

# EJERCICIOS PROPUESTOS EN PAU+25

- 1) Propiedades periódicas: volumen atómico, energía de ionización y afinidad electrónica.
- 2) Partículas elementales, concepto de orbital y números cuánticos.
- 3) Propiedades periódicas: radio atómico y radio iónico, energía de ionización y afinidad electrónica. Electronegatividad.
- 4) Propiedades periódicas: Variación de los radios atómicos y de las energías de ionización.
- 5) Propiedades periódicas: Volumen atómico y afinidad electrónica.
- 6) Los números atómicos del nitrógeno y el calcio son 7 y 20.
  - 6.a) Escribe sus configuraciones electrónicas.
  - 6.b) Escribe los posibles números cuánticos de los electrones más energéticos de ambos elementos.
  - 6.c) Indica cuántos electrones desapareados tiene cada elemento.
- 7) El rubidio es el elemento de número atómico 37.
  - 7.a) Escribe la configuración electrónica del rubidio.
  - 7.b) Indique a qué periodo y grupo pertenece.
  - 7.c) Razone si su energía de ionización será grande o pequeña.
- 8) Explique los números cuánticos que caracterizan a un electrón.
  - 8.b) Escribe los posibles números cuánticos de los electrones 2p del átomo de carbono (Z=6)
- 9.a) ¿Puede haber en un mismo átomo electrones con los números cuánticos: (2,1,-1,1/2); (2,1,0,-1/2); (2,1,-1,-1/2); (2,1,0,1/2)?
  - 9.b) Indique a que nivel y subnivel energético (tipo de orbital) pertenecen los anteriores electrones.
- 10) Dada la configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ 
  - 10.a) ¿En qué periodo y grupo de la tabla periódica se encuentra?
  - 10.b) ¿De que elemento se trata? (Utiliza la tabla periódica)
  - 10.c) Indica los posibles valores de los números cuánticos del electrón diferenciador (que le diferencia del elemento que tiene a la izquierda en la tabla periódica)
- 11) Dados los elementos Na (Z=11) y Cl (Z=17).
  - 11.a) Escribe sus configuraciones electrónicas.
  - 11.b) ¿Cuáles serán los iones que más posiblemente formen?
  - 11.c) ¿Cuál de los dos elementos tiene mayor energía de ionización?
- 12) De cada una de las siguientes parejas de elementos: Li y B; Na y Cs; Si y Cl; C y O; Sr y Se; indique razonadamente qué elemento (dentro de cada pareja) tendrá:
  - 12.a) Mayor radio atómico.
  - 12.b) Mayor potencial de ionización.
  - 12.c) Mayor afinidad electrónica.
  - 12.d) Mayor electronegatividad.
  - 12.e) Mayor carácter metálico.
- 13) Dados los átomos e iones siguientes: ión cloruro, ión sodio y neón:
  - 13.a) Escribir la configuración electrónica de los mismos.
  - 13.b) Justificar cuál de ellos tendrá un radio mayor.
  - 13.c) Razonar a cuál de ellos será más fácil arrancarle un electrón.
- 14) Dados los iones  $Cl^{-1}$  y  $K^{+1}$  :
  - 14.a) Escriba sus configuraciones electrónicas e indique los posibles números cuánticos de sus electrones más externos.
  - 14.b) Razone cuál de ellos tiene mayor radio.
- 15) Considere la familia de los elementos alcalinos.
  - 15.a) ¿Cuál es la configuración electrónica más externa común para estos elementos?
  - 15.b) ¿Cómo varía el radio atómico en el grupo y por qué? Justifique las respuestas.
- 16) Indique justificando la respuesta, si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:
  - 16.a) El ión  $Ba^{+2}$  tiene configuración de gas noble.



16.b) Piensa que ambos tienen el mismo núcleo pero el anión tiene un electrón más lo que aumentará la repulsión entre los electrones del último nivel energético. El radio del ión  $I^{-1}$  es mayor que el del átomo de I.

17.a) Defina afinidad electrónica. Razone por qué los metales alcalinos tienen mayor afinidad por los electrones que los metales alcalinotérreos.

17.b) Defina energía (potencial) de ionización, e indique cuál sería el elemento de la tabla periódica con mayor energía de ionización.

18) Para los iones  $F^{-1}$  y  $Na^{+1}$  y sabiendo que los números atómicos de los elementos son: F(Z=9) Na(Z=11).

18.a) Escriba sus configuraciones electrónicas y señale los posibles números cuánticos de su electrón más externo.

18.b) Señale, razonándolo, cuál de los dos iones presentará mayor radio.

19) Sabiendo que los respectivos números atómicos del nitrógeno, argón, magnesio y cobalto son 7, 18, 12 y 27:

19.a) Escriba sus configuraciones electrónicas.

19.b) Escriba la configuración electrónica de los iones:  $N^{-3}$ ,  $Mg^{+2}$  y  $Co^{+3}$ .

19.c) Indique el número de electrones desapareados que hay en los elementos nitrógeno y argón y en los iones  $Mg^{+2}$  y  $Co^{+3}$ .

20) Dados los átomos  ${}^{19}_9A$  y  ${}^{56}_{26}B$ , indique:

20.a) ¿Cuántos protones y neutrones tienen sus núcleos?

20.b) Número atómico y configuración electrónica completa y ordenada de cada uno.

20.c) Un isótopo de cada uno de ellos. Justifique la respuesta.



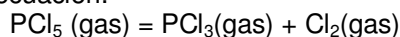
## EJERCICIOS PROPUESTOS EN PAU+25

- 1) Concepto de solubilidad, producto de solubilidad, factores que afectan a la solubilidad.
- 2) Componentes de una disolución. Formas de expresar la concentración de las disoluciones: % en peso y molaridad.
- 3) Componentes de las disoluciones. Concepto de solubilidad. Factores que afectan a la solubilidad.
- 4) Se añaden 10 g de cloruro potásico a 100 cm<sup>3</sup> de una disolución acuosa de cloruro potásico al 12% en peso/volumen.
  - 4.a) Calcular el tanto por ciento en peso/volumen de cloruro potásico de la disolución resultante.
  - 4.b) Calcular la concentración molar de cloruro en la disolución resultante.
  - 4.c) Calcular la concentración molar de ión potasio en la disolución resultante.Nota: Se supone que no hay variación de volumen de la disolución.  
Masas atómicas: Cl=35,5; K=39.
- 5) Se dispone de un frasco de ácido clorhídrico comercial del 35% de pureza y 1,18 g/ml de densidad.
  - 5.a) Calcular la concentración molar de dicho ácido.
  - 5.b) Calcular qué cantidad de este ácido comercial se necesita para preparar 500 ml de una disolución 0,25 M de HCl.Masas atómicas: H = 1; Cl =35,5; Na = 23; O =16.
- 6) Un frasco contiene una disolución de ácido clorhídrico comercial del 37% en peso y una densidad de 1,2 g/mL.
  - 6.a) Calcule la molaridad de la disolución.
  - 6.b) Calcule el volumen de la disolución comercial que debe tomarse para preparar 1L de disolución 1M.



# EJERCICIOS PROPUESTOS EN PAU+25

- 1) Cambios de energías en las reacciones químicas. Espontaneidad de las reacciones químicas.
- 2) Ley de Hess. Aplicaciones. Espontaneidad de las reacciones químicas y su medida.
- 3) Equilibrio químico. Constante de equilibrio: factores que lo afectan.
- 4) Principio de Le Chatelier. Factores que afectan al equilibrio químico.
- 5) En un recipiente de un litro se introducen 20,85 gramos de  $\text{PCl}_5$  y se calienta hasta  $300^\circ\text{C}$ . A esa temperatura ese compuesto se disocia en un 75% según la ecuación:



Calcule:

- 5.a) La constante de equilibrio  $K_c$  a esa temperatura. (Sol: 0,225 mol/L)
  - 5.b) La presión parcial de cada componente y la presión total en el interior del recipiente. (Sol: 1,17 atm; 3,52 atm; 3,52 atm; 7,21 atm)
  - 5.c) La constante de equilibrio  $K_p$  a esa temperatura. (Sol: 10,6 atm)
- Datos:  $R=0,082$  atm L/K mol. Masas atómicas:  $P=31$ ;  $\text{Cl}=35,5$ .

- 6) En un recipiente de 10 L se introducen 2 mol de  $\text{I}_2$  y 4 mol de  $\text{H}_2$  y se calienta a  $250^\circ\text{C}$  hasta que se establece el equilibrio:  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) = 2 \text{HI}(\text{g})$

Si en el equilibrio se forman 3 mol de HI, calcule:

- 6.a) La constante de equilibrio  $K_c$  a esa temperatura. (Sol: 6)
  - 6.b) La presión parcial de cada componente y la presión total en el interior del recipiente. ( $P_{\text{H}_2}=10,7$  atm;  $P_{\text{I}_2}=2,14$  atm;  $P_{\text{HI}}=12,8$  atm;  $P=25,64$  atm)
  - 6.c) La constante de equilibrio  $K_p$  a esa temperatura. ( $K_p=K_c=6$ )
- DATOS:  $R=0,082$  atm L/K mol.

- 7) En un recipiente de 1 L que se encuentra a  $500^\circ\text{C}$  se introduce determinada cantidad de  $\text{N}_2$  y de  $\text{H}_2$ . Cuando se alcanza el equilibrio  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) = 2 \text{NH}_3(\text{g})$  en el sistema hay 3 mol de  $\text{N}_2$ , 2 mol de  $\text{H}_2$  y 0,565 mol de  $\text{NH}_3$ . Calcule:

- 7.a) El valor de la constante  $K_c$ . (Sol:  $0,0133 \text{ L}^2/\text{mol}^2$ )
- 7.b) El valor de la constante  $K_p$ . (Sol:  $3,3 \times 10^{-6} \text{ atm}^{-2}$ )
- 7.c) La presión total dentro del recipiente en el equilibrio. (Sol: 353 atm)

DATOS:  $R=0,082$  atm L/K mol

- 8) Equilibrio químico. Constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$ . Factores que afectan al equilibrio.

- 9) Entalpías de reacción y formación. Ley de Hess.

- 10) En un matraz de 1 litro, en el que se ha hecho el vacío, se introduce 0,05 moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$  y se calienta hasta alcanzar una temperatura de  $40^\circ\text{C}$ . Parte del  $\text{N}_2\text{O}_4$  se disocia en  $\text{NO}_2$  según la reacción siguiente:  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) = 2 \text{NO}_2(\text{g})$

Cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 2 atm. Calcúlese:

- 10.a) El grado de disociación del  $\text{N}_2\text{O}_4$ . (Sol:  $\alpha=0,56$ )
- 10.b) El valor de la constante de equilibrio  $K_c$ . (Sol: 0,14 mol/L)

Dato:  $R=0,082$  atm L/K mol



- 1) Teoría "ácido-base" de Brønsted y Lowry. Producto iónico del agua.
- 2) Teoría de ácidos y bases de Brønsted-Lowry. Fuerza relativa de ácidos y bases. Concepto de pH.  
Teorías ácido-base de Arrhenius, y de Brønsted-Lowry. Concepto y escala de pH.
- 3.a) Calcular el pH de 50 cm<sup>3</sup> de una disolución de hidróxido sódico 0,2 M. (Sol: pH=13,3)  
3.b) Calcular el pH de 50 cm<sup>3</sup> de una disolución de ácido clorhídrico 0,2 M. (Sol: pH=0,7)  
3.c) Calcular el pH de la disolución resultante de la mezcla de las dos anteriores. (Sol: pH=7)
- 4) Una muestra de 22 g de hidróxido sódico comercial impuro se disuelve en agua destilada hasta obtener 0,5 litros de disolución. En la valoración de 10 ml de ésta disolución se gastan 9,5 ml de otra disolución que contiene 36,5 g de ácido clorhídrico puro por litro de disolución.  
4.a) Escriba y ajuste la reacción de valoración. (Sol:  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ )  
4.b) Calcule la concentración molar de la disolución de ácido clorhídrico. (Sol: 1 M)  
4.c) Calcule la concentración molar en hidróxido sódico de la primera disolución. (Sol: 0,95 M)  
4.d) ¿Cuál es la pureza de la muestra de hidróxido sódico inicial? (86,4%)  
DATOS: Masas atómicas: Na=23; Cl=35,3; O=16; H=1.
- 5) Se dispone de un frasco de ácido clorhídrico comercial del 35% de pureza y 1,18 g/mL de densidad.  
5.a) Calcular la concentración molar de dicho ácido. (Sol: 11,3 M)  
5.b) Calcule qué cantidad de este ácido comercial se necesita para preparar 500 ml de una disolución 0,25 M de HCl. (Sol: 11 mL)  
5.c) Si a estos 500 ml de disolución se le añaden 125 ml de otra disolución 0,2 M de NaOH, ¿cuál será el valor de pH de la disolución resultante? (Sol: pH=0,8)  
DATOS: Masas atómicas: H=1; Cl=35,5; Na=23; O=16.
- 6) Cuando se mezclan 10 ml de una disolución acuosa de NaOH  $1 \times 10^{-3}$  M con 10 mL de disolución acuosa de HCl de concentración desconocida, la disolución resultante tiene un valor de pH igual a 10.  
6.a) ¿Cuál es el reactivo limitante? Razone la respuesta. (Sol: HCl)  
6.b) ¿Cuántos moles de NaOH han reaccionado? ( $8 \times 10^{-6}$  mol)  
6.c) ¿Cuál es la molaridad de la disolución de HCl? (Sol:  $8 \times 10^{-4}$  M)
- 7) Se tiene tres disoluciones distintas: una obtenida disolviendo 0,6 g de NaOH en 100 mL de agua, otra de HCl 0,25 M y otra de ácido acético (CH<sub>3</sub>COOH) que es 0,2 M.  
7.a) ¿Cuál es el pH de cada disolución? (Sol: pH=13,2; pH=0,6; pH=2,7)  
7.b) ¿Qué pH tendrá una disolución obtenida al mezclar 25 ml de la disolución de NaOH con 25 ml de la disolución de HCl? (suponer que los volúmenes son aditivos). (Sol: pH=1,3)  
Datos:  $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$ ; Masas atómicas: H=1; O=16; Na=23.
- 8) Se disuelven 6 g de ácido acético (CH<sub>3</sub>COOH) en agua hasta un volumen de 2000 ml de disolución. Calcular:  
8.a) El grado de disociación del ácido acético. (Sol:  $\alpha = 0,0134$  o 1,34%)  
8.b) El pH de la disolución ácido. (Sol: pH=2,9)  
Datos:  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ . Masas atómicas: H=1; O=16; C=12
- 9) Un frasco contiene una disolución de ácido clorhídrico comercial del 37% en peso y una densidad de 1,2 g/mL.  
Calcule:  
9.a) La molaridad de la disolución del ácido clorhídrico comercial. (Sol: 12,2 M)  
9.b) La cantidad de disolución del ácido comercial que se debe tomar para preparar 1 L de disolución 1 M de HCl. (Sol: 0,082 L)  
9.c) El pH de la disolución diluida de HCl. (Sol: pH=0)



- 10.a) Calcule el pH de una disolución acuosa de hidróxido de sodio 0'01 M. (Sol: pH=12)
- 10.b) ¿Qué volumen de disolución de ácido clorhídrico 0'05M son necesarios para neutralizar 100 mL de la disolución anterior de hidróxido de sodio? (Sol: 20 mL)
- 10.c) ¿Cuál será el pH en el punto de neutralización? (Sol: pH=7)
- 10.d) Si se mezclan 50 mL de la disolución de hidróxido de sodio 0,01 M con 50 mL de una disolución acuosa de ácido clorhídrico 0'02M, ¿cuál será el pH de la disolución resultante? (Sol: pH=2,3)
- 11) Una disolución de HCl concentrado de densidad 1,19 g/mL contiene 37% en peso de HCl. Calcule:
- 11.a) La fracción molar del soluto en la disolución. (Sol: 0,224)
- 11.b) La molaridad de la disolución. (Sol: 12,05 M)
- 11.c) El volumen de dicha disolución necesario para neutralizar 600 mL de una disolución 0,12 M de NaOH. (Sol: 0,006L)
- 12) Se toma 1 mL de HCl concentrado (densidad 1,48 g/mL y 36%) y se diluye con agua destilada hasta 10 mL de disolución. La disolución resultante se valora con una disolución 0,5 M de NaOH.
- 12.a) Determine la molaridad de la disolución de HCl diluida. (Sol: 1,46 M)
- 12.b) Calcule el pH de la disolución diluida. (Sol: pH=0,16)
- 12.c) Escriba la reacción de neutralización realizada. (Sol:  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ )
- 12.d) Calcule el volumen de disolución de NaOH necesaria para alcanzar el punto de equivalencia de la valoración. (Sol: 29,2 mL)
- 13) Reacciones redox. Oxidantes, reductores y pares redox. Número de oxidación.
- 14) Concepto electrónico de oxidación-reducción. Concepto de oxidante y reductor (hasta 3 puntos).
- 15.a) Formular y ajustar por el método del ión-electrón la siguiente reacción química:  
Yodo + ácido nítrico → ácido yódico + óxido de nitrógeno (IV) + agua  
(Sol:  $\text{I}_2 + 10 \text{HNO}_3 \rightarrow 2 \text{HIO}_3 + 10 \text{NO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$ )
- 15.b) Calcular los gramos de óxido de nitrógeno (IV) que se obtendrán cuando 5 gramos de yodo ( $\text{I}_2$ ) reaccionen completamente con ácido nítrico según la reacción anterior. (Sol: 9 g  $\text{NO}_2$ )  
Masas atómicas: I=127; N=14; O=16.
- 16) El dióxido de manganeso y el ácido clorhídrico reaccionan para dar cloruro de manganeso (II), cloro y agua.
- 16.a) Iguale la reacción por el método del ión-electrón. (Sol:  $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ )
- 16.b) Calcule los gramos de cloro que se obtienen a partir de 174 g de dióxido de manganeso. (Sol: 142 g  $\text{Cl}_2$ )  
Masas atómicas: O=16; Cl=35,5; Mn=55.
- 17) Un trozo de plata metálica se pone en contacto con 200 mL de  $\text{HNO}_3$  de concentración 0,1 M y se observa la formación de nitrato de plata y el desprendimiento de NO.
- 17.a) Escriba la ecuación de la reacción ajustada. (Sol:  $4\text{HNO}_3 + 3 \text{Ag} \rightarrow \text{NO} + 3\text{AgNO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$ )
- 17.b) Indique las sustancia oxidante y reductor. (Sol: oxidante  $\text{HNO}_3$ ; reductor: Ag)
- 17.c) Calcule la masa de plata que será atacada por el ácido de la disolución. (Sol: 1,62 g Ag)
- 17.d) Calcule el volumen de NO desprendido a 1 atm y 25°C en el caso anterior. (Sol: 0,122 L)  
DATOS: R=0,082 atm L/K mol; masa atómica Ag=108.



# EJERCICIOS PROPUESTOS EN PAU+25

- 1) Enlace metálico. Propiedades de los metales.
- 2) Enlace iónico. Propiedades de los compuestos iónicos.
- 3) Enlace covalente. Teoría de Lewis y del enlace de valencia.
- 4) Enlace iónico y enlace covalente. Concepto y propiedades.
- 5) Fuerzas de interacción entre las moléculas. Enlace de hidrógeno.
- 6) ¿Cuál de las siguientes fórmulas representa a un compuesto iónico?:  
a)  $H_2O$       b)  $KCl$       c)  $NH_3$       d)  $CH_4$
- 7) ¿Qué fuerza de atracción intermolecular es la responsable del elevado punto de ebullición del agua?  
a) enlace por puente de hidrógeno      b) enlace covalente      c) enlace metálico      d) enlace iónico
- 8) El agua tiene un punto de fusión más alto que el fluoruro de hidrógeno. Marque el motivo.  
a) El agua forma enlace por puente de hidrógeno en mayor extensión que el fluoruro de hidrógeno.  
b) El enlace covalente entre O e H es más fuerte que el enlace entre F y H.  
c) El agua contiene más iones que el fluoruro de hidrógeno.  
d) El agua es más polar que el fluoruro de hidrógeno.
- 9) Supuestos los elementos A, B y C de números atómicos respectivos 12, 17 y 19, señale y razone:  
a) Si será posible la unión entre B y C y el tipo de enlace.  
b) Si será posible la unión de átomos A entre sí y la de átomos B entre sí y el tipo de enlace.
- 10) Los números atómicos del flúor y del estroncio son 9 y 38, respectivamente.  
a) Escriba los símbolos químicos y las configuraciones electrónicas de cada uno de ellos y sitúe estos elementos en el Sistema Periódico (Grupo y Período).  
b) Explique detalladamente cómo es el enlace de los compuestos que forman el flúor con el estroncio.
- 11) Cesio es un elemento de número atómico  $Z = 55$ .  
a) Escriba el símbolo del elemento y la configuración electrónica en su estado fundamental. Indique a qué grupo del Sistema Periódico pertenece y razone si su valencia principal será positiva o negativa.  
b) Explique detalladamente cómo será el enlace entre átomos de cesio y oxígeno.
- 12) El cinc es un elemento de número atómico  $Z = 30$ .  
a) Escriba el símbolo químico y la configuración electrónica del elemento en su estado fundamental.  
b) Indique qué tipo de elemento químico es. Explique las características que caben esperar del cinc puro teniendo en cuenta el enlace químico presente cuando se unen entre sí átomos de cinc.





## EJERCICIOS PROPUESTOS EN PAU+25

1) La obtención del cloro ( $\text{Cl}_2$ ) se puede llevar a acabo en el laboratorio por reacción del  $\text{MnO}_2$  con ácido clorhídrico (HCl) formándose  $\text{MnCl}_2$  y agua.

1.a) Escriba la ecuación ajustada de la reacción química.

1.b) Calcule el volumen de disolución de HCl del 38% en peso y densidad de 1,2 g/mL necesarios para obtener un litro de gas  $\text{Cl}_2$  medido a 25°C y 760 mmHg de presión.

DATOS:  $R=0,082 \text{ atm L/K mol}$ ; Masas atómicas:  $\text{H}=1$ ;  $\text{Cl}=35,5$ .

2) Para generar ambientes cerrados se utiliza la reacción:  $4\text{KO}_2(s) + 2\text{CO}_2(g) \rightarrow 2\text{K}_2\text{CO}_3(s) + 3\text{O}_2(g)$

2.a) ¿Cuántos mol de  $\text{O}_2$  se formarán cuando reaccionen totalmente 156 g de dióxido de carbono con la cantidad necesaria de  $\text{KO}_2$ ?

2.b) ¿Qué volumen ocupará el  $\text{O}_2$  que se forma si se recoge a 25°C y 700 mmHg de presión?

2.c) ¿Qué masa de  $\text{KO}_2$  se habrá necesitado para la reacción anterior?

3) El hidrógeno se obtiene industrialmente según la reacción:  $\text{CH}_4(g) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow \text{CO}(g) + \text{H}_2(g)$

3.a) Ajuste la ecuación correspondiente a esa reacción.

3.b) Calcule el volumen de hidrógeno medido a 20°C y 700 mmHg que se obtendrán a partir de 48 g de  $\text{CH}_4$ .

3.c) ¿Cuántas moléculas de  $\text{H}_2$  habrá en el volumen anterior?

3.d) ¿Cuántos átomos de hidrógeno habrá en dicho volumen?

DATOS:  $R=0,082 \text{ atm L /K mol}$ ; Masas atómicas:  $\text{H}=1$ ;  $\text{C}=12$ .

4) Se mezclan 20 g de níquel puro con 200 mL de ácido sulfúrico 18 M. En esta reacción se produce sulfato de níquel(II) y gas hidrógeno.

4.a) Escriba la ecuación ajustada de la reacción química.

4.b) ¿Cuál es el reactivo limitante?

4.c) ¿Cuántos mol de reactivo en exceso quedan sin reaccionar?

4.d) ¿Cuántos gramos de sulfato de níquel(II) se obtienen si el rendimiento de la reacción es del 75%?

DATOS: masas atómicas  $\text{Ni}=59$ ;  $\text{S}=32$ ;  $\text{O}=16$ ;  $\text{H}=1$





- 5) Un trozo de plata metálica se pone en contacto con 200 mL de una disolución acuosa de ácido nítrico 0,1 M. Se observa entonces la formación de nitrato de plata y el desprendimiento de vapores de monóxido de nitrógeno.
- 5.a) Ajuste la ecuación de la reacción que tiene lugar.
- 5.b) Calcule los gramos de plata que reaccionarán suponiendo que está en exceso.
- 5.c) Calcule el volumen de monóxido que se desprenderá, en el caso anterior, a 1 atm y 25°C.
- DATOS:  $R=0,082$  atm L/K mol; masa atómica de la plata 108.
- 6) Se mezclan 100 g de hidrógeno con 100 g de oxígeno, ambos en estado gaseoso, y se les hace reaccionar.
- 6.a) Escriba y ajuste la reacción.
- 6.b) ¿Cuántos gramos de agua se forman?
- 6.c) ¿Cuántos gramos de cada gas se consumen?
- 6.d) ¿En qué relación de masas deberían estar el hidrógeno y oxígeno inicialmente para que se consumieran totalmente ambos.
- DATOS: Masas atómicas: O=16; H=1.
- 7) Se calienta 100 g de carbonato de calcio hasta su total descomposición en dióxido de carbono y óxido de calcio.
- 7.a) Escriba y ajuste la reacción que ha tenido lugar.
- 7.b) ¿Cuántos gramos de óxido de calcio se obtienen?
- 7.c) Calcule el volumen de dióxido de carbono desprendido, medido a 25°C y 700 mm de Hg de presión.
- Datos:  $R = 0,082$  atm L/K mol; Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40.
- 8) El clorato potásico (KClO<sub>3</sub>) se descompone, por acción del calor, en cloruro potásico y oxígeno. Si se parte de una masa de 10 gramos de clorato potásico del 80% de pureza, calcúlese:
- 8.a) La masa, en gramos, de cloruro potásico que se obtendrá.
- 8.b) El volumen de oxígeno producido, medido a 1040 mm de Hg y 18°C.
- DATOS:  $R = 0,082$  atm L/K mol; masas atómicas: Cl=35,5; K=39; O=16.
- 9) Si hacemos reaccionar totalmente 2,50 g de carbonato de calcio con exceso de ácido clorhídrico, se forman cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua según la reacción siguiente:  $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 9.a) Calcule el volumen de dióxido de carbono gas obtenido en la reacción, si se mide a 740 mm de Hg y 25°C.
- 9.b) Determine el volumen mínimo de una disolución de HCl de 16% de riqueza en peso y densidad 1.170 g/ml que debe utilizarse.
- DATOS:  $R=0,082$  atm L/K mol; masas atómicas: H=1; O=16; Cl=35,3; Ca =40.
- 10) Cuando se quema completamente propano C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> con suficiente cantidad de oxígeno se obtienen agua y dióxido de carbono.
- 10.a) Escriba y ajuste la reacción
- 10.b) Calcule el número de moles de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> y O<sub>2</sub> que deben reaccionar para producir 100 L de CO<sub>2</sub> medidos a 0,933 atmósfera y 285 °K (hasta 1,5 puntos).
- 10.c) ¿Qué masa de agua se ha formado en la reacción anterior?
- Datos:  $R=0,082$  atm L/ K mol; masas atómicas: H=1; O=16.
- 11) La reacción de combustión del metano no ajustada es:  $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ . Supuesto que se queman completamente 32 g de metano, calcule:
- 11.a) Ajuste la ecuación de la reacción.
- 11.a) El volumen de oxígeno consumido, medido en condiciones normales de temperatura y presión.
- 11.b) El número de moléculas de dióxido de carbono producidas.
- 11.c) La masa de agua que se forma en el proceso.
- DATOS: Masas atómicas: H=1; O=16; C=12
- 12) El dicromato amónico sólido (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, cuando se calienta, en condiciones adecuadas, se descompone dando nitrógeno elemental N<sub>2</sub>, agua y óxido de cromo(III) Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.
- 12.a) Escriba la reacción debidamente ajustada.
- 12.b) Calcule la cantidad de óxido de cromo(III) que se forma cuando se descomponen 10 gramos de dicromato amónico.
- 12.c) Calcule el volumen de nitrógeno producido si se encuentra a la presión de 700 mmHg y a la temperatura de 27 °C.
- DATOS:  $R=0,082$  atm L/K mol; masas atómicas: Cr=52; O=16; N=14; H=1

