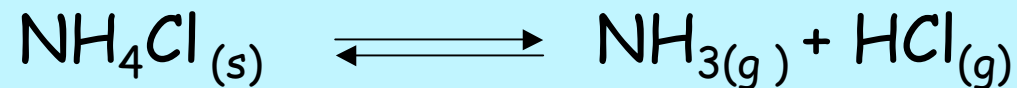


# -COSTANTE DI EQUILIBRIO NEL CASO DI EQUILIBRI ETEROGENEI-

Gli equilibri eterogenei sono quelli in cui compaiono due o più fasi



per la legge di azione delle masse si avrebbe:

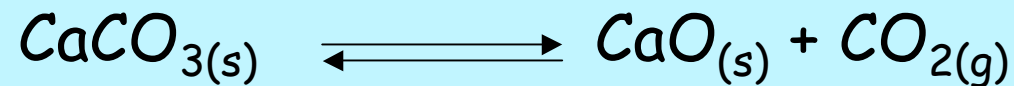
$$K'_p = \frac{P_{\text{NH}_3(g)} \times P_{\text{HCl}(g)}}{P_{\text{NH}_4\text{Cl}(s)}}$$

Le fasi solide e liquide hanno una pressione di vapore costante a T costante, che quindi può essere inclusa in K'

$$K_p = P_{\text{NH}_3(g)} P_{\text{HCl}(g)}$$

# -COSTANTE DI EQUILIBRIO NEL CASO DI EQUILIBRI ETEROGENEI-

Gli equilibri eterogenei sono quelli in cui compaiono due o più fasi



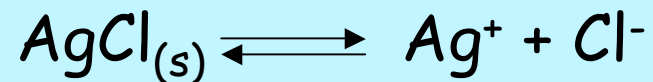
$$K_c = [\text{CO}_2]$$

oppure

$$K_p = P_{\text{CO}_2}$$

# -PRODOTTO DI SOLUBILITA'-

Nell'equilibrio eterogeneo tra una fase solida e la sua soluzione



non è:  $K = \frac{[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]}$

bensì:

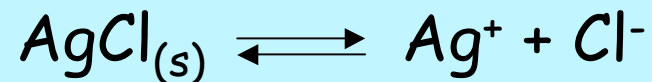
$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

la concentrazione di  $\text{AgCl}_{(s)}$  è una costante e non varia per ulteriore aggiunta di solido, quindi il termine  $[\text{AgCl}]$  può essere incluso nella costante

A  $T$ =costante, per ogni soluzione satura di un composto ionico poco solubile il prodotto delle concentrazioni molari degli ioni presenti in soluzione, ciascuna elevata al proprio coefficiente stechiometrico è costante ( $K_{ps}$ )

# -PRODOTTO DI SOLUBILITA'-

Il prodotto di solubilità è calcolato dalla solubilità del sale



$S$  = solubilità di  $\text{AgCl}$

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = S$$

$$[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = S^2 = K_{ps}$$

$$S = \sqrt{K_{ps}}$$



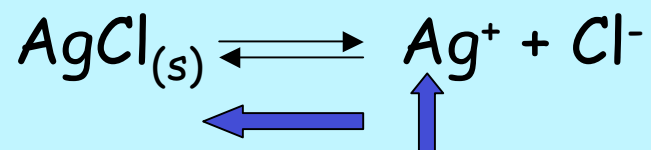
$$[\text{Fe}^{3+}] = S$$

$$[\text{OH}^-] = 3S$$

$$K_{ps} = S \cdot (3S)^3 = 27S^4$$

# EFFETTO DELLO IONE A COMUNE.

La solubilità di sali poco solubili diminuisce quando in soluzione è presente un secondo soluto con uno ione in comune



Aggiungendo ioni  $\text{Ag}^+$ , ad es. aggiungendo  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ , spingo la reazione verso sinistra, cioè verso la formazione di  $\text{AgCl}$  che è solido e si sottrae all'equilibrio, facendo diminuire contemporaneamente anche la concentrazione degli ioni  $\text{Cl}^-$ .

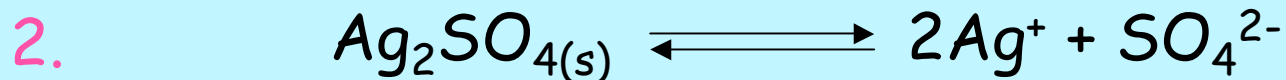
## ESERCIZIO 1

A 25°C la solubilità di  $\text{AgCl}$  è  $1.67 \cdot 10^{-5} \text{M}$ , quella di  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  è  $1.4 \cdot 10^{-2} \text{M}$ . Calcolare la  $K_{ps}$  nei due casi



$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = 1.67 \cdot 10^{-5} \text{M}$$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = (1.67 \cdot 10^{-5})^2 = 2.7 \cdot 10^{-10} \text{M}^2$$



dai rapporti stechiometrici da  $1.4 \cdot 10^{-2}$  moli di  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  si producono  $2.8 \cdot 10^{-2}$  moli di  $\text{Ag}^+$  e  $1.4 \cdot 10^{-2}$  moli di  $\text{SO}_4^{2-}$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2[\text{SO}_4^{2-}] = (2.8 \cdot 10^{-2})^2 \cdot (1.4 \cdot 10^{-2}) = 1.10 \cdot 10^{-5} \text{M}^3$$

## ESERCIZIO 2

In un recipiente dal volume di 5l a  $T=689^{\circ}\text{C}$  si mettono a reagire 0.1 moli di  $\text{CO}$  e 0.05 moli di  $\text{H}_2\text{O}$ . La costante dell'equilibrio gassoso  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$  vale 1.9. Calcolare le concentrazioni delle 4 specie chimiche all'equilibrio.

<u>moli</u>	$\text{CO}$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{CO}_2$	$\text{H}_2$
iniziali	0.1	0.05	0	0
cons./prod.	-x	-x	x	x
equilibrio	0.1-x	0.05-x	x	x

$$K_c = \frac{x \times x}{(0.1 - x)(0.05 - x)} = \frac{x^2}{(0.1 - x)(0.5 - x)} = 1.9$$

$$0.9x^2 - 0.285x + 0.0095 = 0$$

$$x = \frac{0.285 \pm \sqrt{0.08122 - 0.342}}{1.8} = \begin{cases} 0.038 \\ \cancel{0.278} \end{cases}$$

$$[\text{CO}] = \frac{(0.1 - 0.038)}{5} = 1.24 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{(0.05 - 0.038)}{5} = 2.4 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = \frac{0.038}{5} = 7.6 \times 10^{-3} \text{ M}$$



## ESERCIZIO 3

In un recipiente da 3l vengono immesse in fase gassosa 9 moli di  $H_2$  e 9 moli di  $O_2$ . L'equilibrio  $2H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O$  viene raggiunto quando si sono formate 3 moli di  $H_2O$ . Calcolare la  $K_c$

Rapporti stechiometrici 2 : 1 : 2

<u>moli</u>	$H_2$	$O_2$	$H_2O$
iniziali	9	9	0
cons./prod.	-3	-1.5	3
equilibrio	6	7.5	3

$$K_c = \frac{[H_2O]^2}{[H_2]^2 [O_2]} = \frac{\left(\frac{3}{3}\right)^2}{\left(\frac{6}{3}\right)^2 \left(\frac{7.5}{3}\right)} = 0.1 M^{-1}$$

## ESERCIZIO 4

Dato l'equilibrio  $2\text{HI} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{I}_2$  con  $K_c = 1.56 \cdot 10^{-2}$  alla temperatura di 793K. In un recipiente del volume di 10l vengono introdotte 0.5 moli di  $\text{I}_2$  e 1.0 mole di  $\text{H}_2$ . Calcolare le moli delle tre specie chimiche all'equilibrio.

Rapporti stechiometrici 2 : 1 : 1

<u>moli</u>	HI	$\text{H}_2$	$\text{I}_2$
iniziali	0	1.0	0.5
cons./prod.	+2x	-x	-x
equilibrio	2x	1-x	0.5-x

$$K_2 = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]} = \frac{(1-x)(0.5-x)}{(2x)^2} = 1.56 \times 10^{-2}$$

$$0.938x^2 - 1.8x + 0.5 = 0$$

$$x = \begin{cases} 0.47 \\ \cancel{1.12} \end{cases}$$

$$\text{HI} = 0.47 \times 2 = 0.94 \text{moli}$$

$$\text{H}_2 = 1 - 0.47 = 0.53 \text{moli}$$

$$\text{I}_2 = 0.5 - 0.47 = 0.03 \text{moli}$$

## ESERCIZIO 5

4 moli della sostanza A e 8 moli della sostanza B sono introdotte in un contenitore da 1 l. L'equilibrio  $A + 3B \rightleftharpoons 2C$  è raggiunto quando nel contenitore ci sono 4 moli di C. Calcolare la  $K_c$ .

Rapporti stechiometrici 1 :3 :2

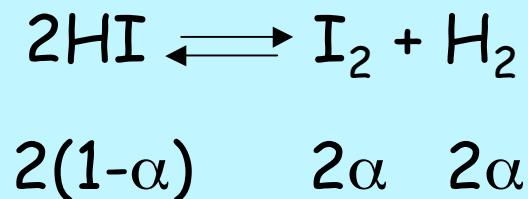
<u>moli</u>	A	B	C
iniziali	4	8	0
cons./prod.	-2	-6	4
equilibrio	2	2	4

$$K_c = \frac{[C]^2}{[A][B]^3} = \frac{4^2}{2 \times 2^3} = 1 \text{M}^{-2}$$

## ESERCIZIO 6

Si consideri la reazione di dissociazione:  $2\text{HI} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{I}_2$ . Sapendo che la costante di equilibrio della reazione inversa a  $450^\circ\text{C}$  è 50, calcolare il grado di dissociazione  $\alpha$  quando in un recipiente da 1l vengono poste 2 moli di HI alla stessa temperatura.

Essendo  $\alpha$  la frazione di una mole che si dissocia, all'equilibrio si avrà:



$$K_{\text{dis}} = \frac{1}{K_{\text{as}}} = 0.02$$

$$K_{\text{dis}} = \frac{2\alpha \times 2\alpha}{[2(1-\alpha)]^2} = \frac{4\alpha^2}{4(1-\alpha)^2} = 0.02$$

$$0.02 = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)^2}$$

$$\alpha^2 = 0.02(1 - 2\alpha + \alpha^2)$$

$$\alpha^2 = 0.02 - 0.04\alpha + 0.02\alpha^2$$

$$0.98\alpha^2 + 0.04\alpha - 0.02 = 0$$

$$\alpha = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{-0.04 \pm \sqrt{0.0016 + 0.3136}}{1.96} = \begin{cases} -0.306 \\ 0.266 \end{cases}$$

---

$$[H_2] = [I_2] = \alpha = 0.266M$$

$$[HI] = 2 - 2\alpha = 2 - 0.532 = 1.468M$$

## ESERCIZIO 7

A 100°C si stabilisce il seguente equilibrio:



Se 0.2 moli di  $\text{H}_2$  e 1 mole di  $\text{S}$  sono riscaldate a 100°C in un recipiente da 1l, quale sarà  $P_{\text{H}_2\text{S}}$  all'equilibrio?

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{S}]}{[\text{H}_2]}$$

<u>moli</u>	$\text{H}_2$	$\text{S}$	$\text{H}_2\text{S}$
iniziali	0.2	1	0
cons./prod.	-x	-x	x
equilibrio	0.2-x	1-x	x

$$K_c = \frac{x}{0.2 - x} = 6.8 \times 10^{-2}$$

$$x = 0.012M$$

$$P_{H_2S} V = n_{H_2S} RT$$

$$P_{H_2S} = n_{H_2S} RT / V = C_{H_2S} RT = 0.012 \cdot 0.082 \cdot 373 = 0.36 \text{ atm}$$



## ESERCIZIO 8

Calcolare il valore della  $K_c$  del seguente equilibrio omogeneo in fase gassosa  $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$  sapendo che: 1) il volume del recipiente è di 2 l, 2) inizialmente sono presenti 1.24 g di azoto e 1.12 g di ossigeno e 3) ad equilibrio raggiunto il 35% di azoto ha reagito

PA: N=14, O=16

$$n_{N_2\text{iniziale}} = \frac{1.24}{28} = 0.044$$

$$n_{O_2\text{iniziale}} = \frac{1.12}{32} = 0.035$$

$$35\% n_{N_2\text{iniziale}} = 0.0154$$

Rapporti stechiometrici 1 : 1: 2

<u>moli</u>	$N_2$	$O_2$	NO
iniziali	0.044	0.035	0
cons./prod.	-0.0154	-0.0154	0.0308
equilibrio	0.0286	0.0196	0.0308

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{NO}}}{V}\right)^2}{\frac{n_{\text{N}_2}}{V} \frac{n_{\text{O}_2}}{V}} = \frac{n_{\text{NO}}^2}{n_{\text{N}_2} \times n_{\text{O}_2}} = \frac{(0.0308)^2}{0.0286 \times 0.0196} = 1.70$$

## ESERCIZIO 9

L'equilibrio di dissociazione del complesso di un ormone con il suo recettore può essere schematizzato come:  $OR \rightleftharpoons O + R$   
Calcolare il valore della frazione  $[OR]/[R]$  ad equilibrio, sapendo che la concentrazione di  $O$  è  $10^{-6}$  M e la  $K_{dis}$  è  $10^{-7}$  M.

$$K_{dis} = \frac{[O][R]}{[OR]}$$

$$K_{dis} \times [OR] = [O][R]$$

$$\frac{[OR]}{[R]} = \frac{[O]}{K_{dis}} = \frac{10^{-6}}{10^{-7}} = 10$$