

## SOLUCIÓN EJERCICIOS DE PRUEBA 0 EBAU\_2020. MODIFICACIÓN DEBIDA AL COVID-19.

1º En función del tipo de enlace o fuerza intermolecular explique por qué:

- El agua es líquida a temperatura ambiente y el H<sub>2</sub>S es un gas.
- El yodo (I<sub>2</sub>) es sólido y el flúor (F<sub>2</sub>) es un gas.
- La energía reticular del NaCl es menor que la del MgCl<sub>2</sub>.
- El plomo es conductor de la electricidad, mientras el diamante no lo es.

El apartado a) ya se ha respondido en otros ejercicios: en el agua hay fuerzas intermoleculares intensas porque la molécula es muy polar tanto por su geometría como por cada uno de los enlaces O-H (el oxígeno es muy electronegativo y adquiere una carga parcial negativa, mientras el hidrógeno adquiere una carga parcial positiva). Como consecuencia, el átomo de hidrógeno de una molécula tiene una fuerte atracción por el átomo de oxígeno de otra molécula vecina (enlace por puente de hidrógeno). Cada molécula de agua forma cuatro de estas interacciones. Esta interacción intermolecular es tan intensa que la temperatura de ebullición del agua es unos 200 K mayor de la que le correspondería por su masa molecular comparada con los otros compuestos similares de los átomos del grupo del oxígeno. En el caso del H<sub>2</sub>S los enlaces son mucho menos polares y la interacción entre los H de una molécula y el S de otra es mucho menos fuerte que en el agua, por lo que esta menor fuerza intermolecular lleva a una temperatura de ebullición mucho menor. Por ello, a temperatura ambiente el H<sub>2</sub>S está en estado gaseoso y el agua es líquida.

El apartado b) también es fácil de interpretarlo: la molécula de I<sub>2</sub> es más polarizable que la molécula de F<sub>2</sub> dado que los electrones de la última capa están más alejados del núcleo y están menos ligados al núcleo. Como consecuencia, la existencia de dipolos instantáneos en una molécula va a inducir fácilmente un dipolo en otra molécula vecina. Con esto, va a aparecer fuerzas intermoleculares en las moléculas de I<sub>2</sub>, que son mucho mayores que en el caso del F<sub>2</sub>. Además, a una temperatura dada la movilidad de una partícula depende de su masa molecular: las moléculas de I<sub>2</sub> tienen menor movimiento que las de F<sub>2</sub> lo que facilita la interacción de estas moléculas de I<sub>2</sub>. Es por esto que a temperatura ambiente el F<sub>2</sub> es gas, el Cl<sub>2</sub> es gas fácilmente licuable, el Br<sub>2</sub> es líquido y el I<sub>2</sub> es sólido, en correspondencia a fuerzas intermoleculares crecientes.

La energía reticular mide la interacción electrostática de los iones en una red cristalina y depende de varios factores, entre ellos la carga de los iones y la distancia entre iones. El catión Na<sup>+</sup> es de tamaño algo mayor al del catión Mg<sup>2+</sup> (son isoelectrónicos, pero el Mg tiene mayor carga nuclear, por lo tanto, la nube electrónica está más concentrada). Por ello, al tener el Mg<sup>2+</sup> más carga eléctrica y menor tamaño (para un mismo anión, Cl<sup>-</sup>), los cationes Mg<sup>2+</sup> están más firmemente atraídos y por tanto la energía involucrada es mayor.

El plomo y el carbono están en un mismo grupo, tienen igual configuración electrónica en su último nivel, pero el plomo es un metal (su electronegatividad es baja y puede liberar fácilmente electrones) mientras el carbono es un no metal (su electronegatividad es relativamente alta y no libera fácilmente electrones, sino que tiene tendencia a compartirlas en enlaces covalentes). Por ello el plomo forma una red cristalina metálica con movilidad en sus electrones (aunque es un conductor mediocre) mientras el carbono en forma de diamante forma una red cristalina atómica en la que cada átomo de carbono se une formando cuatro enlaces covalentes con cuatro átomos vecinos en geometría tetraédrica. La no movilidad de los electrones en los enlaces covalentes hace que el diamante no sea conductor sino aislante.

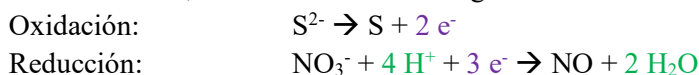
2º Dada la reacción:  $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

- Ajuste la reacción por el método del ion-electrón, indicando la especie oxidante y reductora.
- Calcule la masa de ácido nítrico necesario para obtener 50 g de azufre, si el rendimiento del proceso es del 75 %.

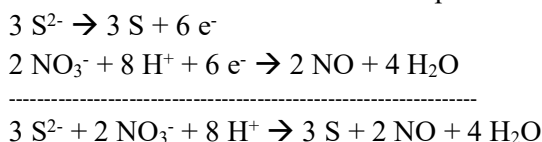
Como en otros ejercicios anteriores en el tema 6 del blog, primero hay que identificar las especies que se oxidan y se reducen, analizando las variaciones en los números de oxidación. Por inspección visual, es evidente que el S se oxida pues pasa de número de oxidación -2 en el H<sub>2</sub>S a número de oxidación 0 en el S elemento. El H<sub>2</sub>S es por tanto **la especie reductora** (en realidad puede considerarse el **anión S<sup>2-</sup>** pues el H<sub>2</sub>S es

un ácido ionizable, aunque débil). La otra especie que varía su número de oxidación es el N, que pasa de número de oxidación +5 en el anión nitrato a número de oxidación +2 en el NO. El **anión nitrato** se reduce y por tanto **es la especie oxidante** (de hecho, el nitrato es un buen oxidante).

Con lo anterior, las reacciones redox según el método del ion-electrón serán:



Para igualar los procesos de oxidación y reducción, deben intercambiarse el mismo número de electrones, lo que se consigue multiplicando por 3 la primera reacción y por 2 la segunda reacción y sumarlas, eliminando las especies comunes en ambos lados de la reacción para obtener la reacción iónica:



Y solo falta darse cuenta que los 8 protones proceden de ambos ácidos, para escribir la **ecuación molecular**:



En cuanto a la segunda parte del ejercicio, puede resolverse en una sola línea utilizando el procedimiento de los factores de proporcionalidad, partiendo del dato del enunciado:

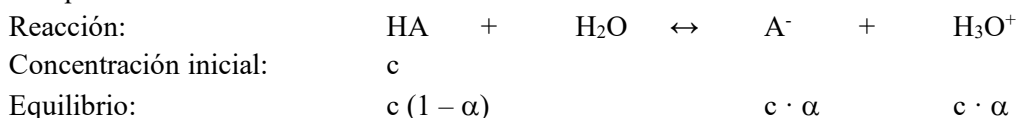
$$m = 50 g S_{obten} \cdot \frac{100 g S_{teór}}{75 g S_{obten}} \cdot \frac{1 mol S}{32,06 g S} \cdot \frac{2 mol HNO_3}{3 mol S} \cdot \frac{(1,01 + 14,01 + 3 \cdot 16)g HNO_3}{1 mol HNO_3} = 87,36 g HNO_3.$$

3º Una disolución acuosa de ácido benzoico ( $C_6H_5 - COOH$ ) 0,05 M está disociada un 3,49%. Calcule:

- La constante de ionización de dicho ácido.
- El volumen de agua que hay que añadir a 50 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0,01 M para que tenga igual pH que la disolución de ácido benzoico, suponiendo que los volúmenes son aditivos.

El ácido benzoico es un ácido débil (dado que está poco disociado) y por lo tanto se tendrá un equilibrio de ionización dado por:  $HA + H_2O \leftrightarrow A^- + H_3O^+$

Utilizando como datos la concentración del ácido y el grado de ionización,  $\alpha$ , podemos plantear la situación de equilibrio como:



A partir de la definición de la constante del ácido, tenemos que:

$$K_a = \frac{c \cdot \alpha \cdot c \cdot \alpha}{c \cdot (1 - \alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,05 \cdot 0,0349^2}{1 - 0,0349} = 6,31 \cdot 10^{-5}.$$

Para resolver la segunda parte, debemos calcular primero la concentración de  $H_3O^+$  en la disolución de ácido benzoico anterior. No es necesario calcular el pH, pero sí tener en cuenta que, como el ácido clorhídrico es un ácido fuerte, para que tenga el mismo pH, la concentración del ácido debe ser igual a la de protones del ácido benzoico:

$$[HCl] = [H_3O^+] = c \cdot \alpha = 0,05 \cdot 0,0349 = 1,745 \cdot 10^{-3} M.$$

Por otra parte, la disolución de ácido clorhídrico se ha obtenido por dilución de una disolución dada de ácido clorhídrico, proceso en el que el número de moles de HCl es invariable, por lo que se tendrá necesariamente que cumplir:

$$n = V \cdot c = V' \cdot c'$$

Por lo que:

$$V' = \frac{50 mL \cdot 0,01 M}{1,745 \cdot 10^{-3} M} = 286,5 mL.$$

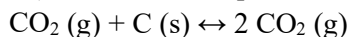
El volumen calculado es el volumen final de la disolución, por lo que el volumen de agua añadido será:

$$V_{añad} = V' - V = 286,5 mL - 50 mL = 236,5 mL.$$

4° En un recipiente cerrado y vacío de 10 L se ponen en contacto 4,4 g de dióxido de carbono con carbono sólido, se forma monóxido de carbono y se establece el equilibrio a 850 °C. El valor de  $K_c$  para este equilibrio a 850 °C es de 0,153. Calcular:

- La masa de dióxido de carbono en el equilibrio.
- La presión parcial del monóxido de carbono en el equilibrio y la presión total en el equilibrio.

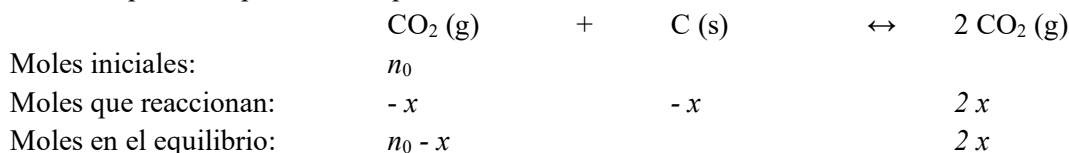
En primer lugar, debemos escribir la reacción a la que se refiere el enunciado y se deberá suponer que la constante es para esa reacción así ajustada (las constantes dependen de los ajustes):



Si calculamos los moles iniciales de  $\text{CO}_2$ , tenemos:

$$n_0 = \frac{m}{M} = \frac{4,4 \text{ g}}{(12,01 + 2 \cdot 16) \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol.}$$

Con esto, podemos plantear el equilibrio como:



Con lo anterior, podemos escribir la constante  $K_c$  de la que nos dan el dato en el enunciado (debe recordarse que en un equilibrio heterogéneo como este los componentes condensados no se incluyen en el cálculo pues sus valores constantes se engloban en el valor de la constante de equilibrio):

$$K_c = 0,153 = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{v}\right)^2}{\frac{n_0 - x}{v}} = \frac{4 \cdot x^2}{v \cdot (n_0 - x)} = \frac{4 \cdot x^2}{10 \cdot (0,1 - x)}$$

Lo que lleva a la ecuación cuadrática que hay que resolver:

$$0,153 - 1,53 \cdot x - 4 \cdot x^2 = 0 \Rightarrow 4 \cdot x^2 + 1,53 \cdot x - 0,153 = 0$$

Que tiene como única solución positiva:

$$x = \frac{-1,53 + \sqrt{1,53^2 + 4 \cdot 0,153 \cdot 4}}{2 \cdot 4} = 0,0823.$$

De este valor obtenido puede deducirse los valores de equilibrio. La masa de  $\text{CO}_2$  pedida será:

$$m = n \cdot M = (0,1 - 0,0823) \text{ mol} \cdot 44,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,779 \text{ g de } \text{CO}_2.$$

Para resolver la segunda parte del ejercicio, podemos aplicar en primer lugar la ecuación de los gases ideales:

$$P_{\text{CO}} = \frac{n_{\text{CO}}RT}{V} = \frac{2 \cdot 0,0823 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (850 + 273) \text{ K}}{10 \text{ L}} = 1,516 \text{ atm.}$$

Y para calcular la presión total, podemos aplicar la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$P_{\text{CO}} = \chi_{\text{CO}} \cdot P \Rightarrow P = \frac{P_{\text{CO}}}{\chi_{\text{CO}}} = \frac{P_{\text{CO}} \cdot n}{n_{\text{CO}}} = \frac{P_{\text{CO}} \cdot (0,1 - x + 2x)}{2x} = \frac{P_{\text{CO}} \cdot (0,1 + x)}{2x} = \frac{1,516 \cdot (0,1 + 0,0823)}{2 \cdot 0,0823} = 1,679 \text{ atm.}$$

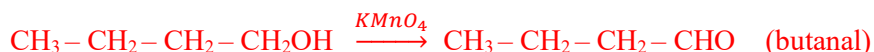
5° Escriba la reacción y nombre los productos obtenidos al someter al 1-butanol (butan-1-ol) a un proceso de:

- Combustión.
- Oxidación.
- Deshidratación.
- Reacción con ácido metanoico.

En un proceso de combustión, la sustancia orgánica implicada se combina con el oxígeno del aire produciéndose la oxidación completa hasta  $\text{CO}_2$  (dióxido de carbono) y  $\text{H}_2\text{O}$  (agua). La reacción concreta que se pide será.



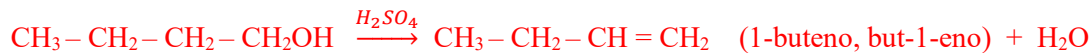
En el segundo caso, tenemos la oxidación (utilizando un oxidante como dicromato o permanganato) que en un primer paso produce la reacción:



Y en un segundo paso podrá producir el ácido:



En el tercer caso, sometiendo el reactivo a  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentrado en caliente, tenemos el proceso de formación de un compuesto con un doble enlace con la pérdida de una molécula de agua:



Y en el último caso se tiene una esterificación, proceso en el que se libera una molécula de agua:



6° a) Defina energía de ionización.

b) Justifique qué especie de cada uno de los pares siguientes tiene mayor radio y cual mayor energía de ionización:

- i) Na y Mg      ii) Si y C      iii) Na y  $\text{Na}^+$       iv)  $\text{Cl}^-$  y  $\text{K}^+$ .

La respuesta a la primera parte es una cuestión teórica que puede encontrarse en cualquier texto y que ya se ha respondido en otros ejercicios del tema 1 del blog como el 10, el 11, el 20 o el 23.

De manera resumida, la energía de ionización,  $I$ , es una propiedad periódica que mide la energía que hay que aportar a un átomo gaseoso en estado fundamental para extraer el electrón más débilmente ligado y alejarlo a una distancia infinita (sin energía cinética final). Si el átomo era neutro, tendremos la primera energía de ionización y obtendremos el ion  $\text{X}^+$ .

En la tabla periódica, la energía de ionización aumenta en un periodo al aumentar  $Z$ . Esto es así porque el último electrón está en un orbital a una distancia casi constante, o incluso menor a medida que aumenta  $Z$ , y sin embargo la interacción electrostática aumenta con  $Z$  (incluso considerando el apantallamiento de los electrones de su mismo subnivel), por lo que el electrón está más ligado al núcleo y costará más energía liberarlo. Por el contrario, en un grupo la energía de ionización disminuye al aumentar  $Z$  porque el último electrón está a distancias mayores (capas electrónicas de nivel  $n$  mayor) y aunque la carga nuclear aumenta, ese aumento no se traduce por completo en un incremento de  $I$  debido al apantallamiento del mayor número de electrones de las capas inferiores, y dado que la energía de interacción electrostática depende del radio al cuadrado, este factor tiene más relevancia, y la energía con la que el núcleo retiene a este electrón disminuye significativamente.

Para responder a la segunda pregunta, es necesario tener en cuenta la variación del radio atómico con  $Z$ , tanto en un grupo como en un periodo. Dentro de un periodo, los electrones se sitúan en un mismo nivel orbital y dado que  $Z$  aumenta, el radio atómico disminuirá, aunque de manera menos pronunciada al final del periodo debido a la repulsión entre los electrones del mismo nivel. Dentro de un grupo, el radio aumenta con  $Z$  debido a que se ocupan niveles superiores, cuyos orbitales tienen una mayor extensión, aun contando con la mayor atracción debido a un  $Z$  creciente (el apantallamiento de los electrones internos atenúan este factor).

Teniendo en cuenta lo anterior, puede responderse a los casos indicados:

$r_{\text{Na}} > r_{\text{Mg}}$  pues ambos están en el mismo periodo y  $Z$  es mayor en el Mg que en el Na.

$I_{\text{Na}} < I_{\text{Mg}}$  como ya se ha explicado antes en la dependencia de la energía de ionización con  $Z$ .

$r_{\text{Si}} > r_{\text{C}}$  pues ambos están en el mismo grupo y  $Z$  es mayor en el Si.

$I_{\text{Si}} < I_{\text{C}}$  como ya se comentado antes sobre la dependencia de la energía de ionización con  $Z$ .

$r_{\text{Na}} > r_{\text{Na}^+}$  pues al formarse el ion  $\text{Na}^+$  se pierde el único electrón del último nivel y el ion formado queda con un nivel menos de ocupación.

$I_{\text{Na}} < I_{\text{Na}^+}$  pues evidentemente cuesta más separar un electrón de un ion ya positivo (no solo porque este electrón se debe separar desde una distancia menor sino porque hay que vencer la atracción electrostática).

$r_{Cl^-} > r_{K^+}$  pues ambas especies son isoelectrónicas (tienen igual número de electrones y por tanto igual configuración) y el K tiene mayor Z por lo que las nubes electrónicas están más concentradas hacia el núcleo.  
 $I_{Cl^-} < I_{K^+}$  pues además de que el electrón del  $K^+$  debe partir desde una distancia menor y contra un núcleo de más carga, además la interacción electrostática requiere una mayor energía.

7º La ecuación de velocidad para la reacción:  $H_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2 HI(g)$  es de orden 1 respecto al hidrógeno y de orden 1 respecto al yodo.

- Escriba la ley de velocidad e indique qué unidades tendrá la constante de velocidad.
- Justificando debidamente la respuesta, indique cómo variará la velocidad de la reacción:
  - Si manteniendo la temperatura constante, la presión se hace el doble (debido a una variación del volumen).
  - Si aumentamos la temperatura.
  - Si se adiciona un catalizador.

La forma general de la ley de velocidad para la reacción dada en el enunciado viene dada por:

$$v = k \cdot [H_2]^\alpha \cdot [I_2]^\beta.$$

Y dado que los órdenes parciales son 1 respecto a cada especie ( $\alpha = 1, \beta = 1$ ), se tendrá:

$$v = k \cdot [H_2] \cdot [I_2].$$

De lo anterior, dado que las unidades para la velocidad de reacción es  $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$  (cambio en la concentración por unidad de tiempo, también indicado como  $M \cdot s^{-1}$ ), el análisis de unidades indica que:

$$k = \frac{v}{[H_2] \cdot [I_2]} \Rightarrow \text{unidades } k = \frac{mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{mol^2 \cdot L^{-2}} = mol^{-1} \cdot L \cdot s^{-1} = M^{-1} \cdot s^{-1}.$$

En cuanto a la segunda parte del ejercicio, se tiene que:

- Si la presión se duplica manteniendo la temperatura constante, la ley de Boyle de los gases ideales indica que V debe hacerse la mitad y, dado que los moles iniciales de cada sustancia podemos considerar que son los mismos, la concentración ha de ser el doble, así que:

$$v' = k \cdot [H_2]' \cdot [I_2]' = k \cdot 2 \cdot [H_2] \cdot 2 \cdot [I_2] = 4 \cdot k \cdot [H_2] \cdot [I_2] = 4v$$

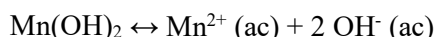
Es decir, **la velocidad se multiplicaría por 4.**

- La velocidad siempre aumenta exponencialmente con la temperatura, como expresa la teoría de colisiones (a mayor temperatura hay mayor número de moléculas con la energía suficiente para producir un choque efectivo).
- La velocidad aumenta porque el catalizador cambia el mecanismo de reacción a otro con menor energía de activación.

8º La solubilidad del hidróxido de manganeso(II) en agua es de 1,96 mg/L. Calcule:

- La constante del producto de solubilidad de dicha sustancia.
- Calcule el pH de la disolución saturada.
- Calcule la solubilidad del hidróxido de manganeso(II) en una disolución de hidróxido de sodio 0,1 M.

En primer lugar, escribimos el equilibrio de solubilidad que se propone en el enunciado:



En los datos que aporta el enunciado la solubilidad se da en masa de soluto por unidad de volumen, pero necesitamos expresarla en concentración molar:

$$s = 1,96 \cdot 10^{-3} \frac{g Mn(OH)_2}{L} \cdot \frac{1 mol Mn(OH)_2}{(54,94 + 2 \cdot 1,01 + 2 \cdot 16)g Mn(OH)_2} = 2,2 \cdot 10^{-5} M.$$

Con lo anterior, la constante del producto de solubilidad vendrá dada por:

$$K_{ps} = [Mn^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (2,2 \cdot 10^{-5})^3 = 4,28 \cdot 10^{-14}.$$

En cuanto a la segunda parte del ejercicio, el pH vendrá dado por la presencia de los iones  $OH^-$  que se han liberado al disolverse el hidróxido:

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot s = 2 \cdot 2,2 \cdot 10^{-5} \text{ M} = 4,4 \cdot 10^{-5} \text{ M}.$$

De donde:

$$pH = 14 - pOH = 14 - \log([\text{OH}^-]) = 14 - \log(4,4 \cdot 10^{-5}) = 14 - 4,36 = 9,64.$$

El tercer apartado se resuelve teniendo en cuenta el efecto del ion común (el  $\text{OH}^-$  que está ya presente en la disolución del hidróxido de sodio, una base fuerte totalmente disociada y que aporta una concentración de iones  $\text{OH}^-$  igual a 0,1 M). El equilibrio de solubilidad se desplazará a la izquierda de manera que se disolverá mucha menos de hidróxido de manganeso. Por lo tanto, la nueva solubilidad  $s'$  será mucho menor que la dada en el primer apartado y por tanto puede despreciarse frente a la concentración de los iones  $\text{OH}^-$  que aporta el NaOH, dado que es un hidróxido totalmente soluble. De esta manera se tendrá que:

$$[\text{Mn}^{2+}] = s'$$

$$[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ M} + 2 s' \approx 0,1 \text{ M}.$$

Por lo que, recordando que la constante del producto de solubilidad es una constante de equilibrio, se debe cumplir que:

$$K_{ps} = [\text{Mn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s' \cdot (0,1)^2 = 0,01 \cdot s'.$$

Por lo que, despejando:

$$s' = \frac{K_{ps}}{0,01} = \frac{4,28 \cdot 10^{-14}}{0,01} = 4,28 \cdot 10^{-12} \text{ M}.$$

Y expresando el resultado en las mismas unidades del dato del enunciado, en masa de soluto por unidad de volumen:

$$s' = 4,28 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol Mn(OH)}_2}{\text{L}} \cdot \frac{88,96 \text{ g Mn(OH)}_2}{1 \text{ mol Mn(OH)}_2} = 3,81 \cdot 10^{-10} \text{ g/L} = 3,81 \cdot 10^{-7} \text{ mg/L}.$$

Como puede verse, la solubilidad disminuye en un factor  $10^7$ .

9º Se desea dar un baño de plata a una cuchara. Para ello, se la introduce en una disolución de nitrato de plata ( $\text{AgNO}_3$ ) y se hace pasar una corriente de 0,5 A durante 30 minutos.

- Realice un dibujo de la cuba electrolítica.
- Escriba la reacción que tiene lugar en el cátodo y calcule la masa de plata depositada sobre la cuchara.
- Si la misma cantidad de electricidad es capaz de depositar 0,612 g de oro sobre el cátodo de una cuba electrolítica que contiene una sal de oro, determine el número de oxidación del oro en la sal.

La primera parte del ejercicio consiste en representar una cuba electrolítica en la que tiene lugar la deposición catódica de un metal (de un catión metálico procedente de una sal soluble, que se repone por la oxidación del metal puro en el ánodo). Al lado se representa lo pedido (se ha utilizado un tenedor en lugar de una cuchara, lo cual es indiferente para lo pedido):

La segunda parte consiste en primer lugar en escribir el proceso de reducción del catión metálico en el cátodo:

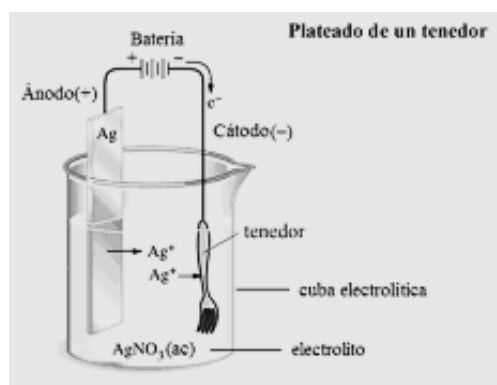


Y en segundo lugar se puede calcular la masa depositada aplicando la ley de Faraday:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{n \cdot F} = \frac{107,87 \text{ g/mol} \cdot 0,5 \text{ A} \cdot (30 \cdot 60) \text{ s}}{1 \text{ mol e/mol} \cdot 96490 \text{ C/mol e}} = 1,006 \text{ g de Ag}.$$

Para resolver la tercera parte, podemos utilizar la misma expresión anterior pero ahora para deducir el número de electrones implicados por mol de oro:

$$n = \frac{M \cdot I \cdot t}{m \cdot F} = \frac{196,97 \text{ g/mol} \cdot 0,5 \text{ A} \cdot (30 \cdot 60) \text{ s}}{0,612 \text{ g} \cdot 96490 \text{ C/mol e}} = 3 \text{ mol e/mol}.$$



Esto quiere decir que el número de oxidación del oro es +3, y por tanto se trata de una sal de oro trivalente, es decir, que el catión presente es  $\text{Au}^{3+}$ .

10° a) Para la fórmula  $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$ , formule y nombre dos posibles isómeros:

i. de posición,                      ii. de función,                      iii. de cadena.

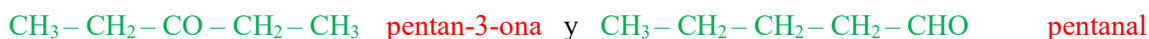
b) Escriba la reacción de polimerización que da lugar al PVC (policloruro de vinilo), indicando el tipo de reacción que se ha producido.

La primera parte de este ejercicio es de respuestas abiertas, así que solo se proponen unos ejemplos de los muchos posibles:

· Isómeros de posición:



· Isómeros de función:



· Isómeros de cadena:



En cuanto a la segunda parte del enunciado, ya está mencionada en el ejercicio 13:

El monómero de partida en la polimerización es el cloroeteno (cloruro de vinilo):  $\text{CHCl} = \text{CH}_2$ , que polimeriza a policloruro de vinilo (PVC), que responde al esquema  $-\text{[CH}_2 - \text{CHCl]}_n-$ .

El proceso de polimerización se produce mediante un proceso de adición al doble enlace por formación de radicales libres (se rompe de manera homolítica el doble enlace mediante radiación UV, o bien se genera un radical libre a partir de peróxidos, por ejemplo, que atacan al doble enlace). El proceso, en el caso de la rotura homomolítica, puede esquematizarse como:  $\text{CHCl} = \text{CH}_2 \rightarrow \cdot\text{CHCl} - \text{CH}_2\cdot$ , que se une a otra molécula según:  $\cdot\text{CHCl} - \text{CH}_2\cdot + \text{CHCl} = \text{CH}_2 \rightarrow \cdot\text{CHCl} - \text{CH}_2 - \text{CHCl} - \text{CH}_2\cdot$ , lo que prolonga la cadena hasta que los extremos con electrones desapareados se unen a sendos radicales libres, lo que frena la polimerización. Según las condiciones (concentración, temperatura, catalizadores, etc.) la longitud de la cadena promedio puede variar. El átomo de Cl puede presentar distintas orientaciones espaciales en la cadena, por lo que pueden obtenerse polímeros atácticos (cada monómero sitúa el Cl en una orientación aleatoria), sindiotácticos (las orientaciones alternan entre las dos posibles) o isotácticos (la orientación es la misma para todos los monómeros). El uso de condiciones controladas, y especialmente el uso de catalizadores quirales (catalizadores Ziegler-Natta), permite obtener preferentemente un tipo u otro de polímero.