

EVALUACIÓN DE BACHILLERATO PARA EL ACCESO A LA UNIVERSIDAD (EBAU) FASE DE OPCIÓN CURSO 2020–2021

MATERIA: QUÍMICA

Convocatoria:

JULIO 2021

RESOLUCIÓN

PREGUNTA 1

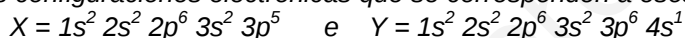
PROPUESTA 1A

1A.- Responda de forma razonada a las siguientes cuestiones:

- a) Tenemos dos elementos A y B, y dos números atómicos (Z): 17 y 19, pero no sabemos cuál corresponde cada uno de ellos. Sabiendo que A con B forma un compuesto iónico y que A₂ es un compuesto covalente. Justifique qué número atómico corresponde a A y cuál corresponde a B
- b) Razone, en base a sus configuraciones electrónicas, el grupo y periodo al que pertenece cada uno.
- c) Nombre o formule los siguientes compuestos:
 - 1) N₂O 2) CuCl₂ 3) Ácido perbrómico [*hidrogeno(tetraoxidobromato)*] 4) Fe(OH)₃
 - 5) Clorato de potasio (*trioxidoclorato de potasio*)

Solución:

- a) Las configuraciones electrónicas que se corresponden a esos números atómicos son:



La primera configuración corresponde a un elemento con 7 electrones en la capa más externa, por lo tanto, su tendencia sería captar un electrón para adquirir la configuración de gas noble formando un ion negativo (anión). La segunda configuración corresponde a un elemento con 1 electrón en su capa más externa por lo que su tendencia es ceder un electrón para así adquirir la configuración de gas noble, formando un ion positivo (catión). Si el compuesto de A y B es un compuesto iónico el enlace se formará como consecuencia de la transferencia de electrones entre el elemento A y B. Si además nos dicen que A₂ es un compuesto covalente, nos indica que el elemento A comparte un par de electrones, por lo que teniendo en cuenta las configuraciones electrónicas el elemento A tiene de número atómico 17 (A = 17) y en consecuencia el elemento B que forma un compuesto iónico con A, sería B = 19.

- b) El elemento A con siete electrones en la capa más externa presenta como número cuántico principal (n = 3) por lo que pertenece al periodo 3º y el grupo es el VII B (Grupo 17) o de los halógenos. El elemento B en su capa más externa contiene electrones con número cuántico principal (n = 4) luego pertenece al periodo 4º y con un único electrón en la capa más externa pertenece al grupo IA (Grupo I) o de los metales alcalinos.

- c) N₂O [óxido de dinitrógeno; óxido de nitrógeno(I)]

Dicloruro de cobre; Cloruro de cobre (II)



Hidróxido de hierro (III); Trihidroxido de hierro.



Puntuación máxima por apartado: a) 1 punto; b) 0,5 puntos; c) 0,5 puntos

PROPUESTA 1B

1B.- Dadas las siguientes moléculas, triclorometano y trifluoruro de nitrógeno [*Fluoruro de nitrógeno (III)*]:

- a) Escriba las estructuras de Lewis de cada una de ellas, indicando si el átomo central posee pares de electrones no compartidos.
- b) Razone la geometría de ambas moléculas.

- c) Razone si las moléculas son polares o apolares.
 d) Nombre o formule los siguientes compuestos:
 1) Na_2HPO_4 2) Ácido carbónico [dihidrogeno(trioxidocarbonato)]
 3) Sulfuro de hierro (II) [Sulfuro de hierro] 4) $\text{Au}(\text{OH})_3$ 5) SnCl_2

Datos: Números atómicos (Z): C = 6; Cl = 17; H = 1; F = 9; N = 7.

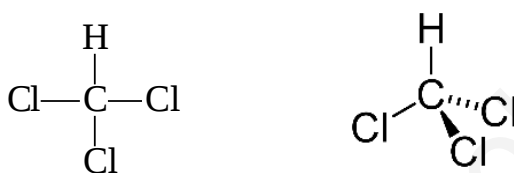
Solución:

- a) Para obtener las estructuras de Lewis tendremos en cuenta los electrones de la capa de valencia:

1) CHCl_3

Elemento	Configuración electrónica	Electrones capa valencia	Capa completa (e ⁻)
C (Z = 6)	$1s^2 2s^2 2p^2$	4	8
H (Z = 1)	$1s^1$	1	2
Cl (Z = 17)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7	8

El carbono tiene 4 electrones en la capa más externa mientras que al cloro, al igual que el hidrógeno, le hace falta un electrón para adquirir la configuración de gas noble, por lo tanto compartirá un electrón con cada átomo de cloro y de hidrógeno y, de esa manera, se completa el octeto formándose un enlace sencillo con cada uno de estos átomos. Por lo tanto, la estructura de Lewis correspondiente sería:



2) NF_3

Elemento	Configuración electrónica	Electrones capa valencia	Capa completa (e ⁻)
N (Z = 7)	$1s^2 2s^2 2p^3$	5	8
F (Z = 9)	$1s^2 2s^2 2p^5$	7	8

Como el nitrógeno tiene 5 electrones en la capa más externa y al átomo de flúor le falta un electrón para adquirir la configuración de gas noble, el nitrógeno comparte tres electrones con los átomos de flúor formando tres enlaces sencillos (pares enlazantes) y queda un par de electrones sin compartir (par solitario o par no enlazante) y de esta forma los átomos completan el octeto. La estructura de Lewis correspondiente es:



- b) En el triclorometano, como el carbono utiliza sus cuatro electrones de la capa de valencia para unirse a los cuatro átomos, no quedan pares solitarios y presenta cuatro grupos de electrones (pares enlazantes) alrededor del átomo de carbono. De acuerdo con la TRPECV sería del tipo AX_4 y por lo tanto presenta una **geometría tetraédrica**.

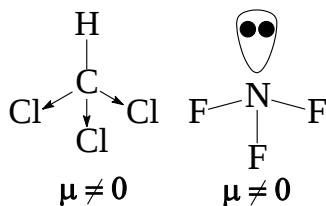
(Según la teoría de la hibridación como el átomo de carbono forma cuatro enlaces sencillos con los otros elementos, presenta una hibridación sp^3 y por lo tanto, la geometría es **tetraédrica**.)

En el caso del NF_3 el átomo de nitrógeno forma tres enlaces con el flúor y por lo tanto, hay tres pares enlazantes y un par solitario (par no enlazante) y de acuerdo con la Teoría de la Repulsión de los Pares de electrones de la Capa de Valencia (TRPECV) tendría una estructura tipo AX_3E al que le corresponde una geometría de **pirámide trigonal o pirámide triangular**.

(De acuerdo con la teoría de la hibridación, el nitrógeno al tener 4 pares de electrones presenta una hibridación sp^3 , pero la presencia de un par solitario determina que la geometría no sea tetraédrica sino de **pirámide trigonal**.)

- c) En el CHCl_3 , los enlaces C – Cl están altamente polarizados, mientras que el enlace C – H es prácticamente apolar. Como consecuencia, los dipolos no se anulan y la molécula es **polar**.

En el caso del NF_3 , la presencia del par solitario y los enlaces polares N – F tampoco se anulan y como resultado la molécula presenta un carácter **polar**.



- d) Hidrógeno fosfato de sodio [hidrogeno(tetraoxidofosfato de disodio)]
 H_2CO_3
 FeS
 Hidróxido de oro (Trihidroxido de oro)
 Cloruro de estaño (II); Dicloruro de estaño.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

PREGUNTA 2

PROPUESTA 2A

2A.- a) Nombre y/o formule los siguientes compuestos:

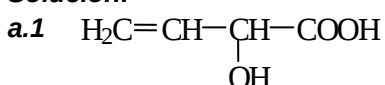
- a.1) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}(\text{OH})-\text{COOH}$ a.2) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_3$ a.3) 3-cloro-2-butanona (3-cloro butan-2-ona)
 a.4) 1,3-butadieno (buta-1,3-dieno) a.5) 2-metilpropanamida (metilpropanamida)

b) Justifique cuáles de ellos presentan isomería óptica.

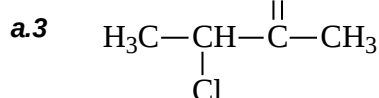
c) Si hacemos reaccionar 2-butanol (butan-2-ol) con ácido sulfúrico en caliente ¿qué compuesto se obtiene? Formule y nombre el compuesto orgánico que se obtiene e indique el tipo de reacción que tiene lugar.

d) Dado el alqueno C_4H_8 , formule y nombre tres posibles isómeros. ¿Presentará alguno de ellos isomería *cis-trans*? Si así fuera, indíquelo.

Solución:



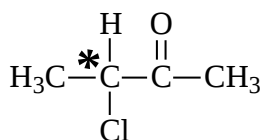
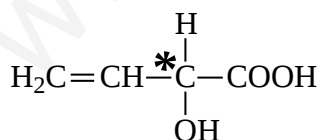
a.2 Etilmetiléter (metoxietilo)



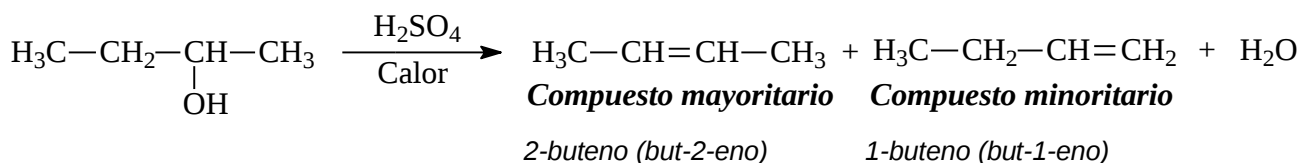
Ácido 2-hidroxi-3-butenico (ácido 2-hidroxibut-3-enoico)



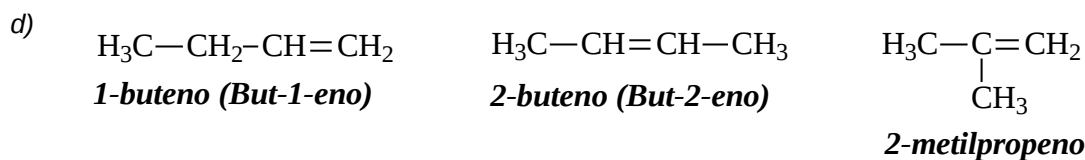
b) Para que puedan presentar isomería óptica se requiere la presencia de un carbono asimétrico o quiral, es decir, que tenga cuatro sustituyentes diferentes, y que señalaremos con un asterisco (*). En nuestro caso presentan isomería óptica los compuestos a.1 y a.3.



c)



La reacción que tiene lugar es una **reacción de eliminación (o de deshidratación)**



De los tres isómeros presentaría isomería cis-trans el **2-buteno (but-2-eno)**.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

PROPUESTA 2B

2B.- a) Nombre y/o formule los siguientes compuestos:

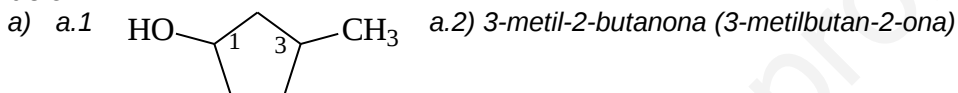
- a.1) 3-Metilciclopentanol [3-metilciclopentan-1-ol] a.2) $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$
 a.3) Dietil éter (etoxietano) a.4) Ácido 2-clorobutanoico a.5) $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2$

b) El etanoato de 2-etilhexilo es un líquido de sabor dulzón que se emplea en la industria del cuero y en la elaboración de perfumes. Escriba una reacción que permita obtener dicho compuesto a partir de un ácido carboxílico y un alcohol. Razone si presentará dicho compuesto isomería óptica.

c) Clasifique y complete las siguientes reacciones nombrando el compuesto que se obtiene:

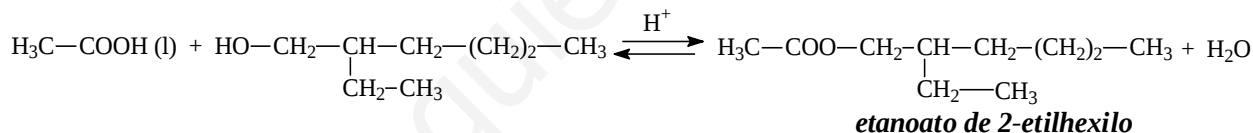
- c.1) 2-cloropropano + NaOH (medio acuoso) $\rightarrow$ _____ + _____
 c.2) 2-buteno + H_2O (medio ácido) $\rightarrow$ _____
 c.3) propeno + $\text{Cl}_2 \rightarrow$ _____
 c.4) 2-butanol + (H_2SO_4) $\rightarrow$ _____ + H_2O

Solución:

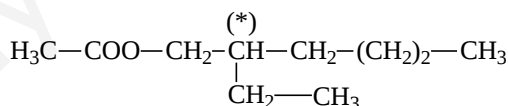


- a.3) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ a.4) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{Cl})-\text{COOH}$
 a.5) 1-buten-3-ino (but-1-eno-3-ino)

b) El ácido tendría que ser el ácido acético (ácido etanoico) y el alcohol sería el 2-etil-1-hexanol. La correspondiente reacción de **condensación** (esterificación) es:

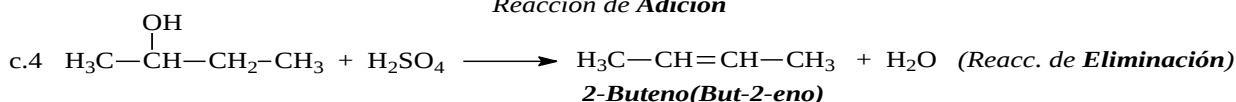
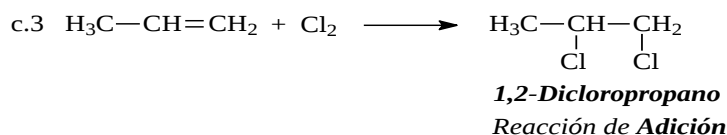
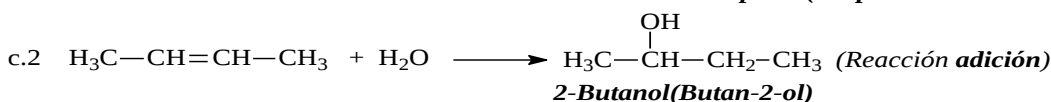
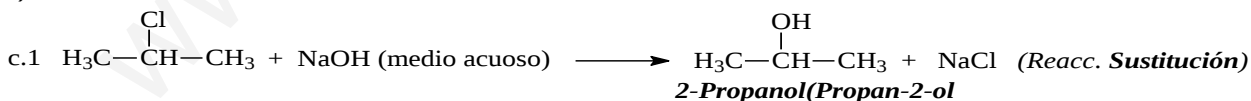


El compuesto presenta isomería óptica ya que presenta un carbono quiral (carbono asimétrico) en el carbono 2 procedente del alcohol que señalamos con (*)



etanoato de 2-etilhexilo

c)

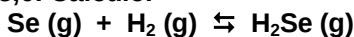


Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos; b) 0,5 puntos; c) 1,0 puntos.

PREGUNTA 3

PROPUESTA 3A

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 cuya K_p tiene un valor de 5,0. Calcule:



- El valor de la constante de concentraciones (K_c)
- Las concentraciones molares de cada una de las especies en el equilibrio.
- Las presiones parciales de cada uno de los gases y la presión total en el equilibrio.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Se = 79 u; H = 1 u.

Solución:

- Como nos indican el valor de K_p podemos calcular K_c a partir de la expresión que nos relaciona las dos constantes de equilibrio: $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

Sustituyendo valores obtenemos : $5,0 = K_c (0,082 \cdot 1000)^{-1} (\Delta n = 1 - 2 = -1)$

De donde: $K_c = 410,0$.

- Una vez calculado el valor de K_c procedemos a calcular las cantidades de cada uno de los gases presentes en el equilibrio haciendo el correspondiente balance:

	Se (g)	+	H ₂ (g)	$\rightleftharpoons$	H ₂ Se (g)
Moles iniciales:	4,2		4,5		----
Moles transformados:	- x		- x		+ x
Moles Equilibrio:	4,2 - x		4,5 - x		x

Sustituyendo en la expresión de la constante de equilibrio tenemos:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{Se}]}{[\text{H}_2][\text{Se}]} = \frac{\left(\frac{x}{V}\right)}{\left(\frac{4,5-x}{V}\right)\left(\frac{4,2-x}{V}\right)} = \frac{V \cdot x}{(4,5-x)(4,2-x)}$$

$$K_c = \frac{123 \cdot x}{(4,5-x)(4,2-x)} = 410,0$$

Resolviendo la ecuación de 2º grado nos queda que: $x = 3,34$

Los moles de cada uno de los elementos serán:

Moles Se = $4,2 - 3,34 = 0,86 \text{ moles}$ $[\text{Se}] = 0,86/123 = 3,4 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

Moles H₂ = $4,5 - 3,34 = 1,16 \text{ moles}$ $[\text{H}_2] = 1,16/123 = 9,4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

Moles H₂Se = $3,34 \text{ moles}$ $[\text{H}_2\text{Se}] = 3,34/123 = 2,7 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

- Para calcular las presiones parciales hacemos uso de la ecuación de los gases ideales:

$$P(\text{H}_2) = \frac{1,16 \text{ (mol)} \cdot 0,082 \text{ (atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} \cdot 1000 \text{ (K)})}{123 \text{ L}} = 0,773 \text{ atm}$$

$$P(\text{Se}) = \frac{0,86 \text{ (mol)} \cdot 0,082 \text{ (atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} \cdot 1000 \text{ (K)})}{123 \text{ L}} = 0,573 \text{ atm}$$

$$P(\text{H}_2\text{Se}) = \frac{3,34 \text{ (mol)} \cdot 0,082 \text{ (atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} \cdot 1000 \text{ (K)})}{123 \text{ L}} = 2,227 \text{ atm}$$

Conocidas las presiones parciales, la presión total es:

$$P_{\text{total}} = 0,773 + 0,573 + 2,227 = 3,573 \text{ atm.}$$

También se podría resolver sumando todas las concentraciones de las especies presentes en el equilibrio:

$$\text{Moles Totales} = 0,86 + 1,16 + 3,34 = 5,36 \text{ mol}$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$P_{\text{total}} = \frac{5,36 \text{ (mol)} \cdot 0,082 \text{ (atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} \cdot 1000 \text{ (K)})}{123 \text{ L}} = 3,573 \text{ atm}$$

Ahora, conocida la presión total podemos calcular las presiones parciales haciendo uso de la expresión:

$$P_{\text{parcial}} = \chi_{\text{compuesto}} \cdot P_{\text{total}}$$

Puntuación máxima por apartado: a) 0,4 puntos b) 0,8 puntos; c) 0,8 puntos.

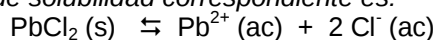
PROPUESTA 3B

3B.- Resuelva las siguientes cuestiones:

- 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. Calcule su constante del producto de solubilidad (K_{ps}).
- Si sabemos 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?
- Razone qué le ocurrirá a una disolución saturada de dicloruro de plomo si disolvemos en ella, un compuesto muy soluble como el cloruro de sodio.

Solución:

- a) El equilibrio de solubilidad correspondiente es:



Conc. Inicial: C_0 --- ---

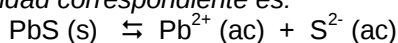
Conc. Final: $C_0 - S$ S $2S$

La constante del producto de solubilidad es: $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2 = (S)(2S)^2 = 4S^3$

Teniendo en cuenta que la solubilidad es $S = 1,21 \cdot 10^{-3}$ M, obtenemos:

$$K_{ps} = 4 (1,21 \cdot 10^{-3})^3 = 7,09 \cdot 10^{-9}$$

- b) El equilibrio de solubilidad correspondiente es:

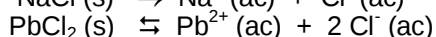
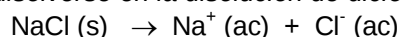


Conc. Inicial: C_0 --- ---

Conc. Final: $C_0 - S$ S S

La constante del producto de solubilidad es: $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{S}^{2-}] = S^2 = 7,0 \cdot 10^{-28}$, de donde: **$S = 2,65 \cdot 10^{-14}$ M.**

- c) El cloruro de sodio al disolverse en la disolución de dicloruro de plomo se disociará en su iones:



Como estamos añadiendo un ion común, de acuerdo con el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplaza hacia los reactivos, es decir, se produce una **disminución de la solubilidad**, ya que se disminuye la solubilidad de la sal. Precipitará dicloruro de plomo.

Puntuación máxima por apartado: a) 0,8 puntos; b) 0,8 puntos c) 0,4 puntos.

PREGUNTA 4

PROPUESTA 4A

4A.- Se prepara una disolución de ácido fórmico (ácido metanoico) disolviendo 2,30 g de dicho ácido en agua hasta un volumen 0,5 litros, y cuyo pH = 2,36. Calcular:

- a) Grado de disociación del ácido (α).

- b) K_a del ácido metanoico.

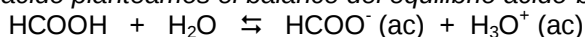
Datos; Masas atómicas: C = 12 u.; H = 1 u.; O = 16 u.

Solución:

- a) En primer lugar, procedemos a calcular la concentración del ácido fórmico (HCOOH):

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen de disolución}} = \frac{2,30 \text{ g ácido}}{46 \text{ g/mol} \times 0,5 \text{ L}} = 0,10 \text{ M}$$

Conocida la concentración del ácido planteamos el balance del equilibrio ácido-base:



Concentración inicial: 0,10 M --- --- ---

Conc. disociación ácido: - x --- + x + x

Conc. equilibrio: 0,10 - x --- x x

Como conocemos el pH de la disolución podemos calcular la concentración de iones H_3O^+ ,

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,36, \text{ de donde resulta que } x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,36} = 4,37 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Como nos piden el grado de disociación, tenemos en cuenta la concentración inicial **$c_0 = 0,10$ M**

Por lo tanto:

$$\alpha = \frac{x}{c_0} = \frac{4,37 \cdot 10^{-3}}{0,10} = 0,0437$$

- b) Conocido el grado de disociación, para el obtener de la constante ácida (K_a) calculamos las concentraciones de cada una de las especies presentes en el equilibrio:

$$[\text{HCOOH}] = 0,10 - x = 0,10 - 0,00437 = 0,0956 \text{ M}$$

$$[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x = 0,00437$$

Sustituyendo en la expresión de la K_a nos queda:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{x \cdot x}{0,10 - x} = \frac{(4,37 \cdot 10^{-3})^2}{0,09563} = 2,0 \cdot 10^{-4}$$

Puntuación máxima por apartado: a) 1,4 puntos; b) 0,6 puntos

PROPUESTA 4B

4B.- Disolvemos 4 g de hidróxido de sodio en agua hasta tener 250 mL de disolución. Calcule:

- El pH de la disolución.
- Si se diluye la disolución anterior añadiendo agua hasta 2 litros, ¿cuál será el pH?
- 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?. Escriba la reacción neutralización.

Datos: Masas atómicas: Na = 23 u; O = 16 u; H = 1 u.

Solución:

- a) En primer lugar procedemos a calcular la concentración de la disolución de NaOH
Masa molecular NaOH = $1 \times 23 + 1 \times 1 + 1 \times 16 = 40 \text{ g/mol}$

$$M(\text{NaOH}) = \frac{4 \text{ g}}{40 \text{ g/mol} \times 0,250 \text{ L}} = 0,4 \text{ mol/L} = 0,4 \text{ M}$$

Teniendo en cuenta que el NaOH es una base fuerte, en disolución se encuentra totalmente disociada en sus iones: $\text{NaOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$

Tenemos que $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,4 = 0,398$

Luego; $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,398 = \mathbf{13,602}$

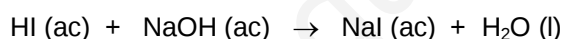
- b) Si ahora diluimos a 2 litros, la nueva concentración es:

$$M(\text{NaOH}) = \frac{4 \text{ g}}{40 \text{ g/mol} \times 2 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/L} = 0,05 \text{ M}$$

Entonces: $\text{pOH} = -\log(0,05) = 1,30$

Luego: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,30 = \mathbf{12,70}$

- c) La ecuación correspondiente al equilibrio de neutralización:



Calculamos los moles de iones OH^- : moles $\text{OH}^- = \text{moles NaOH} = 0,4 \times 0,25 = 0,10 \text{ moles}$

Calculamos los moles de ion H_3O^+ : moles $\text{HI} = 0,3 \times 0,50 = 0,15 \text{ moles}$

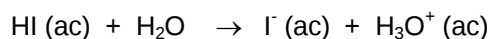
Como en la neutralización se requieren 1 mol de NaOH por cada mol de HI, luego tenemos que los moles en exceso que determinan el pH de la disolución es:

$$\text{Moles en exceso de } \text{H}_3\text{O}^+ = 0,15 \text{ moles} - 0,10 \text{ moles} = \mathbf{0,05 \text{ moles de } \text{H}_3\text{O}^+}$$

La nueva concentración de ácido yodhídrico sobrante es:

$$M = 0,05 \text{ moles} / (0,5 + 0,25) = \mathbf{0,067 \text{ M}}$$

Y teniendo en cuenta que por cada mol de HI se libera 1 mol de H_3O^+ , nos queda que:



Luego las concentraciones de iones H_3O^+ es $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,067 \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log(0,067) = \mathbf{1,18}$$

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos b) 0,5 puntos c) 1,0 puntos.

PREGUNTA 5

PROPUESTA 5A

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



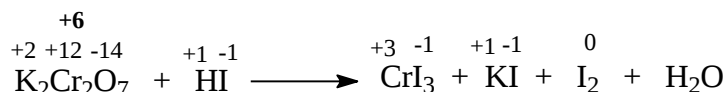
a) ¿Qué especie es la oxidante y cuál la reductora? ¿Qué especie se oxida y cuál se reduce?

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

c) Ajuste la reacción global.

Solución:

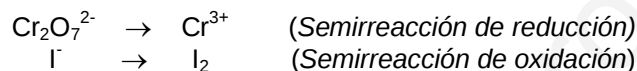
- a) Asignamos los números de oxidación de cada uno de los elementos con el fin de determinar qué especie se oxida y cuál se reduce.



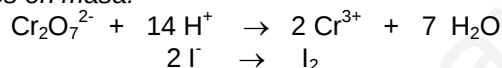
Como podemos ver el cromo pasa de un estado de oxidación **+6** a **+3**, es decir, se ha reducido ganando electrones, por lo tanto, **K₂Cr₂O₇ es el agente oxidante**.

Por otro lado, el yodo pasa de un estado de oxidación **-1** a **0**, es decir, se ha oxidado cediendo electrones, por lo tanto, el **HI es el agente reductor**.

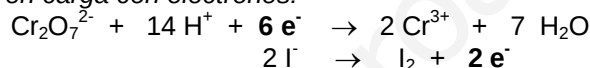
- b) Para proceder el ajuste de la reacción por el método del ion-electrón planteamos las correspondientes semirreacciones:



Primero ajustamos en masa:



Luego ajustamos en carga con electrones:



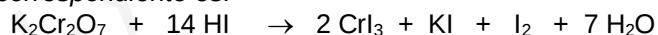
Balanceamos el número de electrones multiplicando la segunda reacción (oxidación) por 3 y nos queda:



Sumando las dos reacciones nos queda la reacción iónica ajustada:



- c) La reacción global correspondiente es:



Como hay una especie que no interviene en el proceso (**KI**) añadimos los iones que faltan (**2 I⁻** y **2 K⁺**) para equilibrar los elementos y nos queda la ecuación global:



Puntuación máxima por apartado: a) 0,4 puntos; b) 1,0 puntos; c) 0,6 puntos

PROPUESTA 5B

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

b) Calcule la cantidad de magnesio que se debe emplear si se quiere evitar la oxidación del hierro, si se sabe que pasa una corriente de 0,2 A durante 1 año.

Datos: $E^\circ (\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,34 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}) = -0,04 \text{ V}$; $F = 96485 \text{ C.mol}^{-1}$. Masa atómica $\text{Mg} = 24,3 \text{ u}$.

Solución:

- a) La reacción que tiene lugar en el ánodo es la oxidación $\text{Mg (s)} \rightarrow \text{Mg}^{2+} (\text{ac}) + 2 \text{e}^-$
La reacción que tiene lugar en el cátodo es la reducción $\text{Fe}^{3+} (\text{ac}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe (s)}$

La reacción global que se produciría ajustada sería: $2 \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + 3 \text{Mg}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{s}) + 3 \text{Mg}^{2+}(\text{ac})$
Su potencial será = $E^{\circ} \text{cátodo} - E^{\circ} \text{ánodo} = -0,04 - (-2,34) = 2,30 \text{ V}$

- b) Para calcular la cantidad de magnesio que se requiere hacemos uso de las leyes de Faraday. Primero calculamos la cantidad de carga que circula en ese espacio de tiempo:

$$Q = I \times t = 0,2 \text{ (A)} \times 365 \text{ días} \times 24 \text{ hr/día} \times 60 \text{ min/hr} \times 60 \text{ seg/min} = 6307200 \text{ C}$$

Según la estequiometría de la oxidación se requieren dos moles de electrones por cada mol de Mg que se consume y por cada mol de e^{-} la carga necesaria es de 96485 C tenemos que

$$\text{Moles de } e^{-} = \frac{6307200 \text{ C}}{96485 \text{ C/mol}} = 65,37 \text{ moles}$$

Como por cada dos moles de e^{-} que circulan se consume un mol de Mg nos queda:

$$\text{Moles de Mg} = 65,37 \text{ mol de } e^{-} \times \frac{1 \text{ mol de Mg}}{2 \text{ mol de } e^{-}} = 32,68 \text{ mol}$$

Por lo tanto, los gramos de Mg serían:

$$\text{gramos Mg} = 32,68 \text{ mol} \times 24,3 \text{ g/mol} = \mathbf{794,12 \text{ g de Mg}}$$

Otra alternativa de cálculo sería:

$$: \quad 6307200 \text{ C} \times \frac{1 \text{ mol de } e^{-}}{96485 \text{ C/mol}} \times \frac{1 \text{ mol de Mg}}{2 \text{ mol de } e^{-}} \times \frac{24,3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol de Mg}} = 794,24 \text{ g Mg}$$

Puntuación máxima por apartado a) 1,0 puntos; b) 1,0 puntos.