omega = \omega_0 - \alpha \cdot t = 10\pi \text{ rad/s} - \pi \text{ rad/s}^2 \cdot 3 \text{ s} = 7\pi \text{ rad/s}$

c) $\omega = 0 \rightarrow 0 = \omega_0 - \alpha \cdot t \rightarrow t = \frac{\omega_0}{\alpha} = \frac{10\pi \text{ rad/s}}{\pi \text{ rad/s}^2} = 10 \text{ s}$

$$\theta = \omega_0 \cdot t - \frac{1}{2} \alpha \cdot t^2 = 10\pi \cdot 10 - \frac{1}{2} \pi \cdot 10^2 = 50\pi \text{ rad} = 25 \text{ vueltas}$$

movimiento

22. Se deja caer una rueda de 30 cm de radio por un plano inclinado, de forma que su velocidad angular aumenta a un ritmo constante. Si la rueda parte del reposo y llega al final del plano al cabo de 5 s con una velocidad angular de π rad/s, calcula:

- a) La aceleración angular.
 b) La velocidad angular a los 3 s.
 c) La aceleración tangencial y normal al final del plano.

a) Es un movimiento circular y uniformemente acelerado.

$$\alpha = \frac{\Delta\omega}{\Delta t} = \frac{\pi \text{ rad/s}}{5 \text{ s}} = \frac{\pi}{5} \text{ rad/s}^2$$

b) $\omega = \alpha t = \frac{\pi}{5} \text{ rad/s}^2 \cdot 3 \text{ s} = 0,6\pi \text{ rad/s}$

c) $a_N = \omega^2 \cdot R = (0,6)^2 \pi^2 (\text{rad/s})^2 \cdot 0,3 \text{ m} = 1,07 \text{ m/s}^2$

$$a_T = \alpha \cdot R = \frac{\pi}{5} (\text{rad/s}^2) \cdot 0,3 \text{ m} = 0,18 \text{ m/s}^2$$

23. Demuestra las relaciones:

- a) $\omega^2 - \omega_0^2 = 2\alpha\theta$
 b) $\omega_0^2 + \omega^2 = 2\alpha\theta$

Movimiento con ω creciente:

$$\begin{cases} \omega = \omega_0 + \alpha t \\ \varphi = \omega_0 t + \frac{1}{2} \alpha t^2 \end{cases}$$

Se despeja t en la primera y se sustituye en la segunda.

$$t = \frac{\omega - \omega_0}{\alpha} \rightarrow \varphi = \omega_0 \cdot \left(\frac{\omega - \omega_0}{\alpha} \right) + \frac{1}{2} \alpha \frac{(\omega - \omega_0)^2}{\alpha^2} \rightarrow$$

$$\rightarrow \varphi = \frac{\omega \cdot \omega_0 - \omega_0^2}{\alpha} + \frac{\omega^2 + \omega_0^2 - 2\omega\omega_0}{2\alpha} = \frac{\omega^2 - \omega_0^2}{2\alpha} \rightarrow$$

$$\rightarrow \omega^2 - \omega_0^2 = 2\alpha \varphi$$

De la misma manera, partiendo de:

$$\begin{cases} \omega = \omega_0 - \alpha t \\ \varphi = \omega_0 t - \frac{1}{2} \alpha t^2 \end{cases}$$

Para movimiento con ω decreciente se obtiene:

$$\omega_0^2 - \omega^2 = 2\alpha \varphi$$

24. Una pelota que se suelta desde una cierta altura tarda 10 segundos en caer al suelo.

a) ¿Durante cuál de esos 10 segundos se produce un mayor incremento de la velocidad?

b) ¿Y del espacio recorrido?

a) $\Delta v = a \cdot \Delta t$. La aceleración es $g = 9,8 \text{ m/s}^2$.

La variación de la velocidad para cada $\Delta t = 1 \text{ s}$ es $\Delta v = 9,8 \text{ m/s}$, es decir, siempre la misma.

La velocidad va aumentando cada segundo en $9,8 \text{ m/s}$.

b) La velocidad cada segundo es mayor y el espacio recorrido en ese segundo también lo es. El mayor incremento en el espacio recorrido ocurre en el último segundo. Todo ello se puede deducir de la expresión:

$$s = v_0 \cdot \Delta t + \frac{1}{2} g \cdot (\Delta t)^2$$

donde v_0 es la velocidad al comienzo de cada intervalo de tiempo, al final del segmento anterior al que se va a calcular s , y $\Delta t = 1 \text{ s}$.

25. Se dejan caer dos bolas de acero de masas 5 kg y 20 kg.

a) ¿Cuál de ellas llegará antes al suelo?

b) ¿Cuál llegará con una mayor velocidad?

a) Ambas llegan a la vez. La aceleración es igual para las dos e igual a g . El tiempo que tardan en llegar al suelo es:

$$s = \frac{1}{2} g t^2 \rightarrow t = \sqrt{\frac{2s}{g}}$$


Como se ve en la ecuación anterior el tiempo no depende de la masa.

b) Ambos llegan con la misma velocidad: $v = g t$, independientemente de su masa.

26. Contesta:

a) ¿Qué tipo de movimientos se dan cuando la velocidad y la aceleración tienen el mismo sentido?

b) ¿Y si es distinto? Pon ejemplos.

a) 

Se trata de un movimiento rectilíneo donde la velocidad crece con el tiempo.

Ejemplo: un coche que se mueve por una carretera recta acelerando o un cuerpo que se deja caer desde cierta altura.

movimiento



Se trata de un movimiento rectilíneo como antes, pero de velocidad decreciente.

Ejemplo: lanzamiento vertical y hacia arriba de un cuerpo.

27. ¿Qué es lo más peligroso en un choque: la velocidad o la aceleración?

La velocidad. Un coche puede estar prácticamente parado y tener aceleración (al arrancar, por ejemplo). En este caso, el choque no sería muy peligroso.

28. Contesta:

a) ¿Puede tener un automóvil su velocidad dirigida hacia el norte y sin embargo la aceleración estar dirigida hacia el sur?

b) ¿Y hacia el este?

c) ¿Cómo serían estos movimientos?

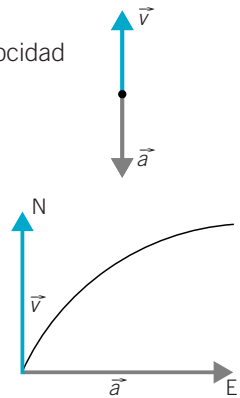
a) Sí, sería un movimiento hacia el norte con velocidad decreciente.

El movimiento sería rectilíneo.

b) Sí. Su movimiento seguiría una trayectoria parabólica, como se indica en el dibujo.

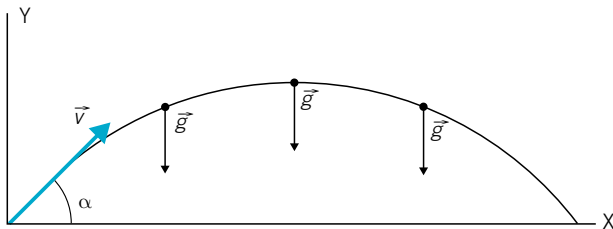
La dirección de la aceleración respecto a la velocidad puede ser cualquiera.

c) El primero es rectilíneo, y el segundo, parabólico.



29. ¿Qué dirección tiene la aceleración de un cuerpo que es lanzado con determinada velocidad formando un ángulo α con la superficie de la Tierra? Haz un esquema que aclare la respuesta.

La aceleración siempre apunta hacia la superficie de la Tierra (perpendicular a la misma y dirigida hacia el centro).



Cinemática (II): algunos tipos de

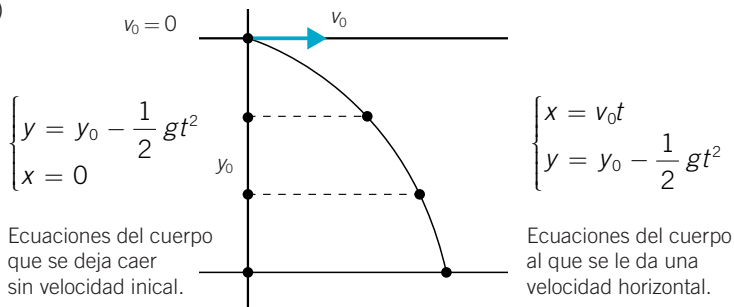
30. Se deja caer un cuerpo desde una altura h a la vez que se lanza otro objeto desde el mismo punto con velocidad horizontal v_0 .

a) ¿Cuál de los dos llega antes a la superficie de la Tierra?

b) Haz un esquema.

a) Llegan a la vez. El movimiento horizontal no afecta al vertical.

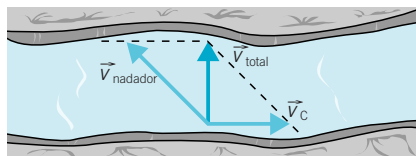
b)



En lo que respecta al movimiento vertical, la ecuación de movimiento es la misma para ambos: $y = y_0 - \frac{1}{2}gt^2$.

31. Si queremos cruzar transversalmente un río a nado, ¿qué debemos hacer?

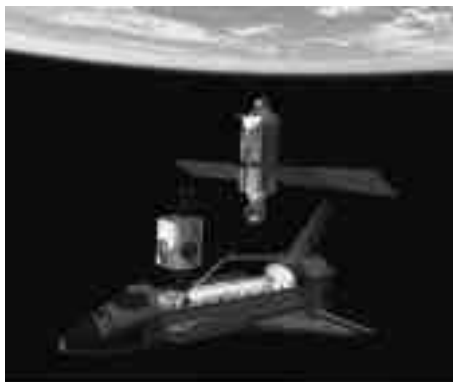
Nadar en una dirección de forma que la suma de la velocidad de la corriente y la del nadador sea perpendicular a la corriente.



32. La lanzadera espacial *Endeavour* dio 142 vueltas a la Tierra en 8 días y 22 horas a una altura media de 463 km. Sabiendo que el radio medio de la Tierra es de 6 370 km.

a) Haz un esquema con las velocidades orbitales de la nave (lineal y angular), así como la aceleración normal, a_n , en la órbita.

b) ¿Por qué el valor de a_n se parece tanto al valor de la aceleración de la gravedad en la superficie terrestre, g ?



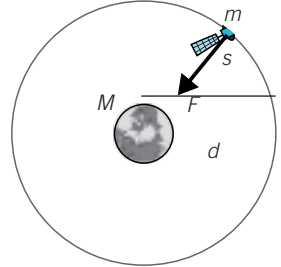
Ayuda: ¿Hay «gravedad» en órbita? ¿A qué fuerza se debe esa aceleración de la nave?

movimiento

$$\begin{aligned}
 \text{a) } \omega &= \frac{\varphi}{t} = \frac{142 \cdot 2\pi \text{ rad}}{(8 \cdot 24 \cdot 60 \cdot 60 + 22 \cdot 60 \cdot 60) \text{ s}} = \frac{284\pi \text{ rad}}{770400 \text{ s}} = \\
 &= 3,68 \cdot 10^{-4} \pi \text{ rad/s} \\
 v &= \omega \cdot R = 3,68 \cdot 10^{-4} \pi \text{ rad/s} \cdot (463000 \text{ m} + 6370000 \text{ m}) = \\
 &= 7899,67 \text{ m/s} \\
 a_N &= \omega^2 \cdot R = (3,68 \cdot 10^{-4} \pi \text{ rad/s})^2 \cdot (463000 \text{ m} + 6370000 \text{ m}) = \\
 &= 9,13 \text{ m/s}^2
 \end{aligned}$$

- b) Para un satélite en órbita se cumple que $F = m \cdot a_N$, donde F es la fuerza gravitatoria.

$$\begin{aligned}
 G \frac{Mm}{d^2} &= m \frac{v^2}{d} \rightarrow \\
 \rightarrow g &= G \frac{M}{d^2} = \frac{v^2}{d} = a_N
 \end{aligned}$$



La intensidad del campo gravitatorio g a una distancia d del centro de la Tierra es igual a la aceleración normal del satélite.

Como el satélite se encuentra cerca de la superficie de la Tierra (en comparación con el radio), el valor de la aceleración normal es parecido al valor de g en la superficie, es decir, $9,8 \text{ m/s}^2$:

$$g = G \frac{M}{(R_T + h)^2} \approx G \frac{M}{R_T^2} \quad ; \quad R_T + h = d$$

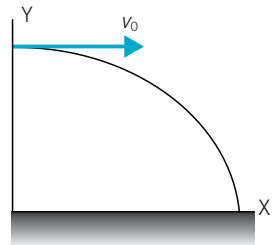
33. Se lanza horizontalmente un proyectil con una cierta velocidad inicial.

- a) Demuestra lo que sucede con el alcance del proyectil si se dobla la velocidad de lanzamiento.
 b) ¿También se dobla el alcance?

- a) El tiempo de caída es independiente de la velocidad horizontal v_0 ; solo depende de la altura y_0 .

Ecuaciones del movimiento del proyectil:

$$\begin{cases} x = v_0 t \\ y = y_0 - \frac{1}{2} g t^2 \end{cases}$$



Haciendo $y = 0$ se obtiene el tiempo de caída:

$$t = \sqrt{\frac{2y_0}{g}}$$

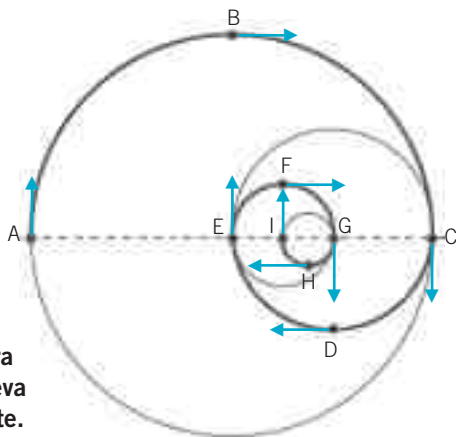
- b) Al duplicar la velocidad de lanzamiento se duplica el alcance.

$$x = v_0 \cdot \sqrt{\frac{2y_0}{g}} \quad \text{Así: } x^* = 2v_0 \cdot \sqrt{\frac{2y_0}{g}} \quad \text{para } 2v_0; \quad x^* = 2x.$$

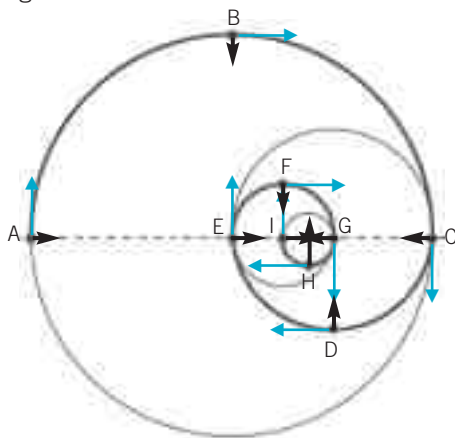
$\underbrace{\hspace{10em}}_{\text{Vlanzamiento} \rightarrow v_0} \qquad \underbrace{\hspace{10em}}_{\text{Vlanzamiento} \rightarrow 2v_0}$

34. Un móvil se mueve con velocidad lineal constante siguiendo semicircunferencias, tal y como muestra el esquema.

- Dibuja los vectores \vec{v} y \vec{a} en los puntos indicados.
- ¿En qué punto será más elevada la velocidad angular?
- ¿Y la aceleración centrípeta?
- Dibuja un esquema similar para el caso de que el móvil se mueva con velocidad angular constante.



- a) \vec{v} ya está dibujado (vectores en azul). La aceleración normal en cada punto va dirigida hacia el centro de la circunferencia correspondiente.



- b) $\omega = \frac{v}{r}$. La velocidad angular es mayor para r pequeños.

La velocidad angular es mayor en G, H e I.

- c) $a_N = \frac{v^2}{r}$. Cuanto mayor es v y menor es r , mayor es a_N .

En este caso, $v = \text{cte.}$, por lo que a_N será mayor en las curvas de menor radio, es decir, en G, H e I.

- d) Si la velocidad angular es constante, la velocidad lineal disminuye cuando disminuye el radio: $v = \omega \cdot R$.

35. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- En un MUA la velocidad tiene siempre la misma dirección que la aceleración.
- En un MUA la representación gráfica de $\Delta \vec{r}$ frente a t siempre es una parábola, aunque el movimiento sea retardado.

movimiento

- c) En el punto más elevado de la trayectoria de un proyectil la velocidad total es nula.
- d) En el punto más elevado de la trayectoria de un proyectil la velocidad vertical es nula.
- e) El alcance de un proyectil solo depende de la velocidad inicial.
- f) El alcance de un proyectil depende del ángulo α de lanzamiento.
- a) Falso. \vec{v} y \vec{a} pueden tener cualquier dirección.
- b) Verdadero.
- c) Falso. Es nula la velocidad vertical.
- d) Verdadero.
- e) Falso. Depende de la velocidad inicial y del ángulo.
- f) Verdadero, aunque también depende de la velocidad inicial v_0 .

36. Un coche A parte del punto kilométrico cero de una carretera a las 10:40 h con una velocidad constante de 80 km/h. Media hora más tarde otro coche B parte a su encuentro desde el mismo punto con una velocidad de 100 km/h.

- a) Calcula el punto kilométrico de la carretera en que están situados ambos vehículos y el tiempo que transcurre hasta encontrarse.
- b) ¿Qué velocidad debería llevar el coche B para que se encuentren en el punto kilométrico 180?



- a) Cuando los coches se encuentran la posición de ambos es la misma.

$$s_A = v_A t; s_B = v_B \cdot (t - 0,5) \rightarrow 80 t = 100 \cdot (t - 0,5) \rightarrow$$

$$\rightarrow 80 t = 100 t - 50 \rightarrow 20 t = 50 \rightarrow t = 2,5 \text{ h}$$

$$s_A = s_B = 80 \text{ km/h} \cdot 2,5 \text{ h} = 200 \text{ km}$$

- b) $s_B = v_B \cdot (t - 0,5); s_A = v_A t$.

$$t = \frac{s_A}{v_A} = \frac{180 \text{ km}}{80 \text{ km/h}} = 2,25 \text{ h}; v_B = \frac{s_B}{t - 0,5} = \frac{180 \text{ km}}{1,75 \text{ h}} = 102,8 \text{ km/h}$$

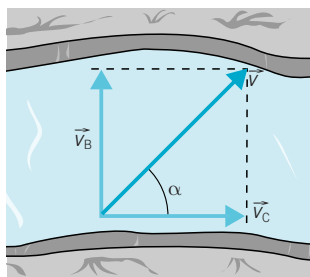
37. Un pescador quiere atravesar un río de 100 m de ancho para lo cual dispone de una lancha.

- a) Si la velocidad de la corriente es de 3 m/s, ¿a qué distancia aguas abajo del punto de partida se encuentra el pescador cuando consigue atravesar el río?
- b) ¿Influiría la velocidad de la corriente en el tiempo que se tarda en atravesar el río?



Cinemática (II): algunos tipos de

- a) La distancia depende de la velocidad de la barca (\vec{v}_B).
 b) No, solo interviene la velocidad de la barca perpendicular al río: \vec{v}_B .



$$\operatorname{tg} \alpha = \frac{x}{d} \rightarrow x = d \cdot \operatorname{tg} \alpha$$

Por otro lado:

$$\operatorname{tg} \alpha = \frac{v_B}{v_C}$$

Entonces:

$$x = d \cdot \operatorname{tg} \alpha = d \cdot \frac{v_B}{v_C} \rightarrow x = 100 \text{ m} \cdot \frac{v_B}{v_C}$$

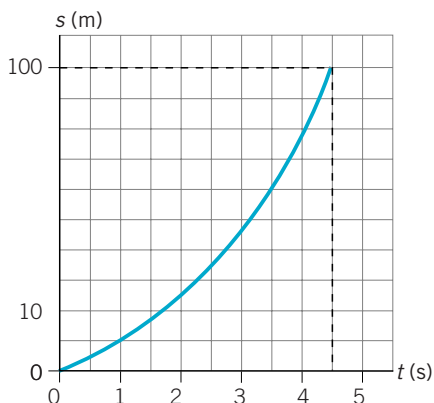
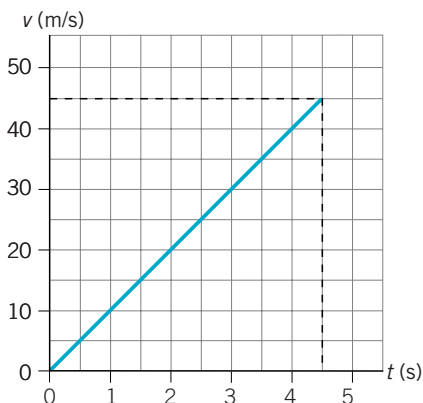
- 38.** En el anuncio de un nuevo modelo de coche se dice que es capaz de pasar de cero a 100 km/h en 6 s.

- a) Calcula la aceleración media.
 b) Calcula el espacio que recorre durante este tiempo.

$$\text{a) } 100 \text{ km/h} = \frac{100}{3,6} \text{ m/s} = 27,7 \text{ m/s} \rightarrow a = \frac{\Delta v}{\Delta t} = \frac{27,7 \text{ m/s}}{6 \text{ s}} = 4,6 \text{ m/s}^2$$

$$\text{b) } s = \frac{1}{2} at^2 = \frac{1}{2} 4,6 \text{ m/s}^2 \cdot 6^2 \text{ s}^2 = 82,8 \text{ m}$$

- 39.** Representa gráficamente la velocidad y la posición frente al tiempo para el caso de un cuerpo que cae bajo la acción de la gravedad desde una altura de 100 m.



$$\begin{cases} y = \frac{1}{2} gt^2 \\ v = gt = 44,3 \text{ m} \end{cases} \rightarrow t = \sqrt{\frac{2y}{g}} = \sqrt{\frac{200 \text{ m}}{9,8 \text{ m/s}^2}} = 4,5 \text{ s}$$

movimiento

40. En un planeta un cuerpo lanzado hacia arriba con una velocidad inicial de 20 m/s tarda 20 s en volver a su superficie. Calcula la aceleración de la gravedad en la superficie de dicho planeta.

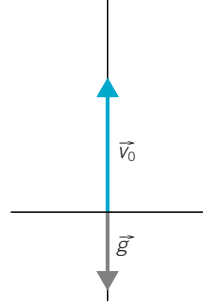
Ecuación que liga v y v_0 :

$$v = v_0 - g^* \cdot t$$

Cuando el cuerpo alcanza la máxima altura (a los 10 s de ser lanzado) $v = 0$:

$$0 = 20 \text{ m/s} - g^* \cdot 10 \text{ s} \rightarrow$$

$$\rightarrow g^* = \frac{20 \text{ m/s}}{10 \text{ s}} = 2 \text{ m/s}^2$$



41. Un electrón que se mueve con una velocidad de $3 \cdot 10^5 \text{ m/s}$ frena debido a la existencia de otras cargas.

- a) Si la aceleración de frenado es de 10^6 cm/s^2 , ¿cuánto tiempo tardará el electrón en reducir la velocidad a la mitad?
 b) ¿Y en parar?
 c) Compara los resultados obtenidos y explica por qué ambos tiempos son iguales.

a) $v = 3 \cdot 10^5 \text{ m/s}$; $a = 10^6 \text{ cm/s}^2 = 10^4 \text{ m/s}^2$

$$v = v_0 - at \rightarrow \frac{v_0}{2} = v_0 - at \rightarrow t = \frac{v_0}{2a} = \frac{3 \cdot 10^5 \text{ m/s}}{2 \cdot 10^4 \text{ m/s}^2} = 15 \text{ s}$$

b) $0 = v_0 - at \rightarrow t = \frac{v_0}{a} = \frac{3 \cdot 10^5 \text{ m/s}}{10^4 \text{ m/s}^2} = 30 \text{ s}$

- c) El tiempo que se pide es el tiempo desde que la velocidad es la mitad hasta parar. Y este tiempo es igual al que tarde desde el inicio hasta que la velocidad es la mitad.

42. El cuerpo humano puede soportar una deceleración brusca de hasta 250 m/s^2 (aproximadamente veinticinco veces la aceleración de la gravedad) sin sufrir daño. Si un automóvil se desplaza a 90 km/h y sufre una colisión que lo detiene casi instantáneamente salta el *airbag* que se encuentra alojado en el volante.

Calcula la distancia mínima que recorre el cuerpo del conductor antes de pararse, suponiendo que la deceleración a la que va a estar sometido durante el choque es la máxima que soporta.

$$90 \text{ km/h} = 25 \text{ m/s.}$$

$$v^2 = 2as \rightarrow s = \frac{v^2}{2a} = \frac{25^2 \text{ (m/s)}^2}{2 \cdot 250 \text{ m/s}^2} = 1,25 \text{ m}$$

43. El tiempo transcurrido desde que se deja caer una piedra a un pozo hasta que se oye el sonido que produce al chocar con el agua es de 4 s. Con estos datos halla la profundidad del pozo. La velocidad del sonido en el aire es de 340 m/s.

$$\begin{aligned}
 t_{\text{piedra en bajar}} &= \sqrt{\frac{2h}{g}} \\
 t_{\text{sonido en subir}} &= \frac{h}{v_s}
 \end{aligned}
 \left. \vphantom{\begin{aligned} t_{\text{piedra en bajar}} \\ t_{\text{sonido en subir}} \end{aligned}} \right\} t_T = t_p + t_s$$

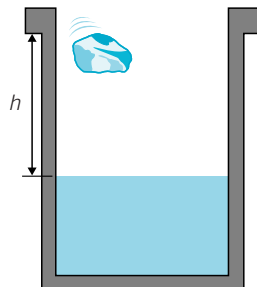
$$\sqrt{\frac{2h}{g}} + \frac{h}{v_s} = t_T \rightarrow$$

$$\rightarrow \sqrt{\frac{2h}{g}} = t_T - \frac{h}{v_s} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{2h}{g} = t_T^2 + \frac{h^2}{v_s^2} - \frac{2ht_T}{v_s} \rightarrow$$

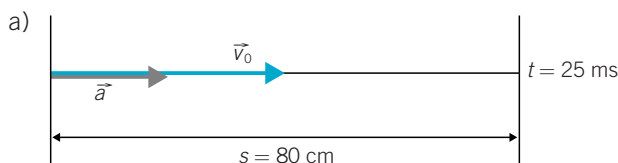
$$\rightarrow \frac{h^2}{v_s^2} - \left(\frac{2t_T}{v_s} + \frac{2}{g} \right) \cdot h + t_T^2 = 0 \rightarrow \frac{h^2}{340^2} - \left(\frac{8}{340} + \frac{2}{9,8} \right) \cdot h + 16 = 0 \rightarrow$$

$$\rightarrow 8,6505 \cdot 10^{-6} \cdot h^2 - 0,2276 h + 16 = 0 \rightarrow h = 70,5 \text{ m}$$



44. Un haz de iones positivos que posee una velocidad de $1,5 \cdot 10^4$ m/s entra en una región y acelera. Se precisa que en 25 ms los iones alcancen un cátodo situado a 80 cm.

- Dibuja un esquema del ejercicio.
- Calcula la aceleración constante que hay que comunicarles.
- Halla la velocidad con que llegan el cátodo.



- b) Ecuaciones del movimiento:

$$s = v_0 t + \frac{1}{2} a t^2 \rightarrow a = \frac{2 \cdot (s - v_0 t)}{t^2} \rightarrow$$

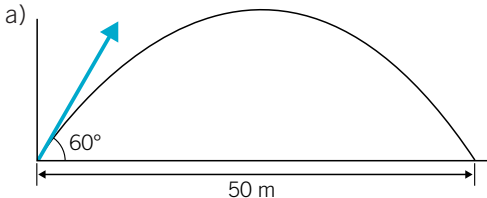
$$\rightarrow a = \frac{2 \cdot (0,8 \text{ m} - 1,5 \cdot 10^4 \text{ m/s} \cdot 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ s})}{(2,5 \cdot 10^{-2})^2 \text{ s}^2} = -1,2 \text{ m/s}^2$$

- c) $v = v_0 + at = 1,5 \cdot 10^4 \text{ m/s} - 1,2 \text{ m/s}^2 \cdot 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ ms} = 1,49 \cdot 10^4 \text{ m/s}$

movimiento

45. Un balón es lanzado con un ángulo de 60° por encima de la horizontal y recorre una longitud de 50 m en el campo de fútbol.

- a) Dibuja un esquema del ejercicio.
 b) Calcula la velocidad inicial.
 c) ¿Qué altura alcanzó?



$$b) x_{\text{mayor}} = \frac{v_0^2 \cdot \text{sen } 2\alpha}{g} \rightarrow$$

$$\rightarrow v_0^2 = \frac{g \cdot x}{\text{sen } 2\alpha} = \frac{9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 50 \text{ m}}{\text{sen } 120^\circ} \rightarrow v_0 = 23,8 \text{ m/s}$$

$$c) y_{\text{mayor}} = \frac{v_0^2 \cdot \text{sen } 2\alpha}{2g} = \frac{(23,8 \text{ m/s})^2 \cdot \text{sen}^2 120^\circ}{2 \cdot 9,8 \text{ m/s}^2} = 21,7 \text{ m}$$

46. ¿Qué aceleración actúa sobre un electrón en el «cañón de electrones» de un televisor que alcanza el 10 % de la velocidad de la luz en un espacio de 10 cm? Especifica claramente las suposiciones que has hecho para resolver este ejercicio.

10 % de $c = 30\,000 \text{ km/s} = 8333,3 \text{ m/s}$. Por tanto:

$$v^2 = 2as \rightarrow a = \frac{v^2}{2s} = \frac{(8333,3)^2 \text{ (m/s)}^2}{2 \cdot 0,1 \text{ m}} = 347\,222,2 \text{ m/s}^2$$

Se supone que se cumplen las leyes de Newton hasta $v \approx 10\%$ de c .

47. Un niño que se encuentra en la calle ve caer una pelota verticalmente desde la terraza de una casa. Si el niño se encuentra a 4 m de la pared y la altura de la casa es 15 m, calcula a qué velocidad media debe correr para atraparla antes de que llegue al suelo. Dibuja un esquema de la situación.

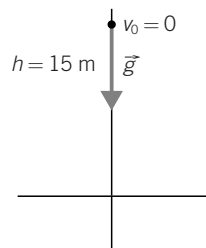
$$\text{Ecuación del movimiento de la pelota: } y = h - \frac{1}{2}gt^2$$

Haciendo $y = 0$ se calcula el tiempo que invierte el cuerpo en llegar al suelo:

$$0 = h - \frac{1}{2}gt^2 \rightarrow t = \sqrt{\frac{2h}{g}} = \sqrt{\frac{30}{9,8}} = 1,75 \text{ s}$$

La velocidad a la que debe correr el niño es:

$$v = \frac{4 \text{ m}}{1,75 \text{ s}} = 2,3 \text{ m/s}$$



48. Demuestra las expresiones a) y b) siguientes a partir de las ecuaciones de la velocidad y el espacio recorrido en un MRUA:

$$\bullet v = v_0 \pm at \qquad \bullet s = v_0 t \pm \frac{1}{2} at^2$$

$$\text{a) } v^2 - v_0^2 = 2ay \qquad \text{b) } v_0^2 - v^2 = 2ay$$

Con el signo «+»: $v = v_0 + at$; $s = v_0 t + \frac{1}{2} at^2$.

Se despeja + en la primera y se sustituye en la segunda:

$$t = \frac{v - v_0}{a} \rightarrow s = v_0 \cdot \left(\frac{v - v_0}{a} \right) + \frac{1}{2} a \cdot \frac{(v - v_0)^2}{a^2} \rightarrow v^2 - v_0^2 = 2as$$

Con el signo «-» se hace de la misma forma.

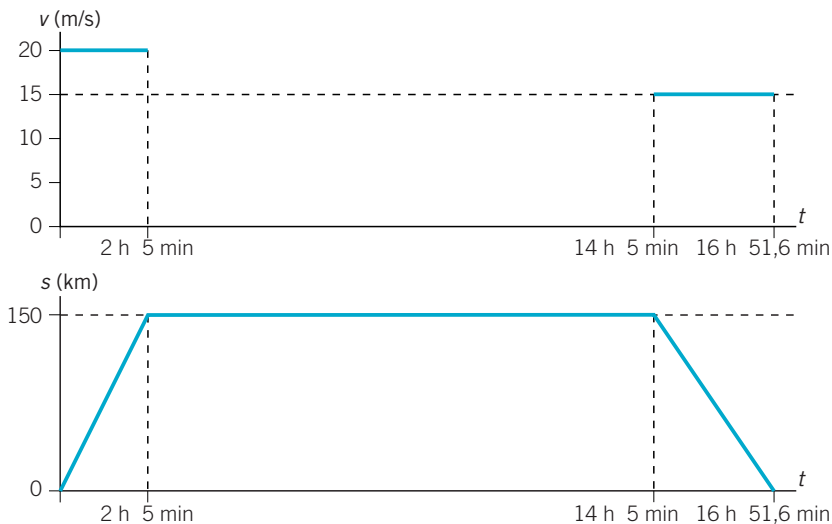
49. El barco del problema 1 de la página 209 ($v = 40$ nudos) sale a faena desde el puerto de Vigo (Pontevedra) y se aleja 150 km de la costa. Allí permanece pescando durante 12 h y luego regresa al puerto con una velocidad constante de 30 nudos. Representa gráficamente la velocidad y la posición frente al tiempo durante todo el trayecto (ida y vuelta).

$$1 \text{ nudo} = 1852 \text{ milla/h} = \frac{1852}{3600} \text{ m/s} = 0,5 \text{ m/s}$$

$$v_1 = 40 \text{ nudos} = 20 \text{ m/s}; \quad v_2 = 30 \text{ nudos} = 15 \text{ m/s.}$$

$$t_1 = \frac{s}{v_1} = \frac{150000 \text{ m}}{20 \text{ m/s}} = 7500 \text{ s} = 125 \text{ min} = 2 \text{ h } 5 \text{ min}$$

$$t_2 = \frac{s}{v_2} = \frac{150000 \text{ m}}{15 \text{ m/s}} = 10000 \text{ s} = 166,6 \text{ min} = 2 \text{ h } 46 \text{ min}$$



movimiento

50. Escribe la ecuación de movimiento de un móvil que parte del punto (2 , 3) km y, tras 2 horas moviéndose en línea recta, llega al punto (6, 9) km.

- a) ¿Cuál es el vector velocidad del móvil?
b) ¿Cuál es el módulo de la velocidad? Expresa el resultado en km/h.

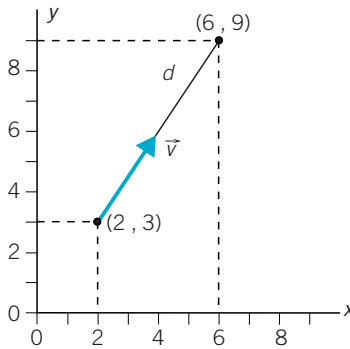
$$a) \vec{r} = \vec{r}_0 + \vec{v}t$$

$$\vec{v} = (6, 9) \text{ km}$$

$$\vec{r}_0 = (2, 3) \text{ km}$$

Por tanto:

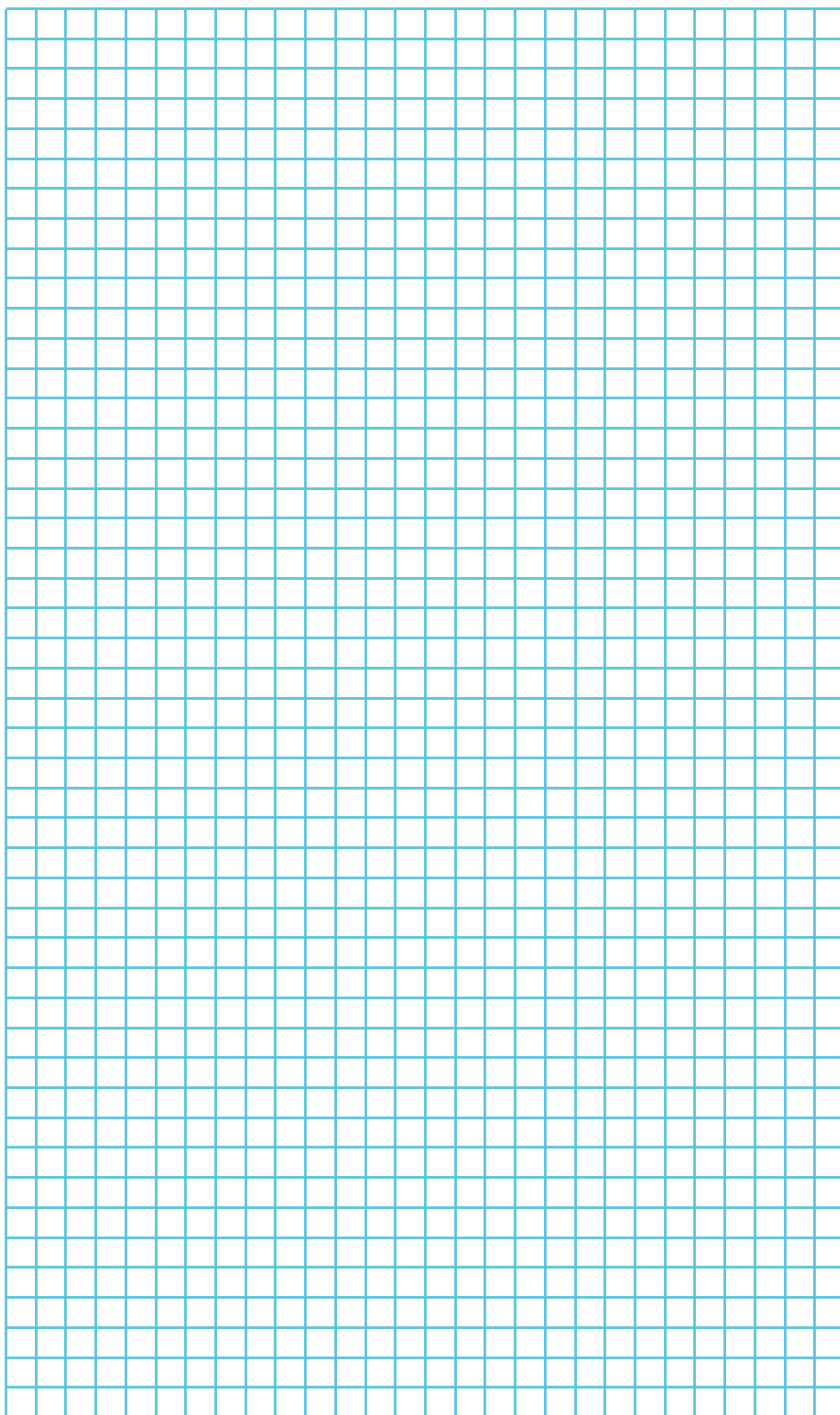
$$\vec{v} = \frac{\vec{r} - \vec{r}_0}{t} = \frac{(6, 9) - (2, 3)}{2} \text{ km/h} = \frac{(4, 6)}{2} \text{ km/h} = (2, 3) \text{ km/h}$$



$$b) |\vec{v}| = \sqrt{2^2 + 3^2} = \sqrt{13} = 3,6 \text{ km/h}$$



NOTAS



Las leyes de Newton

PRESENTACIÓN

La dinámica complementa el estudio de la cinemática en la asignatura de física y química de 1.º de Bachillerato. En dinámica se analizan las causas que originan el movimiento y se introducen los conceptos de momento lineal y fuerza.

El estudio de la dinámica comienza con las leyes de Newton que, descritas en su obra *Principios Matemáticos de Filosofía Natural*, explican el movimiento de cuerpos celestes y terrestres y son el origen de la física moderna.

Con la dinámica el alumno se interna en la explicación físico-matemática del mundo que le rodea: no solo observa y describe desplazamientos, velocidades y aceleraciones, sino que comienza a encontrar las fuerzas que los originan o cambian su condición de movimiento.

Las leyes enunciadas son uno de los pilares de la física, y su aplicación ha permitido enunciar numerosas leyes en campos muy diversos. Es importante destacar la introducción del principio de conservación del momento lineal, una magnitud con la que muchos alumnos no están acostumbrados a trabajar de momento, pero que resulta muy útil en todos los campos de la física.

OBJETIVOS

- Conocer la evolución de los conceptos de fuerza y de inercia.
- Conocer cuáles son las causas del movimiento de los cuerpos y del cambio en el estado de su movimiento.
- Comprender la importancia de la física para abordar numerosas situaciones cotidianas y participar en la toma de decisiones fundamentadas.
- Reconocer el carácter creativo del trabajo científico y valorar las aportaciones de los grandes debates científicos al desarrollo del pensamiento humano.
- Aprender a sumar y restar de manera gráfica fuerzas de cualquier dirección.
- Utilizar las leyes de Newton para resolver problemas.
- Utilizar el teorema de conservación del momento lineal para resolver problemas
- Relacionar la tercera ley de Newton con la conservación del momento lineal.

CONTENIDOS

Conceptos

- La inercia y la primera ley de Newton. Primeras ideas sobre las causas del movimiento: la inercia. La contribución de Galileo.
- La primera ley de Newton. La segunda ley de Newton.
- Las fuerzas son vectores. Las fuerzas son aditivas.
- El peso.
- Los efectos de la fuerza: el cambio en la velocidad.
- El impulso mecánico.
- Momento lineal (o cantidad de movimiento). Relación entre el momento lineal y la fuerza
- La conservación del momento lineal.
- Las fuerzas como interacciones. La tercera ley de Newton. La tercera ley de Newton y la conservación del momento lineal.
- La fuerza normal.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Comprender y utilizar el carácter vectorial de las fuerzas.
- Identificar fuerza y causa del cambio de velocidad de un cuerpo.
- Calcular gráficamente la fuerza neta resultante de sumar vectorialmente varias fuerzas.
- Resolver problemas numéricos en los que aparecen fuerzas con diferentes direcciones.
- Interpretar esquemas a la hora de resolver problemas.
- Dibujar las fuerzas que actúan sobre un cuerpo.

- Elaborar esquemas claros que faciliten la resolución de problemas en los que intervienen fuerzas.
- Saber elegir los ejes más apropiados para la resolución de un problema en el que aparecen fuerzas con distintas direcciones.

Actitudes

- Mostrar interés por aprender conceptos científicos nuevos.
- Mostrar interés por aplicar los contenidos aprendidos en la vida cotidiana.
- Disfrutar de la sencillez con la que las tres leyes de Newton explican y completan la dinámica clásica de los cuerpos en movimiento.
- Valorar la importancia del conocimiento de las fuerzas, los pesos, etc., en cuestiones de ingeniería.

EDUCACIÓN EN VALORES

1. Educación vial

El problema de los accidentes de tráfico entre los jóvenes es lo suficientemente importante como para tratarlo en varias unidades a lo largo del curso. El concepto de inercia nos permitirá informar a los alumnos sobre las magnitudes de las que depende la distancia que recorre un vehículo hasta pararse: fuerzas que ejercen los frenos o fuerza de rozamiento (aunque esta será tratada con más detalle en la unidad siguiente).

El concepto clave a transmitir es que cuanto mayor sea la velocidad inicial, más difícil resulta detener un vehículo.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Elaborar esquemas que muestran las fuerzas que actúan sobre un cuerpo.
2. Resolver problemas numéricos en los que intervienen fuerzas que actúan en la misma o en distintas direcciones.
3. Identificar la dirección y sentido de la fuerza resultante que actúa sobre un cuerpo a partir de las demás fuerzas.
4. Emplear las razones trigonométricas convenientemente para descomponer fuerzas.
5. Identificar las fuerzas acción-reacción.
6. Explicar el concepto de interacción.
7. Predecir el estado de movimiento de un cuerpo a partir de las fuerzas que actúan sobre él.
8. Predecir el valor y la orientación de la fuerza necesaria para hacer que un cuerpo permanezca en reposo, ya sea situado en un plano horizontal o bien cuando está situado en un plano inclinado.

1. Las naves que se envían al espacio se mueven durante mucho tiempo libremente, sin que se ejerza ninguna fuerza sobre ellas.

a) ¿Cómo será entonces su movimiento?

b) ¿Cómo puede modificarse su estado de movimiento?

c) ¿Gastan combustible continuamente?

a) Que no actúen sus motores no quiere decir que se muevan «libremente», es decir, que no actúe ninguna fuerza sobre las naves, lo que requeriría que se pudiera ignorar la influencia del Sol, los planetas... En ese caso, si la influencia de los cuerpos celestes fuera despreciable, el movimiento sería inercial (al menos aproximadamente), es decir, rectilíneo y uniforme.

En realidad, las naves espaciales que hemos enviado no siguen trayectorias de este tipo.

b) Para modificar el estado de movimiento de un cuerpo siempre hace falta la interacción con otro (u otros), es decir, una fuerza (o fuerzas). En las naves espaciales eso sucede de dos maneras. A veces se encienden los motores para maniobrar y, a menudo, a la vez, la nave se acerca a algún cuerpo (como un planeta) cuya fuerza gravitatoria se hace entonces notable.

c) Las naves espaciales solo necesitan energía cuando hay que modificar su estado de movimiento.

2. Di qué frases son verdaderas:

a) Siempre que un objeto se mueve está actuando una fuerza neta sobre él.

b) Siempre que un objeto se mueve es porque no actúa ninguna fuerza sobre él.

c) Siempre que un objeto no se mueve o lo hace con velocidad constante es porque no hay una fuerza neta ejercida sobre él.

a) Falso, un objeto puede moverse incluso cuando no actúe ninguna fuerza sobre él, y entonces lo hace con movimiento rectilíneo y uniforme ($\vec{v} = \text{constante}$).

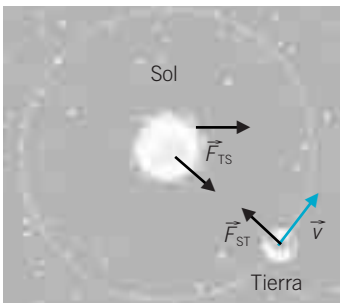
Un caso particular es que esté en reposo y entonces permanece en reposo.

b) Falso. Hay incontables ejemplos de cuerpos que se mueven bajo la acción de las fuerzas, como una bicicleta, un avión, un pájaro...

c) Verdadero, pero hay que precisar: «si un objeto no se mueve o lo hace con vector velocidad constante (no basta que sea constante el módulo v) es porque...»

3. La aproximación de movimiento circular uniforme es bastante buena para cuerpos celestes como el Sol y la Tierra.

- Elabora un esquema de las fuerzas que intervienen en este movimiento.
- ¿Qué sucedería con la aceleración que sufre cada cuerpo si se multiplica por siete la masa de la Tierra?
- ¿Coincide la dirección de la fuerza que actúa sobre la Tierra con la de su movimiento?
- Es decir, ¿tiene la fuerza la misma dirección que la velocidad?



- \vec{F}_{ST} es la fuerza que ejerce el Sol sobre la Tierra.
 \vec{F}_{TS} es la fuerza que ejerce la Tierra sobre el Sol.
 $[\vec{F}_{ST} = -\vec{F}_{TS}]$

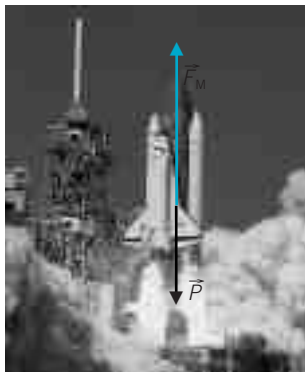
- Si se multiplica por siete la masa de la Tierra, quedan multiplicadas por siete tanto \vec{F}_{ST} como \vec{F}_{TS} , puesto que $F = G \frac{m_s \cdot m_T}{d^2}$, la fuerza gravitatoria es proporcional a la masa de cada uno de los cuerpos. Sin embargo, la aceleración de la Tierra, $a_T = F_{ST}/m_T$ ¡no cambia!, pero la del Sol, $a_S = F_{TS}/m_S$ se multiplica por 7.
- ¡En absoluto! La única fuerza que actúa sobre la Tierra está dirigida hacia el Sol, mientras que la velocidad de la Tierra es tangente a su órbita circular.
- En este caso, fuerza y velocidad son perpendiculares.

4. Cuando despega la lanzadera espacial, que tiene una masa de unas 2300 toneladas, sus motores desarrollan una fuerza de unos $3 \cdot 10^7$ N.

- Representa gráficamente las dos fuerzas principales que intervienen y la fuerza resultante.
- Calcula la fuerza total que actúa sobre la lanzadera en el despegue.
- Luego halla la aceleración justo en el momento del despegue.



- a) Si ignoramos el rozamiento con el aire (también llamado «fricción»), lo que se puede hacer al principio cuando la velocidad es aún baja, las fuerzas que actúan sobre la lanzadera son el peso \vec{P} y la fuerza ejercida por los motores, \vec{F}_M . Desde luego, para que despegue debe ser $F_M > P$.



- b) $\vec{F}_{\text{Total}} = \vec{F}_M + \vec{P}$. Como ambos vectores tienen igual dirección y sentidos opuestos, el módulo es $F_{\text{Total}} = F_M - P$, pero:

$$P = M \cdot g = 2300 \text{ t} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 = 22\,300\,000 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 = 2,25 \cdot 10^7 \text{ N} \rightarrow F_{\text{Total}} = F_M - P = 3 \cdot 10^7 \text{ N} - 2,25 \cdot 10^7 \text{ N} \rightarrow F_{\text{Total}} = 7,5 \cdot 10^6 \text{ N}$$

- d) La aceleración en el despegue es: $a = \frac{F_T}{M} = 3,2 \text{ m/s}^2 \simeq \frac{1}{3}g$.

5. **Dibuja las fuerzas que actúan sobre una medalla que cuelga verticalmente del cuello.**

\vec{T} es la tensión de las cadenas.

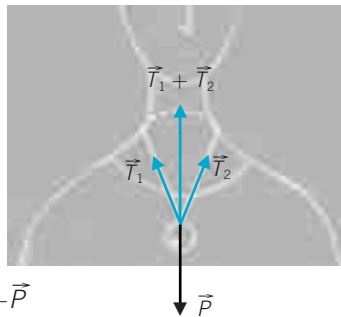
\vec{P} es el peso de la medalla (el de las cadenas se ignora).

Como la medalla está en equilibrio:

$$\vec{T} + \vec{T} + \vec{P} = 0 \rightarrow \vec{T}_1 + \vec{T}_2 = -\vec{P}$$

Por tanto: $2\vec{T} = -\vec{P}$

No se ha tenido en cuenta la posibilidad de que la medalla esté apoyada sobre el pecho, lo que introduciría una fuerza más y modificaría las tensiones.



6. **El *airbag* de los automóviles es una bolsa que se hincha cuando el módulo de la aceleración supera cierto valor. Por ejemplo, 60 veces la aceleración de la gravedad, $60g \simeq 590 \text{ m/s}^2$. Lo que consigue el *airbag* es aumentar la «duración de la colisión», ya que la cabeza de la persona que choca tiene que recorrer la longitud de la bolsa hinchada.**

- a) **¿Qué efecto produce sobre el impulso y el cambio de velocidad un *airbag* que multiplica por 100 la duración del choque?**

b) ¿Sirven los cinturones de seguridad para un propósito similar al de los *airbag*? Explícalo.

- a) El *airbag* no modifica Δv , la variación de velocidad, sino que alarga el tiempo en el que esta variación tiene lugar y consiguientemente, reduce la fuerza, así:

$$F = m \frac{\Delta v}{\Delta t} \text{ (suponiendo una fuerza constante)}$$

Al aumentar Δt en un factor 100 manteniendo constantes los demás factores, F también disminuye en un factor 100.

Respecto al impulso mecánico:

$$I = m \cdot \Delta v = F \cdot \Delta t$$

Este permanece constante, puesto que ni la masa ni el cambio de velocidad se modifican a causa del *airbag*. De otro modo, F y Δt tienen variaciones opuestas que se compensan.

- b) Un cinturón de seguridad hace lo mismo que un *airbag*; prolonga el tiempo en el que se produce Δv disminuyendo F en el mismo factor.

7. Un tenista que saca a 120 km/h golpea la pelota durante 15 milésimas de segundo en el momento del saque.

- a) **Calcula la fuerza ejercida por el tenista sabiendo que la masa de la pelota es de 58 g.**
 b) **¿Cuál es la aceleración media de la pelota durante el impacto?**
 c) **¿Cuándo va más rápido?**

(Nota: 120 km/h = 33,3 m/s).

- a) Suponiendo una fuerza constante (al menos aproximadamente):

$$F = m \frac{\Delta v}{\Delta t} = 0,058 \text{ kg} \cdot \frac{33,3 \text{ m/s}}{0,015 \text{ s}} \rightarrow \\ \rightarrow F = 129 \text{ N}$$

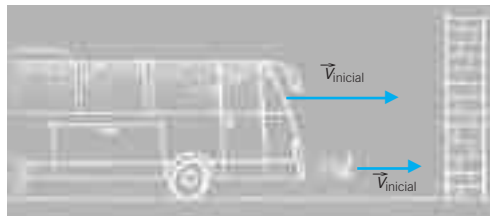
En realidad, el tiempo de contacto con la pelota suele ser mayor (y la fuerza y la aceleración, menores).

- b) La aceleración media es:

$$a_m = \frac{\Delta v}{\Delta t} = \frac{33 \text{ m/s}}{0,015 \text{ s}} = 2220 \text{ m/s}^2 \simeq (227 \text{ g})$$

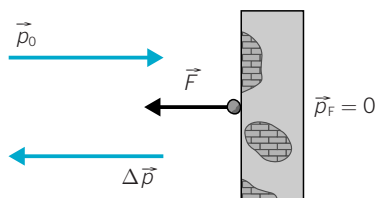
- c) La pelota pierde velocidad tras el saque siendo el principal mecanismo responsable probablemente la fricción con el aire.

8. Un autobús y un mosquito chocan contra una pared y quedan completamente parados en una décima de segundo.



- a) Dibuja cualitativamente los vectores \vec{p} inicial y final, así como su variación $\Delta\vec{p}$ y, a partir de ella, la fuerza \vec{F} .
- b) Calcula el módulo de la fuerza que actúa durante el choque sobre el mosquito y sobre el autobús.

- a) Se representa únicamente el choque de uno de los cuerpos, pues la diferencia está únicamente en la escala (el módulo de los vectores).



$$\Delta\vec{p} = \vec{p}_f - \vec{p}_i = -\vec{p}_i$$

Si \vec{F} es constante: $\vec{F} = \frac{\Delta\vec{p}}{\Delta t} = -\frac{\vec{p}_i}{\Delta t}$.

- b) Como es un problema esencialmente unidimensional, podemos trabajar solo con el módulo. Llamando Δt a la duración del choque y p_i al momento lineal inicial del objeto antes del choque:

$$F = \frac{p_i}{\Delta t} = \frac{mv_i}{\Delta t}$$

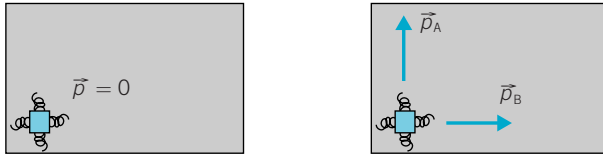
El módulo de la fuerza es proporcional a la masa.

9. Un juguete formado por un chasis y cuatro piezas a base de muelles está encima de una mesa donde lo hemos dejado tras montarlo (mal, de modo que los resortes pueden saltar en cualquier momento). Poco tiempo después dos piezas situadas en los puntos A y B se mueven según indica la figura 10.22, mientras que el chasis del juguete permanece quieto.

- a) ¿Es posible que no haya más piezas? ¿Por qué?
- b) Si crees que hay más piezas, ¿dónde las buscarías?
- c) Concreta la respuesta anterior para el caso de que las dos piezas tengan la misma masa y hayan viajado la misma distancia por la mesa.

En un sistema aislado (como se puede considerar el juguete del enunciado con suficiente aproximación, ya que no hay ninguna influencia externa notable) se tiene que conservar el momento lineal total, que tiene que ser el mismo antes y después de lo que le sucede al juguete.

Veamos cuál es el balance observable directamente.



b) Aunque no sabemos nada sobre los módulos de \vec{p}_A y \vec{p}_B , que son los momentos lineales de las piezas que vemos, es imposible que su suma sea cero, puesto que sí conocemos sus direcciones (las del movimiento de las piezas).

c) Por tanto, deben existir más piezas necesariamente, de modo que el momento lineal sea el mismo (0).

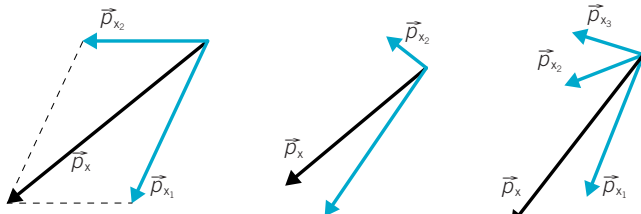
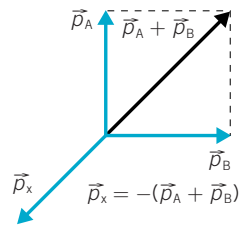
Puesto que $\vec{p}_A + \vec{p}_B$ apunta hacia el interior de la mesa, el momento lineal que falta debe ser opuesto a esa suma, de modo que $\vec{p}_A + \vec{p}_B + \vec{p}_{\text{de las piezas que faltan}} = 0$. Habrá que buscar en el suelo, a cierta distancia de la esquina donde estaba el juguete.

d) Si sabemos algo más de las piezas A y B como que $m_A = m_B$ y presumiblemente $\vec{p}_A = \vec{p}_B$ ($v_A = v_B$), ya que ambas recorren igual distancia por la mesa, tras la rotura del juguete se cumplirá, como antes:

$$\vec{p}_A + \vec{p}_B + \vec{p}_x = 0$$

Geoméricamente (ver figura), si solo se nos ha escapado una pieza habrá que buscarla en el suelo en la dirección y sentido que marca \vec{p}_x .

Si faltan dos o más piezas, no podremos ser tan concretos... pues hay infinitas posibilidades.



Este método lo utilizan los físicos de partículas para identificar partículas invisibles en sus detectores.

10. La Tierra, cuya masa es de unos $6 \cdot 10^{24}$ kg, ejerce una fuerza (peso) de unos 600 N sobre una persona de 60 kg situada en su superficie. Según la tercera ley, la persona atrae a nuestro planeta con una fuerza opuesta del mismo módulo.

a) Con estos datos y la segunda ley, calcula las aceleraciones respectivas de la Tierra y la persona, \vec{a}_T y \vec{a}_p .

b) ¿Está la respuesta anterior de acuerdo con nuestra intuición de que nosotros no le hacemos nada a la Tierra, pero esta a nosotros, sí?

c) ¿Por qué no se anulan las fuerzas ejercidas, si tienen el mismo módulo, la misma dirección y sentidos opuestos?

$$a) a_T = \frac{P}{M_T}; a_P = \frac{P}{m_P}$$

Puesto que la fuerza que ejerce la Tierra sobre la persona, llamada peso, es $P = m_P \cdot a_P = 600 \text{ N}$, y la fuerza que la persona ejerce sobre la Tierra es igual y opuesta ($-\vec{P}$).

Usando los datos:

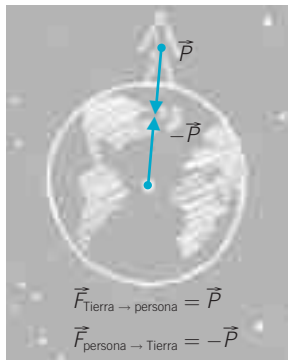
$$a_T = \frac{600 \text{ N}}{6 \cdot 10^{24} \text{ kg}} \simeq 10^{-22} \text{ m/s}^2 \text{ es la aceleración de la Tierra.}$$

$$a_P = \frac{600 \text{ N}}{60 \text{ kg}} \simeq 10 \text{ m/s}^2 \text{ es la aceleración de la persona.}$$

(En realidad $a_P = g \simeq 9,8 \text{ m/s}^2$; la «aceleración de la gravedad» en la superficie terrestre.)

b) Esto explica que nos resulte difícil creer que la Tierra ejerce sobre nosotros la misma fuerza (y no más) que nosotros sobre la Tierra; como la aceleración de la Tierra es ínfima, los efectos de esa fuerza son inobservables completamente, a diferencia de lo que nos ocurre a nosotros, a quienes la misma fuerza nos produce una aceleración (que es lo observable) 10^{23} veces mayor (siendo nuestra masa 10^{23} veces menor).

c) La fuerza de la Tierra sobre la persona, $\vec{F}_{TP} = \vec{P}$ y la de la persona sobre la Tierra $\vec{F}_{PT} = -\vec{P}$ no se pueden sumar o, mejor dicho, no tiene sentido sumarlas, puesto que no están aplicadas sobre el mismo cuerpo. Lo mismo pasa con todas las parejas de fuerzas de la tercera ley de Newton, que actúan sobre cada uno de los dos cuerpos que participan en la interacción.



11. Indica cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

a) La fuerza es velocidad.

b) La fuerza es una propiedad de los cuerpos.

c) Los cuerpos siempre se mueven en la dirección y sentido en la que apunta la fuerza neta.

d) Las fuerzas cambian el estado de movimiento de los cuerpos.

a) Eso es absurdo; fuerza y velocidad son magnitudes completamente distintas. Aunque sí están relacionadas: la variación de velocidad $\Delta \vec{v}$ siempre está causada por fuerzas.

- b) No, la fuerza no es una propiedad de los cuerpos, algo que los caracterice. Sobre un cuerpo pueden actuar infinitas fuerzas distintas sin ninguna restricción.
- c) En absoluto; eso solo ocurre si los cuerpos están en reposo antes de la aplicación de una fuerza constante o si la fuerza coincide en dirección y sentido con la velocidad.
Lo que sí coincide con la dirección y sentido de la fuerza es la variación de la velocidad ($\Delta\vec{v}$) o aceleración (\vec{a}).
- d) Justamente, las fuerzas causan cambios en el vector velocidad, es decir, modifican el módulo de \vec{v} o su dirección y sentido, o una combinación de ellos.

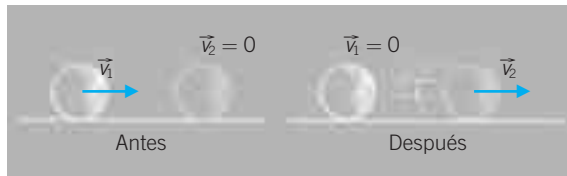
- 12. ¿Para qué sirven los cascos acolchados (o deformables, como los que llevan los motoristas) o las colchonetas sobre las que caen los gimnastas? Responde basándote en alguna de las leyes de la física que hemos estudiado en esta unidad.**

Un cuerpo deformable en un choque protege porque prolonga el intervalo de tiempo en el que tiene lugar el cambio de velocidad, disminuyendo así la fuerza. Para fuerzas constantes:

$$F = m \frac{\Delta v}{\Delta t} \quad \text{o mejor aún} \quad F = \frac{\Delta p}{\Delta t}$$

Y a igual variación de momento lineal o velocidad, cuanto más dura la colisión, menor es la fuerza.

- 13. Una bola de billar golpea a otra bola igual de forma que después del choque la bola que golpea queda en reposo. La velocidad que adquiere la bola golpeada es:**



- a) Igual que la de la bola que golpea.
b) Menor que la de la bola que golpea.
c) Mayor que la de la bola que golpea.

Un razonamiento basado en la simetría nos podría convencer de que la bola que estaba parada y que es igual que la que se mueve saldrá de la colisión con la misma velocidad con la que la otra chocó.

Sin embargo, vamos a utilizar la ley de conservación del movimiento lineal, cuyo valor total debe ser el mismo antes y después de la colisión.

Las leyes de Newton

Como el problema es unidimensional, no necesitaremos los vectores.

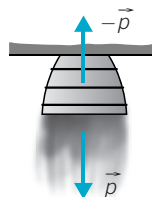
$$p_{\text{TOTAL}} = \overset{\text{Antes}}{p_1 + 0} = \overset{\text{Después}}{0 + p_2} \quad (\vec{p}_1 \text{ y } \vec{p}_2 \text{ tienen igual dirección y sentido)}$$

por tanto $p_1 = p_2$, y como tienen igual masa: $mv_1 = mv_2$, entonces $v_1 = v_2$. Es decir, tal y como sospechábamos, tienen igual velocidad.

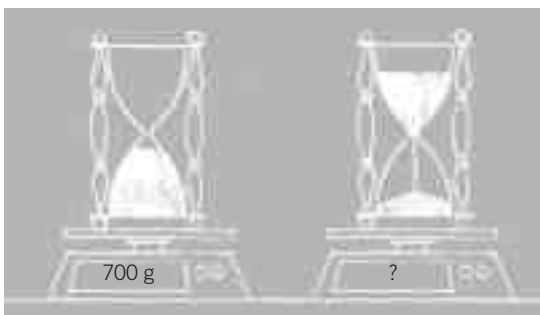
- 14. Los cohetes (como los motores «a reacción») queman parte de su masa –de combustible– y expulsan a gran velocidad los gases de combustión en sentido opuesto al de la marcha. Explica el motivo a partir de las leyes de Newton.**

Los gases de combustión son «empujados» por el motor hacia el exterior, y a su vez, estos «empujan» al motor (bueno, al cohete, que está unido al motor) con una fuerza de igual módulo y dirección y sentido opuesto (3.ª ley de Newton).

Una explicación equivalente a partir de la conservación del momento lineal: los gases de combustión expulsados se llevan consigo un momento lineal \vec{p} , pero como el momento lineal se tiene que conservar, al cohete «no le queda más remedio» que adquirir un momento lineal igual y opuesto: $-\vec{p}$.



- 15. Un reloj de arena tiene una masa de 700 g cuando la arena se encuentra en el depósito inferior. Si ahora se la da la vuelta y se coloca sobre una balanza, ¿qué indicará la balanza mientras la arena está cayendo?**



Por un lado, es cierto que mientras cae la arena su masa no contribuye al peso que registra la báscula, de modo que al empezar a caer la balanza registra un peso menor.

Luego, la arena empieza a chocar contra el fondo ejerciendo sobre él una fuerza que se puede calcular para ver que compensa al peso que falta por estar la arena en caída libre.

Cuando la arena está terminando de caer, hay un intervalo en el que la masa en caída libre disminuye, mientras la fuerza de la que cae sigue igual y la balanza registra fugazmente un peso mayor que el inicial.

16. ¿Por qué se clava un clavo?

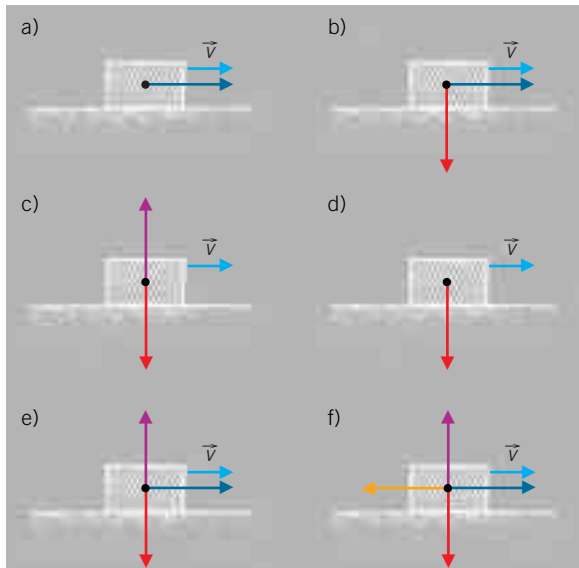
Se acelera el martillo y se hace chocar contra el clavo ejerciendo una fuerza sobre él; el clavo también ejerce una fuerza (igual y opuesta) sobre el martillo (por eso se para al golpear...).

Estas fuerzas no se pueden sumar y anularse, puesto que actúan sobre cuerpos distintos.

La punta del clavo afilada también contribuye al «concentrar» la fuerza aplicada sobre su cabeza y transmitida por el cuerpo en un área mucho menor (la «presión», es decir, la fuerza por unidad de superficie, aumenta) de modo que es capaz de romper enlaces entre los átomos del material y penetrar.



17. Se lanza un cuerpo con una velocidad horizontal sobre la superficie de la Tierra. ¿Cuál de los siguientes diagramas representa correctamente las fuerzas que actúan sobre él?

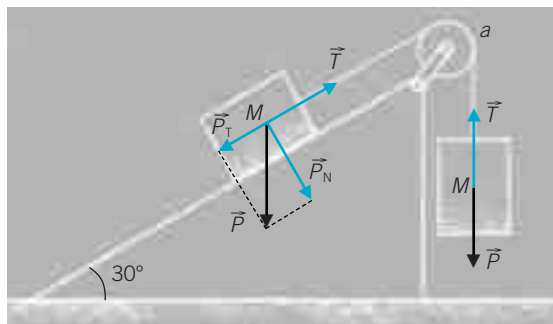


En primer lugar, ha de quedar claro que no se puede confundir la velocidad con una fuerza aunque se las represente juntas. Recordemos también que la fuerza aplicada en el «lanzamiento» necesaria para comunicarle la velocidad \vec{v} que no tenía, desaparece en cuanto desaparece el contacto con la mano que (por ejemplo)

lo lanza, luego a), b) e) y f) son falsas. Por otro lado, siempre han de estar el peso y la fuerza de reacción normal de la superficie, lo que descarta a a), b) y d).

Ya solo queda c), que es posible, aunque también lo sería una igual salvo por una fuerza paralela a la superficie y de sentido opuesto a \vec{v} , el rozamiento.

18. Los dos bloques de la figura son exactamente iguales. ¿Hacia dónde se moverá el conjunto? ¿Por qué?



Siendo las dos masas iguales, el conjunto se moverá hacia la derecha, puesto que la componente del peso del bloque del plano inclinado en la dirección del movimiento P_T es necesariamente menor que el peso P .

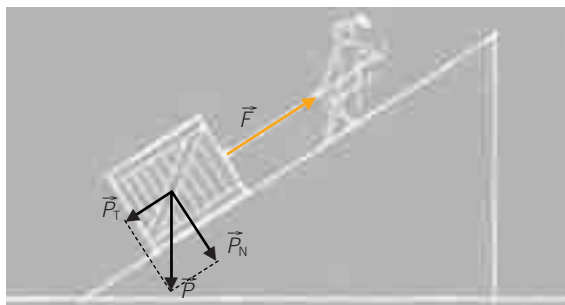
Más en detalle. Supongamos que hay una aceleración $a > 0$ en el sentido indicado en la figura que comparten ambos bloques. Las ecuaciones del movimiento son:

$$\begin{aligned} \text{Masa colgante: } P - T &= Ma \\ \text{Masa sobre el plano: } T - P_T &= Ma \end{aligned} \rightarrow P - Ma = P_T + Ma \rightarrow$$

$$\rightarrow a = \frac{P - P_T}{2M}$$

Que, tal como se había supuesto, es mayor que cero, lo que implica que el conjunto se mueve, como se supuso, hacia la derecha.

19. ¿Qué ocurrirá si tiramos hacia arriba mediante una cuerda de un cuerpo colocado en la mitad de una rampa (sin rozamiento)? Elige la respuesta correcta.



- a) El bloque ascenderá o bajará en función de la intensidad de la fuerza ejercida sobre él.
 b) El bloque quedará en reposo.
 c) El bloque ascenderá siempre.

Aclaremos que la chica que tira de la cuerda no forma en realidad parte del sistema, y que únicamente tiene la función de aplicar una fuerza \vec{F} sobre la caja (de otro modo, si tuviéramos que considerar que ella se resbala, pues no hay rozamiento, la cosa se complicaría). En tal caso, ha de quedar claro que c) es falsa y a) y b) pueden ser verdaderas:

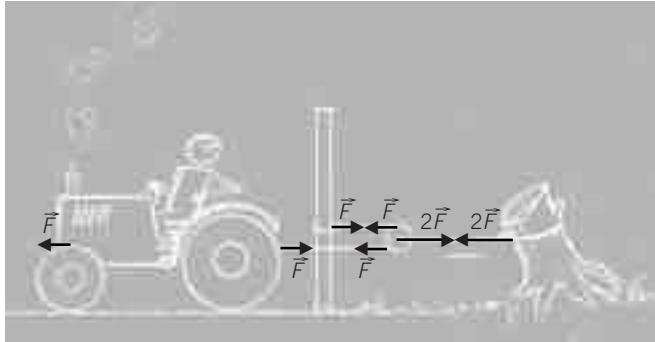
Si $F > P_T$, siendo P_T la componente tangencial del peso, la caja sube.

Si $F = P_T$ la caja sigue en reposo si lo estaba inicialmente.

Si $F < P_T$, el bloque caerá por el plano.

20.

A un agricultor se le ocurre realizar el siguiente montaje para arrancar un tronco. ¿Se incrementa así la fuerza que ejerce el motor del tractor? Haz un esquema dibujando las fuerzas para justificar tu respuesta.



Digamos que el tractor es capaz de ejercer una fuerza \vec{F} y analicemos la situación de equilibrio.

Del esquema se deduce que la fuerza que actúa sobre el tronco es $2\vec{F}$, justo el doble. (La clave para deducirlo está en el análisis de las tensiones en las cuerdas.)

21.

Una fuerza de 200 N actúa sobre una caja llena con 50 kg de naranjas durante 5 s.

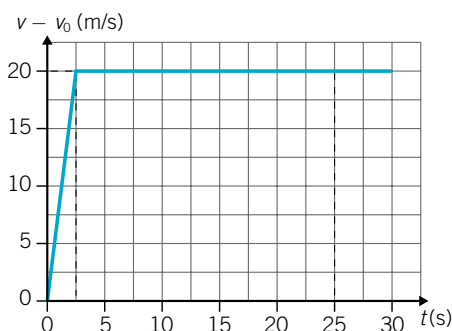
- a) Representa en una gráfica la velocidad de la caja desde que la fuerza comienza a actuar hasta que transcurren 25 s.
 b) ¿Cuál es la distancia recorrida en esos 25 s?
 c) ¿Cómo se modificaría la gráfica si echamos más naranjas a la caja?

a) Como es una fuerza constante:

$$F = m \frac{\Delta v}{\Delta t} \rightarrow \Delta v = \frac{F}{m} \Delta t = \frac{200 \text{ N}}{50 \text{ kg}} \cdot 5 \text{ s} = 20 \text{ m/s}$$

Es decir, la variación de velocidad es proporcional al tiempo durante el que actúa la fuerza. Después de $\Delta t = 5 \text{ s}$, el movimiento es inercial

($v = \text{constante}$) pues la fuerza total es nula (ya que no estamos considerando el rozamiento).



b) Para calcular la distancia recorrida haremos por separado los dos tramos:

1. De $t = 0$ a $t = 5 \text{ s}$ el movimiento es uniformemente acelerado

$$\text{con } a = \frac{F}{m} = \frac{200 \text{ N}}{50 \text{ kg}} = 4 \text{ m/s}^2.$$

$$\Delta s_1 = v_{01}t + \frac{1}{2} a_1 t^2 = 0 + \frac{1}{2} \cdot 4 \text{ m/s}^2 \cdot (5 \text{ s})^2 = 50 \text{ m}$$

Ponemos $v_0 = 0$. En $t = 5 \text{ s}$ se alcanza la velocidad de 20 m/s, según calculamos en a).

2. De $t = 5 \text{ s}$ a $t = 20 \text{ s}$ el movimiento es uniforme y la velocidad es la alcanzada en 1, es decir, 20 m/s.

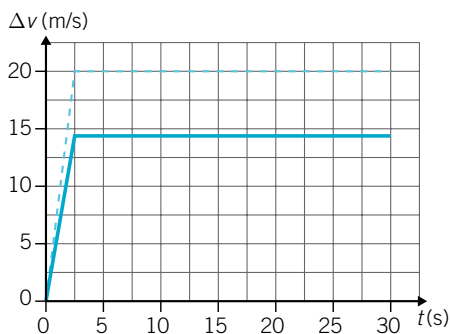
$$\Delta s_2 = v_2 \cdot \Delta t = 20 \text{ m/s} \cdot 15 \text{ s} = 300 \text{ m}$$

En total se recorren $50 \text{ m} + 300 \text{ m} = 350 \text{ m}$.

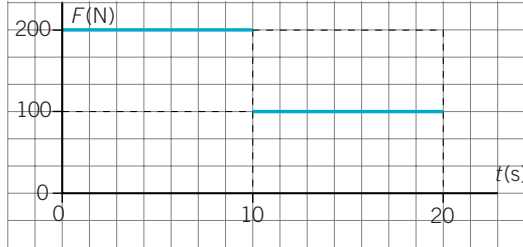
c) Si ponemos más naranjas, la masa aumenta y la velocidad

adquirida por la aplicación de la fuerza $\Delta v = \frac{F}{m} \Delta t$ disminuye.

El primer tramo de la gráfica tendrá menos pendiente y el segundo será más bajo (menor velocidad). Algo así como:



22. Sobre un cuerpo de 20 kg actúa una fuerza durante cierto tiempo, tal y como muestra la gráfica.



- Elabora una gráfica representando la aceleración experimentada por el cuerpo durante esos 20 s.
- Elabora una gráfica representando la velocidad que tiene el cuerpo durante esos 20 s.
- Calcula el espacio recorrido durante esos 20 s.

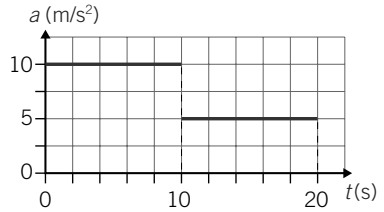
a) Como $a = \frac{F}{m}$, la gráfica de «a» tiene la misma forma que la de «F».

En los primeros 10 s:

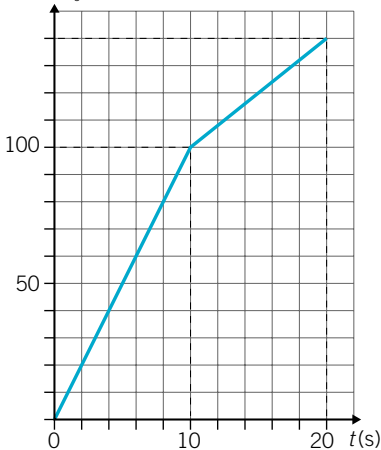
$$\Delta v = \frac{F}{m} \Delta t = a \cdot \Delta t = 10 \text{ m/s}^2 \cdot 10 \text{ s} = 100 \text{ m/s}$$

Y en los siguientes 10 s:

$$\Delta v = 5 \text{ m/s}^2 \cdot 10 \text{ s} = 50 \text{ m/s}.$$



b) $v - v_0$ (m/s)



c) Son dos tramos de movimiento uniformemente acelerado:

$$1. \Delta s = \frac{1}{2} a_{T1} \cdot t^2$$

(pues $t_0 = 0$, $v_0 = 0$, suponemos)

$$\Delta s_1 = \frac{1}{2} 10 \text{ m/s}^2 \cdot (10 \text{ s})^2 = 500 \text{ m}$$

2. El segundo tramo es igual salvo porque ahora $a_{T2} = 5 \text{ m/s}^2$ y hay una velocidad inicial de 100 m/s .

$$\Delta s_2 = v_{02} \cdot \Delta t_2 + \frac{1}{2} a_{T2} \cdot \Delta t_2^2 = 100 \text{ m/s} \cdot 10 \text{ s} + \frac{1}{2} 5 \text{ m/s}^2 \cdot (10 \text{ s})^2$$

En total el espacio recorrido es $s = \Delta s_1 + \Delta s_2 = 1750 \text{ m}$.

23. Halla el tiempo que tiene que estar actuando una fuerza constante de 15 N sobre una masa de 10 kg para que esta adquiera una velocidad de 30 m/s.

En el caso de fuerzas constantes la segunda ley de Newton dice que $F = m \frac{\Delta v}{\Delta t}$ (suponiendo, como casi siempre, $m = \text{cte.}$):

$$\Delta t = \frac{m \cdot \Delta v}{F} = \frac{10 \text{ kg} \cdot 30 \text{ m/s}}{15 \text{ N}} = 20 \text{ s}$$

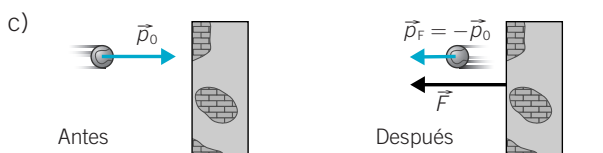
24. Un bloque de plastilina de 50 g de masa choca perpendicularmente contra una pared a 30 m/s y se queda parado y adherido a ella; el proceso ha durado 60 ms.
- Elige un sistema de referencia y escribe y representa los vectores momento lineal de la plastilina antes y después del choque.
 - ¿Cuál ha sido la fuerza que ha ejercido la pared sobre la plastilina? Ahora sustituyamos la plastilina por una pelota de tenis.
 - Dibuja y calcula los vectores momento lineal y calcula la fuerza sobre la pelota suponiendo que no pierde velocidad en el rebote.
 - Repite el apartado anterior, pero suponiendo ahora que la pelota pierde en el choque un 10 % de la velocidad inicial.



- b) Si la consideramos constante (al menos aproximadamente):

$$F = m \frac{\Delta v}{\Delta t} = m \cdot \frac{v_F - v_0}{\Delta t} = 0,05 \text{ kg} \cdot \frac{0 - 30 \text{ m/s}}{0,06 \text{ s}} = -25 \text{ N}$$

(El signo «-» quiere decir que la fuerza tiene sentido opuesto a la velocidad inicial).



La velocidad de la pelota se invierte (aproximadamente en el mundo real) tras el choque: $\vec{p}_F = -\vec{p}_0$.

$$F = m \cdot \frac{v_F - v_0}{\Delta t} = 0,05 \text{ kg} \cdot \frac{-30 \text{ m/s} - 30 \text{ m/s}}{0,06 \text{ s}} = -50 \text{ N}$$

La fuerza se duplica (suponiendo que la colisión dura lo mismo, lo que no es muy razonable).

d) Si se pierde un 10 % de velocidad en la colisión:

$$F = 0,05 \text{ kg} \cdot \frac{-27 \text{ m/s} - 30 \text{ m/s}}{0,06 \text{ s}} = -47,5 \text{ N}$$

$$v_f = -\left(v_0 - \frac{1}{10}v_0\right) = -\frac{9}{10}v_0 = -\frac{9}{10} \cdot 30 \text{ m/s} = -27 \text{ m/s}$$

25. Una pelota de béisbol tiene una masa de 150 g y puede ser lanzada con una velocidad de 45 m/s. ¿Qué fuerza debe de aplicarse para detener la pelota en tres décimas de segundo?

Detener la pelota quiere decir conseguir $\Delta v = v_f - v_0 = 0 - v_0 = -v_0$.

Si suponemos que la fuerza es constante:

$$F = m \frac{\Delta v}{\Delta t} = 0,15 \text{ kg} \cdot \frac{-45 \text{ m/s}}{0,3 \text{ s}} = -22,5 \text{ N}$$

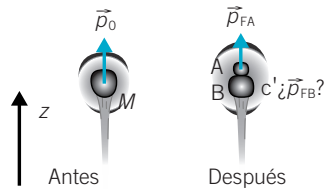
26. Un proyectil de 900 g lanzado durante una sesión de fuegos artificiales explota a 300 m de altura, cuando su velocidad es vertical y ascendente de 80 km/h, dividiéndose en dos fragmentos. Uno, de 600 g, continúa subiendo con $v = 100 \text{ km/h}$.

a) ¿Cuál es la velocidad del otro fragmento?

b) ¿Hacia dónde se mueve?

Usaremos el principio de conservación del momento lineal para el cohete (antes) y sus fragmentos (después).

El problema es esencialmente unidimensional; veamos los módulos de los momentos lineales.



ANTES DESPUÉS

$$\vec{p}_0 = \boxed{\vec{p}_{FA} + \vec{p}_{FB}} \quad \text{debe tener la misma dirección que } \vec{p}_0: \text{ vertical}$$

INICIAL: $p_0 = Mv_0 = 0,9 \text{ kg} \cdot 80 \text{ km/h} = 20 \text{ kg} \cdot \text{m/s}$

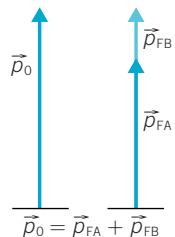
FINAL: $p_{FA} \boxed{\pm} p_{FB} = p_0$
 se suman si tienen el mismo sentido
 y se restan en caso contrario

Es decir, que como $p_{FA} = 0,6 \text{ kg} \cdot 100 \text{ km/h} = 16,7 \text{ kg} \cdot \text{m/s}$ es menor en módulo que el momento lineal inicial, el otro fragmento debe tener una velocidad con igual dirección que el primero y momento de módulo:

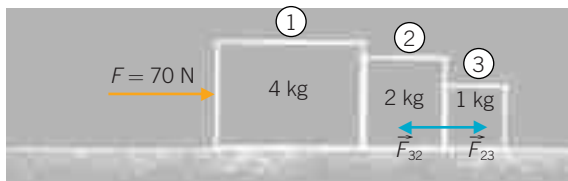
$$p_0 = p_{FA} + p_{FB} \rightarrow p_{FB} = p_0 - p_{FA} = 3,3 \text{ kg} \cdot \text{m/s}$$

con lo que su velocidad será:

$$v_B = \frac{p_{FB}}{m_B} = \frac{3,3 \text{ kg} \cdot \text{m/s}}{(0,9 - 0,6) \text{ kg}} = 11,1 \text{ m/s} \simeq 40 \text{ km/h}$$



27. Calcula la aceleración del sistema de la figura cuando se aplica una fuerza de 70 N sobre el bloque más grande.



¿Cuál es la reacción que el cuerpo 3 ejerce sobre el 2?

El sistema se mueve sin deshacerse, así que podemos actuar como si fuera un solo cuerpo de 7 kg.

$$\text{Entonces: } a = \frac{70 \text{ N}}{7 \text{ kg}} = 10 \text{ m/s}^2$$

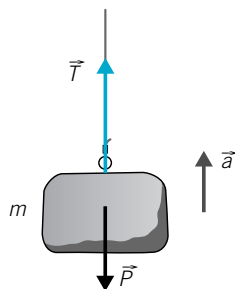
Ahora podemos considerar aisladamente al fragmento 3 sobre el que –ignorando el rozamiento– la fuerza neta que actúa es la «acción» de 2: $F_{23} = m_3 \cdot a = 10 \text{ N}$. Pero lo que nosotros buscamos, F_{32} (la «reacción de 3 sobre 2») es, por la tercera ley de Newton, igual en módulo: $F_{32} = F_{23} = 10 \text{ N}$. (Aunque sea costumbre, no es correcto hablar de «acción» y «reacción»; es preferible referirse a «la fuerza que A ejerce sobre B...».)

28. Una grúa eleva una masa de 900 kg mediante un cable que soporta una tensión máxima de 12 000 N.

- a) ¿Cuál es la máxima aceleración con que puede elevarlo?
 b) Si se eleva con $a = 2,5 \text{ m/s}^2$, ¿qué tensión soporta el cable?

De acuerdo con la segunda ley de Newton:

$$F_{\text{Total}} = T - P = ma \text{ (ver figura)}$$



- a) Busquemos la aceleración de m en función del peso y la tensión:

$$T - P = ma \rightarrow \frac{T - P}{m} = a \rightarrow a = \frac{T - mg}{m} = \frac{T}{m} - g$$

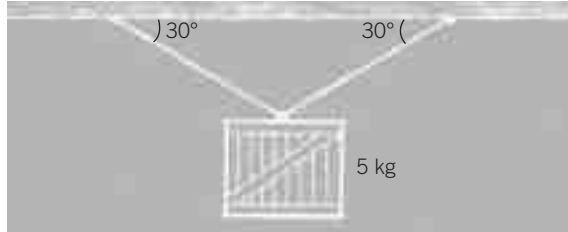
Ahora:

$$a_{\text{máx}} = \frac{T_{\text{máx}}}{m} - g = \frac{12\,000 \text{ N}}{900 \text{ kg}} - 9,8 \text{ m/s}^2 = 3,5 \text{ m/s}^2$$

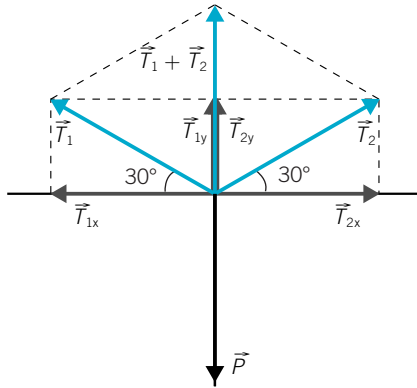
- b) Si la aceleración es de $2,5 \text{ m/s}^2$, la tensión resultará ser:

$$\begin{aligned} T - P = ma &\rightarrow T = P + ma = mg + ma = m \cdot (a + g) = \\ &= 900 \text{ kg} \cdot (2,5 \text{ m/s}^2 + 9,8 \text{ m/s}^2) = 11\,070 \text{ N} \end{aligned}$$

29. Calcula la tensión de cada cuerda si la masa del cuerpo que cuelga es de 5 kg.



Elegimos un sistema de referencia según la figura y descomponemos \vec{T}_1 y \vec{T}_2 en sus componentes según los ejes X e Y.



Como hay equilibrio debe cumplirse $\vec{T}_1 + \vec{T}_2 + \vec{P} = 0$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{componente x: } T_{1x} = T_{2x} \\ \text{componente y: } T_{1y} + T_{2y} = P = mg \end{array} \right\} (*)$$

Ahora necesitamos un poco de trigonometría:

$$\begin{aligned} T_{1x} &= T_1 \cdot \cos 30^\circ & ; & & T_{2x} &= T_2 \cdot \cos 30^\circ \\ T_{1y} &= T_1 \cdot \sin 30^\circ & ; & & T_{2y} &= T_2 \cdot \sin 30^\circ \end{aligned}$$

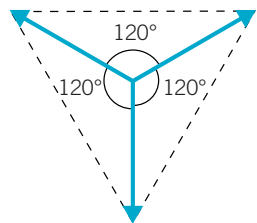
Ahora las condiciones de equilibrio (*) quedan así:

$$(**) \left\{ \begin{array}{l} T_1 \cdot \cos 30^\circ = T_2 \cdot \cos 30^\circ \\ 2T \cdot \sin 30^\circ = mg \end{array} \right. \rightarrow T_1 = T_2 \equiv T$$

(Estaba claro por la simetría del problema.)

$$T = \frac{mg}{2 \cdot \sin 30^\circ} = \frac{5 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2}{2 \cdot \sin 30^\circ} = 49 \text{ N}$$

(igual a mg en este caso; las tres fuerzas son iguales, como se podría haber adelantado por la simetría del problema).



30. Indica hacia dónde se moverán los cuerpos de la figura y cuál será la aceleración del sistema. Supón que no hay rozamiento.

Si ignoramos el rozamiento, sobre cada una de las masas actúan el peso (\vec{P}), la reacción normal de la superficie (\vec{N}) y la tensión de la cuerda (\vec{T} , igual para ambas masas, ya que están unidas por la cuerda). La segunda ley de Newton dice que:

$$\begin{aligned}\vec{P}_1 + \vec{T} + \vec{N}_1 &= m_1 \vec{a}_1 \\ \vec{P}_2 + \vec{T} + \vec{N}_2 &= m_2 \vec{a}_2\end{aligned}$$

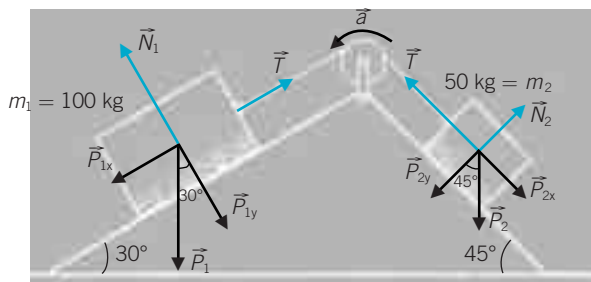
Si elegimos para cada masa su propio sistema de coordenadas con un eje tangente a la superficie y otro normal a ella y tenemos en cuenta que la aceleración es la misma para ambas masas (además, hemos dado a la aceleración un sentido arbitrario; si nos sale negativa, el sentido real era el contrario al supuesto):

$$\begin{aligned}P_{1x} - T &= m_1 a & [A] & & T - P_{2x} &= m_2 a & [C] \\ N_1 - P_{1y} &= 0 & [B] & & N_2 - P_{2y} &= 0 & [D]\end{aligned}$$

Ahora hay que tener en cuenta que las componentes tangenciales del peso son

$$\begin{aligned}P_{1x} &= P_1 \cdot \sin \alpha = m_1 g \cdot \sin \alpha \\ P_{2y} &= P_2 \cdot \sin \beta = m_2 g \cdot \sin \beta\end{aligned}$$

Un truco para recordarlo es fijarse en que si el plano es horizontal y los ángulos son cero, estas componentes deben desaparecer.



Como solo nos interesa la aceleración, eliminamos T entre las ecuaciones [A] y [C]:

$$\begin{aligned}T &= m_1 g \cdot \sin 30^\circ - m_1 a & [A] \\ T &= m_2 a + m_2 g \cdot \sin 45^\circ & [C]\end{aligned}$$

Igualamos:

$$\begin{aligned}m_1 g \cdot \sin 30^\circ - m_1 a &= m_2 a + m_2 g \cdot \sin 45^\circ \\ (m_1 + m_2) \cdot a &= m_1 g \cdot \sin 30^\circ - m_2 g \cdot \sin 45^\circ \\ a &= \frac{m_1 \cdot \sin 30^\circ - m_2 \cdot \sin 45^\circ}{m_1 + m_2} \cdot g \simeq +0,96 \text{ m/s}^2\end{aligned}$$

Como « a » es positivo, el sistema se mueve en el sentido adecuado.

31. Una misma fuerza actúa sobre dos cuerpos de masas m_1 y m_2 produciendo aceleraciones de 3 m/s^2 y 7 m/s^2 , respectivamente. ¿Cuál es la relación entre las masas de los cuerpos?

$$\left. \begin{array}{l} F = m_1 a_1 \\ F = m_2 a_2 \end{array} \right\} m_1 a_1 = m_2 a_2 \rightarrow \frac{m_1}{m_2} = \frac{a_2}{a_1}$$

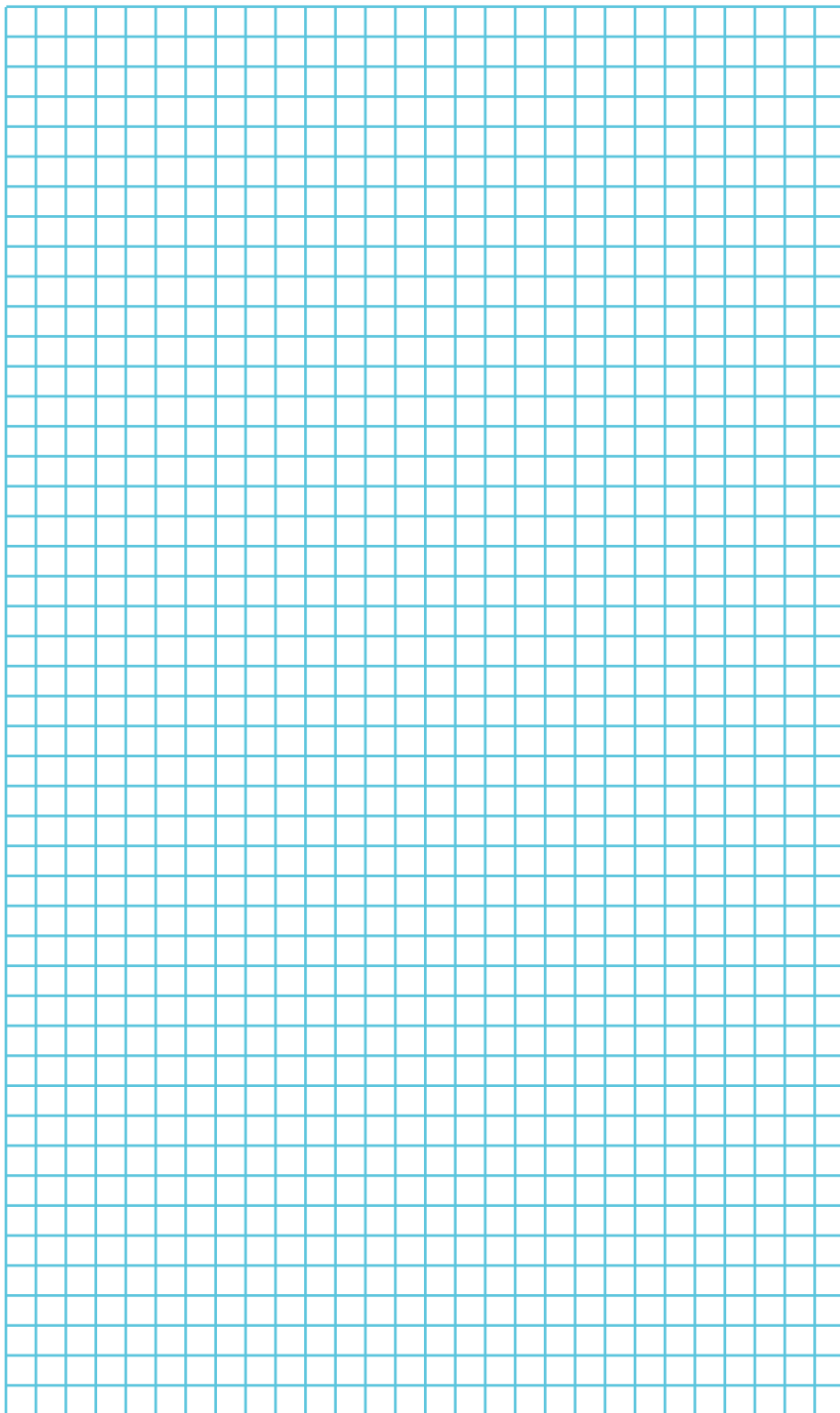
En el caso que nos dicen:

$$\frac{a_2}{a_1} = \frac{7}{3} \rightarrow \frac{m_1}{m_2} = \frac{7}{3} \rightarrow m_1 = \frac{7}{3} m_2$$

Obviamente, si la fuerza es igual, a más masa, menos aceleración.



NOTAS



11

Las fuerzas

PRESENTACIÓN

Después de estudiar las leyes de Newton se propone en esta unidad el estudio de las diversas fuerzas que hay en la naturaleza. Es especialmente interesante la introducción del estudio serio de la fuerza de rozamiento, pues sin ella no somos capaces de explicar los fenómenos que ocurren a nuestro alrededor.

OBJETIVOS

- Diferenciar los tipos de interacciones y fuerzas que se observan en la naturaleza.
- Conocer las magnitudes de las que depende la atracción gravitatoria entre dos cuerpos.
- Conocer el origen de la interacción eléctrica: la naturaleza eléctrica de la materia.
- Conocer las magnitudes de las que depende la atracción o repulsión eléctrica entre dos cuerpos.
- Conocer el efecto de la fuerza de rozamiento sobre un cuerpo que se desplaza sobre un plano horizontal o sobre un plano inclinado.
- Conocer el efecto de la fuerza de rozamiento en los vehículos que empleamos habitualmente para desplazarnos.
- Saber cuáles son las magnitudes de las que depende la fuerza de rozamiento.
- Conocer otro efecto de las fuerzas: las fuerzas deforman los objetos.
- Aplicar los conocimientos de dinámica aprendidos al caso del movimiento circular.

CONTENIDOS

Conceptos

- Las cuatro interacciones fundamentales.
- Interacción gravitatoria. Interacción electromagnética. Interacción nuclear fuerte. Interacción nuclear débil.
- Interacción gravitatoria. La ley de la gravitación universal de Newton.
- El valor de la aceleración de la gravedad: g . Otro significado de g . Aproximación a la idea de campo gravitatorio.
- Fuerzas eléctricas y magnéticas.
- Electrización y fuerzas entre cargas eléctricas.
- La ley de Coulomb.
- Las fuerzas magnéticas.
- Fuerzas de rozamiento. El rozamiento en una superficie. El rozamiento en líquidos y gases.
- Características de la fuerza de rozamiento por deslizamiento.
- Rozamiento en superficies horizontales y en planos inclinados.
- Fuerzas elásticas. Las fuerzas deforman los objetos.
- La ley de Hooke.
- Dinámica del movimiento circular. Componentes de las fuerzas.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Comparar las interacciones eléctrica y gravitatoria.
- Elaborar esquemas que muestran las fuerzas que actúan sobre un cuerpo.
- Resolver problemas numéricos en los que intervienen fuerzas que actúan en la misma o en distintas direcciones, incluyendo fuerzas de rozamiento.

- Identificar la dirección y sentido de la fuerza resultante que actúa sobre un cuerpo a partir de las demás fuerzas.
- Predecir el estado de movimiento de un cuerpo a partir de las fuerzas que actúan sobre él, incluyendo fuerzas de rozamiento.
- Predecir el valor y la orientación de la fuerza necesaria para hacer que un cuerpo permanezca en reposo, ya sea situado en un plano horizontal o bien cuando está situado en un plano inclinado.
- Identificar la fuerza centrípeta presente en un movimiento circular.
- Resolver problemas en los que aparecen tensiones sobre hilos o cuerdas.

Actitudes

- Valorar el conocimiento que las personas tenemos en la actualidad de los fenómenos naturales, que nos permite explicar hechos misteriosos para las personas que vivieron hace unos cuantos siglos.
- Valorar la importancia de los conocimientos científicos y técnicos que han hecho posible la utilización de satélites artificiales, tan importantes para las telecomunicaciones en la actualidad.
- Valorar la perseverancia de numerosos científicos que han hecho posible conocer cuáles son las interacciones que existen en la naturaleza.
- Adoptar una actitud de prudencia cuando se circula con un vehículo por superficies mojadas.
- Aplicar los conceptos estudiados sobre la fuerza de rozamiento para ahorrar energía en la medida de lo posible, por ejemplo, teniendo en cuenta que la fuerza de rozamiento depende del cuadrado de la velocidad para el caso del transporte por carretera.

EDUCACIÓN EN VALORES

1. Educación vial

Continuando con la unidad anterior, resulta básico comprender que la fuerza de rozamiento disminuye en suelos mojados, y esto hace que, aunque la fuerza ejercida por los frenos de un automóvil no varíe, sí lo hace la distancia de frenado, pues la fuerza neta es menor cuando el rozamiento disminuye.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Elaborar esquemas que muestran las fuerzas que actúan sobre un cuerpo, incluyendo fuerzas de rozamiento contra una superficie o contra un fluido.
2. Resolver problemas numéricos en los que intervienen fuerzas que actúan en la misma o en distintas direcciones, incluyendo fuerzas de rozamiento.
3. Identificar la dirección y sentido de la fuerza resultante que actúa sobre un cuerpo a partir de las demás fuerzas.
4. Predecir el estado de movimiento de un cuerpo a partir de las fuerzas que actúan sobre él.
5. Predecir el valor y la orientación de la fuerza necesaria para hacer que un cuerpo permanezca en reposo, ya sea situado en un plano horizontal o bien cuando está situado en un plano inclinado, teniendo en cuenta las fuerzas de rozamiento.

1. Calcula la aceleración de la gravedad en la Luna y compárala con la aceleración de la gravedad en la Tierra.

Datos: $M_L = 7,36 \cdot 10^{22}$ kg; $R_L = 1740$ km; $M_T = 5,98 \cdot 10^{24}$ kg; $R_T = 6370$ km.

Aplicamos la expresión:

$$g = G \frac{M}{R^2}$$

En la Luna:

$$g_L = G \frac{M_L}{R_L^2} = 6,67 \cdot 10^{-11} \cdot \frac{7,36 \cdot 10^{22}}{(1,74 \cdot 10^6)^2} = 1,6 \text{ m/s}^2$$

En la Tierra:

$$g_T = G \frac{M_T}{R_T^2} = 6,67 \cdot 10^{-11} \cdot \frac{5,98 \cdot 10^{24}}{(6,37 \cdot 10^6)^2} = 9,8 \text{ m/s}^2$$

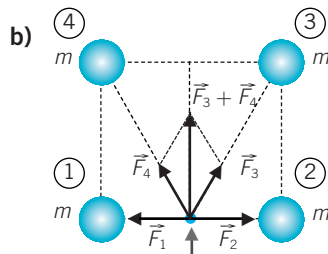
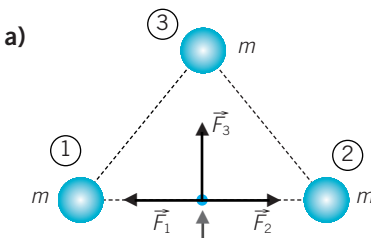
Por tanto:

$$\frac{g_T}{g_L} = 6,1$$

2. Deja caer un libro y un folio. ¿Cuál cae antes? Ahora, arruga el folio fuertemente y haz una bola. Repite la experiencia. ¿Qué ocurre ahora? Explica y razona lo que sucede.

Al principio, con el folio sin arrugar, cae primero el libro. El folio cae más despacio debido al rozamiento con el aire. Al arrugar el folio, disminuye el rozamiento con el aire y ambos llegan a la par al suelo.

3. Indica hacia dónde estará dirigida la fuerza gravitatoria que sufre la masa señalada con la flecha.



- a) \vec{F}_1 y \vec{F}_2 se anulan. La fuerza resultante viene representada por \vec{F}_3 .
- b) \vec{F}_1 y \vec{F}_2 se anulan. La fuerza resultante es la suma de \vec{F}_3 y \vec{F}_4 . Como \vec{F}_3 y \vec{F}_4 son iguales y forman el mismo ángulo (α) con el eje Y, la resultante de la suma de \vec{F}_3 y \vec{F}_4 va dirigida a lo largo del eje Y.

4. Una astronauta de 65 kg de masa se va de viaje por el Sistema Solar. Calcula su peso en cada planeta.

	Mercurio	Venus	Tierra	Marte	Júpiter	Saturno	Urano	Neptuno
Masa (kg)	$0,33 \cdot 10^{24}$	$4,87 \cdot 10^{24}$	$5,98 \cdot 10^{24}$	$0,642 \cdot 10^{24}$	$1899 \cdot 10^{24}$	$569 \cdot 10^{24}$	$87 \cdot 10^{24}$	$102 \cdot 10^{24}$
$m_{\text{astronauta}}$ (kg)	65	65	65	65	65	65	65	65
Diámetro (km)	4879	12 104	12 756	6794	142 984	120 536	51 118	49 528
Peso _{astronauta} (N)	221	572	637	240,5	1612	676	578,5	7,5

$$\begin{aligned} \bullet g_{\text{Mercurio}} &= 6,67 \cdot 10^{-11} \cdot \frac{0,33 \cdot 10^{24}}{(2,44 \cdot 10^6)^2} = 3,4 \text{ m/s}^2 \\ \bullet g_{\text{Venus}} &= 6,67 \cdot 10^{-11} \cdot \frac{4,87 \cdot 10^{24}}{(6,052 \cdot 10^6)^2} = 8,8 \text{ m/s}^2 \\ \bullet g_{\text{Tierra}} &= 6,67 \cdot 10^{-11} \cdot \frac{5,94 \cdot 10^{24}}{(6,38 \cdot 10^6)^2} = 9,8 \text{ m/s}^2 \\ \bullet g_{\text{Marte}} &= 6,67 \cdot 10^{-11} \cdot \frac{0,642 \cdot 10^{24}}{(3,4 \cdot 10^6)^2} = 3,7 \text{ m/s}^2 \\ \bullet g_{\text{Júpiter}} &= 6,67 \cdot 10^{-11} \cdot \frac{1899 \cdot 10^{24}}{(71,5 \cdot 10^6)^2} = 24,8 \text{ m/s}^2 \\ \bullet g_{\text{Saturno}} &= 6,67 \cdot 10^{-11} \cdot \frac{569 \cdot 10^{24}}{(60,27 \cdot 10^6)^2} = 10,4 \text{ m/s}^2 \\ \bullet g_{\text{Urano}} &= 6,67 \cdot 10^{-11} \cdot \frac{87 \cdot 10^{24}}{(25,6 \cdot 10^6)^2} = 8,9 \text{ m/s}^2 \\ \bullet g_{\text{Neptuno}} &= 6,67 \cdot 10^{-11} \cdot \frac{102 \cdot 10^{24}}{(24,7 \cdot 10^6)^2} = 11 \text{ m/s}^2 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \bullet P_{\text{Mercurio}} &= 65 \cdot 3,4 = 221 \text{ N} & \bullet P_{\text{Júpiter}} &= 65 \cdot 24,8 = 1612 \text{ N} \\ \bullet P_{\text{Venus}} &= 65 \cdot 8,8 = 572 \text{ N} & \bullet P_{\text{Saturno}} &= 65 \cdot 10,4 = 676 \text{ N} \\ \bullet P_{\text{Tierra}} &= 65 \cdot 9,8 = 637 \text{ N} & \bullet P_{\text{Urano}} &= 65 \cdot 8,8 = 578,5 \text{ N} \\ \bullet P_{\text{Marte}} &= 65 \cdot 3,7 = 240,5 \text{ N} & \bullet P_{\text{Neptuno}} &= 65 \cdot 11 = 715 \text{ N} \end{aligned}$$

5. Otro astronauta de 70 kg se pesa en un exoplaneta o planeta extrasolar y observa sorprendido que el aparato marca 1030 N. Señala qué afirmaciones son verdaderas:

- a) El aparato de medida está mal.
 b) La gravedad en ese planeta es 1,5 g.
 c) La gravedad en el planeta vale 1030 N/70 kg.

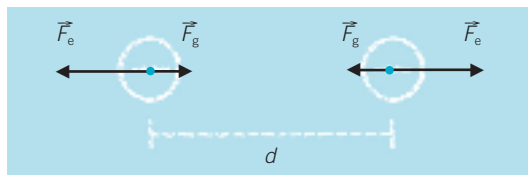
a) Falso. El valor del peso depende de la intensidad del campo gravitatorio en el exoplaneta.

b) Verdadero. $P = mg^* = mkg \rightarrow k = \frac{P}{mg} = \frac{1030 \text{ N}}{70 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ N/kg}} = 1,5 \rightarrow g^* = 1,5 g.$

$$c) g = \frac{1030}{70} = 14,7 \text{ N/kg. Verdadero.}$$

6. **Calcula la fuerza de atracción gravitatoria entre dos electrones y compárala con la fuerza eléctrica de repulsión entre ambos. ¿Cuál es mayor?**

Datos: $q = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $m = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.



$$F_g = G \frac{mm'}{d^2} = 6,67 \cdot 10^{-11} \cdot \frac{(9,1 \cdot 10^{-31})^2}{d^2}$$

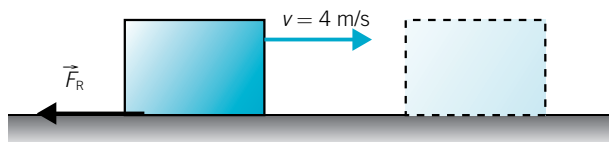
$$F_e = K \frac{qq'}{d^2} = 9 \cdot 10^9 \cdot \frac{(1,6 \cdot 10^{-19})^2}{d^2}$$

Por tanto:

$$\frac{F_e}{F_g} = \frac{9 \cdot 10^9}{6,67 \cdot 10^{-11}} \cdot \frac{(1,6 \cdot 10^{-19})^2}{(9,1 \cdot 10^{-31})^2} = 4,2 \cdot 10^{42} \rightarrow F_e = 4,2 \cdot 10^{42} \cdot F_g$$

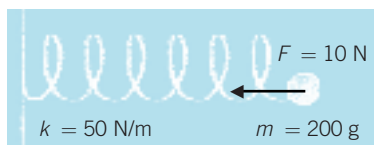
7. **Un cuerpo de masa 2 kg que desliza sobre un plano horizontal con una velocidad de 4 m/s termina parándose por efecto de la fuerza de rozamiento. Calcula el valor de dicha fuerza si se detiene en 5 s.**

Es un movimiento rectilíneo uniformemente decelerado.



$$a = \frac{\Delta v}{t} = \frac{4 \text{ m/s}}{5 \text{ s}} = 0,8 \text{ m/s}^2; F_R = ma = 2 \text{ kg} \cdot 0,8 \text{ m/s}^2 = 1,6 \text{ N}$$

8. **Un muelle de 40 cm de longitud natural tiene una constante elástica de 50 N/m. Calcula la longitud cuando se aplica una fuerza de 10 N.**



A partir de la ley de Hooke: $F = k \cdot \Delta l$.

Al tirar del muelle, este se estira.

$$\Delta l = \frac{F}{k} = \frac{10 \text{ N}}{50 \text{ N/m}} = 0,2 \text{ m} = 20 \text{ cm} \rightarrow l = 40 \text{ cm} + 20 \text{ cm} = 60 \text{ cm}$$

(si el muelle se estira.)

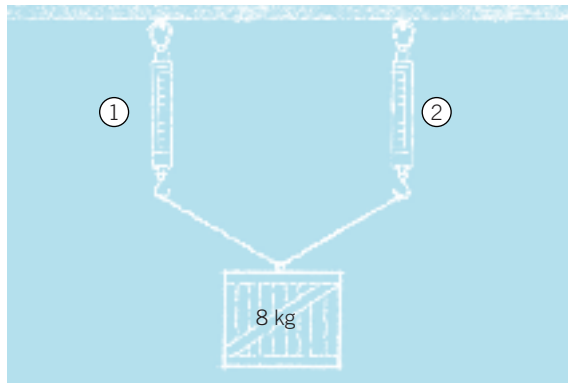
9. ¿Qué condición debe cumplir una fuerza para no modificar el módulo de la velocidad cuando actúa sobre un cuerpo?

Que sea siempre perpendicular a la velocidad. Una fuerza perpendicular a la velocidad solo modifica la dirección de la velocidad, no su módulo.

10. Cuando das una patada a un balón: ¿ejerces una fuerza de contacto? ¿Es una fuerza electromagnética? Explica la respuesta.

Pero, evidentemente, es una fuerza electromagnética. La interacción es en definitiva entre los átomos (moléculas) de los cuerpos que «supuestamente» entran en contacto: el zapato y el balón.

11. Indica qué marcará cada dinamómetro en este caso. Considera que ambos dinamómetros son idénticos.



- a) Marcarán una fuerza mayor que el peso del objeto.
 b) Cada dinamómetro marcará el peso del objeto.
 c) La fuerza que señalará cada dinamómetro es la mitad del peso del objeto.

Se cumple que $P = 2 F \cdot \text{sen } \alpha$.

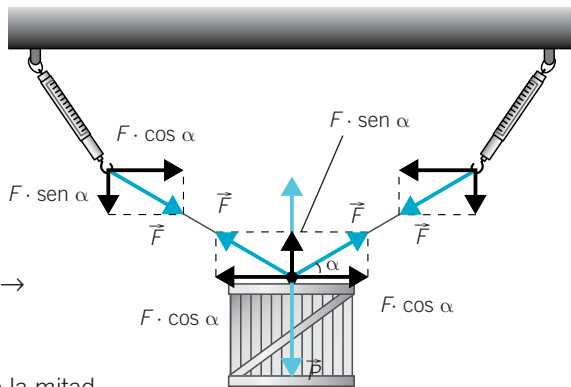
Por lo que:

$$F = \frac{P}{2 \cdot \text{sen } \alpha} = \frac{P/2}{\text{sen } \alpha}$$

Como $\text{sen } \alpha < 1 \rightarrow \rightarrow F > P/2$

El dinamómetro marcará más que la mitad del peso del cuerpo.

Así, ninguna respuesta es correcta.



11 Las fuerzas

12. En el espacio, entre el Sol y la Tierra, existe un punto en el que la fuerza neta que ambos astros ejercen sobre una masa colocada en él es nula. ¿Dónde se encuentra dicho punto?

- a) Más cerca del Sol que de la Tierra.
- b) Más cerca de la Tierra que del Sol.
- c) Justo a mitad de camino, entre la Tierra y el Sol.

La respuesta correcta es la a): más cerca del Sol que de la Tierra, debido a que la masa del Sol es mucho mayor que la de la Tierra.

El campo gravitatorio de dos masas se anula en la línea que las une y más cerca de la masa mayor, en este caso el Sol.

13. Dibuja la dirección y sentido de la fuerza de rozamiento para cada pelota:



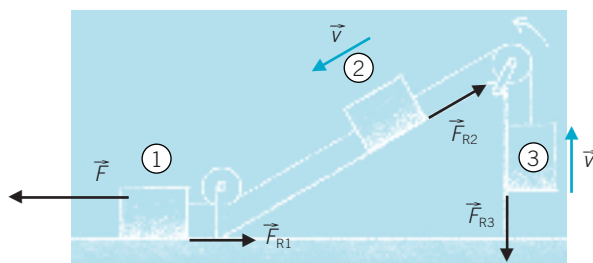
La F_R siempre tiene sentido opuesto a \vec{v} y es independiente de la aceleración.

14. Un cuerpo está en reposo en lo alto de un plano inclinado. ¿Puede ser mayor la fuerza de rozamiento que la componente del peso que tira del cuerpo hacia abajo? Explícalo.

No, porque si no, el cuerpo ascendería por el plano, cosa nunca observada.

Como mucho, la fuerza de rozamiento es igual a la componente del peso que tira del cuerpo hacia abajo.

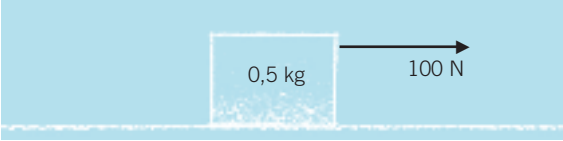
15. Dibuja la fuerza de rozamiento que sufre cada bloque en el siguiente esquema.



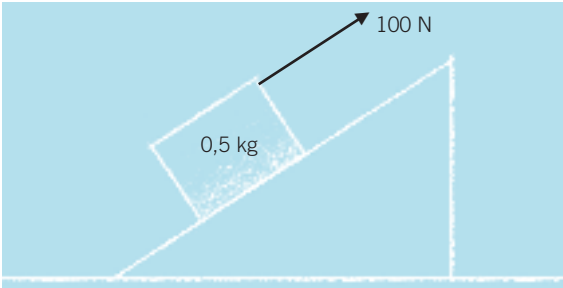
La existencia de F_{R3} es dudosa, depende de si el cuerpo se apoya algo o nada sobre el plano vertical.

16. ¿En qué caso será mayor la fuerza de rozamiento?

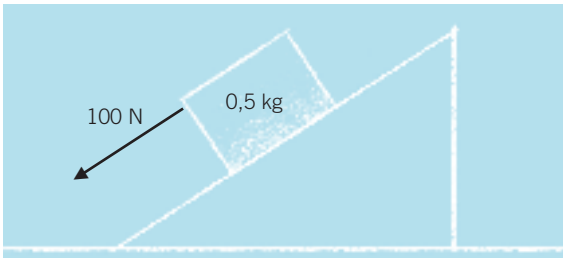
a) $\mu = 0,2$.



b) $\mu = 0,2$.



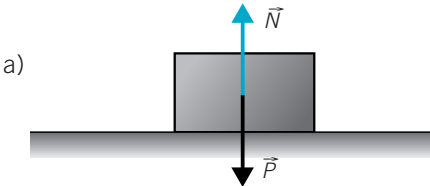
c) $\mu = 0,2$.



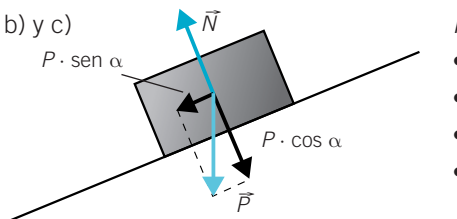
La fuerza de rozamiento es mayor en el caso a), ya que:

$$F_R = \mu N$$

Y N vale según los casos:



$$N = P = mg$$

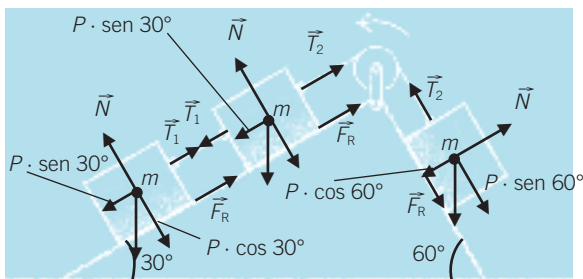


$$N = P \cdot \cos \alpha = mg \cdot \cos \alpha$$

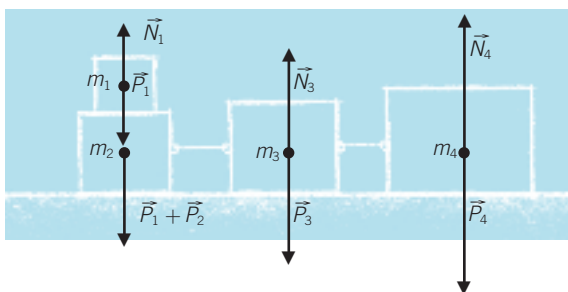
- $F_{Ra} = \mu mg$
- $F_{Rb} = \mu mg \cdot \cos \alpha$
- $F_{Rc} = \mu mg \cdot \cos \alpha$
- $F_{Ra} > F_{Rb} = F_{Rc}$

17. Dibuja todas las fuerzas que actúan sobre los cuerpos de las figuras. Ten en cuenta el rozamiento.

a) 3 masas iguales.



b) • $m_1 = m_2/2$ • $m_2 = m_3/2$ • $m_3 = m_4/2$



- a) F_R (masas a la izquierda) $= \mu \cdot P \cdot \cos 30^\circ = \mu \cdot mg \cdot \cos 30^\circ$
 F_R (masa a la derecha) $= \mu \cdot P \cdot \cos 60^\circ = \mu \cdot mg \cdot \cos 60^\circ$
 N (masas a la izquierda) $= P \cdot \cos 30^\circ = mg \cdot \cos 30^\circ$
 N (masa a la derecha) $= P \cdot \cos 60^\circ = mg \cdot \cos 60^\circ$

- b) Al no haber movimiento horizontal no hay fuerzas de rozamiento. Solo actúan la fuerza \vec{P} y las reacciones normales \vec{N} .

Fuerzas sobre los cuerpos son:

Cuerpo 1. $P_1 = N_1$

Cuerpo 2. $P_1 + P_2 = N_1 + N_2$

Cuerpo 3. $P_3 = N_3$

Cuerpo 4. $P_4 = N_4$

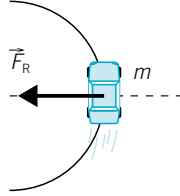
18. Explica por qué es más fácil que un coche derrape cuando toma una curva con una velocidad elevada. Haz un esquema con las fuerzas que actúan cuando el coche toma una curva.

La fuerza responsable del movimiento circular cuando un coche toma una curva es la fuerza de rozamiento entre los neumáticos y la calzada, y va dirigida hacia el centro de la curva.

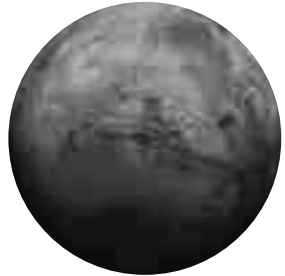
Cuanto más cerrada es una curva y mayor es la velocidad con que se toma, mayor es la a_N y más grande es la fuerza que se precisa.

Si la calzada está mojada o la curva es muy cerrada la fuerza de rozamiento puede ser insuficiente y el coche derrapa.

$$F_R = m \frac{v^2}{R}$$



19. **Calcula la aceleración de la gravedad en la superficie de Marte sabiendo que su masa es de $6,42 \cdot 10^{23}$ kg y su diámetro mide 6794 km.**



En Marte:

$$g_M = G \frac{M}{R^2} = 6,67 \cdot 10^{-11} \cdot \frac{6,42 \cdot 10^{23}}{(3,4 \cdot 10^6)^2}$$

Por tanto:

$$g_M = 3,7 \text{ m/s}^2$$

20. **Calcula la velocidad orbital (media) de la Tierra en su recorrido alrededor del Sol. Expresa el resultado en km/h.**

Datos: $M_{\text{Sol}} = 2 \cdot 10^{30}$ kg; $M_{\text{Tierra}} = 5,98 \cdot 10^{24}$ kg;
 $d_{\text{Tierra-Sol}} = 149,6$ millones de kilómetros;
 $G = 6,67 \cdot 10^{-11}$ N · m²/kg².

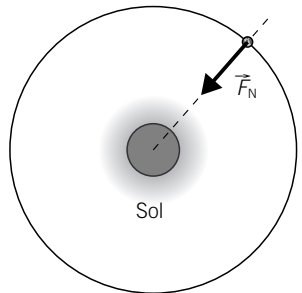
Cuando un cuerpo orbita alrededor de otro se cumple:

$$F_N = ma_N \quad \text{y} \quad F_N = G \frac{M_S}{d^2}$$

Igualando:

$$G \frac{M_T \cdot M_S}{d^2} = M_T \frac{v^2}{d} \rightarrow v^2 = G \frac{M_S}{d} \rightarrow$$

$$v = \sqrt{\frac{GM_S}{d}} = \sqrt{\frac{6,67 \cdot 10^{-11} \cdot 2 \cdot 10^{30}}{149,6 \cdot 10^9}} = 29\,861,5 \text{ m}^2/\text{s}^2 \simeq 30 \text{ km/s}$$



21. **Calcula el periodo de un satélite artificial que sigue una trayectoria circular a 400 km de altura. ¿Cuántas vueltas a la Tierra da el satélite en un día?**

Datos: $M_{\text{Tierra}} = 5,98 \cdot 10^{24}$ kg; $R_{\text{Tierra}} = 6370$ km.

11 Las fuerzas

Teniendo en cuenta el problema anterior: $v^2 = G \frac{M}{d}$.

La velocidad del satélite viene dada por:

$$v = \frac{2\pi}{T} d \rightarrow d^2 \frac{4\pi^2}{T^2} = G \frac{M}{d} \rightarrow T^2 = \frac{4\pi^2}{GM} d^3$$

(Segunda ley de Kepler.)

El periodo es:

$$T^2 = \frac{4\pi^2}{6,67 \cdot 10^{-11} \cdot 5,98 \cdot 10^{24}} \cdot (6,77 \cdot 10^6)^3 \text{ s}^2 \rightarrow$$

$$\rightarrow T = 5541,78 \text{ s} = 1 \text{ h } 32 \text{ min } 22 \text{ s}$$

Y el número de vueltas:

$$\text{N.º vueltas} = \frac{86\,400 \text{ s}}{5541,78 \text{ s}} = 15,6 \quad (1 \text{ día} = 86\,400 \text{ s.})$$

- 22. Calcula la fuerza eléctrica existente entre el protón y el electrón en el átomo de hidrógeno suponiendo que la distancia entre ambos es de $0,5 \text{ \AA}$. ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$.)**

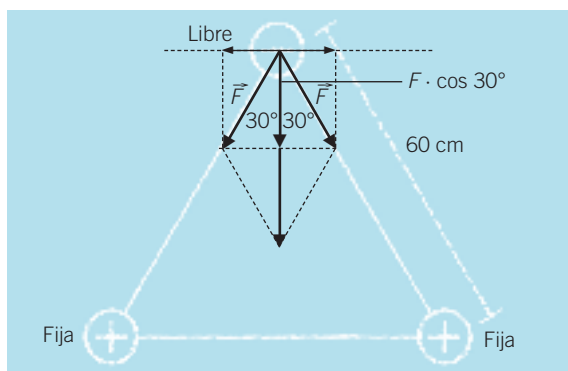
Datos: $|q_{\text{protón}}| = |q_{\text{electrón}}| = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $K = 9 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2/\text{C}^2$.

Aplicamos la ley de Coulomb:

$$F = K \frac{q \cdot q_1}{d^2} = 9 \cdot 10^9 \frac{(1,6 \cdot 10^{-19})^2}{(0,5 \cdot 10^{-10})^2} = 9,2 \cdot 10^{-8} \text{ N}$$

Es una fuerza de atracción.

- 23. Tres cargas eléctricas de $5 \mu\text{C}$, dos positivas fijas y una negativa libre, se sitúan en los vértices de un triángulo equilátero de 60 cm de lado. Calcula la aceleración inicial de la carga negativa sabiendo que su masa es de 5 g .**



- a) Dibuja las fuerzas que actúan sobre la carga negativa. ¿En qué dirección comienza a moverse?
- b) Observa la simetría del problema y responde: ¿cómo es la trayectoria que sigue la carga negativa?
- c) ¿Hay algún punto de la trayectoria seguida en que la fuerza neta sobre la carga negativa sea nula? ¿Dónde?
- d) Elige la respuesta correcta:
1. La velocidad de la carga negativa aumenta hasta que la carga negativa pasa entre ambas cargas positivas. Luego disminuye.
 2. La velocidad se mantiene constante.
 3. El movimiento es uniformemente acelerado.

El valor de la fuerza entre la carga libre y cada una de las cargas fijas es:

$$F = K \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2} = 9 \cdot 10^9 \frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2} \cdot \frac{25 \cdot 10^{-12} \text{ C}^2}{(0,6)^2 \text{ m}^2} = 0,625 \text{ N}$$

$$F_y = F \cdot \cos 30^\circ = 0,54 \text{ N} \rightarrow F_T = 2 \cdot 0,54 \text{ N} = 1,08 \text{ N} \rightarrow$$

$$\rightarrow a = \frac{F_T}{m} = \frac{1,08 \text{ N}}{5 \cdot 10^{-3} \text{ kg}} = 216 \text{ m/s}^2$$

- a) Comienza a moverse en dirección vertical y hacia abajo.
- b) La trayectoria es una línea recta vertical.
- c) Sí, cuando la carga negativa pasa por el centro de la línea que une las cargas positivas.
- d) En principio, las capas positivas tiran de la capa negativa en la dirección negativa del eje Y y su velocidad va aumentando, pero cuando la carga positiva rebasa el punto medio de las dos cargas positivas, la fuerza se invierte. Ahora la fuerza sobre la carga negativa tiene sentido del eje Y positivo.

La fuerza logrará frenar el movimiento de la carga negativa hacia abajo y después esta comenzará a ascender con velocidad creciente.

Y así sucesivamente la carga negativa asciende y desciende siguiendo un movimiento periódico.

- 24. Un coche de 1300 kg sube por una carretera con 15° de inclinación. Calcula la fuerza que proporciona el motor si el coeficiente de rozamiento de las ruedas con el asfalto es de 0,6 y el coche sube con una velocidad constante de 35 km/h.**

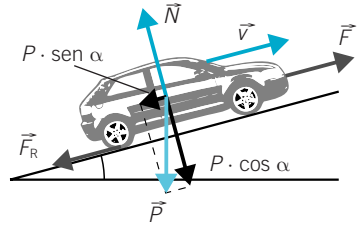
- a) ¿Cómo se modifica la solución (cualitativamente, no realices cálculos) si la carretera es horizontal?
- b) ¿Y si la carretera está mojada?
- c) ¿Y si cargamos el maletero del coche?

Como $v = \text{cte} \rightarrow a = 0$

$$F - P \cdot \sin \alpha - \mu P \cdot \cos \alpha = 0$$

$$F = P \cdot \sin \alpha + \mu P \cdot \cos \alpha = P \cdot (\sin \alpha + \mu \cdot \cos \alpha)$$

$$F = 1300 \cdot 9,8 \cdot (\sin 15^\circ + 0,6 \cdot \cos 15^\circ) = 10\,680,9 \text{ N}$$



- a) Si la carretera es horizontal, la única fuerza que se opone a la del motor es la fuerza de rozamiento, que ahora vale $F_R = \mu \cdot m \cdot g$. Se cumple:

$$F - \mu \cdot m \cdot g = 0 \rightarrow F = \mu \cdot m \cdot g$$

Esta fuerza es menor que antes.

- b) Si la carretera está mojada, disminuye el coeficiente de rozamiento y, de la misma forma, disminuye la fuerza que necesita realizar el motor.
- c) Al cargar el coche aumenta el peso, lo que hace aumentar la fuerza normal (N) y la F_R . En este caso la fuerza del motor tiene que ser mayor que cuando no va cargado.

25.

Calcula la velocidad máxima con la que un coche de 1100 kg de masa puede tomar una curva de 100 m de radio sin derrapar si el coeficiente de rozamiento entre las ruedas y el asfalto es de $\mu = 0,4$.

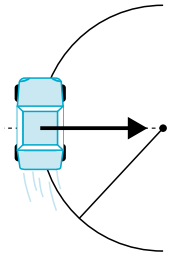
¿Cómo se modifica el resultado si la carretera está mojada?

$$F_N = F_R = m \frac{v^2}{R} \text{ y } F_R = \mu mg. \text{ Igualando:}$$

$$\mu mg = m \frac{v^2}{R} \rightarrow$$

$$\rightarrow v = \sqrt{\mu gr} = \sqrt{0,4 \cdot 9,8 \cdot 100} = 19,8 \text{ m/s}$$

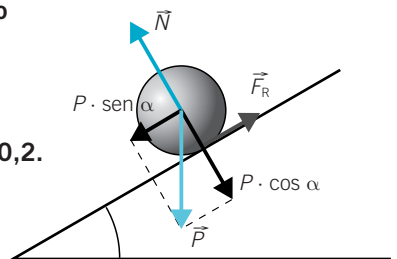
Si la carretera está mojada el coeficiente de rozamiento disminuye y la F_R no puede mantener el coche en la curva.



26.

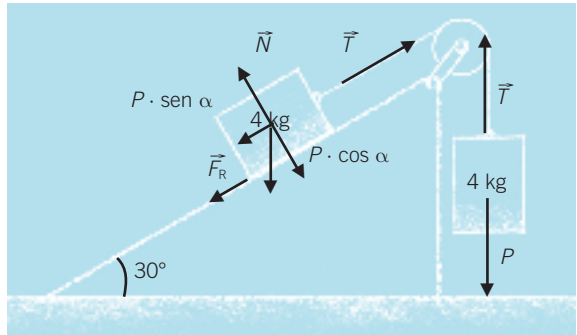
Calcula la aceleración de caída de una bola de acero de 10 kg de masa por un plano inclinado que forma un ángulo de 30° con la horizontal suponiendo:

- a) Que no hay rozamiento.
- b) Que el coeficiente de rozamiento es 0,2.
- c) ¿En cuál de los dos casos anteriores la bola llega a la base del plano inclinado con mayor velocidad?



- a) $P \cdot \sin \alpha = ma \rightarrow \cancel{m}g \cdot \sin \alpha = \cancel{m}a \rightarrow$
 $\rightarrow a = 9,8 \cdot \sin 30^\circ = 4,9 \text{ m/s}$
- b) $P \cdot \sin \alpha - \mu P \cdot \cos \alpha = ma \rightarrow$
 $\rightarrow \cancel{m}g \sin \alpha - \mu \cancel{m}g \cos \alpha = \cancel{m}a \rightarrow$
 $\rightarrow a = g \cdot (\sin \alpha - \mu \cos \alpha) =$
 $= 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot (\sin 30^\circ - 0,2 \cdot \cos 30^\circ) = 3,2 \text{ m/s}^2$
- c) Evidentemente, en el primer caso, ya que la aceleración es mayor.

27. **Determina cuál es el coeficiente de rozamiento en el plano inclinado si el sistema de la figura está en equilibrio:**



La suma de las fuerzas aplicadas al sistema de los dos cuerpos debe ser cero. Se cumple:

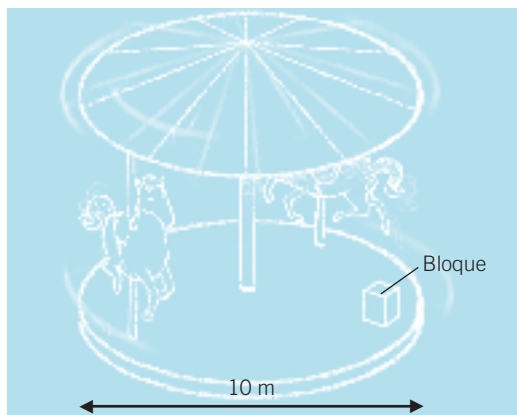
$$\vec{T} + \vec{P} = \vec{P} \cdot \sin \alpha + \vec{F}_R + \vec{T} = 0$$

$$T = P; F_R + P \cdot \sin \alpha = T \rightarrow \mu \cdot \cancel{m}g \cdot \cos \alpha + \cancel{m}g \cdot \sin \alpha = \cancel{m}g \rightarrow$$

$$\rightarrow \sin \alpha + \mu \cdot \cos \alpha = 1 \rightarrow \mu \cdot \cos \alpha = 1 - \sin \alpha \rightarrow$$

$$\rightarrow \mu = \frac{1 - \sin \alpha}{\cos \alpha} = \frac{1 - \sin 30^\circ}{\cos 30^\circ} = \frac{0,5}{0,86} = 0,58$$

28. **Un carrusel de 10 m de diámetro da una vuelta cada 5 s. Un bloque prismático de madera está colocado sobre el borde exterior del carrusel, a 5 m del centro. ¿Cuál debe ser el valor del coeficiente de rozamiento para que el cuerpo no sea lanzado al exterior?**

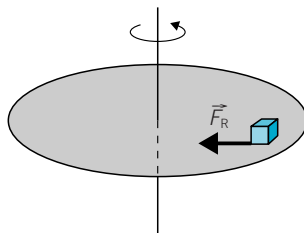


La fuerza de rozamiento es la que mantiene al bloque girando.

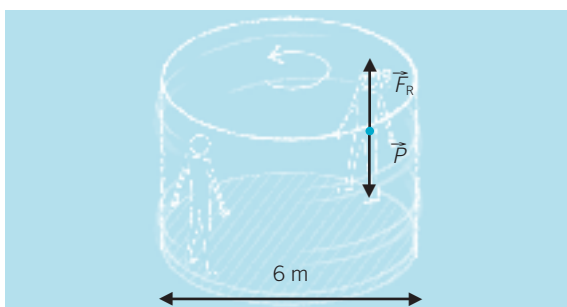
$$F_R = m \frac{v^2}{r} \rightarrow \mu \cancel{m} g = \cancel{m} \frac{v^2}{r} \rightarrow$$

$$\left(v = \frac{2\pi r}{T} = \frac{2\pi \cdot \cancel{5} \text{ m}}{\cancel{5} \text{ s}} = 6,28 \text{ m/s.} \right)$$

$$\rightarrow \mu = \frac{v^2}{gr} = \frac{6,28^2 \text{ (m/s)}^2}{9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 5 \text{ m}} = 0,8$$



29. Una atracción de un parque de atracciones consiste en un cilindro vertical giratorio (3 m de radio) en cuya pared interior se colocan las personas con la espalda apoyada en la pared. Al girar rápidamente, un operario retira el suelo de la atracción y las personas quedan adheridas a la pared.



- a) Calcula la velocidad mínima que debe llevar el cilindro para que las personas no caigan, si el coeficiente de rozamiento con la pared es $\mu = 0,3$.
- b) Calcula la velocidad angular del cilindro.
- c) ¿Cuántas vueltas da cada persona en un minuto?

Las personas quedan pegadas a la pared, y si la fuerza de rozamiento iguala al peso, las personas no caen.

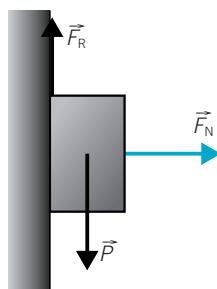
$$F_R = \mu N, \text{ donde } N = m \frac{v^2}{R}$$

a) $F_R = P \rightarrow \mu \cancel{m} \frac{v^2}{R} = \cancel{m} g \rightarrow$

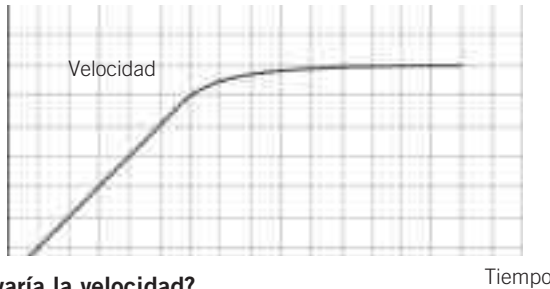
$$\rightarrow v = \sqrt{\frac{Rg}{\mu}} = \sqrt{\frac{3 \cdot 9,8}{0,3}} = 9,9 \text{ m/s}$$

b) $\omega = \frac{v}{R} = \frac{9,9 \text{ m/s}}{3 \text{ m}} = 3,3 \text{ rad/s}$

c) $N = \frac{\varphi}{2\pi}$; $\varphi = \omega t = 3,3 \text{ rad/s} \cdot 60 \text{ s} = 198 \text{ rad} \rightarrow N = 31,5 \text{ vueltas}$

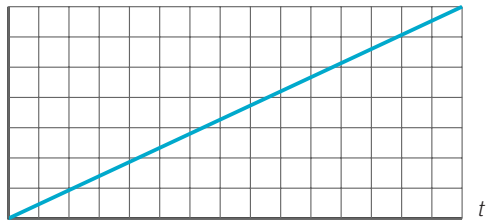


30. En la siguiente gráfica se representa la caída de una gota de lluvia.



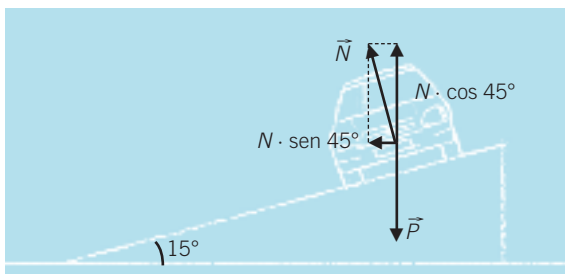
- a) ¿Cómo varía la velocidad?
 b) ¿Se ha tenido en cuenta el rozamiento? ¿Por qué lo sabes?
 c) Representa una gráfica correspondiente a la caída de una gota de agua en el aire sin rozamiento.

- a) La velocidad va aumentando (no linealmente) hasta alcanzar un valor límite.
 b) Sin rozamiento la velocidad aumenta linealmente con el tiempo según la ecuación: $v = gt$.
 c) Respuesta gráfica: v



31. Unos ingenieros de tráfico están decidiendo qué señal limitadora de velocidad (60, 70, 80 o 90 km/h) colocan a la entrada de una curva de 110 m de radio peraltada con un ángulo de 15° . Calcula la velocidad (en km/h) que debe aparecer en la señal para evitar accidentes, considerando que no existe rozamiento.

Nota: presta atención a la dirección en que colocas la aceleración normal del vehículo. La aceleración normal debe estar contenida en el plano en el que el vehículo gira.



- a) A la vista del resultado, ¿por qué crees que no se peraltan mucho todas las curvas de las carreteras?
- b) En el caso real, con rozamiento, ¿derraparán en la curva los coches que circulan justo a la velocidad que aparece en la señal?

$$P + N = N \cdot \text{sen } \alpha.$$

La \vec{F}_N es la suma de las fuerzas \vec{P} y \vec{N} .

Se cumple:

$$N \cdot \cos \alpha = mg; N \cdot \text{sen } \alpha = m \frac{v^2}{R}$$

De la primera $N = \frac{mg}{\cos \alpha}$, y al sustituir en la segunda:

$$\frac{mg}{\cos \alpha} \cdot \text{sen } \alpha = m \frac{v^2}{R} \rightarrow g \cdot \text{tg } \alpha = \frac{v^2}{R} \rightarrow$$

$$\rightarrow v = \sqrt{g \cdot R \cdot \text{tg } \alpha} = \sqrt{9,8 \cdot 110 \cdot \text{tg } 15^\circ} = 17 \text{ m/s} = 61,2 \text{ km/h}$$

Debe aparecer 60 km/h.

- a) Cuanto mayor es α , mayor es la velocidad con la que se puede tomar la curva. Pero las curvas no se peraltan demasiado para evitar que el vehículo vuelque cuando va despacio.
- b) No. No derrapan incluso sin rozamiento. La resolución está hecha suponiendo que no hay rozamiento.

32. Calcula la constante k del muelle de un dinamómetro que se alarga 5 cm cuando colgamos de él una pesa de 500 g.

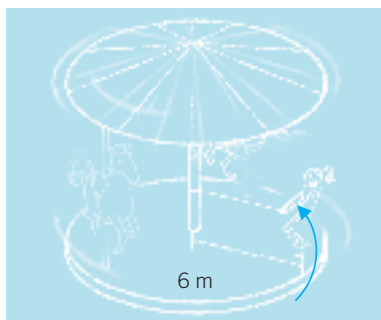
$$k = \frac{F}{\Delta l} = \frac{mg}{\Delta l} = \frac{0,5 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2}{0,05 \text{ m}} = 98 \text{ N/m}$$

33. Una plataforma giratoria de 6 m de radio de un tiovivo gira a 5 rpm.

- a) Calcula la tensión de la cuerda de 3 m con la que se sujeta una persona de 55 kg al eje central de la plataforma del tiovivo.

La cuerda soporta una tensión máxima de 90 N.

- b) ¿Se romperá la cuerda si el cuerpo se separa del eje y gira justo en el borde de la plataforma?



a) La tensión de la cuerda es la fuerza centrípeta responsable

del movimiento circular. $\left(5 \text{ rpm} = \frac{5 \cdot 2\pi}{60} \text{ rad/s.}\right)$

$$v = \omega \cdot R = \frac{5 \cdot 2\pi}{60} \text{ m/s} \cdot 3 \text{ m} = 1,6 \text{ m/s}$$

$$T = m \frac{v^2}{R} = 55 \text{ kg} \cdot \frac{1,6^2 \text{ (m/s)}^2}{3 \text{ m}} = 45,2 \text{ N}$$

b) Si se duplica la distancia al eje de giro se duplica la velocidad lineal:

$$v^* = \omega \cdot (2R) = \frac{5 \cdot 2\pi}{60} \text{ rad/s} \cdot 6 \text{ m} = 3,2 \text{ m/s}$$

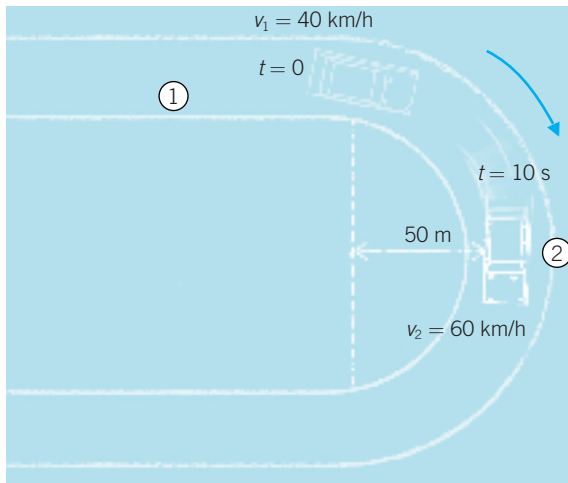
Y el nuevo valor de la tensión es:

$$T^* = m \frac{v^{*2}}{2R} = 55 \text{ kg} \cdot \frac{3,2^2 \text{ (m/s)}^2}{6 \text{ m}} = 93,8 \text{ N}$$

Como la tensión T^* supera la tensión máxima de la cuerda, esta se rompe.

34. Un coche de 1100 kg acelera justo al entrar a una curva, de manera que su velocidad aumenta de 40 a 60 km/h en un tiempo de 10 segundos.

- Calcula la fuerza normal, la fuerza tangencial y la fuerza total en el vehículo cuando este está a mitad de la curva.
- Haz un esquema con las fuerzas.



$$v_1 = 40 \text{ km/h} = 11,1 \text{ m/s}; \quad v_2 = 60 \text{ km/h} = 16,6 \text{ m/s.}$$

La aceleración tangencial del coche es:

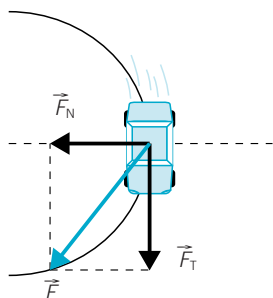
$$a_T = \frac{16,6 \text{ m/s} - 11,1 \text{ m/s}}{10 \text{ s}} = 0,55 \text{ m/s}^2$$

$$\text{a) } F_N = m \frac{v^2}{R} = 1100 \text{ kg} \cdot \frac{16,6^2 \text{ (m/s)}^2}{50 \text{ m}} = 6062,3 \text{ N}$$

$$F_T = ma_T = 1100 \text{ kg} \cdot 0,55 \text{ m/s}^2 = 605 \text{ N}$$

$$F = \sqrt{F_T^2 + F_N^2} = \sqrt{(605)^2 + (6052,3)^2} = 6092,4 \text{ N}$$

b) Respuesta gráfica:



La fuerza \vec{F} es la resultante de dos fuerzas: \vec{F}_N y \vec{F}_T .

PRESENTACIÓN

Para completar el estudio de la mecánica se introducen los conceptos físicos de trabajo y energía. Los conceptos que se estudian en este tema tienen su propia acepción lingüística diferente de la física y provoca que el tema resulte familiar, pero complicado. Es importante diferenciar entre el uso coloquial y científico de trabajo para comprender que una persona que traslada un peso no siempre realiza trabajo físico; y que la potencia contratada en nuestros hogares limita el consumo de energía eléctrica simultáneo, pero no su uso secuencial.

Además, comprender el concepto de eficiencia de un motor contribuye a un consumo responsable que favorece el cuidado de la biosfera y el respeto del medio ambiente.

OBJETIVOS

- Saber cuáles son los cambios que la energía puede producir en los cuerpos.
- Afianzar el concepto de conservación de la energía.
- Diferenciar el concepto de trabajo desde el punto de vista de la física del término empleado en el lenguaje cotidiano. Diferenciar trabajo físico y esfuerzo.
- Conocer las magnitudes de las que depende el trabajo útil desarrollado por una máquina.
- Conocer el orden de magnitud de la potencia de algunas máquinas.
- Comprender el concepto de rendimiento y el de energía consumida, pero no aprovechada.
- Relacionar trabajo y variación de energía cinética.
- Relacionar trabajo y variación de energía potencial gravitatoria.
- Relacionar la fuerza de rozamiento con la energía disipada cuando un móvil se desplaza.

CONTENIDOS

Conceptos

- La energía y los cambios. Concepto de energía.
- Energía, trabajo y calor: primera ley de la termodinámica.
- Trabajo. Definición de trabajo. Interpretación gráfica del trabajo.
- Potencia y rendimiento. Relación entre potencia y trabajo. Unidades de potencia.
- Rendimiento de una máquina.
- Trabajo y energía cinética.
- La energía cinética. Teorema de la energía cinética. La energía cinética y la distancia de frenado.
- Trabajo y energía potencial. Energía potencial gravitatoria. El trabajo y la energía potencial gravitatoria.
- Energía potencial elástica.
- La energía potencial y las interacciones.
- Principio de conservación de la energía mecánica.
- Conservación de la energía con fuerzas no conservativas.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Interpretar gráficas.
- Interpretar esquemas donde aparecen fuerzas dibujadas y deducir a partir de ellos cuáles son algunas de las transformaciones energéticas que tienen lugar.
- Calcular la energía cinética o la energía potencial que posee un cuerpo.
- Resolver problemas numéricos aplicando el principio de conservación de la energía.
- Elaborar esquemas que muestran las fuerzas que actúan sobre un cuerpo.

Actitudes

- Adoptar hábitos que contribuyan al ahorro energético.
- Valorar la importancia de comprender bien los conceptos de trabajo, potencia y rendimiento a la hora de diseñar máquinas.
- Relacionar los conceptos estudiados en la unidad con temas sobre seguridad vial.
- Interés por relacionar los contenidos estudiados con los fenómenos producidos a nuestro alrededor.
- Admirar la precisión de los conceptos físicos frente a la ambigüedad lingüística con la que se utilizan.
- Valorar la potencia de los cálculos energéticos en diferentes sistemas frente a su estudio cinemático.

EDUCACIÓN EN VALORES

1 Educación para el consumo responsable y el medio ambiente

Comprender el concepto de rendimiento de un motor contribuye a elegir responsablemente los aparatos electrodomésticos. Un aparato eficiente no solo es una buena inversión a largo plazo por el ahorro que supone para el consumidor, sino que es la elección menos agresiva para el medio ambiente por el uso responsable que se hace de la energía eléctrica.

2. Educación vial

El alumno de Física y química de Bachillerato entiende que la potencia del motor de un vehículo mantiene una relación directa con la capacidad de aceleración que desarrolla y la velocidad que alcanza en un determinado intervalo de tiempo. Y el cuadrado de la velocidad corresponde a la energía cinética adquirida. En caso de accidente la energía cinética se degrada en calor y deformación. Cuanto mayor sea la energía, mayor será la degradación. Y el alumno utilizará responsablemente la potencia de sus vehículos.

En esta unidad se relaciona la distancia de frenado en un automóvil con la energía cinética que este posee. Asimismo, se hace hincapié en conocer cuáles son los factores que afectan a la distancia de frenado. Algunos de ellos son más obvios y conocidos por todos: la velocidad y el estado del pavimento (en suelos mojados la distancia de frenado aumenta). Pero otros, como la pendiente por la que circula el vehículo o la carga que este lleva, deben tenerse también muy en cuenta a la hora de circular con turismos o camiones, en cuyo caso un mayor peso implica una mayor variación en la distancia de frenado en caso de una pendiente descendente.

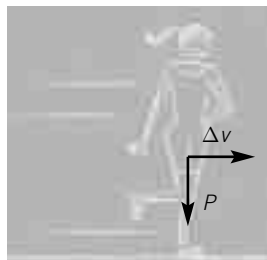
CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Explicar el ámbito de aplicación del concepto de conservación de la energía.
2. Diferenciar el concepto de trabajo desde el punto de vista de la física del término empleado en el lenguaje cotidiano. Diferenciar trabajo físico y esfuerzo.
3. Indicar cuáles son las magnitudes de las que depende el trabajo útil desarrollado por una máquina.
4. Relacionar trabajo y variación de energía cinética y potencial y aplicarlo a la resolución de problemas numéricos.
5. Resolver problemas relacionando la fuerza de rozamiento con la energía disipada cuando un móvil se desplaza.
6. Aplicar los conceptos de trabajo y energía, y sus relaciones, en el estudio de las transformaciones y el principio de conservación y transformación de la energía en la resolución de problemas de interés teórico-práctico.
7. Aplicar el principio de y transformación de la energía y comprender la idea de degradación.
8. Adquirir una visión global de los problemas asociados a la obtención y uso de los recursos energéticos.

1. **Calcula el trabajo que realiza la fuerza peso cuando un cuerpo de 3 kg de masa cae desde una altura de 10 m.**

$$W = F \cdot s = mgh = 3 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 10 \text{ m} = 294 \text{ J}$$

2. **Razona si realizan trabajo las personas del dibujo:**

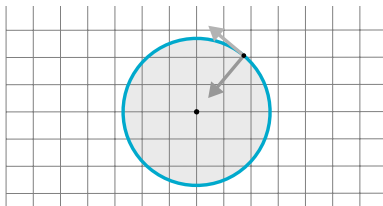


- a) **Mantiene 150 kg a una altura de 2 m durante 4 s.** b) **Mantiene estirado el resorte durante 10 s.** c) **La patinadora de 60 kg se desliza 10 m sin rozamiento a velocidad constante.**

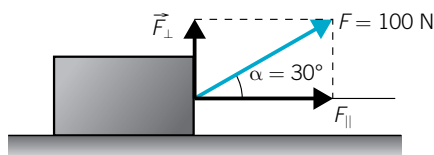
- a) No. No hay desplazamiento.
 b) No. No hay desplazamiento.
 c) No. La fuerza peso es perpendicular al desplazamiento.

3. **Un cuerpo se mueve con movimiento circular y uniforme (ver figura). ¿Realiza trabajo la fuerza responsable de este movimiento? ¿Por qué?**

No. La fuerza centrípeta es perpendicular al desplazamiento.



4. **Una fuerza de 100 N que forma un ángulo de 30° con la horizontal tira de un cuerpo. Si el cuerpo se desplaza 2,6 m a lo largo del plano, calcula el trabajo realizado por esta fuerza. Si la fuerza de rozamiento es de 1,2 N, calcula también el trabajo realizado por dicha fuerza y el trabajo total realizado por ambas.**



$$F_{\parallel} = F \cdot \cos \alpha = 100 \cdot \cos 30^{\circ} = 86,6 \text{ N}$$

$$W_F = (\vec{F}_{\parallel} + \vec{F}_{\perp}) \cdot \Delta \vec{r} = F_{\parallel} \cdot \Delta s = 86,6 \cdot 2,6 \text{ m} = 225,16 \text{ J}$$

$$W_{FR} = -F_R \cdot s = -1,2 \text{ N} \cdot 2,6 \text{ m} = 3,12 \text{ J}$$

Por tanto:

$$W_T = W_F + W_{FR} = 225,16 \text{ J} - 3,12 \text{ J} = 222,04 \text{ J}$$

5. **Calcula la potencia de una grúa capaz de elevar un cuerpo de masa 500 kg con una velocidad constante de 0,5 m/s.**

$$P = \frac{W}{t} = \frac{F \cdot s}{t} = F \cdot v = mgv = 500 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 0,5 \text{ m} = 2450 \text{ J}$$

6. **Calcula el consumo medido en kWh de una lámpara de 60 W de potencia enchufada 50 minutos. Compáralo con el consumo de una lámpara de bajo consumo de 12 W que proporciona la misma intensidad luminosa.**

$$P = \frac{W}{t} \rightarrow W = P \cdot t = 60 \frac{\text{J}}{\text{s}} \cdot 3000 \text{ s} = 180000 \text{ J}$$

$$1 \text{ kWh} = 1000 \frac{\text{J}}{\text{s}} \cdot 3600 \text{ s} = 3600000 \text{ J}$$

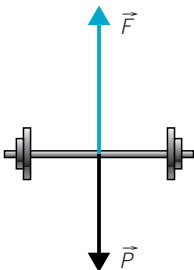
Por tanto:

$$\text{Consumo} = \frac{18000 \text{ J}}{3600000 \text{ J/kWh}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ kWh}$$

El consumo de la lámpara de bajo consumo es $\frac{60}{12} = 5$ veces menor que el de la lámpara de 60 W.

7. **Un atleta levanta unas pesas de 150 kg a una altura de 2 m en 3 s.**

- a) **¿Qué fuerza tiene que hacer para subir las pesas?**
 b) **¿Qué trabajo realiza?**
 c) **Calcula la potencia del atleta.**



Sobre las pesas actúan dos fuerzas: el peso y la que ejerce el atleta (F).

Primero se va a calcular la aceleración de las pesas:

$$s = \frac{1}{2} at^2 \rightarrow a = \sqrt{\frac{2s}{t^2}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 2}{9}} = 0,67 \text{ m/s}^2$$

- a) Aplicando la 2.ª ley de Newton:

$$F - P = ma \rightarrow F = mg + ma = m \cdot (g + a) = 150 \text{ kg} (9,8 \text{ m/s}^2 + 0,67) = 1570,5 \text{ N}$$

$$b) W = F \cdot s = 1570,5 \cdot 2 \text{ m} = 3141 \text{ J}$$

$$c) R = \frac{W}{t} = \frac{3141 \text{ J}}{3 \text{ s}} = 1047 \text{ W}$$

- 8. Una máquina bombea agua desde un depósito situado 4 m bajo el suelo. Para bombear 1000 L de agua hasta la superficie consume 100 000 J.**

a) ¿Cuál es el rendimiento de la máquina?

b) ¿Qué ocurre con la energía que no se aprovecha?

$$a) W_{\text{realizado}} = F \cdot h = mgh = 1000 \text{ N} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 4 \text{ m} = 39200 \text{ J}$$

$$W_{\text{consumido}} = 100000 \text{ J}$$

$$P = \frac{W_{\text{realizado}}}{W_{\text{consumido}}} \cdot 100 = \frac{39200 \text{ J}}{100000 \text{ J}} \cdot 100 = 39,2 \%$$

b) La energía que no se aprovecha se transforma en calor (energía térmica).

- 9. Un transformador urbano de energía eléctrica es una máquina muy eficiente; tiene un rendimiento de un 98,5 %.**

a) ¿Cuánta energía se puede usar por cada MWh que llega al transformador?

b) ¿Qué pasa con el resto?

a) Por cada MWh se utiliza el 98,5%, es decir:

$$0,985 \text{ MWh} \cdot \frac{10^3 \text{ kWh}}{1 \text{ MWh}} \cdot \frac{3,6 \cdot 10^6 \text{ J}}{1 \text{ kWh}} = 3,5 \cdot 10^9 \text{ J}$$

b) Se transforma en calor (energía térmica).

- 10. ¿Qué objeto tiene más energía cinética: un coche de 1200 kg de masa que se mueve con una velocidad de 80 km/h o un proyectil de 40 kg disparado con una velocidad de 200 m/s?**

Coche:

$$E_{\text{coche}} = \frac{1}{2} mv^2 = \frac{1}{2} 1200 \text{ kg} \cdot \left(\frac{80}{3,6} \right)^2 (\text{m/s})^2 = 296296,30 \text{ J}$$

Proyectil:

$$E_{\text{proyectil}} = \frac{1}{2} mv^2 = \frac{1}{2} 40 \text{ kg} \cdot \left(\frac{200}{3,6} \right)^2 (\text{m/s})^2 = 61728,43 \text{ J}$$

Por tanto:

$$E_{\text{coche}} > E_{\text{proyectil}}$$

- 11. Una partícula α (${}^4\text{H}^{2+}$) penetra en una región donde otras cargas eléctricas ejercen sobre ella una fuerza constante de $5 \cdot 10^{-14}$ N. ¿Qué variación de energía cinética se produce en la partícula después de recorrer 3 cm?**

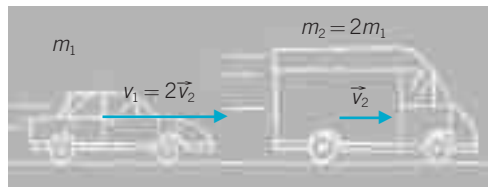
La variación de la energía cinética es igual al trabajo de las fuerzas eléctricas.

$$W = \Delta E_C$$

Por tanto:

$$\begin{aligned} \Delta E_C &= F \cdot s \rightarrow \Delta E_C = 5 \cdot 10^{-14} \text{ N} \cdot 3 \cdot 10^{-2} \text{ m} \rightarrow \\ &\rightarrow \Delta E_C = 1,5 \cdot 10^{-15} \text{ J} \end{aligned}$$

- 12. Observa el dibujo e indica quién tiene más energía cinética.**



Para el coche:

$$E_{C \text{ coche}} = \frac{1}{2} m_1 v_1^2$$

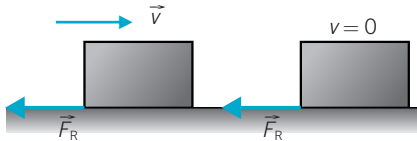
Para el camión:

$$E_{C \text{ camión}} = \frac{1}{2} (2m_1) \cdot \left(\frac{v_1}{2}\right)^2 = \frac{1}{4} m_1 v_1^2$$

Así:

$$\rightarrow E_{C \text{ camión}} = \frac{E_{C \text{ coche}}}{2}$$

- 13. Un cuerpo de 0,5 kg de masa se mueve por una superficie horizontal a 5 m/s y se detiene tras recorrer 10 m. Halla la fuerza de rozamiento mediante consideraciones energéticas.**



Aplicando el teorema de la energía cinética:

$$W = \Delta E_C \rightarrow W = -F_R \cdot s \rightarrow -F_R \cdot s = 0 - \frac{1}{2} m v^2 \rightarrow$$

$$\begin{aligned} \rightarrow F_R &= \frac{m v^2}{2s} = \frac{0,5 \text{ kg} \cdot 5^2 \text{ (m/s)}^2}{2 \cdot 10 \text{ m}} \rightarrow \\ &\rightarrow F_R = 0,62 \text{ N} \end{aligned}$$

- 14. Calcula la energía cinética en cada caso y el tiempo que tarda cada uno en alcanzar la velocidad punta partiendo del reposo.**

Prestaciones	Fórmula 1	Moto GP	Rally
Velocidad máxima (km/h)	345	320	240
Potencia (CV)	800	180	350
Masa (kg)	500	130	1200
Consumo (L/100 km)	66	33	100
Energía cinética (J)	2 296 006	513 580	2 666 667

(En todos los casos, para pasar una velocidad de km/h a m/s se divide entre 3,6.)

$$E_{C_{F1}} = \frac{1}{2} m \cdot v^2 = \frac{1}{2} 500 \text{ kg} \cdot \left(\frac{345}{3,6} \right)^2 (\text{m/s})^2 = 2\,296\,006,1 \text{ J}$$

$$E_{C_{Moto}} = \frac{1}{2} m \cdot v^2 = \frac{1}{2} 130 \text{ kg} \cdot \left(\frac{320}{3,6} \right)^2 (\text{m/s})^2 = 513\,580,2 \text{ J}$$

$$E_{C_{Rally}} = \frac{1}{2} m \cdot v^2 = \frac{1}{2} 1200 \text{ kg} \cdot \left(\frac{240}{3,6} \right)^2 (\text{m/s})^2 = 2\,666\,666,7 \text{ J}$$

El tiempo depende de la aceleración de cada móvil:

$$t = \frac{v}{a}$$

- 15. Calcula la energía potencial de una maceta de 2 kg de masa colocada en la terraza de un edificio a 20 m de altura y la velocidad con la que llegaría al suelo si cayese.**

La energía potencial es:

$$E_p = mgh = 2 \cdot 9,8 \cdot 20 = 392 \text{ J}$$

Aplicando el principio de conservación de la energía mecánica se halla la velocidad con que llega al suelo.

$$mgh = \frac{1}{2} mv^2 \rightarrow v = \sqrt{2gh} = \sqrt{2 \cdot 9,8 \cdot 20} = 19,8 \text{ m/s}$$

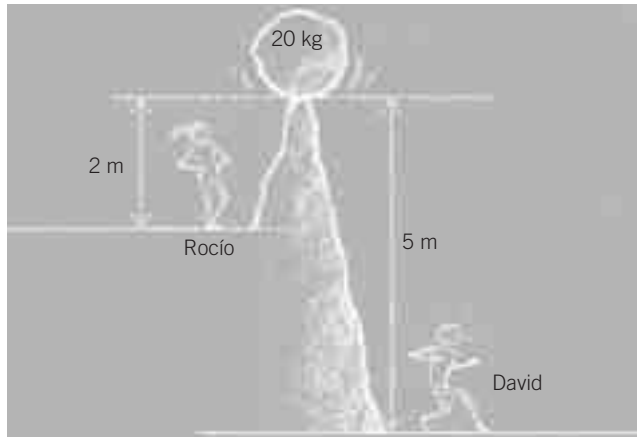
- 16. Calcula la energía potencial de una lámina de cristal de 80 kg que está en un andamio situado a 12 m del suelo. ¿Qué le puede ocurrir si no se sujeta con seguridad? Justifícalo con datos sobre la velocidad con la que impactaría el cristal contra el suelo.**

Que se caiga y se rompa. Teniendo en cuenta lo dicho en el problema anterior:

$$v = \sqrt{2gh} = \sqrt{2 \cdot 12 \cdot 9,8} = 15,3 \text{ m/s}$$

17. Rocío opina que la energía potencial de la piedra del dibujo es de 400 J, y David calcula que vale 1000 J. ¿Quién tiene razón? Justifica tu respuesta.

- Rocío
- David
- Depende



Ambos tienen razón, depende del sistema de referencia que se elija.

- Desde la posición de David:

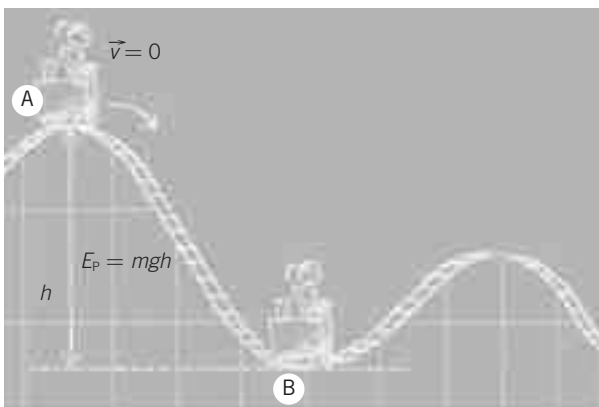
$$E_p = mgh_1 = 20 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 5 \text{ m} = 9803 \text{ J}$$

- Desde la posición de Rocío:

$$E_p = mgh_2 = 20 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 2 \text{ m} = 3923 \text{ J}$$

18. Contesta:

- a) ¿A qué altura hay que elevar el carrito para que al pasar por el punto más bajo su velocidad sea de 20 m/s?
 b) ¿Y si se duplica la masa del carrito?



a) A partir del principio de conservación de la energía mecánica.

$$\begin{aligned} \frac{1}{2} m v_A^2 + mgh_A &= \frac{1}{2} m v_B^2 + mgh_B \rightarrow \\ \parallel & \qquad \qquad \qquad \parallel \\ 0 & \qquad \qquad \qquad 0 \\ \rightarrow \cancel{m}gh_A &= \frac{1}{2} \cancel{m} v_B^2 \rightarrow h_A = \frac{v_B^2}{2g} = \frac{20^2 \text{ (m/s)}^2}{2 \cdot 9,8 \text{ m/s}^2} = 20,4 \text{ m} \end{aligned}$$

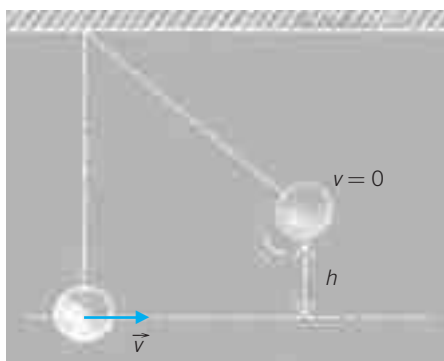
b) La masa no influye en el valor de la velocidad.

En el apartado a) se ve que la masa se simplifica; esto solo ocurre si no hay rozamiento.

19. Un péndulo está formado de un hilo de 2 m de longitud y una bolita de 100 g de masa. Cuando el péndulo pasa por su punto más bajo, lleva una velocidad de 5 m/s.

a) ¿Qué altura máxima alcanzará la bolita?

b) ¿Cuál será entonces su energía potencial?



a) Aplicando el principio de conservación de la energía mecánica:

$$\frac{1}{2} \cancel{m}v^2 = \cancel{m}gh \rightarrow h = \frac{v^2}{2g} = \frac{5^2 \text{ (m/s)}^2}{2 \cdot 9,8 \text{ m/s}^2} = 1,30 \text{ m}$$

b) La energía potencial es la misma que la energía cinética que tenía en el punto más bajo.

$$E_P = E_C = \frac{1}{2} mv^2 = \frac{1}{2} \cdot 0,1 \text{ kg} \cdot 25 \text{ (m/s)}^2 = 1,25 \text{ J}$$

20. Deja caer un balón de baloncesto, una pelota de tenis y una bola saltarina desde 1 metro de altura y anota la altura a la que rebota cada una.

Calcula la E_p inicial y la E_p final en cada caso.

- **¿Cuál es más elástica?**
- **¿Qué ha pasado con la energía «perdida»?**

Actividad práctica. La energía «perdida» se ha transformado en energía térmica.

21. Un paracaidista desciende con velocidad constante.

a) ¿Qué ocurre con su energía potencial?

b) ¿En qué se transforma?

- a) Va disminuyendo con el tiempo a medida que cae.
- b) Se transforma en energía térmica debido a la fuerza de rozamiento del paracaídas con el aire.

22. Cuando se deja caer una pelota desde una altura h no alcanza la misma altura tras rebotar con el suelo. ¿Por qué?

Porque parte de su energía mecánica, en este caso potencial, se transforma en calor (energía térmica).

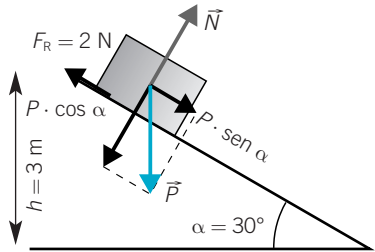
El cuerpo va perdiendo energía por rozamiento con el aire y en los sucesivos choques, por lo que cada vez la altura alcanzada es menor.

23. Se deja caer una caja de 2 kg desde la parte superior de un plano inclinado de 3 m de altura que forma un ángulo de 30° con la horizontal. Si la fuerza de rozamiento entre el cuerpo y el plano es de 2 N, calcula la velocidad de la caja al final del plano, cuando ha recorrido 6 m.

A partir del teorema de la energía cinética.

$$W = \Delta E_C = (mg \cdot \text{sen } \alpha - F_R) \cdot s \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{1}{2} m v^2 = (mg \cdot \text{sen } \alpha - F_R) \cdot s$$

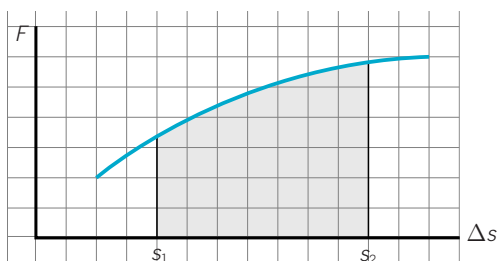


$$v = \sqrt{\frac{2 \cdot (mg \cdot \text{sen } \alpha - F_R) \cdot s}{m}} = \sqrt{\frac{2 \cdot (2 \cdot 9,8 \cdot \text{sen } 30 - 2) \cdot 6}{2}} = 6,84 \text{ m/s}$$

24. Siempre que una fuerza realiza trabajo sobre un cuerpo, ¿aumenta su energía?

No. Puede disminuir si la fuerza tiene sentido opuesto al desplazamiento. Un ejemplo es la fuerza de rozamiento, que hace que disminuya la energía mecánica.

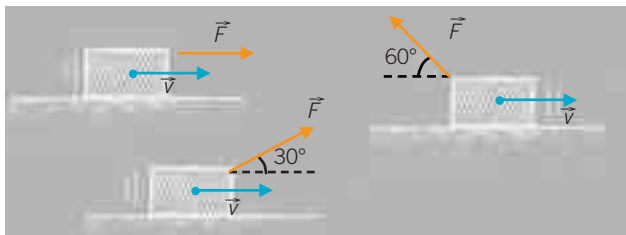
25. Observa la figura y di qué representa el área sombreada.



- a) El trabajo realizado por una fuerza constante.
 b) El trabajo realizado por una fuerza que no es constante.
 c) No representa ningún trabajo, ya que la fuerza no es constante.

b) Representa el trabajo de una fuerza cuyo módulo varía con la posición (no constante).

26. Indica cuál de las tres fuerzas realiza más trabajo.



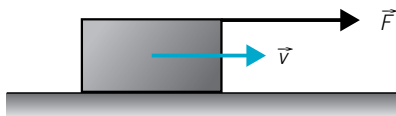
El trabajo se calcula así:

$$W = \vec{F} \cdot \Delta \vec{r} = F_{\parallel} \cdot \Delta s = F \cdot \cos \alpha \cdot \Delta s$$

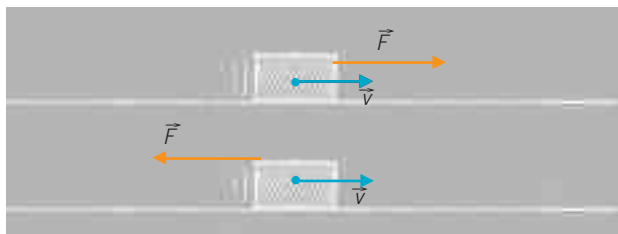
↓
Componente de la fuerza
paralela al desplazamiento

El trabajo de una fuerza es mayor si la fuerza es paralela al desplazamiento.

Se realiza más trabajo en el caso primero, ya que $\alpha = 0^\circ$ y $\cos 0^\circ = 1$



27. Indica si las fuerzas dibujadas realizan trabajo.



Sí, ambas fuerzas son paralelas al desplazamiento y, como son iguales, realizan el mismo trabajo. El trabajo de la primera es positivo, y el de la segunda es negativo.

28. En una piedra que gira en un plano vertical atada a una cuerda:

- La tensión de la cuerda no realiza trabajo.
- La tensión de la cuerda sí realiza trabajo.
- Necesitamos conocer el valor de la tensión para decir si hay trabajo o no.

a) La tensión de la cuerda es una fuerza perpendicular a la velocidad y, por tanto, no realiza trabajo.

29. Trabajando con unidades, demuestra que la energía cinética se expresa en julios.

$$E_c = \frac{1}{2} mv^2 \rightarrow \text{kg} \frac{\text{m}^2}{\text{s}^2} = \text{kg} \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \cdot \text{m} = \text{N} \cdot \text{m} = \text{J}$$

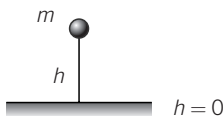
30. Si la velocidad de un cuerpo se hace cuatro veces mayor, ¿cómo varía su energía cinética?

- Aumenta 4 veces.
- Aumenta 16 veces.
- No varía; la energía se conserva.

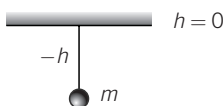
b) $E_c = \frac{1}{2} \cdot mv^2$ Si v se multiplica por 4, la energía cinética se multiplica por $4^2 = 16$.

31. ¿Puede tener un valor negativo la energía cinética? ¿Y la energía potencial?

La energía cinética siempre es positiva, $\left(E_c = \frac{1}{2} mv^2\right)$. No hay nada en la ecuación anterior que la pueda hacer negativa. La masa es una magnitud positiva, al igual que el cuadrado de la velocidad. La energía potencial puede ser positiva o negativa dependiendo de la elección del cero de energía potencial ($h = 0$).



$$E_p = mgh > 0$$



$$E_p = mg(-h) = -mgh < 0$$

- 32. Indica las transformaciones energéticas que tienen lugar cuando se deja caer una pelota y rebota varias veces hasta pararse.**

Al principio toda la energía es potencial. Según cae se va transformando en cinética, a la vez que disminuye la potencial. Debido al rozamiento con el aire y a los choques contra el suelo (no elásticos), parte de la energía mecánica se transforma en energía térmica hasta que finalmente la pelota se para.

- 33. Una piedra cae desde una azotea. Si tenemos en cuenta el rozamiento:**

- a) La energía cinética al llegar al suelo es igual que la energía potencial inicial de la piedra.
 b) La energía cinética al llegar al suelo es menor que la energía potencial inicial de la piedra.
 c) La energía cinética al llegar al suelo es mayor que la energía potencial inicial de la piedra.

b) La E_C al llegar al suelo es menor que la potencia inicial. A partir del teorema de la energía cinética: $\Delta E_M = W_{FR}$.

Como $W_{FR} < 0$:

$$\Delta E_M < 0 \rightarrow E_{Pi} > E_{C \text{ suelo}}$$

- 34. Calcula, utilizando razonamientos energéticos, la altura máxima que alcanza un cuerpo que es lanzado verticalmente hacia arriba con una velocidad v_0 . ¿Se corresponde el resultado con lo que se obtendría aplicando lo que recuerdas de los temas de cinemática?**

Si no se considera el rozamiento se cumple, a partir del principio de conservación de la energía mecánica, que la altura alcanzada es.

$$\frac{1}{2} m v_0^2 = m g y \rightarrow y = \frac{v_0^2}{2g}$$

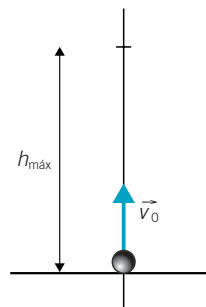
Esta expresión es la misma que se deduce de las ecuaciones de la cinemática para el movimiento vertical con aceleración constante.

Partiendo de las ecuaciones del movimiento con aceleración constante para un cuerpo lanzado verticalmente hacia arriba:

$$v = v_0 - gt; y = v_0 t - \frac{1}{2} g t^2$$

Al hacer $v = 0$ se obtiene el tiempo que se tarda en alcanzar el punto:

$$t = \frac{v_0}{g}$$

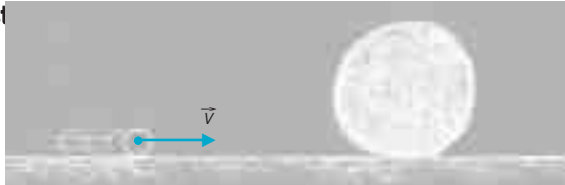


Y al sustituir en y queda:

$$y = v_0 \frac{v_0}{g} - \frac{1}{2} g \frac{v_0^2}{g} = \frac{v_0^2}{g} - \frac{v_0^2}{2g} = \frac{v_0^2}{2g}$$

Ambos resultados son iguales.

35. Una canica choca contra una pelota de plastilina inicialmente en reposo y se incrusta



- a) Como el momento lineal se conserva en el choque, la energía cinética también se conserva.
 b) El momento se conserva, pero la energía cinética del sistema disminuye.
 c) El momento no se conserva, pero la energía cinética, sí.

b) El momento lineal se conserva siempre (en ausencia de fuerzas exteriores), pero la energía cinética, no. Solo se conserva la energía cinética en choques elásticos entre cuerpos duros que no se deforman en el choque.

En el caso del problema se conserva el momento, pero la energía cinética total disminuye.

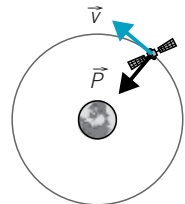
36. Un satélite gira en una órbita circular en torno a la Tierra.

- a) ¿Realiza trabajo la fuerza peso? Haz un dibujo.
 b) ¿Qué puedes decir de su energía cinética y potencial?

a) La fuerza-peso (\vec{P}) es perpendicular a la velocidad y, por tanto, al desplazamiento, por lo que $W = 0$.

b) Ya que $\vec{F} \perp \vec{v}$, $W = 0$, y como $W = \Delta E_c$, entonces $\Delta E_c = 0 \rightarrow E_c = \text{cte}$.

La energía cinética no varía. Como se trata de un sistema conservativo, la energía total es constante y, por tanto, también la E_p ($E_p = E - E_c$).



37. ¿Depende la energía mecánica de un cuerpo del sistema de referencia elegido?

Sí. La dependencia es debida a la E_p . Su valor es relativo al punto de referencia elegido, es decir, el punto en el cual $E_p = 0$.

- 38. Se tienen dos muelles idénticos. Si después de estirados uno tiene el doble de longitud que el otro, ¿tendrá también el doble de energía potencial?**

La E_p de un muelle es $E_p = \frac{1}{2} k \Delta l^2$.

- Muelle 1: pasa de l_0 a $l_0 + \Delta l$.
- Muelle 2: pasa de l_0 a $l_0 + \Delta l'$.

Si después de estirarlos el muelle 2 tiene doble longitud que el muelle 1, se cumple:

$$l_0 + \Delta l' = 2 \cdot (l_0 + \Delta l) \rightarrow \\ \rightarrow l_0 + \Delta l' = 2 l_0 + 2 \Delta l \rightarrow \Delta l' = l_0 + 2 \Delta l$$

La energía potencial del muelle 1 es:

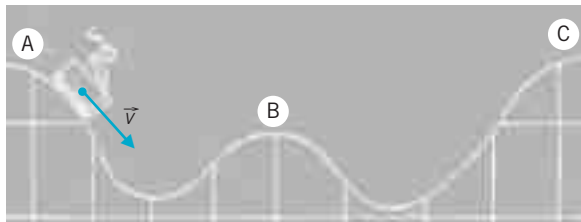
$$E_{p1} = \frac{1}{2} k \Delta l^2$$

Y la del muelle 2:

$$E_{p2} = \frac{1}{2} k (\Delta l')^2 = \frac{1}{2} k \cdot (l_0 + 2\Delta l)^2 = \frac{1}{2} k l_0^2 + 2k \cdot l_0 \Delta l + 2k \cdot \Delta l^2$$

Por tanto, $E_{p2} \neq E_{p1}$.

- 39. El carrito se deja caer desde (A). Contesta:**



Si no existe rozamiento:

- El vagón llega a B.
- El vagón llega a C.
- El vagón llega a A.

Si existe rozamiento:

- El vagón no llega a C.
- El vagón llega a C.
- El vagón llega a C, pero al volver con menos energía de la que tenía inicialmente.

Si no existe rozamiento debido al principio de conservación de la energía mecánica, el vagón va de A hasta C pasando por B, ya que A y C están a la misma altura. Luego volverá hacia atrás y alcanzará de nuevo el punto A.

Si hay rozamiento hay pérdida de energía mecánica y el vagón no llega a C.

40. En un pueblo se consumen 10 000 L de agua cada hora. Si la altura desde el pozo donde se extrae hasta el depósito de distribución es de 30 m, calcula la potencia de la bomba. d (agua) = 1000 kg/m³.

El trabajo necesario para elevar 10 000 L de agua a 30 m de altura es:

$$W = mgh = 10\,000 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 30 \text{ m} = 2\,940\,000 \text{ J}$$

Y la potencia de la bomba es:

$$P = \frac{W}{t} = \frac{2\,940\,000 \text{ J}}{3600 \text{ s}} = 816,6 \text{ W}$$

41. La lectura del contador de una vivienda marca un consumo de 40 kWh. Calcula la velocidad que alcanzaría un cuerpo de masa 10 kg si esta energía se utilizase en aumentar su velocidad partiendo del reposo.

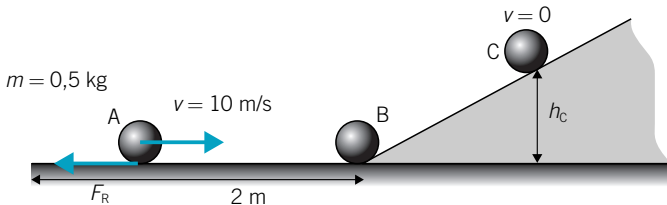
$$40 \text{ kWh} \cdot \frac{3,6 \cdot 10^6 \text{ J}}{1 \text{ kWh}} = 1,44 \cdot 10^8 \text{ J. Entonces:}$$

$$E_c = \frac{1}{2} mv^2 \rightarrow v = \sqrt{\frac{2E_c}{m}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 1,44 \cdot 10^8}{10}} = 5366,56 \text{ m/s}$$

42. Se lanza un cuerpo de 500 g por un plano horizontal rugoso ($\mu = 0,4$) con una velocidad de 10 m/s. Después de recorrer una distancia de 2 m comienza a ascender por un plano inclinado sin rozamiento.



- a) Calcula la altura que alcanza.
b) ¿Cuánto vale la energía potencial del cuerpo en ese instante?



Tramo horizontal: $W_A^B = \Delta E_c$; $F_R = \mu mg$.

$$\begin{aligned} E_{CB} - E_{CA} &= -F_R \cdot s_{AB} \rightarrow E_{CB} = E_{CA} - F_R \cdot s_{AB} = E_{CA} - \mu mg s_{AB} = \\ &= \frac{1}{2} 0,5 \cdot 10^2 - 0,4 \cdot 0,5 \cdot 9,8 \cdot 2 = 25 - 3,92 = 21,08 \text{ J} \end{aligned}$$

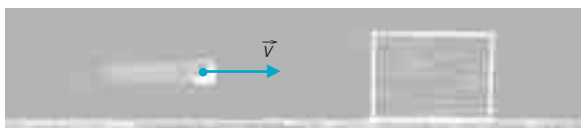
$$E_{CB} \frac{1}{2} m v_B^2 \rightarrow v_B = \sqrt{\frac{2E_{CB}}{m}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 21,08}{0,5}} = 9,2 \text{ m/s}$$

- a) En el plano inclinado se cumple el principio de conservación de la energía mecánica, ya que no hay rozamiento.

$$\frac{1}{2} m v_B^2 = m g h_c \rightarrow h_c = \frac{v_B^2}{2g} = \frac{9,2^2 \text{ m/s}^2}{2 \cdot 9,8 \text{ m/s}^2} = 4,3 \text{ m}$$

- b) $E_{PC} = m g h_c = 0,5 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 4,3 \text{ m} = 21,08 \text{ J}$
La E_{PC} es la misma que la E_{PB} .

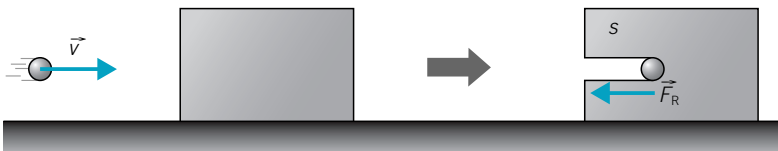
- 43. Un proyectil de 80 g que se mueve con una velocidad de 200 m/s se incrusta en un bloque de madera en el que penetra cierta distancia antes de pararse. Si la fuerza de resistencia que opone el bloque es de 3000 N, halla la distancia que se empotra el proyectil.**



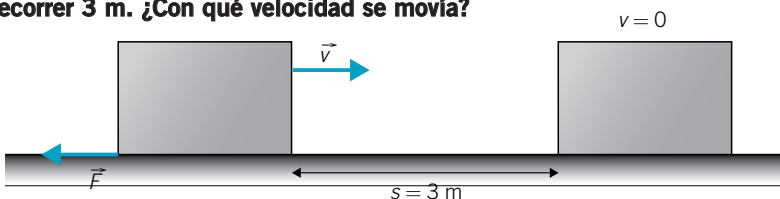
A partir del teorema de la energía cinética:

$$W = \Delta E_C \rightarrow -F_R \cdot s = 0 - \frac{1}{2} m v^2 \rightarrow$$

$$\rightarrow s = \frac{m v^2}{2 F_R} = \frac{0,08 \text{ kg} \cdot 200^2 \text{ (m/s)}^2}{2 \cdot 3000 \text{ N}} = 0,53 \text{ m}$$



- 44. Sobre un cuerpo actúa una fuerza constante que lo detiene después de recorrer 3 m. ¿Con qué velocidad se movía?**



De la misma forma que en el ejercicio anterior:

$$W = \Delta E_C \rightarrow -F \cdot s = 0 - \frac{1}{2} m v^2 \rightarrow v = \sqrt{\frac{2F \cdot s}{m}} = \sqrt{\frac{2F \cdot 3 \text{ m}}{m}}$$

La velocidad depende de la fuerza aplicada de la masa.

45. ¿Cuántos julios de energía eléctrica se convierten en luz y calor en una lámpara de 100 W en 5 horas?

$$W = P \cdot t = 100 \cdot \frac{\text{J}}{\text{s}} \cdot 5 \cdot 3600 \text{ s} = 1800000 \text{ J}$$

46. ¿Qué trabajo es capaz de realizar una máquina de 150 CV en media hora?

$$W = P \cdot t = 150 \frac{\text{CV}}{1 \text{ CV}} \cdot 1800 \text{ s} = 198450000 \text{ J}$$

47. Un automóvil de 1300 kg se mueve con una velocidad de 100 km/h.

- a) Calcula el trabajo que realizan los frenos para detenerlo completamente.
b) Si se ha detenido después de recorrer 80 m, halla la fuerza de rozamiento de los frenos. $W = \Delta E_c$.

- a) El trabajo realizado por los frenos es igual a la disminución de la energía cinética. $W = \Delta E_c$.

$$W = 0 - \frac{1}{2} mv^2 = \frac{-1}{2} \cdot 1300 \text{ kg} \cdot \left(\frac{100}{3,6} \right)^2 (\text{m/s})^2 = -501543,2 \text{ J}$$

- b) $W = F_R \cdot s \rightarrow F_R = \frac{W}{s} = \frac{501543,2 \text{ J}}{80 \text{ m}} = 6269,3 \text{ N}$

48. Sabiendo que el rendimiento de un motor es el porcentaje de energía que se transforma en trabajo útil, calcula la potencia de una bomba que eleva 1 m³ de agua por minuto hasta la azotea de un edificio de 15 m de altura si se supone un rendimiento del 60%.

$$W_{\text{útil}} = mgh = 1000 \cdot 9,8 (\text{m/s}^2) \cdot 15 \text{ m} = 147000 \text{ J}$$

Por tanto:

$$P_{\text{útil}} = \frac{W_{\text{útil}}}{t} = \frac{147000 \text{ J}}{60 \text{ s}} = 2450 \text{ W}$$

$$R = \frac{P_{\text{útil}}}{P_{\text{teórica}}} \rightarrow P_{\text{teórica}} = \frac{P_{\text{útil}}}{R} = \frac{2450 \text{ W}}{0,6} = 4083,33 \text{ W}$$

49. Se hacer girar verticalmente un cuerpo que está unido a una cuerda de 1,5 m de longitud.

- a) Si la velocidad en el punto más bajo es de 10 m/s, halla su valor en el punto más alto.
b) ¿Qué velocidad mínima debe llevar en el punto más bajo para completar la circunferencia?

Se cumple el principio de conservación de la energía mecánica.

De las dos fuerzas que actúan, una, el peso, es conservativa, y la otra, la tensión de la cuerda, no realiza trabajo.

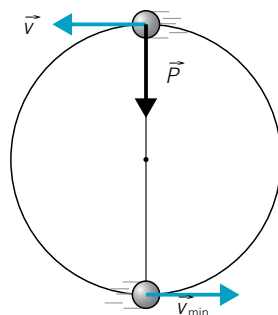
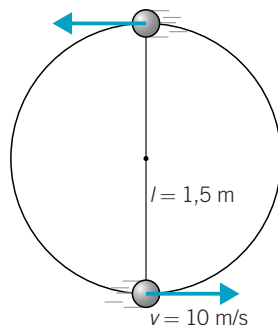
$$\begin{aligned} \text{a) } \frac{1}{2} m v^2 &= m g \cdot (2l) + \frac{1}{2} m v'^2 \rightarrow \\ \rightarrow v^2 &= 4gl + v'^2 \rightarrow v' = \sqrt{v^2 - 4gl} = \\ &= \sqrt{10^2 - 4 \cdot 9,8 \cdot 1,5} = \sqrt{100 - 58,8} = 6,4 \text{ m/s} \end{aligned}$$

b) Para que complete la trayectoria circular con velocidad mínima la tensión de la cuerda en el punto más alto debe ser nula. La única fuerza que actúa sobre el cuerpo en ese punto será el peso.

$$\begin{aligned} F_N = mg &= m \frac{v^2}{R} \rightarrow m g = m \frac{v^2}{l} \rightarrow \\ \rightarrow v &= \sqrt{gl} = \sqrt{9,8 \cdot 1,5} = 3,8 \text{ m/s} \end{aligned}$$

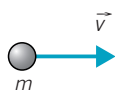
Del principio de conservación de la energía:

$$\begin{aligned} \frac{1}{2} m v_{\min}^2 &= m g(2l) + \frac{1}{2} m v^2 \rightarrow v_{\min}^2 = 4gl + v^2 \rightarrow \\ \rightarrow v_{\min}^2 &= 4 \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 1,5 \text{ m} + 3,8^2 \text{ (m}^2/\text{s}^2) = 73,24 \text{ m}^2/\text{s}^2 \rightarrow v_{\min} = 8,5 \text{ m/s} \end{aligned}$$



- 50. Se dice que un choque es elástico cuando se conserva la energía cinética. Un ejemplo de choque elástico es el que se produce entre dos bolas de billar. Supón que una bola de billar choca frontalmente con otra que se encuentra en reposo. Teniendo en cuenta lo dicho, calcula la velocidad de las bolas después del choque.**

Nota: es conveniente usar la expresión de la energía cinética en función del momento lineal. La dirección en que se mueven los cuerpos después del impacto es la misma que la que tenía el cuerpo antes de chocar.



$$\begin{cases} p_1 = p'_1 + p'_2 \\ E_{c1} = E'_{c1} + E'_{c2} \end{cases}$$

$$E_c = \frac{p^2}{2m} \rightarrow \frac{p_1^2}{2m} = \frac{p'_1{}^2}{2m} + \frac{p'_2{}^2}{2m} \rightarrow p_1^2 = p'_1{}^2 + p'_2{}^2$$

$$\begin{cases} p_1 = p'_1 + p'_2 \\ p_1^2 = p_1'^2 + p_2'^2 \end{cases} \rightarrow \begin{cases} m v_1 = m v'_1 + m v'_2 \\ m^2 v_1^2 = m^2 v_1'^2 + m^2 v_2'^2 \end{cases} \rightarrow \begin{cases} v_1 = v'_1 + v'_2 \\ v_1^2 = v_1'^2 + v_2'^2 \end{cases} \rightarrow \\ \rightarrow v'_1 + v'_2 + 2v'_1 v'_2 = v_1'^2 + v_2'^2 \rightarrow 2v'_1 v'_2 = 0$$

Hay dos soluciones.

- $v'_2 = 0$ y $v'_1 = v_1$ (físicamente imposible)
- $v'_1 = 0$ y $v'_2 = v_1$

La bola que choca queda en reposo y la que recibe el impacto sale con la misma velocidad que tenía la que chocó con ella.

51. La altura máxima de una montaña rusa es 40 m. Los coches que transportan a las personas son elevados hasta esta altura y después se les deja deslizar hasta completar el recorrido.

- a) Halla la velocidad del carrito en dos puntos cuyas alturas son 30 m y 10 m, despreciando el rozamiento.**
- b) ¿Por qué la altura inicial del coche es la máxima de todo el recorrido?**

Se cumple el principio de conservación de la energía mecánica.

$$a) mgh = \frac{1}{2} m v^2 + mgh' \rightarrow v^2 = 2g \cdot (h - h') \rightarrow v = \sqrt{2g \cdot (h - h')}$$

- A 30 m $\rightarrow v = \sqrt{2 \cdot 9,8 \cdot (40 - 30)} = 14 \text{ m/s}$
- A 10 m $\rightarrow v = \sqrt{2 \cdot 9,8 \cdot (40 - 10)} = 24,2 \text{ m/s}$

b) Porque el principio de conservación de la energía mecánica prohíbe alcanzar una altura mayor.

52. Una pelota golpea a otra inicialmente en reposo. Tras el choque, la primera pelota se para y la segunda comienza a moverse.

- a) Teniendo en cuenta que el coeficiente de rozamiento es de 0,15, calcula la distancia recorrida por la segunda pelota hasta pararse.**
- b) Si el choque se produce en una superficie más rugosa, ¿cómo se modifica el resultado?**
- c) ¿Se conserva la energía?**

a) Tras el choque, la única fuerza que actúa es la de rozamiento, por lo que:

$$\mu mg = ma \rightarrow a = \mu g = 0,15 \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 = 1,47 \text{ m/s}^2$$

La distancia recorrida será: $v_0^2 - v^2 = 2a \cdot s \rightarrow s = \frac{v_0^2}{2a}$

- b) Si F_R aumenta recorre menos espacio hasta pararse.
- c) La energía mecánica no; la energía, en general, sí.

53. ¿A qué velocidad debería subir una persona de 60 kg por una escalera para desarrollar una potencia de 1 kW?

$$P = \frac{W}{t} = \frac{F \cdot s}{t} = F \cdot v \rightarrow v = \frac{P}{F}$$

La fuerza mínima que tiene que hacer es la que necesita para subir su propia masa.

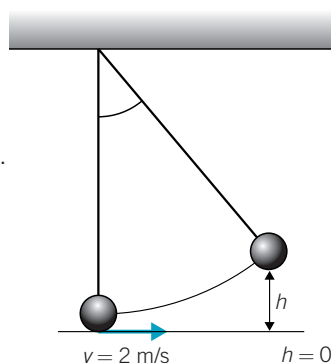
$$F = mg \rightarrow v = \frac{P}{mg} = \frac{1000 \text{ J/s}}{60 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ N}} = 1,7 \text{ m/s}$$

54. ¿Qué altura máxima alcanzará la bolita de un péndulo si la velocidad en la parte más baja es de 2 m/s?

Se cumple el principio de conservación de la energía mecánica.

$$\frac{1}{2} m v^2 = m g h \rightarrow$$

$$\rightarrow h = \frac{v^2}{2g} = \frac{4 \text{ (m/s)}^2}{2 \cdot 9,8 \text{ m/s}^2} = 0,2 \text{ m}$$



55. ¿Qué tiene más energía potencial, un cuerpo de 10 kg a una altura de 5 m o un muelle con $k = 30 \text{ N/cm}$ deformado 40 cm?

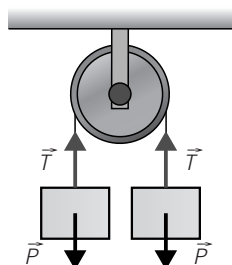
$$E_{P \text{ cuerpo}} = mgh = 10 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 5 \text{ m} = 490 \text{ J}$$

$$E_{P \text{ muelle}} = \frac{1}{2} kx^2 = \frac{1}{2} 3000 \text{ N/m} \cdot 0,4 \text{ m}^2 = 240 \text{ J}$$

Por tanto: $E_{P \text{ cuerpo}} > E_{P \text{ muelle}}$.

56. Dos cuerpos de la misma masa que están unidos con una cuerda que pasa por la garganta de una polea se mueven con velocidad constante. Demuestra que en estas condiciones la energía potencial del sistema formado por las dos masas es constante.

La energía potencial gravitatoria no varía porque lo que aumenta la energía potencial de una masa al subir disminuye la de la otra al bajar. Ambas masas son iguales, y lo que asciende una lo desciende la otra.



- 57. Un tractor tira de un carro de 400 kg con una fuerza de 800 N (para vencer el rozamiento), recorriendo 15 m. Una grúa levanta el mismo carro a lo alto de un edificio de 15 m.**

Indica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) Los dos realizan el mismo trabajo.
 b) El tractor realiza un trabajo de 12 000 J, y la grúa, 60 000 J.
 c) Es imposible que el tractor mueva un carro que pesa 4000 N con una fuerza de 800 N.
 d) El tractor no realiza trabajo porque no sube el carro ni un solo metro.

$$b) W_{\text{tractor}} = F \cdot s = 800 \text{ N} \cdot 15 \text{ m} = 12000 \text{ J}$$

$$W_{\text{grúa}} = mgh = 400 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 15 \text{ m} = 58800 \text{ J} \simeq 60000 \text{ J}$$

$$\text{Así: } W_{\text{grúa}} > W_{\text{tractor}}.$$

Las otras (a, b y d) son falsas.

- 58. Un Airbús de 560 toneladas vuela a 0,85 Mach (1 Mach equivale a 340 m/s) a una altura de 10 km.**

- a) **Calcula su energía cinética, la potencial y la mecánica.**
 b) **Si no asciende a más altura ni incrementa su velocidad, ¿necesita combustible para mantenerse? ¿Por qué?**

$$a) E_c = \frac{1}{2} mv^2 = \frac{1}{2} 560000 \text{ kg} \cdot (0,85 \cdot 340)^2 \text{ (m/s)}^2 = 2,3 \cdot 10^{10} \text{ J}$$

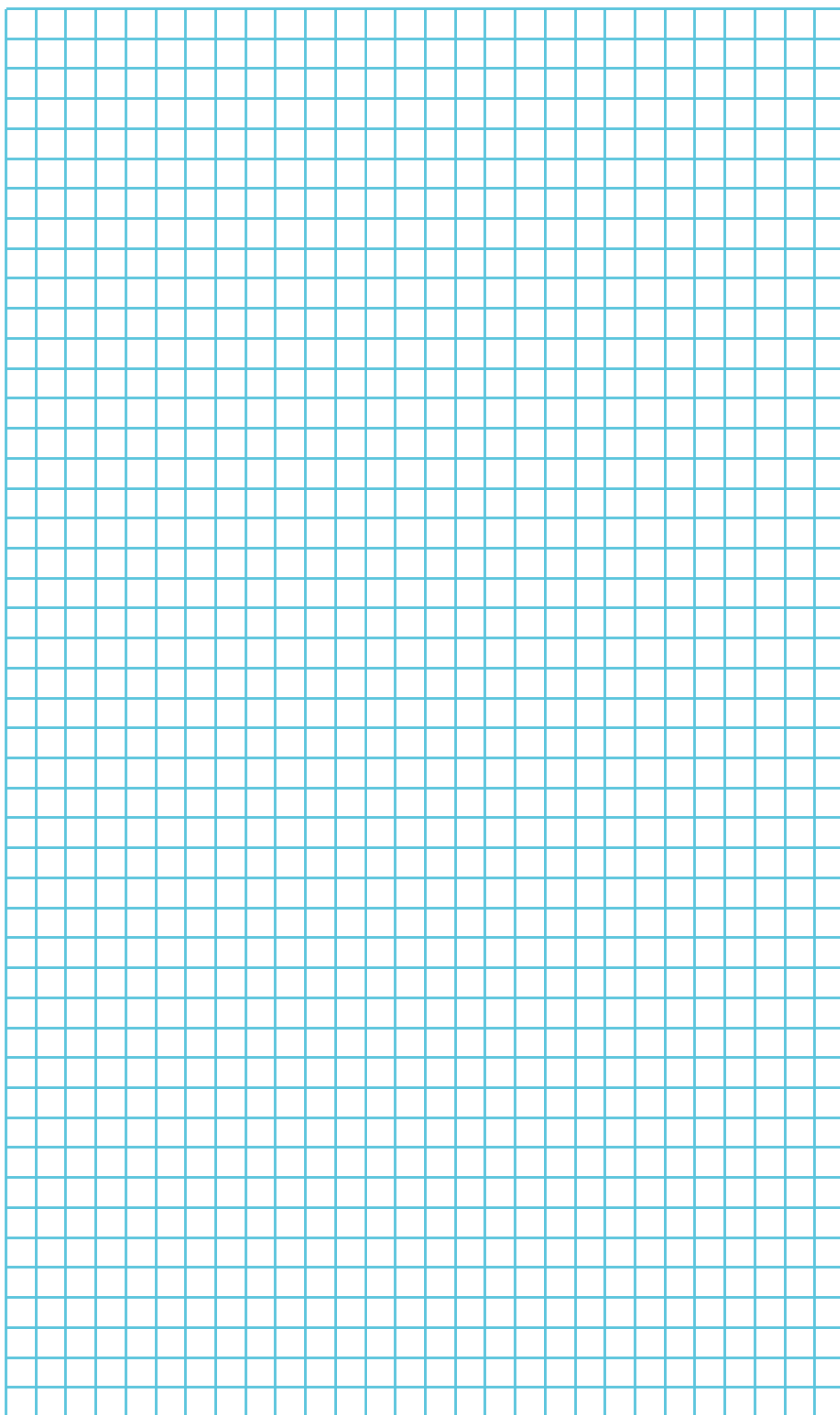
$$E_p = mgh = 560000 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 10000 \text{ (m)} = 5,5 \cdot 10^{10} \text{ J}$$

$$E_T = E_c + E_p = 2,3 \cdot 10^{10} \text{ J} + 5,5 \cdot 10^{10} \text{ J} = 7,8 \cdot 10^{10} \text{ J}$$

- b) Evidentemente, un avión necesita una velocidad mínima para sustentarse en el aire, pero para mantener esa velocidad necesita vencer la fuerza de rozamiento con el aire y, por tanto, gastar energía que proviene del combustible que consume.



NOTAS



PRESENTACIÓN

La termodinámica es una de las áreas de la física donde los sistemas tienen comportamientos no lineales, donde la energía no se conserva y se degrada y donde la línea del tiempo está dirigida por una magnitud física. Dominar estos conceptos es una labor complicada, pero introducirlos y familiarizarse con ellos es un objetivo al alcance de un alumno de bachillerato.

OBJETIVOS

- Repasar los fundamentos básicos de la teoría cinético-molecular de la materia.
- Diferenciar claramente calor y temperatura.
- Saber cómo se transfiere la energía entre los cuerpos.
- Saber cuáles son los efectos que el calor causa sobre los cuerpos.
- Saber de qué depende la sensación de frío o de calor que tenemos cuando tocamos objetos situados en una misma habitación.
- Conocer la experiencia de Joule y su importancia para comprender los fenómenos relacionados con el calor.
- Entender el concepto de entropía y su relación con la teoría cinética y la flecha del tiempo.

CONTENIDOS

Conceptos

- Termodinámica. Sistemas formados por muchas partículas. Sistemas termodinámicos.
- Relación entre energía, temperatura y calor.
- El principio cero de la termodinámica.
- Temperatura. Medida de la temperatura: termómetros. Significado microscópico de la temperatura.
- El cero absoluto. ¿Por qué usamos la escala Kelvin?
- Transferencias de energía. Calor y trabajo.
- Efectos del calor.
 - Aumento de la temperatura: el calor específico.
 - Cambios de estado: calor latente.
 - Dilatación de sólidos, líquidos y gases.
- El calentamiento global del planeta.
- Mecanismos de transmisión del calor.
 - Transmisión de calor por conducción.
 - Transmisión de calor por convección.
 - Transmisión de calor por radiación.
- Conservación de la energía: el primer principio de la termodinámica.
- La energía interna. El principio de conservación de la energía.
- El equivalente mecánico del calor: la experiencia de Joule.
- El segundo principio de la termodinámica: la entropía.
- Entropía y la segunda ley de la termodinámica. Entropía y probabilidad.
- La entropía y el desorden. La entropía y la flecha del tiempo.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Interpretar gráficas y tablas.
- Resolver problemas numéricos en los que tiene lugar un equilibrio térmico.
- Interpretar esquemas en los que se indica el flujo de energía entre dos cuerpos o sistemas.
- Interpretar esquemas en los que se muestran las partículas que forman la materia y su movimiento, y relacionar este movimiento con la temperatura.
- Calcular de manera cuantitativa los efectos que causa el calor: dilatación de cuerpos, cambios de estado o aumento de temperatura.
- Elaborar gráficas que muestren el aumento de temperatura o los cambios de estado que se producen en una sustancia en función del tiempo.
- Interpretar gráficos de líneas, barras o sectores relacionados con el calentamiento global de la Tierra.

Actitudes

- Adoptar hábitos encaminados a ahorrar energía.
- Valorar las medidas tomadas por los organismos correspondientes y encaminadas a solucionar el problema del calentamiento global.
- Mostrar gusto por buscar explicaciones racionales a los fenómenos que se producen en la naturaleza.

EDUCACIÓN EN VALORES

1 Educación medioambiental

El calentamiento global del planeta es un problema serio en nuestros días. En una unidad donde el calor es el protagonista no podemos dar la espalda a este asunto, aunque muchos de los tópicos que aparecen al abordarlo caen fuera del mundo de la física.

Es particularmente importante destacar a los alumnos que no basta con comprometerse a lograr algo. Los compromisos adoptados a nivel internacional deben cumplirse. Algunos países recibieron fuertes críticas por no suscribir el compromiso de Kioto, pero las críticas deberían ser las mismas para aquellos que se comprometieron y que no están cumpliendo sus promesas.

2. Educación para el consumo responsable

Cuando la energía se degrada se transforma en calor. Y es difícil transformar el calor de nuevo en energía. Para conseguirlo es necesaria una fuente a temperatura menor y no resulta energéticamente rentable cuando la fuente se consigue artificialmente. La idea de pérdida efectiva de energía cuando se convierte en calor genera responsabilidad medioambiental sobre el alumno y favorece un consumo responsable.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Interpretar gráficas y tablas relacionadas con el calentamiento de una sustancia.
2. Resolver problemas numéricos en los que tiene lugar un equilibrio térmico. Con cambios de estado o sin ellos.
3. Relacionar el movimiento microscópico de las partículas que forman la materia con la temperatura.
4. Explicar el concepto de entropía y relacionarlo con los conceptos de probabilidad y de flecha del tiempo.
5. Calcular de manera cuantitativa los efectos que causa el calor: dilatación de cuerpos, cambios de estado o aumento de temperatura.

1. Clasifica los siguientes sistemas en abiertos, cerrados y aislados:

- | | |
|--------------------------|----------------------------------|
| a) Un virus. | f) Un frigorífico. |
| b) El motor de un avión. | g) El mercurio en un termómetro. |
| c) El mar. | h) Una planta. |
| d) Un motor eléctrico. | i) Una pila. |
| e) El universo. | |

Abiertos: pues pueden intercambiar materia y energía con el entorno: a), b), c), h) y el frigorífico f).

Cerrados: pues no pueden intercambiar materia, sino solo energía: d), g), i) (mientras no esté estropeada) y el frigorífico f) si se mantiene cerrado.

Aislados: no pueden intercambiar ni materia ni energía con el entorno. En realidad no existen más que como aproximaciones, excepto por el universo e), que si se define como «todo lo que hay»; no tiene entorno con el que intercambiar nada.

2. Señala qué afirmaciones son verdaderas:

- a) La temperatura es el calor que tienen los cuerpos.
- b) Un cubito de hielo a 0 °C puede ceder calor a otro que está a -10 °C.
- c) El calor es la energía que tienen los cuerpos calientes.
- a) Es falsa porque la temperatura no es otra cosa que una medida de la energía cinética del movimiento atómico aleatorio del que antes hablamos.
- b) Sí es verdad que un cuerpo a 0 °C puede transferir energía *térmica* a otro a -10 °C (que está a menor temperatura). Coloquialmente se dice que «le cede calor».
- c) Es falsa porque el calor no es una energía, sino un modo de transferencia de energía entre cuerpos a distinta temperatura y debido al movimiento aleatorio de sus partículas a escala atómica.

3. Completa la tabla:

	Temperatura (°C)	Temperatura (K)
Temperatura media de la Tierra	15	298
Temperatura del espacio profundo	-270	3
Temperatura de la superficie del Sol	5607	5880
Temperatura más fría registrada en los polos	-89	184
Temperatura calculada para el centro del Sol	$15,7 \cdot 10^6$	$15,7 \cdot 10^6$
Temperatura de un horno a fuego medio	180	453
Temperatura típica de ignición de la gasolina	260	533

4. ¿Por qué no pueden existir temperaturas por debajo del cero absoluto?

El cero absoluto, «cero Kelvin» (0 K), corresponde a una energía cinética media de las partículas del sistema igual a cero. Como las energías cinéticas son siempre positivas o cero $\left(E_{\text{cin}} = \frac{1}{2}mv^2\right)$ ese valor medio nunca puede ser negativo. Dicho de otro modo: cuando las partículas ya están quietas no pueden ir más despacio.

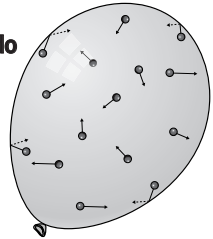
5. ¿La temperatura es una propiedad macroscópica o microscópica? Es decir, ¿podemos hablar de la temperatura de una partícula o se necesita un sistema con muchas partículas?

La temperatura, definida de modo que sea proporcional al valor medio de la energía cinética de las partículas, es una propiedad estadística de los sistemas de muchas partículas. En ese sentido, no es una propiedad microscópica (un átomo o molécula no tienen temperatura definida), sino macroscópica (pues solo los agregados de muchas partículas tienen definido el valor medio de la energía cinética) y, además, solo se puede hablar de temperatura en estados de equilibrio.

6. Imagina los átomos y moléculas del aire en un globo cerrado en continuo movimiento caótico, moviéndose a cientos de metros por segundo y chocando con las paredes...

a) ¿Cuál es el momento lineal (cantidad de movimiento) total de las moléculas?
Pista: ¿es capaz de moverse solo el globo?

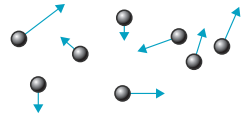
b) Explica la respuesta al apartado anterior teniendo en cuenta el carácter vectorial del momento lineal de cada partícula y el tipo de movimiento (ordenado o caótico) que tiene.



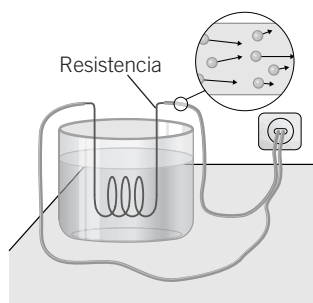
El momento lineal total del globo es cero, pues de otro modo, se movería solo.

Esto es así porque el momento lineal total es la suma de los momentos de las partículas $\vec{p}_{\text{TOTAL}} = \sum_{k=1}^N \vec{p}_k$ (donde \vec{p}_k es el momento de una partícula, y Σ denota la suma de los momentos individuales).

Ahora bien, las partículas se mueven al azar, de modo que sus momentos lineales también son aleatorios; apuntan en cualquier dirección y sus módulos están distribuidos de modo que su suma será cero; la suma no puede apuntar en ninguna dirección particular si no hay otras fuerzas presentes.



7. Existen jarras con una resistencia eléctrica en su interior usadas para calentar agua y preparar infusiones. Si nuestro sistema es el agua contenida en uno de esos recipientes:



- a) ¿Qué tipo de movimiento tienen los electrones que forman la corriente eléctrica que circula por la resistencia, ordenado o desordenado? Es decir, ¿se trata de movimiento térmico, o no?
- b) Indudablemente, hay una transferencia de energía al agua. ¿Es en forma de calor o de trabajo? Pista: ¿forma la resistencia parte del entorno, definido como todo aquello que NO es el sistema?
- c) ¿Qué sucede con otras formas de hervir el agua (una cazuela en una cocina de gas, un vaso en un microondas)? ¿La transferencia de energía se lleva a cabo en forma de trabajo o de calor?
- a) Los electrones de la corriente se mueven ordenadamente por el cable; eso es una corriente eléctrica.
- b) Como los electrones (mejor dicho, su movimiento) son la causa de la transferencia de energía y estos se mueven ordenadamente por el conductor, que forma parte de los alrededores (o entorno) del sistema, se trata de trabajo (aunque intuitivamente diríamos que la resistencia se calienta y, por tanto...).
- c) En una cocina de gas, la transferencia de energía es en forma de calor, pues en los alrededores del sistema el movimiento de las partículas es aleatorio. En un microondas diríamos que es trabajo, pues las ondas electromagnéticas que agitan a las moléculas (de agua) del sistema no suponen un movimiento caótico, sino coherente y ordenado.

8. ¿Cuántos julios «recibe» una persona que toma 3000 kcal cada día en su dieta?

$$\text{Como } 1 \cancel{\text{kcal}} \cdot \frac{1000 \cancel{\text{cal}}}{1 \text{kcal}} \cdot \frac{4,19 \text{ J}}{1 \cancel{\text{cal}}} = 4190 \text{ J, entonces}$$

$$3000 \text{ kcal} \cdot \frac{1000 \cancel{\text{cal}}}{1 \cancel{\text{kcal}}} \cdot \frac{4,19 \text{ J}}{1 \cancel{\text{cal}}} = 1,257 \cdot 10^7 \text{ J}$$

9. ¿Qué energía térmica hay que suministrarle a un vaso de agua (unos 100 g) para calentarlo desde los 25 °C hasta los 98 °C? ¿Y a la misma cantidad de aceite de oliva? (Consulta la tabla de calores específicos.) Nota: la temperatura de ebullición del aceite de oliva es de unos 300 °C. Cuando freímos algo, NO hervimos el aceite, sino el agua que contienen los alimentos.

Para calentar 100 g de agua de 25 °C a 98 °C; suponiendo que no hay ebullición, pues en los cambios de estado la cosa cambia, se cumple para la energía térmica:

$$Q = c \cdot m \cdot \Delta T \text{ (siendo } c \text{ el calor específico)} \rightarrow$$

$$\rightarrow Q_{\text{agua}} = 4180 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} = 0,1 \text{ kg} \cdot 73 \text{ K} \approx 30500 \text{ J}$$

Si se trata de agua, nada cambia salvo que $c \approx 1680 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$

$$Q_{\text{aceite}} = 12300 \text{ J (mucho menor)}$$

Lo que es (una) razón para freír con aceite y no cocinar con agua.

10. Transforma los valores de calor específico de la tabla de J/(kg · K) a cal/(g · °C).

Para pasar de J/(kg · K) a cal/(g · °C)

$$1 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} = 1 \left(\frac{1}{4,19} \right) \text{ cal} = 2,4 \cdot 10^4 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot \text{°C}}$$

- 1 cal = 4,19 J
- 1 000 g = 1 kg
- Un °C es igual que un K, aunque los orígenes de cada escala difieran.

Material	c [cal/(g · °C)]
Cobre	0,093
Acero	0,11
Vidrio	0,20
Aluminio	0,21
Oxígeno (g)	0,22
Nitrógeno (g)	0,25
Aceite de oliva (l)	0,70
Madera (*)	0,42
Vapor de agua	0,47
Hielo (-10 °C)	0,50
Agua líquida	1

(*) Hay muchos tipos de madera.

11. Se introduce una barra de 200 g de acero a 80 °C en un recipiente con 5 litros de agua a 20 °C. ¿Cuánto aumenta la temperatura del agua? Dato: $c_{\text{acero}} = 0,45 \text{ kJ}/(\text{kg} \cdot \text{K})$.

En el equilibrio térmico se equilibran las temperaturas ($a t_F$) y toda la energía térmica (calor) que uno cede es absorbida por el otro:

$$|Q_{\text{absorbido}}| = |Q_{\text{cedido}}| \rightarrow$$

$$\rightarrow c_a \cdot m_a \cdot (t_F - t_{a0}) = -c_s \cdot m_s \cdot (t_F - t_{s0})$$

Ya que no hay cambios de estado.

El agua (a), que empieza a temperatura t_{a0} y termina a una temperatura mayor t_f absorbe ($Q > 0$) para bajar desde t_{s0} hasta t_f . Por eso se cambia de signo el «calor» cedido por el acero.

Despejamos la temperatura final t_f

$$\begin{aligned} (\text{AGUA}) c_a m_a t_f - c_a m_a t_{a0} &= c_s m_s t_f + c_s m_s t_{s0} (\text{ACERO}) \rightarrow \\ \rightarrow c_a m_a t_f + c_s m_s t_f &= c_s m_s t_{s0} + c_a m_a t_{a0} \rightarrow \\ \rightarrow (c_a m_a + c_s m_s) \cdot t_f &= c_s m_s t_{s0} + c_a m_a t_{a0} \end{aligned}$$

Usando los valores numéricos: $m_a = 5 \text{ kg}$ y $c_a = 4180 \text{ J/kg} \cdot \text{K}$:

$$\begin{aligned} t_f &= \frac{c_s m_s t_{s0} + c_a m_a t_{a0}}{c_a m_a + c_s m_s} = \\ t_f &= \frac{0,45 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 80^\circ\text{C} \cdot 0,2 \text{ kg} + 4,18 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 20^\circ\text{C} \cdot 5 \text{ kg}}{4,18 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 5 \text{ kg} + 0,45 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 0,2 \text{ kg}} = 20,3^\circ\text{C} \end{aligned}$$

La temperatura del agua sube de 20°C a $20,3^\circ\text{C}$, ya que la masa de acero era pequeña y, además, el agua tiene un calor específico «grande» (frente al acero).

- 12. En una experiencia de laboratorio se introduce una bola de 50 g de cobre inicialmente a 80°C en un calorímetro que contiene 0,5 litros de agua a 20°C . La temperatura de la mezcla es de $20,6^\circ\text{C}$. Calcula el calor específico del cobre.**

En el equilibrio, el calor «cedido» por el cobre lo «absorbe» el agua íntegramente:

$$\begin{aligned} |Q_{\text{absorbido}}|_{\text{agua}} &= |Q_{\text{cedido}}|_{\text{cobre}} \rightarrow \\ \rightarrow c_a \cdot m_a \cdot (t_f - t_{a0}) &= -c_s \cdot m_s \cdot (t_f - t_{c0}) \text{ (no hay cambios de estado)} \end{aligned}$$

El calor específico del cobre es (a estas temperaturas):

$$\begin{aligned} c_c &= \frac{c_a m_a \cdot (t_f - t_{a0})}{m_c \cdot (t_{c0} - t_f)} = \frac{4,18 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 0,5 \text{ kg} \cdot (20,6^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C})}{0,050 \text{ kg} \cdot (80^\circ\text{C} - 20,6^\circ\text{C})} \rightarrow \\ \rightarrow c_c &= 0,42 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \end{aligned}$$

- 13. Calcula el coeficiente de dilatación lineal del aluminio sabiendo que cuando calentamos 50°C una varilla de 1 m su longitud aumenta 1,2 mm.**

En este caso es válida: $L = L_0 (1 + \alpha \cdot \Delta T)$. Y queremos despejar ΔT :

$$\begin{aligned} L &= L_0 (1 + \alpha \cdot \Delta T) \rightarrow L = L_0 + \alpha \cdot \Delta T \rightarrow \\ \rightarrow \alpha &= \frac{L - L_0}{L_0 \Delta T} = \frac{1,2 \text{ mm}}{1000 \text{ mm} - 50^\circ\text{C}} = 2,4 \cdot 10^{-5} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1} \end{aligned}$$

- 14.** Si tragamos 200 g de hielo sacado de un congelador casero a una temperatura de $-18\text{ }^{\circ}\text{C}$, primero el hielo se calienta hasta los $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, luego se funde y finalmente se vuelve a calentar hasta unos $36\text{ }^{\circ}\text{C}$. Emplea los datos de la tabla y calcula cuánto varía nuestra energía en el proceso.

Pista: considera que nosotros y el hielo constituimos un sistema aislado; si el hielo pierde energía, nosotros la ganamos, y viceversa.

En primer lugar, le cedemos calor al hielo hasta llevarlo a la temperatura de fusión ($-18\text{ }^{\circ}\text{C} \rightarrow 0\text{ }^{\circ}\text{C}$):

$$Q_1 = c_H \cdot m_H \cdot \Delta T = 2090 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot ^{\circ}\text{C}} \cdot 0,2 \text{ kg} \cdot 18\text{ }^{\circ}\text{C} = 7500 \text{ J}$$

Luego lo fundimos:

$$Q_2 = m_H \cdot L_{H, \text{cong}} = 0,2 \text{ kg} \cdot 334 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} = 67 \text{ kJ} = 67\,000 \text{ J}$$

Y finalmente lo calentamos hasta los $36\text{ }^{\circ}\text{C}$:

$$Q_3 = c_A \cdot m_A \cdot \Delta T = 4180 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot ^{\circ}\text{C}} \cdot 0,2 \text{ kg} \cdot 36\text{ }^{\circ}\text{C} = 30\,100 \text{ J}$$

En total, $Q = 7500 \text{ J} + 67\,000 \text{ J} + 30\,100 \text{ J} = 105\,000 \text{ J} = 105 \text{ kJ}$ (que son como 25 kcal).

¡Esta no es una buena manera de adelgazar!

- 15.** Ahora, al revés, ¿qué diferencia de calorías hay entre beberse un té frío (a $4\text{ }^{\circ}\text{C}$) y uno caliente (a $45\text{ }^{\circ}\text{C}$)? Supongamos que el calor específico del té es como el del agua.

Supongamos $c_{\text{Té}} = 4,18 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot ^{\circ}\text{C}} = c_A$. En una taza de té hay unos 200 g.

En nuestro cuerpo, el té frío se ha de calentar desde los $4\text{ }^{\circ}\text{C}$ hasta nuestros $36\text{ }^{\circ}\text{C}$, para lo que absorbe (y nosotros perdemos) la energía térmica.

$$Q_{\text{Té}, F} = c_{\text{Té}} \cdot m_{\text{Té}} \cdot \Delta T_{\text{Té}, F} = -4\,180 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot ^{\circ}\text{C}} \cdot 0,2 \text{ kg} \cdot (36\text{ }^{\circ}\text{C} - 4\text{ }^{\circ}\text{C}) = -26\,800 \text{ J}$$

mientras que el té caliente se ha de enfriar desde los $45\text{ }^{\circ}\text{C}$ hasta los $36\text{ }^{\circ}\text{C}$, de modo que pierde (de ahí el signo «-») y nosotros ganamos la energía térmica.

$$Q_{\text{Té}, C} = c_{\text{Té}} \cdot m_{\text{Té}} \cdot \Delta T_{\text{Té}, C} = -4\,180 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot ^{\circ}\text{C}} \cdot 0,2 \text{ kg} \cdot (36\text{ }^{\circ}\text{C} - 45\text{ }^{\circ}\text{C}) = -7\,500 \text{ J}$$

Suponiendo (lo que no es exacto, pero sí aproximadamente cierto) que $c_{\text{Té}}$ no cambia en ese rango de temperaturas.

- 16.** Cuando colocamos las manos por encima de una hoguera se calientan antes que si las colocamos lateralmente. ¿Por qué? ¿De qué forma nos llega el calor en cada caso?

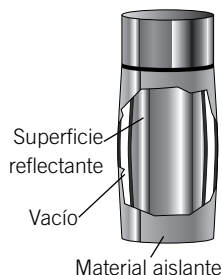
Si ponemos las manos encima el calor nos llega por radiación (poco) y, sobre todo, por convección, pero esta forma está mucho menos presente si no ponemos las manos encima, sino en los laterales, en cuyo caso el fuego nos calienta por radiación casi exclusivamente.

- 17. Si durante un viaje por el espacio salimos de la nave, necesitaremos un traje para no morir congelados (la temperatura allí es de unos 3 K, es decir, -270 K). ¿De qué mecanismos de transmisión del calor debemos protegernos? Pista: en el espacio profundo apenas hay materia..., es el vacío más perfecto posible.**

El único mecanismo de transferencia de calor que puede sobrevivir en el vacío es la radiación electromagnética, que no requiere un soporte material.

- 18. Analiza cómo el diseño de un termo intenta minimizar los tres modos de transmisión del calor asociando los elementos que aparecen en la figura con uno o más de ellos.**

El vacío intenta minimizar las pérdidas por conducción y convección. El recubrimiento reflectante se ocupa de minimizar la radiación (sobre todo infrarroja) que se escapa y el material aislante (que suele ser un medio poroso, con mucho aire) trata de minimizar la conducción.



- 19. ¿Por qué no apreciamos un aumento de la temperatura del agua cuando nos tiramos desde un trampolín, si nuestra energía potencial se convierte en calor al llegar al agua? ¿Podrías apoyar tu respuesta con una estimación numérica?**

Basta hacer un cálculo aproximado para verlo. Si estamos en un trampolín a 10 m del agua, nuestra energía potencial arriba respecto del agua, y suponiendo que nuestra masa es de 60 kg, será:

$$E_p = mg \cdot \Delta h = 60 \text{ kg} \cdot 9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \cdot 10 \text{ m} = 5900 \text{ J} = 1400 \text{ cal}$$

- 20. Imagina que calentamos el aire contenido en un globo (ese aire será nuestro sistema) y, como consecuencia, el globo se expande.**
- ¿Ha habido transferencia de energía térmica o calor? ¿Qué signo tiene?
 - ¿Se produce algún trabajo en el proceso? ¿«Lo hace» el sistema o los alrededores?
 - ¿Qué signo tiene el trabajo?
 - La variación de energía interna del aire ¿coincide con el calor suministrado o es diferente? Si es diferente, ¿es mayor o menor?

a) Sí, le hemos transferido calor (energía térmica) al sistema:

$$Q > 0$$

b) y c) El globo se expande «contra» los alrededores y pierde energía:

$$W < 0$$

d) $\Delta U = Q + W$, no coincide con Q , sino que a causa del trabajo $W < 0$, es menor.

21. Imagina una filmación en la que los fragmentos de una copa de vidrio que hay en el suelo se reúnen todos y saltan a una mesa, en la que se colocan formando una copa intacta.

a) ¿Sería posible ese proceso? Es decir, ¿está prohibido por la ley de conservación de la energía o alguna otra? (No olvides que los átomos y las moléculas a temperatura ambiente tienen velocidades térmicas del orden de cientos de metros por segundo.)

b) ¿Cuál es la probabilidad de que se produzca este proceso?

a) y b) El proceso no está prohibido, pero sí es extremadamente improbable la «conspiración» entre los átomos de todos los fragmentos por devolverlos al lugar de origen.

Los $10^{\text{veintitantos}}$ átomos de cada fragmento deberían adquirir a la vez las velocidades exactas necesarias para reunirse con los demás.

22. A veces se oye que la vida «va en contra de la entropía», ya que el estado más probable de un ser vivo –que no es más que un montón de partículas– no parece ser el estar vivo y organizado, sino convertirse en un montón de átomos y moléculas desorganizadas. Repasa el enunciado de la segunda ley para encontrar la condición que los seres vivos no cumplen.

Los seres vivos no son –en absoluto– aislados, puesto que continuamente intercambiamos energía y materia con el entorno.

23. ¿Qué utilidad tienen las prendas aislantes que nos ponemos en invierno?

Evitar la pérdida de energía térmica por conducción y convección a un entorno más frío.

24. ¿Por qué la temperatura del cuerpo humano ronda siempre los 37 °C y no se alcanza el equilibrio térmico con el entorno, que suele estar a una temperatura más baja?

El cuerpo humano mantiene, mediante un complicado sistema «homeostático», una temperatura superior a la ambiental (normalmente) porque es óptima para las reacciones y procesos químicos en los que se basa la actividad de nuestras células.

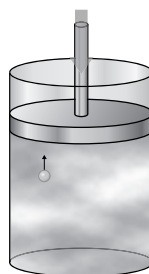
25. ¿Por qué alteramos siempre la medida cuando introducimos un termómetro en un recipiente con poco líquido para conocer su temperatura?

(Pista: explica cuáles son las transferencias de calor que se producen entre el propio termómetro y el líquido.)

La transferencia de energía térmica entre sistema y termómetro es grande en relación a la energía del sistema en el enunciado.

Si el termómetro está «más frío» (a menor temperatura) que el medio, este perderá energía, que ganará si está «más caliente» (a mayor temperatura).

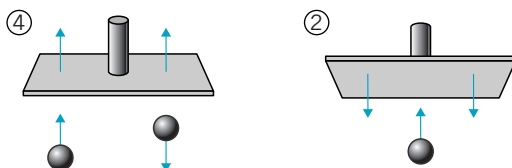
26. Para investigar la transferencia de energía a un gas encerrado en un cilindro cerrado con un pistón queremos saber lo que les ocurre a sus moléculas al comprimirlo bajando el émbolo (ver figura).



- ¿Rebotan con la misma velocidad que si el pistón estuviera quieto?
- ¿Cómo es la energía cinética de las partículas que rebotan en comparación con el caso en que el pistón está inmóvil?
- Teniendo en cuenta que todas las energías cinéticas de las partículas contribuyen a la energía total del gas, ¿qué sucede con esta última?
- Repite el ejercicio para el caso en el que el volumen del gas aumenta (el pistón sube).

a), b), c) y d) Si las partículas rebotan contra un pistón que se aleja, su energía cinética disminuye en promedio, ya que le están comunicando una parte. ①

Por contra, si el pistón se acerca, las partículas rebotarán con más energía; esto es lo que ocurre con la compresión. ②



27. ¿Por qué se calientan las manos cuando las frotamos una contra la otra?

Aumentamos la energía cinética de las moléculas de manera mecánica.

28. Algunos alimentos se enfrían más rápidamente que otros cuando los retiramos del fuego. ¿Por qué?

Distintas sustancias tienen diferentes conductividades térmicas. Por ejemplo, el metal la tiene muy alta y se enfría (y calienta) con mucha más rapidez que el ladrillo, que la tiene más baja.

29. ¿Por qué se mantiene fresca el agua de un botijo?

En el agua no todas las moléculas tienen igual velocidad. Las más rápidas tienen más probabilidades de abandonar el líquido (evaporación) y escapar por las paredes porosas rebajando así la energía cinética media del agua. Es decir, su temperatura.

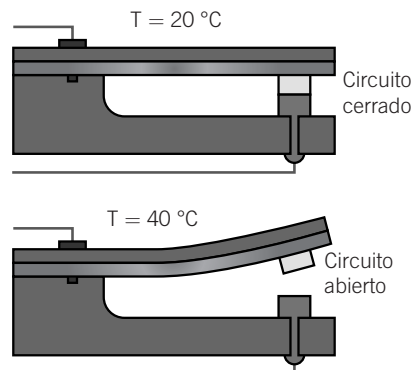


30. ¿Para qué se dejan unas juntas de dilatación en los puentes?

Para evitar roturas cuando el material se caliente y se expanda.

31. Las láminas bimetálicas están formadas por dos tiras unidas elaboradas con metales que tienen diferentes coeficientes de dilatación. Se emplean como termostatos en algunos aparatos eléctricos. Observa el dibujo y explica por qué se curva la lámina cuando aumenta la temperatura.

La clave está en el diferente coeficiente de dilatación. Al calentarse, uno de los metales se expande más que el otro, pero, como están unidos, no lo pueden hacer libremente y la pieza se deforma.



32. Frotamos dos cubitos de hielo a 0 °C que están aislados. ¿Qué ocurrirá?

- No les pasa nada porque no les damos calor.**
- Se funden porque el trabajo de rozamiento se convierte en calor.**
- Aumenta su temperatura.**

La fricción aumenta la energía cinética media de las moléculas, pero como es una temperatura de cambio de fase, esa energía se «invierte» en romper los enlaces y producir el cambio de estado, no en aumentar la temperatura.

33. Ponemos el termostato de un horno (al que vamos a considerar aislado) a 180 °C y lo dejamos conectado un buen rato, hasta que en su interior se alcance el equilibrio térmico:

- a) **¿A qué temperatura está la bandeja metálica del horno?
¿Y el aire del interior del horno?**
- b) **¿Por qué podemos abrir la puerta y meter la mano en el aire caliente unos segundos sin consecuencias, pero si tocamos la bandeja metálica sí que nos quemaremos?**

Tanto el aire como la bandeja alcanzan la misma temperatura si les damos tiempo, pero la transmisión de energía es mucho más difícil desde el aire (apenas hay conducción, por ejemplo) que desde el metal de la bandeja (muy buen conductor).

34. ¿Por qué se calienta la bomba cuando inflamamos un balón o un neumático?

Porque en la compresión (ver cuestión 26) aumenta la energía cinética media de las moléculas al chocar contra el pistón.

35. Lo mismo que el hielo necesita una aportación de 334 kJ por cada kg para fundirse a 0 °C (hay que romper los enlaces que hay entre sus moléculas), el agua líquida requiere 2 260 kJ/kg para pasar a vapor a la temperatura de 100 °C. ¿Qué tiene esto que ver con que sintamos frío en la piel al salir del agua aunque sea un día caluroso, especialmente si hay viento?

Pista: ¿qué le sucede al agua en la piel? ¿Por qué con el alcohol, que se evapora más fácilmente que el agua, ese enfriamiento es aún más notable?

En la evaporación, que no es lo mismo que la ebullición, aunque en ambas haya un paso de moléculas en la fase líquida a la fase vapor, las moléculas con mayor energía cinética abandonan el líquido (y el aire favorece el desequilibrio impidiendo que puedan volver a él) rebajando la energía cinética media de las moléculas que quedan. Esto es más notable en el alcohol, cuyas moléculas necesitan menos energía para pasar a la fase vapor.

36. A veces se puede considerar que una masa de aire seco y caliente casi no se mezcla con el aire de su entorno, como si estuviera encerrada en una bolsa y, como consecuencia, intercambia muy poca energía con sus alrededores. Al ir subiendo se encuentra con que la presión atmosférica disminuye.

- a) **¿Qué sucede con el volumen de la masa al subir?**
- b) **¿Y con su temperatura?**

Es la llamada expansión «adiabática». El aire se expande, pues la presión «externa» va disminuyendo, y, como apenas puede intercambiar energía con el entorno, también se enfría (la energía cinética media baja).

37. Tenemos un sistema termodinámico sencillo (de los que se pueden describir mediante la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad de sustancia) cuyo volumen no puede variar o puede hacerlo solo de manera insignificante.

a) ¿Qué dicen los principios de la termodinámica sobre las variaciones de su energía interna? ¿A qué se pueden deber?

b) Y entonces, ¿cómo puede cambiar su temperatura?

a) Sabemos por los principios de la termodinámica que la energía interna solo puede variar en forma de trabajo o de calor:

$$\Delta U = Q + W.$$

b) Como la temperatura es una medida de la energía cinética media, estos dos únicos modos de transferencia de energía son los únicos que pueden hacer variar la temperatura.

38. Relaciona con el segundo principio de la termodinámica.

a) Entropía.

b) Desorden.

c) Rendimiento de una máquina térmica.

d) Flecha del tiempo.

El segundo principio establece que la entropía de un sistema aislado no puede disminuir. A su vez, la entropía es una medida del desorden.

Este desorden y las probabilidades asociadas son el fundamento de la irreversibilidad y la flecha del tiempo.

Por otro lado, el segundo principio limita el rendimiento de una máquina térmica.

39. Contesta:

a) ¿La entropía de cualquier sistema siempre aumenta? Pon ejemplos para apoyar tu respuesta.

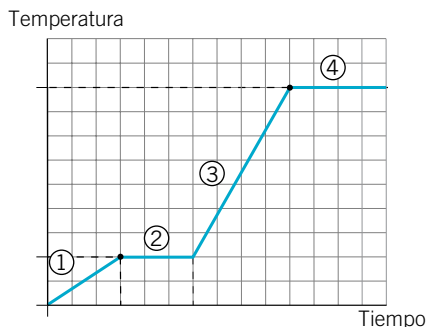
b) Explica la frase: «Los sistemas físicos tienden a evolucionar hacia estados con más desorden».

a) La entropía de un sistema en equilibrio permanece constante y si el sistema no es aislado, incluso puede disminuir (a costa de la entropía de otra parte del universo). Así, la entropía de los seres vivos puede disminuir creando mucha más entropía a su alrededor.

b) Los estados más desordenados de un sistema son más numerosos y, por tanto, más probables que los ordenados. Por eso, el sentido natural hacia los procesos más probables lo es también hacia los estados más desordenados.

40.

La siguiente gráfica representa el calentamiento de una sustancia, inicialmente en estado sólido, hasta que alcanza el estado gaseoso y se convierte en vapor. El foco calorífico proporciona calor a un ritmo constante.



- a) ¿Qué tramos de la gráfica corresponden a los cambios de estado?
- b) ¿En qué estado es mayor el calor específico de la sustancia, en estado sólido o en estado líquido?
- c) ¿Cómo lo sabes?

a) Representan cambios de estados aquellos tramos horizontales (calentamiento sin cambio de temperatura), ya que en ese caso, la energía suministrada al sistema no va a aumentar su energía cinética, sino a romper enlaces:

② → transición sólido-líquido

④ → transición líquido-vapor

b) Estamos proporcionando calor a un ritmo constante, pero la pendiente del líquido ③ es mayor que la del sólido ①.

Si nos fijamos en la ecuación:

$$Q = c \cdot m \cdot \Delta T$$

y dividimos por el tiempo que se está calentando, Δt :

$$\frac{Q}{\Delta t} = c \cdot m \cdot \frac{\Delta T}{\Delta t}$$

↓
Ritmo de aporte
de energía
(J/s)

↓
Ritmo de variación de la temperatura
(«velocidad de calentamiento»)
pendiente de la gráfica $T-t$

⇒

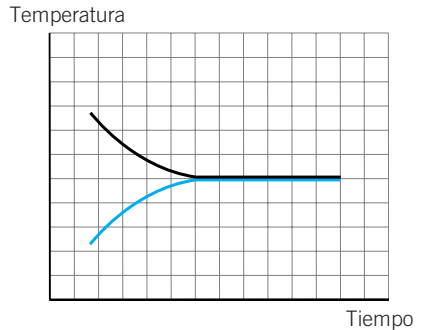
Como el miembro izquierdo es, según el enunciado, constante, en ① y ③, cuanto mayor sea la pendiente ($\Delta T/\Delta t$), menor será c para compensar.

Así pues:

$$\left. \frac{\Delta T}{\Delta t} \right|_{\text{líquido}} > \left. \frac{\Delta T}{\Delta t} \right|_{\text{sólido}} \rightarrow c_{\text{líquido}} < c_{\text{sólido}}$$

El calor específico del líquido es menor que el del sólido; con el mismo «ritmo de aporte de calor», el líquido se calienta más rápido que el sólido.

41. Observa la gráfica que representa el equilibrio térmico de dos cuerpos de la misma masa:



a) ¿Se han puesto en contacto sustancias diferentes o sustancias de la misma naturaleza? Razona la respuesta.

b) Elabora otra gráfica análoga que muestre el equilibrio térmico alcanzado cuando ponemos en contacto 5 litros de agua a 50 °C con 5 litros de agua a 40 °C. ¿Es simétrica la gráfica?

a) La gráfica es simétrica respecto de la temperatura de equilibrio. Una de las maneras de conseguirlo es partir de dos cantidades iguales (misma masa m) de la misma sustancia (igual c), lo que asegura que la variación de temperatura, ΔT , será igual para ambas en módulo (para una $\Delta T > 0$ y para la otra $\Delta T < 0$, pero con igual módulo).

b) Sí, la gráfica ha de ser simétrica:

$$|Q_1| = |Q_2| \rightarrow$$

$$\rightarrow c_1 m_1 \cdot (t_F - t_{01}) = -c_2 m_2 \cdot (t_F - t_{02})$$

$$\text{Si } c_1 = c_2 \text{ y } m_1 = m_2:$$

$$c_1 m_1 \cdot (t_F - t_{01}) = -c_2 m_2 \cdot (t_F - t_{02})$$

$$\rightarrow t_F - t_{01} = -t_F - t_{02} \rightarrow t_F = \frac{t_{01} + t_{02}}{2}; \text{ la media de } t_{01} \text{ y } t_{02}$$

42. Se vierten 2 L de agua a 80 °C en una cacerola de acero de 0,5 kg inicialmente a 20 °C.

a) ¿Qué transferencias de calor se producen? Explícalo con un esquema.

b) ¿Cuál es la temperatura final del agua?

c) ¿Y la de la cacerola?

Datos:

• $c_{\text{agua}} = 4180 \text{ J}/(\text{kg} \cdot \text{K})$.

• $c_{\text{acero}} = 450 \text{ J}/(\text{kg} \cdot \text{K})$.

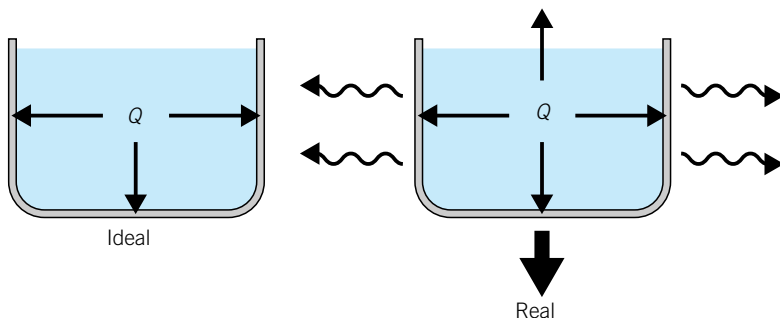
Si suponemos (lo que en este caso es falso, pero puede ser más aproximado si se tapa la cacerola...) que toda la energía térmica que pierde el agua va a parar a la cacerola y que el sistema agua + cacerola es aislado, entonces:

$$Q_{\text{agua}} = -Q_{\text{cacerola}} \rightarrow c_a m_a \cdot (t_F - t_{0a}) = c_c m_c \cdot (t_{0c} - t_F)$$

Y la temperatura final de equilibrio sería:

$$t_F = \frac{c_a m_a \cdot t_{0a} + c_c m_c \cdot t_{0c}}{c_a m_a + c_c m_c}$$

$$t_F = \frac{4180 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 2 \text{ kg} \cdot 80^\circ\text{C} + 450 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 0,5 \text{ kg} \cdot 20^\circ\text{C}}{4180 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 2 \text{ kg} + 450 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 0,5 \text{ kg}} = 78^\circ\text{C}$$



Tanto para el agua (que se enfría a 2°C) como para la cacerola (que se calienta a 58°C).

43. Un radiador de aluminio es más eficiente que un radiador de chapa de acero. Explicalo. Datos:

• $c_{\text{Al}} = 900 \text{ J}/(\text{kg} \cdot \text{K})$.

• $c_{\text{acero}} = 460 \text{ J}/(\text{kg} \cdot \text{K})$.

El objetivo del radiador es transferir energía térmica al exterior. Si el mecanismo principal de transmisión de calor al aire fuese la conducción, el parámetro relevante sería el calor específico, c (no está claro que sea así; los «radiadores» probablemente se basan más en la emisión de radiación infrarroja y el aire es un mal conductor). Eso sí, en la transferencia de energía térmica del fluido del radiador (generalmente agua, pero a veces aceite) a su cuerpo metálico sí domina la conducción.

En tal caso, $Q = cm \cdot \Delta T$, significa que a iguales m y ΔT (masa del radiador y diferencia de temperatura con el entorno), cuanto mayor es c , mayor es Q . Es decir, el aluminio ($c_{\text{Al}} > c_{\text{acero}}$) da lugar a un mayor flujo de energía térmica Q .

44. Calcula:

- a) El hielo a -5°C que podremos fundir a partir de 20 L de agua a 40°C .
 b) El hielo que podremos fundir si usamos agua a 80°C .

Para fundir todo el hielo posible lo más favorable es emplear la energía térmica del agua para fundir el hielo y dejarlo justo a 0°C y no a más temperatura (es decir, vamos a suponer que el estado final de equilibrio es agua líquida a 0°C).

Una masa de agua m_a a temperatura inicial T_{0a} cuya temperatura baja hasta T_{eq} , pierde una energía térmica

$$Q_a = c_a m_a \cdot (T_{eq} - T_{0a}) < 0$$

Por otro lado, si toda esa energía térmica la absorbe una masa de hielo m_h a temperatura T_{0h} , esta se calentará primero (en este caso desde $T_{0h} = -5 \text{ °C}$) hasta la temperatura de fusión ($T_{fh} = 0 \text{ °C}$) con la absorción de:

$$Q_{hc} = c_h m_h \cdot (T_{fh} - T_{0h}) > 0$$

y después se fundirá absorbiendo la energía térmica

$$Q_{hf} = m_h L_{fh} > 0$$

Entonces se cumple, idealmente (es decir, suponiendo que el sistema hielo + agua es aislado, de modo que ni hay pérdidas ni entra energía...):

$$|Q_a| = Q_{hc} + Q_{hf}$$

Energía cedida por el agua = energía absorbida por el hielo.

Ahora ya podemos manipular esta expresión para sacar la masa de hielo que se puede fundir, m_h :

$$-c_a m_a \cdot (T_{eq} - T_{0a}) = c_h m_h \cdot (T_{fh} - T_{0h}) + m_h L_{fh} \rightarrow$$

$$\rightarrow c_a m_a \cdot (T_{0a} - T_{eq}) = m_h \cdot [c_h (T_{fh} - T_{0h}) + L_{fh}] \rightarrow$$

$$m_h = \frac{c_a m_a \cdot (T_{0a} - T_{eq})}{c_h \cdot (T_{fh} - T_{0h}) + L_{fh}}$$

Como resulta que la temperatura final del hielo ($T_{fh} = 0 \text{ °C}$) es también la temperatura final de equilibrio (T_{eq}), finalmente tenemos:

$$m_h = \frac{c_a m_a \cdot (T_{0a} - T_{eq})}{c_h \cdot (T_{eq} - T_{0h}) + L_{fh}}$$

a) Si $m_a = 20 \text{ kg}$ (pues el volumen de agua que nos dan 20 L, tiene esa masa), $T_{0a} = 40 \text{ °C}$, $T_{0h} = -5 \text{ °C}$, $T_{eq} = 0 \text{ °C}$, $c_a \approx 4180 \text{ J/(kg} \cdot \text{°C)}$, $c_h \approx 2090 \text{ J/(kg} \cdot \text{°C)}$ y $L_{fh} = 334000 \text{ J/kg}$, resulta:

$$m_h \approx 9,7 \text{ kg}$$

b) Ahora solo cambia $T_{0a} = 80 \text{ °C}$ y entonces:

$$m_h \approx 19,4 \text{ kg}$$

45. Mezclamos 1 kg de hielo a -10 °C de temperatura con 5 L de agua a 40 °C .

a) ¿En qué estado físico se encontrará la mezcla una vez alcanzado el equilibrio térmico?

b) Calcula el calor cedido por el agua.

c) Calcula el calor absorbido por el hielo.

Podemos intuir un estado final de equilibrio hielo-agua a 0 °C (pero con cantidades relativas de las iniciales) o bien uno en el que se funde todo el hielo, sin que se pueda descartar, sin más, la posibilidad de que el agua caliente solo logre calentar el hielo sin fundirlo. Veamos.

Para llegar a 0 °C el hielo «absorberá»:

$$|Q_n| = c_n m_n \cdot |\Delta T_n| = 2090 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 1 \text{ kg} \cdot 10 ^\circ\text{C} = 2090 \text{ J}$$

Mientras el agua cederá:

$$|Q_a| = c_a m_a \cdot |\Delta T_a| = 4180 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 5 \text{ kg} \cdot 40 ^\circ\text{C} = 836\,000 \text{ J}$$

Por otro lado, para fundir el hielo hacen falta:

$$|Q_{\text{fh}}| = m_h \cdot L_{\text{FH}} = 1 \text{ kg} \cdot 334\,000 \text{ J/kg}$$

En resumen, con $2090 \text{ J} + 334\,000 \text{ J}$ se transforma todo el hielo
 $= 336\,090 \text{ J}$

en agua líquida a 0°C . Como el agua habría cedido $836\,000 \text{ J}$ para llegar a 0°C , eso quiere decir que no los alcanza: el estado final es que todo el hielo se funde y tenemos solo agua a más de 0°C y menos de 40°C , digamos a T_F . Entonces:

BALANCE	$ Q_h $	+	$ Q_{\text{fh}} $	+	$c_a m_h \cdot (T_F - t_{0h})$	=	$-c_a m_a \cdot (T_F - T_{0a})$
ENERGÉTICO:	calentar el hielo a 0°C		fundir el hielo		calentar el hielo fundido hasta T_F desde 0°C		enfriar el agua hasta T_F «calor cedido por el agua»

Ahora hay que despejar T_F :

$$T_F = \frac{c_a m_h T_{0h} + c_a m_a T_{0a} - |Q_h| - |Q_{\text{fh}}|}{c_a m_a + c_a m_h} = \frac{836\,000 - 336\,090}{25\,080} = 20^\circ\text{C}$$

El agua cede $418\,000 \text{ J}$, que son los mismos que el hielo absorbe.

- 46. Comprimos a temperatura constante y presión constante (la atmosférica normal, $P_{\text{atm}} = 101\,325 \text{ Pa} = 1 \text{ atm}$) una jeringuilla llena de aire (6 cm^3) hasta que su volumen se reduce a la mitad. Si lo hacemos de modo que la única transferencia sea en forma de trabajo, ¿cuánto ha cambiado la energía del aire de la jeringuilla?**

La primera ley es: $\Delta U = Q + W$.

Pero en este caso $Q = 0$.

$$\Delta U = W = -p \cdot \Delta V = +101\,325 \text{ Pa} \cdot \frac{6 \text{ cm}^3}{1\,000\,000 \frac{\text{cm}^3}{\text{m}^3}} = 0,61 \text{ J}$$

\downarrow
 compresión adiabática

Esta energía que gana el aire aumenta su temperatura.

- 47. Un gas se calienta transfiriéndole $1\,600 \text{ kcal}$ y un pistón lo comprime realizando un trabajo de 750 kJ .**
- a) ¿Cuál es la variación de energía interna?
 b) Interpreta su signo.

La primera ley es: $\Delta U = Q + W$ $\left. \begin{array}{l} Q = +1600 \text{ kcal} = 6699 \text{ kJ} \\ W = +750 \text{ kJ} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{entran} \\ \text{al} \\ \text{sistema} \end{array}$

$\Delta U = 6699 + 750 \simeq +7450 \text{ kJ}$ de *aumento* de energía interna (eso significa el signo +).

48. Calentamos el gas que hay en un cilindro con 4 500 kJ. El volumen del gas aumenta de 3 a 5 L contra la presión atmosférica (1 atm = 101 325 Pa).

a) ¿Cuál será la variación de energía interna?

b) Haz un dibujo que explique cómo ha variado la energía cinética media de las partículas del gas.

$\Delta U = Q + W$, dice la primera ley, pero $Q = +4500 \text{ kJ}$.

$$Q = +4500 \text{ kJ}$$

$$W = -p \cdot \Delta V = -101\,325 \text{ Pa} \cdot (5 - 3) \text{ L} \simeq -203 \text{ J} \rightarrow \text{La expansión hace disminuir la energía interna del gas}$$

$$(5 - 3) \text{ L} = 2 \text{ L} = 0,002 \text{ m}^3$$

Por tanto:

$$\Delta U = 4500 \text{ J} - 203 \text{ J} = 4297 \text{ J}$$

El signo «+» significa un aumento de energía interna.

49. Al quemar un mol de metano en un cilindro se produce en él una variación de energía interna de -892,4 kJ. Si esto se utiliza a su vez para producir un trabajo de 600 kJ por expansión de la mezcla de combustión, ¿cuánto calor desprendió el sistema?

Según la primera ley de la termodinámica:

$$\Delta U = Q + W$$

La disminución de energía interna de 892,4 kJ ($\Delta U = -892,4 \text{ kJ}$) tiene dos fuentes; un desprendimiento de energía térmica $Q < 0$, y una expansión que supone una «pérdida» de energía W en forma de trabajo ($W = -600 \text{ kJ}$).

$$Q = \Delta U - W = 892,4 - (-600 \text{ kJ}) = -292,4 \text{ kJ}$$

50. El balance energético terrestre es +1 W/m², es decir, en estos momentos, la Tierra devuelve al espacio 1 W/m² menos de lo que recibe del Sol, lo que, evidentemente, da lugar a un calentamiento global de la Tierra. Si volvemos a considerar al Mediterráneo como un sistema cerrado, ¿cuánto aumentará en un año la temperatura de ese mar a causa de ese vatio por metro cuadrado?

Datos:

- Área del mar Mediterráneo: $S \approx 2,5 \cdot 10^6 \text{ km}^2$.
- Profundidad media: $h \approx 1,5 \text{ km}$.

- **Densidad del agua del mar:** $d_{AM} = 1,03 \text{ g/mL}$.
- **c_e (agua de mar):** $c_{AM} \simeq 4 \text{ kJ/(kg} \cdot \text{K)}$.
- **Temperatura del agua del mar:** $T_{AM} = 20 \text{ }^\circ\text{C}$.

El mar Mediterráneo recibe del Sol, en promedio, 1 W/m^2 , es decir, en toda su área una potencia:

$$P = 1 \cdot \frac{\text{W}}{\text{m}^2} \cdot 2,5 \cdot 10^{12} \text{ m}^2 \simeq 2,5 \cdot 10^{12} \text{ W}$$

En un año hay 8766 horas, y la energía recibida es:

$$E = 2,5 \cdot 10^{12} \text{ W} \cdot 8766 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}}$$

Pero no toda esa energía será absorbida. En ausencia de más datos sobre el porcentaje reflejado digamos que la energía efectivamente absorbida por el mar es del orden de: $E_{\text{ef}} \sim 10^{19} \text{ J}$.

¿Cuánto calentará eso el agua del Mediterráneo?

$$E_{\text{ef}} = c_a \cdot m_M \cdot \Delta T \rightarrow \Delta T = \frac{E_{\text{ef}}}{c_a m_M}$$

\downarrow \downarrow
 Calor específico Masa de agua
 del agua del Mediterráneo del Mediterráneo

Como $c_a \simeq 4 \text{ kJ/kg} \cdot ^\circ\text{C}$:

$$\underbrace{m_M}_{\text{volumen}} = S \cdot h \cdot d_{AM} \text{ (densidad media)}$$

volumen = área · profundidad media

$$m_M = 2,5 \cdot 10^{12} \text{ m}^2 \cdot 1500 \text{ m} \cdot 1000 \text{ J} \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \approx 4 \cdot 10^{18} \text{ kg}$$

Y con todo esto:

$$\Delta T \sim \frac{10^{19} \text{ J}}{4 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 4 \cdot 10^{18} \text{ kg}} \simeq 0,0006 \text{ }^\circ\text{C por año}$$

51. ¿Qué significa que el coeficiente de dilatación de un gas vale $1/273 \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$?

Que el coeficiente de dilatación de un gas valga:

$$\gamma = \frac{1}{273} (^\circ\text{C})^{-1}$$

significa, teniendo en cuenta que para el volumen se cumple $V_0 = V_0 (1 + \gamma \Delta T)$, que por cada $^\circ\text{C}$ de cambio de temperatura, al volumen inicial se le suma (si T sube) o se le resta (si T baja)

una fracción $\frac{1}{273}$ de ese volumen inicial.

O de otra manera, por cada grado de variación de temperatura, el volumen queda multiplicado (si T sube) o dividido (si T baja)

por un factor $1 + \frac{1}{273}$, aproximadamente 1,004.

PRESENTACIÓN

La última unidad del libro se dedica al estudio de los fenómenos eléctricos. Dada su situación, resultará más fácil aplicar los conceptos que los alumnos han adquirido sobre la teoría cinética de la materia o la conservación de la energía. No debemos entender el estudio de la electricidad como algo alejado de estos dos aspectos fundamentales de la física.

OBJETIVOS

- Adquirir unos conocimientos básicos sobre la historia de la electricidad y de los conocimientos que las personas hemos tenido sobre los fenómenos eléctricos.
- Saber calcular la fuerza de atracción o de repulsión entre cargas eléctricas.
- Comprender cuál es la relación entre la intensidad del campo eléctrico y la fuerza ejercida sobre una partícula cargada introducida en dicho campo.
- Aprender a resolver problemas con circuitos eléctricos teniendo en cuenta la ley de Ohm y la ley de la conservación de la energía.
- Ser conscientes de la importancia de la electricidad en nuestros días. Verdaderamente podríamos decir que sin la electricidad nuestro mundo sería muy diferente.
- Saber cuáles son las magnitudes de las que depende el consumo energético de un aparato eléctrico.

CONTENIDOS

Conceptos

- La electricidad en la Antigüedad y en la Edad Media. La electricidad moderna.
- La carga eléctrica. La carga es una propiedad de las partículas. Electrificación.
- Fuerzas entre cargas eléctricas: ley de Coulomb. Constantes y unidades.
- Intercambio de cargas eléctricas en la Tierra.
- Aplicación de la ley de Coulomb a cuerpos extensos.
- Comparación entre la fuerza electrostática y la fuerza de gravedad.
- Campo y potencial eléctricos. El campo eléctrico. Representación de campos eléctricos.
- La energía potencial electrostática. Potencial electrostático.
- La corriente eléctrica y la ley de Ohm.
- La intensidad de corriente. La ley de Ohm.
- La resistencia eléctrica. Resistividad. Conductores, semiconductores y aislantes.
- Circuitos eléctricos.
- Transformaciones energéticas en un circuito. Efecto Joule.
- La pila voltaica. Generadores. Las pilas.
- Generadores y fuerza electromotriz.
- Ley de Ohm generalizada.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Resolver problemas numéricos relacionados con las fuerzas eléctricas, el campo eléctrico o el potencial eléctrico.
- Analizar experiencias y obtener conclusiones a partir de los fenómenos observados durante el desarrollo de las mismas.
- Elaborar esquemas de circuitos eléctricos empleando la simbología de manera correcta.
- Resolver problemas sobre circuitos eléctricos a partir de un esquema de los mismos.
- Dibujar las líneas que describen los campos eléctricos.
- Utilizar esquemas a la hora de resolver problemas donde es necesario aplicar la ley de Coulomb.
- Utilizar adecuadamente algunos aparatos de medida relacionados con la electricidad: amperímetro, voltímetro, óhmetro y polímetro.

Actitudes

- Fomentar hábitos de ahorro de la energía eléctrica.
- Valorar adecuadamente la importancia de los avances producidos en el campo de la electricidad.
- Valorar el trabajo de todos los científicos que han hecho posible que dispongamos en la actualidad de un conocimiento tan completo sobre los fenómenos eléctricos.
- Adoptar hábitos seguros a la hora de manipular aparatos eléctricos.

EDUCACIÓN EN VALORES

1. Educación para la salud

El manejo de aparatos eléctricos debe ser llevado a cabo teniendo en cuenta una serie de normas, tal y como se cita en esta unidad. Los alumnos jóvenes son valientes, pero hay que resaltar que no hay que confundir valentía con idiotez.

Los circuitos eléctricos son peligrosos (salvo aquellos como muchos de los manejados en el laboratorio en el que el generador es una simple pila de unos pocos voltios), por lo que debemos desconectar la corriente antes de realizar manipulaciones en un aparato o en las instalaciones.

Es importante no cometer imprudencias y evitar que otros las cometan, señalizando adecuadamente los peligros.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Calcular la fuerza de atracción o de repulsión entre cargas eléctricas.
2. Dibujar las líneas de fuerza del campo eléctrico creado por una o varias cargas.
3. Calcular la intensidad del campo eléctrico o el potencial eléctrico debidos a la presencia de una o varias cargas eléctricas del mismo tipo o de tipos distintos.
4. Aplicar la teoría cinética y la ley de la conservación de la energía para explicar algunos de los fenómenos observados en los circuitos eléctricos.
5. Resolver problemas con circuitos en los que aparecen varias resistencias y/o generadores acoplados en serie o en paralelo.
6. Tomar medidas en circuitos eléctricos con la ayuda de un polímetro.
7. Identificar algunos materiales buenos conductores de la corriente eléctrica.

1. Se cargan dos pequeñas esferas con cargas q_1 y q_2 de igual signo y se mide la fuerza de repulsión entre ellas para diferentes distancias obteniéndose los siguientes resultados:

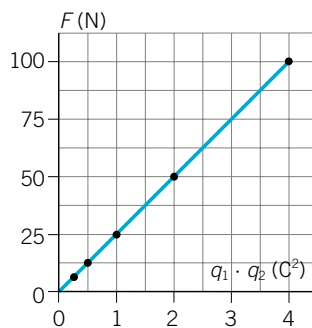
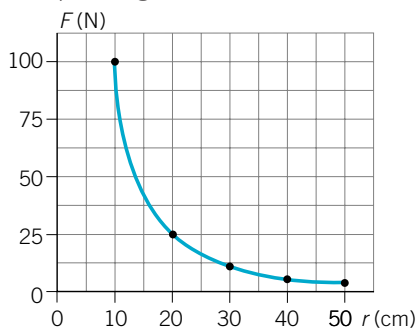
r (cm)	10	20	30	40	50
F (N)	100	25	11,1	6,25	4

Manteniendo ahora fija la distancia, se mide la fuerza al variar la carga de una de ellas o de ambas:

$q_1 \cdot q_2$ (C ²)	4	2	1	0,5	0,25
F (N)	100	50	25	12,5	6,25

- a) Representa gráficamente los datos de ambas tablas.
¿Qué conclusión obtienes?
- b) A la vista de los resultados anteriores, demuestra que se cumple la ley de Coulomb.

a) Respuesta gráfica.



b) En la primera tabla se ve que la fuerza varía con el inverso del cuadrado de la distancia. Al duplicarse, triplicarse, cuadruplicarse, etc., la distancia, la fuerza se reduce a la cuarta, novena, décimosexta parte...

En la segunda tabla se ve que la fuerza es proporcional al producto de las cargas. Si el producto $q_1 \cdot q_2$ se reduce a la mitad, cuarta parte, etc., la fuerza se hace la mitad, cuarta parte, etc.

2. Dos protones se repelen con una fuerza de $5,8 \cdot 10^{-19}$ N cuando están separados por una distancia de $2 \cdot 10^{-5}$ cm. Calcula el valor de la carga de cada protón.

$$F = K \frac{q^2}{d^2} \rightarrow q = \sqrt{\frac{F \cdot d^2}{K}} = d \cdot \sqrt{\frac{F}{K}} =$$

$$= 2 \cdot 10^{-5} \cdot \sqrt{\frac{5,8 \cdot 10^{-19}}{9 \cdot 10^9}} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

3. Dos esferas cargadas se atraen con una fuerza determinada.

- a) **¿Cómo se ve afectado el valor de la fuerza si triplicamos el valor de la carga de cada esfera?**
 b) **¿Y si la reducimos a la tercera parte?**

a) Si se triplica el valor de la carga de cada esfera la fuerza se multiplica por 9.

$$F = K \frac{q \cdot q'}{d^2}; F' = K \frac{3q \cdot 3q'}{d^2} = 9K \frac{q \cdot q'}{d^2} \rightarrow F' = 9F$$

b) Se divide por 9.

$$F = K \cdot \frac{q \cdot q'}{d^2} \rightarrow F' = K \cdot \frac{\frac{q}{3} \cdot \frac{q'}{3}}{d^2} = \frac{1}{9} \cdot K \cdot \frac{q \cdot q'}{d^2} \rightarrow F' = \frac{F}{9}$$

4. ¿Qué carga adquiriría, si fuese posible, un mol de átomos de sodio (solo 23 g de sodio) si se arranca un electrón de cada átomo? (Recuerda que 1 mol de sodio contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de sodio; $q_e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C.)

$$q = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ e/mol} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C/e} = 96\,352 \text{ C/mol}$$

5. Calcula la carga supuesta igual que deberían tener la Tierra y la Luna para que la fuerza de repulsión eléctrica entre ellas igualase a la fuerza de atracción gravitatoria.

Datos: $M_T = 6 \cdot 10^{24}$ kg; $M_L = 7,4 \cdot 10^{22}$ kg; $d_{T-L} = 384\,400$ km.

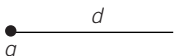
$$F_g = G \frac{M \cdot m}{d^2} = 6,67 \cdot 10^{-11} \cdot \frac{6 \cdot 10^{24} \cdot 7,4 \cdot 10^{22}}{384\,400\,000} = 2 \cdot 10^{20} \text{ N}$$

$$F_e = K \frac{Q^2}{d^2} \rightarrow Q = d \cdot \sqrt{\frac{F_e}{K}} = 384\,400\,000 \cdot \sqrt{\frac{2 \cdot 10^{20}}{9 \cdot 10^9}} = 5,7 \cdot 10^{13} \text{ C}$$

6. ¿A qué distancia deben situarse dos cargas iguales de $10 \mu\text{C}$ para que la energía potencial eléctrica del sistema sea de 10 J ?

$$E_p = K \frac{q^2}{d} \rightarrow d = K \frac{q^2}{E_p} = \frac{9 \cdot 10^9 \cdot (10^{-5})^2}{10} = 0,09 \text{ m}$$

7. A cierta distancia de una carga puntual la intensidad del campo eléctrico es 3 N/C y el potencial es de 6 V . Calcula el valor de la carga y la distancia hasta ella.



$$E = K \frac{q}{d^2} \quad V = K \frac{q}{d}$$

$$\frac{V}{E} = \frac{K \frac{q}{d}}{K \frac{q}{d^2}} = d \rightarrow d = \frac{6 \text{ V}}{3 \text{ N/C}} = 2 \text{ m}$$

$$q = \frac{V \cdot d}{K} = \frac{6 \text{ V} \cdot 2 \text{ m}}{9 \cdot 10^9 \frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2}} = 1,3 \cdot 10^{-9} \text{ C}$$

8. **Por un conductor circula una intensidad de 0,3 A y la diferencia de potencial entre sus extremos es de 40 V. ¿Cuál es su resistencia?**

$$\text{De la ley de Ohm: } R = \frac{V}{I} = \frac{40 \text{ V}}{0,3 \text{ A}} = 133,3 \Omega$$

9. **Si conectamos una resistencia de 45 Ω a una pila de 9 V, ¿cuánta intensidad circula por la resistencia?**

$$\text{De la ley de Ohm: } I = \frac{V}{R} = \frac{9 \text{ V}}{45 \Omega} = 0,2 \text{ A}$$

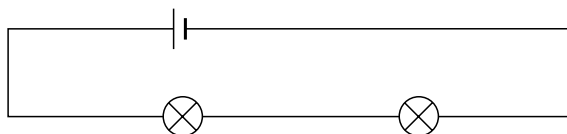
10. **Calcula la resistencia de una barra de plomo de 15 cm de longitud y 5 mm de diámetro. Dato: $\rho_{\text{Pb}} = 2,2 \cdot 10^{-5} \Omega \cdot \text{cm}$.**

$$R = \rho_{\text{Pb}} \cdot \frac{L}{S} = 2,2 \cdot 10^{-5} \Omega \cdot \text{cm} \cdot \frac{15 \text{ cm}}{\pi \cdot (2,5 \cdot 10^{-1})^2 \text{ cm}^2} = 4 \Omega$$

11. **En un circuito dos bombillas están montadas de tal forma que al fundirse una se apaga la otra.**

a) **Di si se trata de un montaje en serie o en paralelo.**

b) **¿Qué inconvenientes tiene este montaje? ¿Se te ocurre algún circuito donde puede resultar útil?**

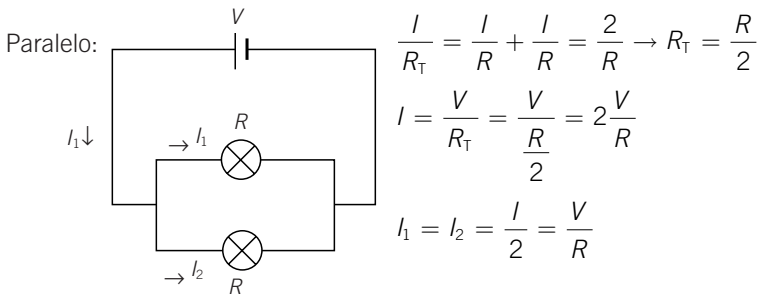
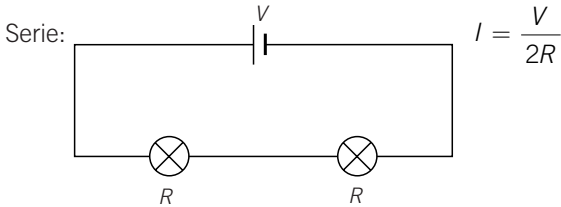


- a) Es un montaje en serie.
 b) El principal inconveniente es que al fundirse una se interrumpe la corriente y se apagan todas.

Este tipo de montaje en serie se suele utilizar en el alumbrado de árboles de Navidad. Se asocian muchas pequeñas bombillas en serie de forma que la resistencia total sea relativamente alta y la intensidad que circule por ellas, baja.

- 12. Si se tienen dos bombillas conectadas a un circuito, ¿cuándo dan más luz, cuando se conectan en serie o cuando se conectan en paralelo? (Ayuda: la disposición que produce mayor iluminación es aquella que hace que la intensidad de corriente sea mayor.)**

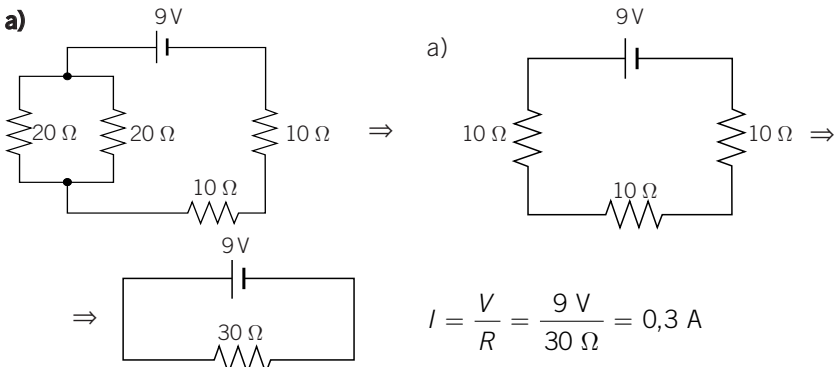
Quando se conectan en paralelo. Vamos a verlo de forma fácil suponiendo dos bombillas iguales.



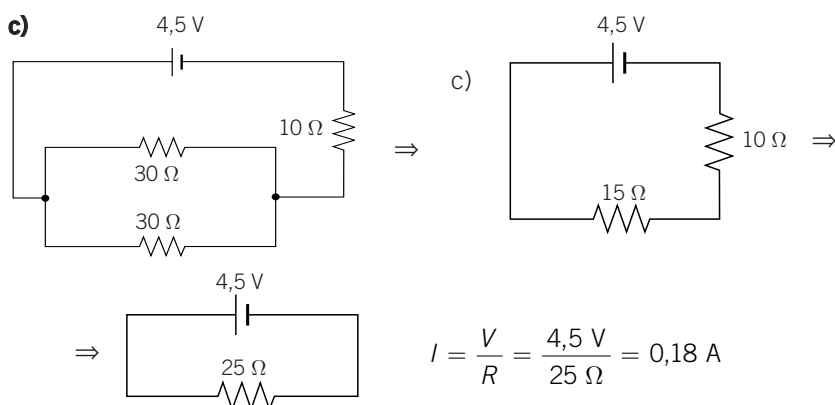
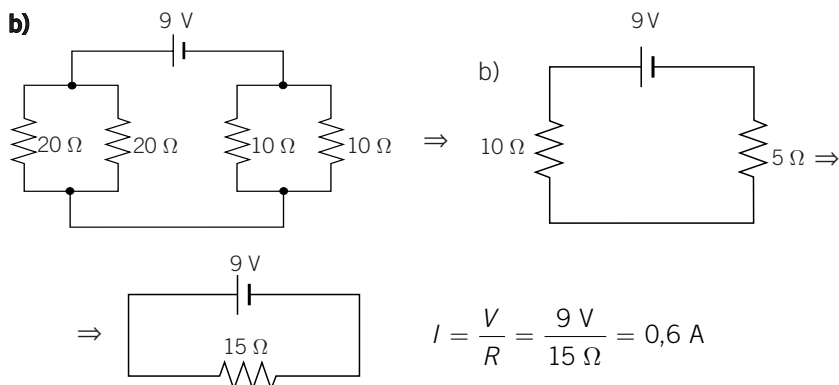
Por cada rama pasará una corriente $\frac{V}{R}$, que es doble que la que pasa por cada una de las bombillas en serie.

- 13. Calcula la intensidad que circulará por cada resistencia en los siguientes circuitos.**

La resistencia equivalente a dos iguales en paralelo es la mitad de una de ellas.



14 Electricidad



- 14. Una resistencia de $3\ \Omega$ es capaz de disipar una potencia máxima de 15 W . Calcula la máxima diferencia de potencial a la que puede conectarse.**

$$P = I^2 R \rightarrow I = \sqrt{\frac{P}{R}} = \sqrt{\frac{15\text{ W}}{3\ \Omega}} = 2,23\text{ A}$$

$$\text{De la ley de Ohm: } V = IR = 2,23\text{ A} \cdot 3\ \Omega = 6,7\text{ V}$$

- 15. En un anuncio de un televisor se indica que solo cuesta verlo $0,81\ \text{€}$ al mes (3 horas diarias). Dato: $1\text{ kWh} \rightarrow 0,1\ \text{€}$.**

a) Calcula la potencia eléctrica del aparato.

b) Halla la intensidad de corriente que circula por él cuando se conecta a la red eléctrica convencional (230 V).

a) $3 \cdot 30 = 90$ horas al mes.

$$\text{kWh consumidos al mes} = \frac{0,81}{0,1\ \text{/kWh}} = 8,1\text{ kWh}$$

$$P = \frac{8,1 \text{ kWh}}{90 \text{ h}} = 0,09 \text{ kW} = 90 \text{ W}$$

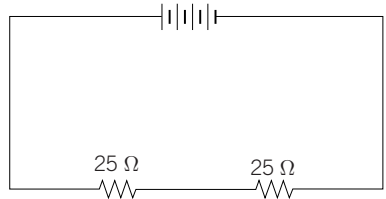
$$\text{b) } P = VI \rightarrow I = \frac{P}{V} = \frac{90 \text{ W}}{230 \text{ V}} = 0,4 \text{ A}$$

16. ¿Por qué muchos aparatos necesitan varios generadores colocados en serie para funcionar (mandos a distancia, juguetes, etc.)?

Porque necesitan una corriente superior a la que obtendría de una sola pila (generador).

Varios generadores colocados en serie proporcionan una intensidad que viene dada por: $I = \frac{\Sigma V}{R}$, que es superior a la de uno solo.

17. Calcula el voltaje proporcionado por cada generador (todos los generadores son iguales) para que la intensidad de corriente en cada resistencia de la figura sea de 480 mA.



De la ley de Ohm:

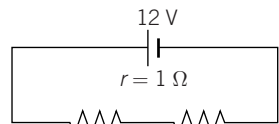
$$I = \frac{V_T}{R} \rightarrow V_T = IR = 0,48 \text{ A} \cdot 50 \Omega = 24 \text{ V}$$

$$V_T = \Sigma V_i = 24 \text{ V (hay cuatro pilas en serie)} \rightarrow V = \frac{V_T}{4} = \frac{24 \text{ V}}{4} = 6 \text{ V}$$

18. ¿Qué ventaja tiene colocar los generadores en paralelo si no aumenta la diferencia de potencial?

La ventaja es el tiempo que suministran energía (tiempo hasta que se consumen). El tiempo se multiplica por el número de generadores.

19. Un circuito consta de un generador de 12 V y resistencia interna de 1 Ω y dos resistencias de 20 y 30 Ω conectadas en serie.



$$R_1 = 20 \Omega \quad R_2 = 30 \Omega$$

$$R = R_1 + R_2 + r = 20 \Omega + 30 \Omega + 1 \Omega = 51 \Omega$$

a) Calcula la diferencia de potencial entre los extremos de las resistencias.

b) Comprueba que la suma es inferior a la fem ε del generador.

$$\text{De la ley de Ohm: } \Delta V = IR \rightarrow I = \frac{V}{R} = \frac{12 \text{ V}}{51 \Omega} = 0,23 \text{ A}$$

$$V_{20\Omega} = IR_1 = 0,23 \text{ A} \cdot 20 \Omega = 4,6 \text{ V}$$

$$V_{30\Omega} = IR_2 = 0,23 \text{ A} \cdot 30 \Omega = 6,9 \text{ V}$$

$$V_{20\Omega} + V_{30\Omega} = 11,5 \text{ V} < 12 \text{ V} = \text{fem}$$

20. Contesta razonadamente a las siguientes preguntas:

- a) ¿Qué son las cargas eléctricas?
- b) ¿Cómo podemos detectar que un objeto está cargado?
- c) ¿Cómo pueden acumularse cargas eléctricas en un objeto y luego pasarlas a otros objetos?
- d) ¿Circulan las cargas con la misma facilidad por todos los materiales?
- e) ¿Cuántos tipos de carga hay?
- f) ¿Cómo actúan unas cargas sobre otras?
 - a) La carga eléctrica es una propiedad de la materia.
 - b) Poniendo otra carga en sus proximidades y viendo si se ejercen fuerzas sobre ella. En caso afirmativo, el objeto está cargado.
 - c) Frotándolo con otro. Uno se carga positivamente, y el otro, negativamente. Una vez cargado, si se pone en contacto con otros (por ejemplo, la Tierra), se descarga al transferirse carga de uno al otro.
 - d) No. Circulan bien por los conductores y mal por los dieléctricos.
 - e) Dos. \oplus y \ominus .
 - f) Las del mismo signo se atraen y las de distinto signo se repelen.

21. ¿Qué quiere decir que la fuerza entre dos partículas cargadas es directamente proporcional al valor de cada una de las cargas e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que las separa? Pon otros ejemplos de proporcionalidad directa e inversa que conozcas.

Que al aumentar (duplicarse, triplicarse...) alguna de las cargas la fuerza se duplica, triplica, etc.

Por lo que respecta a la distancia, al duplicarse, triplicarse la distancia, la fuerza se hace la cuarta, la novena... parte, respectivamente.

22. ¿En cuánto deberíamos variar la distancia entre dos cargas si al hacer una de ellas cuatro veces más grande queremos que la fuerza siga siendo la misma?

$$F = K \frac{q_1 \cdot q_2}{d^2}. \text{ Si } q_1 \rightarrow 4q_1 \text{ y } d \rightarrow 2d:$$

$$F' = K \frac{4q_1 \cdot q_2}{(2d)^2} = K \frac{\cancel{4}q_1 \cdot q_2}{\cancel{4}d^2} = F$$

Al duplicar la distancia la fuerza queda igual.

23. Tenemos una carga q que se encuentra en el punto medio entre dos cargas Q iguales y del mismo signo.

a) ¿Qué fuerza se ejerce sobre la carga q ?

b) ¿Depende esta fuerza del signo de q ?

a) La fuerza sobre q es cero. Cada Q ejerce una fuerza igual y opuesta sobre q .

b) No. En cualquier caso la fuerza es cero. En un caso cada Q repele a q ; y en otro, la atrae con la misma fuerza.

24. Teniendo en cuenta la definición de culombio, ¿sabrías expresar la carga de un electrón en culombios?

1 C es la carga de $6,24 \cdot 10^{18}$ electrones.

$$e^- = \frac{1}{6,24 \cdot 10^{18} \text{ e/C}} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C/e}$$

25. Imagina: ¿qué pasaría si una noche, mientras dormimos, todas las cargas positivas se convirtieran instantáneamente en negativas y, a la vez, todas las negativas se convierten en positivas sin que hubiera más cambios?

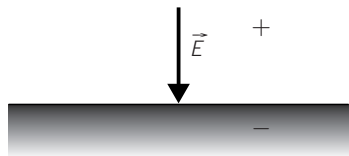
No notaríamos ningún cambio.

26. Cuando se lava un petrolero con chorros de agua a gran presión hay que ser especialmente cuidadoso para que no se produzca una explosión de los vapores del combustible. Basándote en todo lo que hemos estudiado en este tema, intenta explicar por qué puede producirse la explosión, así como las medidas que deben tomarse para evitarla. Recuerda que los cuerpos se cargan al frotarlos.

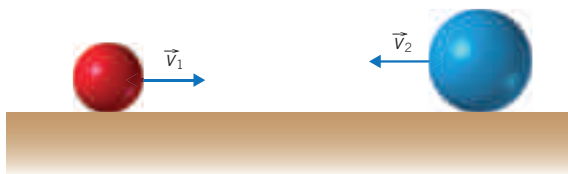
Hay que ser cuidadosos para que no se produzcan chispas como consecuencia de las cargas que se forman por rozamiento de los chorros de agua con las paredes de los tanques, que inflamarán los vapores de combustible.

27. Se sabe que en las proximidades de la superficie de la Tierra hay un campo eléctrico de valor 100 N/C que apunta hacia la superficie. Entonces, ¿la Tierra tiene carga eléctrica positiva o negativa?

El campo eléctrico (\vec{E}) apunta de las cargas \oplus a las \ominus ; según esto, la carga eléctrica de la Tierra es negativa.



28. Dos partículas A y B se aproximan como indica la figura.



- a) Si suponemos que A y B son dos cargas eléctricas, ¿puede decirse algo sobre el signo de sus cargas?
- b) ¿Qué otros tipos de fuerzas entre partículas o cuerpos conoces además de las eléctricas?
- a) Si comienzan a moverse acercándose, es porque tienen signos opuestos.
- b) Fuerzas gravitatorias, magnéticas (en realidad electromagnéticas), nuclear, etc.

29. Contesta razonadamente: ¿cómo están colocadas las bombillas en una vivienda: en serie o en paralelo?

En paralelo.

Si estuviesen en serie, al fundirse una se apagarían (no funcionarían) todas las demás porque interrumpiría la corriente que pasa por ellas.

30. Se dispone de dos pilas iguales y se las quiere utilizar en un circuito. Como se ha visto, se pueden asociar de dos formas distintas, en serie y en paralelo. Podrías explicar la diferencia que existe entre ambas conexiones a la hora de transmitir energía a las cargas.

Serie: el potencial de ambas es igual a la suma de potenciales.

$$V_T = 2V$$

Como el potencial (o fuerza electromotriz) es la energía por unidad de carga, a mayor potencial mayor energía y, por tanto, mayor corriente.

$$I = \frac{V_T}{R} = \frac{2V}{R}$$

Paralelo: el potencial de ambas es igual al de una de ellas.

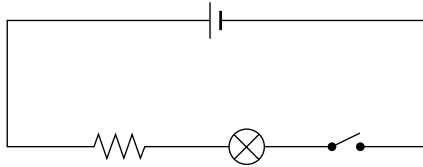
En este caso, la energía suministrada a las cargas es la misma que si hubiese una sola pila.

La diferencia con el caso anterior es que aumenta el tiempo que se suministra dicha energía. En otras palabras, dos pilas en paralelo suministran la misma corriente que una, pero tardan el doble (aproximadamente) en consumirse.

$$I = \frac{V}{R}$$

31. Dibuja el esquema de un circuito formado por los siguientes elementos:

- Una pila.
- Una resistencia.
- Una bombilla en serie con la resistencia.
- Un interruptor.



32. ¿Por qué son tan gruesos los cables que conducen la corriente eléctrica desde las centrales eléctricas hasta las ciudades?

Porque deben transportar intensidades muy altas, y para ello deben tener baja resistencia.

$$R = \rho \cdot \frac{l}{S}$$



De la ecuación anterior se deduce que cuanto mayor es S , menor es la resistencia de un conductor.

33. Explica brevemente de qué factores depende la resistencia de un conductor. Escribe la relación matemática de dicha dependencia en función de la conductividad.

$$R = \rho \cdot \frac{l}{S}; R = \frac{1}{\sigma} \cdot \frac{l}{S}; \sigma: \text{conductividad}; \sigma = \frac{1}{\rho}$$

La conductividad es la inversa de la resistividad.

Factores de los que depende R	}	ρ : resistividad depende del material: a mayor ρ , mayor R .
		l : longitud: a mayor longitud, mayor resistencia (proporcionalidad directa).
		S : sección transversal (área): a mayor sección, menor resistencia (proporcionalidad inversa).

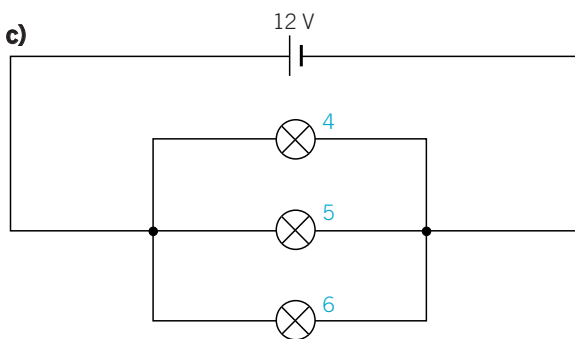
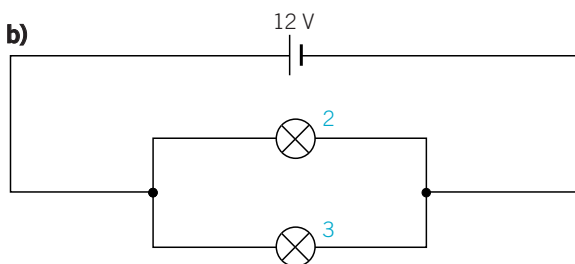
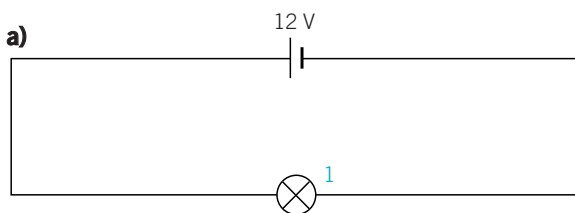
34. Los faros de un automóvil, ¿están conectados en serie o en paralelo? Razona la respuesta.

En paralelo; si no, al fundirse uno quedaría inutilizado el otro.

35. Enumera algunos de los efectos producidos por la corriente eléctrica que conozcas y comenta alguna aplicación de los mismos.

- Efecto térmico: estufas, calentadores...
- Efecto luminoso (derivado del efecto térmico): los cuerpos calientes emiten luz a partir de determinadas temperaturas.
- Efecto químico: recubrimiento de metales mediante electrolisis.
- Efecto magnético: electroimanes.

36. En los circuitos de la figura, indica qué bombilla luce más o, lo que es lo mismo, ¿por cuál circula una intensidad de corriente mayor?



$$\begin{cases} I_a = \frac{V}{R} \\ I_b = \frac{V}{R'} & R' = \frac{R}{2} \rightarrow I_b = \frac{2V}{R} \\ I_c = \frac{V}{R''} & R'' = \frac{R}{3} \rightarrow I_c = \frac{3V}{R} \end{cases}$$

Por cada rama de b) pasa una corriente $I_b = \frac{V}{R}$

Por cada rama de c) pasa una corriente $I_c = \frac{V}{R}$

Como la intensidad que atraviesa cada bombilla es la misma, todas lucen igual.

- 37. Reconstruye el razonamiento y los cálculos que nos llevaron a decir que un automóvil de unos 1000 kg sometido a una fuerza constante de $9 \cdot 10^9$ N tardaría unos tres segundos en recorrer los aproximadamente 40 000 km de la circunferencia terrestre.**

$$F = 9 \cdot 10^9 \text{ N} \rightarrow a = \frac{F}{m} = \frac{9 \cdot 10^9 \text{ N}}{1000 \text{ kg}} = 9 \cdot 10^6 \text{ m/s}^2$$

El espacio recorrido en 3 s sería:

$$s = \frac{1}{2} at^2 = \frac{1}{2} \cdot \frac{9 \cdot 10^9 \text{ N}}{1000 \text{ kg}} \cdot 9 \text{ s}^2 = 4,05 \cdot 10^8 \text{ m} = 4,05 \cdot 10^5 \text{ km} = 40 500 \text{ km}$$

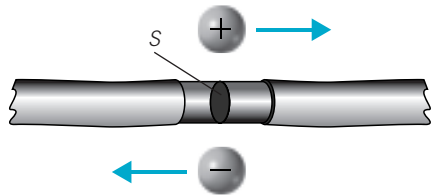
La longitud del ecuador terrestre es de unos 40 000 km.

- 38. Supón que 0,5 C de carga positiva y 0,5 C de carga negativa pasan en la misma dirección y sentido cada segundo por un punto.**

- a) ¿Cuál es el valor de la intensidad de la corriente?
b) ¿Y si el sentido de los flujos de carga es el opuesto?

a) $I = \frac{q_{\text{neta}}}{t} = 0$

Si nos fijamos en un punto del conductor, la carga neta que pasa por segundo es cero.



- b) En este caso, la corriente es de 1 A.

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{0,5 \text{ C} + 0,5 \text{ C}}{1 \text{ s}} = 1 \text{ A}$$

- 39. En un circuito con una pila de 12 V se han montado tres resistencias en paralelo de 2 Ω , 3 Ω y 4 Ω .**

- a) ¿Por cuál de ellas la intensidad es mayor?
b) Haz un dibujo de dicho circuito.

a) $\frac{1}{R_T} = \frac{1}{2 \Omega} + \frac{1}{3 \Omega} + \frac{1}{4 \Omega} = \frac{6 + 4 + 3}{12} \Omega^{-1} \rightarrow$

$$\rightarrow R_T = \frac{12}{13} \Omega = 0,92 \Omega$$

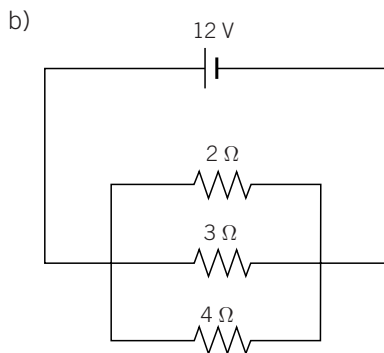
Por tanto:

$$I = \frac{V}{R_T} = \frac{12 \text{ V}}{\frac{12}{13} \Omega} = \frac{\cancel{12} \cdot 13}{\cancel{12}} \text{ A} = 13 \text{ A}$$

14 Electricidad

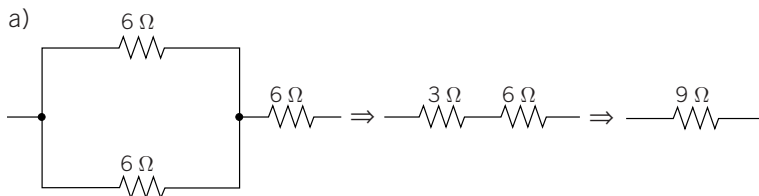
La intensidad de 13 A se reparte por cada rama de forma inversamente proporcional a la resistencia. Y resulta:

$$I_{2\Omega} = 6 \text{ A} ; I_{3\Omega} = 4 \text{ A} ; I_{4\Omega} = 3 \text{ A}$$



40. Contesta:

- a) ¿Cómo se tienen que asociar tres resistencias de 6Ω cada una de manera que la resistencia equivalente del conjunto sea 9Ω ?
- b) ¿Cuál de las tres resistencias disipa más energía? ¿Por qué?
- c) ¿Y para que sea de 4Ω ?

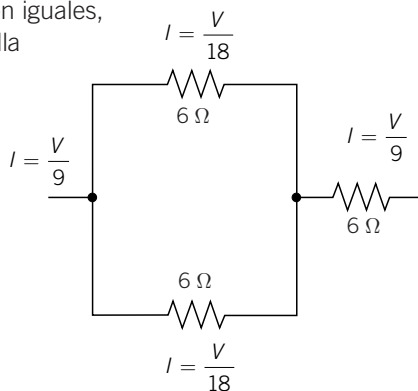


La resistencia equivalente a las dos de 6Ω en paralelo es de 3Ω , que sumadas a la de 6Ω en serie con los anteriores, da 9Ω .

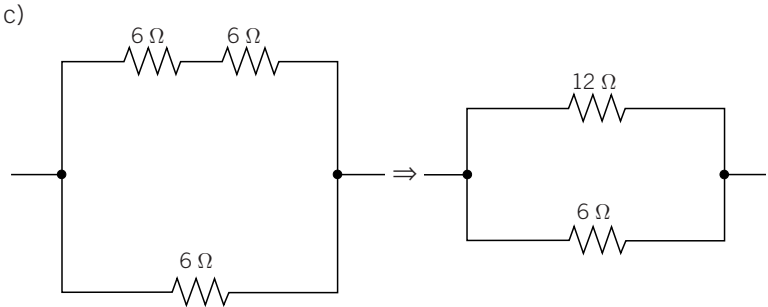
- b) La energía disipada en cada resistencia viene dada por:

$$E = I^2 R t$$

Como las tres resistencias son iguales, disipará mayor energía aquella por la que circule mayor intensidad.



Es decir, la de 6Ω en serie.



$$\frac{1}{R} = \frac{1}{6 \Omega} + \frac{1}{12 \Omega} = \frac{3}{12} \Omega^{-1} \rightarrow R = \frac{12}{3} \Omega = 4 \Omega$$

41. La parte baja de una nube tormentosa almacena 20 C de carga. Si se produce un relámpago que dura 10^{-3} s, ¿cuál es la intensidad de la corriente que fluye a la Tierra?



$$I = \frac{Q}{t} = \frac{20 \text{ C}}{10^{-3} \text{ s}} = 2 \cdot 10^4 \text{ A}$$

42. Se tiene una resistencia de inmersión de 1500 W conectada a 230 V. Calcula el valor de la resistencia y la corriente que circula por ella.

$$P = VI \rightarrow I = \frac{P}{V} = \frac{1500 \text{ W}}{230 \text{ V}} = 6,5 \text{ A}$$

$$R = \frac{V}{I} = \frac{230 \text{ V}}{6,5 \text{ A}} = 35,3 \Omega$$

43. ¿Cuál es la resistencia de una lámpara cuyas indicaciones son 60 W, 230 V? Calcula la potencia consumida cuando se conecta a una tensión de 120 V.

$$P = VI \rightarrow I = \frac{P}{V} = \frac{60 \text{ W}}{230 \text{ V}} = 0,26 \text{ A}$$

$$R = \frac{V}{I} = \frac{230 \text{ V}}{0,26 \text{ A}} = 881,6 \Omega$$

$$\text{Cuando se conecta a } 120 \text{ V: } I' = \frac{V'}{R} = \frac{120 \text{ V}}{881,6 \Omega} = 0,14 \text{ A,}$$

$$\text{y la nueva potencia es } P' = V' \cdot I' = 120 \text{ V} \cdot 0,14 \text{ A} = 16,3 \text{ W}$$

44. La resistividad del cobre es $1,76 \cdot 10^{-6} \Omega \cdot \text{cm}$.

a) Calcula la resistencia de un hilo de cobre de 2 m de longitud y $0,1 \text{ mm}^2$ de sección.

b) ¿Por qué se usa tanto el cobre en los hilos conductores?

$$a) R = \rho \cdot \frac{l}{S} = 1,76 \cdot 10^{-6} \Omega \cdot \text{cm} \cdot \frac{200 \text{ cm}}{0,001 \text{ cm}^2} = 0,35 \Omega$$

b) Por su baja resistencia debido a su baja resistividad o alta conductividad.

45. Una batería de $\varepsilon = 9 \text{ V}$ y resistencia interna de 1Ω está conectada a un circuito en el que hay tres resistencias de 3, 4 y 5Ω conectadas en paralelo.

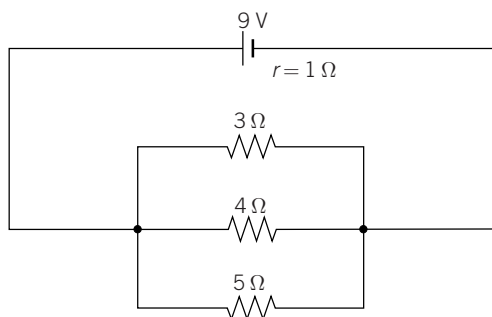
Calcula:

a) La resistencia equivalente.

b) La intensidad del circuito.

c) La diferencia de potencial en cada resistencia.

d) La diferencia de potencial existente entre los bornes del generador.



$$a) \frac{1}{R_T} = \frac{1}{3 \Omega} + \frac{1}{4 \Omega} + \frac{1}{5 \Omega} = \frac{20 + 15 + 12}{60} \Omega^{-1} \rightarrow$$

$$\rightarrow R_T = \frac{60}{47} \Omega = 1,3$$

$$b) I_T = \frac{V}{R_T + r} = \frac{9 \text{ V}}{\left(\frac{60}{47} + 1\right) \Omega} = 3,9 \text{ A}$$

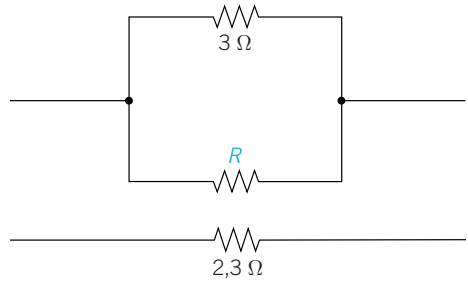
c) La diferencia de potencial en cada resistencia es la misma y se puede calcular como producto de la I_T por la R_T .

$$V = I_T \cdot R_T = 3,9 \text{ A} \cdot 1,3 \Omega = 5,1 \text{ V}$$

d) La diferencia de potencial entre los bornes del generador es igual a la fuerza electromotriz menos el producto $I_T \cdot r$.

$$V_{\text{borne-generador}} = \varepsilon - I \cdot r = 9 \text{ V} - 3,9 \text{ A} \cdot 1 \Omega = 5,1 \text{ V} = I_T \cdot R_T, \text{ como era de esperar}$$

46. ¿Qué resistencia R hay que asociar con otra de 3Ω para que la resistencia equivalente sea de $2,3 \Omega$?



$$\frac{1}{R_T} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{1}{2,3 \Omega} = \frac{1}{3 \Omega} + \frac{1}{R} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{1}{R} = \frac{1}{2,3 \Omega} - \frac{1}{3 \Omega} = 0,77 \Omega^{-1} \rightarrow R = 1,3 \Omega$$

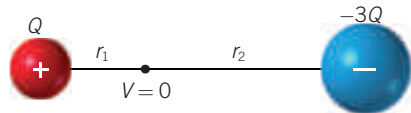
47. Sobre una de carga de $4 \cdot 10^{-5} \text{ C}$ y masa $2 \cdot 10^{-2} \text{ g}$ situada en un campo eléctrico actúa una fuerza de $1,2 \cdot 10^{-3} \text{ N}$.
- Calcula el valor del campo.
 - ¿Qué aceleración presenta la carga?
 - ¿De qué magnitudes depende el valor de dicha aceleración?

a) $E = \frac{F}{q} = \frac{1,2 \cdot 10^{-3}}{4 \cdot 10^{-5}} \text{ N/C} = 30 \text{ N/C}$

b) $a = \frac{F}{m} = \frac{1,2 \cdot 10^{-3}}{2 \cdot 10^{-5}} \text{ m/s}^2 = 60 \text{ m/s}^2$

- c) Depende de la fuerza eléctrica sobre la carga, es decir, del valor del campo y de la masa de la partícula.

48. Dos cargas Q y $-3Q$ están separadas por una distancia d . ¿En qué punto de la línea que ambas cargas une se anula el potencial?

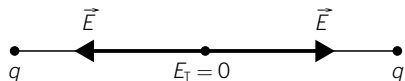


$$V = V_Q + V_{-3Q} = K \frac{Q}{r_1} - K \frac{3Q}{r_2} = 0 \rightarrow$$

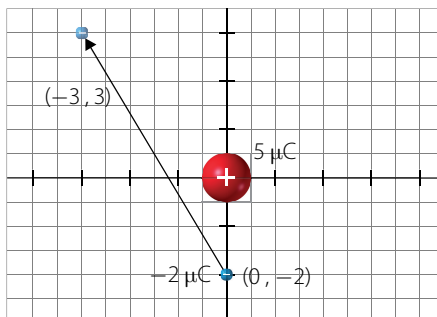
$$\rightarrow K \frac{Q}{r_1} - K \frac{3Q}{r_2} = 0 \rightarrow \frac{1}{r_1} = \frac{3}{r_2} \rightarrow r_2 = 3r_1$$

49. Dos cargas iguales están separadas una distancia d . ¿En qué punto de la línea que las une se anula el campo?

Si las cargas son iguales en valor y signo, el campo se anula en el punto medio de la línea que las une porque los campos son iguales en módulo y de distinto sentido en dicho punto.



50. Una carga eléctrica de $5 \mu\text{C}$ se encuentra fija en el origen de coordenadas. Otra carga de $-2 \mu\text{C}$ pasa del punto $(0, -2)$ m al punto $(-3, 3)$ m. Calcula el trabajo realizado por las fuerzas del campo.



El trabajo realizado por las fuerzas del campo cuando una carga pasa de un punto a otro de un campo eléctrico es:

$$W = -\Delta E_p = -q \cdot \Delta V = -q \cdot (V_2 - V_1) = q \cdot (V_1 - V_2)$$

$$V_1 = K \frac{Q}{r_1} = 9 \cdot 10^9 \frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2} \cdot \frac{5 \cdot 10^{-6} \text{ C}}{2 \text{ m}} = 22500 \text{ V}$$

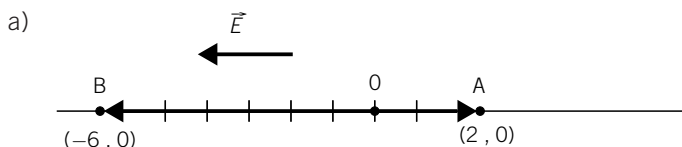
$$V_2 = K \frac{Q}{r_2} = 9 \cdot 10^9 \frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2} \cdot \frac{5 \cdot 10^{-6} \text{ C}}{\sqrt{18} \text{ m}} = 10606,6 \text{ V}$$

$$W = q \cdot (V_1 - V_2) = -2 \cdot 10^{-6} \text{ C} \cdot 11893,4 \text{ V} = -0,023 \text{ J}$$

51. Un campo eléctrico uniforme tiene el sentido de las x negativas.

a) Indica si es positiva o negativa la diferencia de potencial ($V_B - V_A$) entre los puntos A y B de coordenadas $(2, 0)$ m y $(-6, 0)$ m, respectivamente.

b) Si $V_B - V_A$ es 10^{-5} V, ¿cuál es el valor del campo eléctrico?



La diferencia de potencial entre dos puntos de un campo uniforme viene dada por:

$$\begin{aligned} V_B - V_A &= -\vec{E} \cdot \Delta \vec{r} = -\vec{E} \cdot (\vec{r}_B - \vec{r}_A) \\ \vec{r}_B - \vec{r}_A &= (-6, 0) - (2, 0) = (-8, 0) \text{ m} \\ \vec{E} &= (-E, 0) \rightarrow V_B - V_A = -(-E, 0) \cdot (-8, 0) = -8E \end{aligned}$$

La diferencia de potencial es negativa, lo que está de acuerdo con el hecho de que el campo está dirigido hacia potenciales bajos.

b) Si $\Delta V = -10^{-5}$ V, como $\Delta V = -8E$, la diferencia de potencial debe ser negativa.

$$8E = 10^{-5} \rightarrow E = \frac{10^5}{8} = 12500 \text{ N/C} \rightarrow \vec{E} = (-12500, 0) \text{ N/C}$$

52. Un electrón está situado en un campo eléctrico uniforme de intensidad 100 kV/m.

a) Determina la aceleración del electrón.

b) Calcula la velocidad cuando ha recorrido 50 mm partiendo del reposo.

Datos: $q_e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

$$E = \frac{100 \text{ kV}}{m} = 10^5 \frac{\text{V}}{\text{m}}$$

$$\text{a) } a = \frac{F}{m} = \frac{q \cdot E}{m} = \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 10^5 \text{ V/m}}{9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}} = 1,76 \cdot 10^{16} \text{ m/s}^2$$

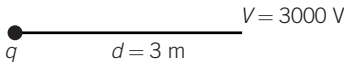
b) Del principio de conservación de la energía aplicado a una partícula que se mueve en un cuerpo eléctrico uniforme:

$$\Delta E_c = q \cdot \Delta V = q \cdot Ed \rightarrow \frac{1}{2} mv^2 = qEd \rightarrow$$

$$\rightarrow v = \sqrt{\frac{2q \cdot Ed}{m}}$$

$$v = \sqrt{\frac{2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 10^5 \cdot 5 \cdot 10^{-2}}{9,1 \cdot 10^{-31}}} = 41931,4 \text{ m/s}$$

53. El potencial a 3 m de una carga puntual es 3000 V. Halla el valor del campo en el mismo punto.



$$V = K \frac{q}{d} \rightarrow$$

$$\rightarrow Kq = Vd$$

$$E = K \frac{q}{d^2} = \frac{V \cdot d}{d^2} = 1000 \text{ N/C}$$

54. Se aceleran una partículas α (${}^4_2\text{He}^{2+}$) a través de una diferencia de potencial de 2000 V. Halla la velocidad que adquieren después de recorrer una distancia de 3 cm ($m = 4 \text{ u} = 4 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$).

Aplicando lo visto en el problema 52: $\Delta E_c = q \cdot Ed = q \cdot \Delta V$

$$\frac{1}{2} mv^2 = q\Delta V \rightarrow v = \sqrt{\frac{2q \cdot \Delta V}{m}} =$$

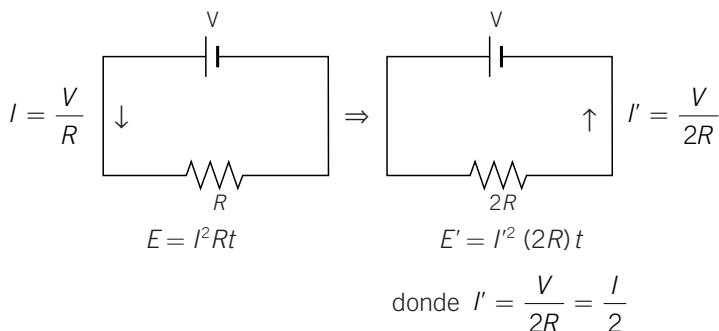
$$= \sqrt{\frac{2 \cdot 2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 2000}{4 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27}}} = 8 \cdot 10^{-14} \text{ m/s}$$

- 55. Si un cuerpo metálico cargado con una carga negativa de 10^{-6} C se descarga a tierra al ponerlo en contacto con ella, ¿ha perdido o ganado electrones? ¿Cuántos?**

Si su carga es negativa y finalmente no tiene carga, es que ha perdido electrones.

$$N_{\text{electrones perdido}} = 6,24 \cdot 10^{18} \text{ e/C} \cdot 10^{-6} \text{ C} = 6,24 \cdot 10^{12} \text{ e}$$

- 56. Si duplicamos la resistencia de una estufa, ¿cómo variará el consumo de energía cuando se conecta a la misma tensión durante el mismo tiempo?**



Por tanto:

$$E' = \frac{I^2}{4} \cdot (2R) t = \frac{I^2 R t}{2} = \frac{E}{2}$$

El consumo se reduce a la mitad.

- 57. Un cargador de un teléfono móvil funciona a 65 mA. ¿Cuántos culombios proporciona si para que la carga sea completa debe estar cargando durante 2 horas?**

$$I = \frac{Q}{t} \rightarrow Q = I \cdot t = 6,5 \cdot 10^{-4} \frac{\text{C}}{\text{s}} \cdot 3600 \cdot 2 \text{ h} \rightarrow$$

$$\rightarrow Q = 468 \text{ C}$$

- 58. Contesta:**

- a) ¿Qué quiere decir que la intensidad de una corriente es de 5 A?**
b) ¿Qué carga atravesará un conductor si por él pasa dicha intensidad durante una hora y media?

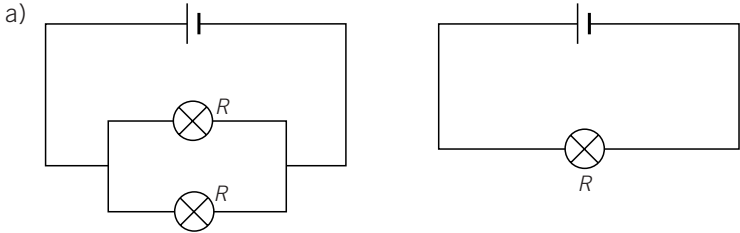
a) Que pasan 5 C por segundo a través de la sección transversal de un conductor.

b) $Q = I \cdot t = 5 \frac{\text{C}}{\text{s}} \cdot 5400 \text{ s} = 27000 \text{ C}$

59. Dos bombillas en paralelo lucen lo mismo que una sola y más que dos bombillas conectadas en serie.

a) ¿Podrías explicarlo?

b) Dibuja los circuitos con las bombillas en serie y en paralelo y aplica la ley de Ohm a los distintos casos.



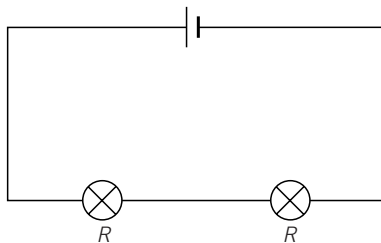
$$R_T = \frac{R}{2}$$

La resistencia equivalente a dos bombillas en paralelo es la mitad de la resistencia de una de ellas.

$$R_T = \frac{R}{2} \rightarrow I = \frac{V}{\frac{R}{2}} = 2 \frac{V}{R}$$

La intensidad del circuito en paralelo es el doble que la del circuito con una sola bombilla, pero la intensidad por cada rama es la mitad; es decir, $\frac{V}{R}$, que es la misma que la que pasa por el circuito con una bombilla. Por ello, se cumple que dos bombillas iguales en paralelo lucen lo mismo que una sola.

b) Si se conectan dos bombillas en serie:

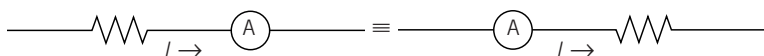


$$R_T = 2R \rightarrow I = \frac{V}{2R}$$

La intensidad que atraviesa cada una es la mitad que la que pasa por cada rama del circuito en paralelo del apartado anterior, y por eso lucen menos las dos bombillas en serie.

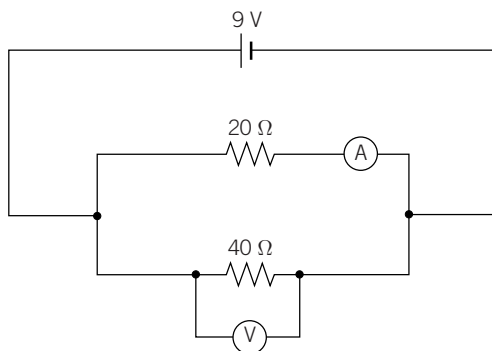
60. ¿Dónde debe conectarse un amperímetro en un circuito con una resistencia para medir la corriente, antes o después de la resistencia?

Da lo mismo, la corriente es la misma a lo largo de todo el conductor.



61. Observa el circuito:

- a) Señala qué indicará el amperímetro del esquema cuando circula la corriente por el circuito.
- b) Explica qué indicará el voltímetro del esquema cuando circula la corriente por el circuito.



$$\frac{I}{R_T} = \frac{1}{20 \Omega} + \frac{1}{40 \Omega} \rightarrow \frac{I}{R_T} = \frac{3}{40} \Omega^{-1} \rightarrow R_T = \frac{40}{3} \Omega$$

$$I_T = \frac{V}{R} = \frac{9 \text{ V}}{\frac{40}{3} \Omega} = \frac{27}{40} \text{ A} = 0,67 \text{ A}$$

- a) La corriente por cada rama es inmensamente proporcional a la resistencia. Por la resistencia de 20Ω pasará una corriente que será $\frac{2}{3}$ de la corriente total, y por la resistencia de 40Ω la corriente será $\frac{1}{3}$ de la total.

$$I_{20\Omega} = \frac{2}{3} I_T = \frac{2}{3} \cdot \frac{27}{40} \text{ A} = 0,45 \text{ A}$$

$$I_{40\Omega} = \frac{1}{3} I_T = \frac{1}{3} \cdot \frac{27}{40} \text{ A} = 0,22 \text{ A}$$

El amperímetro marcará $0,45 \text{ A}$.

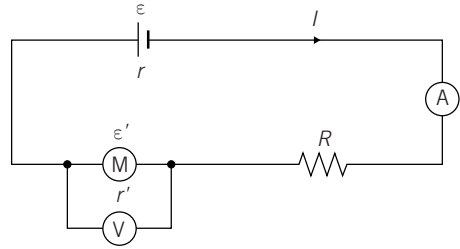
b) $V = I_T \cdot R_T = \frac{27}{40} \text{ A} \cdot \frac{40}{3} \Omega = 9 \text{ V}$ marcará el voltímetro

La tensión es la misma que la de la pila, si no se considera la resistencia interna de la misma.

62. Tenemos el siguiente circuito:

Cuando se cierra el circuito, los aparatos indican las siguientes lecturas:

- Amperímetro $\rightarrow 0,2$ A.
- Voltímetro $\rightarrow 4,4$ V.



Si sujetamos las aspas del motor para evitar que gire, observamos que la intensidad de corriente que señala el amperímetro sube a 2 A.

- Calcula la resistencia interna del motor.
- Calcula la fuerza contraelectromotriz del motor.
- ¿Cuánta energía proporciona la pila en un minuto?
- ¿Cuánta energía se invierte en hacer girar al motor?
- ¿Cuánta energía se disipa como calor debido a la resistencia interna r' del motor?
- ¿Cuánta energía se disipa como calor debido a la resistencia interna r de la pila?

Con el motor funcionando:

$$V_{AB} = \varepsilon' + I_1 \cdot r' \rightarrow 4,4 \text{ V} = \varepsilon' + 0,2 \cdot r'$$

Con el motor forzado a no girar:

$$V_{AB} = I_2 \cdot r' \rightarrow 4,4 \text{ V} = 2 r'$$

a) $r' = 2,2 \Omega$

b) $\varepsilon' = V_{AB} - 0,2 \cdot r' = 4,4 \text{ V} - 0,2 \text{ A} \cdot 2,2 \Omega = 3,96 \text{ V}$

c) $\varepsilon = 4,4 \text{ V} + \varepsilon' = 4,4 \text{ V} + 3,96 \text{ V} = 8,36 \text{ V}$

Por tanto:

$$W = P \cdot t = \varepsilon \cdot I \cdot t = 8,36 \text{ V} \cdot 0,2 \text{ A} \cdot 60 \text{ s} = 100 \text{ J}$$

d) En el motor se invierte:

$$W_M = P_M \cdot t = \varepsilon' \cdot I \cdot t = 3,96 \text{ V} \cdot 0,2 \text{ A} \cdot 60 \text{ s} = 47,5 \text{ J}$$

e) $W_Q = (I_1)^2 \cdot r' \cdot t = (0,2 \text{ A})^2 \cdot 2,2 \Omega \cdot 60 \text{ s} = 5,28 \text{ J}$

f) Con la conservación de la energía:

$$100 \text{ J} = W = W_M + W_Q + W_{R+r} = 47,5 \text{ J} + 5,28 \text{ J} + W_{R+r} \rightarrow \\ \rightarrow W_{R+r} = 47,22 \text{ J}$$

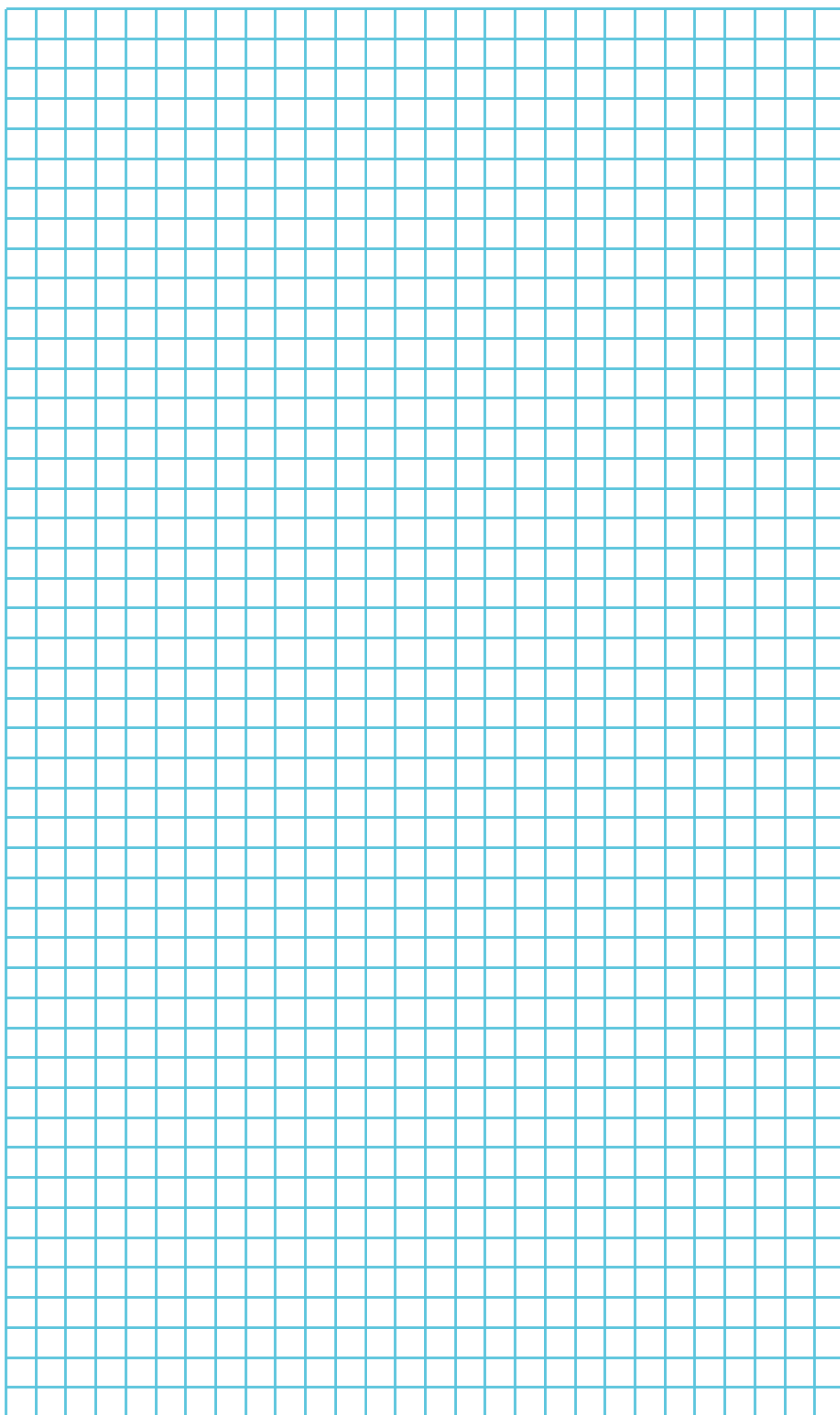
$$W_{R+r} = 47,22 \text{ J} = I^2 \cdot (R + r) \cdot t \rightarrow$$

$$\rightarrow R + r = \frac{W_{R+r}}{I_1^2 \cdot t} \rightarrow R + r = 19,675 \Omega$$

Por tanto: $r = 19,675 \Omega - R$ y $W_r = (I_1)^2 \cdot r \cdot t$.



NOTAS



Anexos

Anexo I. Tablas de constantes físicas y químicas

Cantidad
Velocidad de la luz en el vacío (c)
Constante de Newton de la gravitación (G)
Constante de Planck (h)
Carga elemental (e)
Constante de estructura fina (α)
Constante de Rydberg (R)
Radio de Bohr (a_0)
Masa del electrón
Masa del electrón (en u)
Energía equivalente a la masa del electrón
Energía equivalente a la masa del electrón (en MeV)
Relación masa electrón-protón
Relación masa electrón-neutrón
Radio clásico del electrón
Masa del muón
Masa del tauón
Masa del protón (en u)
Energía equivalente a la masa del protón
Energía equivalente a la masa del protón (en MeV)
Relación masa protón-electrón
Relación masa protón-neutrón
Masa del neutrón
Masa del neutrón (en u)
Energía equivalente a la masa del neutrón
Energía equivalente a la masa del neutrón (en MeV)
Masa de partícula α
Masa de partícula α (en u)
Energía equivalente a la masa de partícula α
Energía equivalente a la masa de partícula α (en MeV)
Constante de Avogadro (N_A)
Constante de masa atómica (1 u)
Energía equivalente a constante de masa atómica
Energía equivalente a constante de masa atómica (en MeV)
Constante de Faraday (F)
Constante molar de los gases (R)
Constante de Boltzmann (k)
Constante de Boltzmann (k) (en eV/K)
Volumen molar del gas ideal (273,15 K, 100 kPa)
Constante de Stefan-Boltzmann
Constante de la ley de desplazamiento de Wien
Masa molar del carbono-12
Atmósfera estándar
Aceleración estándar de la gravedad
Unidades
Electronvoltio
Relación julio-electronvoltio
Relación electronvoltio-julio

	Valor	Incertidumbre	Unidad
	299 792 458	(exacto)	$m \cdot s^{-1}$
	$6,6742 \cdot 10^{-11}$	$0,0010 \cdot 10^{-11}$	$m^3 \cdot kg^{-1} \cdot s^{-2}$
	$6,626 0693 \cdot 10^{-34}$	$0,000 0011 \cdot 10^{-34}$	J · s
	$1,602 176 53 \cdot 10^{-19}$	$0,000 000 14 \cdot 10^{-19}$	C
	$7,297 352 568 \cdot 10^{-3}$	$0,000 000 024 \cdot 10^{-3}$	
	10 973 731,568 525	0,000 073	m^{-1}
	$0,529 177 2108 \cdot 10^{-10}$	$0,000 000 0018 \cdot 10^{-10}$	m
	$9,109 3826 \cdot 10^{-31}$	$0,000 0016 \cdot 10^{-31}$	kg
	$5,485 799 0945 \cdot 10^{-4}$	$0,000 000 0024 \cdot 10^{-4}$	u
	$8,187 1047 \cdot 10^{-14}$	$0,000 0014 \cdot 10^{-14}$	J
	0,510 998 918	0,000 000 044	MeV
	$5,446 170 2173 \cdot 10^{-4}$	$0,000 000 0025 \cdot 10^{-4}$	
	$5,438 673 4481 \cdot 10^{-4}$	$0,000 000 0038 \cdot 10^{-4}$	
	$2,817 940 325 \cdot 10^{-15}$	$0,000 000 028 \cdot 10^{-15}$	m
	$1,883 531 40 \cdot 10^{-28}$	$0,000 000 33 \cdot 10^{-28}$	kg
	$3,167 77 \cdot 10^{-27}$	$0,000 52 \cdot 10^{-27}$	kg
	1,007 276 466 88	0,000 000 000 13	u
	$1,503 277 43 \cdot 10^{-10}$	$0,000 000 26 \cdot 10^{-10}$	J
	938,272 029	0,000 080	MeV
	1836,152 672 61	0,000 000 85	
	0,998 623 478 72	0,000 000 000 58	
	$1,674 927 28 \cdot 10^{-27}$	$0,000 000 29 \cdot 10^{-27}$	kg
	1,008 664 915 60	0,000 000 000 55	u
	$1,505 349 57 \cdot 10^{-10}$	$0,000 000 26 \cdot 10^{-10}$	J
	939,565 360	0,000 081	MeV
	$6,644 6565 \cdot 10^{-27}$	$0,000 0011 \cdot 10^{-27}$	kg
	4,001 506 179 149	0,000 000 000 056	u
	$5,971 9194 \cdot 10^{-10}$	$0,000 0010 \cdot 10^{-10}$	J
	3727,379 17	0,000 32	MeV
	$6,022 1415 \cdot 10^{23}$	$0,000 0010 \cdot 10^{23}$	mol^{-1}
	$1,660 538 86 \cdot 10^{-27}$	$0,000 000 28 \cdot 10^{-27}$	kg
	$1,492 417 90 \cdot 10^{-10}$	$0,000 000 26 \cdot 10^{-10}$	J
	931,494 043	0,000 080	MeV
	96 485,3383	0,0083	$C \cdot mol^{-1}$
	8,314 472	0,000 015	$J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$
	$1,380 6505 \cdot 10^{-23}$	$0,000 0024 \cdot 10^{-23}$	$J \cdot K^{-1}$
	$8,617 343 \cdot 10^{-5}$	$0,000 015 \cdot 10^{-5}$	$eV \cdot K^{-1}$
	$22,710 981 \cdot 10^{-3}$	$0,000 040 \cdot 10^{-3}$	$m^3 \cdot mol^{-1}$
	$5,670 400 \cdot 10^{-8}$	$0,000 040 \cdot 10^{-8}$	$W \cdot m^{-2} \cdot K^{-4}$
	$2,897 7685 \cdot 10^{-3}$	$0,000 0051 \cdot 10^{-3}$	$m \cdot K$
	$12 \cdot 10^{-3}$	(exacto)	$kg \cdot mol^{-1}$
	101 325	(exacto)	Pa
	9,806 65	(exacto)	$m \cdot s^{-2}$
	$1,602 176 53 \cdot 10^{-19} J$		
	$6,241 509 47 \cdot 10^{18} eV$		
	$1,602 176 53 \cdot 10^{-19} J$		

Anexo II. Sistema periódico de elementos

GRUPO		1	2	3	4	5	6	7	8
Configuración electrónica		s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶
ORBITALES	PERIODO	IA							
1s	1	1 ^{1,0} H Hidrógeno	II A						
2s 2p	2	3 ^{6,9} Li Litio	4 ^{9,0} Be Berilio						
3s 3p	3	11 ^{23,0} Na Sodio	12 ^{24,3} Mg Magnesio	III B	IV B	V B	VI B	VII B	
4s 3d 4p	4	19 ^{39,1} K Potasio	20 ^{40,1} Ca Calcio	21 ^{45,0} Sc Escandio	22 ^{47,9} Ti Titanio	23 ^{50,9} V Vanadio	24 ^{52,0} Cr Cromo	25 ^{54,9} Mn Manganeso	26 ^{55,8} Fe Hierro
5s 4d 5p	5	37 ^{85,5} Rb Rubidio	38 ^{87,6} Sr Estroncio	39 ^{88,9} Y Itrio	40 ^{91,2} Zr Circonio	41 ^{92,9} Nb Niobio	42 ^{95,9} Mo Molibdeno	43 ^(97,9) Tc Tecnecio	44 ^{101,1} Ru Rutenio
6s 4f 5d 6p	6	55 ^{132,9} Cs Cesio	56 ^{137,3} Ba Bario	57 ^{138,9} La Lantano	72 ^{178,5} Hf Hafnio	73 ^{180,9} Ta Tántalo	74 ^{183,8} W Wolframio	75 ^{186,2} Re Renio	76 ^{190,2} Os Osmio
7s 5f 6d 7p	7	87 ⁽²²³⁾ Fr Francio	88 ⁽²²⁶⁾ Ra Radio	89 ⁽²²⁷⁾ Ac Actinio	104 ⁽²⁶¹⁾ Rf Rutherfordio	105 ⁽²⁶²⁾ Db Dubnio	106 ⁽²⁶⁶⁾ Sg Seaborgio	107 ⁽²⁶⁴⁾ Bh Bohrio	108 ⁽²⁷⁷⁾ Hs Hassio

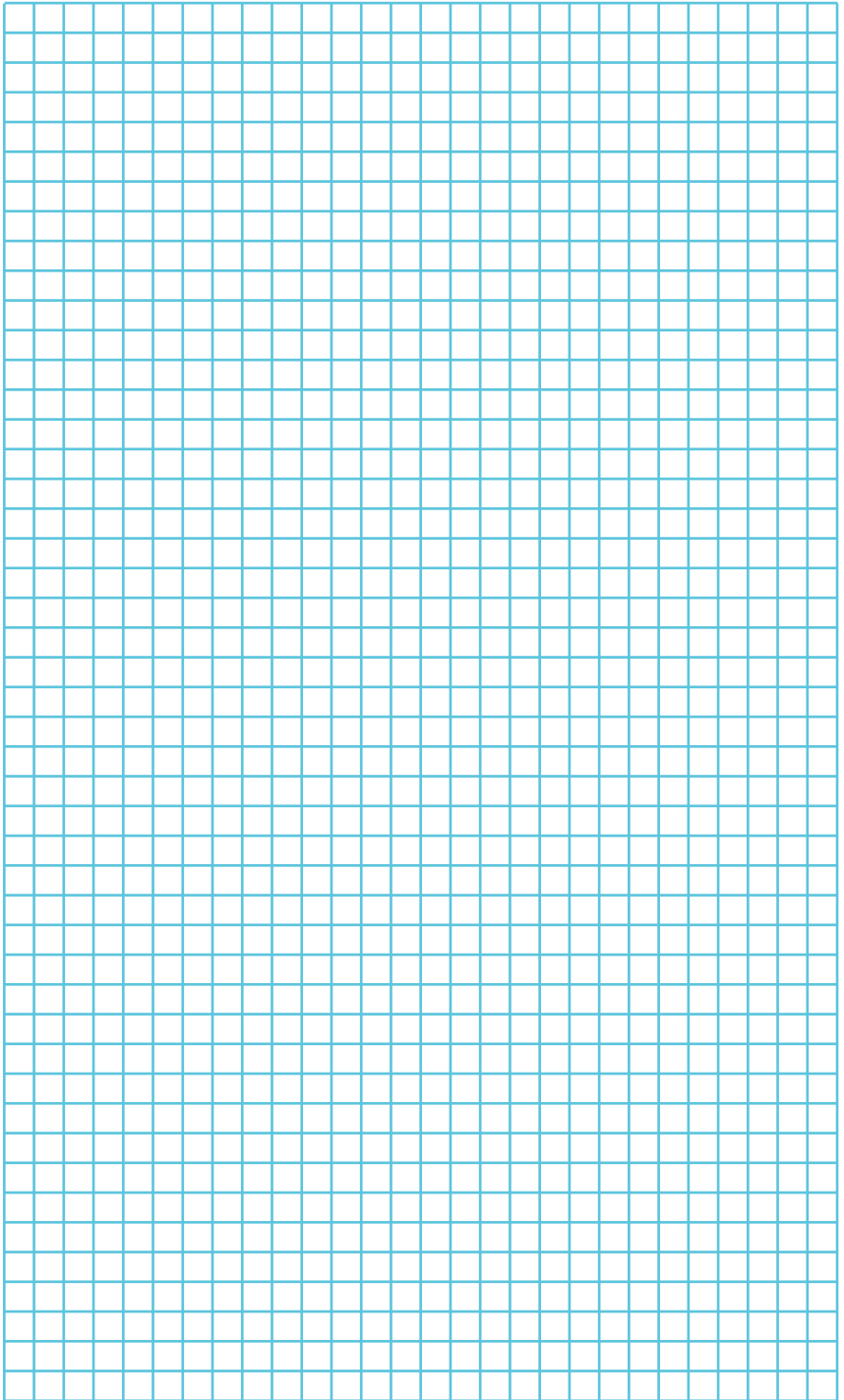
	f ¹	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵
LANTÁNIDOS →	6 58 Ce Cerio	59 59 Pr Praseodimio	60 60 Nd Neodimio	61 (145) Pm Prometio	62 150,4 Sm Samario
ACTÍNIDOS →	7 90 Th Torio	91 231,0 Pa Protactinio	92 238,0 U Uranio	93 (237) Np Neptunio	94 (244) Pu Plutonio

9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶
				III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
NO METALES									2 4,0 He Helio
METALES									
GASES NOBLES									
VIII		I B	II B						
				5 10,8 B Boro	6 12,0 C Carbono	7 14,0 N Nitrógeno	8 16,0 O Oxígeno	9 19,0 F Flúor	10 20,2 Ne Neón
				13 27,0 Al Aluminio	14 28,1 Si Silicio	15 31,0 P Fósforo	16 32,1 S Azufre	17 35,5 Cl Cloro	18 39,9 Ar Argón
				27 58,9 Co Cobalto	28 58,7 Ni Níquel	29 63,5 Cu Cobre	30 65,4 Zn Cinc	31 69,7 Ga Galio	32 72,6 Ge Germanio
				33 74,9 As Arsénico	34 79,0 Se Selenio	35 79,9 Br Bromo	36 83,8 Kr Criptón		
				45 102,9 Rh Rodio	46 106,4 Pd Paladio	47 107,9 Ag Plata	48 112,4 Cd Cadmio	49 114,8 In Indio	50 118,7 Sn Estaño
				51 121,8 Sb Antimonio	52 127,6 Te Teluro	53 126,9 I Yodo	54 131,3 Xe Xenón		
				77 192,2 Ir Iridio	78 195,1 Pt Platino	79 197,0 Au Oro	80 200,6 Hg Mercurio	81 204,4 Tl Talio	82 207,2 Pb Plomo
				83 209,0 Bi Bismuto	84 (209,0) Po Polonio	85 (210,0) At Astató	86 (222,0) Rn Radón		
				(268) Mt Meitnerio	(271) Ds Darmstadtio	(272) Rg Roentgenio	(285) Uub Ununbio		
				(289) Uub Ununquadio		(292) Uub Ununhexio			

f ⁶	f ⁷	f ⁸	f ⁹	f ¹⁰	f ¹¹	f ¹²	f ¹³	f ¹⁴
63 152,0 Eu Europio	64 157,2 Gd Gadolinio	65 158,9 Tb Terbio	66 162,5 Dy Disprosio	67 164,9 Ho Holmio	68 167,3 Er Erbio	69 168,9 Tm Tulio	70 173,0 Yb Iterbio	71 175,0 Lu Lutecio
(243) Am Americio	(247) Cm Curio	(247) Bk Berkelio	(251) Cf Californio	(252) Es Einsteinio	(257) Fm Fermio	(258) Md Mendelevio	(259) No Nobelio	(262) Lr Laurencio

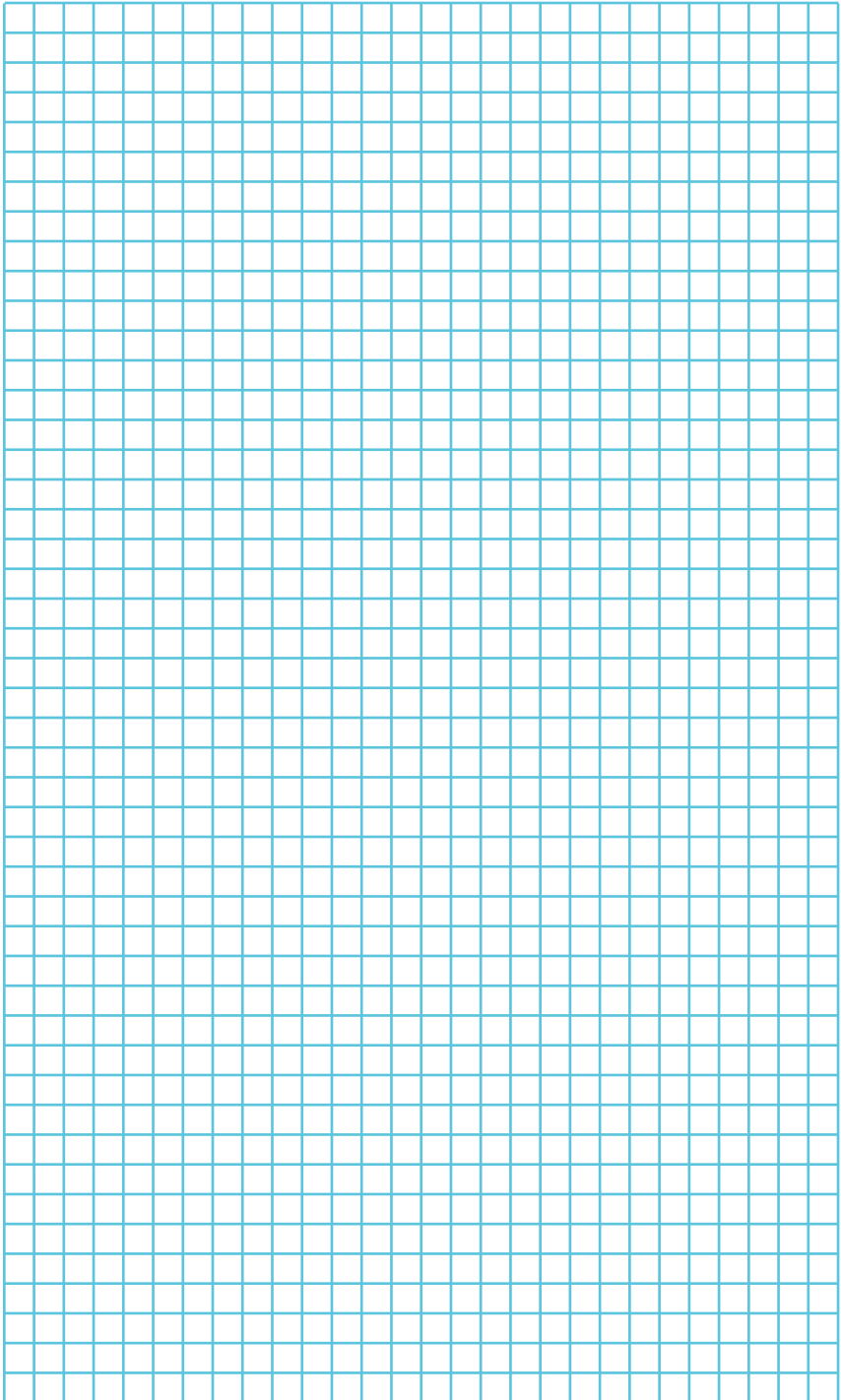


NOTAS





NOTAS



Dirección de arte: **José Crespo**

Proyecto gráfico:

Portada: **CARRIÓ/SÁNCHEZ/LACASTA**

Interiores: **Manuel García**

Ilustración: **David Cabacas**

Jefa de proyecto: **Rosa Marín**

Coordinación de ilustración: **Carlos Aguilera**

Jefe de desarrollo de proyecto: **Javier Tejeda**

Desarrollo gráfico: **Rosa María Barriga, José Luis García, Raúl de Andrés**

Dirección técnica: **Ángel García Encinar**

Coordinación técnica: **Alejandro Retana**

Confección y montaje: **Hilario Simón**

Corrección: **Ángeles San Román, Gerardo Z. García**

Documentación y selección fotográfica: **Nieves Marinas**

Fotografías: J. Jaime; M. G. Vicente; EFE/J. M. García; EFE/AP PHOTO/NASA; EFE/SIPA-PRESS/Scott Andrews; HIGHRES PRESS STOCK/AbleStock.com; PHOTODISC; MATTON-BILD; SERIDEC PHOTOIMAGENES CD; ARCHIVO SANTILLANA

© 2008 by Santillana Educación, S. L.

Torrelaguna, 60. 28043 Madrid

PRINTED IN SPAIN

Impreso en España por

ISBN: 978-84-294-0988-8

CP: 833490

Depósito legal:

Cualquier forma de reproducción, distribución, comunicación pública o transformación de esta obra solo puede ser realizada con la autorización de sus titulares, salvo excepción prevista por la ley. Diríjase a CEDRO (Centro Español de Derechos Reprográficos, www.cedro.org <<http://www.cedro.org>>) si necesita fotocopiar o escanear algún fragmento de esta obra.

