

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

- a) ¿Cuántos electrones tiene el ión  ${}_{26}^{58}\text{Fe}^{3+}$ ? Escribe su configuración electrónica.  
b) ¿Cuál es la composición del núcleo de un anión de símbolo  $X^-$  que contiene 18 electrones y cuyo número másico es 35?  
c) ¿Cuál es el ión más estable que puede formar el elemento de número atómico 38?

Solución:

a) El número de electrones de un átomo en su corteza es igual al de protones en su núcleo, y como el número de estos viene representado por el número atómico Z, y este número es el subíndice del elemento que aparece como catión,  $\text{Fe}^{3+}$ , lo que pone de manifiesto que ha perdido 3 electrones, siendo el número de electrones en su corteza  $26 - 3 = 23$ .

Su configuración electrónica es:  $\text{Fe}^{3+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$ .

b) El núcleo de un átomo lo componen los protones y neutrones. Los protones se representan por el número atómico Z, mientras que los neutrones es la suma de protones y neutrones que se representan en el número másico A. Luego, el anión  $X^-$  con un electrón demás respecto al átomo neutro, tiene en el núcleo 17 protones y son  $35 - 17 = 18$  los neutrones que lo acompañan.

c) La configuración electrónica del elemento es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$ , lo que pone de manifiesto que se trata del alcalinotérreo, estroncio, Sr, cuyo ión más estable es el  $\text{Sr}^{2+}$  después de perder los dos electrones  $5s^2$ .

**CUESTIÓN 4.- Dos elementos presentan las siguientes configuraciones electrónicas: X:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  e Y:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ .**

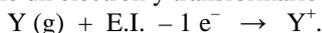
- a) Indica razonadamente su posición en el sistema periódico.  
b) Si los valores de la primera energía de ionización son  $496$  y  $1.520 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , justifica cuál será el valor asociado a cada elemento.  
c) Razona cuál de ellos tiene tendencia a formar enlace iónico.

Solución:

a) El elemento X, con ocho electrones en su capa de valencia,  $3s^2 3p^6$ , pone de manifiesto que, por ser el número cuántico principal de esta capa  $n = 3$ , pertenece al período 3º, y al grupo 18, es decir, se trata del gas noble argón, Ar.

La configuración electrónica de los elementos indica el período y grupo en el que se encuentran situados. El elemento Y, con un electrón en su capa de valencia,  $3s^1$ , indica que pertenece al período 3, valor de su número cuántico principal  $n$ , y por tener un solo electrón en su orbital  $3s$ , se ubica en el grupo 1, es un elemento alcalino, el sodio, Na.

b) La energía de ionización es una propiedad periódica que consiste, en la mínima cantidad de energía que hay que aplicar a un átomo neutro, en su estado electrónico fundamental y gaseoso, para arrancarle un electrón y transformarlo en un catión gaseoso y en su estado electrónico fundamental:



En los períodos se incrementa al avanzar en él de izquierda a derecha, debido a que crece la fuerza atractiva del núcleo sobre el electrón a arrancar (electrón diferenciador), luego, si ambos elementos se encuentran en el mismo período, el argón, por estar situado más a la derecha en él, es el que tiene una mayor energía de ionización,  $1.520 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , mientras que el sodio es el que presenta una menor energía de ionización,  $496 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

c) El enlace iónico lo forman aquellos elementos que tienen capacidad para ceder electrones, unos, y aceptarlos otros. La formación de los correspondientes iones de distinto signo, cationes (positivos) y aniones (negativos), hacen aparecer una fuerza electrostática atractiva que los une mediante un enlace iónico. Solo el elemento Y, sodio, puede ceder un electrón y convertirse en el catión  $\text{Na}^+$ , presentando tendencia a formar un enlace iónico.

El elemento X, argón, al ser un gas noble con configuración electrónica estable, no tiene capacidad para aceptar un electrón y formar un anión, por lo que no tiene tendencia a formar un enlace iónico.

**CUESTIÓN 7.- Se dispone de un recipiente con una disolución saturada de  $\text{CaF}_2$  (aq) en equilibrio con  $\text{CaF}_2$  (s), depositado en el fondo. Explica qué sucederá si se añade:**

- a) Agua.  
b) Fluoruro de calcio,  $\text{CaF}_2$  (s).  
c) Fluoruro de sodio,  $\text{NaF}$  (s).

Solución:

a) El equilibrio de ionización del  $\text{CaF}_2$  es:  $\text{CaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{F}^{-}(\text{aq})$

La adición de agua a la disolución hace que disminuya la concentración de los iones, por lo que el sistema, para mantener constante el valor de  $K_{ps}$ , constante de equilibrio, hace que el sólido se ionice y desplace el equilibrio hacia la derecha, aumentando la solubilidad del  $\text{CaF}_2$ .

b) La adición de  $\text{CaF}_2(\text{s})$  no afecta al equilibrio, pues ya se encuentra como tal en la disolución.

c) Si se adiciona a la disolución la sal  $\text{NaCl}$ , ésta se disocia totalmente en sus iones y aumenta la concentración de iones  $\text{Cl}^{-}$ , la cual casi es exclusiva de la sal añadida. Por ello, los iones calcio se unen a los iones cloruro para producir el compuesto poco soluble, desplazándose el equilibrio de ionización hacia la izquierda disminuyendo, así, su solubilidad.

**PROBLEMA 1.- La reacción  $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{C}$ , es de orden cero con respecto a A, de orden 2 con respecto a B y su constante de velocidad vale  $0,053 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$ .**

a) ¿Cuál es el orden total de la reacción?

b) ¿Cuál es la velocidad si las concentraciones iniciales de A y B son 0,48 M y 0,35 M, respectivamente?

c) ¿Cómo se modifica la velocidad si la concentración inicial de A se reduce a la mitad?

Solución:

a) El orden total de una reacción es la suma de los órdenes parciales de cada uno de los reactivos. En este caso el orden total de la reacción es 2.

b) Sustituyendo valores en la ecuación de la velocidad y operando se tiene:

$$v = k \cdot [\text{A}]^0 \cdot [\text{B}]^2 = 0,053 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 0,48^0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,35^2 \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} = 6,49 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

c) La reducción o aumento de la concentración del reactivo A no influye en la velocidad de reacción, porque al estar elevada a cero, su valor siempre va a ser 1.

**Resultado: 2; b)  $v = 6,49 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ ; c) No influye.**

**PROBLEMA 2.- Para el equilibrio  $\text{SnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  a  $750^\circ\text{C}$ , la presión inicial del sistema es 32 mmHg y la presión parcial del agua 23,7 mmHg. Calcula:**

a) El valor de  $K_p$  para dicha reacción a  $750^\circ\text{C}$ .

b) Los moles de agua y de dihidrógeno presentes en el equilibrio, sabiendo que el volumen del reactor es de 2 L.

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

Solución:

a) La presión total en un equilibrio químico es la suma de las presiones parciales de los gases.

Si la presión total es 32 mmHg y la parcial del agua es 23,7 mmHg, la presión parcial del dihidrógeno es  $32 - 23,7 = 8,3 \text{ mmHg}$ , y llevando estos valores de las presiones parciales a la constante

de equilibrio y operando, sale:  $K_p = \frac{P_p(\text{H}_2\text{O})^2}{P_p(\text{H}_2)^2} = \frac{23,7^2}{8,3^2} = 8,15$ .

b) Despejando de la ecuación de estado de los gases ideales los moles, para cada una de las sustancias, sustituyendo valores y operando se obtienen los moles de cada sustancia gaseosa.

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \Rightarrow n(\text{H}_2) = \frac{P_p(\text{H}_2) \cdot V}{R \cdot T} = \frac{8,3 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1.023 \text{ K}} = 2,6 \cdot 10^{-4} \text{ moles H}_2$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \Rightarrow n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{P_p(\text{H}_2\text{O}) \cdot V}{R \cdot T} = \frac{23,7 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1.023 \text{ K}} = 7,4 \cdot 10^{-4} \text{ moles H}_2\text{O}$$

**Resultado: a)  $K_p = 8,15$ ; b)  $\text{H}_2\text{O} = 7,4 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$ ;  $\text{H}_2 = 2,6 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$ .**

**PROBLEMA 3.- Al pasar una corriente eléctrica por cloruro de cobalto (II),  $\text{CoO}_2$  fundido se desprende dicloro en el ánodo y se deposita cobalto en el cátodo. Calcula:**

a) La intensidad de corriente que se necesita para depositar 8,42 g de Co a partir de  $\text{CoCl}_2$  fundido, en 30 minutos.

b) El volumen de dicloro, medido a 15 °C y 740 mmHg, que se desprende en el ánodo.

DATOS:  $f = 96.500 \text{ c}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Co}) = 59 \text{ u}$ .

Solución:

a) A partir de la ecuación deducida de las leyes de Faraday, se obtiene la intensidad de corriente que se necesita para depositar en el cátodo la masa de cobalto indicada. La semirreacción de reducción es:

Cátodo:  $\text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Co}$ , siendo la intensidad de corriente necesaria:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} \Rightarrow I = \frac{m \cdot z \cdot F}{M \cdot t} = \frac{8,42 \text{ g} \cdot 2 \cdot 96500 \text{ A} \cdot \text{s}}{59 \text{ g} \cdot 1800 \text{ s}} = 15,3 \text{ A}$$

b) En el ánodo tiene lugar la semirreacción de oxidación:  $2 \text{Cl}^- - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$ , y procediendo como en el apartado a), pero despejando la masa, sustituyendo valores y operando se tiene su valor:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{71 \text{ g} \cdot 15,3 \text{ A} \cdot 1.800 \text{ s}}{2 \cdot 96.500 \text{ A} \cdot \text{s}} = 10,13 \text{ g de } \text{Cl}_2, \text{ a los que corresponden los moles:}$$

$$10,13 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{71 \text{ g}} = 0,14 \text{ moles, que llevados a la ecuación de estado de los gases ideales junto a los}$$

valores de las demás variables, después de despejar el volumen y operando, se obtiene el valor:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,14 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 288 \text{ K}}{740 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}} = 3,4 \text{ L } \text{Cl}_2.$$

**Resultado: a) I = 15,3 A; b) V = 3,4 L de Cl<sub>2</sub>.**

**PROBLEMA 4.- Un vinagre comercial indica en su etiqueta un contenido de 6 g de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) por cada 100 mL de vinagre.**

a) Calcula la concentración de las especies en el equilibrio y el pH del vinagre comercial.

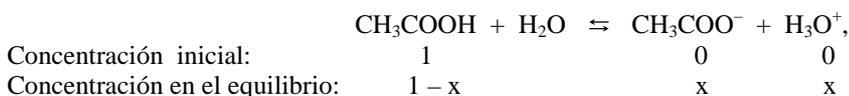
b) ¿Qué volumen de agua es necesario añadir a 10 mL de vinagre para obtener una disolución de  $\text{pH} = 2,88$ ?

DATOS:  $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{H}) = 1$ .

Solución:

$$\text{a) La concentración del ácido acético es: } [\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{\frac{\text{gramos}}{\text{masa molar}}}{\text{volumen}} = \frac{\frac{6 \text{ g}}{60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}{0,1 \text{ L}} = 1 \text{ M.}$$

Suponiendo que es x la concentración de ácido que se disocia, la concentración al inicio y en el equilibrio de las distintas especies es:



Llevando las concentraciones a la constante ácida del acético,  $K_a$ , y operando sale para x el valor:  $K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{1-x} \Rightarrow x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} x - 1,8 \cdot 10^{-5} = 0$ , que resuelta

proporciona el valor  $x = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ .

$$\text{Luego: } [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ M; } [\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,996 \text{ M.}$$

El pH del vinagre comercial es:  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 4,2 \cdot 10^{-3} = 3 - 0,62 = 2,38$ .

b) Si el pH de la nueva disolución ha de ser 2,88, la concentración de iones acetato y oxonios es:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,88} = 10^{0,12} \cdot 10^{-3} = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ .

Siendo  $C_o$  la concentración de la nueva disolución, llevando las concentraciones a la constante de equilibrio se tiene:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{1,32^2 \cdot 10^{-6}}{C_o - 1,32 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow C_o = \frac{1,32^2 \cdot 10^{-6} + 1,8 \cdot 1,32 \cdot 10^{-8}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 0,096$$

$$V = \frac{\text{moles}}{\text{Molaridad}} = \frac{M \cdot V}{M'} = \frac{0,01 \text{ moles} \cdot L^{-1} \cdot 1 L}{0,096 \text{ moles} \cdot L^{-1}} = 0,104 L.$$

**Resultado:** a)  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ ;  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,996 \text{ M}$ ;  $\text{pH} = 2,38$ ; b)  $V = 0,104 L$ .

**PROBLEMA 5.-** a) Se mezclan 100 mL de una disolución de nitrato de talio,  $\text{TlNO}_3$ ,  $4 \cdot 10^{-2} \text{ M}$  con 300 mL de otra disolución de cloruro de sodio,  $\text{NaCl}$ ,  $8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ . Sabiendo que el producto de solubilidad del cloruro de talio ( $\text{TlCl}$ ) es  $1,9 \cdot 10^{-4}$ , deduce si precipitará dicha sal en estas condiciones.

b) Calcula la solubilidad del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  en agua pura, sabiendo que su producto de solubilidad es  $3,4 \cdot 10^{-4}$ .

Solución:

a) El equilibrio de ionización del compuesto poco soluble es:  $\text{TlCl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Tl}^+ + \text{Cl}^-$ .

Para determinar si se produce o no precipitación hay que conocer los moles de cada especie en la disolución final, para determinar su concentración. Las sales se encuentran totalmente ionizadas, luego sus moles son:

Moles de  $\text{TlNO}_3$ :  $n = M \cdot V = 0,04 \text{ moles} \cdot L^{-1} \cdot 0,1 L = 0,004 \text{ moles}$ ;

Moles de  $\text{NaCl}$ :  $n' = M' \cdot V' = 0,008 \text{ moles} \cdot L^{-1} \cdot 0,3 L = 0,0024 \text{ moles}$ .

La concentración de los iones en la disolución final es:  $[\text{Tl}^+] = \frac{0,004 \text{ moles}}{0,4 L} = 0,01 \text{ M}$ ;

$[\text{Cl}^-] = \frac{0,0024 \text{ moles}}{0,4 L} = 0,006 \text{ M}$ . Para saber si se produce precipitación se determina el producto

iónico  $Q$ , y se compara con la constante de equilibrio.

Si se cumple que  $Q < K_{ps}$  se favorece la solubilización, el equilibrio se desplaza a la derecha.

Si  $Q > K_{ps}$  se produce precipitación, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

$Q = [\text{Tl}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = 0,01 \text{ M} \cdot 0,006 \text{ M} = 0,00006$ , que al ser menor que el valor de  $K_{ps}$ , el sólido se disuelve, es decir, no hay precipitación.

b) El equilibrio de ionización del compuesto es  $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^-$ , y si la solubilidad del compuesto es  $S$ , esa es también la solubilidad del catión y  $2 \cdot S$  la del anión. La constante de precipitación del hidróxido es:  $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-] = S \cdot (2 \cdot S)^2 = 4 S^3$  de donde el valor de  $S$  es:

$$S = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{3,4 \cdot 10^{-4}}{4}} = 0,044 \text{ M}.$$

**Resultado:** a) No precipitación; b)  $S = 0,044 \text{ M}$ .