

OPCIÓN A

CUESTIÓN 2.- Sean los elementos cuyas configuraciones electrónicas son: A: $1s^2 2s^2$; B: $1s^2 2s^2 2p^1$; C: $1s^2 2s^2 2p^5$. Justifica cuál de ellos tiene:

- a) Menor radio.
- b) Mayor energía de ionización.
- c) Menor electronegatividad.

Solución:

a) Los elementos a cuyos átomos corresponden las configuraciones electrónicas son berilio, Be, boro, B, carbono, C y flúor, F, que se encuentran en el mismo período de la tabla periódica, el 2.

El radio atómico es una propiedad periódica que disminuye al avanzar en un período de izquierda a derecha. La razón se encuentra que al avanzar en el período crece la carga nuclear, y el electrón diferenciador se sitúa en el mismo nivel energético, por lo que la fuerza atractiva núcleo-electrón diferenciador va creciendo y ello provoca una contracción del volumen atómico y, en consecuencia, una disminución del radio atómico. Luego, el elemento de menor radio atómico es el flúor, F.

b) Energía o potencial de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle un electrón y convertirlo en ión monopositivo en el mismo estado gaseoso y fundamental. En los períodos esta propiedad aumenta al avanzar en él debido a que el electrón más externos, por situarse en el mismo nivel energético y aumentar la carga nuclear del átomo, es más fuertemente atraído por el núcleo y se necesita aplicar más cantidad de energía para arrancarlo. Luego, el de mayor potencial de ionización es el flúor, F.

c) La electronegatividad mide la tendencia de un átomo de atraer hacia sí el par de electrones del enlace covalente que lo une a otro átomo. Esta propiedad aumenta al avanzar en un período y disminuye al descender en un grupo, por lo que el elemento de menor electronegatividad es el berilio, Be.:

PROBLEMA 1.- Se añade el mismo número de moles de CO_2 que de H_2 en un recipiente cerrado de 2 L de capacidad que se encuentra a 1.259 K, estableciéndose el siguiente equilibrio:



Una vez alcanzado el equilibrio, la concentración de CO es 0,16 M y el valor de K_c es 1,58.

Calcula:

a) La concentración del resto de los gases en el equilibrio.

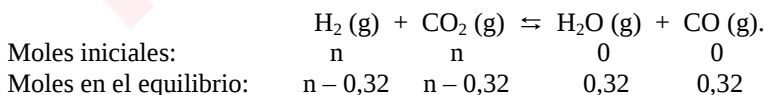
b) La presión total del sistema en el equilibrio.

DATOS: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

a) Al ser la concentración de CO en el equilibrio 0,16 M, los moles contenidos son:

$n(\text{CO}) = M \cdot V = 0,16 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 2 \text{ L} = 0,32 \text{ moles}$, y llamando n a los moles iniciales de H_2 y CO_2 que se introducen, los moles al inicio y en el equilibrio de cada uno de los gases son:



La concentración de cada gas en el equilibrio es:

$$[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = \frac{n - 0,32}{2} \text{ M}; \quad [\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}] = \frac{0,32}{2} \text{ M}; \text{ y llevando estos valores a la constante de}$$

equilibrio y operando, se tiene:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}]}{[\text{H}_2] \cdot [\text{CO}_2]} \Rightarrow 1,58 = \frac{(0,32 / 2)^2}{[(n - 0,32) / 2]^2} \Rightarrow \sqrt{1,58} = \frac{0,32}{n - 0,32} \Rightarrow n = \frac{0,32 + 0,32}{1,257} = 0,51 \text{ moles}.$$

Luego, la concentración de cada especie en el equilibrio es:

$$[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = \frac{0,51 - 0,32}{2} = 0,095 \text{ M}; \quad [\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}] = \frac{0,32}{2} = 0,16 \text{ M}.$$

b) Los moles de cada gas en el equilibrio son: $n(\text{H}_2) = n(\text{CO}_2) = 0,51 - 0,32 = 0,19 \text{ moles}$;

$n'(\text{H}_2\text{O}) = n'(\text{CO}) = 0,32$ moles, y los moles totales: $n_t = 0,19 + 0,19 + 0,32 + 0,32 = 1,02$ moles, siendo la presión total que ejercen en el interior del recipiente:

$$P_t = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,02 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1.259 \text{ K}}{2 \text{ L}} = 52,65 \text{ atm.}$$

Resultado: a) $[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = 0,095 \text{ M}$; $[\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}] = 0,16 \text{ M}$; b) $P_t = 52,65 \text{ atm}$.

PROBLEMA 2.- Se lleva a cabo la electrólisis de ZnBr_2 fundido.

a) Calcula cuanto tiempo tardará en depositarse 1 g de Zn si la corriente es de 10 A.

b) Si se utiliza la misma intensidad de corriente en la electrólisis de una sal fundida de vanadio y se deposita 3,8 g de ese metal en 1 h, ¿cuál será la carga del ión vanadio en esta sal?

DATOS: $F = 96.500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; $A_r(\text{Zn}) = 65,4 \text{ u}$; $A_r(\text{V}) = 50,9 \text{ u}$.

Solución:

a) A partir de la ecuación deducida de las leyes de Faraday, se obtiene el tiempo que se necesita para depositar en el cátodo 1 g de cinc. La semirreacción de reducción es: $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$.

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} \Rightarrow t = \frac{m \cdot z \cdot F}{M \cdot I} = \frac{1 \text{ g} \cdot 2 \cdot 96.500 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}}{65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 10 \text{ A}} = 295,11 \text{ s} = 4,92 \text{ minutos.}$$

b) Utilizando la misma expresión anterior, despejando z , sustituyendo valores y operando se determina la carga del ión vanadio: $m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} \Rightarrow z = \frac{M \cdot I \cdot t}{m \cdot F} = \frac{50,9 \text{ g} \cdot 10 \text{ A} \cdot 3.600 \text{ s}}{3,8 \text{ g} \cdot 96.500 \text{ A} \cdot \text{s}} = + 5.$

Resultado: a) $t = 295,11 \text{ s} = 4,92 \text{ minutos}$; b) La carga de ión vanadio es + 5.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 2.- La configuración electrónica del último nivel energético de un elemento es $4 \text{ s}^2 4 \text{ p}^3$. De acuerdo con este dato:

a) Deduce, justificadamente, la situación de dicho elemento en la tabla periódica.

b) Escribe una de las posibles combinaciones de números cuánticos para su electrón diferenciador.

c) Indica, justificadamente, dos posibles estados de oxidación de este elemento.

Solución:

a) Al ser n el número cuántico principal del último nivel energético del elemento y tener el valor 4, ello pone de manifiesto que dicho elemento se ubica en el 4º período, y al tener 3 electrones en el orbital 4p, se sitúa en el grupo 15. Se trata del elemento arsénico, As.

b) El electrón diferenciador es el último de los situados en los orbitales 4p, y una de las posibles combinaciones de números cuánticos para dicho electrón es: $(4, 1, -1, +\frac{1}{2})$.

c) Uno de los posibles estados de oxidación es el que adquiere el átomo al ganar tres electrones para completa su octeto, es decir, para adquirir configuración electrónica de gas noble, siendo su estado de oxidación - 3.

Otro posible estado de oxidación es el que adquiriría al perder los tres electrones 4p, siendo + 3 su nuevo estado de oxidación.

PROBLEMA 1.- Una disolución acuosa de hidróxido de potasio (KOH) de uso industrial tiene una composición del 40 % en masa y una densidad de $1,515 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Determina, basándote en las reacciones químicas correspondientes:

a) Molaridad de la disolución y el volumen necesario para preparar 10 L de disolución acuosa de pH = 13.

b) El volumen de una disolución de ácido perclórico, HClO_4 , 2 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución de KOH de uso industrial.

DATOS: $A_r(\text{K}) = 39 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución:

a) Considerando un litro de disolución, su concentración molar es:

$$1,515 \frac{g \text{ disolución}}{mL \text{ disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{L \text{ disolución}} \cdot \frac{40 \text{ g KOH}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}} = 10,82 \text{ M.}$$

Si el pH de la disolución a preparar es 13, su pOH será $14 - 13 = 1$, por lo que la concentración de iones hidróxidos es $[\text{OH}^-] = 10^{-1} = 0,1 \text{ M}$, y los moles de soluto contenidos en la disolución serán: $n = M \cdot V = 0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 10 \text{ L} = 1 \text{ mol de KOH}$. Luego, de la definición de molaridad, despejando el volumen, sustituyendo valores y operando, se tiene su valor:

$$M = \frac{\text{moles}}{V} \Rightarrow V = \frac{\text{moles}}{M} = \frac{1 \text{ mol}}{10,82 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,092 \text{ L} = 92 \text{ mL.}$$

b) La reacción de neutralización es: $\text{KOH} + \text{HClO}_4 \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$, y se pone de manifiesto que la estequiometría de la reacción es 1 a 1, es decir, un mol de base se neutraliza con un mol de ácido.

Luego, determinando los moles de base que se utilizan se conocen los moles de ácido a utilizar, y operando como en el caso anterior, se obtiene el volumen de disolución de ácido a utilizar.

Moles de base: $n(\text{KOH}) = M \cdot V = 10,82 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,050 \text{ L} = 0,541 \text{ moles}$, que son los que hay que utilizar de ácido y que se encuentran contenidos en el volumen de disolución:

$$V = \frac{\text{moles}}{M} = \frac{0,541 \text{ moles}}{2 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,271 \text{ L} = 271 \text{ mL.}$$

Resultado: a) $[\text{KOH}] = 10,82 \text{ M}$; $V = 92 \text{ mL}$; b) $V(\text{HClO}_4) = 271 \text{ mL}$.

PROBLEMA 2.- El permanganato de potasio, KMnO_4 , en medio ácido sulfúrico, H_2SO_4 , reacciona con peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) H_2O_2 , dando lugar a sulfato de manganeso (II), oxígeno molecular, sulfato de potasio y agua.

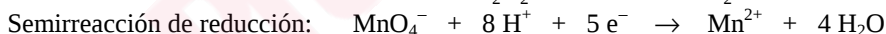
a) Ajusta la ecuación iónica por el método del ión-electrón.

**b) Que volumen de O_2 medido a 900 mm Hg y 80 °C se obtiene a partir de 100 g de KMnO_4 .
DATOS: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $A_r(\text{Mn}) = 55 \text{ u}$; $A_r(\text{K}) = 39 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.**

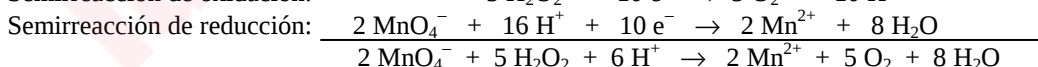
Solución:

a) El manganeso del permanganato reduce su número de oxidación de +7 a +2, mientras que el oxígeno del peróxido de hidrógeno oxida su número de oxidación de -1 a -2.

Las semirreacciones de oxido-reducción son:



Sumando ambas semirreacciones, después de multiplicar la primera por 5 y la segunda por 2, se eliminan los electrones ganados y perdidos por el permanganato y el agua oxigenada, quedando la ecuación iónica ajustada:



y llevando estos coeficientes a la ecuación molecular:



b) Multiplicando los gramos de KMnO_4 por su factor de conversión y la relación molar O_2 - KMnO_4 (5 a 2) según se desprende de la estequiometría de la reacción, se calculan los moles de oxígeno que se obtienen, y aplicando a estos la ecuación de estado de los gases ideales se halla el volumen.

$$100 \text{ g KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{158 \text{ g KMnO}_4} \cdot \frac{5 \text{ moles O}_2}{2 \text{ moles KMnO}_4} = 1,58 \text{ moles O}_2.$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,58 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 353 \text{ K}}{\frac{900}{760} \text{ atm}} = 38,6 \text{ L.}$$

Resultado: b) $V(\text{O}_2) = 38,6 \text{ L}$.