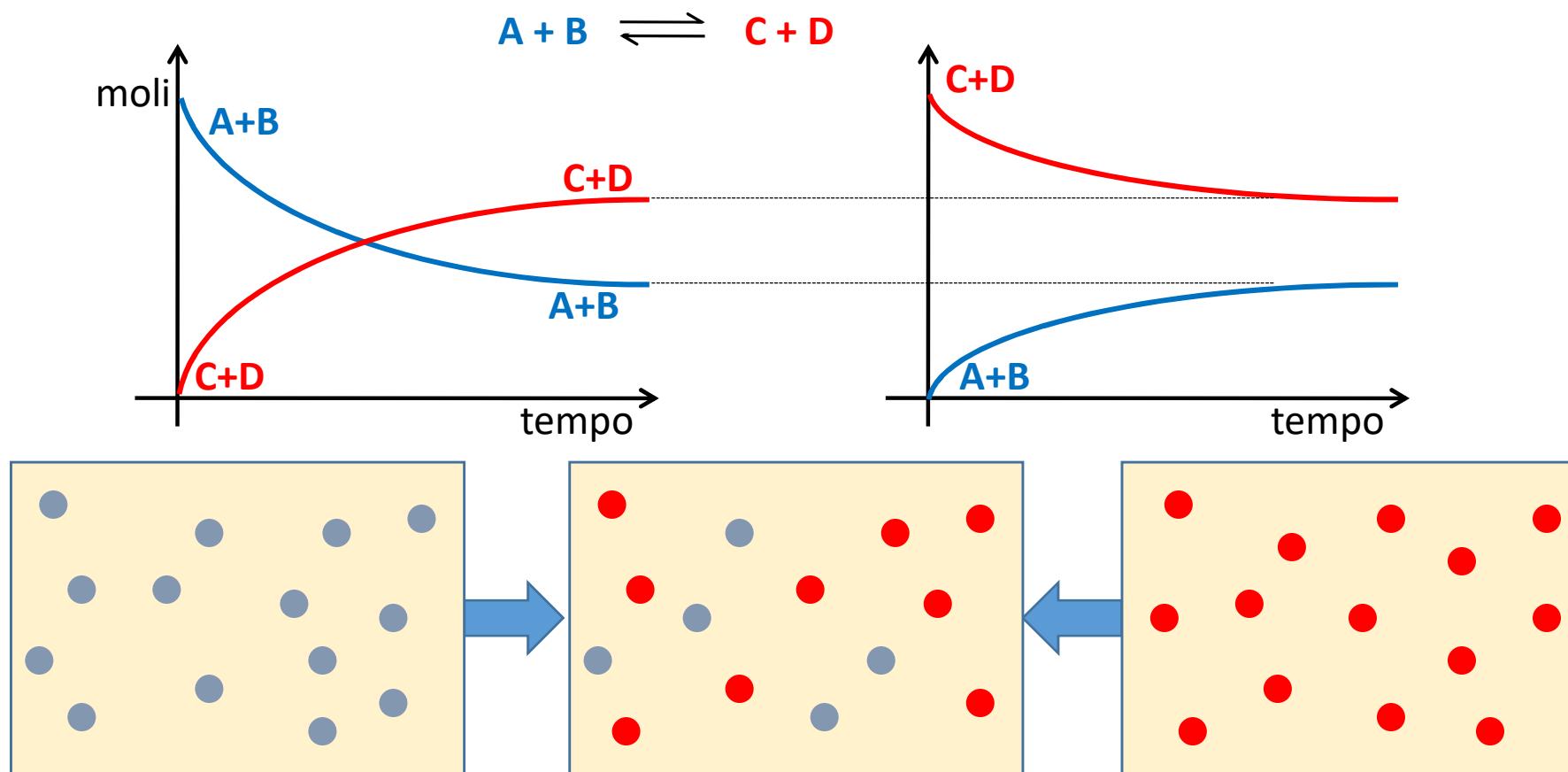


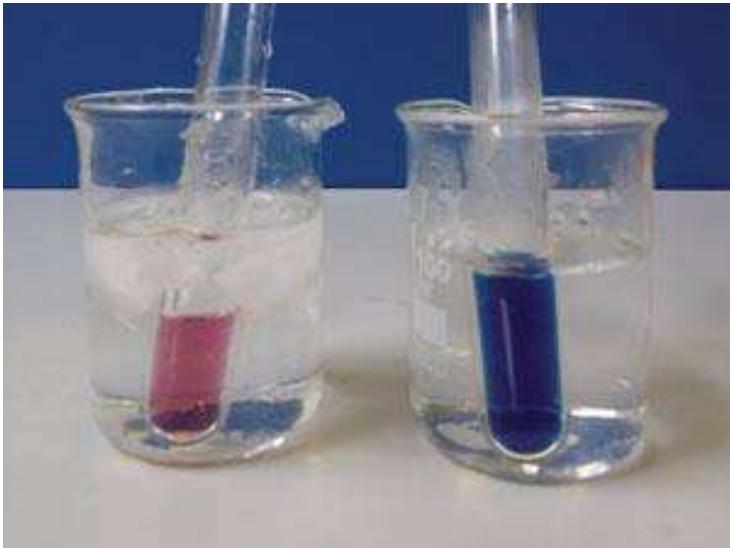
# Reazioni reversibili ed equilibrio dinamico

Alcune reazioni chimiche, anziché trasformare completamente i reagenti in prodotti, sembrano fermarsi prima del termine della reazione. La reazione in questo caso viene indicata con la doppia freccia. Ad esempio:

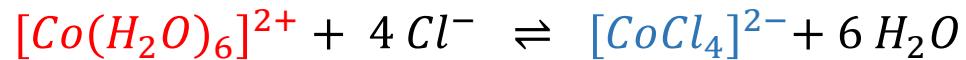


La reazione raggiunge uno stato di equilibrio, che è uguale da qualunque punto si parta.

Reazioni di questo tipo si dicono **reversibili** perchè allo stesso tempo avviene sia la reazione diretta che quella inversa.



*Ad esempio: la reazione reversibile*



*condotta in etanolo, parte da una soluzione di colore rosa e produce una soluzione di un colore blu intenso per aggiunta di una soluzione contenente ioni  $Cl^-$ . Se messa in ghiaccio, la reazione torna verso il complesso di colore rosa.*

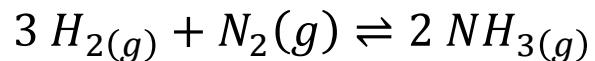
Dal punto di vista macroscopico, quando lo stato di equilibrio viene raggiunto il sistema non si modifica finchè non viene perturbato.

Dal punto di vista microscopico, le **reazioni diretta e inversa continuano ad avvenire alla stessa velocità**: tanto reagente viene consumato dalla reazione diretta, tanto ne viene prodotto dalla reazione inversa. Il bilancio netto è nullo, anche se le reazioni continuano ad avvenire. L'equilibrio chimico è un **equilibrio dinamico**.

La posizione dell'equilibrio varia con temperatura, pressione e concentrazioni.

# Equilibri di reazioni allo stato gassoso

Consideriamo una reazione di equilibrio in cui i reagenti e i prodotti sono allo stato gassoso:

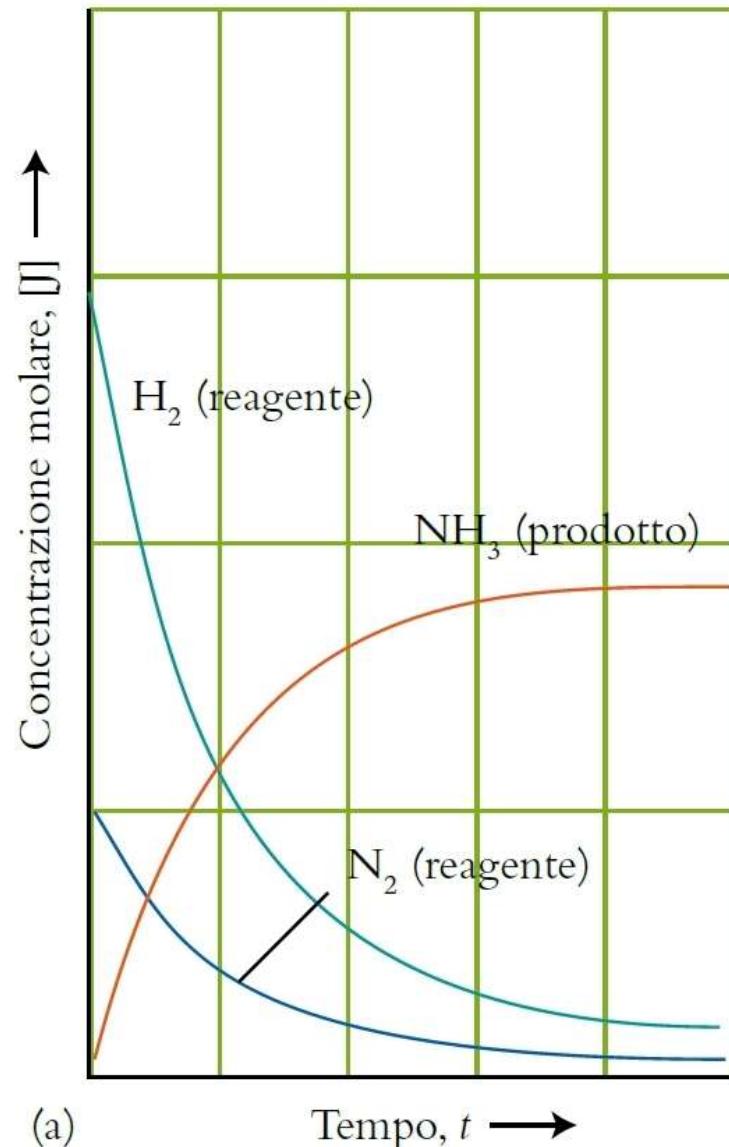


Si introducono in un reattore chiuso i reagenti e si lascia che il sistema raggiunga lo stato di equilibrio.

A questo punto, si misurano le concentrazioni delle diverse specie all'equilibrio: si osserva che sono ancora presenti reagenti che non si sono trasformati.

Ripetendo l'operazione con quantità diverse di reagenti e di prodotti si ottengono valori di concentrazione diversi.

**Tuttavia, le concentrazioni di reagenti e prodotti all'equilibrio sono in un rapporto costante tra di loro.**



# Legge di azione di massa

Per la generica reazione:  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

dove  $a, b, c$  e  $d$  sono i coefficienti stechiometrici,  $A$  e  $B$  i reagenti e  $C$  e  $D$  i prodotti, all'equilibrio vale la **legge di azione di massa**: il rapporto tra le concentrazioni molari dei prodotti elevati al proprio coefficiente stechiometrico e le concentrazioni molari dei reagenti elevati al proprio coefficiente stechiometrico è costante.

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

In generale:  $K_c \gg 1 \Rightarrow [C], [D] \gg [A], [B]$  (spostata verso i prodotti)

$$K_c \approx 1 \Rightarrow [C], [D] \approx [A], [B]$$

$$K_c \ll 1 \Rightarrow [C], [D] \ll [A], [B]$$
 (spostata verso i reagenti)

In base a questa legge, da qualunque concentrazione di reagenti/prodotti il sistema parta, lo stato di equilibrio raggiunge comunque il rapporto rappresentato dalla costante.

**La costante di equilibrio NON varia con le concentrazioni di reagenti e prodotti.**

Per reazioni allo stato gassoso, è possibile esprimere la legge di azione di massa anche considerando le pressioni parziali all'equilibrio. Infatti, se consideriamo l'equazione di stato dei gas, possiamo riscrivere la legge di azione di massa sulla base delle pressioni parziali dei gas:  $P_A \cdot V = n_a \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{n_A}{V} = [A] = \frac{P_A}{RT}$  e analogamente per le pressioni parziali  $P_B$ ,  $P_C$  e  $P_D$ .

Quindi:

$$K_c = \frac{\left(\frac{P_C}{RT}\right)^c \cdot \left(\frac{P_D}{RT}\right)^d}{\left(\frac{P_A}{RT}\right)^a \cdot \left(\frac{P_B}{RT}\right)^b} = (RT)^{(a+b-c-d)} \cdot \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

*Costante!*

La legge di azione di massa può essere scritta come:  $K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$

Da queste equazioni si osserva la relazione tra le due forme alternative della legge di azione di massa:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta\nu}$$

dove  $\Delta\nu$  è la differenza tra coefficienti stechiometrici di prodotti e reagenti,

$$\Delta\nu = c + d - a - b.$$

**Le unità di misura delle costanti dipendono dalla reazione in esame e dai suoi coefficienti stechiometrici.**

*Esempio: In un recipiente di 5.00 L, sono presenti 10.50 mol di ammoniaca all'equilibrio con azoto molecolare e idrogeno molecolare. Se in questa situazione la concentrazione di azoto è pari a 17.7 mol/L e la concentrazione di idrogeno è pari a 0.510 mol/L, calcolare la costante di equilibrio per la reazione:*

$$2 \text{NH}_3(g) \rightleftharpoons \text{N}_2(g) + 3 \text{H}_2(g)$$

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

$$[\text{N}_2]_{eq} = 17.7 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2]_{eq} = 0.510 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NH}_3]_{eq} = \frac{n_{\text{NH}_3}}{V} = \frac{10.50 \text{ mol}}{5.00 \text{ L}} = 2.10 \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{1.77 \text{ mol/L} \cdot (0.510 \text{ mol/L})^3}{(2.10 \text{ mol/L})^2} = 0.532 \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

*Esempio:  $\text{PCl}_5$  si decomponе in  $\text{Cl}_2$  e  $\text{PCl}_3$ . Tutte le specie sono allo stato gassoso. Il sistema raggiunge l'equilibrio secondo la reazione:*

$$\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(g) + \text{PCl}_3(g)$$

*La costante di equilibrio  $K_p$  è pari a 0.559 atm. All'equilibrio la pressione parziale di  $\text{PCl}_5$  nel recipiente è pari a 1.186 atm e la pressione parziale di cloro è pari a 0.900 atm, calcolare la pressione totale all'equilibrio e la pressione parziale di  $\text{PCl}_3$ .*

$$K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}}$$

$$P_{\text{PCl}_5} = 1.186 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Cl}_2} = 0.900 \text{ atm}$$

$$K_p = 0.559 \text{ atm}$$

$$P_{\text{PCl}_3} = \frac{K_p \cdot P_{\text{PCl}_5}}{P_{\text{Cl}_2}} = \frac{0.559 \text{ atm} \cdot 1.186 \text{ atm}}{0.900 \text{ atm}} = 0.735 \text{ atm}$$

$$P_{tot} = P_{\text{PCl}_5} + P_{\text{PCl}_3} + P_{\text{Cl}_2} = 2.821 \text{ atm}$$

## Relazione tra costanti di equilibrio di reazioni diverse

Data la reazione  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$  con costante  $K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$

la reazione inversa  $cC + dD \rightleftharpoons aA + bB$  ha una costante  $K'_c = \frac{[A]^a \cdot [B]^b}{[C]^c \cdot [D]^d} = \frac{1}{K_c}$

**La costante di equilibrio della reazione inversa è pari all'inverso della costante di equilibrio della reazione diretta.**

Il valore della costante di equilibrio dipende anche dal bilanciamento della reazione.

*Ad esempio: la reazione  $2 CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 CO_{2(g)}$  ha costante  $K_c = \frac{[CO_2]^2}{[CO]^2 [O_2]}$ ,*

*la reazione  $CO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$  ha costante  $K'_c = \frac{[CO_2]}{[CO] [O_2]^{1/2}}$ .*

*La costante della prima reazione è quindi pari al quadrato della seconda costante:  $K_c = (K'_c)^2$*

**In generale, è possibile calcolare costanti di equilibrio di reazioni che siano la somma o la sottrazione di altre reazioni, rispettivamente moltiplicando o dividendo le costanti di equilibrio.**

*Esempio: Si considera la reazione di formazione dell'ammoniaca:*



*Calcolare la costante di equilibrio  $K_2$  della reazione:  $\frac{1}{2} \text{N}_2(g) + \frac{3}{2} \text{H}_2(g) \rightleftharpoons \text{NH}_3(g)$*

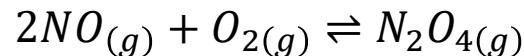
*La seconda reazione è la reazione inversa rispetto alla prima, con coefficienti stechiometrici che sono dimezzati.*

$$K_1 = \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2} \quad K_2 = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{N}_2]^{1/2} \cdot [\text{H}_2]^{3/2}} \quad \sqrt{K_1} = \frac{[\text{N}_2]^{1/2} \cdot [\text{H}_2]^{3/2}}{[\text{NH}_3]} \quad K_2 = \frac{1}{\sqrt{K_1}}$$

*Esempio: Si considerano le seguenti reazioni, con relative costanti d'equilibrio:*



*Sulla base di queste reazioni, calcolare la costante di equilibrio  $K_3$  della reazione:*



*La terza reazione è la somma delle precedenti. La costante  $K_3$  è quindi il prodotto delle costanti delle reazioni precedenti.*

$$K_1 = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} \quad K_2 = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} \quad K_3 = K_1 \cdot K_2 = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

# Quoziente di reazione

A differenza della costante di equilibrio che vale solo per lo stato di equilibrio, il **quoziente di reazione** può essere calcolato per tutti gli stati del sistema.

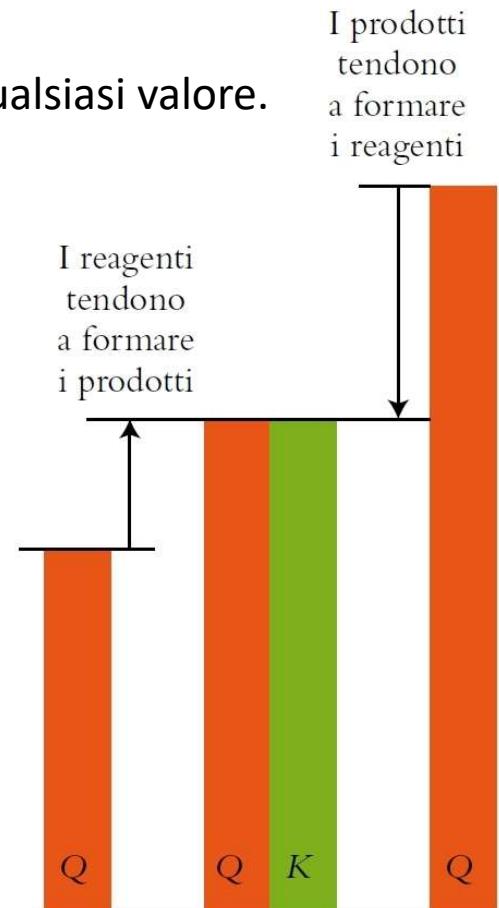
Per una generica reazione  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ , il quoziente di reazione è:

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

dove le concentrazioni sono istantanee e possono assumere qualsiasi valore.

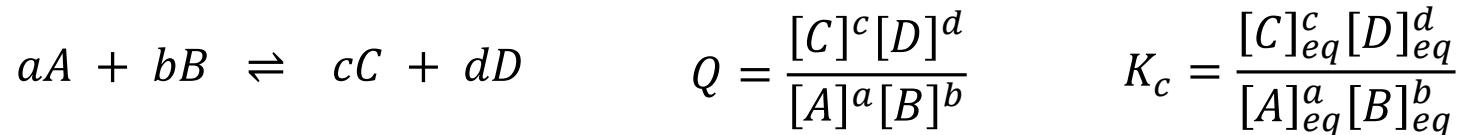
Il quoziente di reazione può essere direttamente confrontato con la costante di equilibrio per capire come si comporta il sistema evolvendo spontaneamente verso l'equilibrio:

- Se il quoziente di reazione è uguale alla costante di equilibrio ( $Q = K$ ), il sistema si trova all'**equilibrio**.
- Se il quoziente di reazione è minore della costante di equilibrio ( $Q < K$ ), la reazione diretta avviene a velocità maggiore di quella inversa, fino a raggiungere l'equilibrio.
- Se il quoziente di reazione è maggiore della costante di equilibrio ( $Q > K$ ), la reazione inversa avviene a velocità maggiore di quella diretta, fino a raggiungere l'equilibrio.



# Perturbazione di un sistema all'equilibrio

Cosa succede ad un sistema all'equilibrio a cui viene applicata una **perturbazione**? A causa della perturbazione, il sistema non è più all'equilibrio e tende ad evolvere in modo da ristabilire una condizione di equilibrio.



*Ad esempio: il sistema può essere perturbato modificando le concentrazioni di reagenti o prodotti. Si ottiene una variazione del quoziente di reazione del sistema.*

- Aggiungendo un reagente, il valore di  $Q$  diminuisce, perché aumenta il denominatore. Poiché  $Q < K$ , il sistema evolve nel senso della reazione diretta formando una maggior quantità di prodotto, fino a ristabilire l'equilibrio ( $Q = K$ ).
- Togliendo un reagente,  $Q$  aumenta, perché diminuisce il denominatore. Il sistema evolve nel senso della reazione inversa per poter ristabilire l'equilibrio.
- Aggiungendo un prodotto,  $Q$  aumenta perché aumenta il numeratore.  $Q > K$  e la reazione procede nel senso della reazione inversa, fino a ristabilire l'equilibrio.
- Sottraendo un prodotto,  $Q$  diminuisce perché diminuisce il numeratore.  $Q < K$  e il sistema evolve nel senso della reazione diretta.

# Principio di Le Châtelier



Henri Le Châtelier

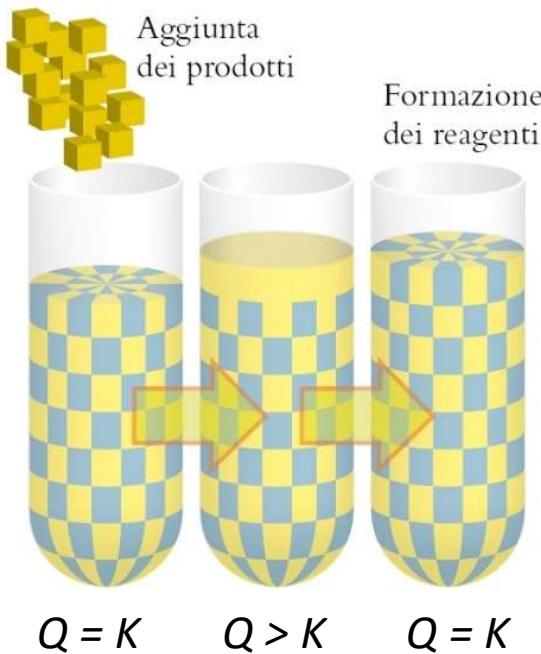
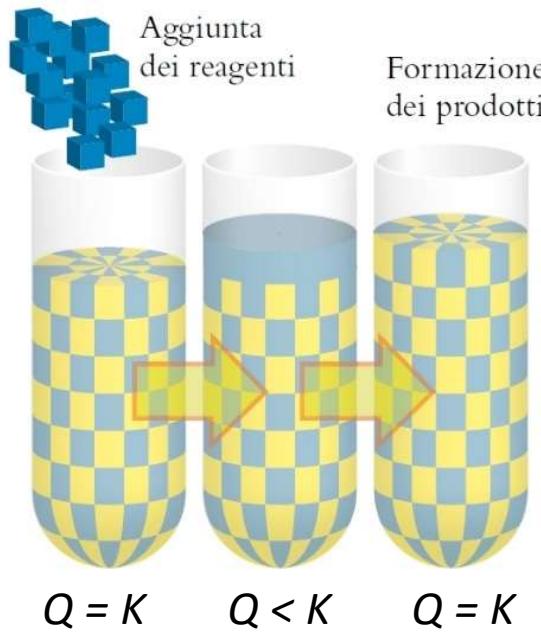
Il principio di Le Châtelier si applica a qualsiasi sistema all'equilibrio il cui stato sia stato modificato da una perturbazione. E' un principio generale che aiuta a prevedere in che direzione il sistema si sposta per ristabilire l'equilibrio.

Il principio di Le Châtelier afferma che: **un sistema in cui l'equilibrio è stato perturbato si modifica in modo da opporsi alla perturbazione, fino a ristabilire un nuovo stato di equilibrio.**

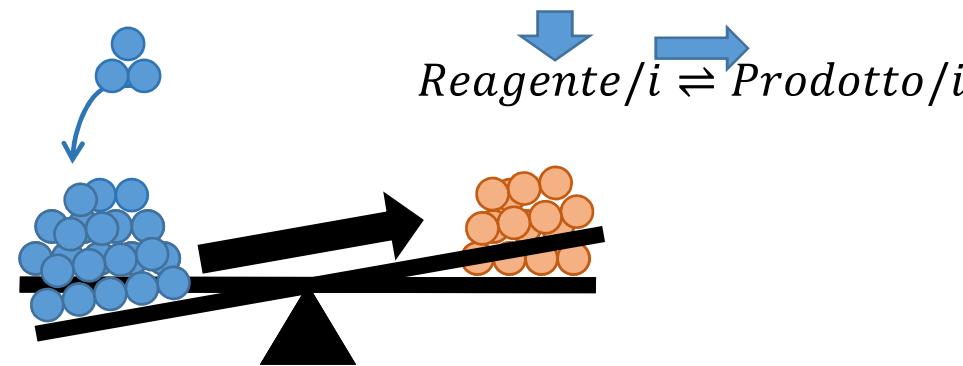
Per una reazione all'equilibrio allo stato gassoso, una perturbazione del sistema può essere:

- Variazione delle quantità (concentrazioni) di reagenti o prodotti,
- Variazione della pressione del reattore (o variazione del suo volume)
- Variazione della temperatura.



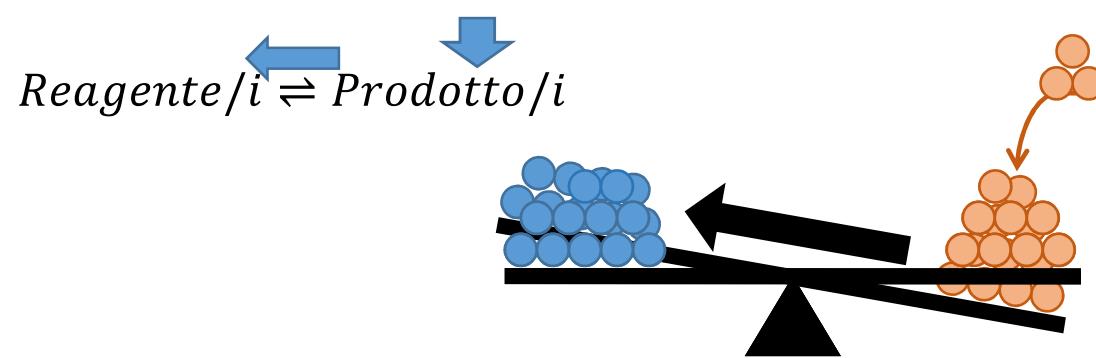


### L'aggiunta di un reagente alla miscela di reazione



provoca uno "spostamento dell'equilibrio di reazione" verso i prodotti (**ATTENZIONE: la costante non varia!**).

### L'aggiunta di un prodotto alla miscela di reazione



provoca uno "spostamento dell'equilibrio di reazione" verso i reagenti (**ATTENZIONE: la costante non varia!**).

L'inverso succede quando reagenti o prodotti vengono rimossi dall'ambiente di reazione.

In una reazione in cui reagenti e prodotti sono allo stato gassoso, la reazione si sposta anche per effetto di una variazione della pressione complessiva del sistema.

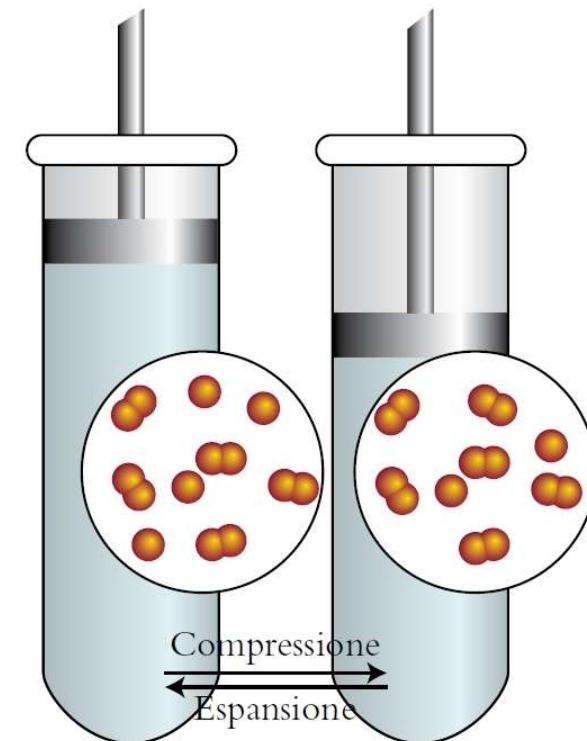
- All'aumentare della pressione, secondo il principio di Le Châtelier, il sistema deve opporsi alla perturbazione subita in modo da ridurne l'effetto, ovvero diminuire la pressione totale.

Per una reazione allo stato gassoso, questo significa diminuire il numero di molecole presenti nel reattore, ovvero spostarsi verso il lato della reazione dove è presente un numero minore di molecole.

- Viceversa, se la pressione del sistema diminuisce, il principio di Le Châtelier prevede che il sistema reagisca in modo da far aumentare di nuovo la pressione.

Per una reazione allo stato gassoso, deve aumentare il numero di molecole, ovvero la reazione si sposta verso il lato in cui è presente un numero maggiore di molecole.

- Se il numero di molecole è uguale tra reagenti e prodotti, il sistema non è influenzato da una variazione di pressione.



Dal punto di vista numerico, qual è la relazione tra pressione totale e costante di equilibrio della reazione?

$$\text{Esempio 1: } 3 \text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(g)} \quad K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^3}$$

$$P_{\text{NH}_3} = \chi_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{tot}} \quad P_{\text{N}_2} = \chi_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{tot}} \quad e \quad P_{\text{H}_2} = \chi_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{tot}}$$

$$K_p = \frac{\chi_{\text{NH}_3}^2 P_{\text{tot}}^2}{\chi_{\text{N}_2} P_{\text{tot}} \cdot \chi_{\text{H}_2}^3 P_{\text{tot}}^3} = \frac{\chi_{\text{NH}_3}^2}{\chi_{\text{N}_2} \cdot \chi_{\text{H}_2}^3} \cdot (P_{\text{tot}})^{-2}$$

In questo caso, se la pressione esterna aumenta, per mantenere costante il valore di  $K_p$  il rapporto tra le frazioni molari deve aumentare: la reazione si sposta verso i prodotti.

$$\text{Esempio 2: } \text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{(g)} \quad K_p = \frac{P_{\text{NO}}^2}{P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{O}_2}}$$

$$P_{\text{NO}} = \chi_{\text{NO}} \cdot P_{\text{tot}} \quad P_{\text{N}_2} = \chi_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{tot}} \quad e \quad P_{\text{O}_2} = \chi_{\text{O}_2} \cdot P_{\text{tot}}$$

$$K_p = \frac{\chi_{\text{NO}}^2 P_{\text{tot}}^2}{\chi_{\text{N}_2} P_{\text{tot}} \cdot \chi_{\text{O}_2} P_{\text{tot}}} = \frac{\chi_{\text{NO}}^2}{\chi_{\text{N}_2} \cdot \chi_{\text{O}_2}}$$

In questo caso, la variazione della pressione esterna non influenza l'equilibrio della reazione: la reazione diretta e quella inversa producono lo stesso numero di molecole.

# Variazione della costante con la temperatura

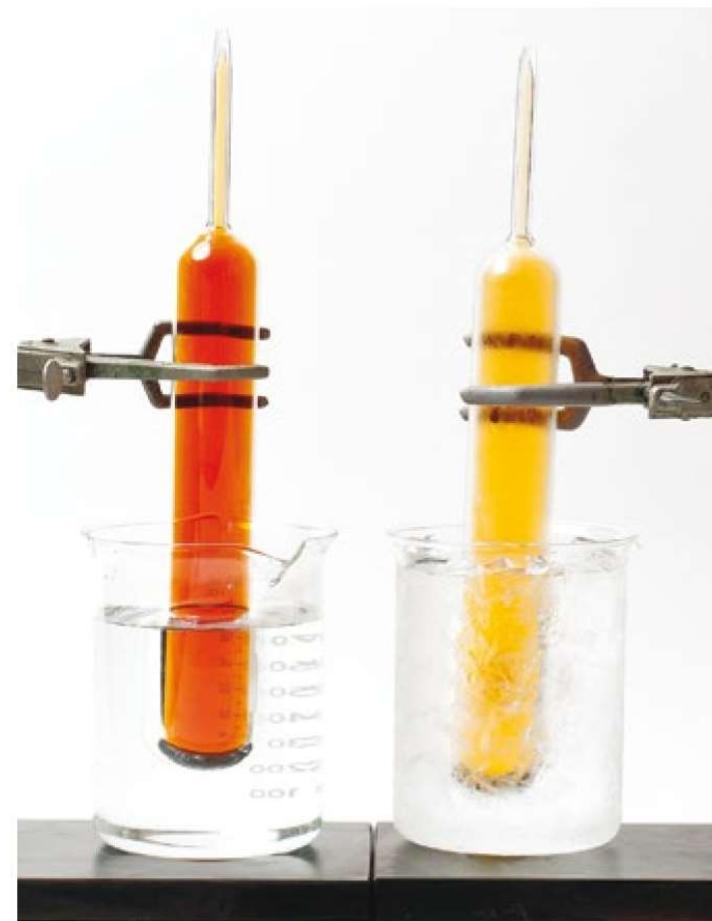
Il valore della costante di equilibrio di una specifica reazione non varia al variare delle concentrazioni o delle pressioni delle specie coinvolte: anche quando queste variano, il loro prodotto rimane quello definito dalla legge di azione di massa.

**L'unica variabile che ha un effetto sulla costante di equilibrio è la temperatura.**

La costante di equilibrio è una grandezza termodinamica, il cui valore varia al variare della temperatura.

*Ad esempio: L'immagine mostra due provette identiche contenenti una miscela di diossido di azoto e tetraossido di diazoto, all'equilibrio secondo la reazione:  $2 NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$*

*Il procedere della reazione si vede dal colore della provetta: mentre  $NO_2$  è un gas bruno,  $N_2O_4$  è incolore. Al variare della temperatura, varia anche il colore della provetta contenente i gas.*



Come varia l'equilibrio al variare della temperatura?

**La variazione della temperatura è l'unica perturbazione per cui la costante di equilibrio varia, ma in che modo?**

Si distinguono due casi:

- Per una **reazione esotermica** (= che libera calore), il calore può essere considerato un prodotto di reazione:  $Reagenti \rightleftharpoons Prodotti + \text{calore}$

In questo caso, un aumento di temperatura sposta la reazione verso i reagenti, ovvero *fa diminuire il valore della costante di equilibrio.*



Viceversa, la diminuzione di temperatura sposta la reazione verso i prodotti, facendo *aumentare la costante di equilibrio.*



- Per una **reazione endotermica** (= che assorbe calore), il calore può essere considerato analogo ad un reagente:  $Reagenti + \text{calore} \rightleftharpoons Prodotti$

In questo caso, un aumento di temperatura sposta la reazione verso i prodotti, ovvero *fa aumentare il valore della costante di equilibrio.*



Viceversa, la diminuzione di temperatura sposta la reazione verso i reagenti, facendo *diminuire la costante di equilibrio.*



# Equilibri eterogenei

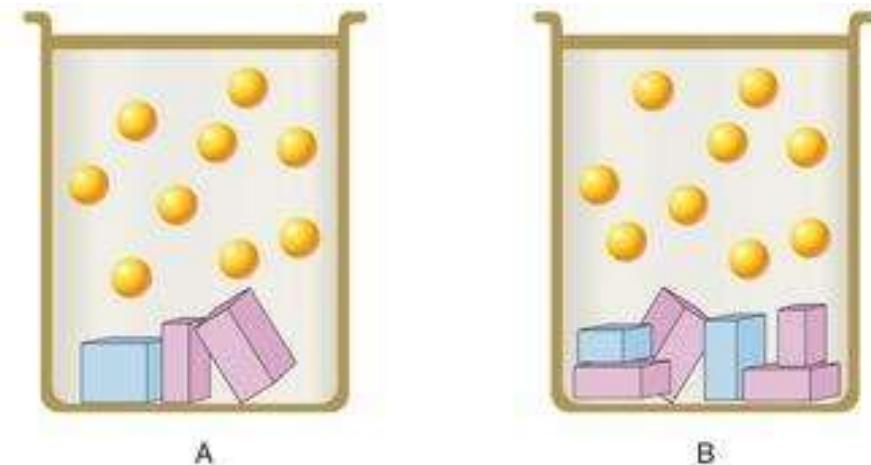
Quando tutti i componenti della reazione sono in fase gassosa (o tutti in soluzione), la costante di equilibrio considera la concentrazione (o pressione) di tutti i componenti.

Nel caso di reazioni che presentano reagenti o prodotti in fasi diverse (reazioni in fase eterogena), i componenti in fase condensata (solidi, liquidi o solventi in soluzioni diluite) hanno una "concentrazione costante", inclusa nella costante di reazione.

*Ad esempio: Per la reazione  $C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2 CO_{(g)}$  la costante di equilibrio può essere scritta come  $K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$ , mentre la concentrazione del reagente solido (in questo caso C) viene considerata costante e viene inclusa nel valore di  $K_p$*

Questo significa che un aumento della quantità di reagente solido non fa variare la posizione dell'equilibrio della reazione, perché la sua concentrazione rimane costante.

**L'aggiunta/rimozione di composti solidi non modifica l'equilibrio della reazione!**



# Utilizzo della tabella ICE

La tabella ICE è uno strumento nella risoluzione di problemi sugli equilibri: permette di seguire la reazione fino all'equilibrio e calcolare le concentrazioni/pressioni di reagenti e prodotti, tenendo conto dei coefficienti stechiometrici.

La tabella ICE ha 3 righe:

- Riga I (inizio): condizioni all'inizio della reazione, in situazione di non-equilibrio; permette di calcolare il quoziente di reazione Q del sistema iniziale.

[ ]	$I_2(g)$	+	$H_2(g)$	$\rightleftharpoons$	$2 HI(g)$
<b>I</b>	2.5 mol/L		2.5 mol/L		-
<b>C</b>	$-x$		$-x$		$+2x$
<b>E</b>	2.5 mol/L - x		2.5 mol/L - x		$2x$

$$Q = 0$$

*Esempio: In un contenitore di 2.00 L si introducono 5.0 mol di  $I_2$  e 5.0 mol di  $H_2$  gassosi. Avviene la reazione:*

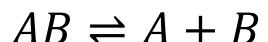
$I_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons 2 HI_{(g)}$   
con  $K_c = 64$ . Calcolare le moli di ciascuna specie all'equilibrio.

$$K = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]} = \frac{(2x)^2}{(2.5 - x)^2} = 64$$

- Riga C (cambiamento): variazione del sistema per raggiungere l'equilibrio, tenendo conto dei coefficienti stechiometrici.
- Riga E (equilibrio): condizioni all'equilibrio (pressione o concentrazione); è la somma delle due righe precedenti e permette di calcolare la costante di equilibrio.

# Grado di dissociazione

Per reazioni gassose o in soluzione diluita, in cui avviene una dissociazione



(ad esempio: reazione di decomposizione di un gas, reazione acido-base in soluzione)

la posizione dell'equilibrio può essere espressa anche come **grado di dissociazione**:

$AB$		$\rightleftharpoons$	$A$	$+$	$B$
<i>I</i>	n	-	-	-	-
<i>C</i>	$-x$	$+x$	$+x$	$+x$	$+x$
<i>E</i>	$n-x$	x	x	x	x

$$\alpha = \frac{x}{n}$$

Il grado di dissociazione è pari al rapporto tra la quantità di reagente dissociata e la quantità di reagente iniziale.

Il grado di dissociazione è un numero compreso tra 0 e 1:  $0 \leq \alpha \leq 1$

e viene spesso espresso come percentuale (ad esempio: se il grado di dissociazione di un acido è pari a 0.15, si dice che l'acido è dissociato per il 15%).

Esempio: La costante  $K_p$  di equilibrio per la reazione:  $SO_2Cl_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{2(g)} + Cl_{2(g)}$  vale 2.4 atm a 375 K. Assumendo che 6.70 g di  $SO_2Cl_2$  siano evaporati in un bulbo di 1.00 L a 375 K, calcolare: a) la pressione parziale di  $SO_2Cl_2$  all'inizio della reazione; b) le pressioni parziali di tutte le specie all'equilibrio; c) il grado di dissociazione.

$$m_{SO_2Cl_2} = 6.70 \text{ g}$$

$$MM_{SO_2Cl_2} = 134.96 \text{ g/mol}$$

$$n_{SO_2Cl_2} = \frac{m}{MM} = \frac{6.70 \text{ g}}{134.96 \text{ g/mol}} = 4.96 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$P_{SO_2Cl_2,i} = \frac{n_{SO_2Cl_2} \cdot RT}{V} = \frac{4.96 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 0.0821 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1} \cdot 375 \text{ K}}{1.00 \text{ L}} = 1.53 \text{ atm}$$

P	$SO_2Cl_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{2(g)} + Cl_{2(g)}$		
I	1.53 atm	-	-
C	$-x$	$+x$	$+x$
E	$1.53 - x$	x	x

$$K_P = \frac{P_{SO_2} \cdot P_{Cl_2}}{P_{SO_2Cl_2}} = 2.4 \text{ atm}$$

$$K_P = \frac{x^2}{1.53 - x} = 2.4$$

$$x^2 + 2.4x - 3.672 = 0$$

$$x_{1,2} = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = 1.06 \text{ atm}$$

$$P_{SO_2,eq} = P_{Cl_2,eq} = 1.06 \text{ atm}$$

$$P_{SO_2Cl_2,eq} = (1.53 - 1.06) \text{ atm} = 0.47 \text{ atm}$$

$$\alpha = \frac{x}{P_{SO_2Cl_2,i}} = \frac{1.06 \text{ atm}}{1.53 \text{ atm}} = 0.693 = 69.3\%$$

Esempio: La costante  $K_c$  per la reazione:  $2 SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 SO_{3(g)}$  vale 25.0 a 1000 K. In un recipiente di 2.5 L si introducono 0.16 mol di  $SO_3$ , 0.16 mol di  $SO_2$ , 0.10 mol di  $O_2$ .

a) Si valuti se la reazione è all'equilibrio e se non è così in quale direzione si sposterà.

Come si modifica l'equilibrio nei seguenti casi:

b) aumentando la concentrazione di  $SO_2$ ;

c) riducendo il volume del contenitore.

$$n_{SO_3,i} = 0.16 \text{ mol} \quad n_{SO_2,i} = 0.16 \text{ mol} \quad n_{O_2,i} = 0.10 \text{ mol} \quad V = 2.5 \text{ L}$$

$$[SO_3]_i = \frac{n}{V} = 0.064 \text{ mol/L} \quad [SO_2]_i = 0.064 \text{ mol/L} \quad [O_2]_i = 0.040 \text{ mol/L}$$

[ ]	$2 SO_{2(g)}$	$+ O_{2(g)}$	$\rightleftharpoons 2 SO_{3(g)}$
I	0.064 mol/L	0.040 mol/L	0.064 mol/L
C			
E			

$$K_C = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]} = 25.0 \text{ L/mol}$$

$$Q_i = \frac{[SO_3]_i^2}{[SO_2]_i^2 \cdot [O_2]_i} = \frac{0.064^2}{0.064^2 \cdot 0.040} = 25.0$$

a)  $Q_i = K$  Il sistema è all'equilibrio

b) Verso i prodotti

$$c) K_P = \frac{\chi_{SO_3}^2 \cdot P_{tot}^2}{\chi_{SO_2}^2 \cdot P_{tot}^2 \cdot \chi_{O_2} \cdot P_{tot}} = \frac{\chi_{SO_3}^2}{\chi_{SO_2}^2 \cdot \chi_{O_2}} \cdot \frac{1}{P_{tot}}$$

$V \downarrow$   
 $P_{tot} \uparrow$  Verso i prodotti