

A1.- Formula o nombra los siguientes compuestos:

a) Óxido de manganeso (VII); b) Dicromato de potasio; c) Hexa-1,4-dieno; d) Cd(OH)₂; e) H₃AsO₄; f) CH₂OHCHOHCH₂CH₂OH.

Solución:

a) Mn₂O₇; b) K₂Cr₂O₇; c) CH₂=CHCH₂CH=CHCH₃; d) Hidróxido de cadmio; e) Ácido arsénico; f) 1, 2, 4-butanol.

A2.- Formula o nombra los siguientes compuestos:

a) Seleniuro de plata; b) Ácido clórico; c) 1,3,5-trimetil-benceno; d) Li₂O₂; e) NaHSO₃; f) CH₃OCH₂CH₂CH₃.

Solución:

a) Ag₂Se; b) HClO₃; c) C₆H₃(CH₃)₃; d) Peróxido de litio; e) Hidrogeno sulfito de sodio; f) metilpropiléter.

B1.- a) Razona a que grupo del sistema periódico pertenecen los elementos cuyo ión más estable es aquel que resulta de la pérdida de un electrón.

b) Indica un conjunto de números cuánticos para un electrón que se encuentra en un orbital 5d.

c) Ordena en orden creciente de energía los orbitales para los siguientes grupos de números cuánticos: (4, 0, 0, $\frac{1}{2}$); (3, 2, 1, $-\frac{1}{2}$); (2, 1, 0, $\frac{1}{2}$); (4, 1, 0, $\frac{1}{2}$).

Solución:

a) La especie más estable es la que presenta una configuración electrónica de gas noble, es decir, 8 electrones en su capa más externa. Si el elemento al perder un electrón forma un ión estable, ello indica que ha adquirido configuración electrónica del gas noble anterior, lo que pone de manifiesto que los elementos con esta condición pertenecen al grupo 1º de la tabla periódica, es decir son los elementos alcalinos.

b) Si el electrón se encuentra en el orbital 5d, ello pone de manifiesto que su número cuántico principal, **n**, tiene el valor 5, y al encontrarse situado en el orbital d, ello indica que el número cuántico secundario, **l**, tiene el valor 2, por lo que el valor del número cuántico **m_l** puede tomar uno de los valores comprendidos desde el - 2 hasta el + 2 pasando por el valor 0, y el valor del número cuántico de spin, **s**, toma uno de los valores $\pm \frac{1}{2}$. Luego el conjunto de valores de los números cuánticos para este electrón es: (6, 5, - 2, + $\frac{1}{2}$); (6, 5, - 2, - $\frac{1}{2}$); (6, 5, - 1, + $\frac{1}{2}$); (6, 5, - 1, - $\frac{1}{2}$); (6, 5, 0, + $\frac{1}{2}$); (6, 5, 0, - $\frac{1}{2}$); (6, 5, + 1, + $\frac{1}{2}$); (6, 5, + 1, - $\frac{1}{2}$); (6, 5, + 2, + $\frac{1}{2}$); (6, 5, + 2, - $\frac{1}{2}$).

c) Las combinaciones dadas corresponden a los orbitales:

(4, 0, 0, $\frac{1}{2}$), al orbital 4s con **n + l = 4**; (3, 2, 1, - $\frac{1}{2}$), al orbital 3d, con **n + l = 5**;

(2, 1, 0, $\frac{1}{2}$), al orbital **n + l = 3**; (4, 1, 0, $\frac{1}{2}$), al orbital 4p con **n + l = 5**.

Respecto a la energía de los orbitales de un átomo, la regla de Madelung dice que a mayor suma de los números cuánticos **n + l**, más energía tiene el orbital, y a igual suma de **n + l**, tendrá mayor energía el orbital más externo, con mayor valor de **n**.

El orden creciente de energía de los orbitales propuestos es:

(2, 1, 0, $\frac{1}{2}$) < (4, 0, 0, $\frac{1}{2}$) < (3, 2, 1, - $\frac{1}{2}$) < (4, 1, 0, $\frac{1}{2}$).

B2.- Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Los elementos del grupo 17 (Halógenos) tienen tendencia a ganar 2 o más electrones.

- b) El ión C^{2+} tiene la configuración electrónica de un gas noble.**
c) El radio del ión bromuro, Br^- , es mayor que el del átomo de bromo, Br.

Solución:

a) Falsa. La configuración electrónica de los elementos halógenos en su último nivel energético es $ns^2 np^5$, es decir, tienen 7 electrones en su última capa, por lo que para conseguir la configuración electrónica del gas noble más próximo a cada uno de los elementos, solo pueden ganar un único electrón.

b) Verdadera. El elemento cuyo catión estable es C^{2+} ha perdido dos electrones de su último nivel energético, cuya configuración electrónica es ns^2 , un metal alcalinotérreo y su catión tiene la configuración electrónica del gas noble anterior.

c) Verdadero. Tanto el bromuro como el átomo neutro poseen el mismo número de protones en el núcleo, pero al tener el anión un electrón más en su corteza, la fuerza atractiva del núcleo sobre el electrón más externo del átomo es mayor que en el anión, lo que provoca una mayor contracción del volumen en el átomo que en el anión, y por ello, una disminución del radio del átomo respecto al del anión.

B3.- Para las moléculas OF_2 y BF_3 :

- a) Justifica la geometría molecular que presentan según la TRPECV.**
b) Indica la hibridación del átomo central de cada molécula.
c) Razona si son polares o apolares.

Solución:

a) En la molécula BCl_3 , la configuración electrónica de la capa de valencia del boro, átomo central, es $2s^2 2p^1$, promocionando un electrón desde el orbital 2s al 2p para adquirir covalencia 3 (3 electrones desapareados $2s^1 2p^2$), mientras que el cloro, con configuración electrónica en su última capa de valencia $3s^2 3p^5$ presenta covalencia 1 (1 electrón desapareado).

En la molécula OF_2 , la configuración electrónica de la capa de valencia del oxígeno es $2s^2 2p^4$, poseyendo covalencia 2, mientras que la del flúor es $2s^2 2p^5$, presentando covalencia 1 (1 electrón desapareado). Sus estructuras de Lewis son:

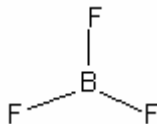


La teoría de Repulsión de Electrones de la Capa de Valencia dice: “los pares de electrones enlazantes y no enlazantes que rodean al átomo central de una molécula covalente, se orientan, alejándose entre sí lo suficiente, para conseguir que las repulsiones entre ellos sean mínimas.

En la molécula OF_2 , el átomo de oxígeno, con 2 e^- enlazantes y 2 e^- libres en su capa de valencia, siendo elevada la repulsión sobre los enlaces con los átomos de F, proporciona a la molécula una geometría angular según la teoría TRPECV.

El B en la molécula BF_3 posee 3 e^- enlazantes que son los que se unen a los tres átomos de F, proporcionando a la molécula una geometría triangular plana, que separan al máximo los tres sustituyentes y ello hace que sean mínimas las repulsiones y mayor la estabilidad de la molécula según la teoría TRPECV.

Sus geometrías son:



b) El átomo de O con 6 electrones en su capa de valencia y configuración electrónica $2s^2 2p^4$, forma dos enlaces covalentes y queda con dos pares de electrones libres, es decir, presenta covalencia 2.

Los dos átomos centrales de las moléculas O y B por combinación lineal de los orbitales atómicos 2s y 2p, forman cuatro orbitales híbridos sp^3 y tres sp^2 equivalentes energéticamente y dirigidos, desde el átomo central hacia los vértices de un tetraedro. Dependiendo de la existencia o no de pares de electrones libres en el átomo central la geometría de la molécula es tetraédrica o derivada de ella.

c) En la molécula OF_2 , de geometría plana angular, la suma de los momentos dipolares de enlace $\delta^+O - F^{\delta-}$ es distinto de cero, por lo que la molécula es polar.

La geometría plana triangular de la molécula BF_3 , hace que la suma geométrica de los momentos dipolares de los enlaces $\delta^+B - F^{\delta-}$ sea cero, por lo que la molécula es apolar.

B4.- La metilamina, CH_3NH_2 , es una base débil de acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry.

- a) Escribe su equilibrio de disociación acuosa.**

- b) Escribe la expresión de su constante de basicidad K_b .
 c) ¿Podría una disolución acuosa de metilamina tener un valor de $\text{pH} = 5$? Razona la respuesta.

Solución:

a) El equilibrio de disociación acuosa es: $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$.

b) La constante de basicidad es: $K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$.

c) Por ser una base nunca podría tener un $\text{pH} = 5$, pues al ceder iones hidróxidos, OH^- , a la disolución, su concentración es, $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$, lo que hace que el pH de la misma sea superior a 7, es decir, el pH es básico.

En efecto, si el $\text{pH} = 5$, el $\text{pOH} = 14 - 5 = 9$, por lo que, $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-9}$ M, que es inferior a la concentración de iones hidróxidos procedente de la disociación del agua, 10^{-7} M, lo que es imposible para la disolución de una base.

B5.- Dados los siguientes potenciales de reducción $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0$ V; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34$ V; $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13$ V; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76$ V.

a) Explica, escribiendo las reacciones correspondientes que metal o metales producen desprendimiento de hidrógeno al ser tratado con un ácido.

b) Escribe las reacciones que tienen lugar en el ánodo y cátodo de la pila formada por los electrodos Zn y Pb.

c) Escribe la notación de la pila formada por los electrodos del apartado b) y calcula su potencial.

Solución:

a) Para que un metal produzca desprendimiento de H_2 al ser tratado por un ácido, el metal debe oxidarse y pasar a catión en la disolución, mientras que los H^+ se reducen para formar H_2 . Para que esto ocurra, el potencial del proceso redox, E°_{redox} , debe ser positivo para que ΔG (energía de Gibbs) sea negativa y se produzca espontáneamente dicha reacción. Esto solo ocurre para metales con E° inferior al E° de reducción de los protones, es decir, para metales con E° negativo, Pb y Zn.

Cátodo: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$; Cátodo: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$; Cátodo: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$;

Ánodo: $\text{Cu} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}$; Ánodo: $\text{Pb} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}$; Ánodo: $\text{Zn} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$;

El potencial del proceso redox para la reacción del cobre es:

$E^\circ_{\text{reacción}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = 0 \text{ V} - 0,34 \text{ V} = -0,34 \text{ V}$; no se produce reacción.

Para el caso del plomo, el potencial de reacción es:

$E^\circ_{\text{reacción}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = 0 \text{ V} - (-0,13) \text{ V} = 0,13 \text{ V}$; es positivo y hay reacción.

En el caso del cinc, el potencial de reacción es:

$E^\circ_{\text{reacción}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = 0 \text{ V} - (-0,76) \text{ V} = 0,76 \text{ V}$; se produce reacción.

b) Como cátodo de la pila se elige el electrodo con mayor potencial de reducción el plomo, y como ánodo el electrodo con menor potencial de reducción, el cinc, para que de esta forma, el potencial de la pila sea positivo y el proceso se realice espontáneamente.

Cátodo (reducción): $\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$;

Ánodo: (oxidación): $\text{Zn} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$;

Reacción global: $\text{Pb}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Pb} + \text{Zn}^{2+}$.

c) Notación de la pila: $(-) \text{Zn} (\text{s}) \mid \text{Zn}^{2+} (\text{aq}) \parallel \text{Pb}^{2+} (\text{aq}) \mid \text{Pb} (\text{s}) (+)$.

$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = -0,13 \text{ V} - (-0,76) \text{ V} = 0,63 \text{ V}$.

Resultado: c) $E^\circ_{\text{pila}} = 0,63 \text{ V}$.

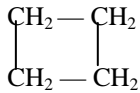
B6.- a) Formula un hidrocarburo cíclico isómero de $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$.

b) Escribe la estructura de dos hidrocarburos aromáticos isómeros de fórmula molecular C_8H_{10} .

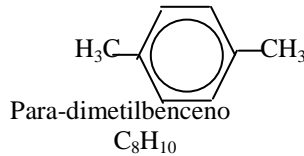
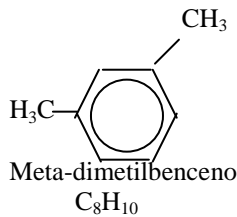
c) Escribe la fórmula de un alcohol isómero de $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$.

Solución:

a) Un hidrocarburo cíclico isómero del 2-buteno es el ciclobutano, C_4H_8 , cuya fórmula es:



b) Dos isómeros aromáticos de dos hidrocarburos de fórmula molecular C_8H_{10} pueden ser:



c) Un alcohol isómero del 2-propanol es el 1-propanol: $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$.

C1.- Dado el siguiente equilibrio: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$. Se introducen 128 g de SO_2 y 64 g de O_2 en un recipiente cerrado de 2 L. Se calienta la mezcla y cuando se alcanza el equilibrio a 830°C , ha reaccionado el 80 % del SO_2 inicial. Calcula:

a) La composición en moles de la mezcla en equilibrio y el valor de K_c .

b) La presión total de la mezcla en el equilibrio y el valor de K_p .

DATOS: $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

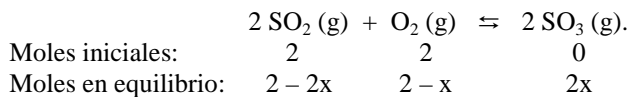
Solución:

a) Los moles de SO_2 y O_2 introducidos en el reactor son:

$$n(\text{SO}_2) = \frac{128 \text{ g}}{64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2 \text{ moles}; \quad n(\text{O}_2) = \frac{64 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2 \text{ moles}.$$

El 80 % de los moles de SO_2 introducidos en el reactor son 1,6 moles, que son los que han reaccionados y se han formados de SO_3 .

Si de SO_2 reaccionan x moles, los moles de cada especie al inicio y en el equilibrio son:



Como de SO_3 se han formado 1,6 moles, se deduce que $x = 0,8$ moles, siendo los moles de cada especie en el equilibrio: los de SO_2 : $2 - 1,6 = 0,4$ moles, los de O_2 : $2 - 0,8 = 1,2$ moles, y los de SO_3 1,6 moles.

La concentración de cada especie en el equilibrio es: $[\text{SO}_2] = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{0,4 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,2 \text{ M}$;

$$[\text{O}_2] = \frac{1,2 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,6 \text{ M}; \quad [\text{SO}_3] = \frac{1,6 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,8 \text{ M}. \text{ La constante de equilibrio tiene el valor:}$$

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{0,8^2}{0,2^2 \cdot 0,6} = 26,67.$$

b) Los moles gaseosos en el equilibrio son: $n_t = 0,4 + 1,2 + 1,6 = 3,2$ moles, por lo que, despejando la presión de la ecuación de estado de los gases ideales, sustituyendo las variables por sus valores y operando, se obtiene su valor:

$$P_t = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = \frac{3,2 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1.103 \text{ K}}{2 \text{ L}} = 144,71 \text{ atm}.$$

La relación entre las constantes de equilibrio es: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$, donde Δn es la diferencia en el número de moles gaseosos entre los productos de reacción y los reactivos en la ecuación de reacción.

En este caso el valor de Δn es: $\Delta n = 2 - 3 = -1$. El valor de K_p es:

$$K_p = 26,67 \cdot (0,082 \cdot 1.103)^{-1} = 0,29.$$

Resultado: a) $\text{SO}_2 = 0,4$ moles; $\text{O}_2 = 1,2$ moles; $\text{SO}_3 = 1,6$ moles; $K_c = 26,67$; b) $P_t = 144,7$ atm; $K_p = 0,29$ atm.

C2.- A 25°C , la constante del producto de solubilidad del PbSO_4 es $K_{ps} = 1,6 \cdot 10^{-8}$. A partir de las correspondientes reacciones químicas, calcula:

- a) La solubilidad de PbSO_4 en agua a 25°C expresada en $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$.
 b) La masa de PbSO_4 que se podrá disolver como máximo en 2 L de una disolución acuosa de Na_2SO_4 0,01 M a 25°C .
 DATOS: $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$; $A_r(\text{Pb}) = 207,2 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución:

a) El equilibrio de ionización de la sal es: $\text{PbSO}_4 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$.

De la estequiometría del equilibrio de solubilidad se deduce que, si la solubilidad de la sal en disolución es S moles $\cdot \text{L}^{-1}$, la solubilidad de los iones Pb^{2+} y SO_4^{2-} es S , luego, de la expresión del producto de solubilidad: $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = S \cdot S = S^2$, sustituyendo las variables conocidas por sus valores, despejando S y operando se obtiene su valor:

$$1,6 \cdot 10^{-8} = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-8}} = 1,265 \cdot 10^{-4} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}, \text{ que expresada en } \text{g} \cdot \text{L}^{-1} \text{ es: } 1,265 \cdot 10^{-4} \frac{\text{moles}}{\text{L}} \cdot \frac{303,2 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0,038 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

b) El Na_2SO_4 se encuentra totalmente ionizado en disolución, por lo que la concentración de iones sulfato corresponde, exclusivamente, a la de esta sal.

Al ser la concentración del Na_2SO_4 0,01 M, en el equilibrio de ionización del PbSO_4 , la solubilidad del ión Pb^{2+} es S , y la del SO_4^{2-} es $0,01 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} + S$, y al ser despreciable S por su pequeñísimo valor, la concentración del anión sulfato es $0,01 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$.

Sustituyendo valores en la constante del producto de solubilidad, despejando S se obtiene su valor: $K_{ps} = S \cdot 0,01 \Rightarrow S = \frac{K_{ps}}{0,01} = \frac{1,6 \cdot 10^{-8}}{0,01} = 1,6 \cdot 10^{-6} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$, a los que corresponden la masa: $m = 1,6 \cdot 10^{-6} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \frac{303,2 \text{ g } \text{PbSO}_4}{1 \text{ mol } \text{PbSO}_4} = 4,85 \cdot 10^{-4} \text{ g}$.

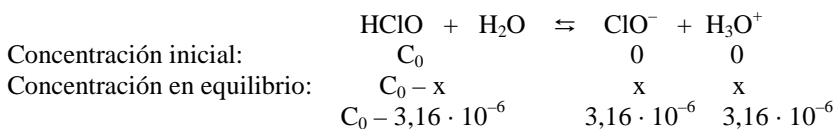
Resultado: a) $S = 0,038 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$; $\text{PbSO}_4 = 4,85 \cdot 10^{-4} \text{ g}$.

C3.- Una disolución acuosa de ácido hipocloroso HClO tiene un valor de $\text{pH} = 5,5$. A partir de la reacción que tiene lugar, calcula:

- a) La concentración inicial del ácido hipocloroso.
 b) El pH de la disolución si se diluye a la mitad.
 DATOS: $K_a(\text{HClO}) = 3,2 \cdot 10^{-8}$.

Solución:

a) Si el pH de la disolución es 5,5, la concentración de iones oxonios es:
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5,5} = 10^{0,5} \cdot 10^{-6} = 3,16 \cdot 10^{-6} \text{ M}$. Luego, siendo C_0 la concentración inicial del ácido y x la concentración de ácido que se ioniza, la concentración de las distintas especies al inicio y en el equilibrio es:



Llevando estas concentraciones a la constante ácida, sustituyendo valores, despejando la concentración inicial y operando se obtiene su valor:

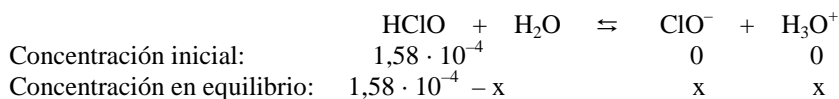
$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} \Rightarrow 3,2 \cdot 10^{-8} = \frac{x^2}{C_0 - x} = \frac{(3,16 \cdot 10^{-6})^2}{C_0 - 3,16 \cdot 10^{-6}} \Rightarrow$$

$$C_0 = 3,2 \cdot 10^{-8} C_0 - 3,2 \cdot 10^{-8} \cdot 3,16 \cdot 10^{-6} = (3,16 \cdot 10^{-6})^2; C_0 = \frac{(3,16 \cdot 10^{-6})^2 + 3,2 \cdot 3,6 \cdot 10^{-14}}{3,2 \cdot 10^{-8}} = 3,15 \cdot 10^{-4} \text{ M}.$$

b) La dilución a la mitad indica que la concentración pasa a ser la mitad de la que era:

$$[\text{HClO}] = \frac{[\text{HClO}]}{2} = \frac{C_0}{2} = \frac{3,15 \cdot 10^{-4} \text{ M}}{2 \text{ L}} = 1,58 \cdot 10^{-4} \text{ M}.$$

Si x es la concentración del ácido que se ioniza, la concentración de las distintas especies al inicio y en el equilibrio es:



Sustituyendo valores en la ecuación de la constante ácida, despreciando x en el denominador por ser menor que la concentración inicial, despejando x y operando se obtiene su valor:

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} \Rightarrow 3,2 \cdot 10^{-8} = \frac{x^2}{1,58 \cdot 10^{-4}}; x = \sqrt{3,2 \cdot 10^{-8} \cdot 1,58 \cdot 10^{-4}} = 2,25 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

Al ser la concentración de iones oxonios $2,25 \cdot 10^{-6} \text{ M}$, el pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2,25 \cdot 10^{-6} = 6 - \log 2,25 = 6 - 0,35 = 5,65.$$

Resultado: a) $C_0 = 3,15 \cdot 10^{-4} \text{ M}$; b) $\text{pH} = 5,65$.

C4.- En una celda electrolítica que contiene CuCl_2 fundido se hace pasar una cierta cantidad de corriente durante 2 h, observándose que se deposita cobre metálico y se desprende dicloro. A partir de las correspondientes semirreacciones:

a) Determina la intensidad de corriente necesaria para depositar 15,9 g de Cl_2 .

b) Calcula el volumen de cloro obtenido a 25°C y 1 atm.

DATOS: $A_r(\text{Cu}) = 63,5 \text{ u}$; $f = 96.500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

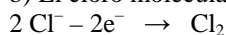
a) En el cátodo se deposita el cobre metálico según la reacción: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$.

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 cloro indicada.

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F}, \text{ despejando la intensidad de corriente, } I, \text{ sustituyendo valores y operando se}$$

$$\text{obtiene su valor: } I = \frac{m \cdot z \cdot F}{M \cdot t} = \frac{15,9 \text{ g Cu} \cdot 2 \cdot 96.500 \text{ C}}{63,5 \text{ g} \cdot 7.200 \text{ s}} = 6,71 \text{ A (amperios).}$$

b) El cloro molecular se desprende en el ánodo según la reacción:



Como la intensidad de corriente es la misma, es decir, 6,71 A, la masa de cloro que se obtiene es:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{71 \text{ g} \cdot 2 \text{ A} \cdot 7.200 \text{ s}}{2 \cdot 96.500 \text{ C}} = 5,29 \text{ g. a los que corresponden los moles:}$$

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{\text{gramos}}{\text{Masa molar}} = \frac{5,29 \text{ g}}{71 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,074 \text{ moles, que llevados a la ecuación de estado de los}$$

gases ideales, despejando el volumen, sustituyendo las variables por sus valores y operando, se obtiene el volumen que ocupa el cloro desprendido:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,074 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 1,81 \text{ L.}$$

Resultado: a) $I = 6,71 \text{ A}$; b) $V(\text{Cl}_2) = 1,81 \text{ L}$.