

Programma

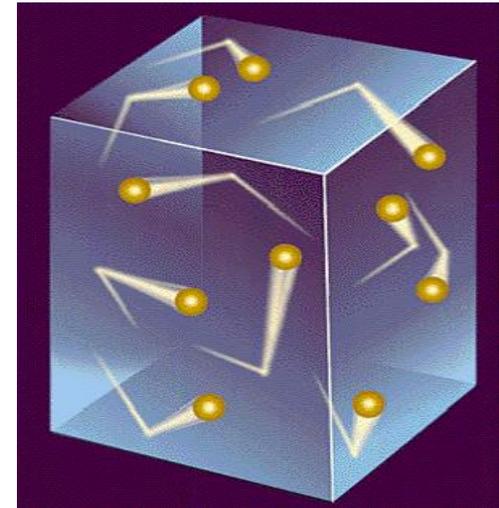
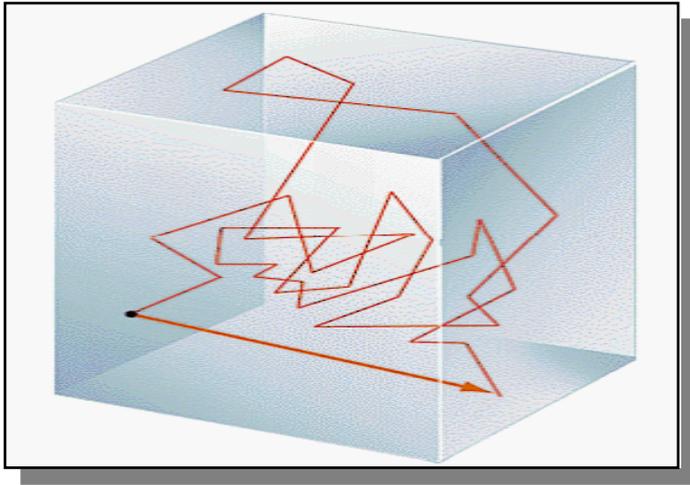
Misure ed Unità di misura. Incertezza della misura. Cifre significative. Notazione scientifica. Atomo e peso atomico. Composti, molecole e ioni. Formula molecolare e peso molecolare. Mole e massa molare. Formula chimica: empirica e molecolare. Nomenclatura dei composti inorganici. Equazioni chimiche. Bilanciamento delle equazioni chimiche. Calcolo stechiometrico delle quantità molari e delle masse. Reagente limitante. Resa di reazione. Soluzioni e loro concentrazione. Leggi dei gas ideali (cenni). Equilibrio chimico gassoso ed in soluzione acquosa. Legge di azione di massa. Principio di Le Chatelier e quoziente di reazione Acidi e Basi. Equilibri Acido-Base: autoprotolisi dell'acqua; pH; idrolisi di sali; soluzioni tampone; titolazioni acido-base (cenni). Equilibrio di solubilità: solubilità e prodotto di solubilità; previsione di precipitazione; effetto dello ione in comune, del pH, della temperatura. Reazioni di ossidoriduzione e loro bilanciamento. Elettrochimica: bilanciamento delle reazioni redox con il metodo delle semireazioni; serie elettrochimica; celle galvaniche.

LO STATO GASSOSO

Gas Perfetti

- **Le particelle di un gas perfetto hanno una massa ma non un volume**
- **Si tratta di un'astrazione in quanto la materia occupa uno spazio fisico. In realtà, data la natura atomico/molecolare delle particelle gassose, il loro volume può essere considerato trascurabile rispetto al volume complessivamente occupato. Tale approssimazione diventa meno efficace ad alti valori di pressione e temperature prossime a quelle di ebollizione.**
- **Il volume ideale deve essere corretto per considerare il volume delle molecole reali**

La Pressione



- Nel loro movimento casuale, le particelle urtano le pareti del recipiente: la risultante di questi urti è l'applicazione di una forza su di una superficie: **$F / S = P$**
- Gli urti delle particelle con le pareti del recipiente sono avvertiti macroscopicamente come la pressione che il gas esercita sulle pareti del contenitore

La Pressione

Unità di misura:

1 atm = 760 mmHg = 760 torr = 101.13 kPa = 1.013 bar

Convertire una pressione di 635 mm Hg nel suo corrispondente valore in atm, bar e kPa

$$635 \text{ mmHg} / \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 0.836 \text{ atm}$$

$$0.836 \text{ atm} \times \frac{1.013 \text{ bar}}{1 \text{ atm}} = 0.847 \text{ bar}$$

$$635 \text{ mmHg} / \frac{101,13 \text{ kPa}}{760 \text{ mmHg}} = 84.6 \text{ kPa}$$

L'equazione dei gas ideali*

- Legge di Boyle $V \propto 1/P$
- Legge di Charles $V \propto T$
- Legge di Avogadro $V \propto n$

$$\left. \begin{array}{l} V \propto 1/P \\ V \propto T \\ V \propto n \end{array} \right\} V \propto \frac{nT}{P}$$

$$\mathbf{PV = nRT}$$

• Proprietà di un gas ideale

Per i gas ideali si assume che tra le molecole non ci siano forze di attrazione reciproche e le molecole stesse non abbiano volume proprio

La costante dei gas ideali, R

$$PV = nRT$$

$$\begin{aligned} R &= \frac{PV}{nT} = \frac{1\text{atm} \times 22.41\text{L}}{1\text{mol} \times 273.15\text{K}} = \\ &= \mathbf{0.082057 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}} \\ &= 8.3145 \text{ m}^3 \text{ Pa mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \\ &= 8.3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \end{aligned}$$

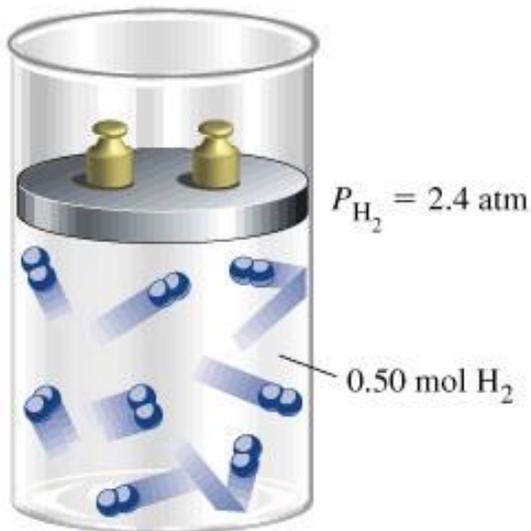
La legge di Dalton delle pressioni parziali

La pressione totale di una miscela di gas risulta dalla somma delle pressioni parziali dei singoli gas componenti la miscela

$$P_{\text{tot}} = P_A + P_B + \dots$$

$$P_A = n_A RT/V$$

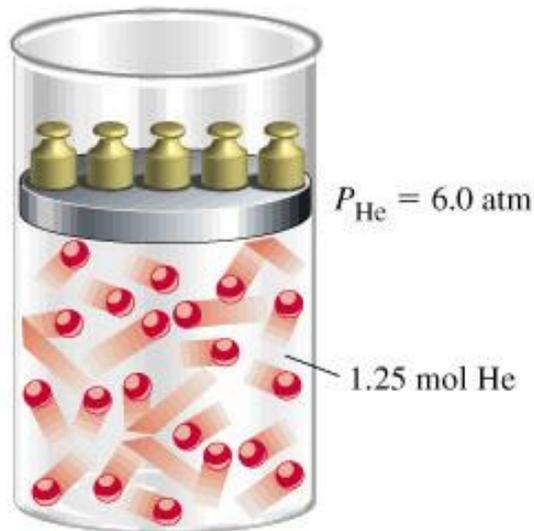
$$P_B = n_B RT/V$$



(a) 5.0 L at 20 °C

0,5 moli di H₂

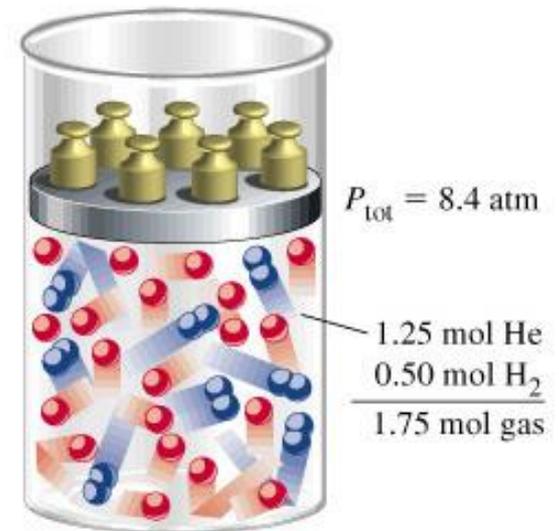
P = 2,4 atm



(b) 5.0 L at 20 °C

1,25 moli di He

P = 6,0 atm



(c) 5.0 L at 20 °C

1,75 moli di gas

P = 8,74 atm

Pressione parziale

$$P_{\text{tot}} = P_A + P_B = n_A(RT/V_{\text{tot}}) + n_B(RT/V_{\text{tot}}) = n_{\text{tot}}(RT/V_{\text{tot}})$$

Si definisce come frazione molare di un componente il numero di moli di quel componente in una miscela ed il numero totale di moli presenti.

La somma di tutte le frazioni molari dei componenti una miscela è pari a 1

$$\frac{n_A}{n_{\text{tot}}} = \chi_A$$

$$\frac{P_A}{P_{\text{tot}}} = \chi_A \quad P_A = \chi_A P_{\text{tot}} \quad \text{Moltiplico e divido per } n_{\text{tot}}$$

$$P_B = \chi_B P_{\text{tot}}$$

$$P_A + P_B = P_{\text{tot}} (\chi_A + \chi_B)$$

Esercizio 1

In una lampada alogena del volume di 2,5 mL sono contenuti 1,2 mg di vapori di I_2 . Calcolare la pressione nel bulbo quando $T = 20^\circ \text{C}$ e $T = 300^\circ \text{C}$.

$M_{I_2} = 253,9 \text{ g/mol}$.

Esercizio 1

In una lampada alogena del volume di 2,5 mL sono contenuti 1,2 mg di vapori di I₂. Calcolare la pressione nel bulbo quando T = 20 ° C e T = 300 ° C.

M I₂ = 253,9 g/mol.

Applichiamo l'equazione PV = nRT alle due condizioni di temperatura:

$$P = 0,0012 \text{ g} / 253,9 \text{ g/mol} \times 0,082 \text{ L atm / mol K} \times 293,1 \text{ K} / 0,0025 \text{ L} = \\ = 0,045 \text{ atm a } 20 \text{ } ^\circ \text{ C}$$

$$P = 0,0012 \text{ g} / 253,9 \text{ g/mol} \times 0,082 \text{ L atm / mol K} \times 573,1 \text{ K} / 0,0025 \text{ L} = \\ = 0,089 \text{ atm a } 300 \text{ } ^\circ \text{ C}$$

Esercizio 2

Calcolare il numero di molecole presenti in 1 litro di gas che si trova alla $T = 70^\circ \text{ C}$ e $P = 2,5 \text{ torr}$.

Esercizio 2

Calcolare il numero di molecole presenti in 1 litro di gas che si trova alla $T = 70^\circ \text{ C}$ e $P = 2,5 \text{ torr}$.

Il numero di molecole è desumibile dal numero di moli.

Dall'equazione $PV = nRT$ $n = PV / RT$

$$, n = 2,5/760 \text{ atm} \times 1 \text{ L} / 0,082 \text{ L atm / mol K} \times 343,1 \text{ K}$$
$$, n = 1,17 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Poiché in 1 mole sono contenute $6,02 \times 10^{23}$ molecole di gas si ha:

$$1 \text{ mole} : 6,02 \times 10^{23} \text{ molecole di gas} = 1,17 \times 10^{-4} \text{ mol} : n. \text{ molecole}$$
$$n. \text{ molecole} = 7,04 \times 10^{19}$$

Esercizio 3

Calcolare il peso molecolare di una sostanza gassosa che alla $T = 40^\circ \text{C}$ e $P = 1,2 \text{ atm}$ presenta una $d = 3,312 \text{ g/L}$.

Esercizio 3

Calcolare il peso molecolare di una sostanza gassosa che alla $T = 40^\circ \text{C}$ e $P = 1,2 \text{ atm}$ presenta una $d = 3,312 \text{ g/L}$.

Consideriamo l'equazione $PV = nRT$

$$\frac{n}{V} = \text{moli / volume} = \text{grammi} / \text{PM} / \text{L}$$

$$\text{quindi } n / V = d / M$$

$$\text{Pertanto: } 1,2 \text{ atm} = 0,082 \text{ L atm / mol K} \times 313 \text{ K} \times 3,312 \text{ g / L} / \text{PM}$$

$$M = 70,9 \text{ g / mol}$$

Esercizio 4

Due recipienti contengono rispettivamente 4 L di azoto a 3,5 atm e 6 L di CO_2 a 6 atm, $T = 20^\circ \text{C}$. I due gas sono trasferiti in un contenitore da 15 L, calcolare le pressioni parziali dei gas nella soluzione, $T = 20^\circ \text{C}$.

Esercizio 4

Due recipienti contengono rispettivamente 4 L di azoto a 3,5 atm e 6 L di CO₂ a 6 atm, T = 20 ° C. I due gas sono trasferiti in un contenitore da 15 L, calcolare le pressioni parziali dei gas nella soluzione, T = 20 ° C.

soluzione

$$PV = nRT \quad P ? \quad V = 15 \text{ L} \quad T = 293,1 \text{ K} \quad n = \text{determinabile da dati testo}$$

$$\begin{aligned} \text{moli azoto:} & & 3,5 \text{ atm} \times 4 \text{ L} &= n \times 0,082 \text{ L atm / mol K} \times 293,1 \text{ K} \\ n &= 0,583 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{moli CO}_2: & & 6 \text{ atm} \times 6 \text{ L} &= n \times 0,082 \text{ L atm / mol K} \times 293,1 \text{ K} \\ n &= 1,498 \end{aligned}$$

$$n_{\text{tot}} = 2,081$$

$$\begin{aligned} P \text{ atm} \times 15 \text{ L} &= 2,081 \text{ mol} \times 0,082 \text{ L atm / mol K} \times 293,1 \text{ K} \\ P \text{ atm} &= 3,33 \end{aligned}$$

Questa relazione
va
ricordata

$$\rightarrow P_{\text{N}_2} = \chi_{\text{N}_2} P = 0,583 / 2,081 \times 3,33 \text{ atm} = 0,93 \text{ atm}$$

Esercizio 5

Una miscela gassosa ha la seguente composizione volumetrica: $N_2 = 78 \%$, $O_2 = 18\%$, $H_2O = 2\%$, $CO_2 = 2\%$. Calcolare la pressione parziale dei gas.

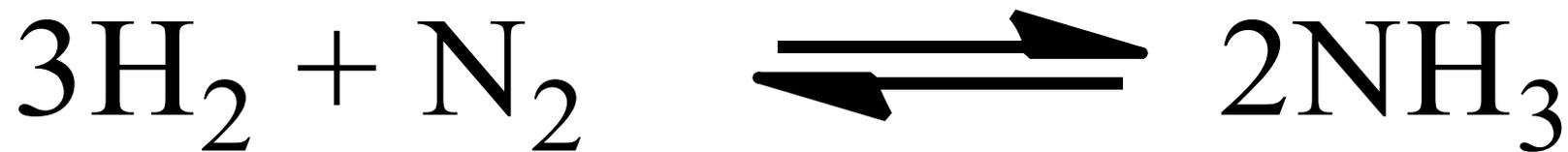
$P = 1,65 \text{ atm.}$

Equilibrio chimico

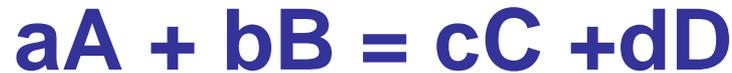
- Legge azione di massa, K_c , K_p ,...
- Equilibri eterogenei
- Principio di Le Chatelier

Reazione reversibile: reazione in cui si instaura un processo dinamico nel quale i reagenti producono prodotti di reazione (reazione diretta) e i prodotti producono i reagenti (reazione inversa)

Condizioni di equilibrio: il numero di moli di ciascun reagente che scompare durante la reazione diretta è uguale al numero di moli dello stesso reagente che si riformano durante la reazione inversa.



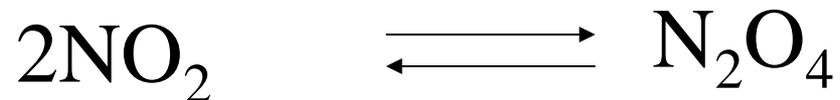
Legge di azione di massa



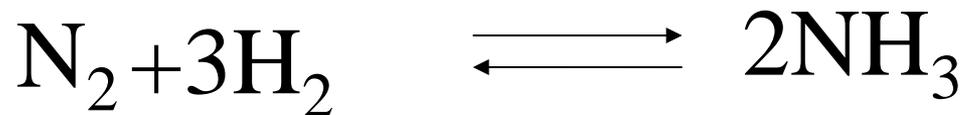
$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

- K_c e' la **costante di equilibrio (K_{eq})** e mette in relazione le concentrazioni delle singole specie chimiche **all'equilibrio**
- Le dimensioni di K_c variano con la stechiometria della reazione
- Ogni reazione possiede una costante di equilibrio caratteristica, il cui **valore dipende solo dalla temperatura.**

L' Equilibrio chimico



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



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

Costante di equilibrio e pressioni parziali

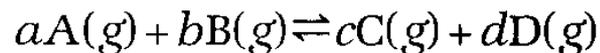
• Nelle **reazioni in fase gassosa** le concentrazioni possono essere espresse in termini di **pressione parziale**

• Concentrazione molare e Pressione parziale sono proporzionali secondo la legge dei Gas ideali

$$P_X = \frac{n_X}{V} \times RT = [X] \times RT$$

• Da cui la costante di equilibrio può essere espressa in termini di pressioni parziali: K_p

$$K_P = K_C \times (RT)^{\Delta n}$$



K_P è definita come:

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

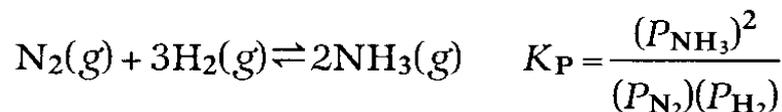
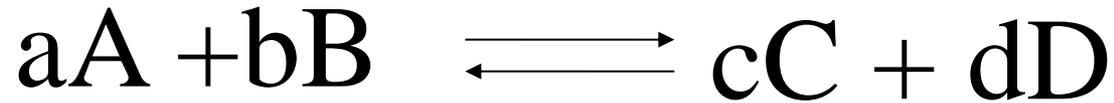


Table 13.4 Equilibrium constants, K_p , for various reactions

Reaction	Temperature, K	K_p
$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$	298	6.8×10^5
	400	41
	500	3.6×10^{-2}
$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$	298	794
	500	160
	700	54
$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$	298	4.0×10^{24}
	500	2.5×10^{10}
	700	3.0×10^4
$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$	298	0.98
	400	47.9
	500	1700

Confronto tra K_p e K_{eq}

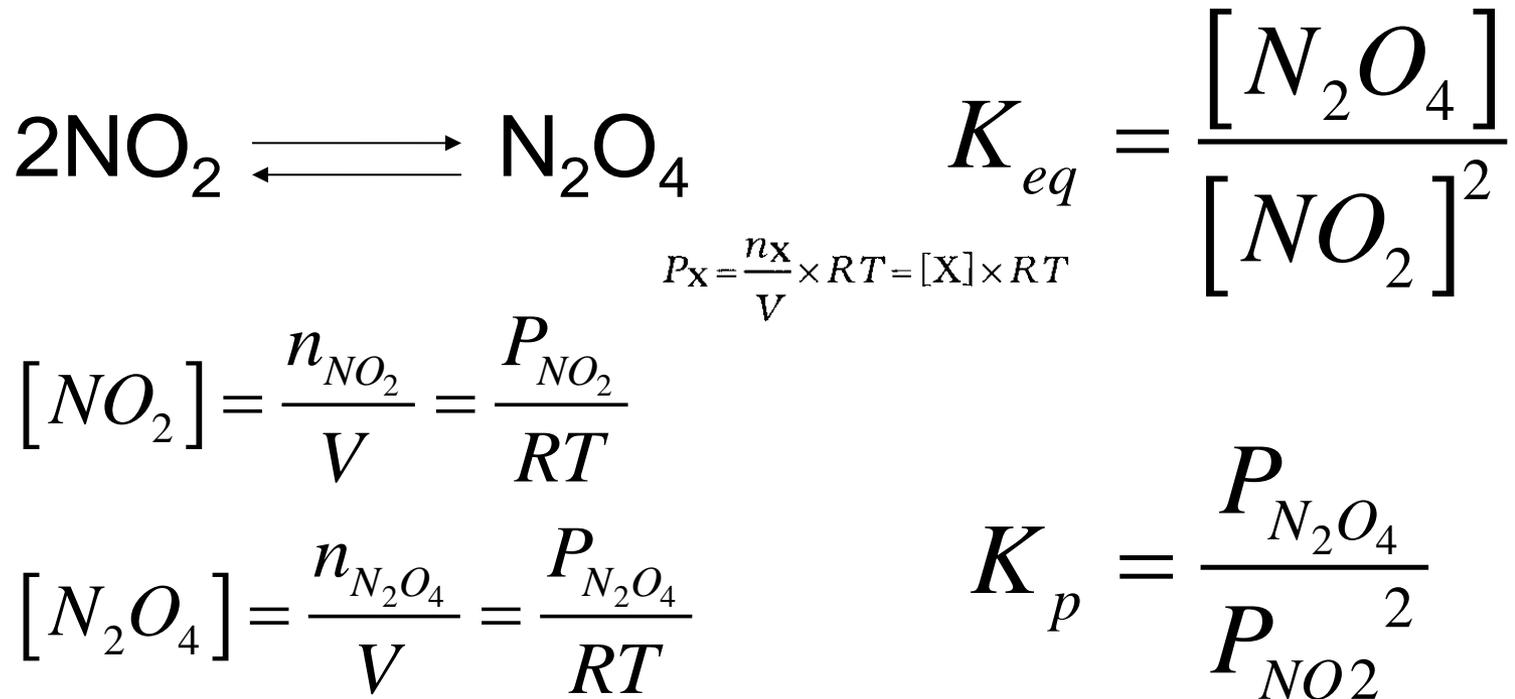


$$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$K_p = K_{eq} (RT)^{c+d-a-b}$$

$$\text{Se } \Delta n = 0 \quad K_p = K_c$$

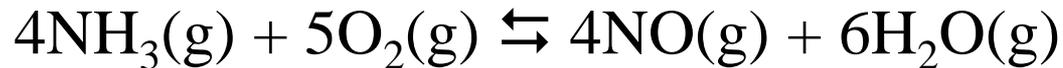
Equilibrio in fase gassosa. K_p



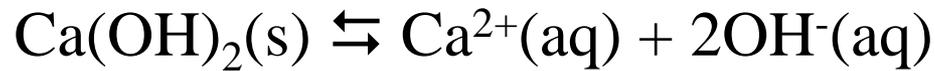
K_p esprime l'equilibrio chimico in funzione delle pressioni parziali dei vari componenti del sistema

Equilibri omogenei e eterogenei

Esprimere la costante di equilibrio della reazione:



Esprimere la costante di equilibrio della reazione:



Costanti di equilibrio

Hanno valori molto diversi:

da 10^{-2} a 10^{30}

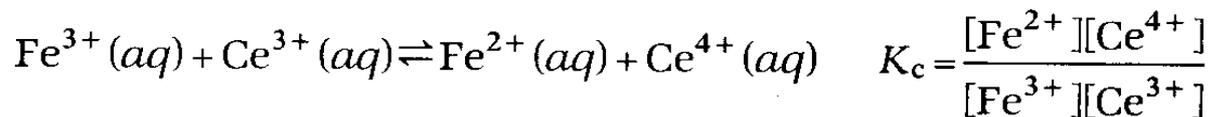
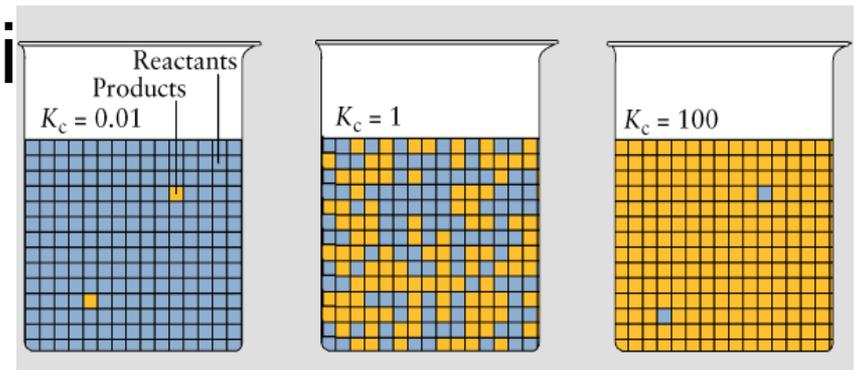
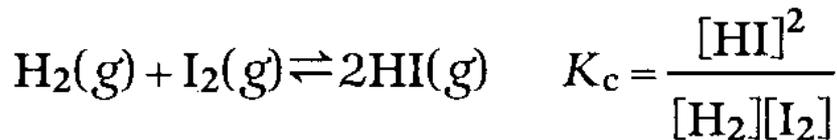
Indicano la direzione della reazione

Tabella 13.2 Costanti di equilibrio K_c di alcune reazioni

Reazione	Temperatura, K	K_c
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{g})$	300	$4,0 \times 10^{31}$
	500	$4,0 \times 10^{18}$
	1000	$5,1 \times 10^8$
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{HBr}(\text{g})$	300	$1,9 \times 10^{17}$
	500	$1,3 \times 10^{10}$
	1000	$3,8 \times 10^4$
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$	298	794
	500	160
	700	54
	763	46
$2\text{BrCl}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Br}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$	300	377
	500	32
	1000	5
$2\text{HD}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{D}_2(\text{g})$	100	0,52
	500	0,28
	1000	0,26
$\text{F}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{F}(\text{g})$	500	$7,3 \times 10^{-13} \text{ M}$
	1000	$1,2 \times 10^{-4} \text{ M}$
	1200	$2,7 \times 10^{-3} \text{ M}$
$\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Cl}(\text{g})$	1000	$1,2 \times 10^{-7} \text{ M}$
	1200	$1,7 \times 10^{-5} \text{ M}$
$\text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Br}(\text{g})$	1000	$4,1 \times 10^{-7} \text{ M}$
	1200	$1,7 \times 10^{-5} \text{ M}$
$\text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{I}(\text{g})$	800	$3,1 \times 10^{-5} \text{ M}$
	1000	$3,1 \times 10^{-3} \text{ M}$
	1200	$6,8 \times 10^{-2} \text{ M}$

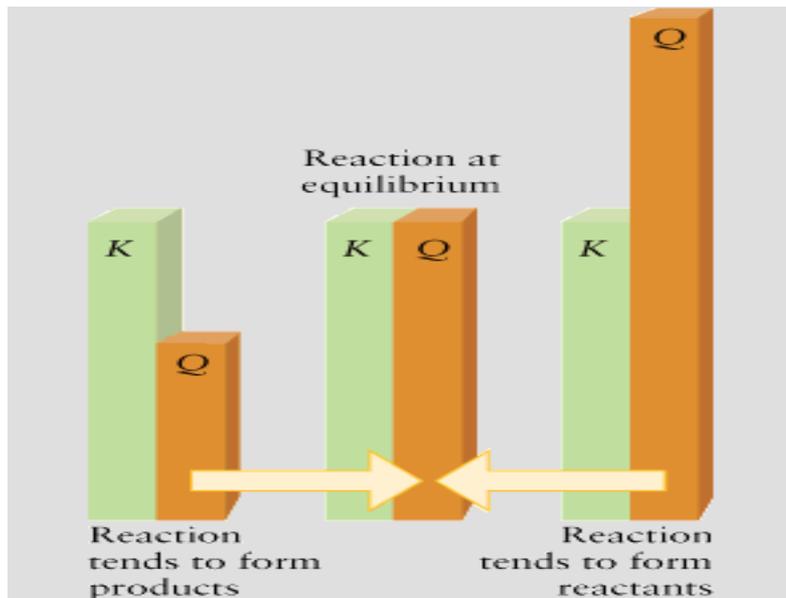
Equilibri chimici e formazione dei reagenti o dei prodotti

- Se le moli dei reagenti sono uguali a quelle dei prodotti allora K_c è un numero puro
- Se $K_c > 1$ sono favoriti i prodotti
- Se $K_c > 10^3$ reazione procede a termine
- Se $K_c < 1$ sono favoriti



E' bene notare che le
concentrazioni molari
nell'espressione della K_{eq}
sono quelle *all'equilibrio*, e
non quelle iniziali.

Relazioni tra le costanti di equilibrio



Quoziente della reazione, Q_c , pone in relazione le Concentrazioni delle specie chimiche, non all'equilibrio, con la K_c

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

Se $Q_c > K_c$ si formano i Reagenti

Se $Q_c = K_c$ si ha l'Equilibrio

Se $Q_c < K_c$ si formano i Prodotti

Calcoli sull'equilibrio chimico

La costante di equilibrio ci permette di **prevedere:**

- la **composizione di una miscela all'equilibrio** per qualsiasi composizione di partenza.
- il **modo in cui cambia** la composizione al cambiare delle condizioni (pressione, temperatura e proporzioni in cui sono presenti i reagenti).

CALCOLO della Kc

Esempio:



	$\text{H}_2 (\text{g})$	$\text{I}_2 (\text{g})$	$\text{HI} (\text{g})$
Concentrazioni iniziali	0.0175	0.0175	
Variazioni delle concentrazioni nel raggiungimento dell'equilibrio			
Concentrazioni all'equilibrio			0.0276

CALCOLO della Kc

Esempio:



	$\text{H}_2 (\text{g})$	$\text{I}_2 (\text{g})$	$\text{HI} (\text{g})$
Concentrazioni iniziali	0.0175	0.0175	0
Variazioni delle concentrazioni nel raggiungimento dell'equilibrio	-0.0138	-0.0138	+0.0276
Concentrazioni all'equilibrio	0.0037	0.0037	0.0276

$$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{(0.0276)^2}{(0.0037)(0.0037)} = \mathbf{56}$$

Condizioni Iniziali definite

Nella decomposizione
di una sostanza (HI)

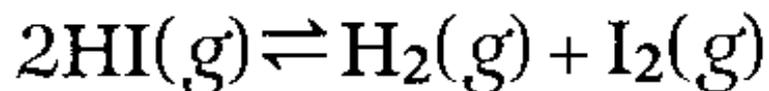
$$[H_2] = [I_2] = x$$

Se C è la conc. iniziale
di HI, all'equilibrio

$$[HI] = C - 2x$$

Nota la Kc

$$Kc = x^2 / (C-2x)^2$$



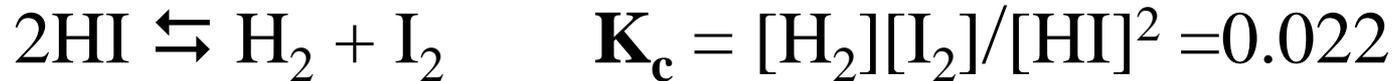
	<i>[HI]</i>	<i>[H₂]</i>	<i>[I₂]</i>
Concentrazione iniziale	C	0	0
Trasformazione per raggiungere l'equilibrio	-2x	+x	+x
Concentrazione all'equilibrio	C - 2x	x	x

$$Kc = 0.022 \text{ (a 783 K)}$$

Esercizio

Calcolare la composizione della miscela che si forma all'equilibrio quando HI puro (2.1 mM) è introdotto in un contenitore. $T = 490^\circ \text{ C}$, $K_c = 0.022$.

Calcolare la composizione della miscela che si forma all'equilibrio quando HI puro (2.1 mM) è introdotto in un contenitore. $T = 490^\circ \text{ C}$, $K_c = 0.022$.



Chiamiamo X la quantità di H_2 e I_2 presenti all'equilibrio

$$K_c = \frac{XX}{(C-2X)^2} = \frac{(X/C-2X)^2}{(C-2X)^2}$$

$$\sqrt{K_c} = X / C - 2X = 0,15$$

$$X / (2.1 \text{ mM} - 2X) = 0.15$$

$$X = 2.1 \text{ mM} \times 0.15 / 1 + 0.3 = 0.24 \text{ mM}$$

ALL' EQUILIBRIO:

$$\text{H}_2 = 0.24 \text{ mM}$$

$$\text{I}_2 = 0.24 \text{ mM}$$

$$\text{HI} = 2.1 \text{ mM} - 0.48 \text{ mM} = 1.6 \text{ mM}$$

Esercizio

Una miscela di iodio e idrogeno è scaldata a 490°C . Le concentrazioni all'equilibrio sono $[\text{I}_2] = 3.1\text{ mM}$ e $[\text{HI}] = 2.7\text{ mM}$. **Calcolare la concentrazione all'equilibrio** di H_2 , sapendo che, a questa T, $K_c = 46$ per la reazione:



Esercizio

Una miscela di iodio e idrogeno è scaldata a 490° C. Le concentrazioni all'equilibrio sono $[I_2] = 3.1 \text{ mM}$ e $[HI] = 2.7 \text{ mM}$. **Calcolare la concentrazionall'equilibrio** di H_2 , sapendo che, a questa T, $K_c = 46$ per la reazione:



Scriviamo la costante di equilibrio della reazione

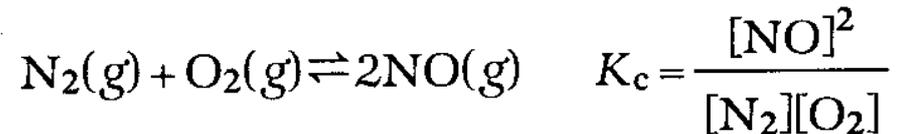
$$K_c = [HI]^2/[H_2][I_2] = 46$$

Poiché conosciamo le conc. all'equilibrio di due dei tre composti possiamo determinare quello richiesto

$$[H_2] = [HI]^2/[I_2] \times K_c = ((2.7 \times 10^{-3})^2 / [(3.1 \times 10^{-3}) \cdot 46])$$

$$[H_2] = 0.051 \times 10^{-3}$$

Reagenti presenti in proporzioni stechiometriche



Se nelle condizioni iniziali

$$[\text{N}_2] = [\text{O}_2] = C$$

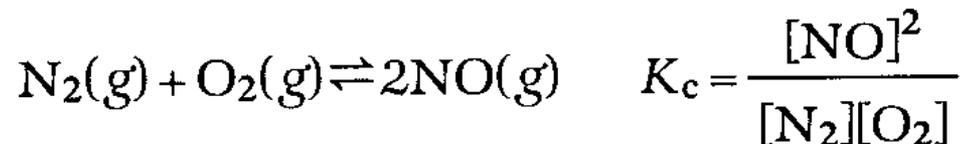
e x è la diminuzione

	$[\text{N}_2]$	$[\text{O}_2]$	$[\text{NO}]$
Concentrazione iniziale	C	C	0
Trasformazione per raggiungere l'equilibrio	$-x$	$-x$	$+2x$
Concentrazione all'equilibrio	$C-x$	$C-x$	$2x$

Allora la costante è $K_c = \left(\frac{2x}{C-x} \right)^2$ $K_c = 1.0 \times 10^{-6}$ a 1000°C

Condizioni iniziali arbitrarie

Se le conc. iniziali di ossigeno e azoto sono diverse la relazione è più complessa



	$[\text{N}_2]$	$[\text{O}_2]$	$[\text{NO}]$
Concentrazione iniziale	$[\text{N}_2]_0$	$[\text{O}_2]_0$	0
Trasformazione per raggiungere l'equilibrio	$-x$	$-x$	$+2x$
Concentrazione all'equilibrio	$[\text{N}_2]_0 - x$	$[\text{O}_2]_0 - x$	$2x$

$$K_c = \frac{(2x)^2}{([\text{N}_2]_0 - x) \times ([\text{O}_2]_0 - x)}$$

Semplificazione per approssimazione

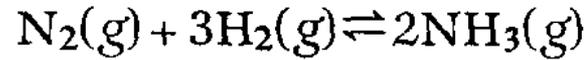
Se prevediamo che si formi poco prodotto

$$(x < 5\% C)$$

Allora, se $x \ll C$ o C' :

$$(C-x) \sim C$$

$$(C'-3x) \sim C'$$



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

	$[\text{N}_2]$	$[\text{H}_2]$	$[\text{NH}_3]$
Concentrazione iniziale	C	C'	0
Trasformazione per raggiungere l'equilibrio	$-x$	$-3x$	$+2x$
Concentrazione all'equilibrio	$C-x$	$C'-3x$	$2x$

$$K_c = \frac{(2x)^2}{(C-x) \times (C'-3x)^3}$$

$$K_c = \frac{(2x)^2}{C \times (C')^3}$$

Il principio di Le Chatelier

- Sia data una miscela di reazione all'equilibrio.
- I parametri che determinano la condizione di equilibrio sono T , P e le concentrazioni delle varie specie.
- Quando si cambia uno di questi parametri, il sistema evolverà per raggiungere un **nuovo stato di equilibrio** che si oppone alla modifica apportata.

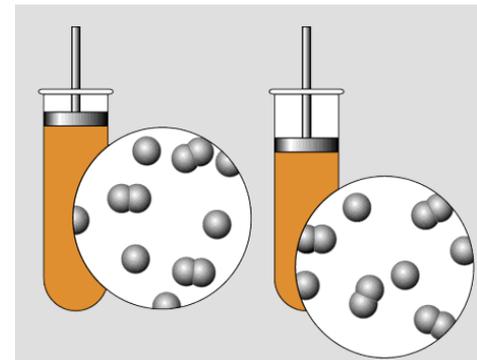
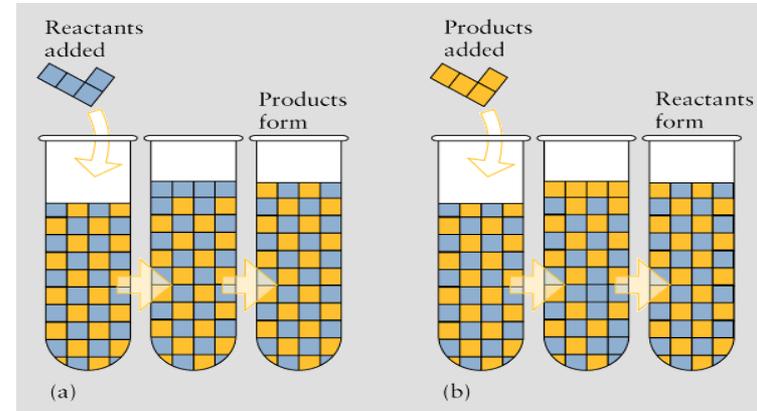
Variazione delle condizioni

Principio di Le Chatelier:

Un sistema in equilibrio tende a reagire ad una modifica impostagli dall'esterno minimizzandone gli effetti.

Variazioni di

- Temperatura
- Concentrazione
- Pressione



Principio di Le Chatelier e posizione dell'equilibrio

- Una variazione in **P** o nelle **Concentrazioni** provocherà una variazione nelle concentrazioni all'equilibrio.
- L'effetto della variazione di **T** sulla posizione dell'equilibrio si comprende sapendo se una reazione è esotermica o endotermica.

Effetto dell'aggiunta di un reagente

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

- Se si aumenta la concentrazione di un **reagente** la reazione procederà verso destra fino a ristabilire concentrazioni tali da soddisfare la K_c . - vedi slide quoziente di reazione.
- Effetto opposto se si introduce un **prodotto** nella miscela di reazione.

Effetto della pressione

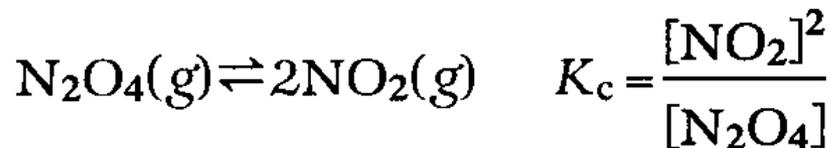


- Se si aumenta la P, la miscela all'equilibrio cambia composizione e diminuisce il numero totale di molecole allo stato gassoso presenti nel recipiente.
- Per questa reazione quindi l'equilibrio si sposta a sinistra.
- Non c'è effetto della P se non c'è variazione nel numero di molecole durante la reazione.

Effetto pressione

Un aumento della pressione fa diminuire il n. di molecole di gas
←

- La velocità di sintesi è di 2° ordine, proporzionale a p^2 , e più sensibile alla concentrazione
- In un gas l'aumento della pressione è accompagnato dalla **diminuzione del volume e aumento della concentrazione.**



$$[\text{NO}_2] = \frac{n_{\text{NO}_2}}{V} \quad [\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4}}{V}$$

$$K_c = \frac{n_{\text{NO}_2}^2 \times (1/V)^2}{n_{\text{N}_2\text{O}_4} \times 1/V} = \frac{n_{\text{NO}_2}^2 \downarrow}{n_{\text{N}_2\text{O}_4} \uparrow} \times \frac{1}{V \downarrow}$$

Effetto della temperatura

Reazione esotermica

consideriamo il calore come un prodotto



Reazione endotermica

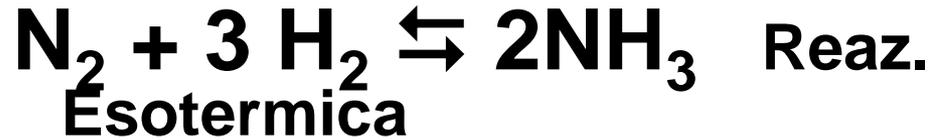
consideriamo il calore come un reagente



Dipendenza dell'equilibrio dalla temperatura

- Se la reazione è **endotermica** un aumento della temperatura sposta a destra (verso i prodotti) l'equilibrio e la K_{eq} aumenta.
- Se una reazione è **esotermica** un aumento della temperatura sposta a sinistra (verso i reagenti) l'equilibrio e la K_{eq} diminuisce.

Aspetti quantitativi



$$K_c = 6.8 \times 10^5 \text{ a } 25^\circ \text{ C} \quad K_c = 40 \text{ a } 400$$



$$K_c = 10^{-30} \text{ a } 25^\circ \text{ C} \quad K_c = 10^{-1} \text{ a}$$

2000 ° C

0,086 moli di Br_2 sono posti in un contenitore da 1,26 L, $T = 1756 \text{ K}$.

Calcolare la K_c sapendo che a questa temperatura il bromo è dissociato nei propri atomi per il 3,7%. $\text{Br}_2(\text{g}) = 2\text{Br}(\text{g})$

3,7% significa che prese 100 molecole di bromo 3,7 sono dissociate in atomi.

Quindi:

0,086 moli di bromo $\times 0,037 = 0,0032$ moli di bromo dissociati

pari a 0,0032 moli $\times 2 = 0,0064$ moli di atomi di bromo prodotti

$$K_c = [\text{Br}]^2 / [\text{Br}_2] = (0,0064 \text{ mol} / 1,26 \text{ L})^2 / (0,086 - 0,0032) \text{ mol} / 1,26 \text{ L} = 3,9 \times 10^{-4}$$