

OPCIÓN A

PROBLEMA 1.- A 25 °C el producto de solubilidad del yodato de bario es $6,5 \cdot 10^{-10}$. Calcula:

- La solubilidad de la sal expresada en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.
- La concentración molar de los iones yodato y la de los iones bario.
- La solubilidad de la citada sal, en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, en una disolución 0,1 M de KIO_3 a 25 °C.

DATOS: $A_r(\text{Ba}) = 137,3 \text{ u}$; $A_r(\text{I}) = 126,9 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución:

a) El equilibrio de ionización del yodato de bario es: $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2 \text{IO}_3^-$.

De la estequiometría del equilibrio de solubilidad se deduce que, si la solubilidad de la sal en disolución es S, en $\text{moles} \cdot \text{L}^{-1}$, la solubilidad de los iones Ba^{2+} es S, y la de los iones IO_3^- es $2 \cdot \text{S}$.

Del producto de solubilidad: $P_s = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{IO}_3^-]^2 = \text{S} \cdot (2 \cdot \text{S})^2 = 4 \cdot \text{S}^3$, sustituyendo las variables conocidas por sus valores, despejando S y operando:

$6,5 \cdot 10^{-10} = 4 \cdot \text{S}^3 \Rightarrow \text{S} = \sqrt[3]{\frac{6,5 \cdot 10^{-10}}{4}} = \sqrt[3]{1,625 \cdot 10^{-10}} = 1,275 \cdot 10^{-5} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$, que expresada en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, al multiplicar los moles por su factor de conversión da el valor:

$$1,275 \cdot 10^{-5} \frac{\text{moles}}{\text{L}} \cdot \frac{312,2 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

b) Conocida la solubilidad de la sal, la concentración de cada uno de los iones es:

$$[\text{Ba}^{2+}] = \text{S} = 1,275 \cdot 10^{-5} \text{ M}; \quad [\text{IO}_3^-] = 2 \cdot \text{S} = 2 \cdot 1,275 \cdot 10^{-5} = 2,55 \cdot 10^{-5} \text{ M}.$$

c) El KIO_3 , sal muy fuerte, se encuentra totalmente disociado en disolución acuosa, siendo la concentración de los iones IO_3^- 0,1 M, por lo que al disolver en ella la sal poco soluble $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$, el equilibrio de ionización, debido al efecto del ión común IO_3^- , se encuentra desplazado hacia la formación del compuesto poco soluble, lo que provoca una disminución de su producto de solubilidad.

Por ser la concentración de iones IO_3^- , procedente de la ionización del $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$, excesivamente pequeña frente a la procedente de la ionización de la sal KIO_3 0,1 M, el producto de solubilidad en este supuesto es:

$$P_s = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{IO}_3^-]^2 = \text{S} \cdot 0,1^2 \Rightarrow [\text{Ba}^{2+}] = \text{S} = \frac{P_s}{[\text{IO}_3^-]^2} = \frac{6,5 \cdot 10^{-10}}{0,1^2} = 6,5 \cdot 10^{-8} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Procediendo como en el apartado a), es decir, multiplicando la solubilidad obtenida por el factor de conversión gramos-mol de $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$, se obtiene la solubilidad en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$:

$$6,5 \cdot 10^{-8} \frac{\text{moles}}{\text{L}} \cdot \frac{312,2 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 2,03 \cdot 10^{-5} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Resultado: a) $\text{S} = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$; b) $[\text{Ba}^{2+}] = 1,275 \cdot 10^{-5} \text{ M}$; $[\text{IO}_3^-] = 2,55 \cdot 10^{-5}$; c) $\text{S} = 2,03 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

CUESTIÓN 3.- a) **Formula y nombra todas las cetonas saturadas posibles con 5 átomos de carbono.**

b) **Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos:**

perclorato de potasio;
 Cl_2O_7 ;

hidróxido de magnesio;
 NaHSO_4 ;

ácido permangánico;
 $(\text{NH}_4)_2\text{S}$;

Solución:

a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_3$ 2-pentanona; $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ 3-pentanona;
 $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CO} - \text{CH}_3$ 3-metil-2-butanona.

b) KClO_4 ; $\text{Mg}(\text{OH})_2$; HMnO_4 ; Óxido perclórico; Hidrogenosulfato de sodio;
Sulfuro de diamonio.

PROBLEMA 3.- A altas temperaturas, tanto el clorato de potasio como el perclorato de potasio se descomponen, dando lugar a la formación de cloruro de potasio y oxígeno en ambos casos. Se calientan 4 g de una mezcla de las dos sales, obteniéndose un residuo de cloruro de potasio de 2,36 g.

- a) Escribe y ajusta las reacciones de descomposición que tienen lugar.
 b) Calcula el tanto por ciento en peso de las dos sales en la mezcla de partida.

DATOS: $A_r(\text{K}) = 39 \text{ u}$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución:

a) Las reacciones de descomposición del clorato y perclorato de potasio son:



Ambas ecuaciones se ajustan por tanteo, pues al ser el número de átomos de K y Cl el mismo en ambos miembros, sólo basta ajustar el O, y como en el primer miembro hay 3 y 4 átomos mientras que en el segundo miembro hay nada más que 2 en cada ecuación, resulta fácil llegar a la conclusión de que las dos ecuaciones quedan ajustadas multiplicando ambas por 2.

b) Llamando "x" a los gramos de clorato de potasio e "y" a los de perclorato de potasio en la mezcla, los gramos de cloruro de potasio que se obtienen en función de "x" e "y" son:

$$x \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,5 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{2 \text{ moles KCl}}{2 \text{ moles KClO}_3} \cdot \frac{74,5 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 0,608 \cdot x \text{ g KCl};$$

$$y \text{ g KClO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_4}{138,5 \text{ g KClO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol KCl}}{2 \text{ mol KClO}_4} \cdot \frac{74,5 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 0,538 \cdot y \text{ g KCl}$$

Como la masa de cloruro de potasio que se obtiene es 2,36 g, y la mezcla de clorato y perclorato de potasio es 4,0 g, se establece el siguiente sistema de dos ecuaciones con dos incógnitas para calcular el valor de "x" e "y":

$$x + y = 4,0$$

$$0,608 \cdot x + 0,538 \cdot y = 2,36$$

Para resolver el sistema puede emplearse cualquier método, por ejemplo, el de sustitución, para lo que se despeja x en la primera ecuación y se sustituye su valor en la segunda, resultando:

$$x = 4,0 - y \Rightarrow 0,608 \cdot (4,0 - y) + 0,538 \cdot y = 2,36 \Rightarrow 2,432 - 0,608 \cdot y + 0,538 \cdot y = 2,36 \Rightarrow$$

$$-0,07 \cdot y = -0,072 \Rightarrow y = \frac{0,072}{0,07} = 1,03 \text{ g de KClO}_4, \text{ y el valor de x: } x = 4,0 - 1,03 = 2,97 \text{ g de KClO}_3.$$

El porcentaje de clorato de potasio y perclorato de potasio en la mezcla es:

$$\% \text{KClO}_3 = \frac{2,97 \text{ g}}{4,0 \text{ g}} \cdot 100 = 74,25 \%;$$

$$\% \text{KClO}_4 = \frac{1,03 \text{ g}}{4,0 \text{ g}} \cdot 100 = 25,75 \%.$$

Resultado: b) $\text{KClO}_3 = 74,25 \%$; $\text{KClO}_4 = 25,75 \%$.

OPCIÓN B

PROBLEMA 1.- Para el equilibrio: $\text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ $K_c = 54,8$ a una temperatura de $400 \text{ }^\circ\text{C}$.

- a) Indica el sentido en el que se desplazará el equilibrio si en un recipiente de 10 L se introducen 12,69 g de I_2 , 1,0 g de H_2 y 25,58 g de HI y se calienta a $400 \text{ }^\circ\text{C}$.
 b) Calcula las concentraciones de los tres compuestos cuando se alcanza el equilibrio a $400 \text{ }^\circ\text{C}$.
 c) Calcula el valor de K_p a la misma temperatura.

DATOS: $A_r(\text{I}) = 126,9 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

$$M(\text{I}_2) = 253,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; \quad M(\text{H}_2) = 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; \quad M(\text{HI}) = 127,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

a) Los moles de cada una de las sustancias que se introducen en el reactor son:

$$n(\text{I}_2) = 12,69 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{253,8 \text{ g I}_2} = 0,05 \text{ moles};$$

$$n(\text{H}_2) = 1,0 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} = 0,5 \text{ moles};$$

$$n(\text{HI}) = 25,58 \text{ g HI} \cdot \frac{1 \text{ mol HI}}{127,9 \text{ g HI}} = 0,2 \text{ moles.}$$

La concentración de las distintas especies en el reactor son: $[\text{I}_2] = \frac{0,05 \text{ moles}}{10 \text{ L}} = 0,005 \text{ M};$

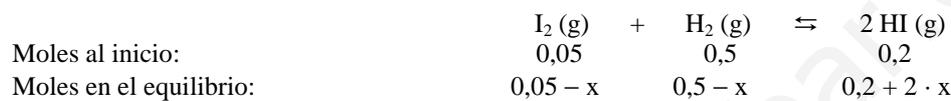
$$[\text{H}_2] = \frac{0,5 \text{ moles}}{10 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}; \quad [\text{HI}] = \frac{0,2 \text{ moles}}{10 \text{ L}} = 0,02 \text{ M.}$$

Llevando estos valores al cociente de reacción y comparando su valor con el de la constante de equilibrio K_c , se determina el sentido en el que se desplaza la reacción si Q_c es distinto de K_c .

$$Q_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{I}_2] \cdot [\text{H}_2]} = \frac{0,02^2 \text{ M}^2}{0,005 \text{ M} \cdot 0,05 \text{ M}} = 1,6, \text{ que por ser de menor valor que el de } K_c, \text{ indica que el}$$

equilibrio se desplaza hacia la derecha.

b) Llamando x a los moles de I_2 e H_2 que reaccionan se forman $2 \cdot x$ moles de HI, siendo los moles de cada una de las especies al inicio y en el equilibrio:



y llevando las concentraciones de cada especie en el equilibrio a la constante K_c y operando, se obtiene una ecuación de segundo grado:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{I}_2] \cdot [\text{H}_2]} \Rightarrow 54,8 = \frac{\left(\frac{0,2 + 2 \cdot x}{10}\right)^2 \text{ M}^2}{\left(\frac{0,05 - x}{10}\right) \text{ M} \cdot \left(\frac{0,5 - x}{10}\right) \text{ M}} = \frac{4 \cdot x^2 + 0,8 \cdot x + 0,04}{x^2 - 0,55 \cdot x + 0,025}, \text{ de donde resulta:}$$

$50,8 \cdot x^2 - 30,94 \cdot x + 1,33 = 0$, que resuelta produce los valores: $x_1 = 0,56$ moles imposible de tomar por ser un valor superior al de moles de yodo e hidrógenos introducidos, y $x_2 = 0,0466$ moles que es el valor que se acepta, siendo las concentraciones de cada especie en el equilibrio:

$$[\text{I}_2] = \frac{(0,05 - 0,0466) \text{ moles}}{10 \text{ L}} = 3,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}; \quad [\text{H}_2] = \frac{(0,5 - 0,0466) \text{ moles}}{10 \text{ L}} = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ M};$$

$$[\text{HI}] = \frac{(0,2 + 2 \cdot 0,0466) \text{ moles}}{10 \text{ L}} = 2,93 \cdot 10^{-1} \text{ M.}$$

b) La expresión que relaciona K_p y K_c es: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$, y como Δn (moles de productos de reacción menos moles de reactivos) vale cero, $(2 - 2 = 0)$ y $(R \cdot T)^0 = 1$, resulta que $K_p = K_c$, es decir, el valor de $K_p = 54,8$.

Resultado: a) $[\text{I}_2] = 3,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}; [\text{H}_2] = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ M}; [\text{HI}] = 2,93 \cdot 10^{-1} \text{ M};$ b) $K_p = 54,8$.

PROBLEMA 3.- Se disuelven 35 g de cloruro de magnesio en 250 mL de agua, resultando una disolución cuya densidad es de $1,112 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Calcula:

- La molaridad y molalidad de la disolución.
- La concentración de la disolución expresada en tanto por ciento en peso de soluto.
- La fracción molar de soluto y de disolvente.

DATOS: $A_r(\text{Mg}) = 24,3 \text{ u}; A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}; A_r(\text{O}) = 16 \text{ u. } A_r(\text{H}) = 1 \text{ u.}$

Solución:

$$M(\text{MgCl}_2) = 95,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

a) Al ser la densidad: masa de la disolución partido por el volumen de la misma, despejando de la correspondiente expresión el volumen y aplicando posteriormente la definición de molaridad se obtiene el valor de esta. Se considera la densidad del agua $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$, lo que significa que 1 mL de agua tiene de masa 1 g, por lo que los 250 mL de agua equivalen a 250 g.

$$d = \frac{\text{masa disolución}}{\text{volumen disolución}} \Rightarrow V = \frac{\text{masa}}{d} = \frac{(35 + 250) \text{ g}}{1,112 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}} = 256,3 \text{ mL}$$

$$M = \frac{\frac{g}{M(\text{MgCl}_2)}}{V(L)} = \frac{\frac{35\text{-g}}{95,3\text{-g}\cdot\text{mol}^{-1}}}{0,2563\text{ L}} = 1,43\text{ M.}$$

b) Aplicando la expresión que determina la concentración de una disolución en % en masa:

$$\% (\text{m/m}) = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de disolución}} \cdot 100 = \frac{35\text{-g}}{(250+35)\text{-g}} = 12,28\%.$$

c) Los moles de soluto y disolvente para determinar esta concentración son:

$$35\text{-g MgCl}_2 \cdot \frac{1\text{ mol MgCl}_2}{95,3\text{-g MgCl}_2} = 0,37\text{ moles MgCl}_2; \quad 250\text{-g H}_2\text{O} = \frac{1\text{ mol H}_2\text{O}}{18\text{ g H}_2\text{O}} = 13,89\text{ moles H}_2\text{O, y}$$

las fracciones molares de soluto y disolvente son:

$$\chi_{\text{MgCl}_2} = \frac{\text{moles MgCl}_2}{\text{moles H}_2\text{O} + \text{moles MgCl}_2} = \frac{0,37}{13,89 + 0,37} = 0,026;$$

$$\chi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{\text{moles H}_2\text{O}}{\text{moles H}_2\text{O} + \text{moles MgCl}_2} = \frac{13,89}{13,89 + 0,37} = 0,974.$$

Resultado: a) [MgCl₂] = 1,43 M; b) [MgCl₂] = 12,28 %; c) $\chi(\text{MgCl}_2) = 0,026$; $\chi(\text{H}_2\text{O}) = 0,974$.

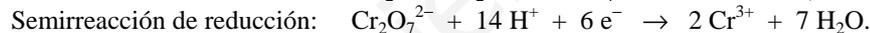
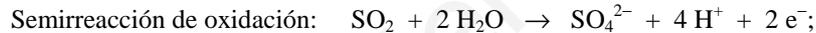
CUESTIÓN 2.- La reacción de dicromato potásico con dióxido de azufre en presencia de ácido sulfúrico da lugar a la formación de agua y sulfato doble de cromo (III) y potasio.

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

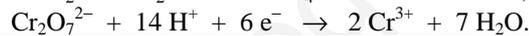
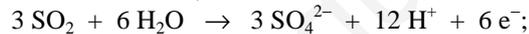
b) Indica cuál es el sistema oxidante y cuál el reductor en dicha reacción.

Solución:

a) Las semirreacciones de oxido-reducción son:



Sumando ambas semirreacciones después de multiplicar la de oxidación por 3 para así anular los electrones intercambiados, se obtiene la ecuación iónica ajustada:



$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{SO}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$, y llevando estos coeficientes a la ecuación molecular queda esta ajustada: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$

b) El dicromato de potasio es el sistema oxidante por ser el que provoca la oxidación del dióxido de azufre, reduciéndose él a ión cromo (III); mientras que el dióxido de azufre es el sistema reductor por ser el causante de la reducción del dicromato de potasio, oxidándose él a ión sulfato.