

EQUILIBRIO QUÍMICO

▮ PROBLEMAS

● FASE GAS

1. A 670 K, un recipiente de 2 dm³ contén unha mestura gasosa en equilibrio de 0,003 moles de hidróxeno, 0,003 moles de iodo e 0,024 moles de ioduro de hidróxeno, segundo a reacción:
- $$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$$

Nestas condicións, calcule:

- a) O valor de K_c e K_p
 b) A presión total no recipiente e as presións parciais dos gases na mestura.

(P.A.U. Set. 10)

Rta.: a) $K_p = K_c = 64$; b) $P_T = 83,5$ kPa; $P(\text{H}_2) = P(\text{I}_2) = 8,4$ kPa; $P(\text{HI}) = 66,8$ kPa

Datos

Gas: Volume

Temperatura

Cantidade no equilibrio de I₂

Cantidade no equilibrio de H₂

Cantidade no equilibrio de HI

Incógnitas

Constante do equilibrio K_C

Constante do equilibrio K_P

Presión total

Presións parciais do H₂, I₂ e HI

Outros símbolos

Cantidade da sustancia X

Concentración da sustancia X

Ecuacións

Dos gases ideais

Constantes do equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

Cifras significativas: 3

$$V = 2,00 \text{ dm}^3$$

$$T = 670 \text{ K}$$

$$n_e(\text{I}_2) = 0,00300 \text{ mol I}_2$$

$$n_e(\text{H}_2) = 0,00300 \text{ mol H}_2$$

$$n_e(\text{HI}) = 0,0240 \text{ mol HI}$$

$$K_C$$

$$K_P$$

$$P_T$$

$$P(\text{H}_2), P(\text{I}_2), P(\text{HI})$$

$$n(\text{X})$$

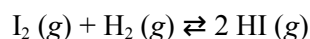
$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

$$P V = n R T \Rightarrow P = (n / V) R T$$

$$K_C = \frac{[\text{C}]_e^c [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a [\text{B}]_e^b} \quad K_P = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

Solución:

A ecuación química é:



A constante de equilibrio en función das concentracións é:

$$K_C = \frac{[\text{HI}]_e^2}{[\text{I}_2]_e [\text{H}_2]_e} = \frac{\left(\frac{0,0240}{2,00}\right)^2}{\left(\frac{0,00300}{2,00}\right) \cdot \left(\frac{0,00300}{2,00}\right)} = 64,0 \text{ (para concentracións expresadas en mol/L)}$$

Se consideramos comportamento ideal para os gases, podemos escribir:

$$K_p = \frac{P_{\text{HI}}^2}{P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{I}_2}} = \frac{([\text{HI}]_e RT)^2}{[\text{H}_2]_e RT \cdot [\text{I}_2]_e RT} = \frac{[\text{HI}]_e^2}{[\text{H}_2]_e [\text{I}_2]_e} = K_c = 64,0 \text{ (presións expresadas en atm)}$$

b) A presión parcial de cada un dos gases, suposto comportamento ideal, é a que exercería si se atopase só no recipiente. A presión total será a suma destas presións parciais (Lei de Dalton)

$$P(\text{HI}) = \frac{n(\text{HI}) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{0,0240 [\text{mol}] \cdot 8,31 [\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] \cdot 670 [\text{K}]}{2,00 \times 10^{-3} \text{ m}^3} = 6,68 \times 10^4 \text{ Pa} = 66,8 \text{ kPa}$$

$$P(\text{I}_2) = \frac{n(\text{I}_2) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{0,00300 [\text{mol}] \cdot 8,31 [\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] \cdot 670 [\text{K}]}{2,00 \times 10^{-3} \text{ m}^3} = 8,35 \times 10^3 \text{ Pa} = 8,35 \text{ kPa}$$

$$P(\text{H}_2) = P(\text{I}_2) = 8,35 \text{ kPa}$$

$$P_T = P(\text{H}_2) + P(\text{I}_2) + P(\text{HI}) = 8,35 + 8,35 + 66,8 = 83,5 \text{ kPa}$$

2. Nun recipiente de $10,0 \text{ dm}^3$ introdúcese $0,61$ moles de CO_2 e $0,39$ moles de H_2 quentando ata $1250 \text{ }^\circ\text{C}$. Unha vez alcanzado o equilibrio segundo a reacción: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ analízase a mestura de gases, atopándose $0,35$ moles de CO_2 .

a) Calcule os moles dos demais gases no equilibrio.

b) Calcule o valor de K_c a esa temperatura.

(P.A.U. Xuño 08)

Rta.: a) $n_e(\text{CO}_2) = 0,35 \text{ mol}$; $n_e(\text{H}_2) = 0,13 \text{ mol}$; $n_e(\text{CO}) = n_e(\text{H}_2\text{O}) = 0,26 \text{ mol}$; b) $K_c = 1,5$

Datos

Gas: Volume

Temperatura

Cantidad inicial de CO_2

Cantidad inicial de H_2

Cantidad de CO_2 no equilibrio

Incógnitas

Número de moles de cada compoñente no equilibrio

Constante de equilibrio

Outros símbolos

Concentración da substancia X

Ecuacións

Constante do equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

Cifras significativas: 2

$$V = 10,0 \text{ dm}^3$$

$$T = 1250 \text{ }^\circ\text{C} = 1523 \text{ K}$$

$$n_0(\text{CO}_2) = 0,61 \text{ mol CO}_2$$

$$n_0(\text{H}_2) = 0,39 \text{ mol H}_2$$

$$n_e(\text{CO}_2) = 0,35 \text{ mol CO}_2 \text{ eq.}$$

$$n_e(\text{H}_2), n_e(\text{CO}), n_e(\text{H}_2\text{O})$$

$$K_c$$

$$[\text{X}]$$

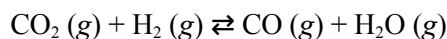
$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a [\text{B}]_e^b}$$

Solución:

a) Se quedan $0,35 \text{ mol}$ dos $0,61 \text{ mol}$ que había inicialmente, é que reaccionaron:

$$n_r(\text{CO}_2) = 0,61 - 0,35 = 0,26 \text{ mol CO}_2 \text{ que reaccionaron}$$

Da estequiometría da reacción:



reaccionaron $0,26 \text{ mol}$ de H_2 e formáronse os mesmos de CO e H_2O .

Representamos nun cadro as cantidades (moles) de cada gas en cada fase:

	<i>Cantidade</i>	CO_2	H_2	\rightleftharpoons	H_2O	CO	
n_0	inicial	0,61	0,39		0,0	0,0	mol
n_r	que reacciona ou se forma	0,26	0,26		0,26	0,26	mol
n_e	no equilibrio	0,35	0,13		0,26	0,26	mol

No equilibrio haberá:

$$n_e(CO_2) = 0,35 \text{ mol}; n_e(H_2) = 0,13 \text{ mol}; n_e(CO) = n_e(H_2O) = 0,26 \text{ mol}$$

b) A expresión da constante de equilibrio en función das concentracións é:

$$K_c = \frac{[H_2O]_e [CO]_e}{[H_2]_e [CO_2]_e} = \frac{\frac{0,26 \text{ mol } H_2O}{10 \text{ dm}^3} \frac{0,26 \text{ mol } CO}{10 \text{ dm}^3}}{\frac{0,35 \text{ mol } CO_2}{10 \text{ dm}^3} \frac{0,13 \text{ mol } H_2}{10 \text{ dm}^3}} = 1,5$$

3. Nun recipiente de 5 dm³ introdúcese 1,0 mol de SO₂ e 1,0 mol de O₂ e quéntase 727 °C, producíndose a seguinte reacción: 2 SO₂ (g) + O₂ (g) \rightleftharpoons 2 SO₃ (g). Unha vez alcanzado o equilibrio, analízase a mestura atopando que hai 0,15 moles de SO₂. Calcule:

- a) Os gramos de SO₃ que se forman.
b) O valor da constante de equilibrio K_c .

(P.A.U. Set. 08)

Rta.: a) $m(SO_3) = 68 \text{ g}$; b) $K_c = 280$

Datos

Gas: Volume

Temperatura

Cantidade inicial de SO₂

Cantidade inicial de O₂

Cantidade de SO₂ no equilibrio

Masa molar do trióxido de xofre

Incógnitas

Masa de SO₃ que se forma

Constante de equilibrio

Outros símbolos

Concentración da sustancia X

Ecuacións

Constante do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

Cifras significativas: 3

$$V = 5,00 \text{ dm}^3$$

$$T = 727 \text{ }^\circ\text{C} = 1000 \text{ K}$$

$$n_0(SO_2) = 1,00 \text{ mol } SO_2$$

$$n_0(O_2) = 1,00 \text{ mol } O_2$$

$$n_e(SO_2) = 0,150 \text{ mol } SO_2 \text{ eq.}$$

$$M(SO_3) = 80 \text{ g/mol}$$

$$m_e(SO_3)$$

$$K_c$$

$$[X]$$

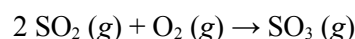
$$K_c = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

Solución:

a) Se quedan 0,15 mol do 1,00 mol que había inicialmente, é que reaccionaron:

$$n_r(SO_2) = 1,00 - 0,15 = 0,85 \text{ mol } SO_2 \text{ que reaccionaron}$$

Da estequiometría da reacción:



reaccionaron $0,85 / 2 = 0,43 \text{ mol}$ de O₂ e formáronse 0,85 mol SO₃

Representamos nun cadro as cantidades (moles) de cada gas en cada fase:

	<i>Cantidad</i>	2 SO_2	O_2	\rightleftharpoons	2 SO_3	
n_0	inicial	1,00	1,00		0,00	mol
n_r	que reacciona ou se forma	0,85	0,43	\rightarrow	0,85	mol
n_e	no equilibrio	0,15	0,57		0,85	mol

No equilibrio haberá:

$$n_e(\text{SO}_2) = 0,15 \text{ mol}; n_e(\text{O}_2) = 0,57 \text{ mol}; n_e(\text{SO}_3) = 0,85 \text{ mol}$$

e a masa de SO_3 será:

$$m_e(\text{SO}_3) = 0,85 \text{ mol} \cdot 80 \text{ g/mol} = 68 \text{ g SO}_3 \text{ no equilibrio}$$

b) A expresión da constante de equilibrio en función das concentracións é:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]_e^2}{[\text{O}_2]_e[\text{SO}_2]_e^2} = \frac{\left(\frac{0,85 \text{ mol SO}_3}{5,0 \text{ dm}^3}\right)^2}{0,57 \text{ mol O}_2 \left(\frac{0,15 \text{ mol SO}_2}{5,0 \text{ dm}^3}\right)^2} = 280$$

4. O CO_2 reacciona co H_2S a altas temperaturas segundo: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COS}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Introdúcense 4,4 g de CO_2 nun recipiente de 2,55 L a 337 °C, e unha cantidade suficiente de H_2S para que, unha vez alcanzado o equilibrio, a presión total sexa de 10 atm (1013,1 kPa). Se na mestura en equilibrio hai 0,01 moles de auga, calcule:

a) O número de moles de cada unha das especies no equilibrio.

b) O valor de K_c e K_p a esa temperatura.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Xuño 12)

Rta.: a) $n_e(\text{CO}_2) = 0,090 \text{ mol}$; $n_e(\text{H}_2\text{S}) = 0,399 \text{ mol}$; $n_e(\text{COS}) = 0,0100 \text{ mol}$; b) $K_p = K_c = 2,8 \times 10^{-3}$

Datos

Masa inicial de CO_2

Gas: Volume

Temperatura

Presión

Cantidad de auga no equilibrio

Constante dos gases ideais

Masa molar do dióxido de carbono

Incógnitas

Cantidades de todas as especies no equilibrio

Constantes de equilibrio

Outros símbolos

Concentración da sustancia X

Ecuacións

Constantes do equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

Ecuación de estado dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$$m_0(\text{CO}_2) = 4,40 \text{ g}$$

$$V = 2,55 \text{ dm}^3 = 2,55 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$T = 337 \text{ }^\circ\text{C} = 610 \text{ K}$$

$$P_{T0} = 10 \text{ atm} = 1,0131 \times 10^6 \text{ Pa}$$

$$n_e(\text{H}_2\text{O}) = 0,0100 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g/mol}$$

$$n_e(\text{CO}_2), n_e(\text{H}_2\text{S}), n_e(\text{COS})$$

$$K_c, K_p$$

$$[X]$$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{P_c^c \cdot P_d^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

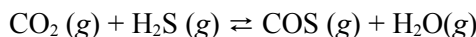
a) A cantidade inicial de CO_2 é:

$$n_0(\text{CO}_2) = 4,40 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} = 0,100 \text{ mol CO}_2$$

Unha vez alcanzado o equilibrio, a cantidade total de gas (suposto comportamento ideal) é:

$$n_{\text{Te}} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,013 \times 10^6 [\text{Pa}] \cdot 2,55 \times 10^{-3} [\text{m}^3]}{8,31 [\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] \cdot 610 [\text{K}]} = 0,509 \text{ mol total}$$

Da ecuación química



dedúcese que a cantidade total de gas non varía co progreso da reacción.

(Unha forma de velo é supoñer que inicialmente hai n_1 moles de CO_2 (g) e n_2 moles de H_2S (g). Chamando x á cantidade de CO_2 (g) que reacciona ata que se alcanza o equilibrio,

	<i>Cantidade</i>	CO_2	H_2S	\rightleftharpoons	COS	H_2O	
n_0	inicial	n_1	n_2		0,00	0,00	mol
n_r	que reacciona ou se forma	x	x	\rightarrow	x	x	mol
n_e	no equilibrio	$n_1 - x$	$n_2 - x$		x	x	mol

calcúlase que a cantidade final de gas é:

$$n_{\text{Te}} = (n_1 - x) + (n_2 - x) + x + x = n_1 + n_2$$

igual que a que había inicialmente)

Polo tanto, a cantidade de H_2S (g) que había inicialmente era:

$$n_0(\text{H}_2\text{S}) = 0,509 [\text{mol total}] - 0,100 [\text{mol CO}_2] = 0,409 \text{ mol H}_2\text{S}$$

Representado nun cadro as cantidades (moles) de cada gas en cada fase:

	<i>Cantidade</i>	CO_2	H_2S	\rightleftharpoons	COS	H_2O	
n_0	inicial	0,100	0,409		0,00	0,00	mol
n_r	que reacciona ou se forma	x	x	\rightarrow	x	x	mol
n_e	no equilibrio					0,0100	mol

dedúcese que se formaron 0,0100 mol de H_2O (g)

$$x = 0,0100 \text{ mol}$$

As cantidades de todos os gases no equilibrio son:

$$n_e (\text{CO}_2) = 0,100 [\text{mol iniciais}] - 0,0100 [\text{mol que reaccionan}] = 0,090 \text{ mol CO}_2 \text{ no equilibrio}$$

$$n_e (\text{H}_2\text{S}) = 0,409 [\text{mol iniciais}] - 0,0100 [\text{mol que reaccionan}] = 0,399 \text{ mol H}_2\text{S no equilibrio}$$

$$n_e (\text{COS}) = 0,0100 [\text{mol formados}] = 0,0100 \text{ mol COS no equilibrio}$$

b) A expresión da constante de equilibrio en función das concentracións é:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_e [\text{COS}]_e}{[\text{H}_2\text{S}]_e [\text{CO}_2]_e} = \frac{\frac{0,0100 \text{ mol H}_2\text{O}}{2,55 \text{ dm}^3} \cdot \frac{0,0100 \text{ mol COS}}{2,55 \text{ dm}^3}}{\frac{0,399 \text{ mol H}_2\text{S}}{2,55 \text{ dm}^3} \cdot \frac{0,090 \text{ mol CO}_2}{2,55 \text{ dm}^3}} = 2,8 \times 10^{-3}$$

Como un dos factores (0,090 mol CO_2) só ten dúas cifras significativas, a constante só pode ter dúas cifras significativas.

A relación entre K_p e K_c para esta reacción é

$$K_p = \frac{P_e(\text{H}_2\text{O}) \cdot P_e(\text{COS})}{P_e(\text{H}_2\text{S}) \cdot P_e(\text{CO}_2)} = \frac{\frac{n_e(\text{H}_2\text{O}) \cdot R \cdot T}{V} \cdot \frac{n_e(\text{COS}) \cdot R \cdot T}{V}}{\frac{n_e(\text{H}_2\text{S}) \cdot R \cdot T}{V} \cdot \frac{n_e(\text{CO}_2) \cdot R \cdot T}{V}} = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_e [\text{COS}]_e}{[\text{H}_2\text{S}]_e [\text{CO}_2]_e} = K_c$$

Polo que

$$K_p = K_c = 2,8 \times 10^{-3}$$

5. Nun matraz de 1 dm³ introdúcese 0,1 mol de PCl₅(g) e quéntase a 250 °C. Unha vez alcanzado o equilibrio, o grao de disociación do PCl₅(g) en PCl₃(g) e Cl₂(g) é de 0,48. Calcula:

- O número de moles de cada compoñente no equilibrio.
- A presión no interior do matraz.
- O valor de K_c

(P.A.U. Xuño 97)

Rta.: a) $n(\text{PCl}_3)_e = n(\text{Cl}_2)_e = 0,048 \text{ mol}$; $n(\text{PCl}_5)_e = 0,052 \text{ mol}$; b) $P_T = 6,34 \text{ atm}$; c) $K_C = 0,044$

Datos

Gas: Volume

Temperatura

Cantidad inicial de PCl₅

Grao de disociación

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$$V = 1,00 \text{ dm}^3$$

$$T = 250 \text{ }^\circ\text{C} = 523 \text{ K}$$

$$n_0(\text{PCl}_5) = 0,100 \text{ mol PCl}_5$$

$$\alpha = 0,480$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas

Número de moles de cada compoñente no equilibrio

$$n(\text{PCl}_5), n(\text{PCl}_3), n(\text{Cl}_2)$$

Presión no interior do matraz

$$P$$

Constante de equilibrio

$$K_C$$

Outros símbolos

Cantidad disociada

$$n_d$$

Concentración da sustancia X

$$[X]$$

Ecuacións

Lei de Dalton das presións parciais

$$P_T = \sum P_i$$

Dos gases ideais

$$P V = n R T$$

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Grao de disociación

$$\alpha = n_d / n_0$$

Constante do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

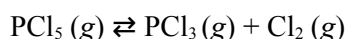
$$K_C = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

Solución:

a) Tense disociado:

$$n_d(\text{PCl}_5) = \alpha \cdot n_0(\text{PCl}_5) = 0,480 \cdot 0,100 \text{ [mol PCl}_5\text{]} = 0,0480 \text{ mol PCl}_5 \text{ disociados.}$$

A reacción axustada é:



Da estequiometría da reacción:

$$n(\text{PCl}_3)_e = n(\text{Cl}_2)_e = n_d(\text{PCl}_5) = 0,048 \text{ mol de PCl}_3 \text{ e de Cl}_2 \text{ no equilibrio}$$

$$n(\text{PCl}_5)_e = n(\text{PCl}_5)_0 - n_d(\text{PCl}_5) = 0,100 - 0,048 = 0,052 \text{ mol PCl}_5 \text{ no equilibrio}$$

		PCl_5	\rightleftharpoons	PCl_3	Cl_2	
n_0	Cantidad inicial	0,100		0	0	mol
n_r	Cantidad que reacciona ou se forma	0,048	\rightarrow	0,048	0,048	mol
n_e	Cantidad no equilibrio	0,052		0,048	0,048	mol
$[]_e$	Concentración no equilibrio	0,052		0,048	0,048	mol/dm ³

b) A presión total será:

$$P_T = P(PCl_5) + P(PCl_3) + P(Cl_2)$$

Supondo comportamento ideal para os gases:

$$P_T = n_T R T / V = \sum n_i R T / V = (0,048 + 0,048 + 0,052) [\text{mol}] \cdot 0,082 [\text{atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}] \cdot 523 [\text{K}] / 1,00 [\text{dm}^3] = 6,34 \text{ atm}$$

c) A constante de equilibrio en función das concentracións

$$K_C = \frac{[PCl_3]_e [Cl_2]_e}{[PCl_5]_e} = \frac{0,048 \cdot 0,048}{0,052} = 0,044 \quad (\text{concentracións expresadas en mol/dm}^3)$$

6. Nun matraz de 5 L introdúcese unha mestura de 0,92 moles de N_2 e 0,51 moles de O_2 e quéntase ata 2 200 K, establecéndose o equilibrio $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 NO(g)$. Tendo en conta que nestas condicións reacciona o 1,09 % do nitróxeno inicial:

a) Calcule a concentración molar de todos os gases no equilibrio a 2 200 K.

b) Calcule o valor das constantes K_c e K_p a esa temperatura.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Set. 12)

Rta.: a) $[N_2] = 0,182 \text{ mol/dm}^3$; $[O_2] = 0,100 \text{ mol/dm}^3$; $[NO] = 0,0040 \text{ mol/dm}^3$; b) $K_p = K_c = 8,84 \times 10^{-4}$

Datos

Gas: Volume

Temperatura

Cantidad inicial de N_2

Cantidad inicial de O_2

Grado de reacción

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$$V = 5,00 \text{ dm}^3$$

$$T = 2200 \text{ K}$$

$$n_0(N_2) = 0,920 \text{ mol } N_2$$

$$n_0(O_2) = 0,510 \text{ mol } O_2$$

$$\alpha = 0,0109$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas

Concentracións molares de todos os gases no equilibrio

$$n(N_2), n(O_2), n(NO)$$

Constantes de equilibrio

$$K_C, K_p$$

Outros símbolos

Cantidad de gas que reaccionou

$$n_r$$

Ecuacións

Ecuación de estado dos gases ideais

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Concentración da sustancia X

$$[X] = n(X) / V$$

Grado de reacción

$$\alpha = n_r / n_0$$

Constantes do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

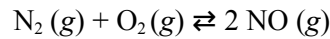
$$K_C = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b} \quad K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

Solución:

a) Reaccionaron:

$$n_r(\text{N}_2) = \alpha n_0(\text{N}_2) = 0,0109 \cdot 0,920 [\text{mol N}_2] = 0,0100 \text{ mol N}_2$$

A reacción axustada é:



Da estequiometría da reacción:

$$n_r(\text{O}_2) = n_r(\text{N}_2) = 0,0100 \text{ mol O}_2$$

$$n_r(\text{NO}) = 2 n_r(\text{N}_2) = 0,0200 \text{ mol NO}$$

		N_2	O_2	\square	2NO	
n_0	Cantidade inicial	0,920	0,510		0	mol
n_r	Cantidade que reacciona ou se forma	0,0100	0,0100	\rightarrow	0,0200	mol
n_e	Cantidade no equilibrio	0,910	0,500		0,0200	mol
$[]_e$	Concentración no equilibrio	0,182	0,100		0,00400	mol/dm ³

b) A constante de equilibrio en función das concentracións

$$K_C = \frac{[\text{NO}]_e^2}{[\text{N}_2]_e \cdot [\text{O}_2]_e} = \frac{0,00400^2}{0,182 \cdot 0,100} = 8,84 \times 10^{-4} \text{ (concentracións expresadas en mol/dm}^3\text{)}$$

A constante de equilibrio en función das presións

$$K_P = \frac{P_{\text{NO}}^2}{P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{O}_2}} = \frac{([\text{NO}]_e RT)^2}{[\text{N}_2]_e RT \cdot [\text{O}_2]_e RT} = \frac{[\text{NO}]_e^2}{[\text{N}_2]_e [\text{O}_2]_e} = K_C = 8,84 \times 10^{-4} \text{ (presións expresadas en atm)}$$

7. Calcula os valores de K_C e K_P a 250 °C na reacción de formación do ioduro de hidróxeno, sabendo que partimos de dous moles de I_2 e catro moles de H_2 , obtendo tres moles de ioduro de hidróxeno. O volume do recipiente de reacción é de 10 dm³.

(P.A.U. Set. 99)

Rta.: $K_P = K_C = 7,20$

Datos

Gas: Volume
 Temperatura
 Cantidade inicial de I_2
 Cantidade inicial de H_2
 Cantidade de HI no equilibrio

Cifras significativas: 3

$V = 10,0 \text{ dm}^3$
 $T = 250 \text{ }^\circ\text{C} = 523 \text{ K}$
 $n_0(\text{I}_2) = 2,00 \text{ mol I}_2$
 $n_0(\text{H}_2) = 4,00 \text{ mol H}_2$
 $n_e(\text{HI}) = 3,00 \text{ mol HI}$

Incógnitas

Constante do equilibrio K_C
 Constante do equilibrio K_P

K_C
 K_P

Outros símbolos

Cantidade da sustancia X que reaccionou
 Concentración da sustancia X

$n_r(\text{X})$
 $[\text{X}]$

Ecuacións

Dos gases ideais
 Cantidade (número de moles)

$P V = n R T$
 $n = m / M$

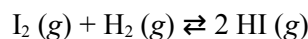
Ecuacións

Constantes do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$K_C = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b} \quad K_P = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

Solución:

A ecuación química é:



Da estequiometría da reacción, os moles de I_2 e H_2 que reaccionaron son:

$$n_r(I_2) = n_r(H_2) = 3,00 \text{ [mol HI]} \cdot 1 \text{ [mol } I_2] / 2 \text{ [mol HI]} = 1,50 \text{ mol } I_2 \text{ e } H_2 \text{ que reaccionaron.}$$

No equilibrio quedan:

$$n_e(I_2) = n_0(I_2) - n_r(I_2) = 2,00 - 1,50 = 0,50 \text{ mol } I_2 \text{ que queda no equilibrio}$$

$$n_e(H_2) = n_0(H_2) - n_r(H_2) = 4,00 - 1,50 = 2,50 \text{ mol } H_2 \text{ que queda no equilibrio}$$

		I_2	H_2	\rightleftharpoons	$2 HI$	
n_0	Cantidade inicial	2,00	4,00		0	mol
n_r	Cantidade que reacciona ou se forma	1,50	1,50	→	3,00	mol
n_e	Cantidade no equilibrio	0,50	2,50		3,00	mol
$[]_e$	Concentración no equilibrio	0,050	0,250		0,300	mol/dm ³

A expresión da constante de equilibrio en función das concentracións é:

$$K_C = \frac{[HI]_e^2}{[I_2]_e [H_2]_e} = \frac{0,300^2}{0,050 \cdot 0,250} = 7,20 \text{ (concentracións expresadas en mol/dm}^3\text{)}$$

Se consideramos comportamento ideal para os gases, podemos escribir:

$$K_P = \frac{P_{HI}^2}{P_{H_2} \cdot P_{I_2}} = \frac{([HI]_e RT)^2}{[H_2]_e RT \cdot [I_2]_e RT} = \frac{[HI]_e^2}{[H_2]_e [I_2]_e} = K_C = 7,20 \text{ (presións expresadas en atm)}$$

8. Nun recipiente de 2 dm³ de capacidade dispónse unha certa cantidade de N₂O₄ (g) e quéntase o sistema ata 298,15 K. A reacción que ten lugar é: N₂O₄ (g) ⇌ 2 NO₂ (g). Sabendo que se alcanza o equilibrio químico cando a presión total dentro do recipiente é 1,0 atm (101,3 kPa) e a presión parcial do N₂O₄ é 0,70 atm (70,9 kPa), calcular:

a) O valor de K_p a 298,15 K.

b) O número de moles de cada un dos gases no equilibrio.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Set. 11)

Rta.: a) $K_p = 0,13$; b) $n_1 = 0,025 \text{ mol NO}_2$; $n_2 = 0,057 \text{ mol N}_2\text{O}_4$

Datos

Gas: Volume

Temperatura

Presión total no equilibrio

Presión parcial do N₂O₄ no equilibrio

Constante dos gases ideais

Incógnitas

Constante do equilibrio K_p

Cifras significativas: 3

$$V = 2,00 \text{ dm}^3$$

$$T = 298,15 \text{ K}$$

$$P_T = 1,00 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$$

$$P(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,700 \text{ atm} = 70,9 \text{ kPa}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$K_p$$

Incógnitas

Cantidad de NO₂ e N₂O₄ $n(\text{NO}_2)$ e $n(\text{N}_2\text{O}_4)$

Ecuacións

Concentración da sustancia X $[\text{X}] = n(\text{X}) / V$

Ecuación dos gases ideais $P V = n R T$

Constantes do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$ $K_C = \frac{[\text{C}]_e^c [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a [\text{B}]_e^b}$ $K_P = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$

Solución:

A ecuación química é:



A constante de equilibrio en función das presións (expresadas en atm) é:

$$K_P = \frac{P^2(\text{NO}_2)}{P(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

A lei de Dalton das presións parciais di que la presión total é a suma destas presións parciais.

$$P_T = \sum P_i$$

$$P(\text{NO}_2) = 1,00 \text{ [atm]} - 0,700 \text{ [atm]} = 0,30 \text{ atm}$$

$$K_P = \frac{P^2(\text{NO}_2)}{P(\text{N}_2\text{O}_4)} = \frac{0,30^2}{0,700} = 0,13$$

b) Supoñendo comportamento ideal para os gases:

$$n(\text{NO}_2) = \frac{P(\text{NO}_2) \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,30 \text{ [atm]} \cdot 2,00 \text{ [dm}^3\text{]}}{0,082 \text{ [atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}\text{]} \cdot 298,15 \text{ [K]}} = 0,025 \text{ mol NO}_2$$

$$n(\text{N}_2\text{O}_4) = \frac{P(\text{N}_2\text{O}_4) \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,700 \text{ [atm]} \cdot 2,00 \text{ [dm}^3\text{]}}{0,082 \text{ [atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}\text{]} \cdot 298,15 \text{ [K]}} = 0,057 \text{ mol N}_2\text{O}_4$$

9. Á temperatura de 35 °C dispomos, nun recipiente de 310 cm³ de capacidade, dunha mestura gaseosa que contén 1,660 g de N₂O₄ en equilibrio con 0,385 g de NO₂.

a) Calcule a K_c da reacción de disociación do tetróxido de dinitróxeno á temperatura de 35 °C.

b) A 150 °C, o valor numérico de K_c é de 3,20. Cal debe ser o volume do recipiente para que estean en equilibrio 1 mol de tetróxido e dous moles de dióxido de nitróxeno?

Dato: R = 0,082 atm·dm³/(K·mol)

(P.A.U. Xuño 07)

Rta.: a) K_C = 0,0125; b) V = 1,25 dm³

Datos

Volume

Temperatura apartado a)

Masa no equilibrio N₂O₄ a 35 °C

Masa no equilibrio NO₂ a 35 °C

Constante do equilibrio K_C a 150 °C

Cantidad no equilibrio N₂O₄ a 150 °C

Cantidad no equilibrio NO₂ a 150 °C

Cifras significativas: 3

$$V = 310 \text{ cm}^3 = 0,310 \text{ dm}^3$$

$$T = 35 \text{ °C} = 308 \text{ K}$$

$$m_e(\text{N}_2\text{O}_4) = 1,660 \text{ g N}_2\text{O}_4$$

$$m_e(\text{NO}_2) = 0,385 \text{ g NO}_2$$

$$K'_C = 3,20$$

$$n_e(\text{N}_2\text{O}_4) = 1,00 \text{ mol N}_2\text{O}_4$$

$$n_e(\text{NO}_2) = 2,00 \text{ mol NO}_2$$

Datos

Masa molar: dióxido de nítróxeno
tetraóxido de dinitróxeno

Cifras significativas: 3

$M(\text{NO}_2) = 46,0 \text{ g/mol}$
 $M(\text{N}_2\text{O}_4) = 92,0 \text{ g/mol}$

Incógnitas

Constante do equilibrio K_C a 35°C

K_C

Volume do recipiente

V

Outros símbolos

Cantidade dunha sustancia X

$n(\text{X})$

Ecuacións

Cantidade (número de moles)

$n = m / M$

Concentración da sustancia X

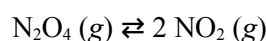
$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$

Constante do equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

$$K_C = \frac{[\text{C}]_e^c [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a [\text{B}]_e^b}$$

Solución:

A ecuación química é:



A expresión da constante de equilibrio:

$$K_C = \frac{[\text{NO}_2]_e^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]_e}$$

As concentracións das especies no equilibrio son:

$$[\text{NO}_2]_e = \frac{0,385 \text{ g NO}_2}{0,310 \text{ dm}^3} \frac{1 \text{ mol NO}_2}{46,0 \text{ g NO}_2} = 0,0270 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_e = \frac{1,660 \text{ g N}_2\text{O}_4}{0,310 \text{ dm}^3} \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_4}{92,0 \text{ g N}_2\text{O}_4} = 0,0582 \text{ mol/dm}^3$$

e o valor da constante de equilibrio a 35°C é

$$K_C = \frac{[\text{NO}_2]_e^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]_e} = \frac{(0,027)^2}{0,0582} = 0,0125$$

b) Ao variar a temperatura, varía a constante de equilibrio. Volvendo escribir a expresión da constante á temperatura de 150°C

$$K'_C = 3,20 = \frac{[\text{NO}_2]_e^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]_e} = \frac{\left(\frac{2,00}{V}\right)^2}{\left(\frac{1,00}{V}\right)} = \frac{4,00}{V}$$

de onde:

$$V = 4,00 / 3,20 = 1,25 \text{ dm}^3$$

10. A constante de equilibrio para a reacción: $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + \text{CO} (\text{g})$ é $K_C = 1,6$ a 986°C . Un recipiente 1 dm^3 contén inicialmente unha mestura de $0,2$ moles de H_2 ; $0,3$ moles de CO_2 ; $0,4$ moles de auga e $0,4$ moles de CO a 986°C .

- a) Xustificar por que esta mestura non está en equilibrio.
 b) Se os gases reaccionan ata alcanzar o estado de equilibrio a 986 °C, calcular as concentracións finais.
 c) Calcular a presión inicial e a presión final de mestura gasosa.
Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. (P.A.U. Set. 01)
Rta.: a) Non, $Q = 2,7 > K_c$; b) $[\text{H}_2] = 0,24$; $[\text{CO}_2] = 0,34$; $[\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}] = 0,36 \text{ mol/dm}^3$
 c) $P_i = P_f = 134 \text{ atm}$.

Datos

Gas: Volume
 Temperatura
 Cantidade inicial de H_2
 Cantidade inicial de CO_2
 Cantidade inicial de H_2O
 Cantidade inicial de CO
 Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 2

$V = 1,0 \text{ dm}^3$
 $T = 986 \text{ }^\circ\text{C} = 1\,259 \text{ K}$
 $n_0(\text{H}_2) = 0,20 \text{ mol H}_2$
 $n_0(\text{CO}_2) = 0,30 \text{ mol CO}_2$
 $n_0(\text{H}_2\text{O}) = 0,40 \text{ mol H}_2\text{O}$
 $n_0(\text{CO}) = 0,40 \text{ mol CO}$
 $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Incógnitas

Por que esta mestura non está en equilibrio
 Concentracións no equilibrio
 Presión inicial e final no interior do matraz

Q_0
 $[\text{H}_2]_e, [\text{CO}_2]_e, [\text{H}_2\text{O}]_e, [\text{CO}]_e$
 P_0, P_e

Outros símbolos

Concentración da sustancia X

$[X]$

Ecuacións

Lei de Dalton das presións parciais
 Dos gases ideais
 Cantidade (número de moles)
 Grao de disociación

$P_T = \sum P_i$
 $P V = n R T$
 $n = m / M$
 $\alpha = n_d / n_0$

Constante do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$K_C = \frac{[\text{C}]_e^c [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a [\text{B}]_e^b}$$

Solución:

a) A relación Q_0 vale

$$Q_0 = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_0 [\text{CO}]_0}{[\text{H}_2]_0 [\text{CO}_2]_0} = \frac{\left(\frac{0,40 \text{ mol}}{1,0 \text{ dm}^3}\right) \left(\frac{0,40 \text{ mol}}{1,0 \text{ dm}^3}\right)}{\left(\frac{0,20 \text{ mol}}{1,0 \text{ dm}^3}\right) \left(\frac{0,30 \text{ mol}}{1,0 \text{ dm}^3}\right)} = 2,7 > 1,6 = K_C$$

Se estivese en equilibrio $Q_0 = K_c$, xa que logo, non está en equilibrio.

b) Chamando x aos moles de H_2 que reaccionan desde a situación de partida ata alcanzar o equilibrio, pódese escribir:

		H_2	CO_2	\rightleftharpoons	H_2O	CO	
n_0	Cantidade inicial	0,20	0,30		0,40	0,40	mol
n_f	Cantidade que reacciona ou se forma	x	x	\rightarrow	x	x	mol

		H_2	CO_2	\rightleftharpoons	H_2O	CO	
n_e	Cantidad no equilibrio	$0,20 - x$	$0,30 - x$		$0,40 + x$	$0,40 + x$	mol
$[]_e$	Concentración no equilibrio	$0,20 - x$	$0,30 - x$		$0,40 + x$	$0,40 + x$	mol/dm ³

A expresión da constante de equilibrio en función das concentracións é:

$$K_c = \frac{[H_2O]_e [CO]_e}{[H_2]_e [CO_2]_e} = \frac{\frac{(0,40+x) \text{ mol}}{1,0 \text{ dm}^3} \frac{(0,40+x) \text{ mol}}{1,0 \text{ dm}^3}}{\frac{(0,20-x) \text{ mol}}{1,0 \text{ dm}^3} \frac{(0,30-x) \text{ mol}}{1,0 \text{ dm}^3}} = 1,6$$

Resolvendo a ecuación de segundo grao dá dúas solucións.

Unha delas $x = 2,71$ mol non é válida, xa que suporía a existencia de cantidades negativas no equilibrio. A outra solución é $x = -0,039$ mol (é lóxico, xa que ao ser $Q_0 > K_c$, a reacción desprazarase cara á esquerda para acadar o equilibrio).

As concentracións no equilibrio son:

$$[H_2O]_e = [CO]_e = 0,36 \text{ mol/dm}^3$$

$$[H_2]_e = 0,24 \text{ mol/dm}^3$$

$$[CO_2]_e = 0,34 \text{ mol/dm}^3$$

c) Pola lei de Dalton:

$$P_T = n_T R T / V = \sum n_i R T / V$$

Supondo comportamento ideal, a presión total inicial será:

$$P_0 = (n_0(H_2) + n_0(CO_2) + n_0(H_2O) + n_0(CO)) R T / V = 1,3 \text{ [mol]} \cdot 0,082 \text{ [atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] \cdot 1259 \text{ [K]} / 1,0 \text{ [dm}^3] = 1,34 \times 10^2 \text{ atm} = 14 \text{ MPa}$$

Como a cantidade de sustancia no equilibrio é a mesma, a presión total non varía ao alcanzar o equilibrio.

$$P_e = P_0$$

11. A reacción $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$ ten, a 448 °C, un valor da constante de equilibrio K_c igual a 50. A esa temperatura un recipiente pechado de 1 dm³ contén inicialmente 1,0 mol de I_2 e 1,0 mol de H_2 .

a) Calcule os moles de HI (g) presentes no equilibrio.

b) Calcule a presión parcial de cada gas no equilibrio.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Xuño 11)

Rta.: a) $n_e(HI) = 1,56$ mol HI; b) $P(I_2) = P(H_2) = 1,3$ MPa; $P(HI) = 9,3$ MPa

Datos

Gas: Volume

Temperatura

Cantidad inicial de iodo

Cantidad inicial de hidróxeno

Constante de equilibrio (en función das concentracións en mol·dm⁻³)

Constante dos gases ideais

Incógnitas

Cantidad de HI no equilibrio

Presión parcial de cada gas no equilibrio

Cifras significativas: 3

$$V = 1,00 \text{ dm}^3$$

$$T = 448 \text{ °C} = 721 \text{ K}$$

$$n_0(I_2) = 1,00 \text{ mol } I_2$$

$$n_0(H_2) = 1,00 \text{ mol } H_2$$

$$K_c = 50,0$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_e(HI)$$

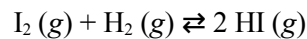
$$P(I_2), P(H_2), P(HI)$$

Outros símbolos

Concentración da sustancia X [X]

Masa molar M **Ecuacións**Lei de Dalton das presións parciais $P_T = \sum P_i$ Ecuación dos gases ideais $P V = n R T$ Constante do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$ $K_C = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$ **Solución**

b) A ecuación química é:

Chámase x á cantidade de iodo que se transforma en ioduro de hidróxeno. Pola estequiometría da reacción,

<i>Cantidade</i>		I_2	H_2	\rightleftharpoons	$2 HI$	
inicial	n_0	1,00	1,00		0	mol
que reacciona ou se forma	n_r	x	x		$2x$	mol
no equilibrio	n_e	$1,00 - x$	$1,00 - x$		$2x$	mol

A ecuación da constante de equilibrio é:

$$K_C = \frac{[HI]_e^2}{[I_2]_e [H_2]_e}$$

Tendo en conta que a concentración en $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ obtense dividindo a cantidade entre o volume (en dm^3):

$$K_C = 50,0 = \frac{\left(\frac{n_e(HI)}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_e(I_2)}{V}\right) \cdot \left(\frac{n_e(H_2)}{V}\right)} = \frac{\left(\frac{2x}{1,00}\right)^2}{\left(\frac{1,00-x}{1,00}\right) \left(\frac{1,00-x}{1,00}\right)} = \frac{(2x)^2}{(1,00-x)^2}$$

$$\pm \sqrt{50,0} = \frac{2x}{1,00-x} = \pm 7,07$$

$$x = 0,780 \text{ mol}$$

As cantidades no equilibrio serán:

$$n_e(HI) = 2x = 1,56 \text{ mol HI}$$

$$n_e(H_2) = n_e(I_2) = 1,00 - x = 0,22 \text{ mol HI}$$

b) Supondo comportamento ideal para os gases, a presión parcial de cada un deles vén dada por:

$$P_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P(HI) = \frac{1,56 [\text{mol HI}] \cdot 8,31 [\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] \cdot 721 [\text{K}]}{1,00 \times 10^{-3} [\text{m}^3]} = 9,34 \times 10^6 \text{ Pa} = 9,34 \text{ MPa} = 92,2 \text{ atm}$$

$$P(H_2) = P(I_2) = \frac{0,22 [\text{mol}] \cdot 8,31 [\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] \cdot 721 [\text{K}]}{1,00 \times 10^{-3} [\text{m}^3]} = 1,3 \times 10^6 \text{ Pa} = 1,3 \text{ MPa} = 13 \text{ atm}$$

12. Introdúcense 0,2 moles de $\text{Br}_2(\text{g})$ nun recipiente de $0,5 \text{ dm}^3$ a $600 \text{ }^\circ\text{C}$ sendo o grao de disociación, nesas condicións, do 0,8%. Calcular as constantes de equilibrio K_C e K_P .

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

(P.A.U. Xuño 02)

$$\text{Rta.: } K_C = 1,03 \times 10^{-4}; K_P = 7,4 \times 10^{-3}$$

Datos

Gas: Volume

Temperatura

Cantidade inicial de Br_2

Grao de disociación

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$$V = 0,500 \text{ dm}^3$$

$$T = 600 \text{ }^\circ\text{C} = 873 \text{ K}$$

$$n_0(\text{Br}_2) = 0,200 \text{ mol Br}_2$$

$$\alpha = 0,800\% = 8,00 \times 10^{-3}$$

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Incógnitas

Constante do equilibrio K_C

K_C

Constante do equilibrio K_P

K_P

Outros símbolos

Concentración da sustancia X

[X]

Cantidade de Br_2 que se ha disociado

$n_d(\text{Br}_2)$

Ecuacións

Dos gases ideais

$$P V = n R T$$

Cantidade (número de moles)

$$n = m / M$$

Grao de disociación

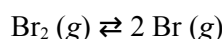
$$\alpha = n_d / n_0$$

Constantes do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$K_C = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b} \quad K_P = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

Solución:

A ecuación de disociación química do bromo é:



(Non pode ser outra. O bromo é covalente e en enlace entre os dous átomos pódese romper, deixándoos en liberdade)

Tense disociado:

$$n_d(\text{Br}_2) = \alpha \cdot n_0(\text{Br}_2) = 8,00 \times 10^{-3} \cdot 0,200 [\text{mol Br}_2] = 1,60 \times 10^{-3} \text{ mol Br}_2 \text{ disociados}$$

Pola estequiometría da reacción, as cantidades de bromo atómico formado e en equilibrio son:

		Br_2	\rightleftharpoons	2Br	
n_0	Cantidade inicial	0,200		0	mol
n_r	Cantidade que reacciona ou se forma	$1,60 \times 10^{-3}$	\rightarrow	$3,20 \times 10^{-3}$	mol
n_e	Cantidade no equilibrio	$0,200 - 0,002 = 0,198$		$3,20 \times 10^{-3}$	mol
[] _e	Concentración no equilibrio	$0,198 / 0,500 = 0,397$		$6,40 \times 10^{-3}$	mol/dm ³

A expresión da constante de equilibrio en función das concentracións é:

$$K_C = \frac{[\text{Br}]_e^2}{[\text{Br}_2]_e} = \frac{(6,40 \times 10^{-3})^2}{0,397} = 1,03 \times 10^{-4} \text{ (concentracións expresadas en mol/dm}^3\text{)}$$

A constante de equilibrio en función das presións é:

$$K_p = \frac{P_{Br}^2}{P_{Br_2}}$$

Se consideramos comportamento ideal para os gases, podemos escribir:

$$K_p = \frac{P_{Br}^2}{P_{Br_2}} = \frac{([Br]_e RT)^2}{[Br_2]_e RT} = \frac{[Br]_e^2}{[Br_2]_e} RT = K_c RT = 1,0 \times 10^{-4} \cdot 0,082 \cdot 873 = 7,4 \times 10^{-3} \text{ (presións en atm)}$$

13. Nun recipiente de 250 cm³ introdúcese 0,45 gramos de N₂O₄ (g) e quéntase ata 40 °C, dissociándose o N₂O₄ (g) nun 42%. Calcule:

a) A constante K_c do equilibrio: N₂O₄ (g) ⇌ 2 NO₂ (g)

b) Se se reduce o volume do recipiente á metade, sen variar a presión, cal será a composición da mestura no novo equilibrio?

(P.A.U. Set. 02)

Rta.: K_c = 2,4 × 10⁻² ; b) n (N₂O₄) = 3,3 × 10⁻³ mol; n' (NO₂) = 3,1 × 10⁻³ mol

Datos

Gas: Volume
Temperatura

Masa inicial de N₂O₄

Grao de disociación

Incógnitas

Constante de equilibrio

Cantidades no novo equilibrio ao reducir o volume á metade

Outros símbolos

Concentración da sustancia X

Cantidad da sustancia X no equilibrio

Ecuacións

Dos gases ideais

Cantidad (número de moles)

Grao de disociación

Constante do equilibrio: a A + b B ⇌ c C + d D

Cifras significativas: 2

$$V = 250 \text{ cm}^3 = 0,250 \text{ dm}^3$$

$$T = 40 \text{ }^\circ\text{C} = 313 \text{ K}$$

$$m_0(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,45 \text{ g N}_2\text{O}_4$$

$$\alpha = 42\% = 0,42$$

$$K_c$$

$$n' (\text{N}_2\text{O}_4), n' (\text{NO}_2)$$

$$[X]$$

$$n_e(X)$$

$$P V = n R T$$

$$n = m / M$$

$$\alpha = n_d / n_0$$

$$K_c = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

Solución:

a) A cantidad de reactivo inicial é:

$$n_0 (\text{N}_2\text{O}_4) = 0,45 \text{ g} / 92 \text{ g/mol} = 4,9 \times 10^{-3} \text{ mol N}_2\text{O}_4 \text{ iniciais}$$

Se no equilibrio hase dissociado un 42%, queda un 58%

$$n_e(\text{N}_2\text{O}_4) = 58\% \cdot 4,9 \times 10^{-3} [\text{mol N}_2\text{O}_4] = 2,8 \times 10^{-3} \text{ mol N}_2\text{O}_4 \text{ no equilibrio}$$

Da estequiometría da reacción dedúcese que por cada mol dissociado de tetraóxido de dinitróxeno, prodúcese dous moles de dióxido de nitróxeno. Xa que logo producíronse e haberá no equilibrio:

$$n_e(\text{NO}_2) = 2 \cdot 42\% \cdot 4,9 \times 10^{-3} = 4,1 \times 10^{-3} \text{ mol NO}_2 \text{ no equilibrio}$$

As expresión da constante de equilibrio K_c é

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]_e^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]_e} = \frac{\left(\frac{4,1 \times 10^{-3}}{0,250}\right)^2}{\left(\frac{2,8 \times 10^{-3}}{0,250}\right)} = 0,024$$

b) Se se reduce o volume do recipiente á metade, sen variar a presión, pode ocorrer que sexa porque escapa parte dos reactivos e/ou produtos ou porque se reduce a temperatura e en ningún dos dous casos o problema ten solución. (No primeiro caso as cantidades de partida son descoñecidas, e no segundo caso, a constante de equilibrio varía, ao variar a temperatura).

Se debido a un erro no enunciado quérese dicir que se reduce o volume do recipiente á metade sen variar a temperatura, entón expónse unha situación en que chamaremos situación inicial á do anterior equilibrio que evolucionará cara a un novo estado de equilibrio no que se consumiu dióxido de nitróxeno polo principio de Le Chatelier: Chámase x á cantidade de dióxido de nitróxeno que reacciona. Pola estequiometría da reacción, formaranse $x/2$ mol de tetraóxido de dinitróxeno. Agora o volume do recipiente será $0,125 \text{ dm}^3$

		N_2O_4	\rightleftharpoons	2NO_2	
n_0	Cantidade inicial	$2,8 \times 10^{-3}$		$4,1 \times 10^{-3}$	mol
n_r	Cantidade que reacciona ou se forma	$x/2$	\leftarrow	x	mol
n_e	Cantidade no equilibrio	$2,8 \times 10^{-3} + x/2$		$4,1 \times 10^{-3} - x$	mol
$[]_e$	Concentración no equilibrio	$(2,8 \times 10^{-3} + x/2) / 0,125$		$(4,1 \times 10^{-3} - x) / 0,125$	mol/dm ³

Como a temperatura non varía, a constante de equilibrio para a reacción tal como está escrita é a mesma,

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]_e^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]_e} = \frac{\left(\frac{4,1 \times 10^{-3} - x}{0,125}\right)^2}{\left(\frac{2,8 \times 10^{-3} + \frac{x}{2}}{0,125}\right)} = 0,024$$

Resólvese a ecuación anterior e obtense:

$$x = 1 \times 10^{-3} \text{ mol N}_2\text{O}_4 \text{ que tense dissociado}$$

A composición no equilibrio será:

$$n(\text{N}_2\text{O}_4) = 3,3 \times 10^{-3} \text{ mol N}_2\text{O}_4 \text{ no novo equilibrio}$$

$$n(\text{NO}_2) = 3,1 \times 10^{-3} \text{ mol NO}_2 \text{ no novo equilibrio.}$$

14. Un recipiente pechado de 1 dm^3 , no que se fixo previamente o baleiro, contén $1,998 \text{ g}$ de iodo (sólido). Seguidamente, quéntase ata alcanzar a temperatura de $1 \text{ 200 }^\circ\text{C}$. A presión no interior do recipiente é de $1,33 \text{ atm}$. Nestas condicións, todo o iodo se acha en estado gasoso e parcialmente dissociado en átomos: $\text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{I}(\text{g})$

a) Calcule o grao de disociación do iodo molecular.

b) Calcule as constantes de equilibrio K_c e K_p para a devandita reacción a $1 \text{ 200 }^\circ\text{C}$.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Set. 09)

Rta.: a) $\alpha = 39,8\%$ b) $K_c = 8,26 \times 10^{-3}$; $K_p = 0,999$

Datos

Gas: Volume

Temperatura

Masa inicial de I_2

Presión total no equilibrio

Cifras significativas: 4

$$V = 1,000 \text{ dm}^3$$

$$T = 1 \text{ 200 }^\circ\text{C} = 1 \text{ 473 K}$$

$$m_0(\text{I}_2) = 1,998 \text{ g I}_2$$

$$P = 1,330 \text{ atm}$$

Datos

Constante dos gases ideais

Masa molar I₂

Incógnitas

Grao de disociación

Constantes de equilibrio

Outros símbolos

Concentración da sustancia X

Ecuacións

Presión dunha mestura de gases

Grao de disociación

Constante de concentracións do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

Constante de presións do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

Cifras significativas: 4

$$R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{I}_2) = 253,8 \text{ g/mol}$$

$$\alpha$$

$$K_C, K_P$$

$$[X]$$

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

$$\alpha = n_d / n_0$$

$$K_C = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

$$K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

Solución:

a) Inicialmente hai

$$n_0(\text{I}_2) = 1,998 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{253,8 \text{ g I}_2} = 7,872 \times 10^{-3} \text{ mol I}_2$$

Se se chama x a cantidade de iodo molecular que se disocia e se representa nun cadro as cantidades (moles) de cada gas:

	Cantidade	I₂	⇌	2 I	
n_0	inicial	$7,872 \times 10^{-3}$		0,00	mol
n_r	que reacciona ou se forma	x	→	$2x$	mol
n_e	no equilibrio	$7,872 \times 10^{-3} - x$		$2x$	mol

A cantidade total de gas no equilibrio será

$$n_T = 7,872 \times 10^{-3} - x + 2x = 7,872 \times 10^{-3} + x$$

Por outra banda, pódese calcular a cantidade de gas a partir da presión total

$$n_T = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,330 \text{ atm} \cdot 1,00 \text{ dm}^3}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1473 \text{ K}} = 0,01100 \text{ mol gas}$$

Despexando

$$x = 0,0110 - 7,872 \times 10^{-3} = 3,130 \times 10^{-3} \text{ mol de I}_2 \text{ que reaccionou}$$

As cantidades de cada especie no equilibrio son:

$$n_e(\text{I}) = 2 \cdot x = 6,260 \times 10^{-3} \text{ mol I no equilibrio}$$

$$n_e(\text{I}_2) = 7,872 \times 10^{-3} - x = 0,01100 - 3,130 \times 10^{-3} = 4,742 \times 10^{-3} \text{ mol I}_2 \text{ no equilibrio}$$

O grao de disociación, polo tanto, foi:

$$\alpha = \frac{n_r}{n_0} = \frac{3,130 \times 10^{-3}}{7,872 \times 10^{-3}} = 0,3976 = 39,76\%$$

b) A constante de equilibrio en función das concentracións é:

Para calcular a constante en función das presións, podemos empregar a relación:

$$K_p = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b} = \frac{([C]RT)^c ([D]RT)^d}{([A]RT)^a ([B]RT)^b} = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$K_c = \frac{[I]_e^2}{[I_2]_e} = \frac{\left(\frac{6,280 \times 10^{-3} \text{ mol I}}{1,00 \text{ dm}^3}\right)^2}{\left(\frac{4,742 \times 10^{-3} \text{ mol I}_2}{1,00 \text{ dm}^3}\right)} = 8,264 \times 10^{-3}$$

$$K_p = K_c (R \cdot T)^{(2-1)} = 8,264 \times 10^{-3} (0,08206 \cdot 1473) = 0,9989$$

15. Nun recipiente de 10 dm³ mantido a 270 °C onde previamente se fixo o baleiro, introdúcese 2,5 moles de PCl₅ e péchase hermeticamente. A presión no interior comeza a elevarse debido á disociación do PCl₅ ata que se estabiliza a 15,68 atm. Sabendo que a reacción é exotérmica, calcule:

a) O valor da constante K_c da devandita reacción á temperatura sinalada.

b) O número de moles de todas as especies no equilibrio.

c) Sinala a influencia da temperatura e da presión sobre o equilibrio.

DATO: R = 0,082 atm·dm³·mol⁻¹·K⁻¹

(P.A.U. Xuño 03)

Rta.: a) K_c = 0,070; b) n_e(PCl₅) = 1,48 mol; n_e(Cl₂) = n_e(PCl₃) = 1,02 mol; c) ↑ T o ↑ P Despl. ←

Datos

Gas: Volume

Temperatura

Cantidade inicial de PCl₅

Presión total no equilibrio

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$$V = 10,0 \text{ dm}^3$$

$$T = 270 \text{ °C} = 543 \text{ K}$$

$$n_0(\text{PCl}_5) = 2,50 \text{ mol PCl}_5$$

$$P = 15,68 \text{ atm}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas

Constante de equilibrio

K_c

Número de moles de cada compoñente no equilibrio

n (PCl₅), n (PCl₃), n (Cl₂)

Influencia da temperatura e da presión sobre o equilibrio

Outros símbolos

Cantidade da sustancia X no equilibrio

n_e(X)

Concentración da sustancia X

[X]

Masa molar

M

Ecuacións

Lei de Dalton das presións parciais

$$P_T = \sum P_i$$

Dos gases ideais

$$P V = n R T$$

Cantidade (número de moles)

$$n = m / M$$

Grao de disociación

$$\alpha = n_a / n_0$$

Constante do equilibrio: a A + b B ⇌ c C + d D

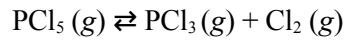
$$K_c = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

Solución:

b) Supondo comportamento ideal para os gases:

$$n_{Te} = \frac{PV}{RT} = \frac{15,68[\text{atm}] \cdot 10,0[\text{L}]}{0,0820[\text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}]543[\text{K}]} = 3,52 \text{ mol de gases en el equilibrio}$$

A ecuación de disociación é:



Chámase x á cantidade de PCl_5 disociada. Pola estequiometría da reacción,

	<i>Cantidade</i>	PCl_5	\rightleftharpoons	PCl_3	Cl_2	
n_0	inicial	2,50		0	0	mol
n_r	que reacciona ou se forma	x		x	x	mol
n_e	no equilibrio	$2,50 - x$		x	x	mol

A cantidade de gas que hai no equilibrio é: $n_{eT} = 2,50 - x + x + x = 2,5 + x$

Comparando co resultado anterior,

$$x = 3,52 - 2,50 = 1,02 \text{ mol}$$

As cantidades no equilibrio serán:

$$n_e(\text{PCl}_5) = 2,50 - x = 1,48 \text{ mol PCl}_5$$

$$n_e(\text{Cl}_2) = n_e(\text{PCl}_3) = x = 1,02 \text{ mol};$$

E as concentracións:

$$[\text{PCl}_5]_e = 1,48 \text{ mol PCl}_5 / 10,0 \text{ dm}^3 = 0,148 \text{ mol} / \text{dm}^3$$

$$[\text{Cl}_2]_e = [\text{PCl}_3]_e = 1,02 \text{ mol} / 10,0 \text{ dm}^3 = 0,102 \text{ mol} / \text{dm}^3$$

a) A constante de equilibrio en función das concentracións

$$K_C = \frac{[\text{PCl}_3]_e [\text{Cl}_2]_e}{[\text{PCl}_5]_e} = \frac{0,102 \cdot 0,102}{0,148} = 0,0703 \text{ (para concentracións expresadas en mol/dm}^3\text{)}$$

c) Ao aumentar a temperatura, a constante de equilibrio dunha reacción exotérmica diminúe. Se o volume non varía, da expresión da constante do apartado a), dedúcese que ao diminuír a constante, debe diminuír o numerador $[\text{Cl}_2]$ $[\text{PCl}_3]$ e aumentar o denominador $[\text{PCl}_5]$. O equilibrio desprázase cara á esquerda ata alcanzar un novo estado de equilibrio en que a $[\text{Cl}_2]$ e $[\text{PCl}_3]$ será menor e a de $[\text{PCl}_5]$ maior.

Ao aumentar a presión, a constante de equilibrio non varía. Escribindo a expresión da constante de equilibrio en función da presión total

$$K_p = \frac{P(\text{PCl}_3) \cdot P(\text{Cl}_2)}{P(\text{PCl}_5)} = \frac{x(\text{PCl}_3) \cdot P_T \cdot x(\text{Cl}_2) \cdot P_T}{x(\text{PCl}_5) P_T} = \frac{x(\text{PCl}_3) \cdot x(\text{Cl}_2)}{x(\text{PCl}_5)} \cdot P_T$$

Para manter o valor de K , ao aumentar a presión total P_T , debe aumentar o denominador (a fracción molar de PCl_5) e diminuír o numerador. O equilibrio desprázase cara á esquerda ata alcanzar un novo estado de equilibrio no que a $[\text{Cl}_2]$ e $[\text{PCl}_3]$ será menor e a de $[\text{PCl}_5]$ maior.

16. Introdúcese PCl_5 nun recipiente pechado de 1 L de capacidade e quéntase a 493 K ata descompoñerse térmicamente segundo a reacción: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Unha vez alcanzado o equilibrio, a presión total é de 1 atm (101,3 kPa) e o grado de disociación 0,32. Calcule:

a) As concentracións das especies presentes no equilibrio e as súas presións parciais

b) O valor de K_c e K_p .

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Set. 13)

Rta.: a) $[\text{PCl}_5]_e = 0,0127 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{Cl}_2]_e = [\text{PCl}_3]_e = 0,0060 \text{ mol/dm}^3$; b) $P(\text{PCl}_5) = 0,515 \text{ atm} = 52,2 \text{ kPa}$; $P(\text{PCl}_3) = P(\text{Cl}_2) = 0,243 \text{ atm} = 24,6 \text{ kPa}$; b) $K_C = 2,82 \times 10^{-3}$; $K_p = 0,114 [P \text{ en atm}]$

Datos

Gas: Volume
 Temperatura
 Presión total no equilibrio
 Grado de disociación
 Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$V = 1,00 \text{ dm}^3$
 $T = 493 \text{ K}$
 $P = 1,00 \text{ atm}$
 $\alpha = 0,320$
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Incógnitas

Concentracións de cada especie no equilibrio
 Presións parciais de cada especie no equilibrio
 Constantes de equilibrio

$[\text{PCl}_5]$, $[\text{PCl}_3]$, $[\text{Cl}_2]$
 $P(\text{PCl}_5)$, $P(\text{PCl}_3)$, $P(\text{Cl}_2)$
 K_C , K_P

Outros símbolos

Cantidade da sustancia X no equilibrio

$n_e(X)$

Ecuacións

Lei de Dalton das presións parciais
 Concentración da sustancia X
 Ecuación de estado dos gases ideais
 Grado de disociación

$P_T = \sum P_i$
 $[\text{X}] = n(\text{X}) / V$
 $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$
 $\alpha = n_d / n_0$

Constante do equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

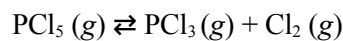
$K_C = \frac{[\text{C}]_e^c [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a [\text{B}]_e^b}$

Solución:

b) Supoñendo comportamento ideal para os gases:

$$n_{T e} = \frac{PV}{RT} = \frac{1,00[\text{atm}] \cdot 1,0[\text{L}]}{0,0820[\text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] 493[\text{K}]} = 0,0247 \text{ mol de gases no equilibrio}$$

A ecuación de disociación é:



Chámase x á cantidade de PCl_5 disociada. Pola estequiometría da reacción,

	Cantidade	PCl_5	\rightleftharpoons	PCl_3	Cl_2	
n_0	inicial	n_0		0	0	mol
n_r	que reacciona ou se forma	αn_0	\rightarrow	αn_0	αn_0	mol
n_e	no equilibrio	$n_0 - \alpha n_0$		αn_0	αn_0	mol

A cantidade de gas que hai no equilibrio é: $n_{eT} = n_0 - \alpha n_0 + \alpha n_0 + \alpha n_0 = n_0 + \alpha n_0 = (1 + \alpha) n_0$
 Comparando co resultado anterior,

$$0,0247 = (1 + 0,320)n_0$$

$$n_0 = 0,0247 / 1,320 = 0,0187 \text{ mol } \text{PCl}_5 \text{ inicial}$$

As cantidades no equilibrio serán:

$$n_e(\text{PCl}_5) = n_0 - \alpha n_0 = (1 - \alpha) n_0 = (1 - 0,320) \cdot 0,0187 = 0,0127 \text{ mol } \text{PCl}_5 \text{ no equilibrio}$$

$$n_e(\text{Cl}_2) = n_e(\text{PCl}_3) = \alpha n_0 = 0,320 \cdot 0,0187 = 0,00600 \text{ mol}$$

E as concentracións serán:

$$[\text{PCl}_5]_e = 0,0187 \text{ mol } \text{PCl}_5 / 1,0 \text{ dm}^3 = 0,0187 \text{ mol} / \text{dm}^3$$

$$[\text{Cl}_2]_e = [\text{PCl}_3]_e = 0,00600 \text{ mol} / 1,0 \text{ dm}^3 = 0,00600 \text{ mol} / \text{dm}^3$$

E as presións parciais:

$$P(\text{PCl}_5) = \frac{n(\text{PCl}_5) \cdot R \cdot T}{V} = [\text{PCl}_5] \cdot R \cdot T = 0,0127 [\text{mol}] \cdot 0,082 [\text{atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] \cdot 493 [\text{K}] = 0,515 \text{ atm}$$

$$P(\text{PCl}_5) = 0,515 \text{ atm} = 52,2 \text{ kPa}$$

$$P(\text{PCl}_3) = P(\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{PCl}_3) \cdot R \cdot T}{V} = [\text{PCl}_3] \cdot R \cdot T = 0,006 [\text{mol}] \cdot 0,082 [\text{atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] \cdot 493 [\text{K}] = 0,243 \text{ atm}$$

$$P(\text{PCl}_3) = P(\text{Cl}_2) = 0,243 \text{ atm} = 24,6 \text{ kPa}$$

a) A constante de equilibrio en función das concentracións é

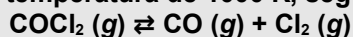
$$K_C = \frac{[\text{PCl}_3]_e [\text{Cl}_2]_e}{[\text{PCl}_5]_e} = \frac{0,006 \cdot 0,006}{0,0127} = 2,82 \times 10^{-3} \quad (\text{para concentracións expresadas en mol/dm}^3)$$

A constante de equilibrio en función das presións é

$$K_p = \frac{P(\text{PCl}_3)_e P(\text{Cl}_2)_e}{P(\text{PCl}_5)_e} = \frac{[\text{PCl}_3]_e \cdot R \cdot T [\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T}{[\text{PCl}_5]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{PCl}_3]_e [\text{Cl}_2]_e}{[\text{PCl}_5]_e} \cdot R \cdot T = K_C \cdot R \cdot T$$

$$K_p = K_C \cdot R \cdot T = 2,82 \times 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 493 = 0,114 \quad (\text{para presións expresadas en atm})$$

17. O COCl_2 gasoso se disocia a unha temperatura de 1000 K, segundo a seguinte reacción:



Cando a presión de equilibrio é de 1 atm a porcentaxe de disociación de COCl_2 é do 49,2%. Calcular:

a) O valor de K_p

b) A porcentaxe de disociación de COCl_2 cando a presión de equilibrio sexa 5 atm a 1000 K

(P.A.U. Xuño 05)

Rta.: a) $K_p = 0,32$; b) $\alpha' = 24,5 \%$

Datos

Temperatura

Presión total no equilibrio inicial

Grao de disociación

Presión total no equilibrio final

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$$T = 1000 \text{ K}$$

$$P = 1,00 \text{ atm}$$

$$\alpha = 49,2\% = 0,492$$

$$P' = 5,00 \text{ atm}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas

Constante de equilibrio

Porcentaxe de disociación a 5 atm

$$K_p$$

$$\alpha'$$

Outros símbolos

Cantidad da sustancia X no equilibrio

Concentración da sustancia X

$$n_e(\text{X})$$

$$[\text{X}]$$

Ecuacións

Fracción molar dunha sustancia i

Lei de Dalton das presións parciais

Grao de disociación

$$x = n_i / \sum n_i = n_i / n_T$$

$$P_i = x_i P_T$$

$$\alpha = n_d / n_0$$

Ecuacións

Constante do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

Solución:

a) Chámase n_0 á cantidade inicial de COCl_2 . A cantidade de COCl_2 dissociada será:

$$n_{\text{dis}}(\text{COCl}_2) = \alpha \cdot n_0$$

Pola estequiometría da reacción,

	<i>Cantidade</i>	COCl_2	\rightleftharpoons	CO	Cl_2	
n_0	inicial	n_0		0	0	mol
n_r	que reacciona ou se forma	αn_0	\rightarrow	αn_0	αn_0	mol
n_e	no equilibrio	$(1 - \alpha) n_0$		αn_0	αn_0	mol

A cantidade de gas que hai no equilibrio é:

$$n_{eT} = (1 - \alpha) n_0 + \alpha \cdot n_0 + \alpha \cdot n_0 = (1 + \alpha) n_0$$

As fraccións molares e as presións parciais de cada gas no equilibrio son:

		COCl_2	\rightleftharpoons	CO	Cl_2
x_e		$\frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}$		$\frac{\alpha}{1 + \alpha}$	$\frac{\alpha}{1 + \alpha}$
P_e	atm	$\frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} \cdot P_T$		$\frac{\alpha}{1 + \alpha} \cdot P_T$	$\frac{\alpha}{1 + \alpha} \cdot P_T$

A constante de equilibrio en función das presións é

$$K_p = \frac{P(\text{CO}) \cdot P(\text{Cl}_2)}{P(\text{COCl}_2)} = \frac{\frac{\alpha}{1 + \alpha} \cdot P_T \cdot \frac{\alpha}{1 + \alpha} \cdot P_T}{\frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} \cdot P_T} = \frac{\alpha^2}{(1 + \alpha)(1 - \alpha)} \cdot P_T = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2} \cdot P_T$$

Substituíndo os valores

$$K_p = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2} \cdot P_T = \frac{0,492^2}{1 - 0,492^2} \cdot 1,00 = 0,319 \quad (\text{para presións expresadas en atm})$$

(Se a presión inicial só ten unha cifra significativa, $P = 1$ atm, a constante valerá $K_p = 0,3$)

b) Cando a presión sexa de $P' = 5,00$ atm, a cantidade de gas na nova situación de equilibrio será menor (o equilibrio desprazouse cara á formación de COCl_2). A cantidade n'_{dis} de COCl_2 dissociada nestas condicións será menor e o novo grao de disociación $\alpha' = n'_{\text{dis}} / n_0$ tamén.

Da expresión obtida no apartado anterior e co mesmo valor para a constante de equilibrio, xa que a temperatura non cambia:

$$0,319 = \frac{\alpha'^2}{1 - \alpha'^2} \cdot 5,00$$

$$0,0639 (1 - \alpha'^2) = \alpha'^2$$

$$\alpha' = \sqrt{\frac{0,0639}{1,0639}} = 0,245 = 24,5\%$$

que é inferior ao valor inicial, tal como esperábase.

● **SOLUBILIDADE**

1. O cloruro de prata é un sal pouco soluble e o seu constante de produto de solubilidade vale $1,8 \cdot 10^{-10}$.

- a) Escriba a ecuación química do equilibrio de solubilidade deste sal e deduz a expresión para a constante do produto de solubilidade.
- b) Determine a máxima cantidade deste sal, expresada en gramos, que pode disolverse por dm^3 de disolución.

(P.A.U. Xuño 07)

Rta.: b) $1,92 \times 10^{-3} \text{ g AgCl / dm}^3 \text{ D}$

Datos

Produto de solubilidade do AgCl

Masa molar do cloruro de prata

Cifras significativas: 2

$$K_s = 1,8 \times 10^{-10}$$

$$M(\text{AgCl}) = 143 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Máxima masa de AgCl, que pode disolverse por dm^3 de disolución.

s'

Outros símbolos

Concentración (moles/ dm^3) en de AgCl en auga

s

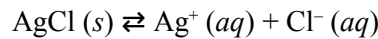
Ecuacións

Produto de solubilidade do equilibrio: $B_b A_a (s) \rightleftharpoons b B^{a+} (aq) + a A^{b-} (aq)$

$$K_s = [A^{b-}]^a [B^{a+}]^b$$

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é



		AgCl	\rightleftharpoons	Ag ⁺	Cl ⁻	
[] _{eq}	Concentración no equilibrio			s	s	mol/ dm^3

A constante de equilibrio K_s é:

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = s \cdot s = s^2$$

b) Como a solubilidade s é a concentración da disolución saturada, ou o que é o mesmo, a máxima cantidade de sal, que pode disolverse por dm^3 de disolución

$$s = \sqrt{1,8 \times 10^{-10}} = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol AgCl / dm}^3 \text{ D}$$

Pasando os moles a gramos

$$s' = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol AgCl / dm}^3 \text{ D} \frac{143 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 1,92 \times 10^{-3} \text{ g AgCl / dm}^3 \text{ D}$$

2. Calcule, a 25 °C:

- a) A solubilidade en mg/dm^3 do AgCl en auga.
- b) A solubilidade en mg/dm^3 do AgCl nunha disolución acuosa que ten unha concentración de ión cloruro de $0,10 \text{ mol/dm}^3$.

Dato: O produto de solubilidade do AgCl a 25 °C é $K_s = 1,7 \cdot 10^{-10}$

(P.A.U. Set. 07)

Rta.: a) $s' = 1,9 \text{ mg/dm}^3$; b) $s_2' = 2,4 \times 10^{-4} \text{ mg/dm}^3$

Datos

Produto de solubilidade do AgCl

Temperatura

Concentración da disolución do Cl⁻

Masa molar do cloruro de prata

Cifras significativas: 2

$$K_s = 1,7 \times 10^{-10}$$

$$T = 25 \text{ } ^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$[\text{Cl}^-] = 0,10 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{AgCl}) = 143 \text{ g/mol}$$

IncógnitasSolubilidade (mg/dm³) do AgCl en auga s' Solubilidade (mg/dm³) do AgCl en Cl⁻ 0,10 mol/dm³ s'_2 **Outros símbolos**Concentración (moles/dm³) en de AgCl en auga e en Cl⁻ 0,10 mol/dm³ s, s_2 **Ecuacións**Produto de solubilidade do equilibrio: $B_b A_a (s) \rightleftharpoons b B^{a+} (aq) + a A^{b-} (aq)$

$$K_s = [A^{b-}]^a [B^{a+}]^b$$

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é



		AgCl	\rightleftharpoons	Ag ⁺	Cl ⁻	
[] _{eq}	Concentración no equilibrio			s	s	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = s s = s^2 = 1,7 \times 10^{-10}$$

$$s = \sqrt{1,7 \times 10^{-10}} = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol AgCl/dm}^3 D$$

$$s' = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 \cdot 143 \text{ g/mol} = 1,9 \times 10^{-3} \text{ g AgCl/dm}^3 D = 1,9 \text{ mg/dm}^3 D$$

b)

	Concentración	AgCl	\rightleftharpoons	Ag ⁺	Cl ⁻	
[] ₀	inicial			0	0,10	mol/dm ³
[] _d	reacciona ou se forma	s_2	\rightarrow	s_2	s_2	mol/dm ³
[] _{eq}	no equilibrio			s_2	$0,10 + s_2$	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = s_2 \cdot (0,10 + s_2) = 1,7 \times 10^{-10}$$

En primeira aproximación, podemos considerar s_2 desprezable s fronte a 0,1, ($s_2 \ll 0,1$). Entón:

$$0,10 s_2 \approx 1,7 \times 10^{-10}$$

$$s_2 \approx 1,7 \times 10^{-10} / 0,10 = 1,7 \times 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$$

que é desprezable fronte a 0,10.

$$s'_2 = 1,7 \times 10^{-9} \text{ mol/dm}^3 \cdot 143 \text{ g/mol} = 2,4 \times 10^{-7} \text{ g AgCl/dm}^3 D = 2,4 \times 10^{-4} \text{ mg/dm}^3 D$$

menor que a solubilidade en auga (efecto do ión común).

3. A 25 °C o produto de solubilidade dunha disolución acuosa saturada de difluoruro de bario vale $2,4 \times 10^{-5}$. Calcula:

a) A solubilidade do sal, expresada en g/dm³

b) A solubidade do sal, nunha disolución de dicloruro de bario de concentración 0,1 mol/dm³ á mesma temperatura, expresada en g/dm³

(P.A.U. Xuño 97)

Rta.: a) $s'_{\text{auga}} = 3,2 \text{ g / dm}^3$; b) $s'_2 \approx 1 \text{ g / dm}^3$

Datos

Produto de solubidade do BaF₂

Cifras significativas: 2

$$K_s = 2,4 \times 10^{-5}$$

Temperatura

$$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

Concentración da disolución do BaCl₂

$$[\text{BaCl}_2] = 0,10 \text{ mol/dm}^3$$

Masa molar do fluoruro de bario

$$M(\text{BaF}_2) = 175 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Solubidade (g/dm³) do Ba₂F en auga

s'

Solubidade (g/dm³) do Ba₂F en BaCl₂ 0,1 mol/dm³

s'_2

Outros símbolos

Concentración (moles/dm³) en de BaF₂ en auga e en BaCl₂ 0,1 mol/dm³

s, s_2

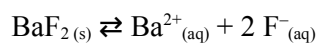
Ecuacións

Produto de solubidade do equilibrio: $B_b A_a (s) \rightleftharpoons b B^{a+} (aq) + a A^{b-} (aq)$

$$K_s = [A^{b-}]^a [B^{a+}]^b$$

Solución:

a) O equilibrio de solubidade é



		BaF ₂	\rightleftharpoons	Ba ²⁺	2 F ⁻	
[] _{eq}	Concentración no equilibrio			s	$2s$	mol/dm ³

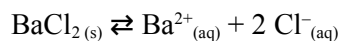
A constante de equilibrio K_s é:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{F}^-]^2 = s (2s)^2 = 4 s^3 = 2,4 \times 10^{-5}$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{2,4 \times 10^{-5}}{4}} = 0,018 \text{ mol BaF}_2 / \text{dm}^3 (D)$$

$$s' = 0,018 \text{ mol/dm}^3 \cdot 175 \text{ g/mol} = 3,2 \text{ g BaF}_2 / \text{dm}^3 (D)$$

b) Suponse que a concentración de cloruro de bario ten dúas cifras significativas. O dicloruro de bario estará totalmente dissociado.



$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{BaCl}_2] = 0,10 \text{ mol Ba}^{2+} / \text{dm}^3 (D)$$

	Concentración	BaF ₂	\rightleftharpoons	Ba ²⁺	2 F ⁻	
[] ₀	inicial			0,10	0	mol/dm ³
[] _d	reacciona ou se forma	s_2	\rightarrow	s_2	$2s_2$	mol/dm ³
[] _{eq}	no equilibrio			$0,10 + s_2$	$2s_2$	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{F}^-]^2 = (0,10 + s_2) (2s_2)^2 = 2,4 \times 10^{-5}$$

En primeira aproximación, podemos considerar desprezable s fronte a 0,1, ($s_2 \ll 0,1$). Entón:

$$0,1 (2s_2)^2 \approx 2,4 \times 10^{-5}$$

$$s_2 = \sqrt{\frac{2,4 \times 10^{-5}}{0,10 \times 4}} = 7,7 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

que non é desprezable. Erro: $(7,7 \times 10^{-3}) / 0,10 \cdot 100 = 7,7\%$

Pero, se non usamos esta aproximación, teríamos que resolver unha ecuación de terceiro grao, o que está fóra do noso alcance. Como o erro non é esaxerado, tomamos a aproximación como válida, pero diminuíndo a precisión do resultado.

$s'_2 = 7,7 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \cdot 175 \text{ g/mol} \approx 1,4 \approx 1 \text{ g/dm}^3$, menor que a solubilidade en auga (efecto do ión común)
(A solución da ecuación de terceiro grao dá: $s_2 = 7,5 \times 10^{-3}$ que daría $s'_2 = 1,3 \text{ g/dm}^3$)

4. O produto de solubilidade, a 25°C, do PbI_2 é $9,6 \times 10^{-9}$.

a) Calcule a solubilidade do sal.

b) Calcule a solubilidade do PbI_2 nunha disolución de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ de CaI_2 , considerando que este sal atópase totalmente dissociado.

(P.A.U. Xuño 13)

Rta.: a) $s = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$; b) $s_2 = 2,4 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$

Datos

Produto de solubilidade do PbI_2

Cifras significativas: 2

$$K_s = 9,6 \times 10^{-9}$$

Temperatura

$$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

Concentración da disolución do CaI_2

$$[\text{CaI}_2] = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

Incógnitas

Solubilidade do PbI_2 en auga

s

Solubilidade do PbI_2 en CaI_2 $0,01 \text{ mol/dm}^3$

s_2

Ecuacións

Cantidad (número de moles)

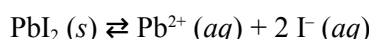
$$n = m / M$$

Produto de solubilidade do equilibrio*: $\text{B}_b\text{A}_a (s) \rightleftharpoons b \text{B}^{a+} (aq) + a \text{A}^{b-} (aq)$ $K_s = [\text{A}^{b-}]^a [\text{B}^{a+}]^b$

* As cargas dos ións poden non coincidir cos subíndices «a» e «b» da fórmula B_bA_a

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é



		PbI_2	\rightleftharpoons	Pb^{2+}	2I^-	
[] _{eq}	Concentración no equilibrio			s	$2s$	mol/dm^3

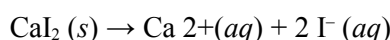
A constante de equilibrio K_s é:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2 = s (2s)^2 = 4s^3 = 9,6 \times 10^{-9}$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{9,6 \times 10^{-9}}{4}} = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol PbI}_2 / \text{dm}^3 (D)$$

b) Suponse que a concentración de ioduro de calcio ten dúas cifras significativas.

O ioduro de calcio está totalmente dissociado.



$$[\text{I}^-] = 2 \cdot [\text{CaI}_2] = 0,020 \text{ mol Ca}^{2+} / \text{dm}^3 (D)$$

	Concentración	PbI_2	\rightleftharpoons	Pb^{2+}	2I^-	
[] ₀	inicial			0	0,020	mol/dm^3

	Concentración	PbI ₂	⇌	Pb ²⁺	2 I ⁻	
[] _d	reacciona ou se forma	s ₂	→	s ₂	2 s ₂	mol/dm ³
[] _{eq}	no equilibrio			s ₂	0,020 + 2 s ₂	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2 = s_2 \cdot (0,020 + 2 s_2)^2 = 9,6 \times 10^{-9}$$

En primeira aproximación, podemos considerar desprezable 2 s₂ fronte a 0,01, (2 s₂ << 0,020). Entón:

$$s_2 \cdot 0,020^2 \approx 9,6 \times 10^{-9}$$

$$s_2 \approx \frac{9,6 \times 10^{-9}}{0,020^2} = 2,4 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

que é desprezable. Erro: (2 · 2,4 × 10⁻⁵) / 0,020 · 100 = 0,24%

(A solución da ecuación de terceiro grado dá: s₂ = 2,5 × 10⁻⁵)

5. O produto de solubilidade do Mn(OH)₂, medido a 25 °C, vale 4 × 10⁻¹⁴. Calcular:

a) A solubilidade en auga expresada en g/dm³

b) O pH da disolución saturada.

(P.A.U. Set. 06)

Rta.: a) s' = 1,9 × 10⁻³ g / dm³ ; b) pH = 9,6

Datos

Produto de solubilidade do Mn(OH)₂

Masa molar do hidróxido de manganeso(II)

Cifras significativas: 2

$$K_s = 4,0 \times 10^{-14}$$

$$M (\text{Mn}(\text{OH})_2) = 89 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Solubilidade (g/dm³) do Mn(OH)₂

pH da disolución saturada

s'

pH

Outros símbolos

Concentración (moles/dm³) de Mn(OH)₂

s

Ecuacións

Produto de solubilidade do equilibrio: B_bA_a (s) ⇌ b B^{a+} (aq) + a A^{b-} (aq)

$$K_s = [\text{A}^{b-}]^a [\text{B}^{a+}]^b$$

pH

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

pOH

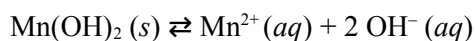
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

Produto iónico da auga

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é



		Mn(OH) ₂	⇌	Mn ²⁺	2 OH ⁻	
[] _{eq}	Concentración no equilibrio			s	2 s	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

$$K_s = [\text{Mn}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = s (2s)^2 = 4 s^3 = 4,0 \times 10^{-14}$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{4,0 \times 10^{-14}}{4}} = 2,2 \times 10^{-5} \text{ mol Mn}(\text{OH})_2 / \text{dm}^3 (D)$$

$$s' = 2,2 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 \cdot 89 \text{ g/mol} = 1,9 \times 10^{-3} \text{ g Mn}(\text{OH})_2 / \text{dm}^3 (D)$$

$$b) \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log[2s] = -\log[4,4 \times 10^{-5}] = 4,4$$

$$\text{pH} = 14,0 - 4,4 = 9,6$$

que é básico.

6. O produto de solubilidade do tetraoxosulfato(VI) de bario [sulfato de bario] é de $1,4 \times 10^{-9}$. Calcula cantos gramos deste sal disolveranse:

a) En 200 cm^3 de auga pura.

b) En 200 cm^3 dunha disolución de tetraoxosulfato(VI) de sodio [sulfato de sodio] de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$.

Razoa os resultados.

(P.A.U. Set. 97)

Rta.: a) $m_a = 1,7 \text{ mg BaSO}_4 / 200 \text{ cm}^3$ de auga; b) $m_b = 0,65 \text{ } \mu\text{g BaSO}_4 / 200 \text{ cm}^3$ D Na_2SO_4 $0,1 \text{ mol/dm}^3$

Datos

Produto de solubilidade do BaSO_4

Cifras significativas: 2

$$K_s = 1,4 \times 10^{-9}$$

Concentración da disolución do Na_2SO_4

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 0,10 \text{ mol/dm}^3$$

Volume de auga (1^{a} disolución)

$$V_1 = 200 \text{ cm}^3 = 0,20 \text{ dm}^3$$

Volume disolución Na_2SO_4 (2^{a} disolución)

$$V_2 = 200 \text{ cm}^3 = 0,20 \text{ dm}^3$$

Masa molar do sulfato de bario

$$M(\text{BaSO}_4) = 233 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Masa (en g) de BaSO_4 disolta en 200 cm^3 de auga

m_a

Masa (en g) de BaSO_4 disolta en 200 cm^3 de disolución Na_2SO_4 $0,1 \text{ mol/dm}^3$

m_b

Outros símbolos

Concentración (moles/ dm^3) en de BaSO_4 en auga e en Na_2SO_4 $0,1 \text{ mol/dm}^3$

s, s_b

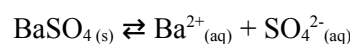
Ecuacións

Produto de solubilidade do equilibrio: $B_b A_a (s) \rightleftharpoons b B^{a+} (aq) + a A^{b-} (aq)$

$$K_s = [A^{b-}]^a [B^{a+}]^b$$

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é



		BaSO_4	\rightleftharpoons	Ba^{2+}	SO_4^{2-}	
[] _{eq}	Concentración no equilibrio			s	s	mol/dm^3

A constante de equilibrio K_s é:

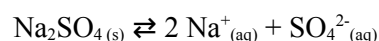
$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = s \cdot s = s^2 = 1,4 \times 10^{-9}$$

$$s = \sqrt{1,4 \times 10^{-9}} = 3,7 \times 10^{-5} \frac{\text{mol BaSO}_4}{\text{dm}^3(D)}$$

Dada a baixa solubilidade do sulfato de bario en auga, podemos supor cun erro mínimo que 200 cm^3 de auga darán 200 cm^3 de disolución.

$$m_a = 0,20 \text{ dm}^3 D \frac{3,7 \times 10^{-5} \text{ mol BaSO}_4}{1,0 \text{ dm}^3 D} \frac{233 \text{ g BaSO}_4}{1,0 \text{ mol BaSO}_4} = 1,7 \times 10^{-3} \text{ g BaSO}_4$$

b) O sulfato de sodio estará totalmente disociado.



$$[\text{SO}_4^{2-}] = [\text{Na}_2\text{SO}_4] = 0,10 \text{ mol SO}_4^{2-} / \text{dm}^3 (D)$$

	Concentración	BaSO ₄	⇌	Ba ²⁺	SO ₄ ²⁻	
[] ₀	inicial			0	0,10	mol/dm ³
[] _d	reacciona ou se forma	s _b	→	s _b	0,10 + s _b	mol/dm ³
[] _{eq}	no equilibrio			s _b	0,10 + s _b	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

$$K_s = [Ba^{2+}] [SO_4^{2-}] = s_b (0,10 + s_b) = 1,4 \times 10^{-9}$$

En primeira aproximación, podemos considerar desprezable s_b fronte a 0,10, (s_b << 0,10). Entón:

$$0,1 s_b \approx 1,4 \times 10^{-9}$$

s_b = 1,4 × 10⁻⁸ mol/dm³, que é desprezable (a aproximación tomada é válida)

$$m_b = 0,20 \text{ dm}^3 D \frac{1,4 \times 10^{-8} \text{ mol BaSO}_4}{1,0 \text{ dm}^3 D} \frac{233 \text{ g BaSO}_4}{1,0 \text{ mol BaSO}_4} = 6,5 \times 10^{-7} \text{ g BaSO}_4 \text{ en } 200 \text{ cm}^3 D \text{ Na}_2\text{SO}_4$$

Análise: Vese que a solubilidade é menor que en auga (efecto do ión común)

7. O produto de solubilidade do ioduro de prata é 8,3 × 10⁻¹⁷. Calcule:

- a) A solubilidade do ioduro de prata expresada en g·dm⁻³
- b) A masa de ioduro de sodio que se debe engadir a 100 cm³ de disolución de nitrato de prata de concentración 0,005 mol/dm³ para iniciar a precipitación do ioduro de prata.

(P.A.U. Set. 10)

Rta.: a) s = 2,1 × 10⁻⁶ g/dm³; b) m = 2,5 × 10⁻¹³ g NaI

Datos

Produto de solubilidade do AgI

Volume disolución de AgNO₃

Concentración da disolución de AgNO₃

Masa molar do ioduro de prata

Cifras significativas: 2

$$K_s = 8,3 \times 10^{-17}$$

$$V_1 = 100 \text{ cm}^3 = 0,100 \text{ dm}^3$$

$$[AgNO_3] = 0,0050 \text{ mol/dm}^3$$

$$M (AgI) = 235 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Solubilidade do ioduro de prata

s

Masa de ioduro de sodio para iniciar a precipitación

m(NaI)

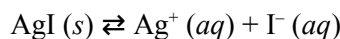
Ecuacións

Produto de solubilidade do equilibrio: B_bA_a (s) ⇌ b B^{a+} (aq) + a A^{b-} (aq)

$$K_s = [A^{b-}]^a [B^{a+}]^b$$

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é



		AgI	⇌	Ag ⁺	I ⁻	
[] _{eq}	Concentración no equilibrio			s	s	mol/dm ³

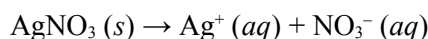
A constante de equilibrio K_s é:

$$K_s = [Ag^+] [I^-] = s \cdot s = s^2 = 8,3 \times 10^{-17}$$

$$s = \sqrt{8,3 \times 10^{-17}} = 9,1 \times 10^{-9} \text{ mol AgI/dm}^3 D$$

$$s' = 9,1 \times 10^{-9} \text{ mol AgI/dm}^3 D \frac{235 \text{ g AgI}}{1 \text{ mol AgI}} = 2,1 \times 10^{-6} \text{ g/dm}^3$$

b) O AgNO_3 está totalmente dissociado na disolución



A concentración do ión prata será a mesma que a do nitrato de prata:

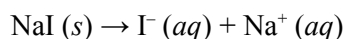
$$[\text{Ag}^+] = [\text{AgNO}_3] = 0,0050 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

Formarase precipitado cando:

$$Q = [\text{Ag}^+] [\text{I}^-] \geq K_s$$

$$[\text{I}^-] \geq \frac{K_s}{[\text{Ag}^+]} = \frac{8,3 \times 10^{-17}}{5,0 \times 10^{-3}} = 1,7 \times 10^{-14} \text{ mol/dm}^3$$

Cando se disolva o ioduro de sodio, disociarase totalmente



e a concentración de ioduro de sodio será a mesma que a do ión ioduro:

$$[\text{NaI}] = [\text{I}^-] = 1,7 \times 10^{-14} \text{ mol/dm}^3$$

A masa de ioduro de sodio para producir 100 cm^3 dunha disolución desa concentración é:

$$m(\text{NaI}) = 0,100 \text{ dm}^3 D \cdot \frac{1,7 \times 10^{-14} \text{ mol NaI}}{1 \text{ dm}^3 D} \cdot \frac{150 \text{ g NaI}}{1 \text{ mol NaI}} = 2,5 \times 10^{-13} \text{ g NaI}$$

8. O produto de solubilidade do cloruro de prata vale $1,70 \times 10^{-10}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Calcule:

a) A solubilidade do cloruro de prata.

b) Se se formará precipitado cando se engaden 100 cm^3 dunha disolución de NaCl de concentración $1,00 \text{ mol/dm}^3$ a $1,0 \text{ dm}^3$ dunha disolución de AgNO_3 de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$.

(P.A.U. Set. 09)

Rta.: a) $s = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$; b) Si $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 8,3 \times 10^{-4} > K_{ps}$

Datos

Produto de solubilidade do AgCl

Volume disolución de AgNO_3

Volume disolución NaCl

Concentración da disolución do AgNO_3

Concentración do NaCl

Cifras significativas: 2

$$K_s = 1,7 \times 10^{-10}$$

$$V_1 = 1,0 \text{ dm}^3$$

$$V_2 = 100 \text{ cm}^3 = 0,10 \text{ dm}^3$$

$$[\text{AgNO}_3]_0 = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{NaCl}]_0 = 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

Incógnitas

Solubilidade do cloruro de prata

s

Se se formará precipitado

Q

Ecuacións

Produto de solubilidade do equilibrio: $B_b A_a (s) \rightleftharpoons b B^{a+} (aq) + a A^{b-} (aq)$

$$K_s = [A^{b-}]^a [B^{a+}]^b$$

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é



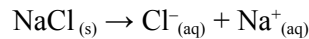
		AgCl	\rightleftharpoons	Ag^+	Cl^-	
$[\]_{\text{eq}}$	Concentración no equilibrio			s	s	mol/dm^3

A constante de equilibrio K_s é:

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = s \cdot s = s^2 = 1,7 \times 10^{-10}$$

$$s = \sqrt{1,7 \times 10^{-10}} = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol AgCl/dm}^3 D$$

b) Os sales das disolucións están totalmente dissociadas.



As concentracións iniciais dos ións son:

$$[\text{Ag}^+]_0 = [\text{AgNO}_3]_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Cl}^-]_0 = [\text{NaCl}]_0 = 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

Ao mesturar ambas as disolucións, dilúense. Supoñendo volumes aditivos, as novas concentracións son:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{n(\text{Ag}^+)}{V_T} = \frac{1,00 \text{ dm}^3 \cdot 0,01 \text{ mol Ag}^+ / \text{dm}^3}{(1,00 + 0,10) \text{ dm}^3} = 9,1 \times 10^{-3} \text{ mol Ag}^+ / \text{dm}^3$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n(\text{Cl}^-)}{V_T} = \frac{0,10 \text{ dm}^3 \cdot 1,0 \text{ mol Cl}^- / \text{dm}^3}{(1,00 + 0,10) \text{ dm}^3} = 9,1 \times 10^{-2} \text{ mol Cl}^- / \text{dm}^3$$

Formarase precipitado se $Q = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] > K_s$

$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 9,1 \times 10^{-3} \cdot 9,1 \times 10^{-2} = 8,3 \times 10^{-4} > 1,7 \times 10^{-10}$$

e, xa que logo, fórmase precipitado.

9. O PbCO_3 é un sal moi pouco soluble na auga cunha K_{ps} de $1,5 \times 10^{-15}$. Calcule:

a) A solubilidade do sal.

b) Se se mesturan 150 cm^3 dunha disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ de concentración $0,04 \text{ mol/dm}^3$ con 50 cm^3 dunha disolución de Na_2CO_3 de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$, razoe se precipitará o PbCO_3 no recipiente onde se fixo a mestura.

(P.A.U. Xuño 11)

Rta.: a) $s = 3,9 \times 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$; b) Si

Datos

Produto de solubilidade do PbCO_3

Volume da disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Concentración da disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Volume da disolución de Na_2CO_3

Concentración da disolución de Na_2CO_3

Cifras significativas: 2

$$K_s = 1,5 \times 10^{-15}$$

$$V_p = 150 \text{ cm}^3 = 0,150 \text{ dm}^3$$

$$[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = 0,040 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$V_c = 50 \text{ cm}^3 = 0,050 \text{ dm}^3$$

$$[\text{Na}_2\text{CO}_3] = 0,010 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Incógnitas

Solubilidade

s

Se precipitará PbCO_3

Q_s

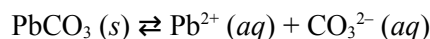
Ecuacións

Produto de solubilidade do equilibrio: $B_b A_a (s) \rightleftharpoons b B^{a+} (aq) + a A^{b-} (aq)$

$$K_s = [A^{b-}]^a [B^{a+}]^b$$

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é



		PbCO_3	\rightleftharpoons	Pb^{2+}	CO_3^{2-}	
$[]_{\text{eq}}$	Concentración no equilibrio			s	s	mol/dm^3

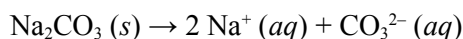
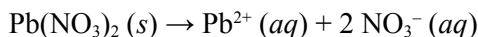
A constante de equilibrio K_s é:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}] = s \cdot s = s^2$$

Como a solubilidade s é a concentración da disolución saturada, ou o que é o mesmo, a máxima cantidade de sal, que pode disolverse por litro de disolución

$$s = \sqrt{1,5 \times 10^{-15}} = 3,9 \times 10^{-8} \text{ mol PbNO}_3 / \text{dm}^3 D$$

b) Os sales das disolucións están totalmente disociadas.



As concentracións iniciais dos ións son:

$$[\text{Pb}^{2+}]_0 = [\text{Pb(NO}_3)_2]_0 = 0,04 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}]_0 = [\text{Na}_2\text{CO}_3]_0 = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Ao mesturar ámbalas dúas disolucións, dilúense. Supoñendo volumes aditivos, as novas concentracións son:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{n(\text{Pb}^{2+})}{V_T} = \frac{0,150 \text{ dm}^3 \cdot 0,040 \text{ mol Pb}^{2+} / \text{dm}^3}{(0,150 + 0,050) \text{ dm}^3} = 0,030 \text{ mol Pb}^{2+} / \text{dm}^3 D$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{n(\text{CO}_3^{2-})}{V_T} = \frac{0,050 \text{ dm}^3 \cdot 0,010 \text{ mol CO}_3^{2-} / \text{dm}^3}{(0,150 + 0,050) \text{ dm}^3} = 0,0025 \text{ mol CO}_3^{2-} / \text{dm}^3 D$$

Formarase precipitado se $Q_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}] > K_s$

$$[\text{Pb}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}] = 0,030 \cdot 0,0025 = 7,5 \times 10^{-5} > 1,5 \times 10^{-15}$$

Formarase precipitado.

10. O sulfato de estroncio é un sal moi pouco soluble en auga. A cantidade máxima deste sal que se pode disolver en 250 mL de auga a 25 °C é de 26,0 mg.

a) Calcule o valor da constante do produto de solubilidade do sal a 25 °C.

b) Indique se se formará un precipitado de sulfato de estroncio ao mesturar volumes iguais de disolucións de Na_2SO_4 0,02 M e de SrCl_2 0,01 M, considerando que ambos os sales están totalmente disociadas.

Supoña os volumes aditivos.

(P.A.U. Xuño 12)

Rta.: a) $K_s = 3,21 \times 10^{-7}$; b) Si

Datos

Masa de SrSO_4

Volumen disolución de SrSO_4

Concentración da disolución do Na_2SO_4

Concentración do SrCl_2

Cifras significativas: 2

$$m = 26,0 \text{ mg} = 0,0260 \text{ g}$$

$$V = 250 \text{ mL} = 0,250 \text{ dm}^3$$

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4]_0 = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{SrCl}_2]_0 = 0,020 \text{ mol/dm}^3$$

Incógnitas

Constante de solubilidade do sulfato de estroncio

K_s

Si formarase precipitado

Q

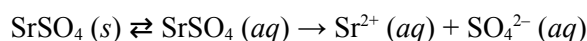
Ecuacións

Produto de solubilidade do equilibrio*: $\text{B}_b\text{A}_a (s) \rightleftharpoons b \text{B}^{a+} (aq) + a \text{A}^{b-} (aq)$ $K_s = [\text{A}^{b-}]^a [\text{B}^{a+}]^b$

* As cargas dos ións poden non coincidir cos subíndices «a» e «b» da fórmula B_bA_a

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é



A constante de equilibrio K_s é:

$$K_s = [\text{Sr}^{2+}]_e \cdot [\text{SO}_4^{2-}]_e$$

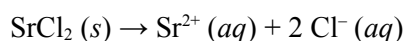
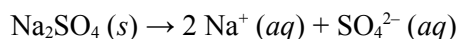
O sulfato de estroncio que se dissolve está totalmente dissociado. A concentración do $\text{SrSO}_4 (aq)$ é

$$s = [\text{SrSO}_4 (aq)] = \frac{0,260 \text{ g SrSO}_4}{0,250 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol SrSO}_4}{184 \text{ g SrSO}_4} = 5,66 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

e a constante de equilibrio de solubilidade vale

$$K_s = s \cdot s = s^2 = 3,21 \times 10^{-7}$$

b) Os sales das disolucións están totalmente dissociados.



As concentracións iniciais dos ións son:

$$[\text{Sr}^{2+}]_0 = [\text{SrCl}_2]_0 = 0,020 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{SO}_4^{2-}]_0 = [\text{Na}_2\text{SO}_4]_0 = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

Ao mesturar ambas as disolucións, dilúense. Como os volumes considéranse aditivos, o volume da mestura é o dobre do volume de cada disolución e as novas concentracións son:

$$[\text{Sr}^{2+}] = \frac{n(\text{Sr}^{2+})}{V_T} = \frac{V \cdot 0,020 \text{ mol Sr}^{2+} / \text{dm}^3}{2V} = 0,010 \text{ mol Sr}^{2+} / \text{dm}^3$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n(\text{SO}_4^{2-})}{V_T} = \frac{V \cdot 0,010 \text{ mol SO}_4^{2-} / \text{dm}^3}{2V \text{ dm}^3} = 0,0050 \text{ mol SO}_4^{2-} / \text{dm}^3$$

Formarase precipitado si $Q = [\text{Sr}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] > K_s$

$$Q = [\text{Sr}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 0,010 \cdot 0,0050 = 5,0 \times 10^{-5} > 3,21 \times 10^{-7}$$

e, polo tanto, fórmase precipitado.

11. O produto de solubilidade do cloruro de chumbo(II) é $1,6 \times 10^{-5}$ a 298 K.

a) Determine a solubilidade do cloruro de chumbo(II) expresada en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

b) Mestúranse 200 mL dunha disolución $1,0 \times 10^{-3}$ M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e 200 mL dunha disolución de HCl de pH = 3. Supoñendo que os volumes son aditivos indique se precipitará cloruro de chumbo(II).

(P.A.U. Set. 12)

Rta.: a) $s = 0,016 \text{ mol/dm}^3$; b) Non

Datos

Produto de solubilidade do PbCl_2

Volume disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Concentración da disolución do $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Volume disolución de HCl

pH da disolución de HCl

Incógnitas

Solubilidade do PbCl_2

Se precipitará

Cifras significativas: 2

$$K_s = 1,6 \times 10^{-5}$$

$$V_1 = 200 \text{ mL} = 0,200 \text{ dm}^3$$

$$[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2]_0 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$V_2 = 200 \text{ mL} = 0,200 \text{ dm}^3$$

$$\text{pH} = 3,0$$

s

Q

EcuaciónsConcentración molar (mol/dm³)

$$s = n / V = s' / M$$

pH

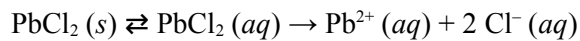
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

Produto de solubilidade do equilibrio*: $B_b A_a (s) \rightleftharpoons b B^{a+} (aq) + a A^{b-} (aq)$ $K_s = [A^{b-}]^a [B^{a+}]^b$

* As cargas dos ións poden non coincidir cos subíndices «a» e «b» da fórmula $B_b A_a$

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é

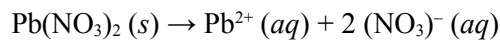
A constante de equilibrio K_s de solubilidade en función das concentracións é

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}]_e \cdot [\text{Cl}^-]_e^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 1,6 \times 10^{-5}$$

Despexando a solubilidade s

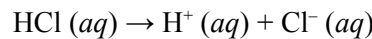
$$s = \sqrt[3]{\frac{1,6 \times 10^{-5}}{4}} = 0,016 \text{ mol/dm}^3$$

b) O nitrato de chumbo(II) disolto está totalmente dissociado.

A concentración inicial do ión Pb^{2+} é:

$$[\text{Pb}^{2+}]_0 = [\text{Pb}(\text{NO}_3)_2]_0 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

A ionización do HCl disolto é

A concentración inicial de ións Cl^- é a mesma que a de ións H^+ , que se calcula a partir do pH

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,0} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Cl}^-]_0 = [\text{H}^+]_0 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

Ao mesturar ambas as disolucións, dilúense. Como os volumes considéranse aditivos, o volume da mestura é a suma dos volumes de cada disolución e as novas concentracións son:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{n(\text{Pb}^{2+})}{V_T} = \frac{0,200 [\text{dm}^3] \cdot 1,0 \times 10^{-3} [\text{mol Pb}^{2+} / \text{dm}^3]}{0,400 [\text{dm}^3]} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol Pb}^{2+} / \text{dm}^3$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n(\text{Cl}^-)}{V_T} = \frac{0,200 \text{ dm}^3 \cdot 1,0 \text{ time } 10^{-3} \text{ mol Cl}^- / \text{dm}^3}{0,400 \text{ dm}^3} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol Cl}^- / \text{dm}^3$$

Formarase precipitado se $Q = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 > K_s$

$$Q = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 5,0 \times 10^{-4} \cdot (5,0 \times 10^{-4})^2 = 1,3 \times 10^{-10} < 1,6 \times 10^{-5}$$

e, polo tanto, non se forma precipitado.

12. Sabendo que o produto de solubilidade do AgCl é $1,7 \times 10^{-10}$ a 25 °C.

a) Calcula se se formará precipitado cando engadimos a 1 dm³ de disolución de AgNO₃ de concentración 0,01 mol/dm³ 0,5 dm³ de disolución de NaCl de concentración 0,1 mol/dm³.

b) Cal deberá ser a concentración de cloruro de sodio para que non precipite o AgCl?

(P.A.U. Xuño 98)

Rta.: a) Si; $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 2,2 \times 10^{-4} > 1,7 \times 10^{-10}$ b) $[\text{NaCl}]_0 < 7,7 \times 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$

Datos

Produto de solubilidade do AgCl

Cifras significativas: 2

$$K_s = 1,7 \times 10^{-10}$$

DatosVolume disolución de AgNO_3 Volume disolución NaCl Concentración da disolución do AgNO_3 Concentración do NaCl **Cifras significativas: 2**

$$V_1 = 1,00 \text{ dm}^3$$

$$V_2 = 0,50 \text{ dm}^3$$

$$[\text{AgNO}_3]_0 = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{NaCl}]_0 = 0,10 \text{ mol/dm}^3$$

Incógnitas

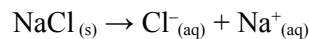
Se se formará precipitado

 Q Concentración de cloruro de sodio para que non precipite o AgCl $[\text{NaCl}]$ **Ecuacións**Produto de solubilidade do equilibrio: $B_b A_a (s) \rightleftharpoons b B^{a+} (aq) + a A^{b-} (aq)$

$$K_s = [A^{b-}]^a [B^{a+}]^b$$

Solución:

a) Os sales das disolucións están totalmente dissociadas.



As concentracións iniciais dos ións son:

$$[\text{Ag}^+]_0 = [\text{AgNO}_3]_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Cl}^-]_0 = [\text{NaCl}]_0 = 0,10 \text{ mol/dm}^3$$

Ao mesturar ambas as disolucións, dilúense. As novas concentracións son:

$$[\text{Ag}^+] = n(\text{Ag}^+) / V_T = (1,00 \text{ dm}^3 \cdot 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol Ag}^+ / \text{dm}^3) / (1,00 + 0,50) \text{ dm}^3 = 6,7 \times 10^{-3} \text{ mol Ag}^+ / \text{dm}^3$$

$$[\text{Cl}^-] = n(\text{Cl}^-) / V_T = (0,50 \text{ dm}^3 \cdot 0,10 \text{ mol Cl}^- / \text{dm}^3) / (1,00 + 0,50) \text{ dm}^3 = 3,3 \times 10^{-2} \text{ mol Cl}^- / \text{dm}^3$$

O equilibrio de solubilidade das sal insoluble (cloruro de prata) é

Formarase precipitado se $Q = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] > K_s$

$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 6,7 \times 10^{-3} \cdot 3,3 \times 10^{-2} = 2,2 \times 10^{-4} > 1,7 \times 10^{-10}$$

e, xa que logo, fórmase precipitado.

b) Para que non se forme precipitado,

$$Q = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] < K_s$$

$$[\text{Cl}^-] < K_s / [\text{Ag}^+] = 1,7 \times 10^{-10} / 6,7 \times 10^{-3} = 2,6 \times 10^{-8} \text{ mol/dm}^3 \text{ na mestura.}$$

Na disolución de orixe.

$$[\text{Cl}^-]_0 < n(\text{Cl}^-) / V_0 = ((1,00 + 0,50) \text{ dm}^3 \cdot 2,6 \times 10^{-8} \text{ mol Cl}^- / \text{dm}^3) / 0,50 \text{ dm}^3 = 7,7 \times 10^{-8} \text{ mol Cl}^- / \text{dm}^3$$

$$[\text{NaCl}]_0 = [\text{Cl}^-]_0 < 7,7 \times 10^{-8} \text{ mol NaCl} / \text{dm}^3$$

13. O pH dunha disolución saturada de hidróxido de chumbo(II) é 9,9 a 25 °C. Calcula:**a) A solubilidade do hidróxido a esa temperatura.****b) O produto de solubilidade á mesma temperatura.****(P.A.U. Set. 98)****Rta.:** a) $s = 4 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$; b) $K_s = 3 \times 10^{-13}$

DatospH (Pb(OH)₂ (aq))

Temperatura

Cifras significativas: 2

pH = 9,90

T = 25 °C = 298 K

IncógnitasSolubilidad do Pb(OH)₂

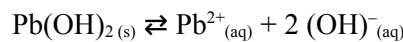
s

Produto de solubilidad do Pb(OH)₂K_s**Ecuacións**Produto de solubilidad do equilibrio: B_bA_a (s) ⇌ b B^{a+} (aq) + a A^{b-} (aq)K_s = [A^{b-}]^a [B^{a+}]^b

pH

pH = -log[H⁺]**Solución:**

a) O equilibrio de solubilidad é

Se chamamos *s* á concentración en moles/dm³ de Pb(OH)₂ que se dissolve, podemos escribir:

		Pb(OH) ₂	⇌	Pb ²⁺	(OH) ⁻	
[] _{eq}	Concentración no equilibrio			<i>s</i>	2 <i>s</i>	mol/dm ³

Sabendo que pOH = -log[OH⁻] e que pH + pOH = pK_w = 14,00, (a 25 °C) queda

$$\text{pOH} = 14,00 - 9,90 = 4,10$$

$$[\text{OH}^{-}] = 10^{-4,10} = 7,9 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

$$s = [\text{OH}^{-}] / 2 = 4,0 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

(Ao dar o pH = 9,90 con dous decimais, a concentración de ións hidróxido ten dúas cifras significativas)

b) A constante de equilibrio K_s é:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2 = s (2s)^2 = 4 s^3 = 2,5 \times 10^{-13}$$

14. Tense unha disolución acuosa de tetraoxocromato(VI) de potasio [cromato de potasio] e de cloruro de sodio, a unhas concentracións de 0,1 mol/dm³ e 0,05 mol/dm³, respectivamente. Engádense unha disolución de trioxonitrato(V) de prata [nitrato de prata]. Supondo que o volume non varía:

a) **Determina, mediante os cálculos pertinentes, cal dos dous sales de prata precipitará en primeiro lugar.**

b) **Calcula a concentración do aniión do sal máis insoluble ao comezar a precipitar o sal que precipita en segundo lugar.**

Datos: Constantes do produto de solubilidad a 25 °C do cromato de prata e do cloruro de prata, respectivamente: 2,0×10⁻¹² e 1,7×10⁻¹⁰.

(P.A.U. Xuño 00)

Rta.: a) AgCl; b) [Cl⁻] = 3,8×10⁻⁵ mol/dm³

Datos

Produto de solubilidad do AgCl

Cifras significativas: 2K_s (AgCl) = 1,7×10⁻¹⁰Produto de solubilidad do Ag₂CrO₄K_s (Ag₂CrO₄) = 2,0×10⁻¹²Concentración do K₂CrO₄[K₂CrO₄]₀ = 0,10 mol/dm³

Concentración do NaCl

[NaCl]₀ = 0,050 mol/dm³

Incógnitas

Cal dos dous sales de prata precipitará en primeiro lugar

Concentración do anión do sal máis insoluble ao comezar a precipitar o sal que precipita en segundo lugar

Ecuacións

Produto de solubilidade do equilibrio: $B_b A_a (s) \rightleftharpoons b B^{a+} (aq) + a A^{b-} (aq)$ $K_s = [A^{b-}]^a [B^{a+}]^b$

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade do cloruro de prata é



Formarase precipitado de AgCl cando:

$$Q_1 = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] > K_s(\text{AgCl})$$

$$[\text{Ag}^+]_1 > \frac{K_s(\text{AgCl})}{[\text{Cl}^-]} = \frac{1,7 \times 10^{-10}}{0,050} = 3,4 \times 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$$

O equilibrio de solubilidade do cromato de prata é



Formarase precipitado de Ag_2CrO_4 cando:

$$Q_2 = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}] > K_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)$$

$$[\text{Ag}^+]_2 > \sqrt{\frac{K_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)}{[\text{CrO}_4^{2-}]}} = \sqrt{\frac{2,0 \times 10^{-12}}{0,10}} = 4,5 \times 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

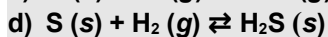
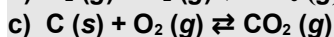
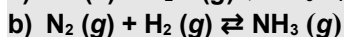
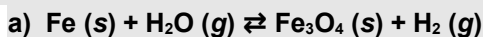
Como $[\text{Ag}^+]_1 < [\text{Ag}^+]_2$, precipitará primeiro o cloruro de prata.

b) Cando comeza a precipitar o sal que precipita en segundo lugar (o cromato de prata), a concentración do anión (Cl^-) do sal máis insoluble (AgCl) é:

$$[\text{Cl}^-]_2 = K_s(\text{AgCl}) / [\text{Ag}^+]_2 = 1,7 \times 10^{-10} / 4,5 \times 10^{-6} = 3,8 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

▮ CUESTIÓN**● FASE GAS**

1. Escriba a expresión da constante de equilibrio (axustando antes as reaccións) para os seguintes casos:

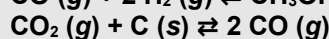
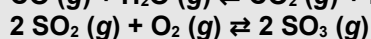
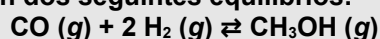
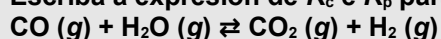


(P.A.U. Set. 04)

$$\text{Rta.: } K_a = \frac{[\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad K_b = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3[\text{N}_2]} \quad K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{O}_2]} \quad K_d = \frac{1}{[\text{H}_2]}$$

2.

a) Escriba a expresión de K_c e K_p para cada un dos seguintes equilibrios:



b) Indique, de xeito razoado, en que casos K_c coincide con K_p .

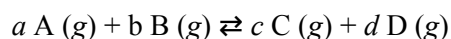
(P.A.U. Xuño 11)

Solución:

a)

Equilibrio	K_c	K_p	Δn (gas)
$\text{CO (g)} + \text{H}_2\text{O (g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$	$K_c = \frac{[\text{CO}_2]_e [\text{H}_2]_e}{[\text{CO}]_e [\text{H}_2\text{O}]_e}$	$K_p = \frac{P_e(\text{CO}_2) P_e(\text{H}_2)}{P_e(\text{CO}) P_e(\text{H}_2\text{O})}$	$1 + 1 - 1 - 1 = 0$
$\text{CO (g)} + 2 \text{H}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH (g)}$	$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]_e}{[\text{CO}]_e [\text{H}_2]_e^2}$	$K_p = \frac{P_e(\text{CH}_3\text{OH})}{P_e(\text{CO}) P_e^2(\text{H}_2)}$	$1 - 1 - 2 = -2$
$2 \text{SO}_2 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 \text{ (g)}$	$K_c = \frac{[\text{SO}_3]_e^2}{[\text{SO}_2]_e^2 [\text{O}_2]_e}$	$K_p = \frac{P_e^2(\text{SO}_3)}{P_e^2(\text{SO}_2) P_e(\text{O}_2)}$	$2 - 2 - 1 = -1$
$\text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{C (s)} \rightleftharpoons 2 \text{CO (g)}$	$K_c = \frac{[\text{CO}]_e^2}{[\text{CO}_2]_e}$	$K_p = \frac{P_e^2(\text{CO})}{P_e(\text{CO}_2)}$	$2 - 1 = 1$

b) Nunha reacción xeral como:



a constante de equilibrio K_p pódese expresar por:

$$K_p = \frac{P_c^c P_d^d}{P_A^a P_B^b}$$

Supondo comportamento ideal para os gases, a presión parcial dun gas i pódese substituír por

$$P_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V} = [i] \cdot R \cdot T$$

quedando

$$K_p = \frac{P_c^c P_d^d}{P_A^a P_B^b} = \frac{[C]^c (R \cdot T)^c \cdot [D]^d (R \cdot T)^d}{[A]^a (R \cdot T)^a \cdot [B]^b (R \cdot T)^b} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} (R \cdot T)^{(c+d-a-b)} = K_c (R \cdot T)^{\Delta n}$$

Naqueles casos que Δn (gas) fose nulo, $K_p = K_c$. Só se cumpriría no primeiro caso deste exercicio.

3. Para o sistema gasoso en equilibrio $\text{N}_2\text{O}_3 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{NO (g)} + \text{NO}_2 \text{ (g)}$, como afectaría a adición de NO (g) ao sistema en equilibrio? Razoe a resposta.

(P.A.U. Xuño 06)

Rta.: ←

Solución:

A constante de equilibrio só depende da temperatura. Non varía ao engadir NO ao sistema.

$$K_c = \frac{[\text{NO}][\text{NO}_2]}{[\text{N}_2\text{O}_3]}$$

Se a concentración de monóxido de nitróxeno aumenta, para que K_c permaneza constante, ou ben o numerador $[\text{NO}_2]$ diminúa, ou ben o denominador $[\text{N}_2\text{O}_3]$ aumenta.

O equilibrio desprazarase (cara á esquerda) ata alcanzar unha novo estado de equilibrio no que haberá máis N_2O_3 e menos NO_2 .

Historicamente, o principio de Le Chatelier di que ao variar algún factor o equilibrio desprázase no sentido de contrarrestar esa variación.

4. Considerando a reacción: $2 \text{SO}_2 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 \text{ (g)}$, razoe si as afirmacións son verdadeiras ou falsas.

- a) Un aumento da presión conduce a unha maior produción de SO_3 .
 b) Unha vez alcanzado o equilibrio, deixan de reaccionar as moléculas de SO_2 e O_2 entre si.
 c) O valor de K_p é superior ao de K_c á mesma temperatura.
 d) A expresión da constante de equilibrio K_p é: $K_p = \frac{P^2(\text{SO}_2) \cdot P(\text{O}_2)}{P^2(\text{SO}_3)}$

(P.A.U. Set. 11)

Rta.: a) V; b) F; c) F?; d) F

Solución:

a) Verdadeiro. A constante de equilibrio en función das presións pode escribirse así:

$$K_p = \frac{P^2(\text{SO}_3)}{P^2(\text{SO}_2) \cdot P(\text{O}_2)} = \frac{(\chi(\text{SO}_3) \cdot P_T)^2}{(\chi(\text{SO}_2) \cdot P_T)^2 \cdot \chi(\text{O}_2) \cdot P_T} = \frac{\chi^2(\text{SO}_3)}{\chi^2(\text{SO}_2) \cdot \chi(\text{O}_2)} \frac{1}{P_T}$$

onde χ (gas) é a fracción molar de cada gas e P_T é a presión total no interior do recipiente.

A constante de equilibrio só depende da temperatura. Non varía aínda que cambien as cantidades de reactivos ou produtos, o volume ou a presión.

No caso de aumentarse a presión total, para que K_p permaneza constante, ou ben deberá aumentar a fracción molar do SO_3 que aparece no numerador, ou ben diminuír a fracción molar de SO_2 e de O_2 no denominador. O equilibrio desprazarase (cara á dereita) ata alcanzar unha novo estado de equilibrio no que haberá máis SO_3 e menos SO_2 e O_2 .b) Falso. Nunha reacción reversible prodúcense os dous procesos indicados ao ler a ecuación química de esquerda a dereita e de dereita a esquerda. Neste caso a síntese e descomposición do trióxido de xofre. O equilibrio químico é un equilibrio dinámico. As moléculas individuais seguen chocando e reaccionado, pero as cantidades dos reactivos e produtos permanecen constantes porque a cantidade de moléculas de SO_3 que se produce nun instante é igual á de moléculas de SO_3 que se desintegra no mesmo tempo.c) Falso. A relación entre K_p e K_c é:

$$K_p = \frac{P^2(\text{SO}_3)}{P^2(\text{SO}_2) \cdot P(\text{O}_2)} = \frac{(n(\text{SO}_3) \cdot R \cdot T)^2}{(n(\text{SO}_2) \cdot R \cdot T)^2 \cdot n(\text{O}_2) \cdot R \cdot T} = \frac{n^2(\text{SO}_3)}{n^2(\text{SO}_2) \cdot n(\text{O}_2)} \frac{1}{R \cdot T} = \frac{K_c}{R \cdot T}$$

Si o denominador é maior que 1, $K_p < K_c$.

Para temperaturas absolutas superiores a

$$T = \frac{1}{0,082} = 12 \text{ K}$$

valor de K_p será inferior ao de K_c .(Ata 1982 a presión estándar era 1 atm e os valores das presións debían expresarse en atmosferas e a constante nas unidades apropiadas é $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Desde ese ano a presión estándar é de 1 bar = $10^5 \text{ Pa} = 0,987 \text{ atm}$ pero o valor da temperatura que se calcula é practicamente o mesmo)

d) Falso. A expresión correcta xa está escrita nos apartados a e c.

5. Considere o equilibrio: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) \quad \Delta H = -46 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, razoe que lle acontece ao equilibrio se:

- a) Se engade hidróxeno.
 b) Se aumenta a temperatura.
 c) Se aumenta a presión diminuíndo o volume.
 d) Se retira nitróxeno.

(P.A.U. Set. 10)

Rta.: a) → b) ← c) → d) ←

Solución:

a, c e d) A constante de equilibrio en función das concentracións pode escribirse así:

$$K_C = \frac{[\text{NH}_3]_e^2}{[\text{N}_2]_e[\text{H}_2]_e^3} = \frac{\frac{n_{\text{NH}_3}^2}{V^2}}{\frac{n_{\text{N}_2}}{V} \frac{n_{\text{H}_2}^3}{V^3}} = \frac{n_{\text{NH}_3}^2}{n_{\text{N}_2} n_{\text{H}_2}^3} V^2$$

A constante de equilibrio só depende da temperatura. Non varía aínda que cambien as cantidades de reactivos ou produtos, ou diminúa o volume.

a) Se se engade hidróxeno, para que K_C permaneza constante, ou ben deberá aumentar o numerador n_{NH_3} , ou diminuír a cantidade de nitróxeno no denominador n_{N_2} . O equilibrio desprazarase (cara á dereita) ata alcanzar unha novo estado de equilibrio no que haberá máis NH_3 e menos N_2 .

c) Se o volume V diminúe, para que K_C permaneza constante, ou ben deberá diminuír o numerador n_{NH_3} , ou ben aumentar o denominador $n_{\text{N}_2} n_{\text{H}_2}^3$. O equilibrio desprazarase (cara á dereita) ata alcanzar unha novo estado de equilibrio no que haberá máis NH_3 e menos N_2 e H_2 .

d) Se se retira nitróxeno, para que K_C permaneza constante, ou ben deberá diminuír o numerador n_{NH_3} , ou ben aumentar a cantidade de hidróxeno no denominador n_{H_2} . O equilibrio desprazarase (cara á esquerda) ata alcanzar unha novo estado de equilibrio no que haberá máis N_2 e H_2 e menos NH_3 .

b) A constante de equilibrio varía coa temperatura segundo a ecuación de Van't Hoff:

$$\ln \frac{K_1}{K_2} = \frac{-\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Para unha reacción exotérmica ($\Delta H^0 < 0$), se $T_2 > T_1$:

$$1 / T_2 < 1 / T_1$$

$$\ln K_1 / K_2 > 0$$

$$K_1 > K_2$$

a constante diminúe ao aumentar a temperatura.

Se o volume non varía, da expresión da constante do apartado a), dedúcese que para que diminúa a constante debe diminuír o numerador n_{NH_3} , e/ou aumentar o denominador $n_{\text{N}_2} n_{\text{H}_2}^3$.

O equilibrio desprazarase (cara á esquerda) ata alcanzar unha novo estado de equilibrio no que haberá máis N_2 e H_2 e menos NH_3 .

6. Para o sistema: $\text{Xe}(\text{g}) + 2 \text{F}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{XeF}_4(\text{g})$, $\Delta H = -218 \text{ kJ}$. Indica razoadamente que efecto terá sobre a porcentaxe de conversión de $\text{Xe}(\text{g})$ en $\text{XeF}_4(\text{g})$:

- a) Aumentar o volume do recipiente.
- b) Engadir $\text{F}_2(\text{g})$.
- c) Diminuír a temperatura.
- d) Comprimir o sistema.

(P.A.U. Set. 96)

Rta.: a) ↓ ; b) ↑ ; c) ↑ ; d) ↑

Solución:

a) A constante de equilibrio só depende da temperatura. Non varía ao aumentar o volume.

$$K_C = \frac{[\text{XeF}_4]}{[\text{Xe}][\text{F}_2]^2} = \frac{\frac{n_{\text{XeF}_4}}{V}}{\frac{n_{\text{Xe}}}{V} \frac{n_{\text{F}_2}^2}{V^2}} = \frac{n_{\text{XeF}_4}}{n_{\text{Xe}} n_{\text{F}_2}^2} V^2$$

Se o volume V aumenta, para que K_C permaneza constante, ou ben o numerador n_{XeF_4} diminúe, ou ben o denominador $n_{\text{Xe}} n_{\text{F}_2}^2$ aumenta.

O equilibrio desprazarase (cara á esquerda) ata alcanzar unha novo estado de equilibrio no que haberá máis Xe e F₂ e menos XeF₄, polo que a porcentaxe de conversión de Xe e F₂ en XeF₄ diminuirá.

b) Da expresión anterior, se se aumenta o denominador, $n_{F_2}^2$, sen variar o volume, para que K_C permaneza constante, ha de aumentar o numerador n_{XeF_4} .

O equilibrio desprazarase (cara á dereita) ata alcanzar unha novo estado de equilibrio no que haberá máis XeF₄ e menos Xe, polo que a porcentaxe de conversión de Xe e F₂ en XeF₄ aumentará.

c) A constante de equilibrio varía coa temperatura segundo a ecuación de Van't Hoff:

$$\ln \frac{K_1}{K_2} = \frac{-\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Para unha reacción exotérmica ($\Delta H^0 < 0$). Se $T_2 < T_1$:

$$1 / T_2 > 1 / T_1$$

$$\ln K_1 / K_2 < 0$$

$$K_2 > K_1$$

a constante aumenta ao diminuír a temperatura.

Se o volume non varía, da expresión da constante do apartado a), dedúcese que para que aumente a constante debe aumentar o numerador x_{XeF_4} e/ou diminuír o denominador $x_{Xe} x_{F_2}^2$.

O equilibrio desprazarase (cara á esquerda) ata alcanzar unha novo estado de equilibrio no que haberá máis Xe e F₂ e menos XeF₄, polo que a porcentaxe de conversión de Xe e F₂ en XeF₄ diminuirá.

d) Se por comprimir o sistema entendemos unha diminución de volume, o efecto é o oposto ao descrito no apartado a). Se o que quere indicar é un aumento de presión, escribimos a expresión da constante K_p ,

$$K_p = \frac{P_{XeF_4}}{P_{Xe} P_{F_2}^2} = \frac{x_{XeF_4} P_T}{x_{Xe} P_T x_{F_2}^2 P_T^2} = \frac{x_{XeF_4}}{x_{Xe} x_{F_2}^2} \frac{1}{P_T^2}$$

pondo as presións parciais en función das fraccións molares x e a presión total P_T ,

$$P_i = x_i P_T$$

Se a presión total P_T aumenta, para que a constante K_p non varíe, debe aumentar o numerador x_{XeF_4} e/ou diminuír o denominador $x_{Xe} x_{F_2}^2$.

O equilibrio desprazarase (cara á dereita) ata alcanzar unha novo estado de equilibrio no que haberá máis XeF₄ e menos Xe e menos F₂, polo que a porcentaxe de conversión de Xe e F₂ en XeF₄ aumentará.

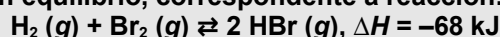
7. Dado o seguinte equilibrio: $2HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$, e tendo en conta que a reacción é endotérmica, indique razoadamente como afectará ao equilibrio as seguintes modificacións:

- Un aumento de presión.
- Unha diminución da temperatura.
- A adición de hidróxeno.
- A adición dun catalizador.

(P.A.U. Set. 00)

Rta.: a) Non; b) ← ; c) ← ;) Non.

8. Nun matraz de 1 dm³ atópanse, en estado gasoso e a unha temperatura dada, hidróxeno, bromo e bromuro de hidróxeno, e en equilibrio, correspondente á reacción:



Indique como afectarían os seguintes cambios á situación de equilibrio e á constante de equilibrio:

- Un aumento de temperatura.
- Un aumento da presión parcial do HBr.
- Un aumento do volume do recipiente.

(P.A.U. Xuño 01)

Rta.: a) ← ; $K \downarrow$; b) ← ; K non varía; c) Non; K non varía.

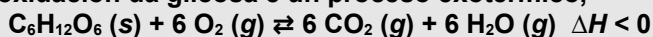
9. Nunha reacción $A + B \rightleftharpoons AB$, en fase gasosa, a constante K_p vale 4,3 á temperatura de 250 °C e ten un valor de 1,8 a 275 °C.

- Enuncie o principio de Le Chatelier.
- Razoe se devandita reacción é exotérmica ou endotérmica.
- En que sentido desprazarase o equilibrio ao aumentar a temperatura.

(P.A.U. Xuño 04)

Rta.: a) Ao $\uparrow T$, maior descomposición; b) Endotérmica; c) Maior a descomposición

10. Tendo en conta que a oxidación da glicosa é un proceso exotérmico,



Indicar o desprazamento do equilibrio se levamos a cabo as seguintes modificacións:

- Aumento da concentración de CO_2 .
- Diminución á metade da concentración de glicosa.
- Aumento da presión.
- Aumento da temperatura.

(P.A.U. Set. 03)

Rta.: a) \leftarrow ; b) Non afecta ; c) \leftarrow ; d) \leftarrow

11. Dado o seguinte equilibrio $H_2S (g) \rightleftharpoons H_2 (g) + S (s)$ indique se a concentración de sulfuro de hidróxeno aumentará, diminuirá ou non se modificará se:

- Se engade $H_2 (g)$
- Diminúe o volume do recipiente.

(P.A.U. Set. 07)

Rta.: a) Aumenta, para manter o mesmo valor da constante: $K_c = [H_2] / [H_2S] = n(H_2) / n(H_2S)$

b) Aumenta a concentración. Non varía a cantidade $n(H_2S)$ de gas pero diminúe o volume.

12. Se consideramos a disociación do PCl_5 dada pola ecuación: $PCl_5 (g) \rightleftharpoons PCl_3 (g) + Cl_2 (g)$; $\Delta H < 0$ Indique razoadamente que lle ocorre ao equilibrio:

- Ao aumentar a presión sobre o sistema sen variar a temperatura.
- Ao diminuír a temperatura.
- Ao engadir cloro.

(P.A.U. Xuño 09)

Rta.: a) \leftarrow ; b) \rightarrow ; c) \leftarrow

Solución:

a) A constante de equilibrio só depende da temperatura. Non varía ao aumentar a presión.

$$K_p = \frac{P(Cl_2) \cdot P(PCl_3)}{P(PCl_5)} = \frac{x(Cl_2)P_T \cdot x(PCl_3)P_T}{x(PCl_5)P_T} = \frac{x(Cl_2) \cdot x(PCl_3)}{x(PCl_5)} \cdot P_T$$

Para que K_p permaneza constante ao aumentar a presión total P_T , o numerador $n(Cl_2) \cdot n(PCl_3)$ debe diminuír e o denominador $n(PCl_5)$ debe aumentar.

O equilibrio desprazarase (cara á esquerda) ata alcanzar un novo estado de equilibrio no que haberá máis PCl_5 e menos PCl_3 e Cl_2

b) A constante de equilibrio varía coa temperatura segundo a ecuación de Van't Hoff:

$$\ln \frac{K_1}{K_2} = \frac{-\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Unha diminución de temperatura favorece o sentido exotérmico. Se $T_2 < T_1$:

$$\frac{1}{T_2} > \frac{1}{T_1} \Rightarrow \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) < 0$$

Para unha reacción exotérmica ($\Delta H^0 < 0$)

$$-\Delta H^0 > 0 \Rightarrow \ln K_1 / K_2 = (+) \cdot (-) < 0$$

$$K_2 > K_1$$

a constante aumenta ao diminuír a temperatura.

Da expresión de K_c

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2] \cdot [\text{PCl}_3]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\frac{n(\text{Cl}_2)}{V} \cdot \frac{n(\text{PCl}_3)}{V}}{\frac{n(\text{PCl}_5)}{V}} = \frac{n(\text{Cl}_2) \cdot n(\text{PCl}_3)}{n(\text{PCl}_5)} \cdot \frac{1}{V}$$

Se o volume permanece constante, para que aumente o valor de K_c deberá aumentar a cantidade de Cl_2 ou PCl_3 e diminuír a cantidade de PCl_5 .

O equilibrio desprazarase (cara á dereita) ata alcanzar un novo estado de equilibrio no que haberá menos PCl_5 e máis PCl_3 e Cl_2

c) Da expresión de K_c

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2] \cdot [\text{PCl}_3]}{[\text{PCl}_5]}$$

Se aumenta a cantidade (e concentración) de Cl_2 , para que K_c permaneza constante, deberá diminuír a cantidade de PCl_3 e aumentar a cantidade de PCl_5 .

O equilibrio desprazarase (cara á esquerda) ata alcanzar un novo estado de equilibrio no que haberá máis PCl_5 e menos PCl_3

13. Para a seguinte reacción: $2 \text{NaHCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \Delta H < 0$

a) Escriba a expresión para a constante de equilibrio K_p en función das presións parciais.

b) Razoe como afecta ao equilibrio un aumento de temperatura.

(P.A.U. Xuño 13)

Rta.: a) $K_p = P(\text{CO}_2(\text{g})) \cdot P(\text{H}_2\text{O}(\text{g}))$ b) ←

Solución:

a) A constante de equilibrio en función das presións parciais é:

$$K_p = P(\text{CO}_2(\text{g})) \cdot P(\text{H}_2\text{O}(\text{g}))$$

xa que os sólidos non exercen presión.

b) A constante de equilibrio varía coa temperatura segundo a ecuación de Van't Hoff:

$$\ln \frac{K_1}{K_2} = \frac{-\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Un aumento de temperatura favorece o sentido endotérmico. Si $T_2 > T_1$:

$$\frac{1}{T_1} > \frac{1}{T_2} \Rightarrow \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) > 0$$

Para unha reacción exotérmica ($\Delta H^0 < 0$):

$$-\Delta H^0 > 0 \Rightarrow \ln K_1 / K_2 = (+) \cdot (+) > 0$$

$$K_2 < K_1$$

a constante diminúe ao aumentar a temperatura, e o equilibrio desprázase cara á esquerda. A unha temperatura maior alcánzase un novo estado de equilibrio con menor cantidade de CO_2 e H_2O en fase gas.

14. Explica razoadamente o efecto sobre o equilibrio: $2 \text{C} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO} (\text{g}) \Delta H^0 = -221 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$,

a) Si engádese CO .

b) Si engádese C .

c) Si elévase a temperatura.

d) Si aumenta a presión.

(P.A.U. Set. 13)

Rta.: a) ←; b) ningún; c) ←; d) ←

Solución:

a, b e d) A constante de equilibrio en función das concentracións pode escribirse así:

$$K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{n(\text{CO})}{V}\right)^2}{\left(\frac{n(\text{O}_2)}{V}\right)} = \frac{n^2(\text{CO})}{n(\text{O}_2)} \cdot \frac{1}{V}$$

A constante de equilibrio só depende da temperatura. Non varía aínda que cambien as cantidades de reactivos ou produtos, ou aumente a presión.

a) Si engádesse monóxido de carbono sen variar o volume, deberá aumentar a cantidade de osíxeno no denominador para que o valor da constante non varíe. O equilibrio desprazarase (cara á esquerda) ata alcanzar unha novo estado de equilibrio no que haberá máis O_2 e menos CO.

b) A concentración ou presión de sólidos non aparece na expresión da constante de equilibrio. Calquera variación non afectará ao resto de cantidades no equilibrio.

d) A constante de equilibrio en función das das presións pode escribirse así:

$$K_p = \frac{P^2(\text{CO})}{P(\text{O}_2)} = \frac{(\chi(\text{CO}) \cdot P_T)^2}{\chi(\text{O}_2) \cdot P_T} = \frac{\chi^2(\text{CO})}{\chi(\text{O}_2)} P_T$$

A constante de equilibrio só depende da temperatura. Non varía aínda que cambien as cantidades de reactivos ou produtos, ou aumente a presión.

Si aumenta a presión, para que K_p permaneza constante, ou ben deberá aumentar o denominador $\chi(\text{O}_2)$, ou diminuír a cantidade de monóxido de carbono no numerador $\chi(\text{CO})$. O equilibrio desprazarase (cara á esquerda) ata alcanzar unha novo estado de equilibrio no que haberá máis O_2 e menos CO.

c) A constante de equilibrio varía coa temperatura segundo a ecuación de Van't Hoff:

$$\ln \frac{K_1}{K_2} = \frac{-\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Para unha reacción exotérmica ($\Delta H^0 < 0$), si $T_2 > T_1$:

$$1 / T_2 < 1 / T_1$$

$$\ln K_1 / K_2 > 0$$

$$K_1 > K_2$$

a constante diminúe ao aumentar a temperatura.

Si o volume non varía, da expresión da constante do apartado a), dedúcese que para que diminúa a constante debe diminuír o numerador $n(\text{CO})$, e/ou aumentar o denominador $n(\text{O}_2)$

O equilibrio desprazarase (cara á esquerda) ata alcanzar unha novo estado de equilibrio no que haberá máis O_2 e menos CO.

● SOLUBILIDADE

1. Ponse nun vaso con auga certa cantidade dun sal pouco soluble, de fórmula xeral AB_3 , e non se dissolve completamente. O produto de solubilidade do sal é K_s .

a) Deduza a expresión que relaciona a concentración de A^{3+} co produto de solubilidade do sal.

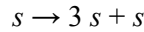
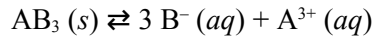
b) A continuación introdúcese no vaso unha cantidade dun sal soluble CB_2 . Que variación produce na solubilidade do sal AB_3 ?

(P.A.U. Xuño 05)

Rta.: a) $K_s = 27 [A^{3+}]^4$ b) ↓

Solución:

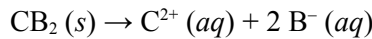
a) Chámase s á solubidade (concentración da disolución saturada).
A ecuación do equilibrio pode escribirse:



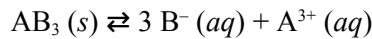
A constante de equilibrio ou produto de solubidade é:

$$K_s = [A^{3+}][B^-]^3 = s (3 s)^3 = 27 s^4 = 27 [A^{3+}]^4$$

b) A solubidade do sal AB_3 será menor que antes por efecto do ión común.
O sal CB_2 soluble se disociará totalmente:



o que produce un aumento na concentración do ión B^- na disolución.
Isto provocará un desprazamento do equilibrio



cara á formación do sal sólido, xa que na expresión do produto de solubidade,

$$K_s = [A^{3+}][B^-]^3$$

un aumento na concentración do ión B^- terá que ser compensada cunha diminución na concentración do ión A^{3+} para manter constante o valor do produto de solubidade, que é unha constante de equilibrio que só cambia coa temperatura.

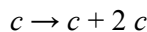
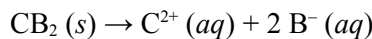
É dicir, o sal estará menos disociada e a solubidade será menor.

(Se houbese que realizar o cálculo, sería conveniente usar a situación equivalente de intentar disolver o sal $AB_3 (s)$ nunha disolución que contén unha cantidade n de CB_2 no volume V de disolución da disolución orixinal.

A concentración c de CB_2 será:

$$c = [CB_2] = n / V$$

Ao ser CB_2 un sal soluble, estará totalmente disociada:



Como hai unha concentración do ión B^- (efecto do ión común), a solubidade do sal AB_3 será menor.

	Concentración	AB_3	\square	$3 B^-$	A^{3+}	
[] ₀	inicial			$2 c$	0	mol/dm ³
[] _d	reacciona ou se forma	s_b	→	$3 s_b$	s_b	mol/dm ³
[] _{eq}	no equilibrio			$3 s_b + 2 c$	s_b	mol/dm ³

$$K_s = [A^{3+}][B^-]^3 = s_b (3 s_b + 2 c)^3$$

A solución desta ecuación faríase por métodos de aproximación)

2. Dispónse dunha disolución saturada de cloruro de prata en auga. Indique *razoadamente*, que sucedería se a esta disolución:

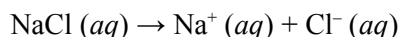
- a) Engádenselle 2 g de NaCl.
- b) Engádenselle 10 cm³ de auga.

(P.A.U. Set. 08)

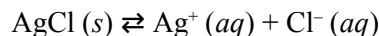
Rta.: a) Precipita b) ↓ [NaCl]

Solución:

a) A solubilidade diminuiría polo efecto do ión común.
O cloruro de sodio é un electrolito forte que, en disolucións diluídas, está totalmente dissociado.



O cloruro de prata é un sal sae pouco soluble. O sólido atópase en equilibrio cos ións disoltos



Ao engadir NaCl, que se dissolve totalmente, o equilibrio desprázase, seguindo a lei de Le Chatelier, no sentido de consumir o ión cloruro extra e de formar maior cantidade de precipitado, deixando menos ións prata na disolución.

Se non había sólido en equilibrio coa disolución saturada, formaríase un precipitado de cloruro de prata.

b) Se hai sólido en equilibrio coa disolución saturada, parte do sólido disólvese ata acadar o novo equilibrio. A solubilidade manteríase, pero se disolvería máis cantidade do cloruro de prata sólido, xa que ao haber máis volume de disolución, habería máis cantidade de soluto disolto.

Se non hai sólido en equilibrio coa disolución saturada, a concentración da disolución diminuiría.

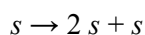
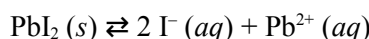
- 3. a) Exprese a relación que existe entre a solubilidade e o produto de solubilidade para o ioduro de chumbo(II).
b) Se se dispón dunha disolución saturada de carbonato de calcio [trioxocarbonato(IV) de calcio] en equilibrio co seu sólido, como se verá modificada a solubilidade do precipitado ao engadirle carbonato de sodio [trioxocarbonato(IV) de sodio]? Razoe as respostas.**

(P.A.U. Xuño 09)

Rta.: a) $s = \sqrt[3]{K_s/4}$ b) ↓

Solución:

a) Chámase s á solubilidade (concentración da disolución saturada).
A ecuación do equilibrio pode escribirse:

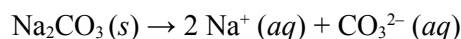


A constante de equilibrio ou produto de solubilidade é:

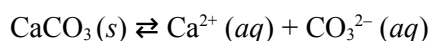
$$K_s = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

b) A solubilidade do CaCO_3 será menor que antes por efecto do ión común.
O Na_2CO_3 soluble dissociarase totalmente:



o que produce un aumento na concentración do ión CO_3^{2-} na disolución.
Isto provocará un desprazamento do equilibrio



para á formación do sal sólido, xa que na expresión do produto de solubilidade,

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$$

un aumento na concentración do ión CO_3^{2-} terá que ser compensada cunha diminución na concentración do ión Ca^{2+} para manter constante o valor do produto de solubilidade, que é unha constante de equilibrio que só cambia coa temperatura.

É dicir, o sal estará menos dissociada e a solubilidade será menor.

4. Como é coñecido, o ión prata precipita con ións Cl^- , I^- e CrO_4^{2-} , cos seguintes datos:

$$K_{\text{ps}}(\text{AgCl}) = 1,7 \times 10^{-10}; K_{\text{ps}}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,1 \times 10^{-12} \text{ e } K_{\text{ps}}(\text{AgI}) = 8,5 \times 10^{-17}$$

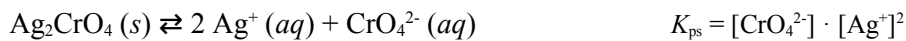
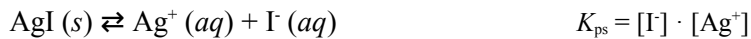
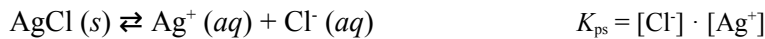
a) Explique razoadamente o que sucederá se se engade unha disolución acuosa de nitrato de prata lentamente, a unha disolución acuosa que contén os tres aniións á mesma concentración.

b) Indique os equilibrios e as expresións da constante do produto de solubilidade para cada unha das reaccións entre o aniión e o ión prata.

(P.A.U. Xuño 10)

Solución:

As ecuacións de equilibrio son:



Para unha determinada concentración « c » de ión prata, a concentración de cada aniión cando comece a precipitar o sal correspondente é:

$$[\text{Cl}^-]_{\text{p}} = \frac{K_{\text{ps}}(\text{AgCl})}{[\text{Ag}^+]} = \frac{1,7 \times 10^{-10}}{c}$$

$$[\text{I}^-]_{\text{p}} = \frac{K_{\text{ps}}(\text{AgI})}{[\text{Ag}^+]} = \frac{8,5 \times 10^{-17}}{c}$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}]_{\text{p}} = \frac{K_{\text{ps}}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)}{[\text{Ag}^+]^2} = \frac{1,1 \times 10^{-12}}{c^2}$$

Ao engadir lentamente a disolución que contén os tres aniións, as concentracións deles serán moi pequenas e irán aumentando. O aniión que primeiro acade a concentración necesaria será o que produza o primeiro precipitado.

Para calquera concentración de ión prata, a concentración necesaria de ión ioduro será sempre menor que a de ión cloruro.

$$[\text{I}^-]_{\text{p}} < [\text{Cl}^-]_{\text{p}}$$

Polo tanto o ioduro de prata precipitará antes que o cloruro de prata.

O ioduro de prata tamén precipitará antes que o cromato de prata sempre que a concentración de ión prata c sexa menor que $1,1 \times 10^{-12} / 8,5 \times 10^{-17} = 1,3 \times 10^4 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Ese valor é tan elevado que a condición cumprírase sempre

$$[\text{I}^-]_{\text{p}} < [\text{CrO}_4^{2-}]_{\text{p}}$$

Precipitará en primeiro lugar o AgI.

A medida que vai precipitando AgI, a concentracións de ión Ag^+ vai diminuindo. Tamén diminúe a de ión ioduro, pero vaise compensando en parte pola adición da disolución que contén os tres aniións.

Cando a concentración de ión prata « c » quede por baixo de $1,1 \times 10^{-12} / 1,7 \times 10^{-10} = 6,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, a concentración de ión cloruro necesaria para que precipite o cloruro de prata é menor que a de ión cromato.

$$[\text{Cl}^-]_{\text{p}} < [\text{CrO}_4^{2-}]_{\text{p}}$$

Cando se esgote o ión ioduro (ou máis exactamente cando a concentración de ión ioduro quede por baixo de $8,5 \times 10^{-17} / c$) o que precipitará será AgCl.

Só ao final, cando xa non quede nin ión cloruro nin ión ioduro, se aínda hai ión prata, acabará precipitando o cromato de prata.

LABORATORIO

● REACCIÓNS DE PRECIPITACIÓN

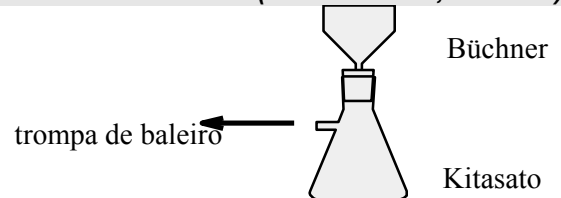
1. Para que serve un funil büchner? E un matraz kitasato? Fai un esquema de montaxe para a utilización de ambos. 7

(P.A.U. Set. 11, Xuño 96)

Solución:

Para realizar unha filtración ao baleiro. Colócase o papel de filtro no interior do funil büchner, axústase á boca dun matraz kitasato e conéctase a unha trompa de baleiro.

Vértese sobre o funil büchner a disolución co precipitado, e recóllese este sobre o papel de filtro



2. Para que se emprega no laboratorio un matraz kitasato? Fai un esquema dunha montaxe no que se demostre a súa utilización. Nomea tamén o resto dos elementos desa montaxe.

(P.A.U. Xuño 98)

Solución: Véxase o exercicio de [Xuño 96](#).

3. Debuxe, esquematicamente, un funil büchner, un matraz kitasato, un matraz erlenmeyer e un matraz aforado. Explique para que serve cada un deles. Dous deles axústanse para poder utilizalos nunha operación de laboratorio. Diga cales e en que operación. Debuxe o esquema correspondente.

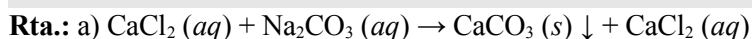
(P.A.U. Xuño 00)

Solución: Véxase o exercicio de [Xuño 96](#).

4. Mestúranse 25,0 cm³ dunha disolución de CaCl₂ de concentración 0,02 mol/dm³ e 25,0 cm³ dunha disolución de Na₂CO₃ de concentración 0,03 mol/dm³.

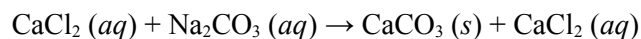
- a) Indique o precipitado que se obtén e a reacción química que ten lugar.
b) Describa o material e o procedemento empregado para a súa separación.

(P.A.U. Set. 08)



Solución:

Prodúcese a reacción de precipitación:



e obtense un precipitado de carbonato de calcio.

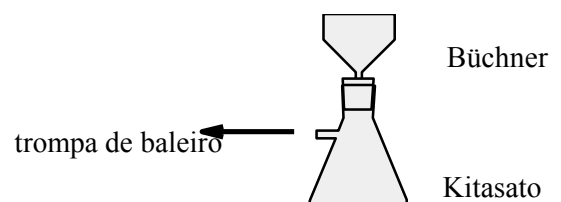
Colócase un papel de filtro circular nun funil büchner axustándoo para non deixar orificios libres e humedécese con auga para que queda adherido.

Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e o o saínte lateral do kitasato conéctase a unha trompa de baleiro.

Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido sobrenadante) no funil. Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

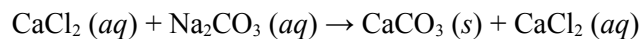
Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.



- 5. Describa unha reacción de precipitación que realice no laboratorio. Debuxe o material e explique o modo de utilizalo. Escriba a reacción que ten lugar. Como calcularía o rendemento?**
(P.A.U. Xuño 01 e Set. 05)

Solución:

Realízase a reacción entre o cloruro de calcio CaCl_2 e o carbonato de sodio Na_2CO_3 .
Pesáronse 5,0 g de cloruro de calcio nunha balanza granataria sobre un vidro de reloxo e disolvéronse nunha cantidade de auga moi pequena nun vaso de precipitados, axitando cunha varilla de vidro.
Pesouse unha masa de carbonato de sodio maior que a calculada para a reacción e disolveuse tamén en pouca cantidade de auga noutro vaso de precipitados.
Quentouse a disolución de cloruro de calcio cun chisqueiro Bunsen e se envorcou a disolución de carbonato de sodio sobre ela, axitando a mestura cunha varilla de vidro. Logo deixouse arrefriar.
Produciuse a reacción de precipitación:



Colocouse un papel de filtro circular nun funil büchner axustándoo para non deixar orificios libres e humedeceuse con auga para que queda adherido.

Axustouse o funil büchner sobre un matraz kitasato e o saín-

te lateral do kitasato conectouse a unha trompa de baleiro. Abriuse a billa e verteuse o contido do vaso (precipitado e líquido sobrenadante) no funil. Botouse máis auga sobre o precipitado que aínda quedaba no vaso para levarlo ao funil.

Cando xa non goteaba máis auga no interior do kitasato, desencaixouse o funil e pechouse a billa.

Quitouse o papel de filtro e deixouse a secar un día ou dous.

Pesouse o precipitado sobre o papel de filtro. Restouse á masa que daba a balanza, a masa dun papel de filtro seco.

Para calcular o rendemento, calcúlase a cantidade esperada de CaCO_3 da reacción:

$$m(\text{CaCO}_3) = 5,0 \text{ g CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{110 \text{ g CaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCl}_2} \cdot \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 5,5 \text{ g CaCO}_3$$

e divídese a cantidade obtida entre a esperada. Se se obtiveron 5,2 g de CaCO_3 , o rendemento sería:

$$\text{Rendemento} = \frac{5,2 \text{ g obtidos CaCO}_3}{5,5 \text{ g calculados CaCO}_3} = 0,94 = 94 \%$$

- 6. Que operacións poderíanse empregar no laboratorio para separar un precipitado dunha disolución que o contén? Descríbaas, debuxando os distintos tipos de material. Supoña que o precipitado é trioxocarbonato (IV) de calcio [carbonato de calcio], como disolvería dito precipitado? Razoe a resposta.**

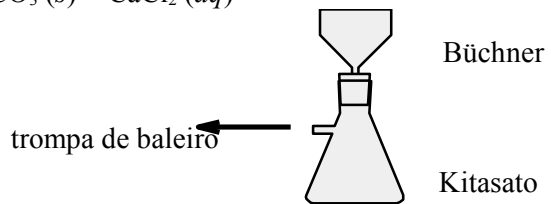
(P.A.U. Xuño 02)

Solución:

Decantación, filtración por gravidade e filtración a baleiro.

A decantación consiste en envorcar suavemente o vaso de precipitados para que o líquido caia e quede no fondo do vaso o precipitado. Ten o risco de que parte do precipitado pode irse co líquido se non se ten coitado. Normalmente queda unha certa cantidade de líquido co precipitado, que haberá que eliminar por evaporación.

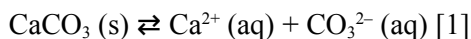
A filtración por gravidade consiste en colocar un papel de filtro sobre un funil cónico sobre un recipiente e verter o contido do vaso no funil. O precipitado quedará retido polo papel de filtro e o líquido atravesará. Se a cantidade é grande, pode levar moito tempo.



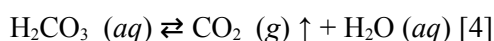
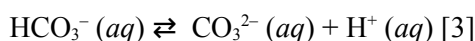
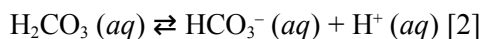
A filtración a baleiro consiste en envorcar o vaso de precipitados sobre un funil büchner que contén un papel de filtro que retén o precipitado. O funil büchner atópase encaixado sobre un matraz kitasato que está conectado a unha trompa sen carga. Esta, ao aspirar, aumenta a velocidade de fluxo do líquido a través do papel de filtro. Non hai risco de perda de precipitado. (Véxase o debuxo do büchner e o kitasato en xuño 96).

Para disolver un precipitado de carbonato de calcio débese usar un ácido.

O equilibrio de solubilidade do carbonato de calcio



verase desprazado pola presenza dos protóns H^+ do ácido, debido a que o ión carbonato é a base conxugada do ácido carbónico, que é un ácido débil. En realidade os equilibrios que hai que ter en conta, ademais do [1] xa escrito, son:



Cando se engade un ácido, os ións H^+ do ácido desprazan o equilibrio [3] cara á esquerda, aumentando a concentración do ión hidroxenocarbonato. O aumento da concentración de ión hidroxenocarbonato, xunto coa de ións hidróxeno desprazan o equilibrio [2] cara á esquerda, formando ácido carbónico que se descompón no equilibrio [4] en dióxido de carbono e auga (a adición dun ácido a un precipitado de carbonato de calcio produce efervescencia)

Como no equilibrio [2] consúmese ión carbonato, a concentración deste ión diminúe, e o equilibrio [1] desprázase cara á dereita para compensar a desaparición do ión carbonato, co que o carbonato de calcio vaise disolvendo.

(O que queda en disolución é o ión calcio xunto co anión do ácido empregado. Se este é ácido clorhídrico, quedará en disolución o ión calcio e o ión cloruro).

Esta disolución con ácido emprégase para limpar os restos de carbonato de calcio adheridos ás paredes do vaso onde se realizou a precipitación.

7. Dispondo no laboratorio de dicloruro de calcio e trioxocarbonato (IV) de sodio [carbonato de sodio], describa o procedemento adecuado para obter trioxocarbonato (IV) de calcio (II) [carbonato de calcio]. Explíqueo detalladamente, así como o material utilizado para o illamento de devandito composto.

(P.A.U. Set. 02)

Solución: Véxase o exercicio de [Xuño 01](#).

8. Describa detalladamente como obtería e separaría no laboratorio un precipitado de trioxocarbonato (IV) de calcio [carbonato de calcio]. Debuxe o material empregado. Como faría para disolver o precipitado?

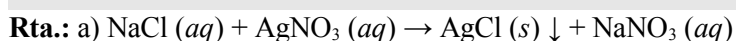
(P.A.U. Set. 03)

9. Vertemos en dous tubos de ensaio disolucións de AgNO_3 , nun, e de NaCl no outro. Ao mesturar ambas as disolucións fórmase instantaneamente un precipitado que, pouco a pouco, vai sedimentando no fondo do tubo.

a) Escriba a reacción que ten lugar.

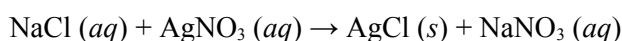
b) Describa o procedemento, indicando o material necesario, para separar e recoller o precipitado.

(P.A.U. Xuño 08, Xuño 06)

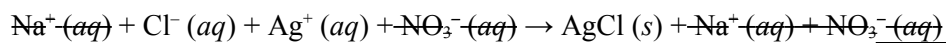


Solución:

A reacción é:



Se só escribimos a reacción iónica que ten lugar, será:



O precipitado é cloruro de prata, composto moi pouco soluble en auga.

Para separar o precipitado, fariase unha filtración ao baleiro, vertendo o contido do vaso sobre un funil büchner con papel de filtro encaixado nun matraz quitasato conectado a unha trompa de baleiro.

