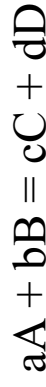


EQUILIBRIO CHIMICO IN FASE GASSOSA

Data una qualunque reazione in fase gassosa:



si trova sperimentalmente che quando essa ha raggiunto il suo stato di equilibrio esiste la seguente relazione fra le concentrazioni, espresse in moli/litro (molarità), dei reagenti e dei prodotti di reazione:

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

K_c = costante di equilibrio della reazione

$[C]$, $[D]$, $[A]$, $[B]$ = concentrazioni molari delle specie

a, b, c, d = coefficienti stechiometrici

- Il valore di K_c è costante a T costante
- Il valore di K_c fornisce informazioni circa il grado di conversione dei reagenti nei prodotti di reazione:
 $K_c \gg 1 \implies$ conversione completa: reazione quantitativa
 $K_c < 1 \implies$ conversione parziale
- Il valore di K_c per la stessa reazione ad una data temperatura dipende dal formalismo con cui si scrive la reazione:
 $SO_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightleftharpoons SO_3 \quad (K_c)$
 $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 \quad (K'_c)$
 $K'_c = K_c^2$

equilibrio chimico in fase
gassosa

1

ESERCIZIO 1

10 g di PCl_5 sono inizialmente posti in un recipiente di 1 l e la temperatura è portata a 373 K. Quando si è raggiunto lo stato di equilibrio della reazione:



si sono formati nel recipiente 4,55 g di PCl_3 .
Calcolare la costante di equilibrio della reazione.
($P=30,97$ uma; $Cl=35,45$ uma)

equilibrio chimico in fase
gassosa

2



Inizialmente si hanno 10 g di PCl_5
 $n_{\text{PCl}_5} = 10 \text{ g} / 208,2 \text{ (g/mol)} = 0,048 \text{ moli}$

Condizioni iniziali:

$$\begin{aligned} n_{\text{PCl}_5} &= 0,048 \\ n_{\text{PCl}_3} &= 0 \\ n_{\text{Cl}_2} &= 0 \end{aligned}$$

All'equilibrio:

$$\begin{aligned} n_{\text{PCl}_5} &= 0,048 - x \\ n_{\text{PCl}_3} &= x \\ n_{\text{Cl}_2} &= x \end{aligned}$$

$x =$ moli di PCl_5 che si dissociano

All'equilibrio si hanno 4,55 g di PCl_3

$$\begin{aligned} n_{\text{PCl}_3} &= 4,55 \text{ g} / 137,3 \text{ (g/mol)} = 0,033 \text{ moli} \\ x &= 0,033 \text{ moli} \end{aligned}$$

All'equilibrio:

$$\begin{aligned} n_{\text{PCl}_5} &= 0,048 - 0,033 = 0,015 \\ n_{\text{PCl}_3} &= 0,033 \\ n_{\text{Cl}_2} &= 0,033 \end{aligned}$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

3



Calcolo delle concentrazioni molari delle specie
all'equilibrio:

$$\begin{aligned} n_{\text{PCl}_5} &= 0,015 \\ n_{\text{PCl}_3} &= 0,033 \\ n_{\text{Cl}_2} &= 0,033 \end{aligned}$$

Il volume del recipiente è 1 l

$$\begin{aligned} [\text{PCl}_5] &= 0,015 \text{ mol} / 1 \text{ l} = 0,015 \text{ M} \\ [\text{PCl}_3] &= 0,033 \text{ mol} / 1 \text{ l} = 0,033 \text{ M} \\ [\text{Cl}_2] &= 0,033 \text{ mol} / 1 \text{ l} = 0,033 \text{ M} \end{aligned}$$

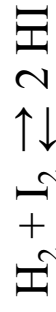
$$\begin{aligned} K_c &= \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0,033 \text{ mol/l} \cdot 0,033 \text{ mol/l}}{0,015 \text{ mol/l}} \\ &= 0,073 \text{ mol/l} \end{aligned}$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

4

ESERCIZIO 2

A 700 K la costante di equilibrio della reazione

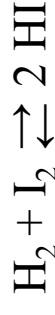


è 55,3 (tutte le specie sono in fase gassosa).
1,00 moli di H_2 e 1,00 moli di I_2 sono fatte reagire
a questa temperatura in un recipiente di 5 l di
volume.

Calcolare la massa di HI che si è formata quando
si è raggiunto lo stato di equilibrio della reazione.
(H = 1 uma; I = 126,9 uma)

equilibrio chimico in fase
gassosa

5



Condizioni iniziali:

$$n_{\text{H}_2} = 1$$

$$n_{\text{I}_2} = 1$$

$$n_{\text{HI}} = 0$$

All'equilibrio:

$$n_{\text{H}_2} = 1 - x$$

$$n_{\text{I}_2} = 1 - x$$

$$n_{\text{HI}} = 2x$$

x = moli di H_2 che reagiscono = moli di I_2 che
reagiscono

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = 55,3$$

All'equilibrio:

$$[\text{HI}] = \frac{2x}{5} \text{ mol/l}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{1-x}{5} \text{ mol/l}$$

$$[\text{I}_2] = \frac{1-x}{5} \text{ mol/l}$$

$$\Rightarrow K_c = \frac{(2x/5)^2}{(1-x)^2/25} = 55,3$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

6

Risolviendo si ottiene:

$$51,3 x^2 - 110,6 x + 55,3 = 0$$

$$x_1 = 1,37 \text{ (non accettabile)}$$

$$x_2 = 0,788$$

All'equilibrio:

$$n_{\text{H}_2} = 1 - 0,788 = 0,212 \text{ mol}$$

$$n_{\text{I}_2} = 1 - 0,788 = 0,212 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HI}} = 2 \cdot 0,788 = 1,576 \text{ mol}$$

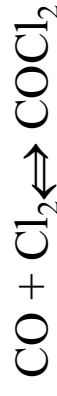
$$g_{\text{HI}} = 1,576 \text{ mol} \cdot 127,9 \text{ g/mol} = 201,6 \text{ g}$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

7

ESERCIZIO 3

10,0 g di CO e 10,0 g di Cl₂ sono messi in un recipiente di 1 l che già contiene 10,0 g di COCl₂. La miscela è scaldata ad una temperatura alla quale la reazione



ha $K_c = 5,50 \text{ l/mol}$ e tutte le specie sono in fase gassosa.

Calcolare la massa di tutte le specie all'equilibrio

(C = 12 uma; O = 16 uma; Cl = 35,45 uma)

equilibrio chimico in fase
gassosa

8



Calcolo delle moli iniziali delle specie:

$$n_{\text{CO}} = 10 \text{ g} / 28(\text{g/mol}) = 0,357 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}_2} = 10 \text{ g} / 70,9 (\text{g/mol}) = 0,141 \text{ mol}$$

$$n_{\text{COCl}_2} = 10 \text{ g} / 98,9 (\text{g/mol}) = 0,101 \text{ mol}$$

$$V=1 \text{ l} \Rightarrow [\text{CO}] = 0,357\text{M}; [\text{Cl}_2] = 0,141\text{M}; [\text{COCl}_2] = 0,101\text{M}$$

$$Q = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]} = \frac{0,101\text{mol/l}}{0,357\text{mol/l} \cdot 0,141\text{mol/l}} = 2 \text{ l/mol}$$

$Q < K_c \Rightarrow$ la rxn procede verso destra

Condizioni iniziali:

All'equilibrio:

$$n_{\text{CO}} = 0,357$$

$$n_{\text{Cl}_2} = 0,141$$

$$n_{\text{COCl}_2} = 0,101$$

$$n_{\text{CO}} = 0,357 - x$$

$$n_{\text{Cl}_2} = 0,141 - x$$

$$n_{\text{COCl}_2} = 0,101 + x$$

x= numero di moli di CO e di Cl₂ che reagiscono

$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]} = 5,5$$

$$[\text{COCl}_2] = 0,101 + x$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

9

All'equilibrio:

$$n_{\text{CO}} = 0,357 - x$$

$$n_{\text{Cl}_2} = 0,141 - x$$

$$n_{\text{COCl}_2} = 0,101 + x$$

$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]} = 5,5$$

$$[\text{CO}][\text{Cl}_2]$$

Il volume è = 1 l



$$[\text{COCl}_2] = (0,101 + x)\text{mol} / 1 \text{ l} = (0,101 + x) \text{ mol/l}$$

$$[\text{CO}] = (0,357 - x) \text{ mol/l}$$

$$[\text{Cl}_2] = (0,141 - x) \text{ mol/l}$$

$$K_c = \frac{0,101 + x}{(0,357 - x) \cdot (0,141 - x)} = 5,5$$

Risolvendo si ottiene:

$$5,5 x^2 - 3,739 x + 0,1758 = 0$$

$$x_1 = 0,63 \text{ mol (non è accettabile)}$$

$$x_2 = 0,0508 \text{ mol}$$

All'equilibrio:

$$n_{\text{CO}} = 0,357 - 0,0508 = 0,3062 \text{ mol} \cdot 28(\text{g/mol}) = 8,57 \text{ g}$$

$$n_{\text{Cl}_2} = 0,141 - 0,0508 = 0,0902 \text{ mol} \cdot 70,9(\text{g/mol}) = 6,39 \text{ g}$$

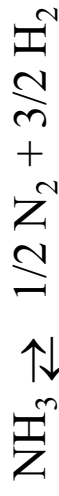
$$n_{\text{COCl}_2} = 0,101 + 0,0508 = 0,1518 \text{ mol} \cdot 98,9(\text{g/mol}) = 15,01 \text{ g}$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

10

ESERCIZIO 4

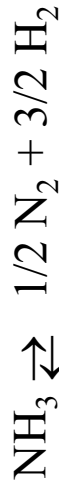
3,0 moli di NH_3 sono poste in un recipiente di 2 l di volume. Quando si stabilisce l'equilibrio della reazione a 723 K



la pressione totale è $1,41 \cdot 10^7$ Pa. Calcolare la K_c della reazione.

equilibrio chimico in fase
gassosa

11



Condizioni iniziali:

$$n_{\text{NH}_3} = 3$$

$$n_{\text{N}_2} = 0$$

$$n_{\text{H}_2} = 0$$

All'equilibrio:

$$n_{\text{NH}_3} = 3 - x$$

$$n_{\text{N}_2} = 1/2 x$$

$$n_{\text{H}_2} = 3/2 x$$

x = moli di NH_3 che reagiscono

All'equilibrio $p_{\text{tot}} = 1,41 \cdot 10^7$ Pa = 139,16 atm

$$p_{\text{tot}} = n_{\text{tot}} \frac{RT}{V}$$

$$n_{\text{tot}} = 3 - x + 1/2 x + 3/2 x = 3 + x \text{ mol}$$

$$p_{\text{tot}} = (3 + x) \frac{RT}{V} = 139,16 \text{ atm}$$

$$(3 + x) = \frac{139,16 \text{ atm} \cdot 2 \text{ l}}{0,0821(\text{atm l/mol K}) \cdot 723 \text{ K}} = 4,69 \text{ mol}$$

$$3 + x = 4,69 \quad \Rightarrow \quad x = 1,69 \text{ mol}$$

All'equilibrio:

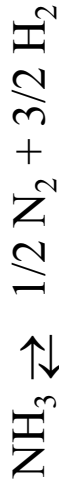
$$n_{\text{NH}_3} = 3 - 1,69 = 1,31 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = 1/2 \cdot 1,69 = 0,845 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = 3/2 \cdot 1,69 = 2,535 \text{ mol}$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

12



All'equilibrio:

$$n_{\text{NH}_3} = 3 - 1,69 = 1,31 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = 1/2 \cdot 1,69 = 0,845 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = 3/2 \cdot 1,69 = 2,535 \text{ mol}$$

$$[\text{N}_2] = 0,845 \text{ mol} / 2 \text{ l} = 0,4225 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = 2,535 \text{ mol} / 2 \text{ l} = 1,27 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_3] = 1,31 \text{ mol} / 2 \text{ l} = 0,655 \text{ M}$$

$$K_c = \frac{[\text{N}_2]^{1/2} [\text{H}_2]^{3/2}}{[\text{NH}_3]}$$

$$K_c = \frac{(0,4225 \text{ mol/l})^{1/2} \cdot (1,27)^{3/2}}{0,655} = 1,42 \text{ mol/l}$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

13

ESERCIZIO 5

In un recipiente di 250 cm³ di volume sono posti 0,5 g di iodio. La temperatura è portata a 1673 K. La pressione all'equilibrio è 1,43 · 10⁵ Pa. Calcolare il numero di moli delle specie all'equilibrio.



$$(I = 126,9 \text{ uma})$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

14



n_{I_2} iniziali = 0,5 g / 253,8 (g/mol) = 0,00197 mol

Condizioni iniziali:

All'equilibrio:

$$n_{I_2} = 0,00197 \text{ mol}$$

$$n_{I_2} = 0,00197 - x \text{ mol}$$

$$n_I = 0 \text{ mol}$$

$$n_I = 2x$$

x = moli di I_2 che reagiscono

All'equilibrio $p_{\text{tot}} = 1,43 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1,41 \text{ atm}$

$$p_{\text{tot}} = n_{\text{tot}} RT / V$$

$$n_{\text{tot}} = 0,00197 - x + 2x = (0,00197 + x) \text{ mol}$$

$$p_{\text{tot}} = (0,00197 + x) RT / V = 1,41 \text{ atm}$$

$$V = 250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3 = 0,25 \text{ l}$$

$$(0,00197 + x) = \frac{1,41 \text{ atm} \cdot 0,25 \text{ l}}{0,0821 \cdot 1673 \text{ K}} = 0,00257 \text{ mol}$$

$$0,00197 + x = 0,00257 \implies x = 6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

All'equilibrio:

$$n_{I_2} = 0,0197 - 0,0006 = 0,00191 \text{ mol}$$

$$n_I = 2 \cdot 0,0006 = 0,0012 \text{ mol}$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

15

LA COSTANTE DI EQUILIBRIO ESPRESSA IN FUNZIONE DELLE PRESSIONI PARZIALI (K_p)

La concentrazione molare (n/V) di una specie gassosa è proporzionale alla sua pressione parziale:

$$p_i V = n_i RT$$

$$n_i/V = p_i/RT$$

$$[i] = p_i/RT$$

Quindi data una generica reazione



$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b} \cdot (RT)^{a+b-c-d}$$

K_c è costante \implies il termine $\frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$ è costante
a T costante

$$\frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b} = K_p$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

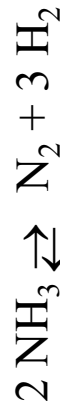
16

ESERCIZIO 6

Una certa quantità di NH_3 è introdotta in un recipiente chiuso che, successivamente, è scaldato fino ad una certa temperatura T. A questa temperatura la pressione totale è 1,51 atm e la pressione parziale dell'idrogeno è 0,458 atm.

Calcolare K_p della reazione.

La reazione è:



equilibrio chimico in fase
gassosa

17



$$\frac{p_{\text{N}_2} p_{\text{H}_2}^3}{p_{\text{NH}_3}^2} = K_p$$

All'equilibrio

$$p_{\text{tot}} = 1,51 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2} = 0,458 \text{ atm}$$

Poiché esiste proporzionalità tra la quantità in moli di ciascuna sostanza gassosa e la sua pressione parziale, dalla stechiometria della reazione si deduce che

$$p_{\text{N}_2} = 1/3 p_{\text{H}_2} = 0,458 / 3 = 0,153 \text{ atm}$$

$$p_{\text{tot}} = p_{\text{NH}_3} + p_{\text{H}_2} + p_{\text{N}_2}$$

$$\Rightarrow p_{\text{NH}_3} = p_{\text{tot}} - p_{\text{H}_2} - p_{\text{N}_2} = 1,51 - 0,458 - 0,153 = 0,899 \text{ atm}$$

$$\Rightarrow K_p = \frac{0,153 \text{ atm} \cdot 0,458^3 \text{ atm}^3}{0,899^2 \text{ atm}^2} = 0,0182 \text{ atm}^2$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

18

ESERCIZIO 7

In un recipiente di 1,00 dm³ è contenuto NO₂ alla pressione di 0,105 atm alla temperatura di 298 K.

Il gas viene scaldato nel medesimo recipiente a 843 K e avviene la reazione:



All'equilibrio la pressione nel recipiente è 0,36 atm.

Calcolare la K_p della reazione

equilibrio chimico in fase
gassosa

19



$$\begin{aligned} n_{\text{NO}_2} \text{ iniziali} &= pV/RT \\ &= 0,105 \text{ atm} \cdot 1 \text{ l} / (0,0821 \cdot 298 \text{ K}) \\ &= 0,00429 \text{ moli} \end{aligned}$$

Quando il gas viene riscaldato a 843 K

$$\begin{aligned} p &= nRT/V = (0,00429 \text{ mol} \cdot 0,0821 \cdot 843 \text{ K}) / 1 \text{ l} \\ &= 0,297 \text{ atm} \end{aligned}$$

Condizioni iniziali

$$\begin{aligned} p_{\text{NO}_2} &= 0,297 \text{ atm} & \text{All'equilibrio} \\ p_{\text{NO}} &= 0 \text{ atm} & p_{\text{NO}_2} = (0,297 - x) \text{ atm} \\ p_{\text{O}_2} &= 0 \text{ atm} & p_{\text{NO}} = x \text{ atm} \\ & & p_{\text{O}_2} = 1/2 x \text{ atm} \\ & & p_{\text{tot}} = 0,36 \text{ atm} \end{aligned}$$

$$p_{\text{tot}} = p_{\text{NO}_2} + p_{\text{NO}} + p_{\text{O}_2} = 0,36 \text{ atm}$$

$$0,297 - x + x + 1/2 x = 0,36 \text{ atm} \iff x = 0,126 \text{ atm}$$

All'equilibrio

$$\begin{aligned} p_{\text{NO}_2} &= 0,297 - 0,126 & K_p &= \frac{p_{\text{NO}} p_{\text{O}_2}^{1/2}}{p_{\text{NO}_2}} \\ &= 0,171 \text{ atm} \end{aligned}$$

$$p_{\text{NO}} = 0,126 \text{ atm}$$

$$p_{\text{O}_2} = 0,063 \text{ atm} \quad K_p = \frac{0,126 \text{ atm} \cdot (0,063 \text{ atm})^{1/2}}{0,171 \text{ atm}} = 0,185 \text{ atm}^{1/2}$$

$$p_{\text{tot}} = 0,36 \text{ atm}$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

20

ESERCIZIO 8

COCl_2 è posto in un recipiente di 10 l alla temperatura di 1073 K. Quando si è stabilito l'equilibrio



la pressione totale nel recipiente è 5,4 atm e si sono formati 5,2 g di Cl_2 .
Calcolare la K_p della reazione.

equilibrio chimico in fase
gassosa

21



$$K_p = \frac{p_{\text{Cl}_2} p_{\text{CO}}}{p_{\text{COCl}_2}}$$

All'equilibrio

$$T = 1073 \text{ K}$$

$$V = 10 \text{ l}$$

$$p_{\text{tot}} = 5,4 \text{ atm}$$

$$\implies n_{\text{tot}} = p_{\text{tot}} V / RT$$

$$= 5,4 \text{ atm} \cdot 10 \text{ l} / (0,0821 \cdot 1073 \text{ K})$$

$$= 0,613 \text{ moli}$$

All'equilibrio si sono formate

$$n_{\text{Cl}_2} = 5,2 \text{ g} / 70,9 \text{ (g/mol)} = 0,0733 \text{ mol}$$

$$\implies n_{\text{CO}} = n_{\text{Cl}_2} = 0,0733 \text{ mol}$$

$$n_{\text{COCl}_2} = n_{\text{tot}} - n_{\text{CO}} - n_{\text{Cl}_2}$$

$$= 0,613 - (2 \cdot 0,0733) = 0,466 \text{ mol}$$

All'equilibrio

$$p_{\text{Cl}_2} = X_{\text{Cl}_2} \cdot p_{\text{tot}}$$

$$= 0,0733 \text{ mol} / 0,613 \text{ mol} \cdot 5,4 \text{ atm} = 0,647 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CO}} = p_{\text{Cl}_2} = 0,647 \text{ atm}$$

$$p_{\text{COCl}_2} = X_{\text{COCl}_2} \cdot p_{\text{tot}}$$

$$= 0,466 \text{ mol} / 0,613 \text{ mol} \cdot 5,4 \text{ atm} = 4,105 \text{ atm}$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

22



All'equilibrio

$$p_{\text{Cl}_2} = 0,647 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CO}} = 0,647 \text{ atm}$$

$$p_{\text{COCl}_2} = 4,105 \text{ atm}$$

$$\begin{aligned} \rightleftharpoons \quad K_p &= \frac{p_{\text{Cl}_2} p_{\text{CO}}}{p_{\text{COCl}_2}} = \frac{(0,647 \text{ atm})^2}{4,105 \text{ atm}} \\ &= 0,102 \text{ atm} \end{aligned}$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

23

ESERCIZIO 9

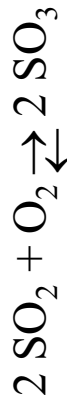
1,0 moli di SO_2 e 2,0 moli di O_2 sono poste in un recipiente di 2l. Quando si è stabilito l'equilibrio della reazione



la pressione totale nel recipiente è 1,25 atm e la pressione parziale di SO_3 è 0,25 atm.
Calcolare la K_p della reazione.

equilibrio chimico in fase
gassosa

24



$$K_p = \frac{p_{\text{SO}_3}^2}{p_{\text{SO}_2}^2 p_{\text{O}_2}}$$

Condizioni iniziali

$$n_{\text{SO}_2} = 1 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = 2 \text{ mol}$$

$$n_{\text{SO}_3} = 0 \text{ mol}$$

$x =$ moli di O_2 che reagiscono

All'equilibrio

$$p_{\text{tot}} = 1,25 \text{ atm}$$

$$p_{\text{SO}_3} = 0,25 \text{ atm}$$

$$\begin{aligned} p_{\text{SO}_3} &= n_{\text{SO}_3}/n_{\text{tot}} \cdot p_{\text{tot}} = 0,25 \text{ atm} \\ &= 2x/(1-2x+2-x+2x) \cdot 1,25 \text{ atm} = 0,25 \text{ atm} \\ &= 2x/(3-x) \cdot 1,25 = 0,25 \end{aligned}$$

Risolviendo si ha $x = 0,273 \text{ mol}$

\rightleftharpoons All'equilibrio

$$n_{\text{SO}_2} = 1 - 2(0,273) = 0,454 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = 2 - 0,273 = 1,727 \text{ mol}$$

$$n_{\text{SO}_3} = 2(0,273) = 0,546 \text{ mol}$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

25

All'equilibrio

$$n_{\text{SO}_2} = 0,454 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = 1,727 \text{ mol}$$

$$n_{\text{SO}_3} = 0,546 \text{ mol}$$

$$n_{\text{tot}} = 2,727 \text{ mol}$$

$$p_{\text{SO}_3} = 0,25 \text{ atm}$$

$$p_{\text{SO}_2} = n_{\text{SO}_2}/n_{\text{tot}} \cdot p_{\text{tot}} = 0,208 \text{ atm}$$

analogamente

$$p_{\text{O}_2} = 0,792 \text{ atm}$$

$$\begin{aligned} K_p &= \frac{p_{\text{SO}_3}^2}{p_{\text{SO}_2}^2 p_{\text{O}_2}} = \frac{0,25^2 \text{ atm}^2}{0,208^2 \text{ atm}^2 \cdot 0,792 \text{ atm}} \\ &= 1,82 \text{ atm}^{-1} \end{aligned}$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

26

LO SPOSTAMENTO DELL'EQUILIBRIO IL PRINCIPIO DI LE CHATELIER

ESERCIZIO 10

0,5 moli di N_2O_4 sono inizialmente poste in un recipiente di 0,1 l di volume.

Calcolare il numero di moli delle specie al raggiungimento dell'equilibrio sapendo che

$$K_c = 5,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l.}$$

Il volume del recipiente è successivamente portato (a temperatura costante) a 10 l.
Calcolare il numero di moli delle specie al raggiungimento del nuovo stato di equilibrio.

La reazione è



equilibrio chimico in fase
gassosa

27



Condizioni iniziali:

$$n_{N_2O_4} = 0,5$$

$$n_{NO_2} = 0$$

All'equilibrio:

$$n_{N_2O_4} = 0,5 - x$$

$$n_{NO_2} = 2x$$

x= moli di N_2O_4 che si dissociano

All'equilibrio

$$[N_2O_4] = (0,5-x) \text{ mol/0,1 l}$$

$$[NO_2] = 2x/0,1 \text{ mol/l}$$

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 5,7 \cdot 10^{-3} \text{ l/mol}$$

$$K_c = \frac{4x^2/0,01}{(0,5-x)/0,1} = 5,7 \cdot 10^{-3} \text{ l/mol}$$

Risolvendo si ottiene:

$$4x^2 + 5,7 \cdot 10^{-4} x - 2,85 \cdot 10^{-4} = 0$$

$$x_1 = 0,0084$$

$$x_2 = -0,0085 \text{ (non accettabile)}$$

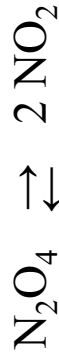
\rightleftharpoons All'equilibrio:

$$n_{N_2O_4} = 0,5 - x = 0,5 - 0,0084 = 0,4916 \text{ mol}$$

$$n_{NO_2} = 2x = 2 \cdot 0,0084 = 0,0168 \text{ mol}$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

28



All'equilibrio:

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,4916 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NO}_2} = 0,0168 \text{ mol}$$

Nuove condizioni iniziali:

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,4916$$

$$n_{\text{NO}_2} = 0,0168$$

Un aumento di volume comporta una diminuzione di pressione. Il sistema reagirà alla perturbazione cercando di minimizzare la diminuzione di pressione. Poiché nella reazione considerata il numero di moli di prodotti è maggiore del numero di moli dei reagenti l'equilibrio si sposta a destra, nel senso della formazione di NO_2 :

\rightleftharpoons Al nuovo stato di equilibrio:

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,4916 - x$$

$$n_{\text{NO}_2} = 0,0168 + 2x$$

$x =$ moli di N_2O_4 che si dissociano

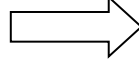
equilibrio chimico in fase
gassosa

29

Al nuovo stato di equilibrio:

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,4916 - x$$

$$n_{\text{NO}_2} = 0,0168 + 2x$$



$$[\text{N}_2\text{O}_4] = (0,4916-x)\text{mol}/10 \text{ l}$$

$$[\text{NO}_2] = (0,0168+2x)/10 \text{ mol/l}$$

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 5,7 \cdot 10^{-3} \text{ l/mol}$$

$$K_c = \frac{(0,0168+2x)^2/100}{(0,4916-x)/10} = 5,7 \cdot 10^{-3} \text{ l/mol}$$

Risolvendo si ottiene:

$$4x^2 + 0,1242x - 0,028 = 0$$

$$x_1 = 0,069$$

$$x_2 = -0,1 \text{ (non accettabile)}$$



Al nuovo stato di equilibrio:

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,4916 - x = 0,4916 - 0,069 = 0,4226 \text{ mol}$$

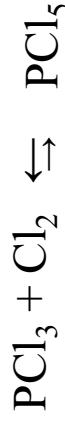
$$n_{\text{NO}_2} = 0,0168 + 2x = 0,0168 + 2(0,069) = 0,1548 \text{ mol}$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

30

ESERCIZIO 11

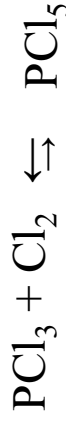
In un recipiente di 10 l di volume sono poste 1,0 moli di PCl_3 e 2,0 moli di Cl_2 e la miscela è portata ad una temperatura alla quale tutti i componenti che prendono parte alla reazione



sono in fase gassosa. Calcolare quante moli di PCl_5 si sono formate all'equilibrio. Calcolare inoltre quante moli di PCl_5 si formano se altre 4 moli di PCl_3 sono aggiunte nello stesso recipiente alla stessa temperatura. ($K_c = 5,5 \text{ l/mol}$)

equilibrio chimico in fase
gassosa

31



$$K_c = \frac{[\text{PCl}_5]}{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]} = 5,5 \text{ l/mol}$$

Condizioni iniziali:

$$n_{\text{PCl}_3} = 1$$

$$n_{\text{Cl}_2} = 2$$

$$n_{\text{PCl}_5} = 0$$

All'equilibrio:

$$[\text{PCl}_5] = x/10 \text{ mol/l}$$

$$[\text{PCl}_3] = (1-x)/10 \text{ mol/l}$$

$$[\text{Cl}_2] = (2-x)/10 \text{ mol/l}$$

$$K_c = \frac{x/10 \text{ mol/l}}{\frac{(1-x)}{10} \frac{(2-x)}{10} \text{ mol}^2/\text{l}^2} = 5,5 \text{ l/mol}$$

Risolviendo si ottiene:

$$5,5x^2 - 26,5x + 11 = 0$$

$$x_1 = 4,36 \text{ (non accettabile)}$$

$$x_2 = 0,46 \text{ moli}$$

All'equilibrio:

$$n_{\text{PCl}_3} = 0,54 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}_2} = 1,54 \text{ mol}$$

$$n_{\text{PCl}_5} = 0,46 \text{ mol}$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

32

Se aggiungiamo 4 moli di PCl_3 l'equilibrio si sposta a destra. Infatti, in accordo con il principio di Le Chatelier l'aumento di concentrazione di una specie a sinistra nella reazione sposta l'equilibrio verso destra: il sistema tende a minimizzare l'aumento della $[\text{PCl}_3]$ facendone reagire una parte con Cl_2 :

Condizioni iniziali:

$$n_{\text{PCl}_3} = 0,54 + 4 = 4,54 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}_2} = 1,54 \text{ mol}$$

$$n_{\text{PCl}_5} = 0,46 \text{ mol}$$

All'equilibrio:

$$[\text{PCl}_5] = (0,46 + x)/10 \text{ mol/l}$$

$$[\text{PCl}_3] = (4,54-x)/10 \text{ mol/l}$$

$$[\text{Cl}_2] = (1,54-x)/10 \text{ mol/l}$$

$$K_c = \frac{(0,46 + x)/10 \text{ mol/l}}{\frac{(4,54-x)}{10} \frac{(1,54-x)}{10} \text{ mol}^2/\text{l}^2}} = 5,5 \text{ l/mol}$$

Risolvendo si ottiene:

$$5,5x^2 - 43,44x + 33,84 = 0$$

$$x_1 = 7,02 \text{ (non accettabile)}$$

$$x_2 = 0,876 \text{ moli}$$

All'equilibrio:

$$n_{\text{PCl}_3} = 3,66 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}_2} = 0,66 \text{ mol}$$

$$n_{\text{PCl}_5} = 1,34 \text{ mol}$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

33

ESERCIZIO 12

In un recipiente chiuso ad una certa temperatura e pressione sono presenti all'equilibrio 6,5 moli di CO , 0,65 moli di H_2O (vapore), 0,68 moli di CO_2 e 0,68 moli di H_2 . A questo punto sono introdotte nel recipiente 2,0 moli di H_2O (vapore). Calcolare la quantità di CO e H_2 che sono presenti quando si stabilisce il nuovo equilibrio della

reazione:



Il volume del recipiente e la temperatura restano invariati.

equilibrio chimico in fase
gassosa

34



All'equilibrio:

$$n_{\text{CO}} = 6,5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,65 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 0,68 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = 0,68 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} K_c &= \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{(0,68 \text{ mol/V})(0,68 \text{ mol/V})}{(6,5 \text{ mol/V})(0,65 \text{ mol/V})} \\ &= \frac{(0,68 \text{ mol})(0,68 \text{ mol})}{(6,5 \text{ mol})(0,65 \text{ mol})} \\ &= 0,109 \end{aligned}$$

L'introduzione di 2 moli di H_2O sposta l'equilibrio della reazione a destra:

Condizioni iniziali:

$$n_{\text{CO}} = 6,5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,65 + 2 = 2,65 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 0,68 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = 0,68 \text{ mol}$$

x = moli di H_2O che reagiscono = moli di CO che reagiscono

equilibrio chimico in fase
gassosa

35

Al nuovo stato di equilibrio:

$$n_{\text{CO}} = 6,5 - x \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 2,65 - x \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 0,68 + x \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = 0,68 + x \text{ mol}$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{(0,68+x \text{ mol/V})(0,68+x \text{ mol/V})}{(6,5-x \text{ mol/V})(2,65-x \text{ mol/V})}$$

$$K_c = \frac{(0,68+x \text{ mol})(0,68+x \text{ mol})}{(6,5-x \text{ mol})(2,65-x \text{ mol})} = 0,109$$

Risolvendo si ottiene:

$$0,891x^2 + 2,357x - 1,42 = 0$$

$$x_1 = -3,15 \text{ (non accettabile)}$$

$$x_2 = 0,506 \text{ mol}$$

Al nuovo stato di equilibrio:

$$n_{\text{CO}} = 6,5 - 0,506 = 5,99 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 2,65 - 0,506 = 2,14 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 0,68 + 0,506 = 1,19 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = 0,68 + 0,506 = 1,19 \text{ mol}$$

equilibrio chimico in fase
gassosa

36

ESERCIZI

• 45 g di iodio e 2,0 g di idrogeno sono scaldati a 400°C. Quando si stabilisce l'equilibrio della reazione sono presenti nella miscela 1,9 g di iodio. Calcolare la costante di equilibrio della reazione alla stessa temperatura.

(18,5)

• 1,00 g di PCl_5 sono posti in un recipiente chiuso di 1,0 dm³ e scaldati a 573 K. Calcolare la massa di tutte le specie presenti nel recipiente quando si è stabilito l'equilibrio della reazione:



$$K_c = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

(0,092 g PCl_5 , 0,599 g PCl_3 , 0,308 g Cl_2)

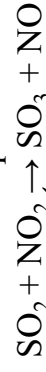
• Un recipiente del volume di 1,5 l è riempito con 1,5 g di ammoniaca e mantenuto alla temperatura di 448 K. Calcolare la

K_p della reazione



sapendo che l'ammoniaca si dissocia per il 15,4%
(0,0784 atm)

• Quando si stabilisce l'equilibrio della reazione:



la miscela gassosa contiene 5,0 moli di SO_3 , 2,0 moli di NO , 4,0 moli di SO_2 e 4,0 moli di NO_2 . Mantenendo costante la temperatura sono aggiunte nel recipiente 1,0 moli di NO e 1,0 moli di SO_3 . Calcolare la composizione della miscela quando si

stabilisce il nuovo equilibrio della reazione

(SO_2 , NO_2 4,55mol; SO_3 5,45mol; NO 2,45 mol)

equilibrio chimico in fase
gassosa

37