

**BLOQUE A1 General**

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) Defina radio iónico, radio atómico, electronegatividad y afinidad electrónica.  
 b) Dadas las siguientes configuraciones electrónicas más externas: i)  $ns^1$ ; ii)  $ns^2np^1$ ; iii)  $ns^2np^3$ ; iiiii)  $ns^2np^6$ . Identifique el grupo y el nombre de todos los átomos que puedan tener esa configuración.

La teoría cuántica no permite asignar a los átomos y a los iones un tamaño definido, por lo que la única forma posible de atribuir un radio a un ión consiste en medir las distancias a las cuales los iones pueden acercarse entre sí bajo los efectos de las fuerzas de interacción electrostática. De esta forma, los iones se pueden considerar como esferas compactas con una carga eléctrica y un radio dado por su esfera de impenetrabilidad para con otro ión, en función de las interacciones electrostáticas puestas de manifiesto.

Desde el punto de vista de la Teoría Cuántica Moderna es imposible definir el tamaño exacto de un átomo, sin embargo es muy útil asignar a cada átomo un **radio atómico** que represente el valor de su tamaño relativo. El radio atómico se calcula en función de las distancias a las que se sitúan los átomos, cuando forman enlaces para unirse entre sí, mediante las distancias interiónicas, en el enlace iónico o las longitudes de enlace, en el caso del enlace covalente. Para los metales se define un radio metálico como la mitad de la distancia existente entre los núcleos de dos átomos contiguos del metal sólido cristalino.

**Electronegatividad** es la tendencia que tiene un átomo a captar electrones en las diversas combinaciones químicas que puede formar. Fue Pauling quien construyó una escala de electronegatividades, asignando a cada elemento químico un valor comprendido entre 0,0 y 4,0. Un valor pequeño de la electronegatividad quiere decir que el elemento químico en cuestión tiene poca tendencia a captar electrones o lo que es lo mismo, tiene más tendencia a perder electrones. Por tanto, la electronegatividad y el carácter metálico son propiedades contrapuestas.

La **afinidad electrónica** es la energía intercambiada en el proceso de incorporación de un electrón a un átomo en estado gaseoso para originar un ión negativo (anión), también en estado gaseoso. El proceso se representa mediante:  $X(g) + e^- \rightarrow X^-(g)$ . La afinidad electrónica es positiva (proceso endotérmico) si se transfiere una cantidad de energía al átomo para su conversión en un anión, o negativa (proceso exotérmico) si la transferencia de energía es del átomo al exterior.

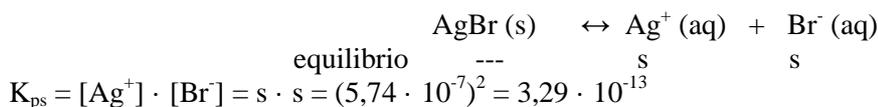
El hidrógeno y los metales alcalinos, H, Li, Na, K, Rb, Cs y Fr, tienen la configuración electrónica  $ns^1$ . La configuración  $ns^2 np^1$  corresponde al grupo de los térreos: B, Al, Ga, In y Tl. El grupo del nitrógeno: N, P, As, Sb y Bi tienen por configuración  $ns^2 np^3$ . Por último la configuración  $ns^2 np^6$  les corresponde a los gases nobles: Ne, Ar, Kr, Xe y Rn.

**BLOQUE A2 General**

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

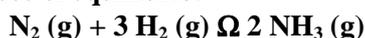
- a) Escriba la configuración electrónica de las siguientes especies; H, He<sup>+</sup>, Li<sup>2+</sup>, F, Na, Se, Cs y I.  
 b) A 25 °C la solubilidad del bromuro de plata es  $5,74 \cdot 10^{-7}$ . Calcule el producto de solubilidad de dicha sal a esa temperatura.

H (Z=1):  $1s^1$ ; He<sup>+</sup> (Z=2):  $1s^1$ ; Li<sup>2+</sup> (Z=3):  $1s^1$ ; F (Z=9):  $1s^2 2s^2 2p^5$ ;  
 Na (Z=11)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ; Se (Z=34)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$   
 Cs (Z=55)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$   
 I (Z=53)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$



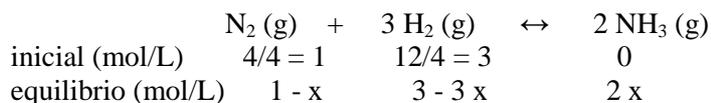
**BLOQUE A3 General**

En un matraz de 4 litros se introducen 4 moles de N<sub>2</sub> y 12 moles de H<sub>2</sub>, calentándose la mezcla hasta 371 °C. A esta temperatura se establece el equilibrio:



Si la reacción tiene lugar en un 60 %, calcule:

- La concentración de cada especie en el equilibrio.
- Las constantes  $K_c$  y  $K_p$  para ese equilibrio.
- ¿Cómo afecta al equilibrio un aumento de la presión? Justifique la respuesta.



Las cantidades que se introducen son estequiométricas. La concentración de nitrógeno que está presente en el equilibrio  $(1 - x)$  mol/L es el 40% de la inicial 1 mol/L.

$$(1 - x) \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \frac{40}{100} \Rightarrow x = 0,6 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Las concentraciones presentes en el equilibrio son:  $[N_2] = 0,4$  mol/L;  $[H_2] = 1,2$  mol/L;  $[NH_3] = 1,2$  mol/L

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = \frac{1,2^2}{0,4 \cdot 1,2^3} = 2,08$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 2,08 \cdot (0,082 \cdot (273 + 371))^{2-4} = 7,46 \cdot 10^{-4}$$

Un aumento de la presión, no provocada por la introducción de una sustancia inerte, hace evolucionar el sistema hacia la formación de amoníaco.

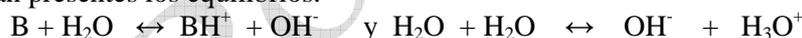
#### BLOQUE A4 General

La adición de 0,4 moles de una base débil a un determinado volumen de agua permite la obtención de 0,5 L de una disolución con pH igual a 11. Calcule:

- La concentración inicial de la base en esta disolución.
- La concentración de iones  $OH^-$  de la misma.
- La constante de la base  $K_b$ .

$$a) c_{\text{base}} = \frac{n_{\text{base}}}{V \text{ en L}} = \frac{0,4 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,8 \text{ mol/L}$$

En la disolución están presentes los equilibrios:

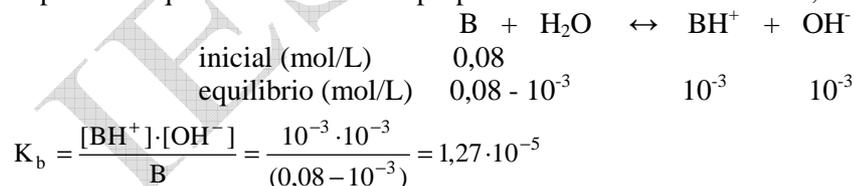


Aplicando la definición de pH y pOH, la concentración de iones hidróxido en la disolución es:

$$pOH = -\log [OH^-] = 14 - pH; 14 - 11 = -\log [OH^-] \Rightarrow [OH^-] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Por lo que se puede considerar que todos los iones  $OH^-$  provienen de la disociación de la base, ya que es una cantidad muchísimo mayor que la que proporciona de autoionización del agua.

Suponiendo que cada mol de base proporciona un mol de iones  $OH^-$ , resulta que:



#### BLOQUE A5 General

En una botella de ácido clorhídrico concentrado figuran los siguientes datos: 36 % en masa de HCl, densidad  $1,18 \text{ g/cm}^3$ . Calcule:

- La molaridad, molalidad y la fracción molar del ácido.
- El volumen de este ácido concentrado que se necesita para preparar un litro de disolución 2 M.
- Detalle como llevaría a cabo el apartado b) y el material a emplear necesario para dicho fin.

a) Se coge 1 L de disolución. La masa de ese litro de disolución y la masa de HCl son:

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,18 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 1180 \text{ g}$$

$$m_{\text{HCl}} = 1180 \text{ g disolución} \frac{36 \text{ partes HCl}}{100 \text{ partes disolución}} = 424,8 \text{ g HCl}$$

Y la masa de disolvente en 1 L de disolución es:  $m_{\text{H}_2\text{O}} = 1180 \text{ g} - 424,8 \text{ g} = 755,2 \text{ g agua}$

$$\text{molaridad} = \frac{\frac{m}{M_{\text{HCl}}}}{V \text{ en L}} = \frac{\frac{424,8 \text{ g HCl}}{36,5 \text{ g/mol}}}{1 \text{ L}} = 11,64 \text{ mol/L}$$

$$\text{molalidad} = \frac{\frac{m}{M_{\text{HCl}}}}{m_{\text{disolvente}} \text{ en kg}} = \frac{\frac{424,8 \text{ g HCl}}{36,5 \text{ g/mol}}}{0,7552 \text{ kg disolvente}} = 15,41 \frac{\text{mol}}{\text{kg disolvente}}$$

La fracción molar del ácido es:  $\chi_{\text{HCl}} = \frac{\frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}}}{\frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}} + \frac{m_{\text{agua}}}{M_{\text{agua}}}} = \frac{\frac{424,8 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}}}{\frac{424,8 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} + \frac{755,2 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} = 0,22$

b) Aplicando la ley de conservación de la masa:

$$V_{\text{concentrada}} \cdot M_{\text{concentrada}} = V_{\text{diluida}} \cdot M_{\text{diluida}}; V_{\text{concentrada}} \cdot 11,64 \text{ mol/L} = 1000 \text{ mL} \cdot 2 \text{ mol/L} \Rightarrow V_{\text{concentrada}} = 171,8 \text{ mL}$$

Se vierten en una probeta 171,8 mL de la disolución concentrada. Se trasvasa a un matraz aforado y se rellena con agua destilada hasta completar 1 L de disolución.

### BLOQUE B1 General

Razone si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos:

- Los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica y del calor.
- Los sólidos covalentes moleculares tienen puntos de fusión y ebullición elevados.
- Todos los compuestos iónicos, disueltos en agua, son buenos conductores de la corriente eléctrica.
- Los compuestos covalentes polares son solubles en disolventes polares.

a) Verdadero. Los metales en estado sólido están formados por una red de átomos bañada en una nube de electrones libres, que conducen la intensidad de la corriente eléctrica y propagan el calor.

b) Falso. Los sólidos covalentes moleculares, fósforo, yodo, tienen temperaturas de fusión y ebullición bajas debido a la débil interacción entre las moléculas.

c) Verdadero. Al disolver un compuesto iónico se liberan iones que conducen la intensidad de la corriente eléctrica.

d) Verdadero. Por que se producen interacciones entre cargas opuestas de la molécula y el disolvente.

### BLOQUE B2 General

Responda razonadamente las siguientes cuestiones:

- ¿Es posible que los números cuánticos para un electrón situado en un orbital 2p sean (2, 0, 0, 1/2)?
- Indique dos posibles combinaciones de números cuánticos, por elemento, para el electrón de valencia de los átomos de Na y K.
- Defina momento dipolar de enlace y momento dipolar de una molécula. Explique cada caso con un ejemplo.

a) No. En los tres orbitales 2p, el valor del número cuántico secundario es  $l = 1$ .

b) El electrón de valencia del Na es:  $3s^1 \Rightarrow n = 3; l = 0; m_l = 0$  y  $m_s = +\frac{1}{2}$  ó  $-\frac{1}{2}$   
El electrón de valencia del K es:  $4s^1 \Rightarrow n = 4; l = 0; m_l = 0$  y  $m_s = +\frac{1}{2}$  ó  $-\frac{1}{2}$

Momento dipolar de un enlace es una magnitud vectorial  $\vec{\mu} = q \cdot \vec{d}$  siendo  $q$  la carga que soporta cada átomo del enlace y  $d$  la distancia entre las cargas. Su sentido es desde la carga positiva a la negativa. Siempre que se

enlazan dos átomos distintos hay un momento dipolar y es más intenso cuanto mayor es la diferencia de electronegatividad entre los átomos enlazados.

En las sustancias covalentes puede ocurrir que enlaces polares, CH ó CO, den lugar a moléculas apolares debido a que la suma vectorial de los dipolos es igual a cero gracias la geometría como en CH<sub>4</sub> (tetraédrica) o en CO<sub>2</sub> lineal. Otras veces la suma de los dipolos no es igual a cero como es el caso de H<sub>2</sub>O, angular, o NH<sub>3</sub> en forma de paraguas.

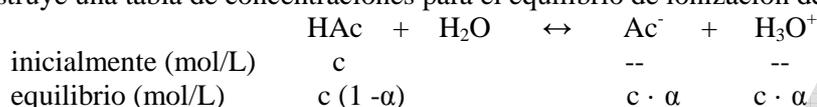
**BLOQUE B3 General**

Una disolución 0,20 M de ácido acético está ionizada el 0,95 %. Calcule:

- a) La constante del ácido K<sub>a</sub>.
- b) El grado de disociación de una disolución 0,10 M de dicho ácido.
- c) El pH de ambas disoluciones ácidas.

El grado de ionización es: α = 0,0095

Se construye una tabla de concentraciones para el equilibrio de ionización del ácido acético en agua.



Sustituido en la constante de equilibrio:  $K_c = \frac{[Ac^-] \cdot [H_3O^+]}{[HAc]} = \frac{c \cdot \alpha \cdot c \cdot \alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{0,2 \cdot 0,0095^2}{1 - 0,0095} = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Aplicando la definición de pH:  $pH = -\log [H_3O^+] = -\log (c \cdot \alpha) = -\log (0,2 \cdot 0,0095) = 2,72$

Para la disolución diluida se debe cumplir que:  $K_c = \frac{[Ac^-] \cdot [H_3O^+]}{[HAc]} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)}; 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1 \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$

Aproximando 1 - α ≈ 0,0134 es decir, está ionizado el 1,34 %. Cuanto más diluida es disolución mayor es el grado de ionización de un electrólito débil.

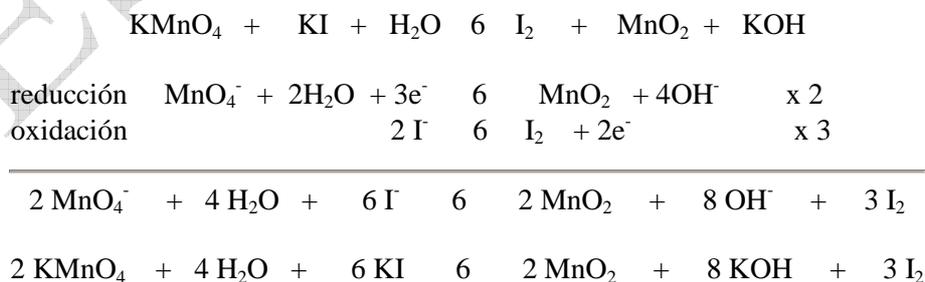
La aproximación realizada es correcta:  $Error_{relativo} = \frac{\alpha}{1-\alpha} = \frac{0,0134}{1-0,0134} = 0,0136 = 1,36\%$

Aplicando la definición de pH:  $pH = -\log [H_3O^+] = -\log (c \cdot \alpha) = -\log (0,1 \cdot 0,0134) = 2,87$

**BLOQUE B4 General**

El permanganato potásico (KMnO<sub>4</sub>) reacciona con el yoduro potásico (KI), en disolución básica, obteniéndose como productos; yodo (I<sub>2</sub>) y óxido de manganeso (IV) (MnO<sub>2</sub>).

- a) Ajuste la ecuación iónica y molecular por el método del ión-electrón.
- b) Calcule la cantidad de óxido de manganeso(IV) que se obtendría al reaccionar completamente 150 mL de una disolución de permanganato de potasio al 5 % en masa con densidad 1,10 g · ml<sup>-1</sup>.



$m_{MnO_2} = 150 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,10 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{5 \text{ g KMnO}_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{158 \text{ g KMnO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol MnO}_2}{2 \text{ mol KMnO}_4} \cdot \frac{87 \text{ g MnO}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} = 4,54 \text{ g MnO}_2$

**BLOQUE B5 General**

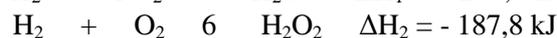
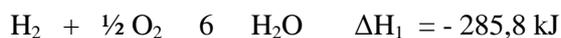
Para la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno para dar agua y oxígeno a 298 K.

a) Calcule  $\Delta H^0$  y  $\Delta S^0$  estándar de la reacción.

b) Razone si el peróxido de hidrógeno será estable a 298 K.

DATOS:  $\Delta H_f^0$  (kJ · mol<sup>-1</sup>) H<sub>2</sub>O (l) = - 285,8; H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (l) = -187,8.

$S^0$  (J · K<sup>-1</sup> · mol<sup>-1</sup>) H<sub>2</sub>O (l) = 69,9; H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (l) = 109,6; O<sub>2</sub>(g) = 205,1.



$$\Delta H^0 = \Delta H_1 - \Delta H_2 = (- 285,8 \text{ kJ}) - (- 187,8 \text{ kJ}) = - 98 \text{ kJ}$$

$$\Delta S^0 = \frac{1}{2} \cdot S^0[\text{O}_2] + S^0[\text{H}_2\text{O}] - S^0[\text{H}_2\text{O}_2] = \frac{1}{2} \cdot 205,1 + 69,9 - 109,6 = 62,85 \text{ J/K}$$

Para saber si el agua oxigenada es estable a esa temperatura se calcula  $\Delta G$  y si su valor es menor que cero entonces la reacción es espontánea y se descompone.

$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = -98 \text{ 000 J} - 298 \text{ K} \cdot 62,85 \text{ J/K} < 0$  luego la reacción es espontánea a esa temperatura.

**BLOQUE A1 Específico**

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) En la reacción exotérmica  $2 \text{ A}(\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{ B}(\text{g}) + \text{ C}(\text{g})$ , indique cuatro formas de aumentar la concentración de C en el equilibrio.

b) Indique los valores posibles de los números cuánticos n, l, m y s para un electrón situado en un orbital 4f.



De acuerdo con el principio de Le Châtelier: un sistema en equilibrio reacciona en contra de las modificaciones.

1) Disminuyendo la temperatura de equilibrio. Como la reacción directa es exotérmica, si se disminuye la temperatura del sistema, enfriando, el sistema se desplaza hacia los productos, generando energía.

2) Añadiendo la sustancia A, al equilibrio, el sistema se desplaza hacia los productos.

3) Eliminando tanto las sustancias B como la C del equilibrio.

4) Disminuyendo la presión total, aumentando el volumen. El sistema tiende a generar "más presión", desplazándose hacia donde haya mayor número de moles en estado gaseoso.

- b) Orbital 4f
- |                            |
|----------------------------|
| n = 4                      |
| l = 3                      |
| m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3 |
| s = +½, -½                 |

**BLOQUE A2 Específico**

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Indique para los siguientes pares de iones cuál es el de mayor radio: K<sup>+</sup> y Ca<sup>2+</sup>; S<sup>2-</sup> y Cl<sup>-</sup>.

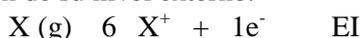
b) Defina electronegatividad y energía de ionización.

\* K<sup>+</sup> y Ca<sup>2+</sup> ..... <sup>19</sup>K<sup>+</sup> y <sup>20</sup>Ca<sup>2+</sup> son iones isoelectrónicos, estructura del <sup>18</sup>Ar, última capa para ambos es 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>. Como el calcio tiene mayor número atómico los electrones estarán "más comprimidos". Por tanto: K<sup>+</sup> > Ca<sup>2+</sup>.

\* S<sup>2-</sup> y Cl<sup>-</sup> ..... <sup>16</sup>S<sup>2-</sup> y <sup>17</sup>Cl<sup>-</sup> son iones isoelectrónicos, estructura del <sup>18</sup>Ar, última capa para ambos es 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>. El ion cloruro solo tiene 1 e<sup>-</sup> de más y su Z es mayor que el del ion sulfuro, por tanto S<sup>2-</sup> > Cl<sup>-</sup>.

b) Electronegatividad es la tendencia relativa de los átomos de un elemento químico para atraer los electrones de otros átomos con los que están enlazados. En una escala arbitraria, con valores sin unidades.

Energía de ionización es la energía intercambiada para que un átomo neutro de un elemento en estado gaseoso y fundamental, ceda un electrón de su nivel externo.



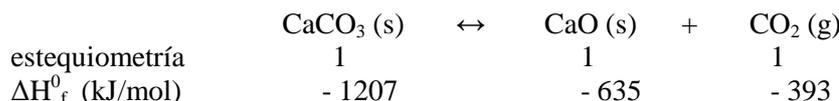
**BLOQUE A3 Específico**

La descomposición térmica del carbonato de calcio sólido produce óxido de calcio sólido y dióxido de carbono gas. Calcule:

a) La entalpía estándar de la reacción de descomposición.

b) El volumen de CO<sub>2</sub> medido a 25 °C y 1 atm, que se podrá obtener mediante dicha reacción cuando se emplean 5.000 kJ.

DATOS: Calores estándar de formación (kJ · mol<sup>-1</sup>) CaCO<sub>3</sub> = -1207; CaO = - 635; CO<sub>2</sub> = - 393.



$$\Delta H_r^0 = - 635 - 393 - (- 1207) = 179 \text{ kJ} \text{ Es una reacción endotérmica}$$

$$X_{CO_2} = 5000 \text{ kJ} \frac{1 \text{ mol CO}_2}{179 \text{ kJ}} = 27,93 \text{ mol CO}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales: p · V = n · R · T

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{27,93 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 682,6 \text{ L de CO}_2$$

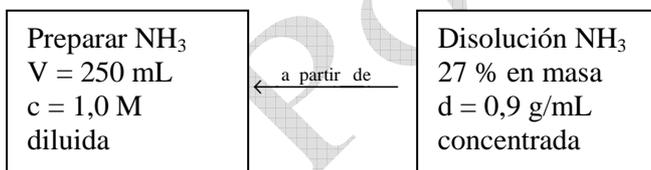
**BLOQUE A4 Específico**

Se desean preparar 250 ml de una disolución de amoníaco 1,0 M a partir de una disolución de amoníaco del 27 % en masa y de 0,9 g · ml<sup>-1</sup> de densidad. Calcule:

a) El volumen que hay que tomar de la disolución del 27 %.

b) El pH de ambas disoluciones.

DATO: K<sub>b</sub> (amoníaco) = 1,8 · 10<sup>-5</sup>



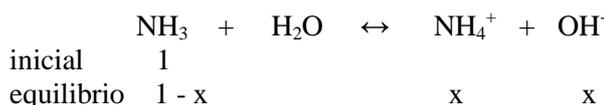
a) Se calcula la molaridad de la disolución concentrada:

$$c = \frac{900 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{27 \text{ g NH}_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} = 14,3 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ahora se hace la dilución:

$$n_{concentrada} = n_{diluida}; M_{concentrada} \cdot V_{concentrada} = M_{diluida} \cdot V_{diluida}; 14,3 \text{ mol/L} \cdot V_{concentrada} = 250 \text{ mL} \cdot 1,0 \text{ mol/L}$$

Despejando, el volumen de disolución concentrada que se precisa es: V<sub>concentrada</sub> = 17,5 mL



$$\text{Aplicando la ley de Acción de Masas: } K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x^2}{1-x}$$

$$\text{Despreciando x frente a 1, resulta que: } x = \sqrt{1 \cdot K_b} = \sqrt{1 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = 4,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{La aproximación anterior es correcta ya que el error cometido es: } \frac{x}{c} = \frac{4,24 \cdot 10^{-3}}{1} = 4,24 \cdot 10^{-3} = 0,0424 \%$$

$$pOH = - \log [OH^-] = - \log 4,24 \cdot 10^{-3} = 2,37 \quad \Psi \quad pH = 14 - pOH = 11,63$$

Para la disolución concentrada:  $x = \sqrt{14,3 \cdot K_b} = \sqrt{14,3 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = 0,016 \text{ mol/L}$

La aproximación anterior es correcta ya que el error cometido es:  $\frac{x}{c} = \frac{0,016}{4,31} = 1,12 \cdot 10^{-3} = 0,011\%$

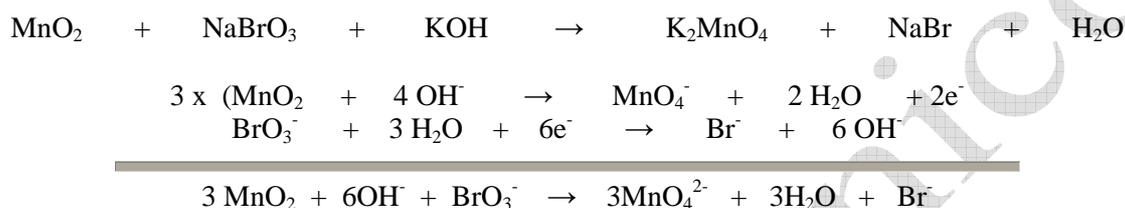
$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,016 = 1,80 \Psi \text{ pH} = 14 - \text{pOH} = 12,2$

**BLOQUE A5 Específico**

La reacción del dióxido de manganeso ( $\text{MnO}_2$ ) con bromato sódico ( $\text{NaBrO}_3$ ) en presencia de hidróxido potásico, da como productos manganato potásico ( $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ), bromuro sódico y agua.

a) Ajuste la ecuación iónica por el método del ión-electrón y determine la ecuación molecular.

b) Si el rendimiento de la reacción es del 75 %, calcule los gramos de dióxido de manganeso necesarios para obtener 500 ml de una disolución 0,1 M de manganato potásico.



Y ajustando molecularmente:  $3 \text{MnO}_2 + 6\text{KOH} + \text{NaBrO}_3 \rightarrow 3\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{NaBr} + 3\text{H}_2\text{O}$

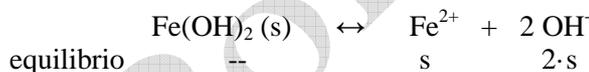
$$m_{\text{MnO}_2} = 0,5 \text{ L disolución} \frac{0,1 \text{ mol manganato}}{1 \text{ L disolución}} \frac{3 \text{ mol MnO}_2}{3 \text{ mol manganato}} \frac{87 \text{ g MnO}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} \frac{100 \text{ g reales}}{75 \text{ g teóricos}} = 5,8 \text{ g MnO}_2$$

**BLOQUE B1 Específico**

El producto de solubilidad del hidróxido de hierro(II) es  $1,6 \cdot 10^{-14}$ . Calcule:

a) La solubilidad molar del hidróxido de hierro(II) en agua.

b) El pH de una disolución saturada de esta sal.



$$K_{ps} = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = \text{s} \cdot (2 \cdot \text{s})^2 = 4 \cdot \text{s}^3; 1,6 \cdot 10^{-14} = 4 \cdot \text{s}^3 \Psi \text{ s} = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-5}) = 4,5 \Psi \text{ pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,5 = 9,5$$

**BLOQUE B2 Específico**

En un recipiente de 1,41 litros de capacidad a la temperatura de 600 K, se introduce 1 gramo de cada una de las siguientes especies en estado gaseoso:  $\text{CO}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{H}_2$ . Calcule una vez alcanzado el equilibrio y para todas las especies presentes:

a) Los gramos presentes de cada uno de los componentes en la mezcla, al alcanzarse el equilibrio.

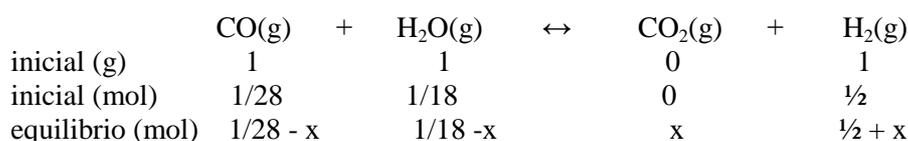
b) La presión total del sistema.

c) ¿Qué opinaría Lavoisier si hubiera tenido la ocasión de resolver este problema?

DATOS:  $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \quad K_c = 23,2$

Los moles iniciales introducidos de cada sustancia son:

$$n_{\text{CO}} = 1 \text{ g CO} \frac{1 \text{ mol CO}}{28 \text{ g CO}} = \frac{1}{28} \text{ mol CO}; \quad n_{\text{H}_2} = 1 \text{ g H}_2 \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} = \frac{1}{2} \text{ mol H}_2; \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g H}_2\text{O} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{1}{18} \text{ mol H}_2\text{O}$$



$$K_c = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{\frac{x}{V} \frac{\frac{1}{2} + x}{V}}{\frac{1-x}{28} \frac{1-x}{18}} = \frac{x \left( \frac{1}{2} + x \right)}{\left( \frac{1}{28} - x \right) \left( \frac{1}{18} - x \right)} = \frac{x \frac{1+2x}{2}}{\frac{1-28x}{28} \frac{1-18x}{18}} = 252 \frac{x(1+2x)}{(1-28x)(1-18x)} = 23,2$$

$$10,86(x + 2x^2) = 1 - 46x + 504x^2; 482,28x^2 - 56,86x + 1 = 0 \quad \Psi \quad x = 0,0215 \text{ mol}$$

	CO(g)	+	H <sub>2</sub> O(g)	↔	CO <sub>2</sub> (g)	+	H <sub>2</sub> (g)	total
inicial (g)	1		1		0		1	3
equilibrio (mol)	1/28 - 0,0215		1/18 - 0,0215		0,0215		½ + 0,0215	
equilibrio (g)	0,398		0,613		0,946		1,043	3

Se conserva la masa, se cumple la ley de Lavoisier.

Los moles totales en el equilibrio son:  $1/28 - x + 1/18 - x + x + 1/2 + x = 0,59 \text{ mol}$

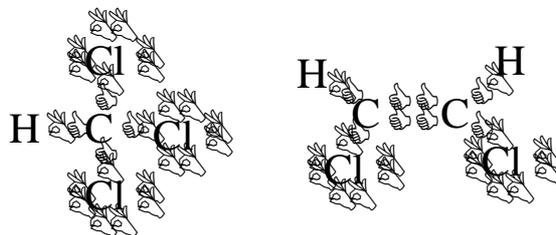
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T; p \cdot 1,41 \text{ L} = 0,59 \text{ mol} \cdot 0,082 \cdot 600 \text{ K} \quad \Psi \quad p = 20,59 \text{ atm}$$

### BLOQUE B3 Específico

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Enumere 4 propiedades generales de los compuestos iónicos, de los compuestos covalentes y de los metales.

b) Mediante un diagrama de Lewis, represente las moléculas: HC-Cl<sub>3</sub> y Cl-HC=CH-Cl.



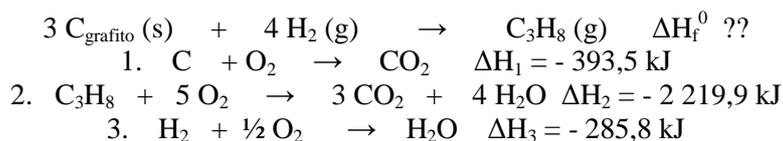
### BLOQUE B4 Específico

Calcule, aplicando la Ley de Hess, a partir de las entalpías de combustión dadas:

a) La variación energética de la siguiente reacción:  $\text{C}_{\text{grafito}}(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$

b) La energía liberada cuando se quema un litro de propano medido en condiciones normales.

DATOS: Entalpías normales de combustión ( $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ )  $\text{C}_{\text{grafita}}(\text{s}) = -393,5$ ;  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) = -2219,9$ ;  $\text{H}_2(\text{g}) = -285,8$ .



$$\Delta H_f^0 = 3 \cdot \Delta H_1 - \Delta H_2 + 4 \cdot \Delta H_3 = 3 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) - (-2219,9 \text{ kJ}) + 4 \cdot (-285,8 \text{ kJ}) = -103,8 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = 1 \text{ L propano} \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} \frac{2219,9 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = 99,1 \text{ kJ}$$

### BLOQUE B5 Específico

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Para una reacción química  $A(g) + B(g) \leftrightarrow C(g)$ , donde  $\Delta H = -80 \text{ kJ}$  y  $\Delta S = -190 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$ . Calcule cuál es el límite de temperatura a la que se puede trabajar para que la reacción sea espontánea. ¿Qué significan los signos negativos de  $\Delta H$  y de  $\Delta S$ ?

b) Nombre y formule los siguientes compuestos orgánicos:

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$	Metil etil éter
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C/CH}$	Metanoato de propilo
$\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$	Dietilamina
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$	Pentanal
$\text{C}_6\text{H}_{14}$	Metil propeno.



$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$$0 = -80 \text{ 000 J} - T \cdot (-190 \text{ J/K}) \quad \Psi \quad T = 421,1 \text{ K a esta temperatura } \Delta G = 0$$

Por encima de 421,1 K el valor de  $\Delta G$  es positivo. Como la reacción es espontánea cuando  $\Delta G < 0$ , significa que lo es entre 0 K y 421,1 K.

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$  ácido propanoico

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C/CH}$  1-butino

$\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$  2-pentanol

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$  3-hexanona

$\text{C}_6\text{H}_{14}$  hexano

$\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$  Metil etil éter

$\text{CHOO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$  Metanoato de propilo

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH-CH}_2\text{-CH}_3$  Dietilamina

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$  Pentanal

$\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2$   
 $\text{CH}_3$  Metil propeno