

BLOQUE PRIMERO.-

CUESTIÓN 1.- Para dos elementos A y B con números atómicos 12 y 17, respectivamente, indica:

- La configuración electrónica de cada uno de ellos.
- El elemento de mayor energía de ionización. Justifica la respuesta.
- La fórmula del compuesto que se forma entre ambos elementos y el tipo de enlace que presentan al unirse. Justifica la respuesta.

Solución:



b) La energía de ionización es una propiedad periódica que aumenta al avanzar en un período. La razón se encuentra en que al avanzar en el período, aumenta la carga nuclear y aumenta la fuerza atractiva sobre el último electrón, que se va situando en el mismo nivel energético, y esto se traduce en la necesidad de incrementar la energía suministrada para ionizar un átomo, es decir, aumenta la energía de ionización y es el elemento B el de mayor energía de ionización por encontrarse más a la derecha en el mismo período, el 3°.

c) Al tratarse de un metal alcalinotérreo y un halógeno la fórmula del compuesto que forman es AB_2 . Este compuesto se produce al perder los átomos del elemento A los dos electrones de su capa de valencia para formar el catión A^{2+} , y aceptar los dos átomos del elemento B para formar los aniones B^- , apareciendo entre los cationes y aniones una atracción electrostática que constituye lo que se llama enlace iónico.

CUESTIÓN 3.- Dada la siguiente reacción en disolución acuosa:

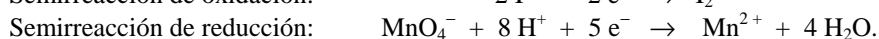


- Ajusta la reacción, en forma molecular, por el método del ión-electrón.
- Calcula los litros de disolución 2 M de KMnO_4 necesarios para obtener 1 kg de I_2 .

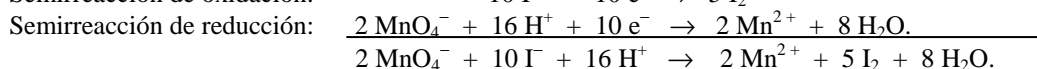
DATOS: $A_r(\text{I}) = 126,9 \text{ u}$.

Solución:

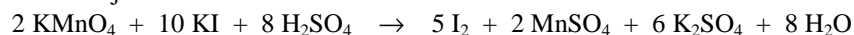
a) Las semirreacciones de oxidación-reducción son:



Por ser distintos los electrones de cada semirreacción, se multiplica cada una por el coeficiente de los electrones de la otra para igualarlos, se suman para eliminarlos y aparece la ecuación iónica ajustada:



Sustituyendo los coeficientes de la ecuación iónica en la ecuación molecular, teniendo presente que los 16 protones equivalen a 8 moléculas de ácido sulfúrico, y ajustando los átomos de potasio, queda la reacción molecular ajustada:



b) De la estequiometría de la reacción se determinan los moles necesarios de permanganato, y de la definición de molaridad el volumen de disolución:

$$1 \text{ kg I}_2 \cdot \frac{1000 \text{ g I}_2}{1 \text{ kg I}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{254 \text{ g I}_2} \cdot \frac{2 \text{ moles KMnO}_4}{5 \text{ moles I}_2} = 1,57 \text{ moles KMnO}_4.$$

De la expresión de molaridad se despeja el volumen, se sustituyen las variables conocidas por sus valores y se opera, obteniéndose:

$$M = \frac{n(\text{moles})}{V(\text{L})} \Rightarrow V = \frac{n(\text{moles})}{M(\text{moles} \cdot \text{L}^{-1})} = \frac{1,57 \text{ moles}}{2 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,785 \text{ L} = 785 \text{ mL}.$$

Resultado: b) V = 0,785 L.

CUESTIÓN 5.- Para cada uno de los siguientes pares, justifica qué disolución acuosa 0,1 M tiene un pH más alto:

- a) NH_4Cl y NH_3 , b) NaCH_3COO y NaCl . c) K_2CO_3 y Na_2CO_3 .

Solución:

a) La sal NH_4Cl se encuentra totalmente disociada en disolución, y el catión NH_4^+ se hidroliza por ser el ácido conjugado, de fuerza media, de la base débil NH_3 , siendo la reacción de hidrólisis:

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, y como este proceso produce iones hidronio, mientras que la disolución de NH_3 genera iones hidróxidos, OH^- , por ser una base débil, se deduce que la disolución 0,1 M de NH_3 es la que presenta un pH más alto.

b) Ambas sales se encuentran totalmente disueltas en disolución, pero los iones Na^+ y Cl^- , ácido y base conjugados muy débiles de la base y ácido muy fuertes NaOH y HCl , no sufren hidrólisis y por ello su disolución tiene un pH 7, mientras que el anión CH_3COO^- , base conjugada de fuerza mediana del ácido débil CH_3COOH , sufre hidrólisis según la ecuación: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$, con producción de iones OH^- , lo que incrementa el pH de la disolución a un valor superior a 7, por lo que la disolución de la sal CH_3COONa es la de mayor pH.

c) Ambas sales, igual que en los casos anteriores, están en disolución totalmente ionizadas, y sólo el anión CO_3^{2-} , base conjugada de fuerza media del ácido débil H_2CO_3 sufre hidrólisis, y como este anión es el que se encuentra en las dos disoluciones, el pH de las mismas es idéntico.

BLOQUE SEGUNDO.-

PROBLEMA 1.- A una determinada temperatura, en estado gaseoso, el cloro reacciona con tricloruro de fósforo para formar pentacloruro de fósforo: $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{PCl}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_5(\text{g})$.

En un recipiente de 2 L, una mezcla de las tres especies en equilibrio contiene 132 g de PCl_3 , 56,8 g de Cl_2 y 10,4 g de PCl_5 .

- a) **Calcula la constante de equilibrio K_c a esta temperatura.**
 b) **Explica si con estos datos se puede calcular la K_p de este equilibrio.**
 c) **Calcula la nueva composición en el equilibrio si el volumen se reduce a la mitad.**

DATOS: $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$; $A_r(\text{P}) = 31 \text{ u}$.

Solución:

a) Los moles de cada sustancia en el equilibrio son: $n(\text{PCl}_3) = \frac{132 \text{ g}}{137,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,96 \text{ moles}$;

$n(\text{Cl}_2) = \frac{56,8 \text{ g}}{71 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,8 \text{ moles}$;

$n(\text{PCl}_5) = \frac{10,4 \text{ g}}{208,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,05 \text{ moles}$, y sus

concentraciones: $[\text{PCl}_3] = \frac{0,96 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,48 \text{ M}$;

$[\text{Cl}_2] = \frac{0,8 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,4 \text{ M}$;

$[\text{PCl}_5] = \frac{0,05 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,025 \text{ M}$, y llevando estos valores a la constante de equilibrio K_c y operando:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_5]}{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]} = \frac{0,025 \text{ M}}{0,48 \text{ M} \cdot 0,4 \text{ M}} = 0,13 \text{ M}^{-1}.$$

b) Al ser la relación entre las constantes de equilibrio: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$, y no conocerse la temperatura a la que se establece el equilibrio, no se puede determinar el valor de K_p de esta relación, ni tampoco a partir de las presiones parciales por desconocerse la presión en el equilibrio y no poderse obtener a partir de la ecuación de estado de los gases ideales.

c) Si el volumen se reduce a la mitad, esta disminución de la capacidad hace que sea menor el número de moles que pueden albergarse en el volumen, por lo que el equilibrio se desplaza hacia la

derecha, hacia la formación de PCl_5 . Siendo x los moles de cloro y tricloruro de fósforo que reaccionan para formar x moles de pentacloruro de fósforo, los moles de las distintas especies en el nuevo equilibrio, que coinciden con la concentración al ser el nuevo volumen del recipiente de 1 L, son:

$$\text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{PCl}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_5 (\text{g})$$

Moles en el equilibrio: $0,8 - x \quad 0,96 - x \quad 0,05 + x$

que llevados a la constante de equilibrio (son sus concentraciones) y resolviendo la ecuación de segundo grado que resulta:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_5]}{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]} \Rightarrow 0,13 = \frac{0,05 + x}{(0,8 - x) \cdot (0,96 - x)} \Rightarrow 0,13 \cdot x^2 - 1,229 \cdot x + 0,05 = 0, \text{ que resuelta}$$

da la solución válida $x = 0,042$ moles, siendo los moles y molaridad de cada componente en el equilibrio:
 $n(\text{PCl}_3) = [\text{PCl}_3] = 0,96 - 0,042 = 0,918$ moles o M; $n(\text{Cl}_2) = [\text{Cl}_2] = 0,8 - 0,042 = 0,758$ moles o M;
 $n(\text{PCl}_5) = [\text{PCl}_5] = 0,05 + 0,042 = 0,092$ moles o M.

Resultado: a) $K_c = 0,13 \text{ M}^{-1}$; b) No; c) $[\text{PCl}_3] = 0,918 \text{ M}$; $[\text{Cl}_2] = 0,758 \text{ M}$; $[\text{PCl}_5] = 0,092 \text{ M}$.

PROBLEMA 3.- Las entalpías de formación estándar del CO_2 , H_2O y C_3H_8 son, respectivamente, $-393,5$; $-285,8$; $-103,852 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Escribe la reacción de combustión de propano.
- Calcula la entalpía estándar de combustión del propano.
- Determina la masa de este gas necesaria para obtener 1000 kg de óxido de calcio por descomposición térmica del carbonato de calcio si:



DATOS: $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{Ca}) = 40 \text{ u}$.

Solución:

a) La reacción de combustión del propano es: $\text{C}_3\text{H}_8 (\text{g}) + 5 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 3 \text{CO}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$.

b) La entalpía de combustión del propano se determina por la expresión:

$$\Delta H_c = \sum a \cdot \Delta H_{\text{formación productos}} - \sum b \cdot \Delta H_{\text{formación reactivos}}$$

$$\Delta H_c = [3 \cdot (-393,5) + 4 \cdot (-285,8) - (-103,852)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -2.219,848 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

c) Los moles de CaO que se quieren obtener son:

$$1000 \text{ kg CaO} \cdot \frac{1000 \text{ g CaO}}{1 \text{ kg CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56 \text{ g CaO}} \cdot \frac{178,1 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CaO}} = 3180357,14 \text{ kJ}, \text{ siendo necesario para}$$

lograr esta energía, combustionar los moles de propano:

$$3180357,14 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{2219,848 \text{ kJ}} = 1432,69 \text{ moles de C}_3\text{H}_8, \text{ a los que corresponde la masa:}$$

$$1432,69 \text{ moles C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{44 \text{ g C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 63.038,36 \text{ gramos de C}_3\text{H}_8.$$

Resultado: b) $\Delta H_c = -2.219,848 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; c) $63.038,36 \text{ g C}_3\text{H}_8$.