

## PRUEBA GENERAL

### OPCIÓN A

**CUESTIÓN 1.- Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:**

- Define radio iónico, radio atómico, electronegatividad y afinidad electrónica.
- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas más externas: b<sub>1</sub>) ns<sup>1</sup>; b<sub>2</sub>) ns<sup>2</sup> np<sup>1</sup>; b<sub>3</sub>) ns<sup>2</sup> np<sup>3</sup>; b<sub>4</sub>) ns<sup>2</sup> np<sup>6</sup>. Identifica el grupo y el nombre de todos los átomos que puedan tener esa configuración.

Solución:

a) Radio iónico es el radio de un ión. Si el ión es positivo, catión, al perderse el nivel electrónico más externo, los electrones que quedan pueden reducir sus distancias provocando una contracción del volumen y, en consecuencia, una disminución del radio. Si el ión es negativo, anión, al aumentar la repulsión de los electrones se produce un aumento de volumen y, por ello, un incremento del radio.

Radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales enlazados entre sí.

Electronegatividad de un elemento es la tendencia de sus átomos a atraer hacia sí el par de electrones del enlace que lo une a otro.

Afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un átomo gaseoso, neutro y en su estado electrónico fundamental, gana un electrón y se transforma en ión negativo, también gaseoso y en su estado electrónico fundamental.

b) b<sub>1</sub>) Los átomos con configuración electrónica ns<sup>1</sup> se encuentran situados en el grupo 1 y son los siguientes: hidrógeno, litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio.

b<sub>2</sub>) Los de configuración electrónica ns<sup>2</sup> np<sup>1</sup> pertenecen al grupo 13 y son los siguientes átomos: boro, aluminio, galio, indio y talio.

b<sub>3</sub>) Los de configuración electrónica ns<sup>2</sup> np<sup>3</sup> pertenecen al grupo 15 y son los átomos: nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y bismuto.

b<sub>4</sub>) Los de configuración electrónica ns<sup>2</sup> np<sup>6</sup> pertenecen al grupo 18 y son los átomos de: helio, neón, argón, criptón, xenón y radón.

**PROBLEMA 2.- 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. Calcula:**

- La concentración inicial de la base en esta disolución.
- La concentración de iones OH<sup>-</sup> de la misma.
- La constante de la base K<sub>b</sub>.

Solución:

a) La concentración inicial de la disolución AOH es:  $M = \frac{0,4 \text{ moles}}{0,5 \text{ L}} = 0,8 \text{ M}$ .

b) Conocido el pH se determina el pOH de la expresión:  $14 = \text{pH} + \text{pOH}$ . Luego, despejando pOH, sustituyendo valores y operando:  $\text{pOH} = 14 - 11 = 3$ .

La concentración de iones OH<sup>-</sup> en el equilibrio de disociación es:  $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3} \text{ M}$ .

c) La concentración de AOH en el equilibrio es la inicial menos la de A<sup>+</sup>:

$[\text{AOH}] = 0,8 - 0,001 = 0,799 \text{ M}$ , y sustituyendo estas concentraciones en la constante K<sub>b</sub> de la base y operando:  $K_b = \frac{[\text{A}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{AOH}]} = \frac{(10^{-3})^2}{0,799} = 1,25 \cdot 10^{-6}$ .

**Resultado: a) [AOH] = 0,8 M; b) [OH<sup>-</sup>] = 10<sup>-3</sup> M; c) K<sub>b</sub> = 1,25 · 10<sup>-6</sup>.**

**PROBLEMA 3.- En una botella de ácido clorhídrico concentrado figuran los siguientes datos: 36 % en masa de HCl, densidad 1,18 g · mL<sup>-1</sup>. Calcula:**

- La molaridad, molalidad y fracción molar del ácido.
- El volumen de este ácido que se necesita para preparar 1 L de disolución 2 M.
- Detalla como llevaría a cabo el apartado b) y el material a emplear para dicho fin.

Solución:

$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

a) La molaridad de la disolución es:

$$1,18 \frac{\text{g disolución}}{\text{mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 11,64 \text{ M.}$$

Para obtener la molalidad de la disolución hay que conocer, además de los moles de soluto, ácido clorhídrico, los Kg de agua de la disolución.

Si 1 L de disolución contiene 11,64 moles, su masa es  $11,64 \text{ moles} \cdot \frac{36,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 424,86 \text{ g}$ , y como

la masa del litro de disolución es 1.180 g, restando a este valor la masa del soluto se tiene para la masa del disolvente:  $1.180 \text{ g} - 424,86 \text{ g} = 755,14 \text{ g}$ , de donde resulta para la molalidad el valor:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}} = \frac{11,64 \text{ moles}}{0,75514 \text{ kg}} = 15,41 \text{ m.}$$

Los moles de disolvente en 1 L de esta disolución son  $755,14 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} = 41,95$  moles, siendo los moles de soluto y disolvente  $11,64 + 41,95 = 53,59$  moles, por lo que la fracción molar del ácido es:

$$\chi_{\text{HCl}} = \frac{\text{moles HCl}}{\text{moles HCl} + \text{moles H}_2\text{O}} = \frac{11,64}{53,59} = 0,217.$$

b) En 1 L de disolución 2 M hay 2 moles de ácido, que son los moles que han de estar contenidos en el volumen que se tome de la disolución de partida, para diluirlos hasta 1 L y obtener la disolución pedida. El volumen que hay que tomar de la disolución de partida, de concentración 11,64 M es:

$$M = \frac{n(\text{moles})}{V(\text{litros})} \Rightarrow V = \frac{n(\text{moles})}{M} = \frac{2 \text{ moles}}{11,64 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,1718 \text{ L} = 171,8 \text{ mL.}$$

c) Con una pipeta se tomarían los 171,8 mL de disolución, se llevarían a un matraz aforado de 1 L y se completaría con agua destilada hasta el enrase del matraz.

## BLOQUE B

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

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

Solución:

a) No es posible, pues para un electrón situado en el orbital 2p, el valor del número cuántico orbital,  $l$ , ha de ser 1 y nunca 0, por lo que dichos números cuánticos para el electrón que se propone han de ser (2, 1, 0, 1/2).

b) El electrón de valencia de los elementos Na y K son, respectivamente,  $3s^1$  y  $4s^1$ , por lo que las dos posibles combinaciones de números cuánticos para cada electrón son: (3, 0, 0, + 1/2), (3, 0, 0, - 1/2) y (4, 0, 0, + 1/2) y (4, 0, 0, - 1/2).

c) Momento dipolar es una magnitud vectorial que se obtiene multiplicando la distancia que separan dos cargas de la misma magnitud y signo contrario por el valor absoluto de una de las cargas. El sentido del momento dipolar es desde la carga positiva hacia la negativa. Es el caso de la molécula HCl:  $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$ .

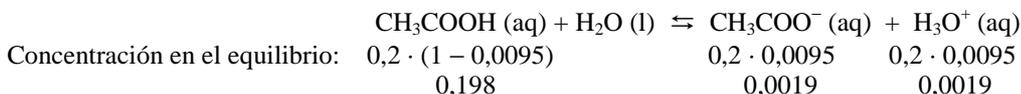
Momento dipolar de una molécula es la resultante de los momentos dipolares de los enlaces de dicha molécula. En la molécula de agua, los enlaces HO se encuentran polarizados,  $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{O}^{\delta-}$ , y la suma vectorial de los momentos dipolares de los dos enlaces HO da como resultado una molécula dipolar.

**PROBLEMA 1.- Una disolución 0,2 M de ácido acético está ionizada el 0,95 %. Calcula:**

- La constante del ácido  $K_a$ .
- El grado de disociación de una disolución 0,1 M de dicho ácido.
- El pH de ambas disoluciones ácidas.

Solución:

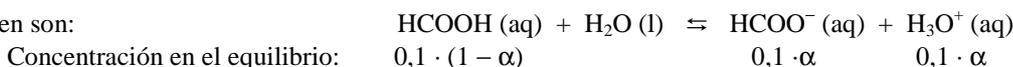
a) Las concentraciones en el equilibrio de las especies que lo forman son:



Sustituyendo estas concentraciones en la constante ácida,  $K_a$ , del ácido y operando sale para  $K_a$

$$\text{el valor: } K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{0,0019 \cdot 0,0019}{0,198} = 1,82 \cdot 10^{-5}.$$

b) Llamando  $\alpha$  al grado de disociación, las concentraciones en el equilibrio de las especies que lo componen son:



que sustituidas en la constante anteriormente calculada, despreciando  $\alpha$  en el denominador por ser muy pequeño frente a 1 y operando, sale para  $\alpha$  el valor:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow 1,82 \cdot 10^{-5} = \frac{(0,1 \cdot \alpha)^2}{0,1 \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{1,82 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 1,35 \cdot 10^{-2} = 1,35 \%$$

c) En la primera disolución la concentración de iones oxonio es  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,9 \cdot 10^{-3}$ , por lo que el pH de la disolución es:  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,9 \cdot 10^{-3}) = 3 - \log 1,9 = 3 - 0,278 = 2,722$ .

Para la segunda disolución la concentración de iones oxonio es  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \cdot 1,35 \cdot 10^{-2} = 1,35 \cdot 10^{-3}$ , por lo que el pH de la disolución es:  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,35 \cdot 10^{-3}) = 3 - \log 1,35 = 3 - 0,13 = 2,87$ .

**Resultado: a)  $K_a = 1,82 \cdot 10^{-5}$ ; b)  $\alpha = 1,35 \%$ ; c)  $\text{pH} = 2,722$  y  $\text{pH} = 2,87$ .**

**PROBLEMA 3.- Para la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno para dar agua y oxígeno a 298 K. a) Calcula  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$  estándar de la reacción.**

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

**DATOS:  $\Delta H^\circ_f$  ( $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ) de:  $\text{H}_2\text{O (l)} = -285,8$ ;  $\text{H}_2\text{O}_2 \text{ (l)} = -187,8$ .**

**$\Delta H^\circ_f$  ( $\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ) de:  $\text{H}_2\text{O (l)} = 69,9$ ;  $\text{H}_2\text{O}_2 \text{ (l)} = 109,6$ ;  $\text{O}_2 \text{ (g)} = 205,1$ .**

Solución:

a) La reacción de descomposición del agua oxigenada es:  $2 \text{H}_2\text{O}_2 \text{ (l)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O (l)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$ .

La variación de entalpía de la reacción se determina por la expresión:

$\Delta H^\circ_r = \sum a \cdot \Delta H^\circ_{f \text{ productos}} - \sum b \cdot \Delta H^\circ_{f \text{ reactivos}} = \Delta H^\circ_f [\text{H}_2\text{O (l)}] - \Delta H^\circ_f [2 \text{H}_2\text{O}_2 \text{ (l)}]$ , y sustituyendo los valores conocidos y operando sale el valor:

$$\Delta H^\circ_r = 2 \cdot (-285,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 2 \cdot (-187,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -196 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

La variación de entropía de la reacción se obtiene de la expresión:

$\Delta S^\circ_r = \sum n \cdot \Delta S^\circ_{\text{productos}} - \sum m \cdot \Delta S^\circ_{\text{reactivos}} = \Delta S^\circ [\text{H}_2\text{O (l)}] + \Delta S^\circ [\text{O}_2 \text{ (g)}] - \Delta S^\circ [2 \text{H}_2\text{O}_2 \text{ (l)}]$ , y sustituyendo valores y operando:  $\Delta S^\circ_r = 2 \cdot 69,9 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} + 205,1 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} - 2 \cdot 109,6 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 125,7 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

El valor positivo de la variación de entropía indica que se ha producido un incremento en el desorden del sistema al formarse una sustancia gaseosa.

b) La espontaneidad o no de una reacción viene dada por la disminución de la variación de energía de Gibbs, es decir, si  $\Delta G < 0$  la reacción es espontánea, mientras que si es igual a cero no es espontáneo, siéndolo el inverso.

Ahora bien, como la variación de  $\Delta G$  se determina por la expresión  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ , por ser  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S > 0$ , la variación de energía libre es siempre menor que cero, sea cuál sea la temperatura, por lo que la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno es espontánea a 25 °C, es decir, el peróxido de hidrógeno es inestable a esta temperatura.

**Resultado: a)  $\Delta H = -196 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta S = 125,7 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .**

## PRUEBA ESPECÍFICA

### OPCIÓN A

**CUESTIÓN 1.- Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:**

- a) En la reacción exotérmica  $2 A (g) \rightleftharpoons 2 B (g) + C (g)$ , indica cuatro formas de aumentar la concentración de C en el equilibrio.
- b) Indica los valores posibles de los números cuánticos  $n$ ,  $l$ ,  $m$  y  $s$ , para un electrón situado en un orbital 4f.

Solución:

El aumento de la concentración de C en el equilibrio se favorece con las siguientes condiciones:

1ª.- Disminuyendo la temperatura, pues al enfriar, el sistema evoluciona en el sentido en el que se desprende calor, es decir, en el sentido exotérmico, por lo que la bajada de temperatura favorece la descomposición de A y la formación de C.

2ª.- La disminución de la presión provoca un aumento del volumen (ley de Boyle- Mariotte), y este aumento de la capacidad del reactor hace que disminuya la concentración de los gases, se hace menor el número de moléculas por unidad de volumen, por lo que el sistema evoluciona descomponiendo más cantidad de A, para que, al producir más B y C aumente el número de moléculas por unidad de volumen, hasta restablecer de nuevo el equilibrio, es decir, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que aparece un mayor número de moles, más cantidad de materia, hacia la derecha.

3ª.- Si se retira parte del B o C producido, su disminución de concentración hace que el sistema evolucione, para recuperar el equilibrio, descomponiendo más A (g) y favoreciendo la producción de C.

4ª.- Incrementando la cantidad de A se provoca un aumento de su reacción de descomposición para formar más B y C, desplazándose el equilibrio, por ello, hacia la derecha.

b) Existen 7 orbitales f a los que corresponden los números cuánticos:

$n = 4$ ;  $l = 3$ ;  $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ ;  $m_s = \pm \frac{1}{2}$ . Tomando los valores de  $n$  y  $l$  y uno cualquiera de los valores de  $m_l$  junto con uno de los valores  $m_s$ , se obtienen los valores de los números cuánticos para un electrón 4f. Estos valores pueden ser por ejemplo:  $(4, 3, 1, -\frac{1}{2})$ .

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

- a) Indica para los siguientes pares de iones cuál es el de mayor radio:  $K^+$  y  $Ca^{2+}$ ;  $S^{2-}$  y  $Cl^-$ .
- b) Define electronegatividad y energía de ionización.

Solución:

a) Los iones  $K^+$  y  $Ca^{2+}$  son isoelectrónicos, es decir, tienen el mismo número de electrones en la corteza. En estos casos, la especie con mayor carga nuclear, el catión  $Ca^{2+}$ , atrae más fuertemente los electrones de la corteza provocando una mayor contracción de su volumen, lo que se traduce en una mayor disminución de su radio iónico. Por ello, el  $K^+$  es el de mayor radio iónico, es decir,  $\text{radio}(K^+) > \text{radio}(Ca^{2+})$ .

En la otra pareja ocurre algo parecido. Las dos especies son isoelectrónicas, siendo el ión  $S^{2-}$  el que posee una menor carga nuclear, por lo que la atracción sobre los electrones de la corteza es menos intensa que en el ión  $Cl^-$ , lo que se traduce en una menor contracción de su volumen, y en consecuencia en un mayor tamaño de su radio iónico, es decir,  $\text{radio}(Cl^-) < \text{radio}(S^{2-})$ .

b) Afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un átomo neutro, gaseoso y en su estado electrónico fundamental, acepta un electrón en su nivel más externo, para convertirse en un anión gaseoso en su estado electrónico fundamental.

Energía de ionización es la que hay que suministrar a un átomo neutro de un elemento, en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle un electrón de su capa de valencia y convertirlo en un ión monopositivo, gaseoso y en su estado electrónico fundamental.

**PROBLEMA 2.- 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  $0,9 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$  de densidad. Calcula:**

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

**b) El pH de ambas disoluciones.**  
**DATOS:  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .**

Solución:

a) La resolución de este tipo de problemas exige conocer primero los moles contenidos en los 250 mL de disolución a preparar para, a partir de ellos, poder determinar los mililitros que hay que tomar de la disolución comercial.

Los moles de  $\text{NH}_3$  que han de estar disueltos en los 250 mL de disolución a preparar son:

$n(\text{NH}_3) = M \cdot V = 0,1 \text{ moles} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,025 \text{ moles}$ , que son los que han de estar contenidos en el volumen de disolución comercial que hay que tomar.

En segundo lugar hay que conocer la concentración molar de la disolución comercial, y de ahí, determinar el volumen de disolución que contienen los moles anteriormente calculados:

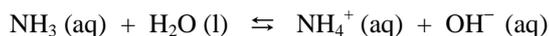
La molaridad de la disolución comercial, utilizando los correspondientes factores de conversión (relaciones de equivalencia) y considerando 1 L de disolución, es:

$$0,9 \frac{\text{g disolución}}{\text{mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{27 \text{ g NH}_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} = 14,29 \text{ M.}$$

El volumen de esta disolución comercial que contiene los 0,025 moles de HCl es:

$$M = \frac{n(\text{moles})}{V(\text{litros})} \Rightarrow V = \frac{n(\text{moles})}{M} = \frac{0,025 \text{ moles}}{14,29 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,001749 \text{ L} = 1,749 \text{ mL.}$$

b) Para calcular el pH hay que conocer la concentración de iones  $\text{OH}^-$ . Llamando "x" a la concentración de base que se disocia, las concentraciones en el equilibrio de las distintas especies que lo forman, para la disolución 0,1 M, son:



Concentración en el equilibrio:

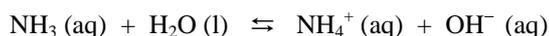
$$0,1 - x \qquad \qquad \qquad x \qquad \qquad \qquad x$$

que sustituidas en la constante básica,  $K_b$ , del amoníaco, despreciando x en el denominador por ser muy inferior a 0,1, sale para el valor de x:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1 - x} \Rightarrow x = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ M.}$$

Esta concentración de iones  $\text{OH}^-$  permite determinar el pOH de la disolución, que restado de 14 proporciona el pH de la misma:  $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 1,34 \cdot 10^{-3} = 3 - \log 1,34 = 3 - 0,13 = 2,87$ , y el pH:  $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,87 = 11,13$ .

Para la disolución de concentración 14,29 M, la del 27 %, las concentraciones de todas las especies en el equilibrio, siendo x' la concentración de base que se disocia, son:



Concentración en el equilibrio:

$$14,29 - x' \qquad \qquad \qquad x' \qquad \qquad \qquad x'$$

Sustituyendo estos valores de concentración en la constante básica,  $K_b$ , del amoníaco, y despreciando x' en el denominador por ser muy inferior a 14,29, sale para el valor de x':

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x'^2}{14,29 - x'} \Rightarrow x' = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 14,29} = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ M.}$$

Esta concentración de iones  $\text{OH}^-$  permite determinar el pOH de la disolución, que restado de 14 proporciona el pH de la misma:  $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 1,6 \cdot 10^{-2} = 2 - \log 1,6 = 2 - 0,2 = 1,8$ , y el pH:  $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,8 = 12,2$ .

**Resultado: a) 1,749 mL; b) pH = 11,13; pH = 12,2.**

### OPCIÓN B

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

- La solubilidad molar del hidróxido de hierro (II) en agua.
- El pH de una disolución saturada de esta sal.

Solución:

a) El equilibrio de ionización del hidróxido es:  $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2 \text{OH}^-$ .

De la estequiometría del equilibrio de solubilidad se deduce que, si la solubilidad de la sal en disolución es S, en moles  $\cdot \text{L}^{-1}$ , como por cada mol de sal que se disocia produce 1 mol de iones  $\text{Fe}^{2+}$  y 2 moles de iones  $\text{OH}^-$ , la solubilidad de los iones  $\text{Fe}^{2+}$  es S, y la de los iones  $\text{OH}^-$  es  $2 \cdot \text{S}$ .

Del producto de solubilidad:  $P_s = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = \text{S} \cdot (2 \cdot \text{S})^2 = 4 \cdot \text{S}^3$ , sustituyendo las variables conocidas por sus valores, despejando S y operando:

$$1,6 \cdot 10^{-14} = 4 \cdot \text{S}^3 \Rightarrow \text{S} = \sqrt[3]{\frac{1,6 \cdot 10^{-14}}{4}} = \sqrt[3]{4 \cdot 10^{-15}} = 1,59 \cdot 10^{-5} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}.$$

b) La concentración de  $\text{OH}^-$  es:  $[\text{OH}^-] = 2 \cdot 1,59 \cdot 10^{-5} = 3,18 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ , correspondiendo a la disolución un pOH:  $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 3,18 \cdot 10^{-5} = 5 - \log 3,18 = 5 - 0,5 = 4,5$ .

El pH de la disolución es:  $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,5 = 9,5$ .

**Resultado: a)  $\text{S} = 1,59 \cdot 10^{-5}$ ; b)  $\text{pH} = 9,5$ .**

**PROBLEMA 2.-** Calcula, aplicando la ley de Hess, a partir de las entalpías de combustión dadas:

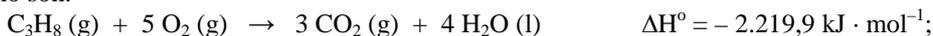
a) La variación energética de la reacción:  $\text{C}_{\text{grafito}}(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$ .

b) La energía liberada cuando se quema 1 L de propano medido en condiciones normales.

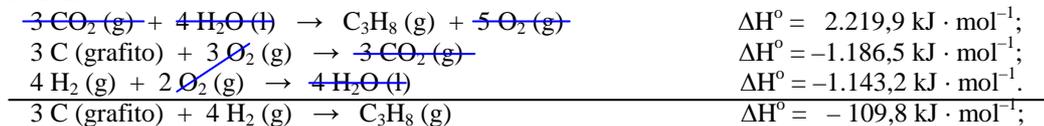
**DATOS:**  $\Delta H_c^\circ$  en  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ :  $\text{C}_{\text{grafito}}(\text{s}) = -393,5$ ;  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) = -2.219,9$ ;  $\text{H}_2(\text{g}) = -285,8$ .

Solución:

a) Las ecuaciones correspondientes a las reacciones de combustión del propano, grafito e hidrógeno son:



Para aplicar la ley de Hess, se invierte la primera ecuación y se le cambia el signo a su entalpía; se multiplica por 3 y por 4 la segunda y tercera ecuaciones, incluida sus entalpías, y finalmente se suman las tres ecuaciones:



b) Multiplicando el litro por su factor de conversión  $\text{mol} \cdot 22,4 \text{ L}$  y por la relación estequiométrica  $\Delta H_f^\circ$ -mol, se halla la energía que se desprende en la reacción:

$$1 \text{ L } \text{C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8}{22,4 \text{ L } \text{C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{-109,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8} = -4,9 \text{ kJ}.$$

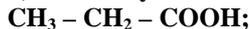
**Resultado: b)  $Q = -4,9 \text{ kJ}$ .**

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

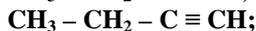
a) Para una reacción química  $\text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{g})$ , donde  $\Delta H = -80 \text{ kJ}$  y  $\Delta S = -90 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$ .

Calcula 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  $\Delta S$ .

b) Nombra y formula los siguientes compuestos orgánicos:



Metil etil éter.



Metanoato de propilo.



Dietilamina.



Pentanal.



Metilpropeno.

Solución:

a) La espontaneidad de una reacción viene dada por el valor de su energía libre de Gibbs, la cuál se determina por la expresión:  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$ .

Si  $\Delta G^\circ > 0$ , la reacción no es espontánea.

Si  $\Delta G^\circ < 0$ , la reacción es espontánea.

Si  $\Delta G^\circ = 0$ , la reacción está en equilibrio.

La reacción propuesta comenzará a alcanzar la espontaneidad, cuando el valor de  $\Delta G^\circ$  pase de ser cero a tomar un valor negativo, por lo que, para calcular la temperatura límite a la que la reacción es espontánea, hay que determinar la temperatura de equilibrio, y de ella, deducir la que se busca. Por tanto:

$$0 = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ \Rightarrow T \cdot \Delta S^\circ = \Delta H^\circ \Rightarrow T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{-80 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}{-190 \cdot 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} = 421,1 \text{ K}$$

Al ser  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$  negativos, para que la reacción sea espontánea,  $\Delta G^\circ < 0$ , ha de cumplirse que  $|\Delta H^\circ|$  sea superior a  $|T \cdot \Delta S^\circ|$ , por lo que, a partir de una temperatura inferior a 421,1 K o 421,1 - 273 = 148,1 °C, la reacción será espontánea.

El signo negativo de la variación de entalpía significa que la reacción transcurre desprendiendo energía, es decir, la reacción es exotérmica.

El signo negativo de la variación de entropía significa que la reacción transcurre con un reordenamiento molecular, es decir, en los productos hay más orden (1 mol de gas) que en los reactivos (2 moles de gases).

b) Ácido propanoico;

1 - butino;

2 - pentanol;

3 - hexanona;

Hexano;

$\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ .

$\text{HCOO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ .

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

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

$\text{CH}_2 = \text{C}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$ .

**Resultado: A  $T > 421,1 \text{ K}$ ;  $-\Delta H^\circ$  reacción exotérmica;  $-\Delta S^\circ$  disminución del desorden.**