

## OPCIÓN A

**CUESTIÓN 1.-** Dados los elementos A, B y C, con número atómico A:  $Z = 13$ ; B:  $Z = 16$ ; C:  $Z = 37$ .

a) Indica su nombre y símbolo atómico, y el grupo y periodo en que se encuentran.

b) ¿Cuál será el número de oxidación más importante para los elementos B y C? Indica si estos elementos formarán un compuesto iónico o covalente, y escribe su fórmula.

c) Escribe la configuración electrónica del elemento C e indica si  $(4, 0, 0, \frac{1}{2})$  puede ser un conjunto de números cuánticos válido para su electrón más externo.

d) Ordena los elementos A, B y C según su radio atómico y explica el origen de esta variación para los elementos A y B.

Solución:

a) La configuración electrónica de los elementos es: A ( $Z = 13$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ;  
B ( $Z = 16$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ; C ( $Z = 37$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$ .

b) El número de oxidación de un elemento es la carga positiva o negativa que adquiere en sus combinaciones o reacciones de oxido-reducción. El elemento B, por encontrarse en el grupo 16, necesita dos electrones para conseguir la configuración electrónica estable de gas noble, siendo  $-2$  su número de oxidación más importante. Para el elemento C, un metal alcalino, consigue la configuración electrónica estable de gas noble cediendo su último electrón, por lo que su número de oxidación es  $+1$ .

c) La configuración electrónica ya se ha expuesto en el apartado a), y respecto a la validez de los números cuánticos que se proponen, al ser  $l = 0$  y  $m_l = 0$ , se refieren al orbital  $4s$  en el que se encuentra el electrón más externo, por lo que el conjunto de dichos números cuánticos es válido.

d) Los elementos A, aluminio, Al, B, azufre, S, y C, rubidio, Rb, están situados en la tabla periódica, período 3 grupo 13, el Al; período 3 grupo 16, el S, y período 5 grupo 1, el Rb.

El radio de los átomos disminuye al avanzar en un período de izquierda a derecha. Ello se debe a que al aumentar la carga nuclear y situarse el electrón diferenciador (electrón demás que tiene un átomo respecto al anterior en el período) en el mismo nivel energético, aumenta la fuerza atractiva núcleo-electrón diferenciador, lo que provoca una contracción de su volumen y, por ello, una disminución del radio atómico. En los grupos crece el radio atómico al bajar en él, pues al ir colocándose el electrón diferenciador en niveles energéticos cada vez más alejado del núcleo, disminuye la fuerza atractiva núcleo-electrón diferenciador y, por ello, crece el radio atómico.

Luego, el orden de mayor a menor radio atómico es:  $Rb > Al > S$ .

El aluminio tiene mayor radio atómico que el azufre por encontrarse más a la izquierda en el período.

**PROBLEMA 1.-** Se dispone de dos disoluciones ácidas de HCl y HCN, ambas de concentración 0,05 M. Calcula:

a) El pH de la disolución de HCl.

b) El pH de la disolución de HCN.

**DATO:**  $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-13}$ .

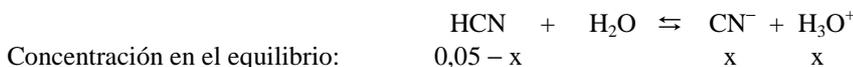
Solución:

a) Al ser el HCl un ácido muy fuerte se encuentra totalmente dissociado, siendo la concentración de los iones oxonios:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,05 \text{ M}$ , por lo que el pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 5 \cdot 10^{-2} = 2 - \log 5 = 2 - 0,7 = 1,3.$$

b) La ecuación de la ionización del ácido es:  $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ .

Llamando  $x$  a la concentración de ácido HCN que se disocia, la concentración en el equilibrio de cada una de las especies es:



Sustituyendo estas concentraciones en la constante de acidez del ácido:

$$K_a = \frac{[CN^-] \cdot [H_3O^+]}{[HCN]} \Rightarrow 4,9 \cdot 10^{-13} = \frac{x^2}{0,05 - x}, \text{ despreciando } x \text{ en el denominador y operando}$$

se obtiene su valor:  $x = \sqrt{4,9 \cdot 10^{-13} \cdot 0,05} = 2,45 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ , siendo la concentración de cada especie en el equilibrio:  $[HA] = 0,05 - 0,00000245 = 0,04999 \text{ M}$ ;  $[A^-] = [H_3O^+] = 2,45 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ .  
El pH de la disolución es:  $\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (2,45 \cdot 10^{-6}) = 6 - \log 2,45 = 6 - 0,39 = 5,61$ .

**Resultado: a) pH = 1,3; b) pH = 5,61.**

**CUESTIÓN 4.- Dada la siguiente reacción de oxidación-reducción:**



**a) Explica cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor.**

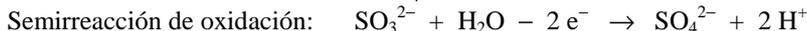
**b) Ajusta la reacción mediante el método del ión-electrón.**

Solución:

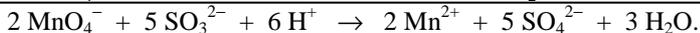
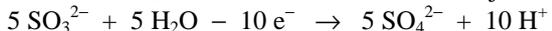
a) La especie que se reduce es el ión permanganato, pues el manganeso pasa de número de oxidación + 7 a +2, y la que se oxida es el ión sulfito al pasar el número de oxidación del azufre de + 4 a + 6.

Especie oxidante es la que provoca la oxidación de otra reduciéndose ella, y reductora la que reduce a otra oxidándose ella. En esta reacción los iones permanganato son la especie oxidante al oxidar a los iones sulfito, y los iones sulfito son la especie reductora al reducir a los iones permanganatos.

b) Las semirreacciones de oxido-reducción que se producen son:



Multiplicando la semirreacción de oxidación por 5, la de reducción por 2 y sumándolas para eliminar los electrones, se obtiene la reacción iónica ajustada:



Llevando estos coeficientes a la ecuación molecular queda ajustada:



### OPCIÓN B

**PROBLEMA 1.- a) Calcula el volumen de una disolución de NaOH, de concentración  $3,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , necesario para neutralizar 50 mL de una disolución de  $\text{HNO}_3$ , de concentración  $504 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .**

**b) Se dispone de una disolución de  $\text{CH}_3\text{-COOH}$  y otra de  $\text{HClO}_2$ , ambas de concentración 0,1 M. Explica razonadamente cual presentará un valor menor de pH, sabiendo que:  $K_a (\text{CH}_3\text{-COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ;**

**$K_a (\text{HClO}_2) = 1,1 \cdot 10^{-2} (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$ .**

**DATOS:  $A_r (\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r (\text{N}) = 14 \text{ u}$ ;  $A_r (\text{O}) = 16 \text{ u}$ .**

Solución:

a) La reacción de neutralización es:  $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$  y la estequiometría de la misma indica que un mol de ácido se neutraliza con un mol de base.

$$\text{La concentración en moles} \cdot \text{L}^{-1} \text{ de la disolución ácida es: } 504 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{63 \text{ g}} = 8 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Los moles de ácido y base que se empleen han de ser los mismos para que se produzca la neutralización, luego, los moles de ácido y base a utilizar son:

$n (\text{HNO}_3) = n (\text{NaOH}) = M \cdot V = 8 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,050 \text{ L} = 0,4 \text{ moles}$ , que son los de base que han de encontrarse disueltos en el volumen de disolución básica que se pide:

$$V = \frac{\text{moles}}{\text{molaridad}} = \frac{0,4 \text{ moles}}{3,5 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,114 \text{ L} = 114 \text{ mL de disolución.}$$

b) La fortaleza de un ácido viene dada por el valor de su constante ácida. Mientras mayor sea el valor de esta, mayor es el grado de ionización del ácido y, por ello, mayor es la concentración de iones oxonios, lo que indica que su pH se acerca mucho al valor cero, el más bajo de la escala. Luego, al ser el valor de la constante de acidez del  $\text{HClO}_2$  mayor que la del  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , la concentración de iones oxonios es también mayor en su disolución y, por ello, su pH es de menor valor que el de la disolución de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

**Resultado: a)  $V = 114 \text{ mL}$ ; b)  $\text{HClO}_2$ .**

**PROBLEMA 2.- En un recipiente de 2 L se introducen 92,4 g de  $\text{CO}_2$  y 3,2 g de  $\text{H}_2$ , calentándose la mezcla a  $1800 \text{ }^\circ\text{C}$ . Una vez alcanzado el siguiente equilibrio:  $\text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO} (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$  se analiza la mezcla, encontrándose que quedan 0,9 moles de  $\text{CO}_2$ .**

**a) Calcula la concentración de cada especie en el equilibrio.**

**b) Calcula  $K_c$  y  $K_p$  a  $1800 \text{ }^\circ\text{C}$ .**

**c) Explica cómo afectaría al equilibrio una disminución del volumen del recipiente.**

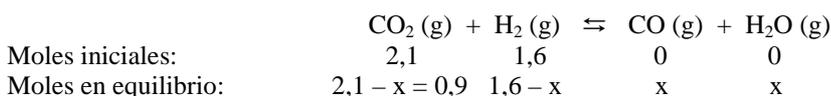
**DATOS: Masas atómicas: C=12; O=16; H=1 ( $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ );  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .**

Solución:

a) Como la reacción transcurre mol a mol y en el equilibrio aparecen 0,9 moles de  $\text{CO}_2$ , los moles que se introducen de  $\text{H}_2$ , y de  $\text{CO}_2$  son:

$$n(\text{H}_2) = \frac{3,2 \text{ g}}{2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,6 \text{ moles}; \quad n(\text{CO}_2) = \frac{92,4 \text{ g}}{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,1 \text{ moles.}$$

Llamando "x" a los moles de  $\text{CO}_2$  que reaccionan, los moles de cada especie al inicio y en el equilibrio son:



De los moles de  $\text{CO}_2$  en el equilibrio se determina el valor de x:  $x = 2,1 - 0,9 = 1,2$  moles, siendo los moles de cada especie en el equilibrio:  $\text{H}_2 = 1,6 - 1,2 = 0,4$  moles;  $\text{CO} = \text{H}_2\text{O} = 1,2$  moles.

Al encontrarse estos moles en un volumen de 2 L, sus concentraciones son:

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{1,2 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,6 \text{ M}; \quad [\text{CO}_2] = \frac{0,9 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,45 \text{ M}; \quad [\text{H}_2] = \frac{0,4 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,2 \text{ M.}$$

b) Llevando los valores anteriores de concentración a la constante de equilibrio  $K_c$  se obtiene su valor:  $K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]} = \frac{0,6 \text{ M} \cdot 0,6 \text{ M}}{0,45 \text{ M} \cdot 0,2 \text{ M}} = 4$ ; y de la relación entre  $K_c$  y  $K_p$  se obtiene el valor de  $K_p$ , es

decir,  $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$ , siendo  $\Delta n$  la diferencia entre la suma de los coeficientes estequiométricos de los productos y reactivos. Por ser  $\Delta n = 2 - 2 = 0$ ,  $(R \cdot T)^0 = 1$ , siendo el valor de  $K_p$  igual al valor de  $K_c$ . En efecto:  $K_p = 4 \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1.800 \text{ K})^0 = 4 \cdot 1 = 4$ .

c) Una disminución del volumen del reactor provoca un aumento de la presión, por lo que, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se produce una disminución del número de moles, es decir, en el sentido en el que aparece menor cantidad de materia, pero al ser el número de moles en ambos miembros del equilibrio el mismo, la variación de volumen no afecta para nada al equilibrio inicial.

**Resultado: a)  $[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,6 \text{ M}$ ;  $[\text{CO}_2] = 0,45 \text{ M}$ ;  $[\text{H}_2] = 0,2 \text{ M}$ ; b)  $K_c = K_p = 4$ ; c) No afecta.**

**CUESTIÓN 3.- Considera una pila galvánica formada por un electrodo de cobre sumergido en una disolución de  $\text{Cu}^{2+}$  y por un electrodo de plata sumergido en una disolución de  $\text{Ag}^+$ .**

**a) Dibuja un esquema de la pila, con todos los elementos necesarios para su funcionamiento, e indica: i) Cuál de los electrodos actúa como cátodo y cuál como ánodo.**

**ii) La reacción (oxidación o reducción) que se produce en cada electrodo.**

**iii) El sentido de circulación de los electrones por el circuito externo.**

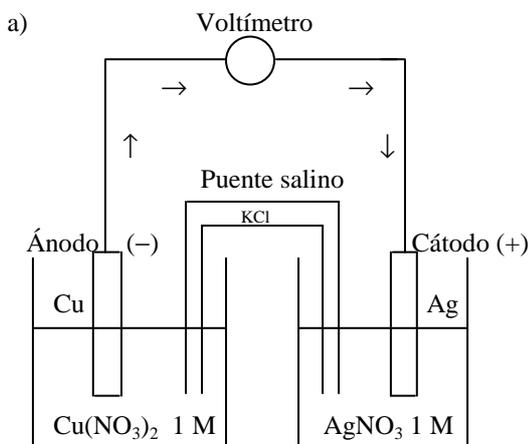
**iv) La reacción global de la pila.**

**v) Su fuerza electromotriz.**

**b) Explica si la masa de los electrodos varía durante el funcionamiento de la pila.**

DATOS:  $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ .

Solución:



i) El cobre actúa como ánodo y la plata como cátodo.

ii) Semirreacción de oxidación:  $\text{Cu} - 2 e^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}$ .

Semirreacción de reducción:  $\text{Ag}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{Ag}$ .

iii) los electrones se dirigen desde el ánodo al cátodo.

iv)  $\text{Cu} - 2 e^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}$   $E^\circ = -0,34 \text{ V}$  (es oxidación y no reducción)

$\text{Ag}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{Ag}$   $E^\circ = 0,80 \text{ V}$ .

v) Multiplicando la semirreacción de oxidación por 2 para igualar los electrones intercambiados y sumándolas para eliminarlos, se obtiene la fuerza electromotriz de la pila:

$\text{Cu} - 2 e^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}$   $E^\circ = -0,34 \text{ V}$  (es oxidación y no reducción)

$2\text{Ag}^+ + 2 e^- \rightarrow 2 \text{Ag}$   $E^\circ = 0,80 \text{ V}$ .

$\text{Cu} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Ag}$   $E^\circ_{\text{pila}} = 0,46 \text{ V}$ .

b) Durante el funcionamiento de la pila, la masa de los electrodos varía debido a que el cobre metálico, al oxidarse, pasa como ión a la disolución en la que se encuentra sumergido, y en el cátodo se van depositando la plata metálica formada en la reducción de sus iones.