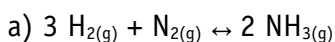


U4. Equilibri químic

1. L'hidrogen i el nitrogen poden reaccionar produint amoníac. La constant d'equilibri per a aquesta reacció a 257 °C té un valor de 100. En un recipient tenim en equilibri hidrogen a concentració 1 M i amoníac a concentració 5 M.

a) Escriu i iguala la reacció

b) Calcula la concentració de nitrogen en l'equilibri.



b) Podem realitzar el càlcul a partir de la llei d'acció de masses:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

Substituïm els valors que ens proporciona l'enunciat i així podem trobar la concentració de nitrogen:

$$100 = \frac{5^2}{[\text{N}_2]1^3} ; [\text{N}_2] = 0,25 \text{ M}$$

2. En un recipient de 15 L es barregen 3 mols d' $\text{H}_{2(g)}$ i 3 mols de $\text{CO}_{2(g)}$. S'escalfa i a la nova temperatura es formen 0,810 mols d' $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ i la mateixa quantitat de $\text{CO}_{(g)}$. Calcula les constants d'equilibri K_c i K_p .

La reacció que té lloc és es: $\text{H}_{2(g)} + \text{CO}_{2(g)} \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{CO}_{(g)}$

	H_2	CO_2	H_2O	CO
Mols inicials, n_0	3	3	0	0
Mols que reaccionen	0,810	0,810	0,810	0,810
Mols en equilibri, n	$3 - 0,810 = 2,19$	$3 - 0,810 = 2,19$	0,810	0,810

Concentracions en l'equilibri (mol · L ⁻¹)	2,19/15	2,19/15	0,810/15	0,810/15
---	---------	---------	----------	----------

Podem calcular K_c utilitzant la llei d'acció de masses, per tant:

$$K_c = \frac{[H_2O][CO]}{[H_2][CO_2]} = \frac{\frac{2,19}{15} \cdot \frac{2,19}{15}}{\frac{0,81}{15} \cdot \frac{0,81}{15}} = 7,31$$

Donat que el número de mols dels reactius es igual al número de mols dels productes, les constants K_c i K_p són iguals. És a dir:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = K_c \cdot (RT)^0 = K_c, \text{ d'on es dedueix que } K_p = 7,31.$$

3. L'età_(g) (C₂H₆), en presència d'un catalitzador, es descompon en etè_(g) (C₂H₄) i hidrogen_(g) mitjançant una reacció d'equilibri amb una $K_p = 510$ a 900 K.

a) Calcula el valor de K_c per a la reacció anterior a 900 K.

b) Si barregem 75 g d'età, 21 g d'etè i 3 g d'hidrogen en un recipient d'1 L a 900 K, quina serà la concentració de cadascuna de les substàncies després d'establir-se l'equilibri?

a) L'equació ajustada es: $C_2H_{6(g)} \leftrightarrow C_2H_{4(g)} + H_{2(g)}$

La relació entre K_c i K_p ve donada per l'expressió: $K_c = K_p(RT)^{-\Delta n}$.

$$\text{Per tant } K_c = 510(0,082 \cdot 900)^{-(2-1)} = 6,91$$

b) En primer lloc passarem els grams de cada substància a mols:

$$75 \text{ g età} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{30 \text{ g età}} = 2,5 \text{ mol età}$$

$$21 \text{ g etè} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{28 \text{ g etè}} = 0,75 \text{ mol etè}$$

$$3 \text{ g hidrogen} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ g hidrogen}} = 1,5 \text{ mol hidrogen}$$

Ara podem calcular el quocient de reacció per saber cap a on es desplaça la reacció química:

$$Q = \frac{0,75 \cdot 1,5}{2,5} = 0,45$$

Donat que $Q < K_c$, el sistema evolucionarà reaccionant cap a la dreta amb més intensitat que cap a l'esquerra. Això ens permet de plantejar la taula següent:

	età	etè	Hidrogen
Mols inicials, n_0	2,5	0,75	1,5
Mols que reaccionen	x	0	0
Mols en equilibri, n	2,5 - x	0,75 + x	1,5 + x
Concentracions en l'equilibri (mol · L ⁻¹)	2,5 - x	0,75 + x	1,5 + x

Podem calcular el valor d' x utilitzant la llei d'acció de masses:

$$K_c = \frac{[\text{etè}][\text{hidrogen}]}{[\text{età}]}; 510 = \frac{(0,75 + x)(1,5 + x)}{2,5 - x}$$

Aïllant obtenim l'equació de segon grau: $x^2 + 512,25x - 1\,273,875 = 0$, que té com a resultat positiu: $x = 2,475$

Per tant, les concentracions de cada espècie en l'equilibri seran:

età	etè	hidrogen
0,025 M	3,225 M	3,975 M

4. Una mostra de 5,00 mols d'HI s'introdueix en un recipient de 5 L i s'escalfa a 490 °C. A aquesta temperatura l'HI es dissocia segons la reacció: $2 \text{HI}_{(g)} \leftrightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$, amb una constant d'equilibri $K_c = 0,022$. Calcula el grau de dissociació de l'HI.

	HI	H ₂	I ₂
Mols inicials, n_0	5	0	0
Mols que reaccionen		0	0
Mols en equilibri, n	$5 \cdot (1 - \alpha)$	$5 \cdot \alpha/2$	$5 \cdot \alpha/2$
Concentracions en l'equilibri (mol·L ⁻¹)	$\frac{5 \cdot (1 - \alpha)}{5} = (1 - \alpha)$	$\frac{5 \cdot \alpha/2}{5} = \alpha/2$	$\frac{5 \cdot \alpha/2}{5} = \alpha/2$

A partir de les dades de la taula anterior i utilitzant l'expressió que defineix la constant d'equilibri podem escriure:

$$K_c = \frac{[\text{I}_2][\text{H}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{\alpha/2 \cdot \alpha/2}{(1 - \alpha)^2} = \frac{\alpha^2/4}{1 - 2\alpha + \alpha^2} = 0,022$$

Operant l'expressió anterior podem plantejar l'equació de segon grau:

$$0,912\alpha^2 + 0,176\alpha - 0,088 = 0, \text{ d'on deduïm que el grau de dissociació és } \alpha = 0,23.$$

5. La constant K_c de la reacció $\text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \leftrightarrow 2 \text{NO}_{(g)}$ té un valor de $8,8 \cdot 10^{-4}$ quan la reacció té lloc a 2 200 K. Tenim una situació d'equilibri en un recipient de 4 litres amb les següents quantitats de reactius i productes: $\text{N}_{2(g)} = 1,98$ mols, $\text{O}_{2(g)} = 0,98$ mols i $\text{NO}_{(g)} = 4,13 \cdot 10^{-2}$ mols. S'afegeixen 3 mols d'oxigen.

a) Indica cap a on es desplaçarà l'equilibri.

b) Calcula les noves concentracions de cada espècie.

a) Atès que en l'equilibri s'augmenta la quantitat d'un dels reactius, aquest es desplaçarà cap a la dreta, i augmentarà la quantitat de producte seguint el principi de Le Châtelier.

b)

	N ₂	O ₂	NO
Mols inicials, n_0	1,98	0,98+3	$4,13 \cdot 10^{-2}$
Mols que reaccionen	x	x	0
Mols en equilibri, n	$1,98 - x$	$3,98 - x$	$4,13 \cdot 10^{-2} + 2x$
Concentracions en l'equilibri (mol·L ⁻¹)	$\frac{1,98 - x}{4}$	$\frac{3,98 - x}{4}$	$\frac{4,13 \cdot 10^{-2} + 2x}{4}$

Per tant, a partir de $K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]}$ podem plantejar la següent equació:

$$8,8 \cdot 10^{-4} = \frac{\left(\frac{4,13 \cdot 10^{-2} + 2x}{4}\right)^2}{\left(\frac{1,98 - x}{4}\right)\left(\frac{3,98 - x}{4}\right)} = \frac{(4,13 \cdot 10^{-2} + 2x)^2}{(1,98 - x)(3,98 - x)}$$

$$\text{d'on } 3\,999x^2 - 0,1704x - 5,2291 \cdot 10^{-3} = 0.$$

Resolent l'equació obtenim que $x = 0,0633$

Per tant, les noves quantitats de cada espècie seran:

$$N_2 = 1,98 - x = 1,917 \text{ mols}$$

$$O_2 = 3,98 - x = 3,917 \text{ mols}$$

$$NO = 4,13 \cdot 10^{-2} + 2x = 0,1679 \text{ mols}$$