

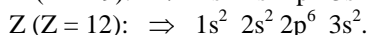
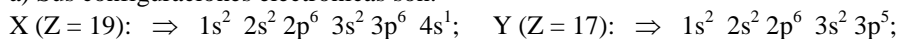
OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Dados los elementos X, Y y Z, cuyos números atómicos son, respectivamente, 19, 17 y 12, indica razonando la respuesta:

- La estructura electrónica de sus respectivos estados fundamentales y a qué grupo pertenecen.
- Tipo de enlace cuando se unen X e Y, y cuando se unen entre sí átomos de Z.
- El elemento de menor potencial de ionización.

Solución:

a) Sus configuraciones electrónicas son:



El elemento X pertenece al período 4º (número cuántico principal **n** de la capa de valencia que es el que determina el período), grupo 1 (número de electrones s de la capa de valencia); el elemento Y se encuentra situado en el período 3º ($n = 3$), grupo 17 (12 + número de electrones p de la capa de valencia), y el Z al período 3º ($n = 3$), grupo 2 (2 electrones s en su capa de valencia).

b) Por ser X un metal alcalino (K) y el Y un no metal halógeno, el enlace que se produce entre ellos, después de transformarse en los correspondientes iones K^+ y Cl^- , es el iónico. Cuando se unen dos átomos de Z, no metal con la misma electronegatividad, se forma un enlace covalente compartiendo los dos átomos el par de electrones del enlace. El par de electrones se encuentra equidistante de los núcleos.

c) Energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo gaseoso, en su estado electrónico fundamental y neutro, para arrancarle un electrón de su último nivel energético y formar un ión monopositivo, también en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental.

Para los elementos de un mismo período, al ir incrementándose la carga nuclear conforme se avanza hacia la derecha, e ir llenándose el mismo nivel energético con el electrón que se adiciona, crece la fuerza atractiva núcleo-electrón más externo, y en consecuencia, la energía de ionización.

Al bajar en un grupo crece la carga nuclear, pero al ir situándose el electrón que se adiciona en un nivel energético cada vez más alejado del núcleo, la fuerza atractiva núcleo-electrón más externo se va haciendo menor y, por tanto, en este sentido va disminuyendo la energía de ionización.

De lo expuesto se deduce que el elemento X, por ser el que se encuentra más bajo en su columna y tener su electrón menos fuertemente retenido por el núcleo, es el de menor potencial de ionización.

PROBLEMA 1.- En una cuba electrolítica se hace pasar una corriente de 0,7 A a través de un litro de disolución de $AgNO_3$, 0,15 M durante 3 horas.

- ¿Cuál es el peso de plata metálica depositada en el cátodo? ¿Cuál es la concentración de ión plata que queda finalmente en la disolución?
- Si en el ánodo se desprende oxígeno, dibuja el esquema de la cuba, el sentido de la corriente y calcula cuál es el volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, que se desprende durante el proceso.

DATOS: $A_r (Ag) = 107,8 \text{ u}$; $1 F = 96500 \text{ C}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1}$.

Solución:

a) La sal se encuentra totalmente disociada en sus iones Ag^+ y NO_3^- , siendo los iones Ag^+ los que se reducen en el electrodo de plata que actúa de cátodo, según la semirreacción:

Cátodo: $Ag^+ + 1 e^- \rightarrow Ag$, lo que significa, que para que se deposite 1 mol de átomos plata o 1 equivalente gramo de plata, es decir, 108 g se necesita que circule por la disolución 1 mol de electrones o lo que es lo mismo 1 faraday (96500 C).

Aplicando la ecuación más adecuada de las leyes de Faraday, sustituyendo las variables por sus valores y operando, se obtiene la masa de plata depositada:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot 96500} = \frac{108 \text{ g} \cdot 0,7 \text{ A} \cdot 10800 \text{ s}}{1 \cdot 96500 \text{ C}} = 8,46 \text{ g de Ag}.$$

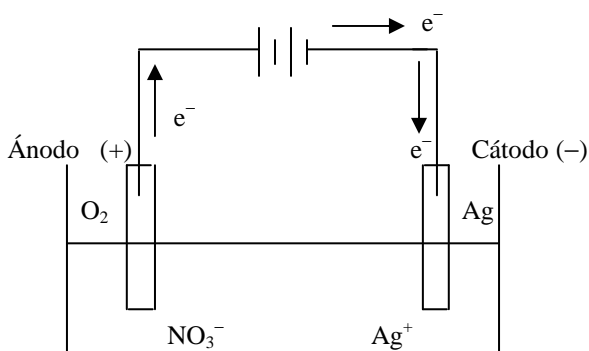
En el litro de disolución hay 0,15 moles de iones Ag^+ disueltos, correspondiéndoles una masa:

$0,15 \text{ mol Ag}^+ \cdot \frac{108 \text{ g Ag}^+}{1 \text{ mol Ag}^+} = 16,2 \text{ g Ag}^+$ y después de la electrólisis quedan en disolución $16,2 - 8,46 = 7,74 \text{ g Ag}^+$, que por encontrarse disueltos en el mismo volumen de disolución, le corresponde

una concentración:
$$[\text{Ag}^+] = \frac{\text{moles Ag}^+}{\text{litro disolución}} = \frac{7,74 \text{ g}}{108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,072 \text{ M}.$$

b) En el ánodo, polo positivo, se produce la oxidación del oxígeno según la semirreacción:
 $2 \text{H}_2\text{O} - 4 \text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}^+$, siendo la masa de oxígeno desprendido, para la intensidad de corriente que circula por la disolución: $m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{32 \text{ g} \cdot 0,7 \text{ A} \cdot 10800 \text{ s}}{4 \cdot 96500 \text{ C}} = 0,626 \text{ g}$; y el volumen que ocupa en condiciones normales es:

$$P \cdot V = \frac{a}{M(\text{O}_2)} \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{a \cdot R \cdot T}{M(\text{O}_2) \cdot P} = \frac{0,626 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1 \text{ atm}} = 0,439 \text{ L}.$$



Resultado: a) a = 8,46 g Ag; [Ag⁺] = 0,072 M; b) V = 0,439 L.

CUESTIÓN 2.- En la reacción $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$, el nitrógeno reacciona a una velocidad de 0,5 M/min:

- Indica la expresión de la velocidad de reacción y determina cuál es la velocidad de formación de NH_3 y la de desaparición de H_2 .
- Sabiendo que en un recipiente de 2 L, a 500 K, se tienen 2 moles de N_2 , 3 moles de H_2 y 2 moles de NH_3 , y que la constante de equilibrio para esta reacción es de $0,9 \text{ M}^{-2}$. ¿Podría indicar si el sistema está en equilibrio y, si no lo está, cuál es el sentido de la reacción en ese momento?

Solución:

a) La velocidad de reacción es la rapidez con la que desaparecen los reactivos o se forman los productos de la reacción. En general, la expresión de la velocidad para la reacción propuesta es:

$$v = k \cdot [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3, \text{ y en función de reactivos y productos, } v = -\frac{\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{H}_2]}{3 \cdot \Delta t} = \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{2 \cdot \Delta t}.$$

De la ecuación química se deduce que, por cada mol de nitrógeno que se consume se forman 2 moles de amoníaco, por lo que, la velocidad de reacción del nitrógeno será dos veces menor que la del amoníaco, luego:

$$2 \cdot \frac{\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} \text{ o lo que es lo mismo, } 2 \cdot v_{\text{N}_2} = v_{\text{NH}_3}$$

Sustituyendo valores en la expresión anterior y operando, sale para la velocidad de formación del

$$\text{NH}_3: v_{\text{NH}_3} = 2 \cdot v_{\text{N}_2} = 2 \cdot 0,5 \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}{\text{min}} \cdot \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = 0,0167 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}.$$

Del mismo modo, como por cada mol de nitrógeno que desaparece se consumen 3 de hidrógeno, la velocidad de reacción del nitrógeno será 3 veces inferior a la del hidrógeno, es decir:

$$\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = 3 \cdot \frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} \text{ o lo que es lo mismo, } v_{H_2} = 3 \cdot v_{N_2}$$

Sustituyendo valores y operando, sale para la velocidad de reacción del hidrógeno:

$$v_{H_2} = 3 \cdot v_{N_2} = 3 \cdot 0,5 \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}{\text{min}} \cdot \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = 0,025 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

b) Para determinar si la reacción se encuentra en equilibrio para las concentraciones dadas de cada especie, se halla el cociente de reacción, y si es distinto de la constante de equilibrio indica que el sistema evolucionará hacia uno de los sentidos, dependiendo de que Q_c sea menor o mayor que K_c .

$$Q = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = \frac{\frac{2^2 \text{ moles}^2}{2^2 \cancel{\text{L}^2}}}{\frac{2 \text{ moles}}{2 \text{ L}} \cdot \frac{3^3 \text{ moles}^3}{2^3 \text{ L}^3}} = \frac{2^3 \text{ L}^2}{3^3 \text{ moles}^2} = 0,296 \text{ L}^2 \cdot \text{moles}^{-2}$$

de K_c , el sistema no está en equilibrio, evolucionando hacia la formación de más NH_3 para alcanzar el equilibrio.

Resultado: a) $v(NH_3) = 1,67 \cdot 10^{-2} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$; $v(H_2) = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$; b) No; hacia derecha.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Se supone que los sólidos cristalinos siguientes, en cada uno de los grupos, cristalizan en el mismo tipo de red: 1) NaF; KF; LiF. 2) NaF; NaCl; NaBr.

Indica, razonando las respuestas:

- El compuesto con mayor energía de red de cada uno de los grupos.
- El compuesto con menor punto de fusión en cada uno de los grupos.

Solución:

a) La energía de red de los compuestos cristalinos es directamente proporcional a la carga de los iones e inversamente proporcional a sus radios. Por tanto, en el grupo 1), al ser la carga de los iones ± 1 , y estar formados por el ión común F^- , el compuesto con mayor energía de red es el que contiene el ión de menor radio, el LiF; y para el grupo 2), con el ión común Na^+ y misma carga iónica ± 1 , el compuesto con mayor energía de red es el que contiene el ión de menor radio, el NaF.

b) Como fundir un compuesto iónico es destruir su red cristalina, de lo expuesto en el apartado anterior se deduce que, el de menor punto de fusión es el que posee una menor energía de red, el KF para el grupo 1), y el NaBr para el segundo.

CUESTIÓN 2.- En disolución acuosa, en medio ácido, el permanganato de potasio reacciona con peróxido de hidrógeno para dar iones manganeso (II), oxígeno y agua.

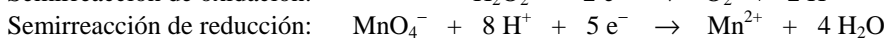
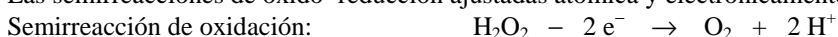
- Ajusta la reacción por el método del ión-electrón e indica quién es el oxidante y quién el reductor.
- Calcula el número de moles de permanganato de potasio necesarios para obtener 2 L de oxígeno medidos en condiciones normales.

Solución:

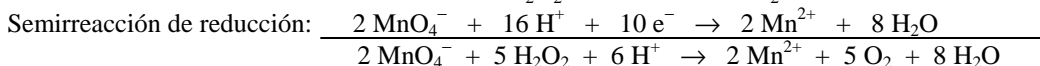
a) La ecuación molecular de la reacción es:



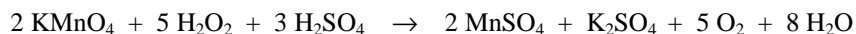
Las semirreacciones de oxidación-reducción ajustadas atómica y electrónicamente son:



Sumando ambas semirreacciones, después de multiplicar la primera por 5 y la segunda por 2, para eliminar los electrones ganados y perdidos por el permanganato y el agua oxigenada:



y llevando estos coeficientes a la ecuación molecular:



El oxidante es el permanganato de potasio, y el reductor el agua oxigenada.

b) Los moles de oxígeno correspondiente a los 2 L son:

$$2 \text{ L O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ L O}_2} = 0,09 \text{ moles, y como por cada 2 moles de KMnO}_4 \text{ se obtienen 5 moles de}$$

O₂, los moles de KMnO₄ que se necesitan para obtener los 0,09 moles de O₂ son:

$$0,09 \text{ moles O}_2 \cdot \frac{2 \text{ moles KMnO}_4}{5 \text{ moles O}_2} = 0,036 \text{ moles KMnO}_4.$$

Resultado: b) 0,036 moles KMnO₄.

PROBLEMA 3.- En la determinación de la concentración de una disolución de hidróxido de calcio se utilizó una disolución de ácido clorhídrico de densidad 1,032 g/mL y que contiene un 8 % en peso. Se necesitan 17,6 mL de la disolución de ácido clorhídrico para neutralizar 25 mL de la disolución de hidróxido de calcio. Calcula:

a) El número de equivalentes de ácido clorhídrico empleados.

b) La molaridad de la disolución de hidróxido de calcio.

c) La masa de hidróxido de calcio presente en la disolución expresada en gramos.

DATOS: A_r (Cl) = 35,5 u; A_r (O) = 16 u; A_r (Ca) = 40 u; A_r (H) = 1 u.

Solución:

$$M [\text{Ca}(\text{OH})_2] = 74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

a) La concentración de la disolución de ácido HCl es:

$$1,032 \frac{\text{g disolución}}{\text{mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{8 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 2,26 \text{ M}.$$

Por ser el HCl un ácido monoprótico, la normalidad es igual a la molaridad, siendo los moles, y en consecuencia los equivalentes, consumidos: $n = M \cdot V = 2,26 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,0176 \text{ L} = 0,04 \text{ moles}.$

b) La reacción de neutralización es: $2 \text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}.$

En ella se aprecia que por cada mol de Ca(OH)₂ se gastan 2 moles de HCl, siendo los moles de Ca(OH)₂ que se neutralizan: $0,04 \text{ moles HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ moles HCl}} = 0,02 \text{ moles de Ca}(\text{OH})_2,$ que por estar

disueltos en 0,025 L, proporciona a su disolución la concentración: $M = \frac{\text{moles}}{\text{litros disolución}} = 0,8 \text{ M}.$

c) Al encontrarse disueltos 0,02 moles de Ca(OH)₂, los gramos de base presentes en la disolución

$$\text{son: } n = 0,02 \text{ moles Ca}(\text{OH})_2 \cdot \frac{74 \text{ g Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2} = 1,48 \text{ g Ca}(\text{OH})_2.$$

Resultado: a) 0,04 eq; b) M Ca(OH)₂ = 0,8 M; c) 1,48 g Ca(OH)₂.