

Cinética. Equilibrios (2025-2017)

Problemas resueltos

(Oviedo. 2024-2025/ Junio.3)

Calcule la constante de equilibrio K_c de la reacción $H_2(g) + I_2(g) \longleftrightarrow 2 \, HI(g)$, a una temperatura T, sabiendo que al mezclar, a esa temperatura y $V_{tot,eq}$ =1,00 L, 1,00 mol de $H_2(g)$ y 1,00 mol de $I_2(g)$, una vez alcanzado el equilibrio, se ha consumido el 79,0% de la cantidad inicial de $H_2(g)$.

Solución:

	H ₂ (g) +	$I_2(g) \leftarrow$	<u></u> 2 HI (g)
N _{ini}	1,00	1,00	
n _{r/f}	0,790	0,790	1,580
n _{eq}	0,210	0,210	1,580

$$Kc = \frac{\left[IH\right]^{2}}{\left[H_{2}\right]\left[I_{2}\right]} = \frac{\left(1,580\right)^{2} \left(\frac{mol}{L}\right)^{2}}{\left(0,210\right) \frac{mol}{L} \left(0,210\right) \frac{mol}{L}} = 56,6$$

(Oviedo. 2024-2025/ Junio.5)

Se ha medido la velocidad inicial, v_0 , de la reacción 2 $ICl(g) + H_2(g) \rightarrow I_2(g) + 2 HCl(g)$, siempre a la misma temperatura, pero en tres condiciones iniciales diferentes.

Experimento	$[ICl]_0/(mmolL^{-1})$	$[\mathrm{H_2}]_0/(\mathrm{mmol}\mathrm{L}^{-1})$	$v_0/({\rm mmolL^{-1}s^{-1}})$
1	1,5	1,5	$3.7 \cdot 10^{-7}$
2	3,0	1,5	$7.4 \cdot 10^{-7}$
3	3,0	4,5	$22 \cdot 10^{-7}$

- a) Calcule el orden de la reacción respecto al ICI.
- b) Calcule el orden de la reacción respecto al H₂.
- c) Calcule el orden total de la reacción.
- d) Calcule la constante cinética.
- e) Escriba la ley de velocidad.
- f) Calcule la velocidad inicial de la reacción si las concentraciones iniciales de ICl e H₂ son 4,7 y 2,7mmolL^{-1,} respectivamente.

La expresión general de la ley de velocidad es v=k[ICI]^α[H₂]^β.

- a) Si consideramos las experiencias 1 y 2, donde la concentración de H₂ permanece invariable y la concentración de ICI se multiplica por 2, la velocidad se dobla, lo cual nos indica que β= 1 (orden 1 respecto de ICI).
- b) Considerando ahora las experiencias 2 y 3 en las cuales permanece inalterada la concentración de ICI, vemos que la concentración de H₂ se multiplica por 3 y la velocidad de reacción también, por tanto, α=1 (orden 1 respecto de H₂).
- c) Orden total: $\alpha+\beta=1+1=2$. v=k [ICI] [H₂]

d) Para el cálculo de k sustituimos datos de una de las experiencias en la ecuación: $k = \frac{v}{[ICI][H_2]}$

$$k = \frac{v}{[ICI][H_2]} = \frac{3.7 \cdot 10^{-7} \cdot \frac{mmol}{L}}{1.5 \cdot \frac{mmol}{I} \cdot 1.5 \cdot \frac{mmol}{I}} = 1.6 \cdot 10^{-7} \cdot \frac{1}{\frac{mmol}{I} \cdot s} = 1.6 \cdot 10^{-7} \left(\frac{mmol}{L}\right)^{-1} \cdot s^{-1}$$

e) $v = (1,6410^{-7})[ICI][H_2]$

f)
$$v = 1,64 \cdot 10^{-7} \left(\frac{\text{mmol}}{\text{L}}\right)^{-1} \text{s}^{-1} \cdot 4,7 \cdot \frac{\text{mmol}}{\text{L}} \cdot 2,7 \cdot \frac{\text{mmol}}{\text{L}} = 2,1 \cdot 10^{-6} \cdot \frac{\text{mmol}}{\text{L}} \cdot \text{s}^{-1}$$

(Oviedo. 2024-2025/ Julio.5B)

La constante de velocidad, *k*, de una reacción química se duplica cuando la temperatura aumenta desde 15,00 hasta 25,00 °C.

- a) Calcule la energía de activación, EA de la reacción.
- b) Si k=1,20·10⁻² L mol ⁻¹ s⁻¹ a 25,00 °C, calcule el valor de *k* a 100,00 °C.

 DATO R=8,314472 J K⁻¹ mol ⁻¹

Solución:

a)
$$k = A e^{-\frac{Ea}{RT}}$$

$$k_{288} = A e^{-\frac{Ea}{RT_{288}}}$$

$$k_{298} = A e^{-\frac{Ea}{RT_{288}}}$$

$$k_{298} = A e^{-\frac{Ea}{RT_{298}}}$$

$$k_{298} = A e^{-\frac{Ea}{RT_{298}}$$

$$k_{298} = A e^{-\frac{Ea}{RT_{298}}}$$

$$k_{298} = A e^{-\frac{Ea}{RT$$

b)

$$\begin{split} k_{373} &= A \ e^{-\frac{Ea}{RT_{373}}} \\ k_{298} &= A \ e^{-\frac{Ea}{RT_{298}}} \end{split} \right\} \frac{k_{373}}{k_{298}} = \frac{\cancel{A} \ e^{-\frac{Ea}{RT_{373}}}}{\cancel{A} \ e^{-\frac{Ea}{RT_{298}}}}; k_{373} = k_{298} \ e^{\left(\frac{Ea}{RT_{298}} - \frac{Ea}{RT_{298}}\right)} = k_{298} \ e^{\frac{Ea}{R} \left(\frac{1}{T_{298}} - \frac{1}{T_{373}}\right)} \\ k_{373} &= k_{298} \ e^{\frac{Ea}{R} \left(\frac{1}{T_{298}} - \frac{1}{T_{373}}\right)} = 1,20.10^{-2} \ \frac{L \ / \ mol}{s} \ e^{\left(\frac{4,946 \ 10^4}{RT_{298}} - \frac{1}{373}\right)} = 0,6644 \ \frac{L \ / \ mol}{s} \end{split}$$

(Oviedo. 2024-20259. Julio.3B)

A 298,15 K, el valor de Kps para el Ca(OH)₂, un sólido poco soluble en agua, es $5,02\cdot10^{-65}$ Calcule, a esa temperatura, la solubilidad, s, del Ca(OH)₂

Solución:

$$Ca(OH)_{2}(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(ac) + 2OH^{-}(ac)$$

$$K_{PS} = \left[Ca^{2+}\right] \left[OH^{-}\right]^{2} = s \cdot (2s)^{2} = 4s^{3}$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{PS}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{5,02.10^{-6} \left(\frac{mol}{L}\right)^{3}}{4}} = 0,018\frac{mol}{L}$$

(Oviedo. 2023-2024/ Junio.3)

Considere la reacción $N_2(g) + 3H_2(g) \Rightarrow 2NH_3(g)$

A una T determinada, una mezcla gaseosa de $N_2(g)$, $H_2(g)$ y $NH_3(g)$ se encuentra en un estado de equilibrio. Las cantidades de los tres componentes de la mezcla gaseosa en ese estado de equilibrio se muestran a continuación:

La presión de la mezcla gaseosa en dicho estado es P = 1,00 atm.

- a) Calcule el valor de Kp
- b) Manteniendo la mezcla gaseosa a P = 1,00 atm y T, se añaden 0,100 mol de N₂(g). Calcule, en esta nueva situación, el valor del cociente de reacción, Qp.
- c) Compare los valores de Kp y Qp para predecir hacia dónde se desplazará la reacción.

Solución:

a)
$$N_{2}(g) + 3H_{2}(g) \xrightarrow{} 2NH_{3}(s)$$

$$Kp = \frac{p_{NH_{3}}^{2}}{p_{N_{2}}^{2}p_{H_{2}}^{3}} = \frac{x_{NH_{3}}^{2}}{x_{N_{2}}^{2}x_{H_{2}}^{3}}P^{(2-4)} = \frac{x_{NH_{3}}^{2}}{x_{N_{2}}^{2}x_{H_{2}}^{3}}P^{(-2)}$$

$$x_{NH_{3}} = x_{H_{2}} = \frac{1}{5}; x_{N_{2}} = \frac{3}{5}$$

$$Kp = \frac{x_{NH_{3}}^{2}}{x_{N_{2}}^{2}x_{H_{2}}^{3}}P^{(-2)} = \frac{\left(\frac{1}{5}\right)^{2}}{\left(\frac{3}{5}\right)\left(\frac{1}{5}\right)^{3}}(1 \text{ atm})^{-2} = 8,33 \text{ atm}^{-2}$$

b)
$$X_{N_2} = \frac{3,10}{5,10}$$
; $X_{H_2} = \frac{1,00}{5,10}$
 $X_{NH_3} = \frac{1,00}{5,10}$

	N ₂ (g)	H ₂ (g)	NH₃(g)
n _{eq} /mol	3,10	1,00	1,00

$$Qp = \frac{\left(p_{NH_3}\right)_0^2}{\left(p_{N_2}\right)_0\left(p_{H_2}\right)_0^3} = \frac{{x_{NH_3}}^2}{{x_{N_2}}~{x_{H_2}}^3} P^{(2-4)} = \frac{\left(\frac{1,00}{5,10}\right)^2}{\left(\frac{3,10}{5,10}\right)\left(\frac{1,00}{5,10}\right)^3} 1 \, atm^{(-2)} = 8,39 \, atm^{(-2)}$$

c) Como Qp>Kp, el equilibrio se desplazará en el sentido que se produzca una disminución del valor de Qp hasta que iguale al de Kp; esto es, en la dirección de consumir amoniaco y dar nitrógeno e hidrógeno.

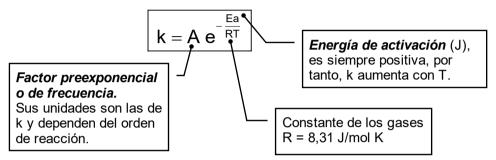
(Oviedo. 2023-2024/ Junio.9.a)

La dependencia de las constantes cinéticas con la temperatura, en reacciones elementales, puede representarse mediante la ecuación de Arrhenius.

- a) Escriba la expresión matemática de la ecuación de Arrhenius.
- b) Explique cómo afecta un incremento de la temperatura a la constante cinética.
- c) Explique cómo afecta la presencia de un catalizador a la constante cinética.

Solución:

a) Experimentalmente observó que la constante de velocidad variaba al hacerlo la temperatura de acuerdo con la ecuación (ecuación de Arrhenius):



A y Ea son constantes características de cada proceso.

- b) La constante de velocidad, y por tanto la velocidad de la reacción, aumentará cuando lo hagan A y T y cuanto menor sea la energía de activación (Ea).
- a) Un catalizador suministra un camino de reacción alternativo, formando de un complejo activado *que tiene una energía de activación menor*, por lo que aumentará la velocidad de reacción.

(Oviedo. 2023-2024/ Julio.3)

Calcule la constante de equilibrio Kp de la reacción $CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$, a 550 0 C, sabiendo que, al mezclar en un recipiente a esa temperatura, 2,00 mol de $CO_2(g)$ y 2,00 mol de $H_2(g)$, se forman, una vez alcanzado el equilibrio (P=1,00 atm), 0,540 mol de CO(g) y 0,540 mol de $H_2O(g)$.

	CO ₂ (g) +	- H ₂ (g)		+ H ₂ O(g)
n _{ini}	2,00	2,00		
n _{r/f}	х	Х	x	х
n _{eq}	2,00-x	2,00-x	0,540	0,540

$$n_{CO_2} = n_{H_2} = 2 - x = 2 - 0,540 = 1,460 \text{ moles}$$

$$n_{CO} = n_{H_2O} = x = 0,540$$

$$n_{Tot} = (2.0,146 + 2.0,540)$$
 moles = 4,000 moles

$$\mathbf{x}_{\text{CO}_2} = \mathbf{x}_{\text{H}_2} = \frac{\mathbf{n}_{\text{CO}_2}}{\mathbf{n}_{\text{Tot}}} = \frac{1,460 \text{ moles}}{4,000 \text{ moles}} = 0,365$$

$${
m x_{CO}} = {
m x_{H_2O}} = rac{{
m n_{CO}}}{{
m n_{Tot}}} = rac{0,540 \ moles}{4,000 \ moles} = 0,135$$

$$p_{\text{CO}_2} = p_{\text{H}_2} = x_{\text{CO}_2} P = 0,365 \ 1 \ \text{atm} = 0,365 \ \text{atm} \ ; \\ p_{\text{CO}} = p_{\text{H}_2\text{O}} = x_{\text{CO}} \ P = 0,135 \ 1 \ \text{atm} = 0,135 \ \text{atm} = 0,135$$

$$Kp = \frac{p_{co} \ p_{H_2O}}{p_{co_2} p_{H_2}} = \frac{0.135^2 \ \text{,atm}^2}{0.365^2 \ \text{,atm}^2} = 0.137$$

(Oviedo. 2023-2024/ Julio.4)

Se ha determinado, a la misma temperatura, pero en cuatro condiciones iniciales diferentes, la velocidad inicial, v_0 , de la reacción $BrO_3^-(aq)+5$ $Br^-(aq)+6$ $H_3O^+(aq) \rightarrow 3$ $Br_2(aq)+9$ $H_2O(I)$

Exp.	$[{\rm BrO_3^-(aq)}]_0/({\rm molL^{-1}})$	$[{\rm Br}^-({\rm aq})]_0/({\rm mol} L^{-1})$	$[H_3O^+(aq)]_0/(molL^{-1})$	$v_0/(\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1})$
1	0,10	0,10	0,10	$1,2 \cdot 10^{-3}$
2	0,20	0,10	0,10	$2,4 \cdot 10^{-3}$
3	0,10	0,30	0,10	$3.5 \cdot 10^{-3}$
4	0,20	0,10	0,15	$5,5 \cdot 10^{-3}$

La expresión general de la ley de velocidad es $v = k [BrO_3^- (aq)]^{\alpha} [Br^- (aq)]^{\beta} [H_3O^+ (aq)]^{\gamma}$.

- a) Calcule el orden de la reacción respecto al BrO₃-
- b) Calcule el orden de la reacción respecto al Br-
- c) Calcule el orden de la reacción respecto al H₃O+.
- d) Calcule el orden total de la reacción.
- e) Calcule la constante cinética.
- f) Escriba la ley de velocidad.

Solución:

- a) Comparando la experiencia 1 con la 2 vemos que los valores del ion bromuro y del ion oxonio permanecen inalteradas, mientras que la del ion bromato (BrO₃⁻) se multiplica por 2. Como la velocidad se hace el doble deducimos que $\alpha = 1$.
- b) **Comparando la experiencia 1 con la 3** vemos que los valores de los iones bromato y oxonio permanecen inalteradas, mientras que la del ion bromuro (Br^-) se multiplica por 3. Como la velocidad se hace el triple deducimos que $\beta = 1$.
- c) Comparando la experiencia 2 con la 4 vemos que los valores de los iones bromato y bromuro permanecen inalteradas, mientras que la del ion oxonio (H₃O⁺) se multiplica por 1,5. Podemos por tanto plantear:

$$\begin{split} \frac{V_{2}}{V_{4}} &= \frac{\frac{k \left\lceil BrO_{3}^{-}\left(aq\right)\right\rceil \left\lceil Br^{-}\left(aq\right)\right\rceil \left\lceil H_{3}O^{+}\left(aq\right)\right\rceil^{\gamma}}{k \left\lceil BrO_{3}^{-}\left(aq\right)\right\rceil \left\lceil Br^{-}\left(aq\right)\right\rceil \left\lceil H_{3}O^{+}\left(aq\right)\right\rceil^{\gamma}} \\ \frac{2,4\,10^{-3}}{5,5\,10^{-3}} &= \left(\frac{0,10}{0,15}\right)^{\gamma}; \left(0,666\right)^{\gamma} = 0,4364; \gamma\log(0,666) = \log(0,4364); \gamma \simeq 2 \end{split}$$

Podemos por tanto escribir la ecuación de velocidad en la forma:

$$V = k \left[BrO_3^-(aq) \right] \left[Br^-(aq) \right] \left[H_3O^+(aq) \right]^2$$

- d) Orden 1, respecto de BrO₃⁻; orden 1 respecto de Br ·; orden 2 respecto de H₃O⁺. Orden total: 4
- e) Para calcular el valor de la constante tomamos datos de una de las experiencias, por ejemplo, la 1:

$$v = k \left[BrO_3^-(aq)\right] \left[Br^-(aq)\right] \left[H_3O^+(aq)\right]^2$$

$$k = \frac{v}{\left[BrO_{3}^{-}\left(aq\right)\right]\left[Br^{-}\left(aq\right)\right]\left[H_{3}O^{+}\left(aq\right)\right]^{2}} = \frac{1,2 \cdot 10^{-3} \frac{mol / L}{s}}{0,10 \cdot 0,10 \cdot 0,10^{2} \binom{mol / L}{L}^{4}} = 12 \left(\frac{mol}{L}\right)^{-3} s^{-1}$$

$$v = 12 \left[BrO_3^-(aq) \right] \left[Br^-(aq) \right] \left[H_3O^+(aq) \right]^2$$

(Oviedo. 2023-2024/ Julio.6)

El hidróxido de calcio, Ca(OH)2, es un sólido poco soluble en agua.

Calcule la energía de Gibbs estándar de reacción, Δ G, a 298,15 K, correspondiente al equilibrio entre el hidróxido de calcio sólido y una disolución acuosa saturada de dicho compuesto.

Calcule, a 298,15 K, la constante de equilibrio, Ks_{ol} (producto de solubilidad), del proceso anterior. Datos: $R = 8,314 472 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

$$\begin{array}{c|cccc} & Ca(OH)_2(s) & Ca^{2+}(aq) & OH^-(aq) \\ \hline \Delta_f G^+(298,15\,\mathrm{K})/(\mathrm{kJ\,mol^{-1}}) & -898,49 & -553,58 & -157,244 \\ \end{array}$$

Solución:

$$\begin{split} &\text{Ca(OH)}_2(\text{s}) \rightleftarrows \text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{ OH}^-(\text{ac}) \\ &\Delta G^0 = - \text{ RTInK}_{\text{eq}} \text{ ; K}_{\text{eq}} = e^{-\frac{\Delta G^0}{\text{RT}}} = e^{-\frac{30,46\,10\,3^{\prime}\,\text{ / mol}^{-1}\,298,15\,\text{ / k}}{8,3145\,\text{ / k}^{\prime}\,\text{ mol}^{-1}\,298,15\,\text{ / k}}} = 4,609\,10^{-6} \end{split}$$

(Oviedo. 2023-2024/ Julio.9.a)

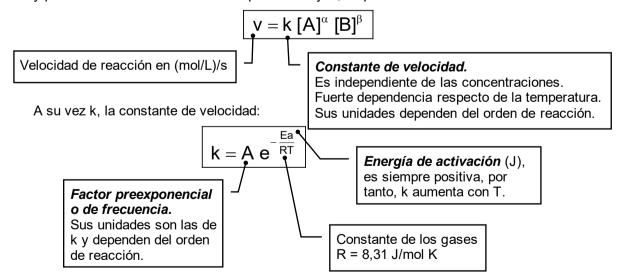
En un vaso de precipitados, a presión atmosférica y temperatura ambiente, se lleva a cabo la siguiente reacción:

$$5 C_2O_4^-(aq) + 2 MnO_4^-(aq) + 16 H^+(aq) \rightarrow 10 CO_2(g) + 2 Mn^{2+(aq)} + 8 H_2O(I)$$

El anión $C_2O_4^-$ y el catión Mn^{2+} son incoloros. Sin embargo, el anión MnO_4^- presenta un color violeta intenso. Al mezclar los reactivos, el color violeta persiste durante, aproximadamente, un par de minutos. Transcurrido ese tiempo, el color de la disolución empieza a perder intensidad y lo hace cada vez más deprisa, hasta que, finalmente, desaparece por completo. Si la reacción se repite, a presión atmosférica, pero a 60 ^{0}C , el color violeta inicial comienza a atenuarse al poco de mezclar los reactivos y la reacción termina muy rápidamente. Sabiendo que el catión Mn^{2+} es un catalizador de la reacción, utilice la ecuación de Arrhenius para explicar los fenómenos observados.

Solución:

La expresión general para la velocidad de una reacción en la que A y B son los reactivos, y donde α y β son los órdenes de reacción respecto de A y B, se puede escribir como:



Es muy dependiente de dos factores: la energía de activación, Ea, y la temperatura, T.

Los cambios que se describen en el enunciado pueden, por tanto, interpretarse de la manera siguiente:

Al mezclar los reactivos comienza la reacción. Como el color depende del ion permanganato, a medida que este vaya desapareciendo, el color se irá haciendo menos intenso. Como el ion manganeso aparece como producto de la reacción y, al mismo tiempo, actúa como catalizador, la velocidad de la reacción irá aumentando muy rápidamente, al disminuir la energía de activación. Ea, de ahí el rápido descenso de la intensidad del color violeta.

Cuando la reacción se repite, pero aumentando la temperatura hasta 60 °C, la velocidad de la reacción se verá incrementada, ya que según la expresión de la constante de velocidad esta crece exponencialmente con la temperatura. De ahí la rápida atenuación del color.

(Oviedo. 2022-2023/ Junio.3)

La constante Kc para la reacción $2 \, \text{HgO}(s) \rightleftarrows 2 \, \text{Hg(g)} + O_2(g)$ a una temperatura T, es 1,07 10^{-7} (cuando las concentraciones se expresan en mol L⁻¹). En un recipiente de volumen V, a una temperatura T, se introduce $\, \text{HgO}(s) \, \text{en}$ exceso. Calcule las concentraciones de $\, \text{Hg(g)} \, \text{y} \, O_2(g)$ cuando se alcanza el equilibrio.

Mantener Kc adimensional y escribir "cuando las concentraciones se expresan en mol L⁻¹" equivale a escribir Kc = 1,07 10^{-7} mol³ L⁻³. $2 \text{ Hg}_2\text{O}(s) \rightleftharpoons 2 \text{ Hg}(g) + \text{O}_2(g)$

Solución:

	2 HgO(s)	∠ 2 Hg (g)	+ O ₂ (g)
n _{ini}	n	0	0
n _{r/f}	Х	Х	x/2
n _{eq}	n-x	x	x/2

Puede observarse que la concentración de $O_2(g)$ en el equilibrio va a ser la mitad de la de Hg(g). Como el HgO es sólido no interviene en la expresión de la constante de equilibrio:

$$Kc = [Hg]^{2} [O_{2}] = [Hg]^{2} \frac{[Hg]}{2} = \frac{[Hg]^{3}}{2}$$

$$\left[Hg\right] = \sqrt[3]{2 \, \text{Kc}} = \sqrt[3]{2 \cdot 1,0710^{-7} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^3} = 5,98 \cdot 10^{-3} \, \frac{\text{mol}}{\text{L}}; \\ \left[O_2\right] = \frac{\left[Hg\right]}{2} = \frac{5,98 \cdot 10^{-3} \, \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{2} = 2,99 \cdot 10^{-3} \, \frac{\text{mol}}{\text{L}}; \\ \left[O_2\right] = \frac{1}{2} = \frac{1}{2} \left[O_2\right] = \frac{1}{2} \left[O_2$$

(Oviedo. 2022-2023/ Junio.4)

Se ha medido la velocidad inicial de la reacción:

 $CH_3COCH_3(aq) + Br_2(aq) + H^+(aq) \rightarrow CH_3COCH_2Br(aq) + 2 H^+(aq) + Br^-(aq)$

siempre a la misma temperatura, pero en cuatro condiciones iniciales diferentes.

Exp.	$[\mathrm{CH_3COCH_3(aq)}]_0/(\mathrm{mol}\mathrm{L}^{-1})$	$[Br_2(aq)]_0/(molL^{-1})$	$[H^+(aq)]_0/(molL^{-1})$	$v_0/(\text{mol L}^{-1}\text{s}^{-1})$
1	1,00	1,00	1,00	$4{,}0\cdot10^{-3}$
2	2,00	1,00	1,00	$8.0\cdot10^{-3}$
3	2,00	2,00	1,00	$8.0\cdot10^{-3}$
4	1,00	1,00	2,00	$8,0 \cdot 10^{-3}$

- a) Calcule el orden de la reacción respecto al CH₃COCH₃(aq).
- b) Calcule el orden de la reacción respecto al Br₂(aq).
- c) Calcule el orden de la reacción respecto al H⁺(ag).
- d) Calcule el orden total de la reacción.
- e) Calcule la constante cinética.
- f) Escriba la ley de velocidad.

NOTA: La expresión general de la ley de velocidad es $v = k [CH_3COCH_3(aq)]^{\alpha} [Br_2(aq)]^{\beta} [H+(aq)]^{\gamma}$

Solución:

- a) Comparando las experiencias 1 y 2, la [CH₃COCH₃] se dobla y permanecen invariables las de los otros reactivos. Con esto la velocidad de la rección se multiplica por dos. Por tanto: α=1.
- b) **Si ahora comparamos 2 y 3**, observamos que la [Br_2] se dobla y las de los otros reactivos permanecen invariables. La velocidad de la experiencia 3 tiene el mismo valor que la 2, luego la [Br_2] no influye en la velocidad: $\beta = 0$.
- c) **Comparamos 1 y 4**, vemos que la [H $^+$] se dobla y las de los otros reactivos permanecen invariables. La velocidad de la experiencia 4 se multiplica por 2, luego: $\gamma = 1$
- d) Por tanto, el orden total de reacción será: 1 + 1 = 2

$$V = k \left[CH_3 COCH_3 \right] \left[H^+ \right]$$

e)
$$k = \frac{v}{\left[CH_{3}COCH_{3}\right]\left[H^{+}\right]} = \frac{4,03.10^{-3}\,\text{mol}\,L^{-1}s^{-1}}{1\,\frac{\text{mol}}{I}1\frac{\text{mol}}{I}} = 4,03.10^{-3}\left(\text{mol}\,/\,L\right)^{-1}s^{-1}$$

f)
$$v = 4.03.10^{-3} (\text{mol}/\text{L})^{-1} \text{s}^{-1} \left[\text{CH}_3 \text{COCH}_3 \right] \left[\text{H}^+ \right]$$

(Oviedo. 2022-2023/ Julio.3)

La constante de equilibrio Kp para la reacción $PCI_5(g) \rightleftharpoons PCI_3(g) + CI_2(g)$, a 250,00 °C, es 78,3 (cuando las presiones se expresan en atm). En un recipiente de 500 mL, a 250,00 °C, se introducen 3,12 g de $PCI_5(g)$. Calcule las presiones parciales del $PCI_5(g)$ y del $PCI_3(g)$ cuando se alcanza el estado de equilibrio.

Datos: $A_r(CI) = 35,45$, $A_r(P) = 30,974$ y R = 0,08205746 atm LK⁻¹ mol⁻¹.

Mantener Kp adimensional y escribir "cuando las presiones se expresan en atm" equivale a escribir Kp = 78,3 atm.

$$3,12 \text{ gPCI}_5 \frac{1 \text{ molPCI}_5}{208,224 \text{ gPCI}_5} = 1,50 \cdot 10^{-2} \text{ molPCI}_5$$

$PCl_5(g) \implies PCl_3(g) + Cl_2(g)$				
n _{ini}	0,0150	0	0	
n _{r/f}	Х	х	х	
n _{eq}	(0,0150-x)	х	х	

$$Kc = Kp (RT)^{-\Delta n} = Kp (RT)^{-(2-1)} = Kp (RT)^{-1} = 78,3 \text{ atm} \frac{1}{0,08206 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}} = 1,83 \frac{\text{mol}}{L}$$

$$Kc = \frac{\left[\text{Cl}_{2}\right] \left[\text{PCl}_{3}\right]}{\left[\text{PCl}_{5}\right]} = \frac{\left(\frac{x}{V}\right)^{2}}{0,0150 - x}$$

$$1,83 = \frac{x^2}{(0,0150-x)0,5}; x^2 + 0,915x - 0,0137 = 0; x = 0,0147 \text{ mol}$$

Moles totales de gas en el equilibrio:

(0.0150-x) + x + x = 0.0150+x = 0.0150+0.0147 = 0.0297 mol

Presión total en el equilibrio:

$$PV = nRT; P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,0297 \text{ mol } 0,08206 \frac{\text{atm } \cancel{V}}{\text{K mol}} 523 \text{K}}{0,5 \cancel{V}} = 2,55 \text{ atm}$$

Cálculo de las fracciones molares en el equilibrio:

$$\begin{split} X_{PCI_3} &= X_{CI_2} = \frac{x}{n_{tot}} = \frac{0,0147}{0,0297} = 0,495 \\ X_{PCI_5} &= \frac{0,0150 - x}{n_{tot}} = \frac{0,0150 - 0,0147}{0,0297} = 1,01.10^{-2} \end{split}$$

Presiones parciales en el equilibrio:

$$\begin{split} &p_{PCl_3} = p_{Cl_2} = x \; P = 0,495.\; 2,55 \; atm = 1,262 \; atm \\ &p_{PCl_5} = x_{PCl_5} \; P = 1,01.10^{-2}.\; 2,55 \; atm = 0,0258 \; atm \end{split}$$

(Oviedo. 2022-2023/ Julio.4)

La reacción $ICI(g) + (1/2) H_2(g) \rightarrow (1/2) I_2(g) + HCI(g)$ es de primer orden en ambos reactivos.

- a) Si $[ICI(g)] = 0,100 \text{ M y } [H_2(g)] = 0,030 \text{ M}, v = 4,89 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$. Calcule el valor de k.
- b) Calcule $[H_2(g)]$ cuando $v = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol } L^{-1} \cdot s^{-1} \cdot y \cdot [ICl(g)] = 0,233 \text{ M}.$
- c) Calcule [ICI(g)] cuando v = 0.0934 mol L⁻¹ s⁻¹ y la concentración de H₂(g) es tres veces la de ICI(g).

a)
$$v = k [ICI][H_2]; k = \frac{v}{[ICI][H_2]} = \frac{4,98.10^{-5} \frac{mol}{L.s}}{0,100 \frac{mol}{L} 0,030 \frac{mol}{L}} = 0,0166 \left(\frac{mol}{L}\right)^{-1} s^{-1}$$

b)
$$v = k [ICI][H_2]; [H_2] = \frac{v}{k [ICI]} = \frac{5,00.10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{1/s}}}{0,0166 \frac{L}{\text{mol}} \frac{1}{\text{s}}} = 0,129 \frac{\text{mol}}{L}$$

c)
$$v = k [ICI][H_2]; [ICI] = \frac{v}{k \ 3[ICI]}; [ICI] = \sqrt{\frac{0,0934 \frac{mol}{L} \frac{1}{/s}}{3.0,0166 \left(\frac{mol}{L}\right)^{-1} \frac{1}{/s}}} = 1,37 \frac{mol}{L}$$

(Oviedo. 2021-2022/ Junio.1B)

Se introducen 0,7 moles de Br_2 en un recipiente de 0,5 L de capacidad y se eleva la temperatura a 873 K. Una vez establecido el equilibrio $Br_2(g) \rightleftharpoons 2$ Br(g) en estas condiciones, el grado de disociación es 0,6.

- a) Calcule el valor de Kc y Kp a esa temperatura.
- b) Determine las presiones parciales ejercidas por cada componente de la mezcla en el equilibrio.
- c) Se observa que si se suministra calor al sistema aumenta la cantidad de Br₂(g). Indique razonadamente si la reacción es endotérmica o exotérmica.

 Datos. R= 0.082 atm L K⁻¹ mol⁻¹

Solución:

a)
$$c = \frac{0.7 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} = 1.4 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\frac{\text{Br}_2(g)}{\text{c}(1-\alpha)} \rightleftharpoons \frac{2 \text{ Br}(g)}{2 \text{ c}\alpha} \text{Kc} = \frac{\left[\text{Br}\right]^2}{\left[\text{Br}_2\right]} = \frac{\left(2\text{c}\alpha\right)^2}{\text{c}(1-\alpha)} = \frac{4\text{c}\alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{4 \cdot 1.4 \frac{\text{mol}}{\text{L}} 0.6^2}{(1-0.6)} = 5.04 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$K_p = K_c \left(\text{RT}\right)^{\Delta n} = 5.04 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \left(0.082 \frac{\text{atm } \cancel{L}}{\text{K mol}} 873 \text{ K}\right)^1 = 360.8 \text{ atm}$$

$$\begin{aligned} b) \quad & p_{Br_2} = x_{Br_2} P \\ p_{Br} = x_{Br} P \end{aligned} P = \frac{n_{Tot} R T}{V}; x_{Br_2} = \frac{n_{Br_2}}{n_{Tot}}; x_{Br} = \frac{n_{Br}}{n_{Tot}} \\ n_{Br_2} = 2 c\alpha V \\ n_{Br} = c(1-\alpha)V \end{aligned} n_{Tot} = c(1-\alpha)V + 2 c\alpha V = c(1+\alpha)V \\ P = \frac{n_{Tot} R T}{V} = \frac{1.4 \frac{\cancel{MOI}}{\cancel{V}} (1+0.6)\cancel{V} 0.082 \frac{atm \cancel{V}}{\cancel{V} \cancel{MOI}} 873\cancel{K}}{\cancel{V}} = 160.4 atm \\ x_{Br_2} = \frac{n_{Br_2}}{n_{Tot}} = \frac{2 \cancel{E} \alpha \cancel{V}}{\cancel{E} (1+\alpha)\cancel{V}} = \frac{2.0.6}{(1+0.6)} = 0.75; x_{Br} = \frac{n_{Br}}{n_{Tot}} = \frac{\cancel{E} (1-\alpha)\cancel{V}}{\cancel{E} (1+\alpha)\cancel{V}} = \frac{(1-0.6)}{(1+0.6)} = 0.25 \\ p_{Br_2} = x_{Br_2} P = 0.75.160.4 atm = 120.3 atm; p_{Br} = x_{Br} P = 0.25.160.4 atm = 40.1 atm \end{aligned}$$

c) Si al suministrar calor el equilibrio se desplaza en el sentido de aumentar la cantidad de B_{r2}(g), esto indica (Le Chatelier) que la reacción es endotérmica en ese sentido, luego **será exotérmica en el sentido que está escrita.**

(Oviedo. 2021-2022/ Junio. 2A)

El valor de la constante del producto de solubilidad a 25 °C del cloruro de plata (AqCl) es de1,7·10 -10

- a) Calcular la solubilidad del cloruro de plata en g/L.
- b) Indicar, razonadamente, si se formará precipitado cuando añadamos 100 mL de una disolución 1 M de NaCl a 1 L de disolución 0,01 M de AgNO₃.

Datos. Masas atómicas: Ag = 107,8 u; Cl = 35,5 u.

a)
$$AgCl(s) \xrightarrow{\rightleftharpoons} Ag^{+}(ac) + Cl^{-}(ac); K_{PS} = [Ag^{+}][Cl^{-}] = (s)(s) = s^{2}$$

$$s \qquad s \qquad s$$

$$s = \sqrt{K_{PS}} = \sqrt{1,7 \cdot 10^{-10} \left(\frac{mol}{L}\right)^{2}} = 1,34 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{mol}{L}; \qquad 1,34 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{mol}{L} \cdot \frac{143,3 \cdot g}{1 \cdot mol} = 1,86 \cdot 10^{-3} \cdot \frac{g}{L}$$

b) Para saber si se formará precipitado hemos de calcular el producto iónico, o producto de las concentraciones de los iones análogo al de la constante del producto de solubilidad pero con las concentraciones de la disolución (que notamos con el subíndice "0"), y lo comparamos con K_{PS}

$$Q = [CI^{-}]_{0} [Ag^{+}]_{0}$$

Moles de Cl⁻:
$$0,1$$
 moles NaCl $\frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol NaCl}} = 0,1$ moles Cl⁻

Moles de Ag⁺: 0,01 moles
$$\overrightarrow{AgNO_3}$$
 $\frac{1 \text{ moles Ag}^+}{1 \text{ moles AgNO}_3} = 0,01 \text{ moles Ag}^+$

Concentración en moles/L de Cl⁻:
$$[Cl^-] = \frac{0.1 \text{ moles}}{1.150 \text{ } 1.1 \text{ L disol}} = 9.1 \text{ } 10^{-1} \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

Concentración en moles/L Ag⁺:
$$[Ag^+] = \frac{10^{-3} \text{ moles}}{1.1 \text{ L disol}} = 9,1 \ 10^{-4} \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

$$Q = \left[CI^{-}\right]_{0} \left[Ag^{+}\right]_{0} = \left(9,1 \ 10^{-1}\right) \frac{mol}{L} \left(9,1 \ 10^{-4}\right) \frac{mol}{L} = 8,3 \ 10^{-4} \left(\frac{mol}{L}\right)^{2}$$

Si comparamos Q con K_{PS} vemos que Q> K_{PS} . Por tanto, habrá precipitado

(Oviedo. 2021-2022/ Julio.1A)

En 750 mL de una disolución acuosa saturada de hidróxido de magnesio, Mg(OH)2, a 25 °C hay 9 mg de sal disueltos.

- a) Calcule el valor de la constante del producto de solubilidad del Mg(OH)2 en agua a 25°C.
- b) Calcule la concentración máxima de Mg²+ que puede estar disuelto en una disolución acuosa que presenta un pH=12, a 25 °C.

Datos. Masas atómicas: Mg=24,3 u; H=1 u; O=16 u.

Solución:

a)
$$Mg(OH)_{2}(s) \xrightarrow{\rightleftharpoons} Mg^{2+}(ac) + 2(OH)^{-}(ac); \quad K_{PS} = [Mg^{2+}][OH^{-}]^{2} = (s)(2s)^{2} = 4s^{3}$$

$$s \qquad 2s$$

$$s = \frac{9 \cdot 10^{-3} \cancel{g}}{750 \cancel{mL}} \frac{1 \, mol}{58,3 \cancel{g}} \frac{1000 \cancel{mL}}{1L} = 2,1 \cdot 10^{-4} \frac{mol}{L}; K_{PS} = 4s^{3} = 4\left(2,1 \cdot 10^{-4}\right)^{3} \left(\frac{mol}{L}\right)^{3} = 3,5 \cdot 10^{-11} \left(\frac{mol}{L}\right)^{3}$$

b)
$$pH = 12$$

$$pH = -log [H_3O^+]; [H_3O^+] = 10^{-12}; [OH^-] = 10^{-2}$$

Como debe cumplirse la relación establecida en el K_{PS}, la concentración máxima de ion magnesio será

$$\begin{split} K_{PS} &= [Mg^{2+}] [OH^-]^2 \\ [Mg^{2+}] &= \frac{K_{PS}}{[OH^-]^2} = \frac{3.5 \cdot 10^{-11} \left(\frac{mol}{L}\right)^3}{\left(10^{-2}\right)^2 \left(\frac{mol}{L}\right)^2} = 3.5 \cdot 10^{-7} \cdot \frac{mol}{L} \end{split}$$

(Oviedo. 2021-2022/ Julio. 2A)

En un recipiente cerrado de 5 L, en el que inicialmente se ha realizado el vacío, se depositan 207 g de N_2O_4 y se eleva la temperatura hasta 330 K. Sabiendo que la presión total en el interior del recipiente es de 14 atmósferas cuando se alcanza el equilibrio N_2O_4 (g) $\rightleftharpoons 2NO_2$ (g)

- a) Calcule el valor de la presión parcial de NO₂ (g) en el equilibrio y el valor de las constantes Kc y Kp de la reacción.
- b) ¿Aumentará la concentración de NO₂ (g) si se reduce el volumen del recipiente a la mitad? Datos: R= 0,082 atm L K-¹ mol-¹; Masas atómicas: N=14 u; O=16 u

Solución:

a) 207 g N₂O₄= 2,25 moles N₂O₄

	$N_2O_4(g) \leftarrow$	$\stackrel{?}{\Longrightarrow}$ 2 NO ₂ (g)
n _{ini}	2,25	
n _{r/f}	х	2x
n _{eq}	2,25- x	2x

Moles totales en el equilibrio:
$$n_{tot}$$
= (2,25- x) + 2x = 2,25 + x.
PV = n RT; n = $\frac{PV}{RT}$ = $\frac{14 \text{ atm } 5 \text{ } \cancel{L}}{0,08206 \frac{\text{atm } \cancel{L}}{\text{k/mol}}}$ = 2,59 moles 2,25+x= 2,59; x =0,34 moles

$$\begin{split} x_{N_2O_4} &= \frac{(2,25-x)}{(2,25+x)} = \frac{(2,25-0,34)}{(2,25+0,34)} = 0,74; \ \ p_{N_2O_4} = x_{N_2O_4} P_{tot} = 0,74 \ .14 \ atm = 10,36 \ atm \\ x_{NO_2} &= \frac{2x}{(2,25+x)} = \frac{2 \cdot 0,34}{(2,25+0,34)} = 0,26; p_{NO_2} = x_{NO_2} \ P_{tot} = 0,26 \ .14 \ atm = 3,64 \ atm \end{split}$$

$$\begin{split} \text{Kp} &= \frac{p_{\text{NO}_2}^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{3,64^2\,\text{atm}^2}{10,36\,\,\text{atm}} = 1,28\,\,\text{atm} \\ \text{Kp} &= \text{Kc}\,\left(\text{RT}\right)^{\Delta n}; \text{Kc} = \text{Kp}\left(\text{RT}\right)^{-\Delta n} = 1,28\,\,\text{atm} \\ \left(0,082\frac{\text{atm}}{\text{K}\,\,\text{mol}}\,\,330\,\,\text{K}\right)^{-1} = 0,047\frac{\text{mol}}{\text{L}} \end{split}$$

b) Reducir el volumen a la mitad equivale a aumentar la presión al doble. Si se aumenta la presión el equilibrio se desplazará en el sentido de amortiguar el cambio, lo que se consigue disminuyendo el número de moles gaseosos. Por tanto, se formará N₂O₄ y se consumirá NO₂. Luego la formación de NO₂ disminuye.

(Oviedo. 2021-2022/ Julio.2B)

Determine la ecuación de velocidad de reacción, calcule la constante de velocidad, k, e indique sus unidades para la reacción experimentada entre el flúor y el dióxido de cloro: $F_2(g) + 2CIO_2(g) \rightarrow 2FCIO_2(g)$, sabiendo que, a una temperatura determinada, la velocidad inicial de desaparición del flúor varía con las concentraciones iniciales de los reactivos en la forma que se indica en la tabla:

Experimento	[F ₂] ₀ (M)	[CIO ₂] ₀ (M)	Velocidad inicial (Ms ⁻¹)
1	0,10	0,010	1,2 x 10 ⁻³
2	0,10	0,040	4,8 x 10 ⁻³
3	0,20	0,010	2,4 x 10 ⁻³

Solución:

Si nos fijamos en las experiencias 1 y 2 observamos que la concentración de F_2 permanece invariable y la de ClO_2 se multiplica por 4. Como el valor de la velocidad se multiplica también por cuatro, deducimos que *el orden respecto de ClO_2 es 1*.

Si nos fijamos ahora en las experiencias 1 y 3 observamos que la concentración de CIO_2 no se modifica y la de F_2 se multiplica por 2. Como el valor de la velocidad también se multiplica por 2, deducimos que *el orden respecto de F_2 es 1.*

Ecuación de velocidad: $V = K [F_2] [CIO_2]$. Orden 1 respecto de F_2 . Orden 1 respecto de CIO_2 .

Teniendo en cuenta la ecuación de velocidad las unidades de k serán:

$$v = k [F_2] [CIO_2]; k = \frac{v}{[F_2] [CIO_2]} = \frac{\frac{mol}{L} s^{-1}}{\left(\frac{mol}{L}\right)^2} = \left(\frac{mol}{L}\right)^{-1} s^{-1}$$

(Oviedo. 2020-2021/ Junio.1A)

Al elevar la temperatura de 0,1 moles de N_2O_4 a 300 K se produce la disociación del compuesto de acuerdo con el equilibrio: $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2$ $NO_2(g)$ con un valor de $K_P = 0,0962$, cuando las presiones se expresan en atmósferas. En el equilibrio la presión total de la mezcla gaseosa es de 1,1 atm. Calcule la cantidad, en moles, de $NO_2(g)$ presente en el equilibrio a 300 K.

Solución:

	$N_2O_4(g) \leftarrow$	$\stackrel{\Rightarrow}{\longrightarrow}$ 2 NO ₂ (g)
n _{ini}	0,1	
n _{r/f}	х	2x
n _{eq}	0,1- x	2x

Moles totales en el equilibrio: $n_{tot} = (0, 1 - x) + 2x = 0, 1 + x$

$$\left. \begin{array}{l} Kp = \frac{p_{NO_2}^2}{p_{N_2O_4}} \\ \\ p_{NO_2} = x_{NO_2} \; P_{tot} = \frac{2x}{(0,1+x)} \; P_{tot} \\ \\ p_{N_2O_4} = x_{N_2O_4} \; P_{tot} = \frac{(0,1-x)}{(0,1+x)} \; P_{tot} \end{array} \right\} \\ Kp = \frac{p_{NO_2}^2}{p_{N_2O_4}} = \frac{\frac{(2x)^2}{(0,1+x)^2} \; P_{tot}^2}{\frac{(0,1-x)}{(0,1+x)} \; P_{tot}} = \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} \; P_{tot}$$

$$Kp = \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} \; P_{tot} \; ; \\ \frac{Kp}{P_{tot}} = \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \; x \approx 0,015 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2)} = 0,0875 \; ; \\ \frac{4x^2}{(0,1^2-x^2$$

En el equilibrio: $n_{NO_{2}} = 2 x = 2.0,015 = 0,030 \text{ moles}$

(Oviedo. 2020-2021/ Junio.1B)

El estudio cinético de la reacción 2 $ICI(g) + H_2(g) \longrightarrow I_2(g) + 2 HCI(g)$ proporcionó los siguientes datos de velocidades iniciales:

Experimento	[ICl] ₀ (M)	$[H_2]_0 (M)$	Velocidad inicial (Ms ⁻¹)
1	1,5 x 10 ⁻³	1,5 x 10 ⁻³	3,7 x 10 ⁻⁷
2	2,3 x 10 ⁻³	1,5 x 10 ⁻³	5,7 x 10 ⁻⁷
3	2,3 x 10 ⁻³	3,7 x 10 ⁻³	14,0 x 10 ⁻⁷

Determine la ecuación de velocidad de la reacción, indicando el orden de reacción respecto de ICl y del H₂

Solución:

Si nos fijamos en las experiencias 1 y 2 observamos que la concentración de H₂ permanece invariable y la de ICl se multiplica por 1,53 (dividir ambos valores para comprobarlo). Como el valor de la velocidad se multiplica también por 1,53, deducimos que *el orden respecto de ICl es 1*.

Si nos fijamos ahora en las experiencias 2 y 3 observamos que la concentración de ICl no se modifica y la de H_2 se multiplica por 2,46 (dividir para comprobarlo). Como el valor de la velocidad también se multiplica por 2,46, deducimos que *el orden respecto de H_2 es 1.*

Ecuación de velocidad: V = K [ICI] [H₂] . Orden 1 respecto de ICI. Orden 1 respecto de H₂.

(Oviedo. 2020-2021/ Julio.2A)

La solubilidad en agua del cloruro de plata, AgCl, a 25 °C es 1,34 x 10-5 moles L-1. Calcule:

- a) El valor de la constante del producto de solubilidad del cloruro de plata a 25 °C.
- b) La cantidad máxima, en gramos, de cloruro de sodio sólido, NaCl(s), que se puede añadir a 150 mL de una disolución acuosa que contiene una concentración de iones plata [Ag]= 3,33 x 10⁻⁴ M sin que se forme precipitado de cloruro de plata. Suponga que no hay variación del volumen de la disolución al añadir el sólido.

Datos. Masas atómicas. Na = 23 u; Cl = 35,45 u.

Solución:

a) Podemos calcular la constante del producto de solubilidad del cloruro de plata a partir del equilibrio que se establece entre la parte sólida y la parte disuelta, escindida en iones:

$$AgCl(s) \xrightarrow{\rightleftarrows} Ag^{+}(ac) + Cl^{-}(ac); \quad K_{PS} = [Ag^{+}][Cl^{-}] = (s)(s) = s^{2} = (1,34 \ 10^{-5})^{2} = 1,80 \ 10^{-10} \left(\frac{mol}{L}\right)^{2}$$

S

b) La solubilidad es la cantidad máxima de sustancia que se puede disolver sin aparecer precipitado. Para ese valor la disolución estará saturada. El cloruro de sodio es una sal soluble que tiene un ion común con el cloruro de plata (Cl-). Luego, la máxima concentración de ion cloruro vendrá dada por:

$$AgCl(s) \xrightarrow{\rightleftharpoons} Ag^{+}(ac) + Cl^{-}(ac) ; K_{PS} = [Ag^{+}][Cl^{-}]; \ [Cl^{-}] = \frac{K_{PS}}{[Ag^{+}]} = \frac{1,80 \ 10^{-10} \bigg(\frac{mol}{L}\bigg)^{2}}{3,3310 - 4 \frac{mol}{L}} = 5,41 \ 10^{-7} \frac{mol}{L}$$

150 mL
$$\frac{5,41 \ 10^{-7} \ \text{molesNaCl}}{1000 \ \text{mL}} = 4,74 \ 10^{-6} \ \text{g NaCl}}{1 \ \text{molNaCl}} = 4,74 \ 10^{-6} \ \text{g NaCl}$$

(Oviedo. 2020-2021/ Julio.4B)

- a) A partir de los valores de las constantes de los productos de solubilidad a 25 $^{\circ}$ C de los compuestos que se indican, $K_{PS}(BaCO_3) = 8.1 \times 10^{-9} \text{ y } K_{PS}(CaSO_4) = 9.1 \times 10^{-6}$, calcule la solubilidad molar de cada uno de los compuestos e indique el compuesto que será más soluble en agua a 25 $^{\circ}$ C.
- b) La obtención industrial de amoniaco está basada en la reacción química:

$$N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g) \Delta H < 0$$

Indique, de forma razonada, la influencia que sobre el rendimiento en la obtención de amoniaco tendrá:

i.- realizar la reacción a temperaturas elevadas;

ii.- realizar la reacción a bajas presiones.

Solución:

b)

a)
$$BaCO_{3}(s) \xrightarrow{\rightleftarrows} Ba^{2+}(ac) + CO_{3}^{2-}(ac); \quad K_{PS} = [Ba^{2+}][CO_{3}^{2-}] = (s)(s) = s^{2}$$

$$s \qquad s \qquad s$$

$$s_{BaCO_{3}} = \sqrt{K_{PS}} = \sqrt{8,1 \ 10^{-9} \left(\frac{mol}{L}\right)^{2}} = 9,0 \ 10^{-5} \frac{mol}{L}$$

$$CaSO_{4}(s) \xrightarrow{\rightleftarrows} Ca^{2+}(ac) + SO_{4}^{2-}(ac); \quad K_{PS} = [Ca^{2+}][SO_{4}^{2-}] = (s)(s) = s^{2}$$

$$s \qquad s \qquad s$$

$$s_{CaSO_{4}} = \sqrt{K_{PS}} = \sqrt{9,1 \ 10^{-6} \left(\frac{mol}{L}\right)^{2}} = 3,0 \ 10^{-3} \frac{mol}{L}$$

Como puede verse: $S_{BaCO_3} < S_{CaSO_4}$, por tanto, el sulfato será más soluble en agua

Como la reacción es exotérmica cuando va de izquierda a derecha, si se aumenta la temperatura el equilibrio se desplazará en el sentido de disminuir la temperatura. Esto es, hacia la izquierda, disminuyendo la cantidad de amoniaco presente en el equilibrio.

Una disminución de la presión desplazará el equilibrio en el sentido en el que se aumente el número de moles de gas (con lo que aumentará la presión). El equilibrio de desplazará, por tanto, hacia la izquierda disminuyendo la cantidad de amoniaco presente en el equilibrio.

(Oviedo. 2019-2020/ Julio.1B)

El valor de la constante del producto de solubilidad a 25 °C del carbonato de magnesio, MgCO₃, es de 3,5x10 -8. Calcule:

- a) La solubilidad molar del carbonato de magnesio, en agua a 25 °C
- b) La masa de carbonato de magnesio, expresada en gramos, necesaria para preparar 100 mL de una disolución saturada de MgCO₃.

Datos. Masas atómicas: C = 12 u; O = 16 u; Mg = 24,3 u

Solución:

a)
$$\begin{split} \text{MgCO}_3(s) & \xrightarrow{r \supseteq} \text{Mg}^{2^+}(ac) + \text{CO}_3^{\ 2^-}(ac)\,; \quad K_{PS} = [\text{Mg}^{2^+}] \, [\text{CO}_3^{\ 2^-}] = (s) \, (s) = s^2 \\ s \qquad \qquad s \qquad \qquad s \\ s = \sqrt{K_{PS}} = \sqrt{3.5 \ 10^{-8} \left(\frac{\text{mol}}{L}\right)^2} = 1.9 \ 10^{-4} \, \frac{\text{mol}}{L} \end{split}$$

b)
$$100 \text{ mL} \frac{1,9 \cdot 10^{-4} \text{ molMgCO}_3}{1000 \text{ mL}} \frac{84,3 \text{ g MgCO}_3}{1 \text{ molMgCO}_3} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ g MgCO}_3 = 1,6 \text{ mg MgCO}_3$$

(Oviedo. 2020-2021/ Julio.2A)

Para la reacción química general A + B \rightarrow productos, a una temperatura determinada, se obtuvieron los valores de velocidades iniciales a 25 °C que se indican en la tabla:

Experimento	[A] ₀ (M)	[B] ₀ (M)	Velocidad inicial (Ms ⁻¹)
1	0,212	0,102	3,60 x 10 ⁻⁵
2	0,212	0,204	1,45 x 10 ⁻⁴
3	0,313	0,204	2,14 x 10 ⁻⁴

Determine la ecuación de velocidad para la reacción química, indicando el orden de reacción parcial respecto del reactivo A y del reactivo B.

Solución:

Si nos fijamos en las experiencias 1 y 2 observamos que la concentración de A permanece invariable y la de B se multiplica por 2. Como el valor de la velocidad se multiplica por 4= 2² (dividir ambos valores para comprobarlo), deducimos que **el orden respecto de B es 2**.

Si nos fijamos ahora en las experiencias 2 y 3 observamos que la concentración de B no se modifica y la de A se multiplica por 1,5 (dividir para comprobarlo). Como el valor de la velocidad también se multiplica por 1,45, deducimos que *el orden respecto de A es 1.*

Ecuación de velocidad: V = K [A] [B]² . Orden 1 respecto de A. Orden 2 respecto de B.

(Oviedo. 2020-2021/ Julio.4A. a)

Para la reacción: $I_2(g) + C_5H_8(g) \rightarrow C_5H_6(g) + 2 HI(g)$ $\Delta H^0 = 92,5 \text{ KJ mol}^{-1}$

Explique el efecto de cada uno de los siguientes factores en la cantidad de HI(g) presente en el equilibrio:

- a) Elevar la temperatura de la mezcla.
- b) Introducir más C₅H₆(g) en el recipiente que contiene la mezcla.

Solución:

- a) Como la reacción es endotérmica cuando va de izquierda a derecha, si se aumenta la temperatura el equilibrio se desplazará en el sentido de disminuir la temperatura. Esto es, hacia la derecha, produciendo C₅H₆ y HI.
- b) El equilibrio se desplazará en el sentido de disminuir la cantidad del producto introducido. Se desplazará, por tanto, hacia la izquierda disminuyendo la cantidad de Hl.

(Oviedo. 2019-2020/ Junio.1A)

En un recipiente cerrado de 3,0 L, en el que inicialmente se ha realizado el vacío, se introducen 0,1 moles de pentacloruro de fósforo, $PCl_3(g)$, 0,2 moles de tricloruro de fósforo, $PCl_3(g)$, y 0,2 moles de cloro, $Cl_2(g)$, y se eleva la temperatura de la mezcla gaseosa a 250 °C, alcanzándose el siguiente equilibrio:

$$PCI_5(g) \rightleftharpoons PCI_3(g) + CI_2(g)$$

- a) Indique, de forma razonada, el sentido en el que el sistema evolucionará de forma espontánea para alcanzar el estado de equilibrio.
- b) Calcule la concentración en el equilibrio del PCI₃(g).

Datos: Kc = $9.0 \cdot 10^{-3}$ a 250 °C, cuando las concentraciones se expresan en mol L⁻¹

Solución:

a) Para determinar el sentido en el que equilibrio evolucionará calculamos el cociente de reacción:

$$Q = \frac{[PCI_3]_0 \ [CI_2]_0}{[PCI_5]_0} = \frac{\frac{0,2}{\cancel{3}} \ \frac{mol}{\cancel{L}} \frac{0,2 \ mol}{3} \frac{mol}{\cancel{L}}}{\frac{0,1 \ mol}{\cancel{3}}} = 0,13 \frac{mol}{\cancel{L}}$$

Como Q > Kc el sistema evolucionará hasta que el valor de Q sea igual a Kc, por tanto se consumirá PCI₃ y CI₂ y aumentará la concentración de PCI₅

b) Suponiendo que reaccionen x moles de cloro, en el equilibrio tendríamos:

$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$				
N _{ini}	0,1	0,2	0,2	
n _{r/f}	Х	Х	Х	
n _{eq}	0,1+x	0,2-x	0,2-x	

En el equilibrio:

$$Kc = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{\left(\frac{0,2-x}{3}\right)^2}{\frac{0,1+x}{3}} = 9,0.10^{-3}; x = 0,12$$

[PCl₃] = [Cl₂] =
$$\frac{0.2 - x}{V} = \frac{0.2 - 0.12}{3} = 0.027 \frac{\text{mol}}{L}$$

(Oviedo. 2019-2020/ Junio.1B)

En 500 mL de una disolución acuosa saturada de sulfato de calcio, CaSO₄, a 25°C, hay 340 mg de CaSO₄ disueltos. Calcule el valor de la constante del producto de solubilidad del CaSO₄ en agua a 25°C.

Datos. Masas atómicas: Ca = 40 u; O = 16 u; S = 32 u.

Solución:

$$\begin{aligned} \text{CaSO}_4(s) & \stackrel{\rightleftarrows}{\longleftrightarrow} \text{Ca}^{2^+}(\text{ac}) + \text{SO}_4^{\ 2^-}(\text{ac})\,; \quad \text{K}_{\text{PS}} = [\text{Ca}^{2^+}] \left[\text{SO}_4^{\ 2^-}\right] = (s) \, (s) = s^2 \\ s \qquad \qquad s \end{aligned}$$

Podemos calcular la solubilidad a partir de los datos del enunciado:

$$\begin{split} s = & \left[\text{CaSO}_4 \right] = \frac{340 \, \text{mg CaSO}_4}{0.5 \, L} \, \frac{1 \, \text{g}}{10^3 \, \text{mg}} \, \frac{1 \, \text{mol CaSO}_4}{136 \, \text{gCaSO}_4} = 5.0 \, 10^{-3} \, \frac{\text{mol CaSO}_4}{L} \\ & K_{\text{PS}} = \left[\text{Ca}^{2+} \right] \left[\text{SO}_4^{\ 2-} \right] = (s) \, (s) = s^2 = (5.0 \, 10^{-3})^2 \left(\frac{\text{mol}}{L} \right)^2 = 2.5 \, 10^{-5} \left(\frac{\text{mol}}{L} \right)^2 \end{split}$$

(Oviedo. 2019-2020/Julio 1A)

Para la reacción química en fase gaseosa 2 NO(g) + $O_2(g)$ \longrightarrow 2 NO₂(g), se obtuvieron los siguientes valores de velocidades iniciales a 25 °C:

Experimento	$[O_2]_0$ (M)	[NO] ₀ (M)	Velocidad inicial (Ms ⁻¹)
1	1,44 x 10 ⁻³	2,59 x 10 ⁻⁴	5,9 x 10 ⁻⁷
2	1,44 x 10 ⁻³	2,61 x 10 ⁻³	6,0 x 10 ⁻⁵
3	7,0 x 10 ⁻⁵	2,61 x 10 ⁻³	3,0 x 10 ⁻⁶

Determine la ecuación de velocidad, indicando el orden de reacción parcial respecto del O₂(g).

Solución:

Si nos fijamos en las experiencias 1 y 2 observamos que la concentración de O_2 permanece invariable y la de NO se multiplica por diez. Como el valor de la velocidad se multiplica por cien, deducimos que *el orden respecto de NO* es 2

Si nos fijamos ahora en las experiencias 2 y 3 observamos que la concentración de NO no se modifica y la de O_2 se divide por veinte. Como el valor de la velocidad también se divide por veinte, deducimos que **el orden respecto de O_2 es 1.**

Por tanto:

Ecuación de velocidad: $V = K [NO]^2 [O_2]$. Orden 2 respecto de NO. Orden 1 respecto de O_2 .

(Oviedo. 2019-2020/Julio 1B)

A 375 K, la constante de equilibrio, Kp, de la reacción SO_2 $Cl_2(g) \Rightarrow SO_2(g) + Cl_2(g)$ es 2,4, cuando las presiones se expresan en atmósferas. En un recipiente de 1 L, en el que inicialmente se ha realizado el vacío, se colocan 6,7 g de $SO_2Cl_2(g)$ y se eleva la temperatura a 375 K. Calcule la presión parcial de cada uno de los componentes de la mezcla gaseosa en equilibrio a 375 K.

Datos. Masas atómicas: S = 32 u: O = 16 u: Cl = 35.45 u. R = 0.082 atm L K⁻¹ mol⁻¹

Solución:

Cálculo de los moles de SO₂Cl₂:

$$6.7g \, SO_2Cl_2 \frac{1 \, mol \, SO_2Cl_2}{134.9 \, gSO_2Cl_2} = 0.05 \, mol \, SO_2Cl_2$$

La reacción se iniciará hacia la derecha. Por tanto, podemos escribir:

$SO_2 Cl_2(g) \xrightarrow{\rightleftarrows} SO_2(g) + Cl_2(g)$				
n _{ini}	0,05			
n _{r/f}	х	х	х	
n _{eq}	0,05-x	х	Х	

$$\begin{split} & \text{Kp} = \text{Kc} \left(\text{RT} \right)^{\Delta n}; \text{Kc} = \text{Kp} \left(\text{RT} \right)^{(-\Delta n)} = 2,4 \text{ atm} \left(0,082 \frac{\text{atm} \ L}{\text{K} \text{ mol}} \ 375 \text{ K} \right)^{-1} = 0,078 \frac{\text{mol}}{L} \\ & [\text{SO}_2 \ \text{Cl}_2] = \frac{0,05 - x}{V} \\ & [\text{SO}_2] = [\text{Cl}_2] = \frac{x}{V} \end{split} \\ & \text{Kc} = \frac{[\text{SO}_2] \ [\text{Cl}_2]}{[\text{SO}_2 \ \text{Cl}_2]} = \frac{\left(\frac{x}{V} \right)^2}{\frac{0,05 - x}{V}} = \frac{\frac{x^2}{V}}{\left(0,05 - x \right)}; \quad \frac{x^2}{\left(0,05 - x \right)} = 0,078; \quad x = 0,035 \end{split}$$

Número de moles de gas en el equilibrio: (0.05 - x) + x + x = 0.05 + x = 0.05 + 0.035 = 0.085 moles Por tanto, la presión total en el equilibrio será:

$$P_{Tot}V = n_{Tot} RT$$
; $P_{Tot} = \frac{n_{Tot}RT}{V} = \frac{0,085 \text{ moles } 0,082 \frac{\text{atm } \cancel{V}}{\cancel{K} \text{ mol}}}{1 \cancel{V}} = 2,6 \text{ atm}$

Y las presiones parciales:

$$\begin{split} P_{SO_2} &= x_{SO_2} P_{Tot} = \frac{n_{SO_2}}{n_{Tot}} \, P_{Tot} = \frac{0,035}{0,085} \, 2,6 \text{ atm} = 1,07 \text{ atm} \\ P_{Cl_2} &= P_{SO_2} = 1,07 \text{ atm} \\ P_{SO_2Cl_2} &= x_{SO_2Cl_2} P_{Tot} = \frac{n_{SO_2Cl_2}}{n_{Tot}} \, P_{Tot} = \frac{0,05-0,035}{0,085} \, 2,6 \text{ atm} = 0,47 \text{ atm} \end{split}$$

(Oviedo. 2018-2019/ 4.1)

Para la reacción química a 425 ${}^{\circ}\text{C}$ $I_2(g) + H_2(g) \xrightarrow{\rightleftarrows} 2 \, \text{HI}(g)$, Kc= 54,8 cuando las concentraciones se expresan en mol/L. En un recipiente cerrado de 5 L, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 13 g de I_2 , 2,02 g de H_2 y 20,04 g de HI. La mezcla se calienta a 425 ${}^{\circ}\text{C}$.

- a) Indique, de forma razonada, el sentido en el que el sistema evolucionará espontáneamente para alcanzar el estado de equilibrio.
- b) Calcule el valor de la concentración en el equilibrio de cada una de las sustancias que intervienen en la reacción.

Datos. Masas atómicas: I= 126,9 u; H=1,01 u.

Solución:

a) Cálculo de los moles para las sustancias:

13 gH₂
$$\frac{1 \text{ mol } I_2}{253.8 \text{ gH}_2} = 0.051 \text{ mol } I_2$$

2,02 gH₂ $\frac{1 \text{ mol } H_2}{2.02 \text{ gH}_2} = 1.000 \text{ mol } H_2$
20,04 gHI $\frac{1 \text{ mol } HI}{127.9 \text{ gHI}} = 0.157 \text{ mol } HI$

El cociente de reacción (expresión idéntica la de la constante de equilibrio en la que se introducen concentraciones que no son las de equilibrio), será:

$$Q = \frac{[HI]_0^2}{[I_2]_0 [H_2]_0} = \frac{\left(\frac{0,0157}{\cancel{N}}\right)^2}{\frac{0,051}{\cancel{N}} \frac{1,000}{\cancel{N}}} = 0,48$$

 $Q = \frac{[HI]_0^2}{[I_2]_0 [H_2]_0} = \frac{\left(\frac{0,0157}{\cancel{y}}\right)^2}{0,051 1,000} = 0,48$ Como Q < Kc el sistema evolucionará en el sentido que permita hacer Q = Kc. Esto es, aumentará el numerador y disminuirá el denominador, luego **se consumirá I**₂ e **H**₂

b) Por lo tanto, suponiendo que reaccionen x moles de yodo, en el equilibrio tendríamos:

$I_2(g) + H_2(g) \xrightarrow{\rightleftharpoons} 2 HI(g)$				
n _{ini}	0,051	1,000	0,157	
n _{r/f}	Х	Х	2x	
n _{eq}	0,051-x	1,000-x	0,157+2x	

$$Kc = \frac{[HI]^2}{[I_2][H_2]} = \frac{\left(\frac{n_{HI}}{\cancel{N}}\right)^2}{\frac{n_{I_2}}{\cancel{N}}\frac{n_{H_2}}{\cancel{N}}} = \frac{n_{HI}^2}{n_{I_2}n_{H_2}} = \frac{(0.0157 + 2x)^2}{(0.051 - x) (1.000 - x)} = 54.8 \text{ ; } x = 0.05$$

Concentraciones en el equilibrio:

$$[I_2] = \frac{0,051 - x}{V} = \frac{(0,051 - 0,05) \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[H_1 - \frac{1,000 - x}{5} - \frac{(1,000 - 0,05) \text{ mol}}{5 - 0.19 \text{ M}} = 0.19 \text{ M}$$

$$[H_2] = \frac{1,000 - x}{V} = \frac{(1,000 - 0,05) \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,19 \text{ M}$$

$$[HI] = \frac{0,157 + 2 \text{ x}}{V} = \frac{\left(0,157 + 2.0,05\right) \text{mol}}{5 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}$$

(Oviedo. 2018-2019/3.1)

A 250 mL de agua se añade 1 mg de AgCl(s) a 25°C. Determine:

- a) Si se disolverá todo el sólido añadido.
- b) La [Ag+] en la disolución

Suponga que no se observa variación en el volumen al añadir el sólido al agua.

Datos. Masas atómicas: Ag= 107,9 u; Cl=35,45 u. K_{PS}(AgCl)= 1,8 10⁻¹⁰

Solución:

Podemos calcular la solubilidad del cloruro de plata (concentración máxima de sal disuelta) a partir del equilibrio que se establece entre la parte sólida y la parte disuelta, escindida en iones:

$$\begin{split} AgCl(s) & \xrightarrow{\rightleftharpoons} Ag^+(ac) + Cl^-(ac)\,; \quad K_{PS} = [Ag^+] \, [Cl^-] = \left(s\right) \left(s\right) = s^2 \\ s & s \\ s & = \sqrt{K_{PS}} = \sqrt{1,8 \, 10^{-10} \bigg(\frac{mol}{L}\bigg)^2} = 1,34 \, 10^{-5} \, \frac{mol}{L} \end{split}$$

Por tanto, en 250 mL se pueden disolver, como máximo:

250 mL disol
$$\frac{1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol AgCl}}{1000 \text{ mL disol}} \frac{143,35 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 4,80 \cdot 10^{-4} \text{ g AgCl} = 0,48 \text{ mg AgCl}$$

Quedarán sin disolver : (1-0.48)mg = 0.52 mg

b) La concentración de Ag⁺ coincidirá con la solubilidad, luego: [Ag+]=s=1,34 10⁻⁵ mol/L

(Oviedo. 2018-2019/ 1.2)

Experimentalmente se determinó que, en 250 mL de una disolución acuosa saturada de carbonato de calcio, CaCO₃, a 25°C, hay 1,3 mg de sal disueltos.

- a) Calcule el valor de la constante del producto de solubilidad del CaCO₃ en agua a 25°C.
- b) Calcule la concentración máxima de Ca²⁺ que puede estar disuelto en una disolución acuosa que presenta una [CO₃²⁻]=1,5 10⁻⁴ M a 25⁰C.

Suponga que no se observa variación en el volumen al añadir el sólido al agua.

Datos. Masas atómicas: Ca= 40 u; C=12 u; O=16 u

Solución:

a) Equilibrio entre la parte sólida y la parte disuelta y constante del producto de solubilidad:

$$CaCO_3(s) \xrightarrow{\rightleftharpoons} Ca^{2+}(ac) + CO_3^{2-}(ac); \quad K_{PS} = [Ca^{2+}][CO_3^{2-}] = (s)(s) = s^2$$

La solubilidad del carbonato lo podemos calcular a partir de los datos suministrados en el enunciado:

$$s = \frac{1,3 \ 10^{-3} \ g \ CaeO_3}{250 \ mL \ disol} \frac{1 \ mol \ CaCO_3}{100 \ g \ CaeO_3} \frac{1000 \ mL \ disol}{1L \ disol} = 5,2 \ 10^{-5} \frac{mol}{L}$$

Por tanto:

$$K_{PS} = [Ca^{2+}][CO_3^{2-}] = (s)(s) = s^2 = (5.2 \cdot 10^{-5})^2 \left(\frac{mol}{L}\right)^2 = 2.7 \cdot 10^{-9} \left(\frac{mol}{L}\right)^2$$

b)
$$K_{PS} = [Ca^{2+}][CO_3^{2-}]; \ [Ca^{2+}] = \frac{K_{PS}}{[CO_3^{2-}]} = \frac{2,710^{-9} \left(\frac{mol}{L}\right)^2}{1,5 \cdot 10^{-4} \cdot \frac{mol}{L}} = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{mol}{L}$$

(Oviedo. 2017-2018/ 3.2)

El valor de la constante del producto de solubilidad del bromuro de plata, AgBr, en agua a 25 °C es 2,8 10-9.

- a) Calcule la solubilidad del bromuro de plata en agua a 25°C.
- b) Si se añaden 5 mg de bromuro de plata a la cantidad de agua necesaria para completar 100 mL de disolución a 25 °C ¿se disolverá todo el bromuro de plata añadido? Si la respuesta es negativa ¿qué porcentaje de bromuro de plata añadido quedará sin disolver'

Datos. Masas atómicas: Ag= 107,9 u; Br=79,9 u.

Solución:

a) Podemos calcular la solubilidad a partir de la expresión de la constante del producto de solubilidad:

$$\begin{split} AgBr(s) & \stackrel{\rightleftarrows}{\longleftrightarrow} Ag^+(ac) + Br^-(ac) \, ; \quad K_{PS} = [Ag^+] \, [Br^-] = \left(s\right) \left(s\right) = s^2 \\ s & s \\ s & = \sqrt{K_{PS}} = \sqrt{2,8 \, 10^{-9} \left(\frac{mol}{L}\right)^2} = 5,3 \, 10^{-5} \, \frac{mol}{L} \end{split}$$

b) Para calcular la cantidad máxima de AgBr que se puede disolver, partimos de la solubilidad de la sal:

100 mL disol
$$\frac{5.3 \cdot 10^{-5} \text{ mol-AgBr}}{1000 \text{ mL disol}} \frac{187.8 \text{ g AgBr}}{1 \text{ mol-AgCl}} = 10^{-3} \text{ g AgBr} = 1 \text{ mg AgBr}$$

Quedarán sin disolver: 4 mg

$$\frac{4 \text{ mg sin}}{5 \text{ mg tot}} \frac{100 \text{ mg tot}}{100 \text{ mg tot}} = 80 \frac{\text{mg sin}}{100 \text{ mg tot}} = 80\%$$

(Oviedo. 2017-2018/ 3. 5A)

Para la reacción química general A+B → C+D, la ley de velocidad está representada por la ecuación: v = k [A] [B]². Determine las unidades de la constante de velocidad para esta ley de velocidad.

Solución:

$$v = k [A] [B]^{2}; k = \frac{v}{[A] [B]^{2}} = \frac{\frac{mol L}{s}}{\left(\frac{mol}{L}\right)^{3}} = \left(\frac{mol}{L}\right)^{-2} s^{-1}$$

(Oviedo. 2017-2018/ 2. 1)

En un recipiente de 20 L en el que se ha hecho el vacío se introducen 0,85 moles de PCI₅ y se calientan a 200 °C. A esta temperatura se alcanza el equilibrio:

$$PCl_5(g) \xrightarrow{\rightleftarrows} PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

En el equilibrio a 200 °C la presión total de la mezcla es de 2,5 atm. Calcule:

- a) El grado de disociación del PCl₅ a 200 °C.
- b) El valor de Kp a 200 °C.

Dato: R= 0,082 atm L K-1 mol-1

Solución:

a) Suponiendo que reaccionen x moles de PCl₅, en el equilibrio tendríamos:

$PCl_5(g) \longrightarrow PCl_3(g) + Cl_2(g)$				
n _{ini}	0,85		_	
n _{r/f}	Х	Х	Х	
n _{eq}	0,85-x	х	х	

Número de moles de gas en el equilibrio: 0,85- x + x+ x=0,85+x

El número de moles gaseosos lo podemos obtener a partir del dato de presión total en el equilibrio:

$$P_{Tot}V = n_{Tot} RT$$
; $n_{Tot} = \frac{P_{Tot}V}{RT} = \frac{2.5 \text{ atm } 20 \text{ //}}{0.082 \frac{\text{atm } 1/}{\text{ //} \text{ mol}}} = 1,29 \text{ moles}$

Luego: 0.85 + x = 1.29; x = 0.44 moles.

Cálculo del grado de disociación (moles disociados/mol presente):

$$\frac{0,44 \text{ mol dis}}{0,85 \text{ metes}} \frac{100 \text{ metes}}{100 \text{ moles}} = 52\%$$
; $\alpha = 0,52$ (tanto por uno)

b)
$$P_{PCI_5} = x_{PCI_5} P_{Tot} = \frac{0.85 - x}{0.85 + x} P_{Tot} = \frac{0.85 - 0.44}{0.85 + 0.44} 2.5 \text{ atm} = 0.79 \text{ atm}$$

$$P_{PCI_3} = x_{PCI_3} P_{Tot} = \frac{x}{0.85 + x} P_{Tot} = \frac{0.44}{0.85 + 0.44} 2.5 \text{ atm} = 0.85 \text{ atm}$$

$$P_{CI_2} = P_{PCI_3} = 0.85 \text{ atm}$$

$$Kp = \frac{P_{PCI_3} P_{CI_2}}{P_{PCI_5}} = \frac{0.85^2 \text{ atm}^2}{0.79 \text{ atm}} = 0.91 \text{ atm}$$

$$P_{CI_2} = P_{PCI_3} = 0.85 \text{ atm}$$

(Oviedo. 2017-2018/ 1. 2)

A 25 °C la constante del producto de solubilidad del sulfato de plomo(II), PbSO₄, es 16. 10-8. Calcule:

- a) La solubilidad del PbSO₄ en agua a 25 °C, expresada en g de soluto/100 mL de disolución.
- b) El volumen mínimo de disolución acuosa en que se disuelven completamente 10 mg de PbSO₄ a 25 °C.

Datos. Masas atómicas: Pb= 207,2 u; S=32 u; O=16 u.

Solución:

a) Podemos calcular la solubilidad a partir de la expresión de la constante del producto de solubilidad:

$$\begin{split} \text{PbSO}_4(s) & \stackrel{\rightleftharpoons}{\longleftrightarrow} \text{Pb}^{2+}(ac) + \text{SO}_4^{\ 2-}(ac); \quad \text{K}_{PS} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{SO}_4^{\ 2-}] = \big(s\big) \big(s\big) = s^2 \\ s & s \\ s & = \sqrt{\text{K}_{PS}} = \sqrt{1,6\,10^{-8} \bigg(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\bigg)^2} = 1,26\,10^{-4}\,\frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ & \frac{1,26\,10^{-4}\,\text{mol}\,\text{PbSO}_4}{1000\,\,\text{mL}} \frac{303,2\,\,\text{g}\,\text{PbSO}_4}{1\,000\,\,\text{mL}} \frac{100\,\,\text{mL}}{100\,\,\text{mL}} = 3,82\,10^{-3}\,\frac{\text{g}\,\text{PbSO}_4}{100\,\,\text{mL}} = 3,82\,\frac{\text{mg}\,\text{PbSO}_4}{100\,\,\text{mL}} = 3,82\,\frac{\text{mg}\,\text{PbSO}_4}$$

b) Para calcular el volumen mínimo de disolución necesario para disolver 10 mg hacemos uso de la solubilidad:

$$10.10^{-3} \text{ gPbSO}_4 \frac{1 \text{molPbSO}_4}{303.2 \text{ gPbSO}_4} \frac{1000 \text{ mL disol}}{1,26 \cdot 10^{-4} \text{ molPbSO}_4} = 261,8 \text{ mL disol} \approx 262 \text{ mL disol}$$

(Oviedo. 2016-2017/ 4. 1)

En un recipiente cerrado de 2 L en el que previamente se ha hecho el vacío se introducen 0,5 moles de $SO_2(g)$, 0,2 moles de $O_2(g)$, y 0,5 moles de $SO_3(g)$. La mezcla gaseosa se calienta a 1000 K, alcanzándose el equilibrio representado por la ecuación:

$$2 SO_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{\rightleftharpoons} 2 SO_3(g)$$

En el equilibrio la presión parcial del SO₂(g). es de 10 atm.

- a) Indique, de foma razonada, cómo evolucionará el sistema para alcanzar el equilibrio.
- b) Calcule el valor de Kc para la reacción en equilibrio a 1000 K, tal y como está escrita.

Dato: R= 0.082 atm L K-1 mol-1

Solución:

a) La presión parcial del SO2 inicialmente sería:

$$P_{SO_2}V = n_{SO_2}RT$$
; $P_{SO_2} = \frac{n_{SO_2}RT}{V} = \frac{0.5 \text{ prof } 0.082 \frac{\text{atm. } \cancel{V}}{\text{K. prof }} 1000 \text{ pc}}{2 \text{ pc}} = 20,5 \text{ atm}$

Como la presión parcial es mayor que la correspondiente al equilibrio el sistema evolucionará en el sentido de disminuir esta presión, lo que se logrará disminuyendo el número de moles de SO_2 . Por lo tanto, se consumirá SO_2 y O_2 y aumentará la cantidad de SO_3 hasta que se alcance el equilibrio.

b) Como el equilibrio se desplaza en el sentido de consumir SO₂, podremos escribir:

	2 SO ₂ (g) +	$O_2(g) \stackrel{\rightleftarrows}{\longleftarrow}$	2 SO₃(g)
n _{ini}	0,5	0,2	0,5
n _{r/f}	2x	х	2x
n _{eq}	0,5 - 2x	0,2 - x	0,5 + 2x

Para el equilibrio la presión parcial del SO₂ es 10 atm. Con este dato podemos calcular el número de moles de SO₂ en el equilibro, y a partir de ahí, obtener el valor de x

$$P_{SO_2}V = n_{SO_2}R \ T \ ; \ n_{SO_2} = \frac{P_{SO_2}V}{R \ T} = \frac{10 \ \text{atm} \ 2 \ \text{L}'}{0,082 \ \text{atm}. \ \text{L}'} = 0,244 \ \text{mol}$$

$$n_{SO_2} = 0.5 - 2x = 0.244$$
 ; $x = 0.128$ mol

Una vez determinado el valor de x podemos saber las concentraciones en el equilibrio y, a partir de ellas, el valor de Kc:

$$\begin{split} [SO_3] &= \frac{0.5 + 2x}{V} = \frac{0.5 + 2 \, (0.128)}{2} \frac{mol}{L} = 0.378 \, \frac{mol}{L} \\ [SO_2] &= \frac{0.5 - 2x}{V} = \frac{0.5 - 2 \, (0.128)}{2} \frac{mol}{L} = 0.122 \, \frac{mol}{L} \\ [O_2] &= \frac{0.2 - x}{V} = \frac{0.2 - (0.128)}{2} \frac{mol}{L} = 0.036 \, \frac{mol}{L} \end{split} \right\} \\ \text{Kc} &= \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \, [O_2]} = \frac{0.378^2}{0.122^2 \, 0.036} \left(\frac{mol}{L}\right)^{-1} = 266.7 \left(\frac{mol}{L}\right)^{-1} = 266$$

(Oviedo. 2016-2017/ 3. 1)

Para la reacción química general: $A+B \rightarrow C+D$, a una temperatura determinada, la velocidad inicial de desaparición de A varía con las concentraciones iniciales de los reactivos en la forma que se indica en la tabla:

Experimento	[A ₀] (M)	[B ₀] (M)	Veloc. Inicial (M s ⁻¹)
1	0,2	0,2	2,32 10-4
2	0,8	0,2	9,28 10-4
3	1,2	1,2	8,35 10 ⁻³

- a) Determine la ecuación de velocidad para la reacción, indicando el orden de reacción parcial respecto del reactivo A y del reactivo B.
- b) Calcule el valor de la constante de velocidad, k, e indique sus unidades.

Solución:

Si nos fijamos en las experiencias 1 y 2 observamos que la concentración de B no se modifica y la de A se multiplica por cuatro. Como el valor de la velocidad también queda multiplicado por cuatro, deducimos que *el orden respecto de A es 1.*

Si nos fijamos ahora en las experiencias 1 y 3 observamos que la concentración de A se multiplica por seis y la de B, también. El valor de la velocidad en la experiencia tres es treinta y seis veces el de la experiencia 1. Por tanto:

$$\begin{array}{c} v_{_{1}} = k \; [A] \; [B]^{^{\beta}} \\ v_{_{3}} = k \; [6 \; A] \; [6 \; B]^{^{\beta}} \end{array} \right\} \\ \begin{array}{c} v_{_{1}} \\ v_{_{3}} = k \; [6 \; A] \; [6 \; B]^{^{\beta}} \end{array} \\ = \frac{\cancel{k} \; [A] \; [B]^{^{\beta}}}{\cancel{k} \; [6 \; A] \; [6 \; B]^{^{\beta}}} \\ = \frac{1}{6} \underbrace{\cancel{[\cancel{B}]}^{^{\beta}}}_{\cancel{[\cancel{B}]}^{\beta}} \\ = \frac{1}{6^{^{\beta+1}}} \; ; \; \frac{1}{36} \\ = \frac{1}{6^{^{\beta+1}}} \;$$

Ecuación de velocidad: v = k [A] [B] . Orden 1 respecto de A. Orden 1 respecto de B.

b) v = k [A] [B] Tomando, los datos de las experiencias 1 y 2, por ejemplo, tenemos:

$$k = \frac{v}{[A][B]} = \frac{2,32 \cdot 10^{-4} \cdot \frac{\text{mol}}{L}}{0,2 \cdot \frac{\text{mol}}{L} \cdot 0,2 \cdot \frac{\text{mol}}{L}} = 5,8 \cdot 10^{-3} \left(\frac{\text{mol}}{L}\right)^{-1} \text{ s}^{-1}$$

(Oviedo. 2016-2017/ 2.1)

En una disolución acuosa saturada de carbonato de bario, BaCO₃, la concentración del anión carbonato es 8.3 10⁻⁵ M.

- a) Calcule la constante del producto de solubilidad del carbonato de bario.
- b) Determine si se formará un precipitado de carbonato de bario al añadir a 100 mL de agua 30 mL de una disolución acuosa 10⁻³ M de nitrato de bario, Ba (NO₃)₂, y 20 mL de una disolución acuosa una 10⁻³ M de carbonato de sodio, Na₂CO₃.

Solución:

c) La concentración del anión carbonato en una disolución saturada será la solubilidad de la sal. Conocida la solubilidad podemos calcular la constante del producto de solubilidad:

$$\begin{split} BaCO_{3}(s) & \xrightarrow{\rightleftharpoons} Ba^{2+}(ac) + CO_{3}^{\ 2-}(ac)\,; \quad K_{PS} = [Ba^{2+}]\,[CO_{3}^{\ 2-}] = \left(s\right)\!\left(s\right) = s^{2} \\ s \qquad \qquad s \\ K_{PS} = s^{2} = (8,310^{-5})^{2}\!\left(\frac{mol}{L}\right)^{2} = 6,89\,10^{-9}\!\left(\frac{mol}{L}\right)^{2} \end{split}$$

d) Para saber si se formará precipitado hemos de calcular el producto iónico, o producto de las concentraciones de los iones análogo al de la constante del producto de solubilidad, pero con las concentraciones de la disolución (que notamos con el subíndice "0"), y lo comparamos con K_{PS}

$$Q = [Ba^{2+}]_0 [CO_3^{2-}]_0$$

Moles de Ba²⁺

$$30 \text{ mL disol} \frac{10^{-3} \text{ moles Ba(NO}_3)_2}{1000 \text{ mL disol}} \frac{1 \text{ mol Ba}^{2+}}{1 \text{ mol Ba(NO}_3)_2} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ moles Ba}^{2+}$$

Moles de CO₃²⁻

20 mL disol
$$\frac{10^{-3} \text{ moles Na}_2\text{CO}_3}{1000 \text{ mL disol}} \frac{1 \text{ mol CO}_3^{2^-}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ moles CO}_3^{2^-}$$

Concentración en moles/L de Ba2+:

$$[Ba^{2+}] = \frac{3.5 \cdot 10^{-5} \text{ moles}}{150 \text{ mL-disol}} \frac{1000 \text{ mL-disol}}{1 \text{ L disol}} = 2.33 \cdot 10^{-4} \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

Concentración en moles/L de CO32-

$$[CO_3^{2-}] = \frac{2,0 \ 10^{-5} \text{ moles}}{150 \text{ mL-disol}} \frac{1000 \text{ mL-disol}}{1 \text{ L disol}} = 1,33 \ 10^{-4} \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

$$Q = [Ba^{2+}]_0 [CO_3^{2-}]_0 = (2,33 \cdot 10^{-4}) \frac{mol}{L} (1,33 \cdot 10^{-4}) \frac{mol}{L} = 3,11 \cdot 10^{-8} \left(\frac{mol}{L}\right)^2$$

Si comparamos Q con K_{PS} vemos que Q> K_{PS} . Por tanto, habrá precipitado

(Oviedo. 2016-2017/ 1. 2)

En un recipiente cerrado de 2 L en el que se ha hecho el vacío se introducen 0,1 moles de NOCl(g), 0,1 moles de NO(g), y 0,05 moles de $Cl_2(g)$. La mezcla gaseosa se calienta a 300 °C, alcanzándose el equilibrio: $2 \text{ NOCl}(g) \stackrel{\rightleftharpoons}{\longleftrightarrow} 2 \text{ NO(g)} + \text{Cl}_2(g)$

En el equilibrio el número total de moles gaseosos ha disminuido un 7,2%. Calcule el valor de Kc para la reacción en equilibrio a 300°C tal y como está escrita.

Solución:

El número de moles iniciales es: (0,1+0,1+0,05) moles = 0,25 moles.

En el equilibrio el número de moles gaseosos ha disminuido un 7,2%. Es decir, quedará un 92,8% de los moles iniciales. Esto es: 0,25 moles. 0,928= 0,232 moles.

El hecho de que nos digan que disminuye el número de moles gaseosos es suficiente para darnos cuenta de que la reacción, para alcanzar el equilibrio, se desplaza en el sentido de disminuir el número de moles gaseosos. Esto es, en el sentido de consumir NO y Cl₂ y dar NOCI.

$2 \operatorname{NOCl}(g) \xrightarrow{\rightleftarrows} 2 \operatorname{NO}(g) + \operatorname{Cl}_2(g)$				
n _{ini}	0,1	0,1	0,05	
n _{r/f}	2 x	2 x	х	
n _{eq}	0,1+ 2 x	0,1 – 2 x	0,05 - x	

Como sabemos el número de moles de gas que hay en el equilibrio, podemos calcular la "x":

Moles totales en el equilibrio: (0,1+2x) + (0,1-2x) + (0,05-x) = 0,25 - x

Por tanto: 0.25 - x = 0.232; x = 0.018 moles.

Cálculo de las concentraciones en el equilibrio y Kc:

$$\begin{split} &[NOCI] = \frac{0.1 + 2x}{V} = \frac{0.1 + 2 \, (0.018)}{2} \frac{mol}{L} = 0.068 \, \frac{mol}{L} \\ &[NO] = \frac{0.1 - 2x}{V} = \frac{0.1 - 2 \, (0.018)}{2} \frac{mol}{L} = 0.032 \, \frac{mol}{L} \\ &[CI_2] = \frac{0.05 - x}{V} = \frac{0.05 - (0.018)}{2} \frac{mol}{L} = 0.016 \, \frac{mol}{L} \end{split} \right\} \\ &[CI_2] = \frac{0.05 - x}{V} = \frac{0.05 - (0.018)}{2} \frac{mol}{L} = 0.016 \, \frac{mol}{L} \end{split}$$