

## OPCIÓN A

**CUESTIÓN 1.- Los átomos neutros X, Y, Z, tienen las siguientes configuraciones electrónicas: X =  $1s^2 2s^2 2p^1$ ; Y =  $1s^2 2s^2 2p^5$ ; Z =  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ .**

- Indica el grupo y período en el que se encuentran.**
- Ordénalos, razonadamente, de mayor a menor electronegatividad.**
- ¿Cuál es el de mayor potencial de ionización?**

Solución:

a) De las configuraciones electrónicas se deduce que los elementos X e Y pertenecen al segundo período (el número cuántico principal del nivel de valencia  $n = 2$ ), mientras que el Z ( $n = 3$ ) está situado en el tercero. Como el X y el Y están completando los orbitales 2p, el X se encuentra en el grupo 13 ( $12 + 1$  electrón p), boro (B), y el Y en el grupo 17 ( $12 + 5$  electrones p), flúor (F), mientras que el Z, con 2 electrones en el orbital 3s pertenece al grupo 2, magnesio (Mg).

b) La electronegatividad mide la tendencia de un átomo de atraer hacia sí los electrones del enlace covalente que lo une a otro átomo. Esta propiedad aumenta al avanzar en un período y disminuye al descender en un grupo, por lo que el orden de electronegatividad de estos átomos es:

Orden creciente de electronegatividad:  $Z < X < Y$  o bien  $Mg < B < F$ .

c) Potencial de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle un electrón y convertirlo en ión monopositivo en el mismo estado gaseoso y fundamental. En los períodos esta propiedad aumenta al avanzar en él debido a que el electrón más externos, por situarse en el mismo nivel energético y aumentar la carga nuclear del átomo, es más fuertemente atraído por el núcleo y se necesita aplicar más cantidad de energía para arrancarlo; mientras que en los grupos disminuye al bajar en ellos debido a que el electrón más externos, al ir situándose en niveles energéticos cada vez más alejado del núcleo, es más débilmente atraído por él y se necesita aplicar menos cantidad de energía para arrancarlo. Luego, el de mayor potencial de ionización es el B (flúor).

**CUESTIÓN 3.- Dado el equilibrio:  $H_2O(g) + C(s) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g)$   $\Delta H > 0$ .**

**Señala, razonadamente, cuál de las siguientes medidas produce un aumento de la concentración de monóxido de carbono:**

- Elevar la temperatura.**
- Retirar vapor de agua de la mezcla en el equilibrio.**
- Introducir  $H_2$  en la mezcla en equilibrio.**

Solución:

a) Al elevar la temperatura el equilibrio evoluciona en el sentido en el que se produce absorción de calor, es decir, hacia el sentido endotérmico de la reacción. Por tratarse de una reacción endotérmica, un aumento de la temperatura provoca un aumento de la concentración de CO.

b) Al retirar  $H_2O(g)$  disminuye su concentración y en consecuencia su número de moléculas por unidad de volumen, restableciéndose el equilibrio al reaccionar moléculas de CO(g) y  $H_2$  para producir la sustancia retirada, es decir, el equilibrio se desplaza hacia la formación de los reactivos, disminuyendo la concentración de CO.

c) La introducción de  $H_2$  aumenta su concentración, y la reacción recupera el equilibrio haciendo reaccionar  $H_2$  y CO para formar agua, es decir, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, provocando una disminución de la concentración de CO.

**PROBLEMA 1.- El  $KMnO_4$ , en medio ácido sulfúrico, reacciona con el  $H_2O_2$  para dar  $MnSO_4$ ,  $O_2$ ,  $H_2O$  y  $K_2SO_4$ .**

- Ajusta la reacción molecular por el método del ión-electrón.**
- ¿Qué volumen de  $O_2$  medido a 1520 mm Hg y 125 °C se obtiene a partir de 100 g de  $KMnO_4$ ?**

**DATOS:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $A_r(C) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(O) = 16 \text{ u}$ ;  $A_r(K) = 39 \text{ u}$ ;  $A_r(Mn) = 55 \text{ u}$ .**

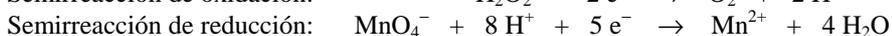
Solución:

$$P = 1520 \frac{\text{mm Hg}}{760 \frac{\text{mm Hg}}{1 \text{ atm}}} = 2 \text{ atm}; T = 273 + 125 = 398 \text{ K}; M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

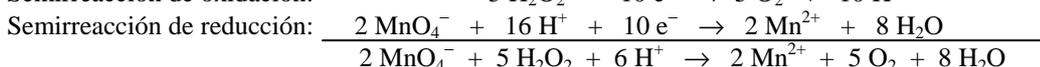
a) La ecuación molecular de la reacción es:



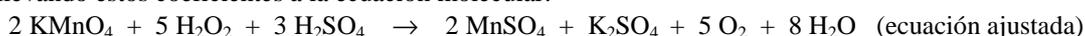
Las semirreacciones de oxido-reducción, ajustadas atómica y electrónicamente son:



Sumando ambas semirreacciones, después de multiplicar la primera por 5 y la segunda por 2, se eliminan los electrones ganados y perdidos por el permanganato y el agua oxigenada, quedando la ecuación iónica ajustada:



y llevando estos coeficientes a la ecuación molecular:



b) Multiplicando los gramos de  $\text{KMnO}_4$  por su factor de conversión y la relación molar  $\text{O}_2$ - $\text{KMnO}_4$  (5 a 2) según se desprende de la estequiometría de la reacción, se calculan los moles de oxígeno que se obtienen, y aplicando a estos la ecuación de estado de los gases ideales se halla el volumen.

$$100 \text{ g } \text{KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{KMnO}_4}{158 \text{ g } \text{KMnO}_4} \cdot \frac{5 \text{ moles } \text{O}_2}{2 \text{ moles } \text{KMnO}_4} = 1,58 \text{ moles } \text{O}_2. \text{ Llevando estos moles a la ecuación de}$$

estado de los gases ideales, despejando el volumen y operando:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,58 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 398 \text{ K}}{2 \text{ atm}} = 25,78 \text{ L}.$$

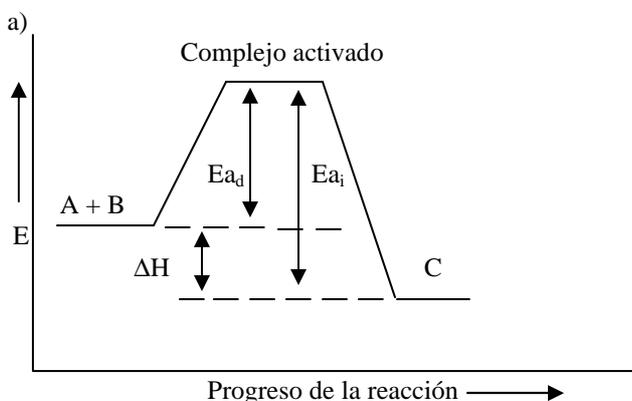
**Resultado: b) 25,78 L.**

## OPCIÓN B

**CUESTIÓN 1.- Para una reacción hipotética  $A + B \rightarrow C$ , en unas condiciones determinadas, la energía de activación de la reacción directa es 31 kJ, mientras que la energía de activación de la reacción inversa es 42 kJ.**

- Representa, en un diagrama energético, las energías de activación de la reacción directa e inversa.**
- ¿La reacción directa, es exotérmica o endotérmica? Razona la respuesta.**
- Indica como influirá en la velocidad de reacción la utilización de un catalizador.**

Solución:



b) Al poseer los reactivos un mayor contenido energético que el producto, la reacción transcurre con un desprendimiento de energía, lo que indica que es una reacción exotérmica. También puede demostrarse restando las energías de activación directa e inversa; si la diferencia es positiva la reacción es

endotérmica, mientras que si es negativa es exotérmica:  $\Delta H = E_{a_d} - E_{a_i} = 31 \text{ kJ} - 42 \text{ kJ} = -11 \text{ kJ}$ , lo que indica que la reacción es exotérmica.

c) La utilización de un catalizador positivo disminuye la energía de activación, lo que provoca, según la ecuación de Arrhenius,  $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$ , un aumento del factor  $e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$ , un aumento de la constante de velocidad  $k$  y, por tanto, un aumento de la velocidad.

**CUESTIÓN 2.- Se disuelven 5 g de NaOH en agua suficiente para preparar 300 mL de disolución. Calcula:**

- La molaridad de la disolución.
- La molaridad de una disolución de HBr, de la que 30 mL de la misma son neutralizados con 25 mL de la disolución de la base.

**DATOS:**  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Na}) = 23 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ .

Solución:

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$\text{a) La concentración de la disolución de NaOH es: } M = \frac{\text{moles}}{\text{litros}} = \frac{5 \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,3 \text{ L}} = 0,42 \text{ M}.$$

b) Toda reacción de neutralización exige, si es completa, que los moles de base y ácido que se neutralizan han de ser los mismos, si la reacción transcurre mol a mol, como es el caso que se expone. Por ello, para calcular la concentración de los 30 mL de disolución de HBr, se obtienen los moles de NaOH que se gastan en la valoración, y de ellos la concentración de la disolución de HBr.

Los moles de NaOH consumidos son:  $n = M \cdot V = 0,42 \text{ moles} \cdot 0,025 \text{ L} = 0,0105 \text{ moles}$ , que son los moles de HBr contenidos en lo 30 mL de disolución, siendo su concentración:

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} = \frac{n}{V} = \frac{0,0105 \text{ moles}}{0,030 \text{ L}} = 0,35 \text{ M}.$$

**Resultado:** a)  $M = 0,42 \text{ M}$ ; b)  $M = 0,35 \text{ M}$ .

**PROBLEMA 1.- Se introduce una mezcla de 0,5 moles de  $\text{H}_2$  y 0,5 moles de  $\text{I}_2$  en un recipiente de 1 L y se calienta a temperatura de  $430^\circ\text{C}$ . Calcula:**

- Las concentraciones de  $\text{H}_2$ ,  $\text{I}_2$  y HI en el equilibrio, sabiendo que, a esa temperatura, la constante de equilibrio  $K_c$  es 54,3 para la reacción:  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ .
- El valor de la constante  $K_p$  a la misma temperatura.

Solución:

a) Al ser el volumen del reactor 1 L, la concentración de las sustancias coinciden con sus moles. Lo moles de cada sustancia antes y en el equilibrio son, suponiendo que de  $\text{I}_2$  e  $\text{H}_2$  reaccionan "x" moles:

	$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$
Moles iniciales:	0,5      0,5      0
Moles en el equilibrio:	$0,5 - x$ $0,5 - x$ $2 \cdot x$

La concentración en el equilibrio de cada sustancia es:

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = \frac{(0,5 - x) \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 0,5 - x \text{ M}; \quad [\text{HI}] = \frac{2 \cdot x \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 2 \cdot x \text{ M}.$$

Sustituyendo estos valores en la constante de equilibrio  $K_c$ :

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} \Rightarrow 54,3 = \frac{(2 \cdot x)^2 \text{ M}^2}{(0,5 - x) \cdot (0,5 - x) \text{ M}^2} \Rightarrow 54,3 \cdot (0,5 - x) \cdot (0,5 - x) = 4 \cdot x^2 \Rightarrow$$

$\Rightarrow 13,575 - 54,3 \cdot x + 54,3 \cdot x^2 = 4 \cdot x^2 \Rightarrow 50,3 \cdot x^2 - 54,3 \cdot x + 13,575 = 0$ , que resuelta da dos valores para  $x$ ;  $x_1 = 0,686 \text{ moles}$ , que se desprecia por ser mayor que los moles de  $\text{H}_2$  y  $\text{I}_2$  introducidos, y  $x_2 = 0,393 \text{ moles}$ , que es la solución correcta.

Las concentraciones de las especies en el equilibrio son:

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = \frac{(0,5 - 0,393) \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 0,107 \text{ M}; \quad [\text{HI}] = \frac{2 \cdot 0,393 \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 0,786 \text{ M}.$$

b) La relación entre las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$  es:  $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$ , en donde  $\Delta n$  es la diferencia entre los moles de los productos y reactivos de la reacción, que en este caso vale:  $\Delta n = 2 - 2 = 0$ , siendo el valor de  $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^0 \Rightarrow K_p = K_c = 54,3$ .

**Resultado: a)  $[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0,107 \text{ M}$ ;  $[\text{HI}] = 0,786 \text{ M}$ ; b)  $K_p = 54,3$ .**