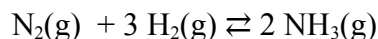


Equilibrio químico

Un recipiente contén un sistema en equilibrio a 1000 K formado por 1,03 moles.L⁻¹ de nitróxeno, 1,62 mol.L⁻¹ de hidróxeno e certa concentración de amoníaco.

Calcula esta última sabendo que, coa temperatura dada, a constante de K_c vale 2,38 .10⁻³ L² mol⁻² para o equilibrio N₂(g) + 3 H₂(g) ⇌ 2 NH₃(g)



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} = 2,38 \cdot 10^{-3} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{(1,03) \cdot (1,62)^3}; \quad [\text{NH}_3] = \sqrt{2,38 \cdot 10^{-3} \cdot (1,03) \cdot (1,62)^3} = 0,1M$$

Nun recipiente de 1,00 L introdúcese 80,0 g de trióxido de xofre. Cando se establece, a certa temperatura, o equilibrio 2 SO₃ (g) ⇌ 2 SO₂ (g) + O₂(g), compróbase que a vasilla contén 0,60 mol de SO₂. Calcula o valor da constante K_C.

$$M_{\text{SO}_3} = 80 \text{ g/mol}$$

	2 SO ₃ (g)	⇌	2 SO ₂ (g)	+	O ₂ (g)	
i)	1		0		0	mol.L ⁻¹
eq)	1-2x		2x		x	mol.L ⁻¹
eq)	0,40		0,60		0,30	mol.L ⁻¹

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2} = \frac{0,60^2 \cdot 0,30}{(0,40)^2} = 0,675$$

Quentouse a 450°C o ioduro de hidróxeno contido nun recipiente cunha concentración de 2,1.10⁻³ mol.L⁻¹ Se a esa temperatura K_c=0,022, calcula as concentracións das tres substancias no equilibrio: 2 HI(g) ⇌ H₂(g) + I₂(g)

	2 HI(g)	⇌	H ₂ (g)	+	I ₂ (g)	
C _o	2,1.10 ⁻³		-		-	
C _{eq}	c(1-α)		$\frac{c\alpha}{2}$		$\frac{c\alpha}{2}$	

$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{\frac{c\alpha}{2} \cdot \frac{c\alpha}{2}}{(c(1-\alpha))^2} = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)^2} = 0,022;$$

$$\frac{\alpha}{1-\alpha} = \sqrt{0,022}$$

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = c\alpha/2 = 2,4 \cdot 10^{-4}M$$

$$\frac{\alpha}{1-\alpha} = 2\sqrt{0,022} = 0,297$$

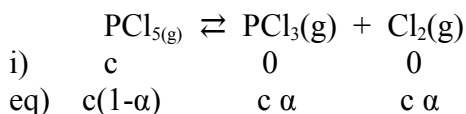
$$\alpha = 0,297 - 0,297\alpha$$

$$\alpha = \frac{0,297}{1,297} = 0,229$$

$$[\text{HI}] = c(1-$$

$$\alpha) = 1,6 \cdot 10^{-3}M$$

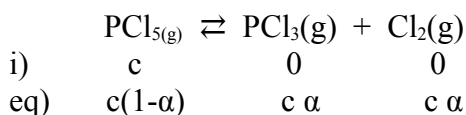
Con certa temperatura a constante K_c do equilibrio $\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$ vale $0,00793 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcula o grao de disociación do PCl_5 coa temperatura dada sabendo que inicialmente o matraz da reacción de $1,00 \text{ L}$ contiña $3,13 \text{ g}$ de PCl_5 .



$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = 7,93 \cdot 10^{-3} = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} \qquad c = \frac{3,13 \text{ g PCl}_5}{208 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot \frac{1}{1 \text{ L}} = 0,015 \text{ M}$$

$$c\alpha^2 + K_c\alpha - K_c = 0 \qquad \alpha = \frac{-K_c \pm \sqrt{K_c^2 + 4 \cdot c \cdot K_c}}{2c} = \frac{-7,93 \cdot 10^{-3} \pm 0,023}{0,03} = 0,51$$

Metéronse $0,1$ moles de PCl_5 nun recipiente de 2 L e acadouse o equilibrio a 250°C . $\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$. Se $K_p = 1,80 \text{ atm}$, calcula o valor de K_c á mesma temperatura, e o grao de disociación do PCl_5 .

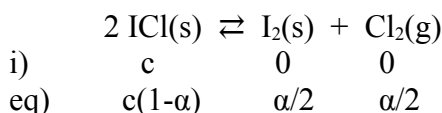


Cálculo da constante $K_p = K_c (RT)^1$ $K_c = \frac{K_p}{RT} = 0,042$
 Cálculo do grao de disociación:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$c\alpha^2 + K_c\alpha - K_c = 0 \qquad \alpha = \frac{-K_c \pm \sqrt{K_c^2 + 4 \cdot c \cdot K_c}}{2c} = \frac{-0,042 \pm 0,023}{0,03} = 0,50$$

A 25°C , a constante K_p é igual a $0,24$ para o equilibrio $2 \text{ ICl(s)} \rightleftharpoons \text{I}_2(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Calcula a presión do Cl_2 no equilibrio se inicialmente se colocaron $2,0$ moles de ICl nun recipiente pechado. Se o volume do recipiente era 1 L calcula a concentración de cloro no equilibrio.



$K_p = 0,24 = P_{\text{Cl}_2}$ $K_p = K_c (RT)^1$ $K_c = \frac{K_p}{RT} = 9,8 \cdot 10^{-3}$

$$K_c = \frac{[\text{I}_2][\text{Cl}_2]}{[\text{ICl}]^2} = \frac{\frac{c\alpha}{2} \cdot \frac{c\alpha}{2}}{[c(1-\alpha)]^2} = \frac{\alpha^2}{4(1-\alpha)^2} ; \quad \sqrt{K_c} = \frac{\alpha}{2(1-\alpha)} \qquad \alpha =$$

Razoa os efectos que terán os seguintes cambios sobre o equilibrio:



- a) Aumentar a temperatura.
- b) Aumentar a presión total reducindo o volumen.
- c) Engadir $\text{O}_2 \text{(g)}$
- d) Eliminar parcialmente $\text{H}_2\text{O (g)}$
- e) Engadir un catalizador

- a) Reacción exotérmica, K diminúe ao aumentar $1/T$, polo tanto aumenta ao aumentar T favorécese a formación de produtos da reacción.
- b) Aumento da presión favorece a formación de produtos, por ser $\Delta n < 0$
- c) Engadir osíxeno, que é un reactivo, favorece a formación de produtos
- d) Eliminar auga, produto da reacción, favorece a formación de produtos.
- e) A presenza do catalizador non inflúe nunha situación de equilibrio.

Colócanse 104,39 g de cloruro de hidróxeno e 2,00 g de hidróxeno nun recipiente de 10,0 L. Establecido a certa temperatura o equilibrio de disociación do HCl, quedan 1,30 moles de HCl.

Calcula la constante K_C do equilibrio $2 \text{HCl (g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$. $R = 0,82$

	2HCl (g)	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_2\text{(g)}$	$+$	$\text{Cl}_2\text{(g)}$	
i)	2,94		1		0	moles
eq)	$2,94 - 2x$		$1 + x$		x	moles
eq)	1,30		1,82		0,82	moles

sendo $2,94 - 2x = 1,30 \quad x = 0,82$

$$K_c = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{HCl}]^2} = \frac{\frac{1,82}{10} \cdot \frac{0,82}{10}}{\left(\frac{1,30}{10}\right)^2} = 0,88$$

O equilibrio $\text{N}_2\text{O}_4\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2\text{(g)}$ ten $K_c = 5,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$ a certa temperatura.

Calcula o grao de disociación do N_2O_4 a esa temperatura, no caso de que a concentración inicial sexa $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$.

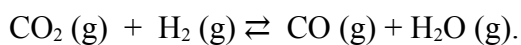
	N_2O_4	$\rightleftharpoons$	2NO_2	
i)	c		0	conc. inicial
eq)	$c(1-\alpha)$		$2c \alpha$	conc. de equilibrio

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 5,8 \cdot 10^{-3} = \frac{(2c\alpha)^2}{(c(1-\alpha))} = \frac{4c\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,08\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$0,08\alpha^2 = 5,8 \cdot 10^{-3} - 5,8 \cdot 10^{-3} \alpha$$

$$0,08\alpha^2 + 5,8 \cdot 10^{-3} \alpha - 5,8 \cdot 10^{-3} = 0 \quad \alpha = \frac{-5,8 \cdot 10^{-3} \pm \sqrt{(5,8 \cdot 10^{-3})^2 + 4 \cdot 0,08 \cdot 5,8 \cdot 10^{-3}}}{0,16} = 0,23$$

A 1300 K la K_p vale 0,70 para o equilibrio $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Colocáronse nun matraz 10 moles de CO_2 y 10 moles de H_2 e o equilibrio acádase á temperatura dada cando a presión total vale 10 atm. Calcula as presións parciais dos catro gases no equilibrio.



10	10	0	0	moles ao principio
10-x	10-x	x	x	moles no equilibrio.

$$\Delta n = 0 \quad K_p = K_c = 0,70$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} \rightarrow 0,70 = \frac{\left[\frac{x}{V}\right]\left[\frac{x}{V}\right]}{\left[\frac{10-x}{V}\right]\left[\frac{10-x}{V}\right]} \rightarrow 0,70 = \frac{x^2}{(10-x)^2} \rightarrow$$

$$0,70 = \frac{x^2}{100 - x^2 - 20x} \rightarrow 70 + 0,7x^2 - 14x = x^2 \rightarrow 0,3x^2 + 14x - 70 = 0 \rightarrow$$

$$\frac{-14 \pm \sqrt{14^2 - 4 \cdot 0,3 \cdot (-70)}}{2 \cdot 0,3} = \frac{-14 \pm \sqrt{280}}{0,6} = 4,55 \text{ y } -51,12 \text{ esta última no sirve.}$$

10 - 4,55 = 5,45 moles no equilibrio
4,55 moles no equilibrio

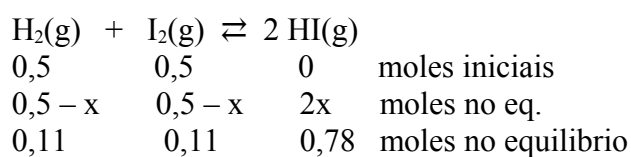
$$P_{\text{CO}_2} = \frac{5,45}{20} 10 = 2,72 \text{ atm.}$$

$$P_{\text{H}_2} = \frac{5,45}{20} 10 = 2,72 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CO}} = \frac{4,55}{20} 10 = 2,28 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{4,55}{20} 10 = 2,28 \text{ atm}$$

Nun recipiente de 7,5 L, mesturáronse 0,50 moles de H_2 e 0,50 moles de I_2 . A temperatura elévase a $448^\circ C$ ao acadar o equilibrio: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$
Sendo $K_c=50$. Calcula o valor de K_p , a presión total no equilibrio, os moles de cada substancia presente no equilibrio e as súas presións parciais.



$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(2x)^2}{(0,5 - x)^2} = 50$$

$$\frac{(2x)}{(0,5 - x)} = \sqrt{50}$$

$$x = \frac{0,5\sqrt{50}}{2 + \sqrt{50}} = 0,39 \text{ moles}$$

Cálculo da presión no equilibrio $PV = nRT$

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{(0,11 + 0,11 + 0,78) \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 721 \text{ K}}{7,5 \text{ L}} = 7,88 \text{ atm}$$

As presións parciais serán:

$$P_{H_2} = P_{I_2} = x_{H_2} \cdot P_T = \frac{0,11}{(0,11 + 0,11 + 0,78)} \cdot 7,88 \text{ atm} = 0,87 \text{ atm}$$

$$P_{HI} = x_{HI} \cdot P_T = \frac{0,78}{(0,11 + 0,11 + 0,78)} \cdot 7,88 \text{ atm} = 6,15 \text{ atm}$$

Cálculo de K_p

$$\Delta n = 2 - 2 = 0 \text{ polo que } K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = K_c (RT)^0 = K_c = 50$$

A constante do equilibrio de hidroxenación do eteno a etano é $K_p=5,0 \cdot 10^{17}$ a $25^\circ C$, segundo a reacción: $C_2H_4(g) + H_2(g) \rightleftharpoons C_2H_6(g)$. Calcula ΔG^0 para esta reacción.
Dato: $R=8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

$$K_p = e^{\frac{-\Delta G}{RT}} \quad \Delta G^0 = -RT \ln K_p = -8,31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K} \cdot \ln 5,0 \cdot 10^{17} = -100,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$