

## OPCIÓN A

**CUESTIÓN 1.-** Explica cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos (listados en el orden  $n, l, m_l, m_s$ ) son imposibles para un electrón en un átomo: a) ( 4, 2, 0, + 1/2 ), b) ( 3, 3, 2, - 1/2 ), c) ( 2, 0, 1, + 1/2 ), d) ( 4, 3, 0, + 1/2 ), e) ( 3, 2, - 2, - 1).

**CUESTIÓN 2.-** Para una reacción química  $A(g) + B(g) \rightarrow C(g)$ , donde  $\Delta H_r^\circ = -80 \text{ KJ}$  y  $\Delta S_r^\circ = -190 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$ , calcula la temperatura límite a la que es espontánea. ¿Qué significado tienen los valores negativos de las variaciones de entalpía y entropía?

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

**CUESTIÓN 3.-** Explica brevemente si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:

- Los cristales iónicos conducen la corriente eléctrica.
- Los sólidos moleculares son malos conductores.
- Los metales no son buenos conductores pero aumenta su conductividad con la temperatura.

**PROBLEMA 1.-** Se desea preparar 500 mL de una disolución de amoníaco 1,20 M a partir de una disolución de amoníaco del 27 % en peso y  $0,9 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$  de densidad. Calcula:

- El volumen que hay que tomar de la disolución del 27,3 %.
- El pH de la disolución preparada de amoníaco.

DATOS:  $A_r(\text{N}) = 14 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

**Resultado: a) V = 42 mL; b) pH = 11,67.**

**PROBLEMA 2.-** a) Escribe las ecuaciones termoquímicas correspondientes a los procesos de formación estándar, a partir de sus elementos, del dióxido de carbono, agua y ácido metanoico, y la reacción de combustión de este último.

b) Determina la entalpía estándar de combustión del ácido metanoico.

DATOS:  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{HCOOH}) = -409 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; P. E.(HCOOH) =  $8,4^\circ \text{ C}$ ; P.E.(HCOOH) =  $100,7^\circ \text{ C}$

**Resultado: b)  $\Delta H_c^\circ = -270,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .**

## OPCIÓN B

**CUESTIÓN 1.-** Explica por qué al mezclar 10 mL de ácido acético 0,2 M con 20 mL de hidróxido de sodio 0,1 M, la disolución resultante no es neutra. Indica si su pH será mayor o menor de 7.

**CUESTIÓN 2.-** Para los átomos A ( $Z = 8$ ) y B ( $Z = 38$ ) determina su estructura electrónica y su situación en la tabla periódica. Indica de qué elementos se trata, el tipo de compuesto que formarían entre ellos y las propiedades generales de este tipo de compuesto.

**CUESTIÓN 3.-** Explica qué tipo de enlace químico debe vencerse o qué fuerzas de atracción deben vencerse para llevar a cabo los siguientes procesos:

- Fundir bromuro de calcio.
- Hervir agua.
- Evaporar oxígeno líquido.
- Fundir cesio.

**PROBLEMA 1.-** En un matraz de 1,6 L se introducen 0,4 moles de HI, se cierra el matraz y se calienta hasta  $400^\circ \text{ C}$ . Una vez establecido el equilibrio  $\text{HI}(g) \rightleftharpoons \text{I}_2(g) + \text{H}_2(g)$ , se encuentra que la fracción molar de HI en la mezcla es 0,8. Calcula:

- El valor de  $K_c$ .
- La presión parcial de cada gas en el equilibrio.

DATOS:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

**Resultado: a)  $K_c = 1,6 \cdot 10^{-2}$ ; b)  $P_{\text{HI}} = 11,04 \text{ atm}$ ;  $P_{\text{I}_2} = P_{\text{H}_2} = 1,38 \text{ atm}$ .**

**PROBLEMA 2.-** El dicromato de potasio, en medio ácido, puede oxidar a los iones sulfito hasta sulfato, reduciéndose los iones dicromato hasta cromo (III).

- Ajusta la reacción por el método del ión-electrón.
- Determina el volumen de disolución 0,12 M de dicromato de potasio que se necesita para reaccionar, en medio ácido, con 50 mL de una disolución 0,1 M de sulfito de sodio.

**Resultado: b) V = 13,9 mL.**

## OPCIÓN A

**CUESTIÓN 1.- Explica cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos (listados en el orden  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$ ,  $m_s$ ) son imposibles para un electrón en un átomo: a) ( 4, 2, 0, + 1/2 ), b) ( 3, 3, 2, - 1/2 ), c) ( 2, 0, 1, + 1/2 ), d) ( 4, 3, 0, + 1/2 ), e) ( 3, 2, - 2, - 1).**

Solución:

a) Estos valores son todos posibles para determinar un electrón en un átomo. El electrón se sitúa en el orbital 4d.

b) Estos valores de los números cuánticos son imposibles porque nunca, el valor del número cuántico secundario  $l$  puede ser igual al valor del número cuántico principal  $n$ .

c) No son válidos estos valores porque para un valor 0 del número cuántico azimutal,  $l$ , el número cuántico magnético  $m_l$  sólo puede tomar el valor 0.

d) Este grupo de números cuánticos es correcto para determinar un electrón y corresponde a un electrón que se encuentra en un orbital 4f.

e) Imposible, ya que  $m_s$  nunca puede tomar valores distintos a  $-1/2$  o  $+1/2$ .

**CUESTIÓN 2.- Para una reacción química  $A(g) + B(g) \rightarrow C(g)$ , donde  $\Delta H_r^\circ = -80 \text{ KJ}$  y  $\Delta S_r^\circ = -190 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$ , calcula la temperatura límite a la que es espontánea. ¿Qué significado tienen los valores negativos de las variaciones de entalpía y entropía?**

Solución:

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 de 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 (1mol de gas) que en los reactivos (2 moles de gas).

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

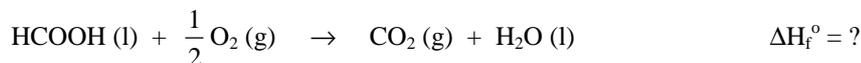
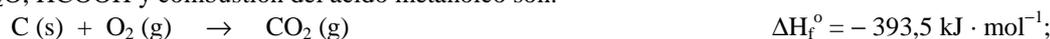
**PROBLEMA 2- a) Escribe las ecuaciones termoquímicas correspondientes a los procesos de formación estándar, a partir de sus elementos, del dióxido de carbono, agua y ácido metanoico, y la reacción de combustión de este último.**

**b) Determina la entalpía estándar de combustión del ácido metanoico.**

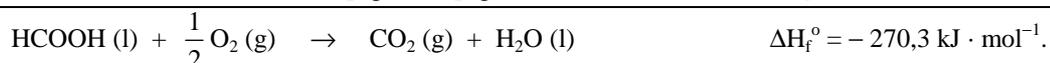
**DATOS:  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{HCOOH}) = -409 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; P. E. (HCOOH) = 8,4 °C; P. E. (HCOOH) = 100,7 °C**

Solución:

a) Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a los procesos de formación estándar del  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCOOH}$  y combustión del ácido metanoico son:



b) Invertiendo la ecuación de formación del ácido metanoico, incluido el cambiando de signo a su entalpía, y sumando las tres primeras ecuaciones, incluido sus entalpías, esto es, aplicando la ley de Hess, se tiene la ecuación de combustión del ácido metanoico y el valor de su entalpía:



**Resultado: b)  $\Delta H_c^\circ = -270,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .**

### OPCIÓN B

**CUESTIÓN 1.- Explica por qué al mezclar 10 mL de ácido acético 0,2 M con 20 mL de hidróxido de sodio 0,1 M, la disolución resultante no es neutra. Indica si su pH será mayor o menor de 7.**

Solución:

La reacción de neutralización es:  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$ .

Para que la mezcla resultante de un volumen de disolución de un ácido, con un volumen de disolución de una base, produzca una disolución neutra, es necesario que el número de moles de ácido y base estén en relación estequiométrica con su reacción de neutralización, y que ninguno de los iones que forman la sal, totalmente disociada, sufran hidrólisis.

En el caso propuesto con estequiometría es 1 a 1, es decir, 1 mol de ácido se neutraliza con 1 mol de base, y para saber el carácter ácido, básico o neutro de la disolución resultante, hay que determinar los moles de ácido y base en los volúmenes utilizados. Si son iguales la disolución es neutra, y si son distintos, será ácida si los moles de ácido son mayores que los de base, o básica si ocurre lo contrario.

Los moles de ácido son:  $n = M \cdot V = 0,2 \text{ moles} \cdot 0,010 \text{ L} = 0,002 \text{ moles}$ .

Los moles de base son:  $n = M \cdot V = 0,1 \text{ moles} \cdot 0,020 \text{ L} = 0,002 \text{ moles}$ .

Al ser iguales los moles de ácido y base, la disolución resultante debería de ser neutra, pero como el anión acetato,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , base conjugada relativamente fuerte del ácido débil  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , sufre hidrólisis según el equilibrio:  $\text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}$ , provocando un aumento de la concentración de iones  $\text{OH}^-$ , la disolución resultante es básica, es decir, su  $\text{pH} > 7$ .

**CUESTIÓN 2.- Para los átomos A (Z = 8) y B (Z = 38) determina su estructura electrónica y su situación en la tabla periódica. Indica de qué elementos se trata, el tipo de compuesto que formarían entre ellos y las propiedades generales de este tipo de compuesto.**

Solución:

Las configuraciones electrónicas de los átomos son:

A; (Z = 8):  $1s^2 2s^2 2p^4$ ; B; (Z = 38):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$ .

De las configuraciones electrónicas se deduce que el elemento A se encuentra situado en el 2º período grupo 16, mientras que el elemento B se sitúa en el período 5º grupo 2.

Se trata de los elementos oxígeno y estroncio. El tipo de compuesto que forman estos elementos es el óxido de estroncio, de fórmula  $\text{SrO}$ . Por tratarse de un compuesto iónico, sus propiedades son:

1ª.- Elevado punto de fusión y ebullición. 2ª.- Soluble en agua.

3ª.- En disolución y fundido son buenos conductores de la electricidad.

**PROBLEMA 1.-** En un matraz de 1,6 L se introducen 0,4 moles de HI, se cierra el matraz y se calienta hasta 400 °C. Una vez establecido el equilibrio  $2 \text{ HI (g)} \rightleftharpoons \text{I}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$ , se encuentra que la fracción molar de HI en la mezcla es 0,8. Calcula:

a) El valor de  $K_c$ .

b) La presión parcial de cada gas en el equilibrio.

**DATOS:**  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

Solución:

$$T = 273 + 400 = 673 \text{ K.}$$

Los moles iniciales y en el equilibrio en la reacción ajustada, siendo x los moles que se disocian son:



a) El número total de moles en el equilibrio es:  $n_t = 0,4 - 2 \cdot x + x + x = 0,4$ , y al ser la fracción molar del yoduro de hidrógeno 0,8, resulta para x:

$$0,8 = \frac{0,4 - 2 \cdot x}{0,4} \Rightarrow 0,8 \cdot 0,4 = 0,4 - 2 \cdot x \Rightarrow x = \frac{0,4 - 0,32}{2} = 0,04 \text{ moles.}$$

Los moles de las distintas sustancias en el equilibrio son:

$\text{HI} = 0,4 - 0,08 = 0,32$  moles;  $\text{I}_2 = 0,04$  moles;  $\text{H}_2 = 0,04$  moles, y sus concentraciones:

$$[\text{HI}] = \frac{0,32 \text{ moles}}{1,6 \text{ L}} = 0,2 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}; \quad [\text{I}_2] = [\text{H}_2] = \frac{0,04 \text{ moles}}{1,6 \text{ L}} = 0,025 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}.$$

El valor de  $K_c$  se obtiene sustituyendo en su expresión los valores de las concentraciones:

$$K_c = \frac{[\text{I}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{0,025 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,025 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}}{0,2^2 \text{ moles}^2 \cdot \text{L}^{-2}} = 0,016 = 1,6 \cdot 10^{-2}.$$

b) Para calcular la presión parcial de cada gas en la mezcla hay que conocer la presión en el equilibrio, la cual se obtiene despejándola de la ecuación de estado de los gases ideales, y las fracciones molares de las sustancias. Los moles en el equilibrio son:  $n_t = 0,32 + 0,04 + 0,04 = 0,4$  moles.

$$P \cdot V = n_t \cdot R \cdot T \Rightarrow P = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,4 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 673 \text{ K}}{1,6 \text{ L}} = 13,8 \text{ atm.}$$

La fracción molar del HI es 0,8, y como la suma de todas ellas ha de ser 1 y además, la fracción molar del  $\text{I}_2$  es igual a la del  $\text{H}_2$  por ser sus moles los mismos, se deduce que dichas fracciones son 0,1, y las presiones parciales de cada sustancia:

$$P_{\text{HI}} = 0,8 \cdot 13,8 \text{ atm} = 11,04 \text{ atm}; \quad P_{\text{I}_2} = P_{\text{H}_2} = 0,1 \cdot 13,8 \text{ atm} = 1,38 \text{ atm.}$$

**Resultado:** a)  $K_c = 1,6 \cdot 10^{-2}$ ; b)  $P_{\text{HI}} = 11,04 \text{ atm}$ ;  $P_{\text{I}_2} = P_{\text{H}_2} = 1,38 \text{ atm}$ .