

**PRUEBA GENERAL**

**OPCIÓN A**

**PROBLEMA 2.-** La solubilidad del  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  es  $0,13 \text{ mg} \cdot \text{mL}^{-1}$ :

- Determina la constante de solubilidad  $K_{\text{ps}}$  del hidróxido de cromo (III).
- Se tiene una disolución de  $\text{CrCl}_3$  de concentración  $0,01 \text{ M}$  y se añade  $\text{NaOH}$  sólido hasta que el pH es igual a  $6,5$ . Calcula si precipitará  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  suponiendo que el volumen de la disolución permanece constante.

**DATOS:**  $A_r(\text{Cr}) = 52 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ .

Solución:

$$M[\text{Cr}(\text{OH})_3] = 103 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

a) La ecuación de solubilidad del hidróxido es:  $\text{Cr}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+} + 3 \text{OH}^-$ , siendo la constante de solubilidad del hidróxido de cromo (II):  $K_{\text{ps}} = [\text{Cr}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3$ , y como la estequiometría de la ecuación indica que por cada mol de  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  se forma un mol de  $\text{Cr}^{3+}$  y 3 moles de  $\text{OH}^-$ , resulta que la constante de solubilidad del hidróxido puede escribirse también:  $K_{\text{ps}} = S \cdot (3 \cdot S)^3$ .

La solubilidad del hidróxido es:

$$S [\text{Cr}(\text{OH})_3] = \frac{0,13 \text{ mg } \text{Cr}(\text{OH})_3}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ g } \text{Cr}(\text{OH})_3}{1.000 \text{ mg } \text{Cr}(\text{OH})_3} \cdot \frac{1.000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Cr}(\text{OH})_3}{103 \text{ g } \text{Cr}(\text{OH})_3} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ M}, \text{ por lo}$$

que su producto de solubilidad es:  $K_{\text{ps}} = S \cdot (3 \cdot S)^3 = 1,26 \cdot 10^{-3} \cdot (3 \cdot 1,26 \cdot 10^{-3})^3 = 6,81 \cdot 10^{-11} \text{ M}^4$ .

b) La sal  $\text{CrCl}_3$  se encuentra totalmente ionizada en disolución, por lo que si su concentración es  $0,01 \text{ M}$ , esa es también la concentración de los iones  $\text{Cr}^{3+}$ , y si se añade  $\text{NaOH}$  sólido, que se disuelve en la disolución hasta que se alcanza un pH =  $6,5$ , resulta que por cumplirse:  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ , el pOH de la disolución es:  $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 6,5 = 7,5$ , y la concentración de iones hidróxidos:  $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-7,5} = 10^{0,5} \cdot 10^{-8} = 3,16 \cdot 10^{-8}$ . Por tanto, si se conocen las concentraciones de los iones en disolución, determinando el producto iónico, Q, de los iones presentes en la disolución, y comparando su valor con el de  $K_{\text{ps}}$ , puede predecirse si se produce o no precipitado. En efecto, si  $Q >$  que  $K_{\text{ps}}$  se produce precipitado; si  $Q = K_{\text{ps}}$  el sistema se encuentra en equilibrio y no se produce precipitado y si  $Q <$   $K_{\text{ps}}$  puede disolverse más cantidad del compuesto poco soluble. El valor del producto iónico se obtiene de la expresión:  $Q = [\text{Cr}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3 = 0,01 \text{ M} \cdot (3,16 \cdot 10^{-8})^3 \text{ M}^3 = 3,16 \cdot 10^{-25} \text{ M}^4$ , y por ser muy inferior al producto de solubilidad  $K_{\text{ps}}$ , indica que no se produce precipitado, sino que se disuelve más cantidad  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .

**Resultado:** a)  $K_{\text{ps}} = 6,81 \cdot 10^{-11} \text{ M}^4$ ; b) No hay precipitado.

**CUESTIÓN 1.-** Formula o nombra los siguientes compuestos:

|                          |                          |
|--------------------------|--------------------------|
| Perclorato de potasio;   | $\text{PH}_3$ ;          |
| Tetrafluoruro de estaño; | $\text{B}_2\text{O}_3$ ; |
| Permanganato de litio;   | $\text{HBrO}_3$ ;        |
| Ácido cloroso;           | $\text{HgSO}_3$ ;        |
| Óxido de cinc;           | $\text{CaO}$ ;           |

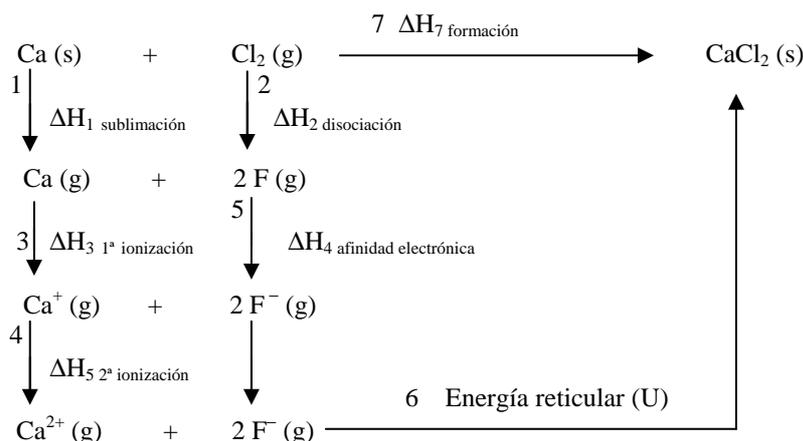
Solución:

|                    |                               |
|--------------------|-------------------------------|
| $\text{KClO}_3$ ;  | Fosfina o Hidruro de fósforo; |
| $\text{SnF}_4$ ;   | Óxido de boro;                |
| $\text{LiMnO}_4$ ; | Ácido brómico;                |
| $\text{HClO}_2$ ;  | Sulfito de mercurio (II);     |
| $\text{ZnO}$ ;     | Óxido de calcio.              |

**CUESTIÓN 2.-** Haz un esquema del ciclo de Born-Haber para el  $\text{CaCl}_2$  y calcula la variación entálpica de formación del  $\text{CaCl}_2$ , sabiendo:

- Entalpía de sublimación de  $\text{Ca}(\text{s}) = 178,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;
- Primera energía de ionización de  $\text{Ca}(\text{g}) = 590 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;
- Segunda energía de ionización del  $\text{Ca}(\text{g}) = 1.145 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;
- Entalpía de disociación del  $\text{Cl}_2(\text{g}) = 244 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;
- Afinidad electrónica del  $\text{Cl}(\text{g}) = -349 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;
- Energía de red o reticular del  $\text{CaCl}_2 = -2.223 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Solución:



La energía reticular se obtiene despejándola de la ecuación:

$$\Delta H_{7f} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 + U = 178,2 + 244 + 590 + 1.145 + (-349) + (-2.223) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -414,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

**Resultado:  $\Delta H_f = -414,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .**

### OPCIÓN B

**PROBLEMA 2.-** El agua puede obtenerse por síntesis a partir de hidrógeno y oxígeno.

- Calcula la masa de agua que se obtiene cuando reaccionan 20 g de hidrógeno con 96 g de oxígeno.
- Determina cuál es el reactivo que se encuentra en exceso y en qué cantidad.
- Si el agua formada se encuentra a 200 °C y a la presión de una atmósfera, ¿qué volumen ocupará?

**DATOS:**  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

Solución:

a) La ecuación de la reacción de síntesis del agua es:  $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ , en la que se aprecia que un mol de hidrógeno reacciona con medio mol de oxígeno para producir un mol de agua. Luego, si se calculan los moles de cada uno de los reactivos, puede conocerse cuantos moles de agua se forman y la masa que corresponde a esos moles.

$$\text{Los moles de H}_2 \text{ y O}_2 \text{ que reaccionan son: } n(\text{H}_2) = \frac{\text{gramos}}{M (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})} = \frac{20 \text{ g}}{2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 10 \text{ moles de H}_2$$

$$\text{y } n(\text{O}_2) = \frac{\text{gramos}}{M (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})} = \frac{96 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 3 \text{ moles de O}_2.$$

Por ser el oxígeno el reactivo limitante, es el que se encuentra por defecto, de hidrógeno reaccionan el doble, es decir, 6 moles, siendo también estos moles los que se forman de agua, por lo que la masa que le corresponde es:  $6 \text{ moles H}_2\text{O} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 108 \text{ g de H}_2\text{O}$ .

b) Si el reactivo limitante y es el  $\text{O}_2$ , el reactivo que se encuentra en exceso es el  $\text{H}_2$ , y si de este reactivo se consumen 6 moles y se introdujeron 10 moles, es obvio que sobran 4 moles, cuya masa es:

$$4 \text{ moles H}_2 \cdot \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 8 \text{ g de H}_2.$$

c) Por encontrarse el agua formada en estado gaseoso, si los moles que se obtienen se llevan a la ecuación de los gases ideales, se despeja el volumen, se sustituyen las variables por sus valores y se opera, se obtiene para el volumen el valor:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{6 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 473 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 232,716 \text{ L.}$$

**Resultado: a) 108 g H<sub>2</sub>O; b) 8 g de H<sub>2</sub>; c) V = 232,72 L.**

**CUESTIÓN 1.- Responde a las preguntas siguientes:**

- Escribe la configuración electrónica de los iones Cl<sup>-</sup> y K<sup>+</sup>.**
- Razona cuál de los dos iones tiene mayor radio.**
- Razona cuál de los dos elementos, cloro o potasio, tiene mayor energía de ionización.**

Solución:

a) Los átomos neutros se encuentran en el período 3º grupo 16 el cloro, y en el período 4º grupo 1 el potasio. Los iones cloruro, Cl<sup>-</sup>, y potasio, K<sup>+</sup>, poseen, respectivamente, un electrón más y un electrón menos que sus átomos neutros, siendo sus configuraciones electrónicas:

Cl<sup>-</sup>: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>; K<sup>+</sup>: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>, en las que se observa que ambos iones tienen el mismo número de electrones en la corteza, es decir, son isoelectrónicos.

b) El radio atómico es una propiedad periódica que disminuye su valor cuando se avanza hacia la derecha en un período (al avanzar en el período aumenta la carga nuclear y el electrón se va situando en el mismo nivel energético, por lo que, la atracción nuclear sobre el electrón va siendo cada vez más intensa y el átomo va contrayendo su volumen, es decir, va disminuyendo su radio), y aumenta al bajar en un grupo (aunque aumenta la carga nuclear, el electrón se va situando en niveles cada vez más alejado del núcleo y, por ello, la fuerza atractiva núcleo electrón más externo se va haciendo cada vez menor, por lo que el átomo se va dilatando, o lo que es lo mismo, el radio atómico se va haciendo mayor).

En el ión Cl<sup>-</sup>, con un electrón más que el átomo neutro y la misma carga nuclear, el electrón más externo se encuentra muy apantallado, y al ser la carga nuclear la misma, la fuerza atractiva del núcleo sobre dicho electrón es menor, por lo que su radio iónico es mayor que el del átomo neutro. Por el contrario, en el ión K<sup>+</sup>, con un electrón menos que el átomo neutro y la misma carga nuclear, el electrón más externo se encuentra menos apantallado, y al ser la carga nuclear la misma, la fuerza atractiva del núcleo sobre dicho electrón es mayor, por lo que su radio iónico es menor que el del átomo neutro. De lo expuesto se deduce, que por ser los iones isoelectrónicos, el de mayor carga nuclear es el que posee un menor radio iónico, es decir, el de mayor radio es el ión Cl<sup>-</sup>.

c) La energía de ionización (energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado electrónico fundamental para arrancarle un electrón y convertirlo, en un ión monopositivo, también gaseoso y en su estado electrónico fundamental), es también una propiedad periódica, que incrementa su valor al avanzar de izquierda a derecha en un período (aumenta la carga nuclear y el electrón se sitúa en el mismo nivel energético, por lo que la fuerza atractiva núcleo-electrón se va haciendo cada vez mayor y, por ello, se va necesitando aplicar cada vez más energía para arrancar el electrón), y disminuye conforme se baja en un grupo (aunque aumenta la carga nuclear, el electrón se va situando en niveles cada vez más alejado del núcleo y, por ello, la fuerza atractiva núcleo electrón más externo se va haciendo cada vez menor y, por ello, se va necesitando cada vez menos energía para arrancar dicho electrón). Luego, por estar situado el K más bajo que el Cl en sus respectivos grupos, y más a la izquierda en sus respectivos períodos, es el átomo de cloro el que posee una mayor energía de ionización.

**PROBLEMA 3.- A 10,0 mL de una disolución de sulfato de cromo (III), Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, 0,3 M, se le añade 50,0 mL de disolución de cloruro de calcio 0,1 M para formar un precipitado de sulfato de calcio, CaSO<sub>4</sub>.**

- Escribe la reacción que tiene lugar.**
- Calcula la cantidad, en gramos, que se obtiene de CaSO<sub>4</sub>.**
- Determina la concentración de los iones que permanecen disueltos, suponiendo que los volúmenes son aditivos, después de tener lugar la reacción de precipitación.**

**DATOS:** A<sub>r</sub> (Ca) = 40 u; A<sub>r</sub> (S) = 32 u; A<sub>r</sub> (O) = 16 u.

Solución:

$$M(\text{CaSO}_4) = 136 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

a) La ecuación que corresponde a la reacción es:  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{CaCl}_2 \rightarrow 3 \text{CaSO}_4 + 2 \text{CrCl}_3$  en la que aparece como un mol de sulfato de cromo (III) reacciona con 3 moles de cloruro de calcio para producir 3 moles de sulfato de calcio y 2 moles de cloruro de cromo (III).

b) Los moles de sulfato de cromo (III) que se han utilizado en la reacción son:

$n[\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3] = M \cdot V = 0,3 \text{ moles} \cdot \cancel{\text{L}^{-1}} \cdot 0,010 \cancel{\text{L}} = 0,003 \text{ moles}$ , que según la estequiometría de la ecuación química, producirán  $3 \cdot 0,003 = 0,009$  moles de  $\text{CaSO}_4$ , a los que corresponde una masa:

$$0,009 \cancel{\text{moles CaSO}_4} \cdot \frac{136 \text{ g CaSO}_4}{1 \cancel{\text{mol CaSO}_4}} = 1,224 \text{ g de CaSO}_4.$$

c) Los moles de cloruro de calcio que se han utilizado en la reacción son:

$n[\text{CaCl}_2] = M \cdot V = 0,1 \text{ moles} \cdot \cancel{\text{L}^{-1}} \cdot 0,050 \cancel{\text{L}} = 0,005 \text{ moles}$ , lo que pone de manifiesto, según la estequiometría de la ecuación, que este compuesto es el que se encuentra por defecto, es decir, es el reactivo limitante y, por tanto, los moles de  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  que se consumen son:

$$0,005 \cancel{\text{moles CaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}_2(\text{SO}_4)_3}{3 \cancel{\text{moles CaCl}_2}} = 0,00167 \text{ moles de Cr}_2(\text{SO}_4)_3, \text{ quedando sin reaccionar}$$

$0,003 - 0,00167 = 0,00133$  moles de  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ , que por ser una sal soluble en agua aparece totalmente ionizada, siendo la concentración de sal:  $[\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3] = \frac{\text{moles}}{\text{litros}} = \frac{0,00133 \text{ moles}}{0,060 \text{ L}} = 0,022 \text{ M}$ .

Ahora bien, como la sal al disolverse se disocia en sus iones según la ecuación:

$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 (\text{ac}) \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} (\text{ac}) + 3 \text{SO}_4^{2-} (\text{ac})$ , en la que se observa que un mol de sal se ioniza en 2 iones  $\text{Cr}^{3+}$  y 3 iones sulfato, se comprende fácilmente que la concentración de estos iones es doble y triple que la de la sal, es decir,  $[\text{Cr}^{3+}] = 2 \cdot [\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3] = 2 \cdot 0,022 = 0,044 \text{ M}$ , y  $[\text{SO}_4^{2-}] = 3 \cdot [\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3] = 3 \cdot 0,022 = 0,066 \text{ M}$ .

**Resultado: b) 1,224 g  $\text{CaSO}_4$ ; c)  $[\text{Cr}^{3+}] = 0,044 \text{ M}$ ;  $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,066 \text{ M}$ .**

## PRUEBA ESPECÍFICA

### OPCIÓN A

**CUESTIÓN 1.- Un compuesto químico tiene la siguiente composición centesimal: 24,74 % de K, 34,76 % de Mn y 40,50 % de O.**

a) **Deduce la fórmula empírica y nombre del compuesto.**

b) **Determina el estado de oxidación formal de cada elemento.**

Solución:

a) La composición centesimal indica que de 100 g de compuesto, 24,74 g son de K, 34,76 g son de Mn y 40,50 g son de O, por lo que determinando los moles de cada uno de los elementos:

$$n(\text{K}) = 24,74 \cancel{\text{g K}} \cdot \frac{1 \text{ mol K}}{40 \cancel{\text{g K}}} = 0,619 \text{ moles K}; \quad n(\text{Mn}) = 34,76 \cancel{\text{g Mn}} \cdot \frac{1 \text{ mol Mn}}{55 \cancel{\text{g Mn}}} = 0,632 \text{ moles Mn};$$

$$n(\text{O}) = 40,50 \cancel{\text{g O}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \cancel{\text{g O}}} = 2,531 \text{ moles O}, \text{ que al no ser números enteros, no pueden ser los subíndices}$$

de los elementos en el compuesto, por lo que, dividiéndolos por el menor de ellos se intenta transformarlos en enteros:  $\frac{0,619}{0,619} = 1$ ;  $\frac{0,632}{0,619} \cong 1$ ;  $\frac{2,531}{0,619} \cong 4$ , y conseguida la transformación de

los moles en números enteros, estos son los subíndices de los elementos en el compuesto, por lo que la fórmula del mismo es  $\text{KMnO}_4$ , permanganato de potasio.

b) El oxígeno tiene estado de oxidación  $-2$ , el potasio por ser elemento alcalino y encontrarse en el grupo 1 del sistema periódico por tener en su capa de valencia un solo electrón, tiene de número de oxidación  $+1$ , y de la fórmula se deduce que operando con los subíndices de los elementos y sus números de oxidación, se tiene para el manganeso el valor:  $4 (\text{O}) \cdot (-2) + 1 (\text{K}) \cdot (+1) = +7$ , que es su número de oxidación.

**Resultado: a)  $\text{KMnO}_4$  Permanganato de potasio; b) Mn (+7), O (-2), K (+1).**

**PROBLEMA 2.-** Una disolución de cloruro de hierro (II),  $\text{FeCl}_2$ , reacciona con 50 mL de una disolución de dicromato de potasio,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , de concentración 0,1 M. El catión  $\text{Fe}^{2+}$  se oxida a  $\text{Fe}^{3+}$  mientras que el anión dicromato,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , en medio ácido, se reduce a  $\text{Cr}^{3+}$ .

a) Escribe ajustadas las semirreacciones de oxidación y reducción, la reacción iónica global y la reacción molecular.

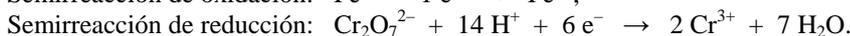
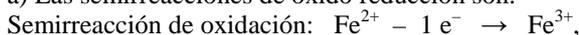
b) Calcula la masa de  $\text{FeCl}_2$  que ha reaccionado.

DATOS:  $A_r(\text{Fe}) = 55,8 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$ .

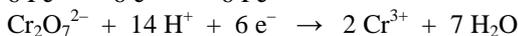
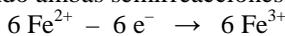
Solución:

$$M(\text{FeCl}_2) = 126,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

a) Las semirreacciones de oxidación y reducción son:



Multiplicando por 6 la semirreacción de oxidación para igualar los electrones ganados y cedidos, y sumando ambas semirreacciones para eliminar dichos electrones, se obtiene la ecuación iónica ajustada:



Sumando las ecuaciones anteriores se obtiene la ecuación iónica ajustada:

$$6 \text{ Fe}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{ H}^+ \rightarrow 6 \text{ Fe}^{3+} + 2 \text{ Cr}^{3+} + 7 \text{ H}_2\text{O}$$

por los compuestos correspondientes, los 14  $\text{H}^+$  por 14  $\text{HCl}$ , y completando en el segundo miembro con la sal que falta, se obtiene la ecuación molecular ajustada:



b) La estequiometría de la reacción indica que por cada mol de dicromato de potasio reaccionan 6 moles de cloruro de hierro (II), por lo que determinando los moles de dicromato consumidos, pueden obtenerse los moles de cloruro de hierro (II) gastados, y de ellos su masa.

$$\text{Moles de dicromato: } n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = M \cdot V = 0,1 \text{ moles} \cdot 0,050 \text{ L} = 0,005 \text{ moles}$$

Luego, los moles de cloruro que se consumen son  $6 \cdot 0,005 \text{ moles} = 0,030 \text{ moles}$ , a los que

$$\text{corresponden una masa: } 0,030 \text{ moles } \text{FeCl}_2 \cdot \frac{126,8 \text{ g } \text{FeCl}_2}{1 \text{ mol } \text{FeCl}_2} = 3,8 \text{ g } \text{FeCl}_2$$

**Resultado: b) 3,8 g de  $\text{FeCl}_2$ .**

**CUESTIÓN 3.-** Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Define el concepto de energía de ionización de un elemento.

b) Justifica por qué la primera energía de ionización de un elemento disminuye al bajar en un grupo de la tabla periódica.

c) Ordena de mayor a menor la energía de ionización de los elementos cloro, argón y potasio.

Solución:

a) Energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle un electrón de su capa de valencia y transformarlo en un catión monopositivo, también gaseoso y en su estado electrónico fundamental.

b) Al bajar en un grupo de la tabla periódica, aunque se incrementa la carga nuclear, el electrón más externo se va situando en un nivel energético cada vez más alejado del núcleo, por lo que, al ser la fuerza atractiva núcleo-electrón cada vez menor, se necesitará aplicar menos cantidad de energía, lo que pone de manifiesto que la energía de ionización disminuye.

c) En el potasio, el último electrón se encuentra más alejado del núcleo que en los otros dos elementos, por lo que su energía de ionización es la de menor valor. El cloro y el argón son dos elementos que se encuentran en el mismo período y en los grupos 17 y 18, es decir, el cloro tiene su capa de valencia casi llena y el argón llena, lo que indica que en el argón, el último electrón se encuentra con un gran apantallamiento mucho mayor que en el cloro, por lo que se necesita aplicar más cantidad de energía para arrancar el último electrón al argón que al cloro. Luego, el orden de mayor a menor valor de la energía de ionización de los elementos propuestos es:  $E.I.(\text{Ar}) > E.I.(\text{Cl}) > E.I.(\text{K})$ .

## OPCIÓN B

**PROBLEMA 1.-** El mármol está constituido por  $\text{CaCO}_3$  y cuando reacciona con ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ , se produce cloruro de calcio,  $\text{CaCl}_2$ , dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$  y agua,  $\text{H}_2\text{O}$ .

- Calcula la cantidad de mármol necesaria para producir 10 L de  $\text{CO}_2$  a 10 °C y 700 mm de Hg de presión, si la pureza del mismo es del 80 % en  $\text{CaCO}_3$ .
- Suponiendo que las impurezas del mármol son inertes al ácido clorhídrico, calcula el volumen de ácido de densidad  $1,1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$  y 20,39 % en masa que se necesitará para que reaccione el carbonato de calcio calculado en el apartado anterior.

**DATOS:**  $A_r(\text{Fe}) = 55,8 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Fe}) = 55,8 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Ca}) = 40 \text{ u}$ ;  
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

Solución:

a) La ecuación ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:

$\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ , en la que su estequiometría indica que un mol de carbonato reacciona con 2 moles de ácido para producir un mol de cada uno de los compuestos que forman el producto de reacción. Luego, calculando los moles de  $\text{CO}_2$  desprendidos en las condiciones expuestas, puede determinarse la cantidad de mármol impuro que se necesita utilizar. En efecto, de la ecuación de los gases ideales, despejando el número de moles, sustituyendo las variables conocidas por sus valores y operando, sale:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{700 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} \cdot 10 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 283 \text{ K}} = 0,397 \text{ moles de carbonato de calcio}$$

puro, siendo los gramos que le corresponden:  $0,397 \text{ moles} \cdot \frac{100 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 39,7 \text{ g}$  de  $\text{CaCO}_3$  puros, por lo que, si

se multiplican por el inverso de la pureza se tienen los gramos:  $39,7 \text{ g} \cdot \frac{100}{80} = 49,625 \text{ g}$  de mármol.

b) La molaridad de 1 L de la disolución propuesta es:

$$1,1 \frac{\text{g disolución}}{\text{mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{\text{L disolución}} \cdot \frac{20,39 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 6,145 \text{ M.}$$

Como por cada mol de carbonato se consumen 2 moles de ácido, si se parten de 0,397 moles de carbonato puro, pues las impurezas son inertes al  $\text{HCl}$ , se consumen de este ácido el doble de los moles de carbonato, es decir,  $2 \cdot 0,397 \text{ moles} = 0,794 \text{ moles}$  de  $\text{HCl}$ , y a partir de la definición de molaridad, puede obtenerse el volumen de disolución empleado:  $M = \frac{\text{moles}}{V} \Rightarrow V = \frac{\text{moles}}{M} = \frac{0,794 \text{ moles}}{6,145 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,1292 \text{ L} = 129,2 \text{ mL}$ .

**Resultado: a) 49,625 g de mármol; b) V = 129,2 mL.**

**CUESTIÓN 2.-** Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Escribe la configuración electrónica, completa y ordenada, de los siguientes átomos o iones:  $\text{Al}$ ,  $\text{Na}^+$  y  $\text{O}^{2-}$ .
- Deduces cuáles de las especies anteriores son isoelectrónicas.
- Indica cuál de ellas tiene electrones desapareados y qué valores pueden tener los números cuánticos del electrón más externo.

Solución:

a) La configuración electrónica de los átomos propuestos son:  
 $\text{Al}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ;  $\text{Na}^+$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$ ;  $\text{O}^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

b) Dos especies son isoelectrónicas cuando poseen el mismo número de electrones en su corteza. De las configuraciones electrónicas anteriores se deduce que las especies  $\text{Na}^+$  y  $\text{O}^{2-}$  son isoelectrónicas.

c) La especie con un electrón desapareado es el Al, con un solo electrón en el orbital  $3s^1$ . Los números cuánticos que pueden tener el electrón desapareados son:  $n = 3$ ;  $l = 1$ ;  $m_l = -1, 0, +1$ ;  $s = \pm \frac{1}{2}$ .

**CUESTIÓN 3.- En función del tipo de enlace explica por qué:**

- a) **El agua,  $H_2O$ , es líquida en condiciones normales y el  $H_2S$  es un gas.**
- b) **El NaCl es sólido y el  $Cl_2$  es un gas.**
- c) **El KCl es soluble en agua y el gas metano,  $CH_4$ , es insoluble.**

Solución:

a) El agua es líquida debido a que, al ser la molécula polar por estar el hidrógeno unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño radio, entre ellas se produce una atracción electrostática dipolo-dipolo, enlace de hidrógeno, que provoca valores anormalmente elevados su punto de fusión. Por el contrario, las moléculas de  $H_2S$ , covalentes y apolares, se unen por fuerzas de Van der Waals mucho más débiles, lo que se traduce en que su punto de fusión sean mucho más bajo y, por ello, sea un gas.

b) El NaCl se encuentra formado por iones  $Na^+$  y  $Cl^-$ , que al unirse por enlace iónico, atracción electrostática entre los iones positivos y negativos, produce un sólido cristalino. El cloro, por el contrario, es un gas debido a que sus moléculas, apolares, se unen por débiles fuerzas de Van der Waals, muy fáciles de romper y separar una molécula de otra.

c) El KCl es un sólido cristalino, soluble en agua, por romperse la red iónica al interaccionar los iones superficiales de la red con los dipolos del agua. Por el contrario, las moléculas de  $CH_4$ , apolares, al no sufrir interacciones electrostáticas con el agua, es un compuesto insoluble en dicho disolvente.