

**SI TODOS AYUDAMOS CONSEGUIREMOS UN MUNDO MEJOR.
COLABORA, COMO PUEDES, CON UNA ONG.**

OPCIÓN A

CUESTIÓN 3.- Dada una disolución saturada de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ cuya $K_{ps} = 1,2 \cdot 10^{-11}$:

- a) Expresa el valor de K_{ps} en función de la solubilidad.**
- b) Razona como afectará a la solubilidad la adición de NaOH .**
- c) Razona como afectará a la solubilidad una disminución del pH.**

Solución:

a) El equilibrio de ionización del hidróxido es: $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^-$.

De la estequiometría del equilibrio de solubilidad se deduce que, si la solubilidad de la base en disolución es S moles $\cdot \text{L}^{-1}$, la solubilidad de los iones Mg^{2+} es S , y la de los iones OH^- es $2 \cdot S$, por lo que, la expresión del producto de solubilidad: $K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = S \cdot (2 \cdot S)^2 = 4 \cdot S^3$.

b) La adición de NaOH , base soluble, proporciona a la disolución un incremento del ión hidróxido, OH^- , lo que provoca que el equilibrio, para mantener constante el valor de K_{ps} , se desplace hacia la izquierda haciendo que disminuya la solubilidad del hidróxido y precipite parte del hidróxido poco soluble (efecto del ión común).

c) El pH de la disolución disminuye al adicionar un ácido, por lo que, los iones oxonios añadidos, H_3O^+ , reaccionan con los iones hidróxidos presentes en la disolución, OH^- , haciendo que disminuya su concentración y que el equilibrio, para mantener constante el valor de K_{ps} se desplace hacia la derecha, lo que provoca un aumento de la solubilidad del hidróxido poco soluble.

PROBLEMA 1.- 100 g de bromuro de sodio, NaBr , se tratan con ácido nítrico concentrado, HNO_3 , de densidad $1,39 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ y riqueza del 70 % en masa, hasta la reacción completa. En esta reacción se obtiene Br_2 , NO_2 y NaNO_3 y agua como productos de la reacción.

- a) Ajusta las semirreacciones de oxidación y reducción por el método del ión-electrón y ajusta tanto la reacción iónica como la molecular.**
- b) Calcula el volumen de ácido nítrico necesario para completar la reacción.**

DATOS: $A_r(\text{Br}) = 80 \text{ u}$; $A_r(\text{Na}) = 23 \text{ u}$.

Solución:

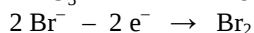
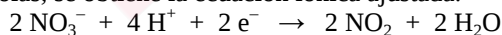
a) La reacción molecular es: $\text{NO}_3\text{H} + \text{NaBr} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Las semirreacciones de oxido-reducción, ajustadas atómica y electrónicamente son:

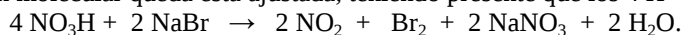
Semirreacción de reducción: $\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Semirreacción de oxidación: $2 \text{Br}^- - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Br}_2$.

Multiplicando la semirreacción de reducción por 2, para igualar los electrones intercambiados, y sumándolas, se obtiene la ecuación iónica ajustada:



$2 \text{NO}_3^- + 2 \text{Br}^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{NO}_2 + \text{Br}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Llevando estos coeficientes a la ecuación molecular queda esta ajustada, teniendo presente que los 4H^+ corresponden al HNO_3 :



b) Los moles de NaBr son: $n(\text{NaBr}) = \frac{100 \text{ g}}{103 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,97 \text{ moles}$.

La molaridad de 1 L de disolución de ácido nítrico es:

$$1,39 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot \frac{1.000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{70 \text{ g}}{100 \text{ g diso}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{63 \text{ g}} = 15,44 \text{ M}.$$

De la estequiometría de la reacción se deduce que de ácido reacciona el doble de moles que de sal, es decir, que se necesita consumir $0,97 \cdot 2 = 1,94$ moles de ácido para que la reacción sea completa, por lo que, despejando el volumen de la definición de molaridad se obtiene el valor:

$$M = \frac{\text{moles}}{V}; 15,44 \text{ M} = \frac{1,94 \text{ moles}}{V} \Rightarrow V = \frac{1,94 \text{ moles}}{15,44 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,1256 \text{ L} = 125,6 \text{ mL}.$$

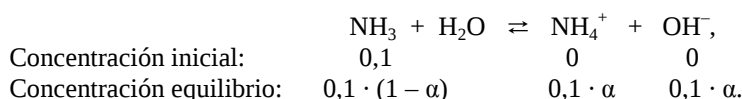
Resultado: b) V = 125,6 mL.

PROBLEMA 2.- a) A 25 °C la constante de basicidad del NH₃ es 1,8 · 10⁻⁵. Si se tiene una disolución 0,1 M calcula el grado de disociación.

b) Calcula la concentración de iones Ba²⁺ de una disolución de Ba(OH)₂ que tenga un pH = 10.

Solución:

a) Llamando α al grado de disociación del amoníaco, la concentración al inicio y en el equilibrio de las distintas especies es:



Llevando los datos de concentración a la constante de basicidad del amoníaco, despreciando α en el denominador y operando, se obtiene para el grado de ionización el valor:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1^2 \cdot \alpha^2}{0,1 \cdot (1 - \alpha)} = 0,1 \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 1,34 \cdot 10^{-2} = 0,0134.$$

b) Por ser el Ba(OH)₂ una base fuerte se encuentra muy ionizada, produciéndose doble número de moles de iones hidróxidos, OH⁻, que de iones Ba²⁺.

Ba(OH)₂ $\rightleftharpoons$ Ba²⁺ + 2 OH⁻, y por ser el pH de la disolución 10, la concentración de iones hidróxidos es: [OH⁻] = 10^{-pOH} = 10^{-(14 - pH)}} = 10^{-(14 - 10)}} = 10⁻⁴ M, y la de iones bario, Ba²⁺, la mitad, es

$$\text{decir, } [\text{Ba}^{2+}] = \frac{[\text{OH}^-]}{2} = \frac{10^{-4} \text{ M}}{2} = 5 \cdot 10^{-5} \text{ M}.$$

Resultado: a) $\alpha = 0,0134$; b) [Ba²⁺] = 5 · 10⁻⁵ M.

OPCIÓN B

PROBLEMA 1.- Una cantidad de dióxígeno ocupa un volumen de 825 mL a 27 °C y una presión de 0,8 atm. Calcula:

- a) ¿Cuántos gramos hay en la muestra?
- b) ¿Qué volumen ocupará la muestra en condiciones normales?
- c) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en la muestra?

Solución:

a) De la ecuación de estado de los gases ideales se determina los moles de dióxígeno:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,8 \text{ atm} \cdot 0,825 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} = 0,0268 \text{ moles, a los que}$$

corresponden la masa: $0,0268 \text{ moles} \cdot \frac{32 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0,8756 \text{ g O}_2$.

b) Multiplicando los moles obtenidos en el apartado anterior por 22,4 L (volumen de un mol de gas en C. N.), se halla el volumen pedido: $0,0268 \text{ moles} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 0,6 \text{ L}.$

c) Calculando el número de moléculas de O₂ en los 0,0268 moles y multiplicándolas por 2 se obtienen los átomos de la muestra:

$$0,0268 \text{ moles} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 3,23 \cdot 10^{22} \text{ átomos O}.$$

Resultado: a) 0.8756 g O₂; b) 0,6 L; c) 3,23 · 10²² átomos O.

PROBLEMA 2.- Para la reacción en equilibrio a 25 °C: $2 \text{ ICl (s)} \rightleftharpoons \text{I}_2 \text{ (s)} + \text{Cl}_2 \text{ (g)}$, $K_p = 0,24$. En un recipiente de 2 L en el que se ha hecho el vacío se introducen 2 moles de ICl (s).

- a) ¿Cuál será la concentración de $\text{Cl}_2 \text{ (g)}$ cuando se alcance el equilibrio?
b) ¿Cuántos gramos de ICl (s) quedarán en el equilibrio.

Solución:

a) De la constante K_p se determinan los moles de $\text{Cl}_2 \text{ (g)}$ en el equilibrio y de la ecuación de estado de los gases ideales su número de moles.

Por ser el Cl_2 el único gas en el equilibrio, su presión es el valor de K_p :

$K_p = P_p (\text{Cl}_2) = 0,24 \text{ atm}$. Sus moles son:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,24 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 0,0196 \text{ moles de } \text{Cl}_2,$$

siendo su concentración en el equilibrio: $[\text{Cl}_2] = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{0,0196 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 9,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

Otra forma de resolver es determinando el valor de K_c que también es el valor de la concentración de Cl_2 en el equilibrio:

De la relación entre las constantes de equilibrio se obtiene el valor de K_c :

$K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$, siendo Δn la diferencia entre la suma de los moles gaseosos de los productos y la suma de los moles gaseosos de los reactivos: $\Delta n = 1$, quedando:

$$K_c = \frac{K_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} = \frac{0,24}{(0,082 \cdot 298)^1} = 0,0098. \text{ De la expresión de } K_c \text{ se halla la concentración de } \text{Cl}_2 \text{ (g) en el equilibrio: } K_c = [\text{Cl}_2] = 0,0098 \text{ M} = 9,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}.$$

b) Los moles de cloro en el equilibrio son: $n (\text{Cl}_2) = M \cdot V = 9,8 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 2 \text{ L} = 1,96 \cdot 10^{-2} \text{ moles}$, de donde se deduce que los moles de ICl (s) en el equilibrio son:

$n (\text{ICl}) \text{ (s)} = 2 - 2 \cdot 0,0196 = 1,96 \text{ moles}$, a los que corresponden la masa:

$$1,96 \text{ moles} \cdot \frac{162,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 318,6 \text{ g ICl (s)}.$$

Resultado: a) $[\text{Cl}_2] = 9,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; b) 318,6 g ICl (s).

PROBLEMA 3.- Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la fotosíntesis según la reacción: $6 \text{ CO}_2 \text{ (g)} + 6 \text{ H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ (s)} + 6 \text{ O}_2 \text{ (g)}$.

- a) Calcula la entalpía de reacción estándar, a 25 °C, indicando si es exotérmica o endotérmica.
b) ¿Qué energía se desprende cuando se forman 500 g de glucosa a partir de sus elementos?

DATOS: $\Delta H_f^\circ [\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ (s)}] = -673,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2 \text{ (g)}] = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O (l)}] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución:

a) La reacción es: $6 \text{ CO}_2 \text{ (g)} + 6 \text{ H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ (s)} + 6 \text{ O}_2 \text{ (g)}$ $\Delta H = ?$

La entalpía se obtiene de la expresión: $\Delta H_r = \sum n \cdot \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum n \cdot \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$. Sustituyendo valores y operando resulta para la entalpía de reacción el valor:

$$\Delta H_r = [1 \text{ mol} \cdot (-673,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})] - [6 \text{ mol} \cdot (-393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 6 \text{ mol} \cdot (-285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})]$$
$$\Delta H_r = 3402,5 \text{ KJ (endotérmica)}.$$

b) Pasando los gramos a moles y multiplicando por la entalpía estándar de formación de la glucosa se obtiene la energía que se desprende en su formación: $\Delta H_f^\circ \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = -673,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, de

$$\text{donde, } 500 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{180 \text{ g}} \cdot \frac{-673,3 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = -1.870,28 \text{ kJ}.$$

Resultado: a) $\Delta H_r = 3402,5 \text{ KJ (endotérmica)}$; b) $Q = -1.870,28 \text{ kJ}$.