

## PREGUNTA N° 2

**CUESTIÓN 2A.- a) Nombra y/o formula los siguientes compuestos:**

a.1)  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}(\text{OH})-\text{COOH}$ ; a.2)  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_3$ ; a.3) 3-cloro-2-butanona (3-cloro butan-2-ona); a.4) 1,3-Butadieno (buta-1,3-dieno); a.5) 2-Metilpropanamida (metilpropanamida)

b) Justifica cuáles de ellos presentan isomería óptica.

c) Si se hacen reaccionar 2-butanol (butan-2-ol) con ácido sulfúrico en caliente ¿qué compuesto se obtiene? Formula y nombre dicho compuesto e indica el tipo de reacción que tiene lugar.

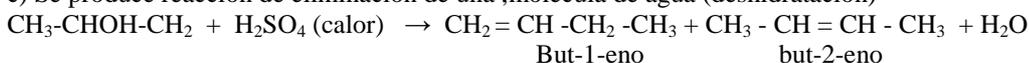
d) Dado el alqueno  $\text{C}_4\text{H}_8$ , formula y nombra tres posibles isómeros. ¿Presentará alguno de ellos isomería cis-trans? En caso afirmativo nómbralos.

Solución:

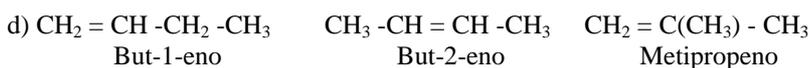
a) 1) Ácido 2-hidroxibut-3-enoico; 2) Etil metil éter; 3)  $\text{CH}_3-\text{CHCl}-\text{CO}-\text{CH}_3$ ; 4)  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ ; 5)  $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CO}-\text{NH}_2$ .

b) Presentan isomería óptica los que tienen un carbono asimétrico o quiral. Son el 1 y el 3

c) Se produce reacción de eliminación de una molécula de agua (deshidratación)



Se obtienen dos compuestos isómeros. Se obtienen en mayor proporción el but-2-eno ya que es el alqueno más sustituido. Se sigue la regla de saitzev.



El But 2-eno presenta isomería cis-trans. siendo los isómeros:



## PREGUNTA N° 3

**CUESTIÓN 3A.- En un recipiente industrial de 123 litros se introducen 4,2 moles de selenio y 4,5 moles de hidrógeno (dihidrógeno), se calienta la mezcla hasta los 1000 K, estableciéndose en esas**

**condiciones un equilibrio,  $\text{Se}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{Se}(\text{g})$ , cuya  $K_p$  tiene un valor de 5,0. Calcula:**

a) El valor de la constante de concentraciones ( $K_c$ )

b) Las concentraciones molares de cada una de las especies en el equilibrio.

c) Las presiones parciales de cada uno de los gases y la presión total en el equilibrio.

**DATOS:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $A_r(\text{Se}) = 79 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ .**

Solución:

a) De la relación entre las constantes de equilibrio  $K_p$  y  $K_c$ , se determina el valor de esta:

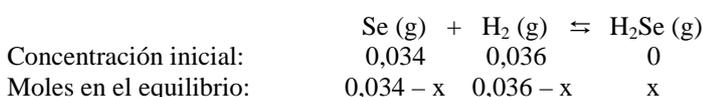
$K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$ , siendo  $\Delta n$  la diferencia de moles entre los productos y reactivos, es decir,  $\Delta n = 1 - 2 = -1$ . Sustituyendo valores en la expresión anterior, y operando, se obtiene el valor de  $K_c$ :

$$K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n} = 5,0 \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1.000 \text{ K})^1 = 410$$

b) La concentración del selenio e hidrógeno que se introducen en el recipiente son:

$$[\text{Se}] = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{4,2 \text{ moles}}{123 \text{ L}} = 0,034 \text{ M}; \quad [\text{H}_2] = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{4,5 \text{ moles}}{123 \text{ L}} = 0,036 \text{ M}.$$

Siendo  $x$  la concentración de selenio que reacciona, de hidrógeno reaccionarán  $x$  y de hidruro de selenio se formará  $x$ , siendo las concentraciones de las distintas especies al inicio y en el equilibrio:



Llevando estas concentraciones a la constante de equilibrio  $K_c$  y resolviendo la ecuación de segundo grado que aparece, se tiene para  $x$  el valor:

$$K_c = \frac{[H_2Se]}{[Se] \cdot [H_2]}, \text{ de donde, } 410 = \frac{x}{(0,034-x) \cdot (0,036-x)} \rightarrow 410x^2 - 29,7x + 0,5 = 0, \text{ siendo la}$$

solución válida  $x = 0,026$  M. Las concentraciones de Se y  $H_2$  son:  $[Se] = 0,034 - 0,026 = 0,008$  M;  
 $[H_2] = 0,036 - 0,026 = 0,01$  M.

c) De la concentración de  $x$  se determina los moles de  $H_2S$  en el equilibrio. En efecto:

$n(H_2S) = M \cdot V = 0,026 \text{ moles} \cdot L^{-1} \cdot 123 \text{ L} = 3,2 \text{ mole}$ , siendo los moles de Se y  $H_2$  en el equilibrio:  $n(Se) = 4,2 - 3,2 = 1,0$  moles;  $n(H_2) = 4,5 - 0,32 = 1,3$  moles.

Los moles totales en el equilibrio son:  $n_t = 1,0 + 1,3 + 3,2 = 5,5$  moles.

Despejando la presión de la ecuación de los gases ideales, sustituyendo valores para los moles totales y los de cada especie en el equilibrio, se obtienen los valores de la presión total en el equilibrio, y el de las presiones parciales de cada especie:

$$P_t = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = \frac{5,5 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 1.000 \text{ K}}{123 \text{ L}} = 3,67 \text{ atm};$$

$$P_{(Se)} = \frac{n_{(Se)} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,0 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 1.000 \text{ K}}{123 \text{ L}} = 0,67 \text{ atm};$$

$$P_{(H_2O)} = \frac{n_{(H_2)} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,3 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 1.000 \text{ K}}{123 \text{ L}} = 0,87 \text{ atm};$$

$$P_{(H_2Se)} = \frac{n_{(H_2Se)} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{3,2 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 1.000 \text{ K}}{123 \text{ L}} = 2,13 \text{ atm};$$

**Resultado:** a)  $K_c = 410$ ; b)  $[Se] = 0,008$  M;  $[H_2] = 0,01$  M;  $H_2Se = 0,026$  M; c)  $P_{(Se)} = 0,67$  atm;  $P_{(H_2O)} = 0,87$  atm;  $P_{(H_2Se)} = 2,13$  atm;  $P_t = 3,67$  atm.

### CUESTIÓN 3B.- Resuelve las siguientes cuestiones:

a) En una disolución preparada a partir de cloruro de plomo (II) [dicloruro de plomo], la concentración máxima de  $Pb^{2+}$  es de  $1,21 \cdot 10^{-3}$  M. Calcula la constante del producto de solubilidad ( $K_{ps}$ ).

b) Si se sabe que la constante de solubilidad ( $K_{ps}$ ) del sulfuro de plomo(II) [sulfuro de plomo] es  $7,0 \cdot 10^{-28}$ , ¿cuál será la concentración molar de  $Pb^{2+}$  en una disolución saturada?

c) Razona qué le ocurrirá a una disolución saturada de dicloruro de plomo si se disuelve en ella, un compuesto muy soluble como el cloruro de sodio.

#### Solución:

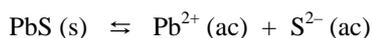
a) El equilibrio de ionización de la sal es:  $PbCl_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(ac) + 2 Cl^{-}(ac)$

De la estequiometría del equilibrio de solubilidad se deduce que, si la solubilidad de la sal en disolución es  $S$  moles  $\cdot L^{-1}$ , la solubilidad de los iones  $Pb^{2+}$  es  $S$ , y la de los iones  $Cl^{-}$  es  $2 \cdot S$ .

Del producto de solubilidad:  $K_{ps} = [Ba^{2+}] \cdot [IO_3^{-}]^2 = S \cdot (2 \cdot S)^2 = 4 \cdot S^3$ , sustituyendo las variables conocidas por sus valores, despejando  $S$  y operando:

$$K_{ps} = 4 \cdot S^3 = 4 \cdot (1,21 \cdot 10^{-3})^3 = 7,1 \cdot 10^{-9}.$$

b) Si la constante de solubilidad del sulfuro de plomo (II) es  $7,0 \cdot 10^{-28}$ , despejando la concentración o solubilidad del catión  $Pb^{2+}$ , sustituyendo valores y operando sale:



$$K_{ps} = [Pb^{2+}] \cdot [S^{2-}] = S \cdot S = S^2; \text{ de donde, } [Pb^{2+}] = S = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{7,0 \cdot 10^{-28}} = 2,65 \cdot 10^{-14} \text{ M.}$$

c) Manteniendo constante la temperatura, la adición de NaCl (sal muy soluble), por efecto del ión común,  $Cl^{-}$ , el sistema hace que el anión cloruro, cuya concentración ha aumentado con la adición de la sal muy soluble, reaccione con el catión  $Pb^{2+}$ , desplazando el equilibrio hacia la izquierda para así, mantener constante el producto de solubilidad provocando, por ello, la precipitación del cloruro de plomo (II). Luego, esta adición provoca una disminución de la solubilidad del compuesto poco soluble, el  $PbCl_2$ .

**Resultado:** a)  $K_{ps} = 7,1 \cdot 10^{-9}$ ; b)  $S = 2,65 \cdot 10^{-14}$  M; c) Disminuye la solubilidad.

**PREGUNTA N° 4**

**CUESTIÓN 4A.-** Se prepara una disolución de ácido fórmico (ácido metanoico) disolviendo 2,30 g de dicho ácido en agua hasta alcanzar un volumen 0,5 litros. El pH de la disolución obtenida es 2,36. Calcula:

- a) El grado de disociación del ácido ( $\alpha$ ).  
b) La constante de acidez ( $K_a$ ) del ácido metanoico.

**DATOS;**  $A_r(C) = 12$  u.;  $A_r(H) = 1$  u.;  $A_r(O) = 16$  u.

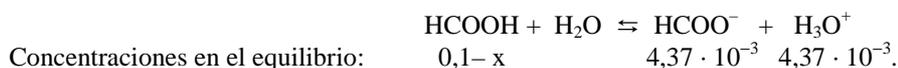
Solución:

b) La concentración inicial de la disolución es: 
$$M = \frac{2,30 \text{ g}}{0,5 \text{ L} \cdot \frac{46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1}} = 0,1 \text{ M.}$$

El equilibrio de ionización del ácido es:  $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ , y al ser iguales la concentración de los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{HCOO}^-$  en el equilibrio de disociación y de valor:

$$[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,36} = 10^{0,64} \cdot 10^{-3} = 4,37 \cdot 10^{-3} \text{ M.}$$

El equilibrio de ionización del ácido es:  $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ , y siendo x la concentración de ácido que se ioniza, la concentración de las distintas especies en el equilibrio son:



La concentración de iones oxonios es también igual al producto de la concentración inicial del ácido por el grado de ionización del mismo, es decir:

a)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,37 \cdot 10^{-3} = 0,1 \cdot \alpha$ , de donde  $\alpha = \frac{4,37 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 4,37 \cdot 10^{-2}$ .

La concentración de HCOOH en el equilibrio es la inicial menos la de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ :

$$[\text{HCOOH}] = 0,1 - 4,37 \cdot 10^{-3} = 9,6 \cdot 10^{-2} \text{ M.}$$

Llevando estas concentraciones a la constante  $K_a$  del ácido y operando se tiene el valor de  $K_a$ :

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{(4,37 \cdot 10^{-3})^2}{9,6 \cdot 10^{-2}} = \frac{19,1 \cdot 10^{-6}}{9,6 \cdot 10^{-2}} = 1,99 \cdot 10^{-4}$$

**Resultado:** a)  $\alpha = 4,37 \cdot 10^{-2}$ ; b)  $K_a = 1,99 \cdot 10^{-4}$ .

**CUESTIÓN 4B.-** Se disuelven 4 g de hidróxido de sodio en agua hasta obtener 250 mL de disolución. Calcula:

- a) El pH de la disolución.  
b) Si se diluye la disolución anterior añadiendo agua hasta 2 litros, ¿cuál será el pH?  
c) Si en un matraz añadiéramos 500 mL de una disolución de ácido yodhídrico (yoduro de hidrógeno) 0,3 M a los 250 mL de la disolución de hidróxido de sodio inicial ¿cuál será el nuevo pH? Escribe la reacción neutralización.

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

Solución:

- a) La base se encuentra totalmente ionizada, siendo la concentración de la misma y la de los

$$\text{iones hidróxidos en la disolución: } [\text{OH}^-] = \frac{4 \text{ g}}{0,25 \text{ L} \cdot \frac{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1}} = 0,4 \text{ M.}$$

El pH de la disolución se determina, restando a 14 el pOH de la disolución, es decir:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \log [\text{OH}^-] = 14 - \log 0,4 = 14 - 0,39 = 13,61.$$

- b) La concentración de los iones hidróxidos sería:  $[\text{OH}^-] = \frac{4 \text{ g}}{2 \text{ L} \cdot \frac{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1}} = 0,05 \text{ M}$ , y procediendo

como en el apartado anterior, se determina el valor del pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \log [\text{OH}^-] = 14 - \log 0,05 = 14 - 1,3 = 12,7.$$

c) La reacción de neutralización que se produce es:  $\text{HI} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaI} + \text{H}_2\text{O}$

La estequiometría de la reacción es 1 a 1, es decir, 1 mol de ácido reacciona con un mol de base.

Los moles de ácido presentes en la mezcla de disolución son:

$n(\text{HI}) = M \cdot V = 0,3 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,15 \text{ moles}$ , mientras que los de base son 0,1 moles, lo que pone de manifiesto que el ácido es el reactivo en exceso, 0,05 moles, que al encontrarse disueltos en

0,75 L presenta la concentración  $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0,05 \text{ moles}}{0,75 \text{ L}} = 0,067 \text{ M}$ , siendo el pH de la nueva disolución:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,067 = 1,17.$$

**Resultado: a) pH = 13,61; b) pH = 12,7; c) pH = 1,17.**

## PREGUNTA N° 5

**CUESTIÓN 5A.- Para la reacción de oxidación-reducción siguiente:**



a) ¿Qué especie es la oxidante y cuál la reductora? ¿Qué especie se oxida y cuál se reduce?

b) Ajusta la reacción iónica por el método del ion-electrón.

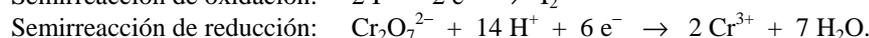
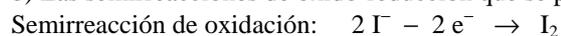
c) Ajusta la reacción global.

Solución:

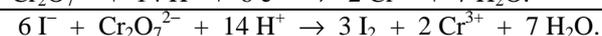
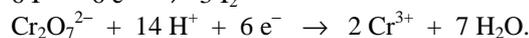
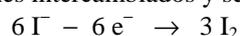
a) La especie oxidante es la que provoca la oxidación de otra reduciéndose ella, en este caso es el  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , mientras que la especie reductora es la que provoca la reducción de otra oxidándose ella. En esta reacción la especie reductora es el HI.

Luego, la especie que se oxida es el  $\text{I}^-$ , y se reduce el  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,

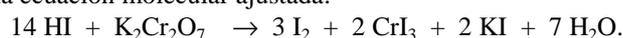
b) Las semirreacciones de oxido-reducción que se producen son:



Multiplicando la semirreacción de oxidación por 3 y sumándole la de reducción, se eliminan los electrones intercambiados y se obtiene la reacción iónica ajustada:



c) Llevando los coeficientes de la ecuación iónica a la molecular y completando las fórmulas, se obtiene la ecuación molecular ajustada:



**CUESTIÓN 5B.- a) Para evitar la oxidación de una conducción de hierro metálico se emplean los llamados "ánodos de sacrificio" (piezas de otro metal que se oxidan en lugar del hierro). Si se emplea con esta finalidad unas barras de magnesio, escribe la reacción que se produciría entre ellos y su potencial (f.e.m)**

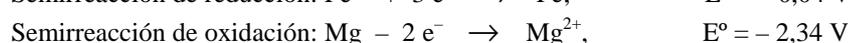
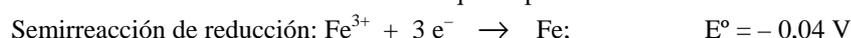
**b) Calcula la cantidad de magnesio que se debe emplear, cuando pasa una corriente de 0,2 A durante 1 año.**

**DATOS:  $E_0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,34 \text{ V}$ ;  $E_0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}) = -0,04 \text{ V}$ ;  $F = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .  $A_r(\text{Mg}) = 24,3 \text{ u}$ .**

Solución:

a) Por poseer su par el potencial estándar de reducción más negativo, es el Mg el que se oxida.

Las semirreacciones de oxido-reducción que se producen son:



Se multiplican por 2 la semirreacción de reducción y por 3 la de oxidación, y al sumárlas, se eliminan los electrones intercambiados y se obtiene la ecuación iónica ajustada y el potencial de la reacción:





El potencial de la reacción es:  $E_r^\circ = +2,30 \text{ V}$ , que al ser positivo pone de manifiesto que la reacción se produce espontáneamente y, que por ello, el Mg puede utilizarse para impedir la oxidación del hierro.

b) A partir de la ecuación deducida de las leyes de Faraday, se obtiene la masa de magnesio a emplear al paso de una corriente de 0,2 A durante 1 año:

$$m = \frac{I \cdot t \cdot M}{z \cdot F} = \frac{0,2 \text{ A} \cdot 365 \cdot 24 \cdot 3.600 \text{ s} \cdot 24,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \cdot 96.485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}} = 794,24 \text{ g}.$$

**Resultado: a)  $E_r^\circ = +2,30 \text{ V}$ ; b) 794,24 g de Mg.**