

# L'equilibrio chimico



Un equilibrio dinamico: la velocità in una direzione è bilanciata dalla velocità nell'altra. Sebbene non si osservi alcun cambiamento macroscopico molta attività è in corso

# La differenza fra il pedice di una formula chimica ed il suo coefficiente

$H_2O$  una molecola d'acqua  
2 atomi di H e 1 atomo di O

$2H_2O$  due molecole d'acqua  
4 atomi di H e 2 atomi di O

$H_2O_2$  una molecola d'acqua ossigenata  
2 atomi di H e 2 atomi di O  
(perossido di idrogeno)

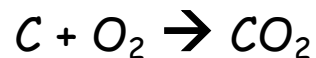
# STECIOMETRIA DELLE REAZIONI CHIMICHE

Studio delle relazioni quantitative fra sostanze che subiscono una trasformazione chimica

## Legge di conservazione della massa (Lavoisier)

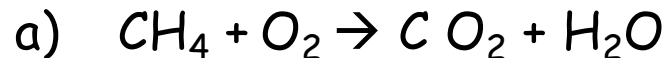
In una reazione chimica gli atomi non si creano e non si distruggono; possono però cambiare disposizione relativa.

## Bilanciamento delle reazioni chimiche

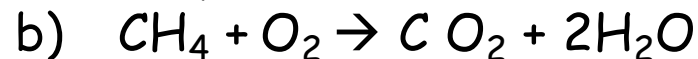


reazione bilanciata

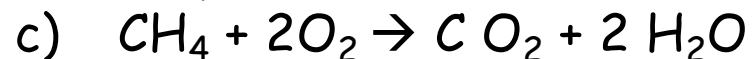
|  
reagenti prodotti



reazione *non bilanciata*



reazione *non bilanciata*



reazione bilanciata

## La combustione dell'ottano produce anidride carbonica ed acqua

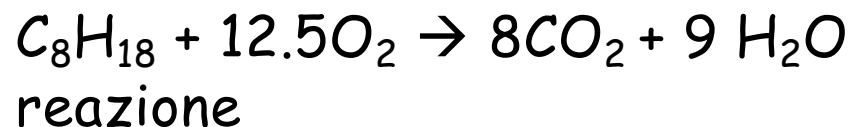


reaz. non bilanciata



atomi di C ed H bilanciati

atomi di O non bilanciati



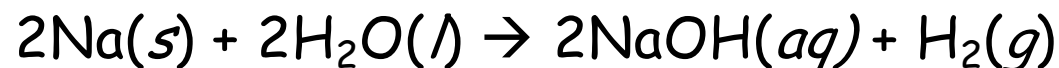
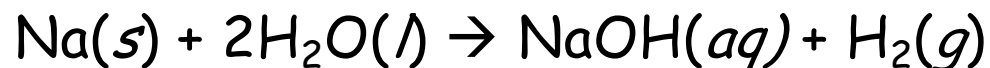
atomi tutti bilanciati, tuttavia la bilanciata deve contenere i minimi coefficienti interi possibili



NB: gli atomi sono bilanciati (conservazione della massa) ma il n. di molecole fra reagenti e prodotti può essere diverso

Le equazioni chimiche possono recare lo stato fisico (stato di aggregazione) di ciascuna delle sostanze partecipanti alla reazione.

Gas	(g)
Liquido	(l)
Solido	(s)
soluzione acquosa	(aq)

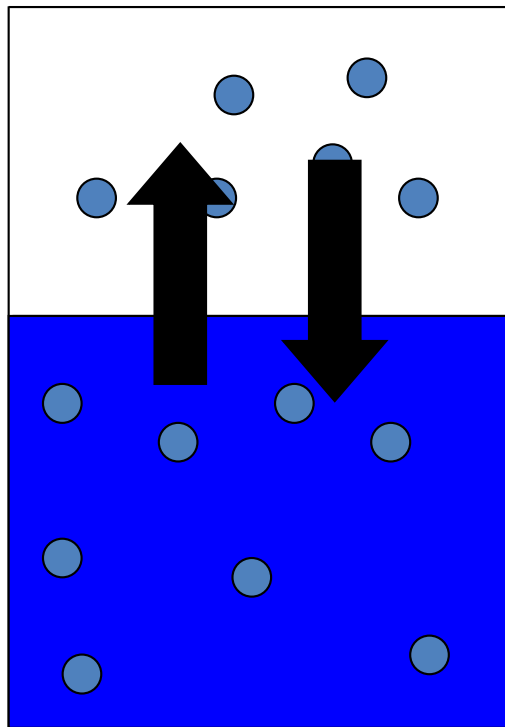


# Distinzione fra EQUILIBRIO e STATO STAZIONARIO

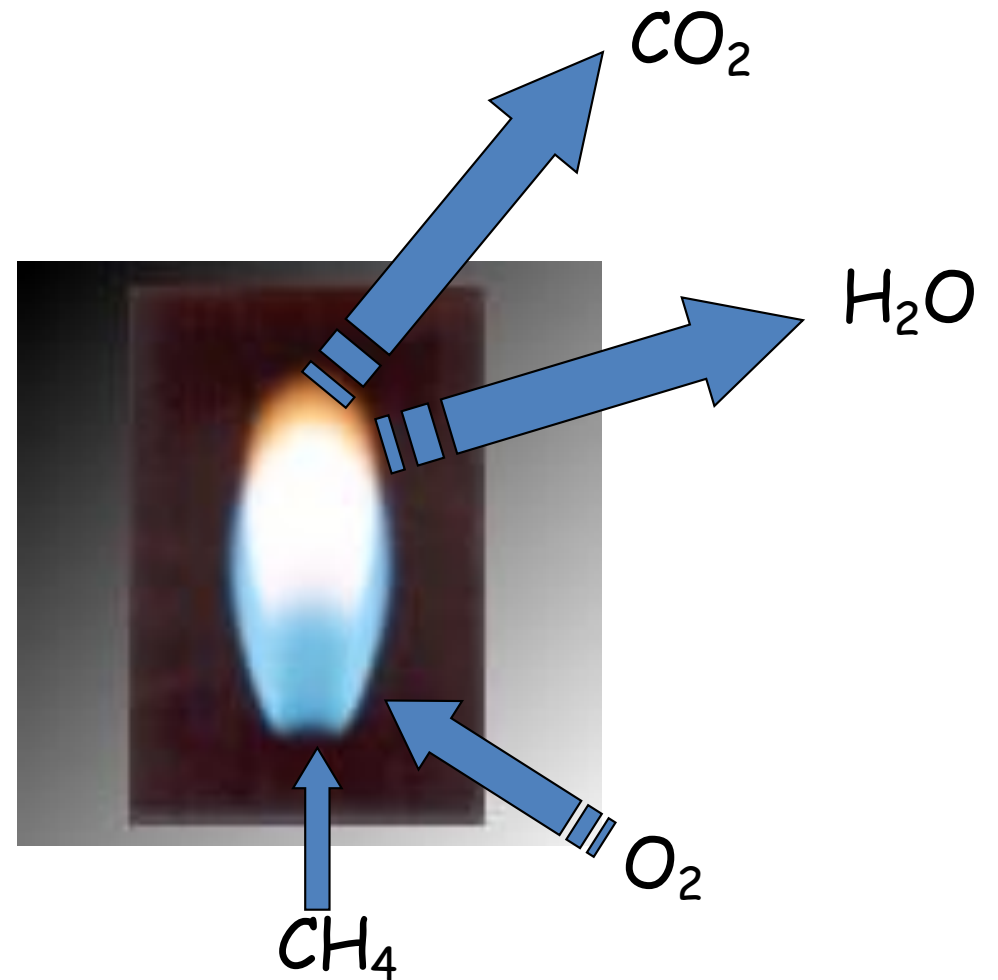
Fiamma a gas



Pressione di vapore



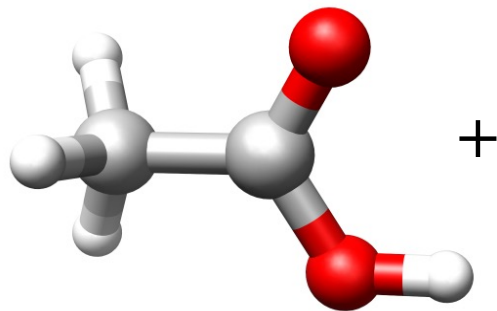
Sistema isolato



Sistema aperto

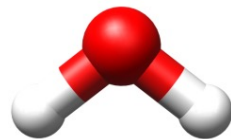
## EQUILIBRIO CHIMICO

L'equilibrio chimico è lo stato dinamico di un sistema chimico caratterizzato dalla formazione dei prodotti e dei reagenti a uguale velocità.

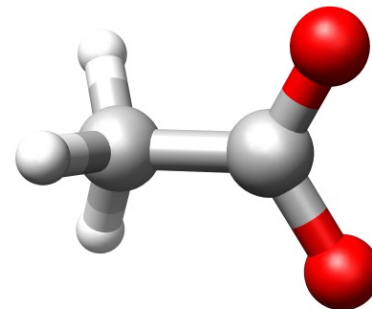


acido acetico

+

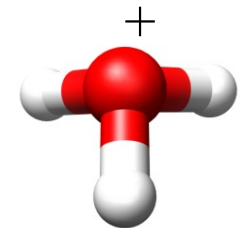


acqua



ione acetato

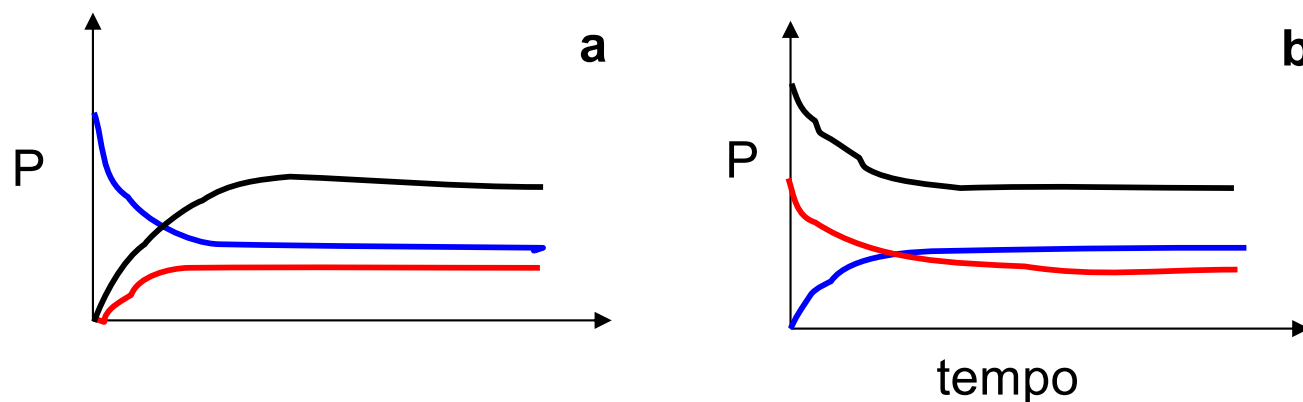
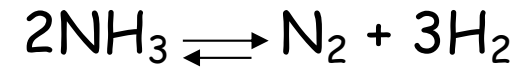
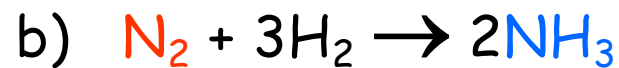
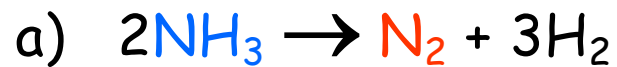
+



ione idronio

# REVERSIBILITA'

Le reazioni chimiche sono processi reversibili. Esistono condizioni di concentrazione, di temperatura e di pressione in cui reagenti e prodotti coesistono all'equilibrio.



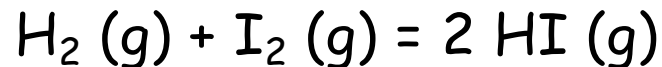
- ✓ Equilibrio dinamico ( $\rightarrow = \leftarrow$ )
- ✓ Stessa condizione di equilibrio sia partendo dai reagenti che dai prodotti
- ✓ Corrisponde allo stato di minima energia del sistema



# La costante di equilibrio

Le concentrazioni dei reagenti e dei prodotti, quando una reazione ha raggiunto l'equilibrio, sono correlate.

Nella reazione fra idrogeno e iodio molecolari:



un gran numero di esperimenti ha mostrato che all'equilibrio il rapporto fra il quadrato della concentrazione di HI e il prodotto delle concentrazioni di H<sub>2</sub> ed I<sub>2</sub>, è una costante se la temperatura è costante.

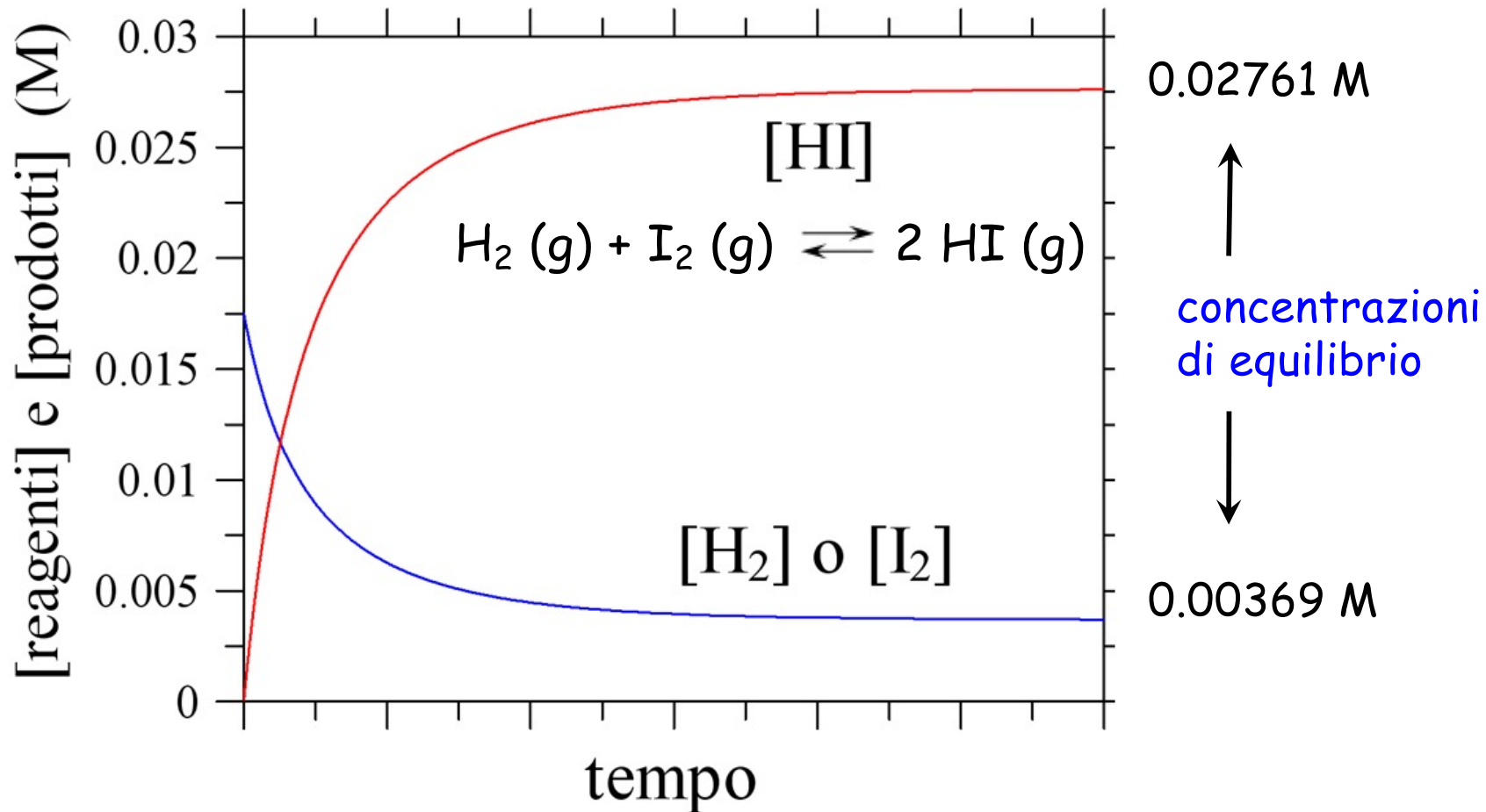
$$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \text{costante (K) all'equilibrio}$$

**Nota:** le concentrazioni molari si indicano con le parentesi quadre [ ], quindi:

[HI] = la concentrazione in molarità dell'acido iodidrico

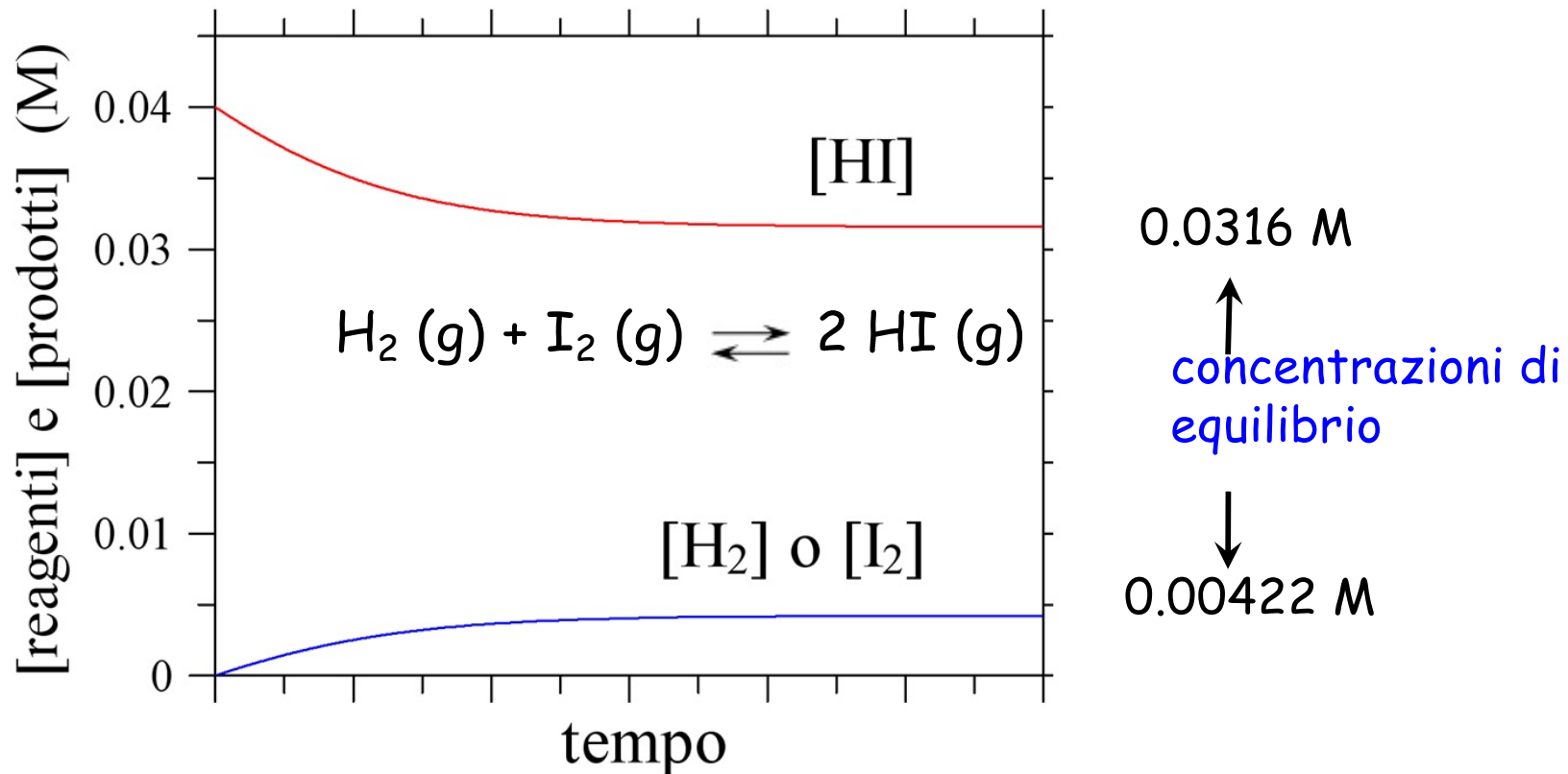
[H<sub>2</sub>] = la concentrazione in molarità dell'idrogeno molecolare [H<sub>2</sub>], etc.

Si supponga, per esempio che le concentrazioni di  $H_2$  ed  $I_2$  in un contenitore siano inizialmente  $0.0175 \text{ mol/L}$  a  $425^\circ \text{C}$  e che l' $HI$  non sia presente.



$$\frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{0.02761^2}{0.00369 \cdot 0.00369} = 56$$

Si supponga ora che l'  $H_2$  ed  $I_2$  non siano inizialmente presenti e che la concentrazione di HI sia  $0.04 \text{ mol/L}$  a  $425^\circ \text{ C}$ .



$$\frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{0.0316^2}{0.00422 \cdot 0.00422} = 56$$

Non ha importanza quanti reagenti o prodotti siano inizialmente presenti. Raggiunto l' equilibrio il rapporto delle concentrazioni rimarrà lo stesso.

## COSTANTE DI EQUILIBRIO E LEGGE DI AZIONE DELLE MASSE

Poiché all'equilibrio le concentrazioni dei componenti sono costanti, sarà costante anche un loro rapporto, che esprime la legge dell'azione di massa.



**Legge dell'azione di massa**

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

La costante  $K_c$  viene chiamata **costante di equilibrio**; è una **costante termodinamica** che dipende solo dalle sostanze in equilibrio e dalla  $T$  del sistema; il simbolo "c" è dovuto al fatto che essa è espressa mediante le concentrazioni



La  $K_c$  potrà avere delle **dimensioni**, che dipendono dalla somma algebrica degli esponenti o essere **adimensionale** se  $(a+b) = (c+d)$ .

*(Quest'ultima condizione significa che non c'è variazione del numero di moli nel corso della reazione)*

# Espressione della costante di equilibrio

Per una reazione chimica generica ad una data temperatura



si può definire una costante d'equilibrio:

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

Nella espressione della costante di equilibrio:

- tutte le concentrazioni sono quelle di equilibrio
- le concentrazioni dei prodotti compaiono al numeratore di K e quelle dei reagenti al denominatore
- ogni concentrazione è elevata ad una potenza corrispondente al coefficiente stechiometrico della corrispondente specie nella reazione bilanciata
- solo le specie nella stessa fase fisica appaiono nella espressione di K
- la dimensione di K dipende dalla reazione



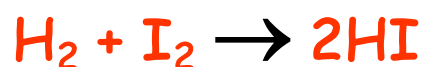
$$K_c = [\text{N}_2][\text{H}_2]^3 / [\text{NH}_3]^2$$

La grandezza della  $K_c$  sta ad indicare se la reazione è spostata verso la formazione dei prodotti o dei reagenti.

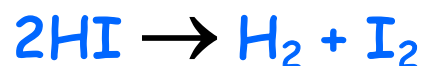
La conoscenza della  $K_c$  consente di determinare le quantità relative dei reagenti e dei prodotti presenti all'equilibrio.

La  $K_c$ , pur rappresentando la stessa situazione reale, può assumere valori diversi se scriviamo la reazione in modo diverso.

È molto importante sapere "come" è scritta la reazione, per dare il giusto valore e il giusto significato alla costante di equilibrio.



$$K_c = [\text{HI}]^2 / [\text{H}_2] [\text{I}_2]$$



$$K'_c = [\text{H}_2] [\text{I}_2] / [\text{HI}]^2$$

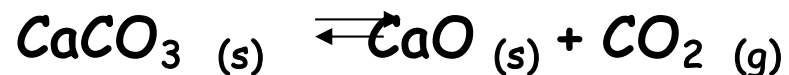
La costante di equilibrio di una reazione scritta in un senso e quella della medesima reazione scritta in senso opposto sono l'una il reciproco dell'altra.

$$K_c = 1 / K'_c$$



## EQUILIBRI ETEROGENEI

Negli equilibri in sistemi omogenei occorre tener conto di tutti i componenti, mentre nei **sistemi eterogenei** si considera che i componenti in fase condensata (solida o liquida) abbiano "concentrazione" costante (non "nulla" o eguale a 1!); perciò questa attività può venire inglobata nella K di equilibrio.

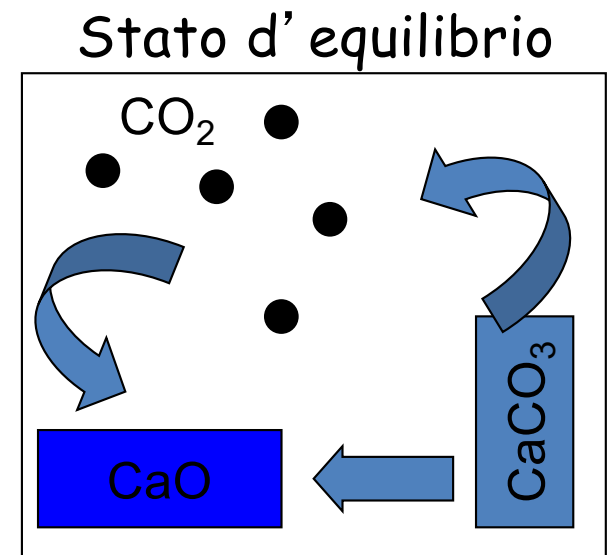


la costante  $K_p$  è semplicemente

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

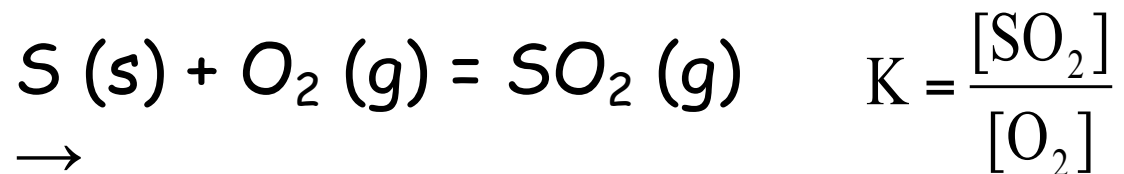
la costante  $K_c$  è semplicemente

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



$$T = 800 \text{ } ^\circ \text{C}, P = 190 \text{ mmHg}$$

## Reazioni coinvolgenti solidi (reazioni eterogenee)

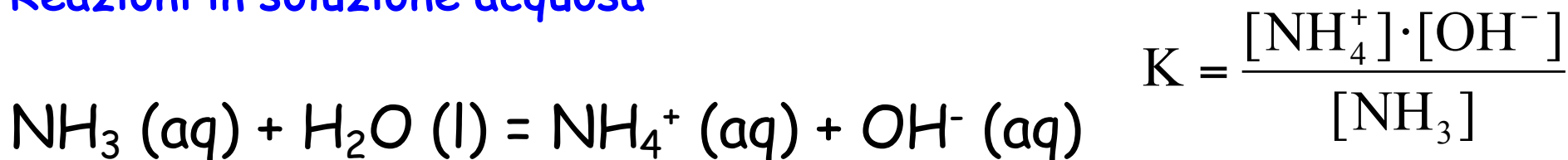


La concentrazione di un solido è determinata dalla sua densità, e la **densità è costante**

In generale, la **concentrazione** di un qualunque **solido** (reagente o prodotto) in una reazione **non compare** nella **espressione** della costante di equilibrio



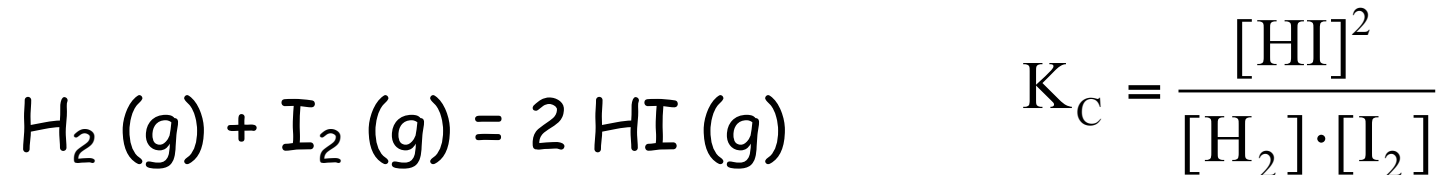
## Reazioni in soluzione acquosa



la concentrazione dell'acqua (~ 55.5 M) rimane costante, e specialmente nelle soluzioni diluite

## Reazioni in fase gassosa

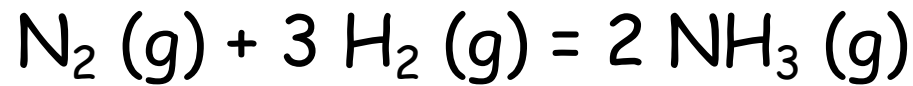
Le concentrazioni che compaiono nell'espressione della costante di equilibrio sono, di solito, date in mol/L (M), per cui la costante di equilibrio è indicata con  $K_C$ . Tuttavia, le costanti di equilibrio per reazioni che avvengono in fase gassosa possono essere espresse in termini di pressioni parziali dei reagenti e dei prodotti e la costante è detta  $K_P$ :



Dall'equazione di stato dei gas ( $PV = nRT$ ) si ricava che  $[c] = n/V = P / RT$

$$K_C = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{P_{\text{HI}}}{RT}\right)^2}{\frac{P_{\text{H}_2}}{RT} \cdot \frac{P_{\text{I}_2}}{RT}} = \frac{P_{\text{HI}}^2}{P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{I}_2}} = K_P$$

Il risultato  $K_p = K_c$  non è generale e vale solo nel caso che la costante di equilibrio sia adimensionale. Es. nella reazione di sintesi dell'ammoniaca:



$$K_C = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} = \frac{\left(\frac{P_{\text{NH}_3}}{RT}\right)^2}{\frac{P_{\text{N}_2}}{RT} \cdot \left(\frac{P_{\text{H}_2}}{RT}\right)^3} = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^3} \cdot \frac{1}{(RT)^2} \rightarrow K_P = K_C (RT)^2$$

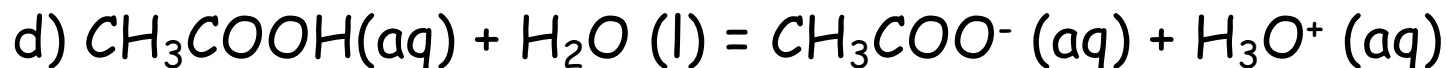
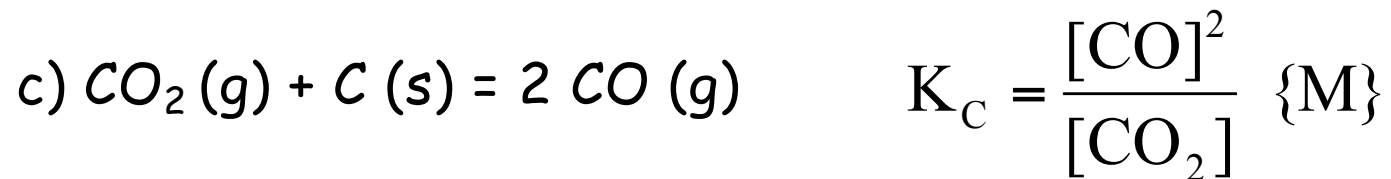
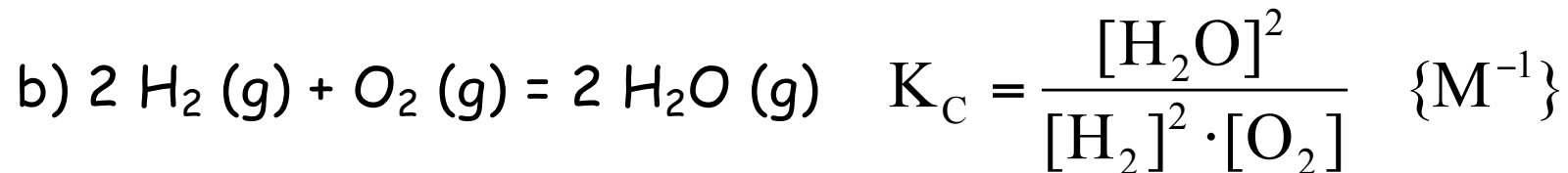
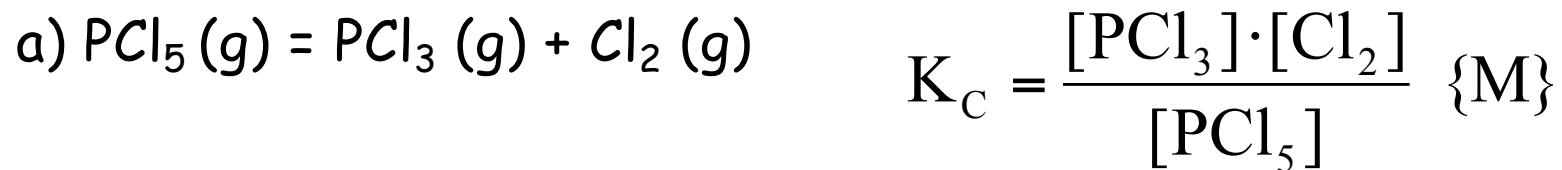
Nel caso generale della reazione:  $a A + b B = c C + d D$

$$K_C = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b} \cdot (RT)^{a+b-c-d} = K_P \cdot (RT)^{a+b-c-d}$$

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

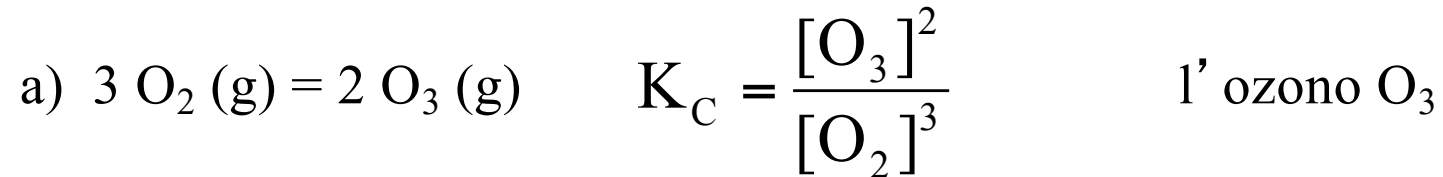
dove  $\Delta n = c + d - a - b$

Esempio 1: Scrivere l'espressione della costante di equilibrio per ciascuna delle seguenti reazioni indicando le unità di misura:

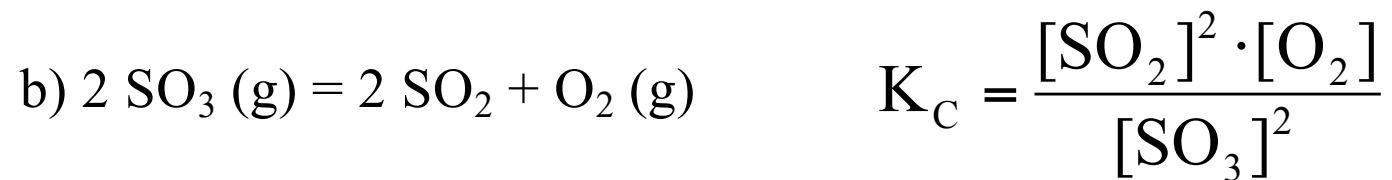


$$K_C = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad \{\text{M}\}$$

Esempio 2: Scrivere l'espressione della costante di equilibrio  $K_C$  per ciascuna delle seguenti reazioni. Quale relazione vi è fra  $K_P$  e  $K_C$ ?



dato che  $K_P = K_C \cdot (\text{RT})^{\Delta n}$  e  $\Delta n = 2 - 3 = -1$        $K_P = \frac{K_C}{\text{RT}}$

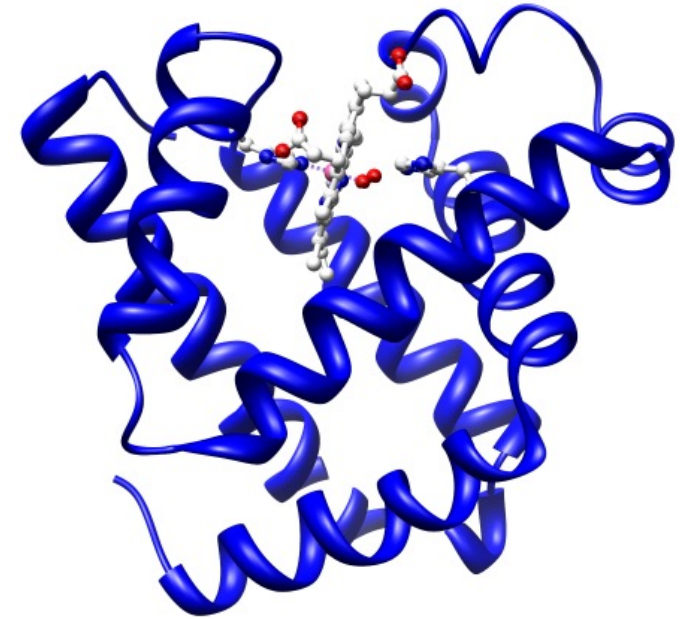


dato che  $K_P = K_C \cdot (\text{RT})^{\Delta n}$  e  $\Delta n = 3 - 2 = 1$        $K_P = K_C \text{RT}$

Esempio 3: La mioglobina è una proteina che lega l'O<sub>2</sub> secondo la reazione:



All'equilibrio: [Mb] = 3.2 mM, [O<sub>2</sub>] = 1.4 mM e [MbO<sub>2</sub>] = 0.896 mM. Si calcoli il valore della costante di equilibrio K<sub>c</sub>.



$$K_c = \frac{[\text{MbO}_2]}{[\text{Mb}] \cdot [\text{O}_2]} = \frac{0.896}{3.2 \cdot 1.4} = 0.2 \mu\text{M}^{-1} \equiv 2 \cdot 10^5 \text{ M}^{-1}$$

Esempio 4: La reazione  $\text{PCl}_5 (\text{g}) = \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$  è stata esaminata a  $250^\circ \text{C}$ . All'equilibrio:  $[\text{PCl}_5] = 4.2 \times 10^{-5} \text{ M}$ ,  $[\text{PCl}_3] = 1.3 \times 10^{-2} \text{ M}$  e  $[\text{Cl}_2] = 3.9 \times 10^{-3} \text{ M}$ . Calcolare la  $K_C$  e  $K_P$  della reazione.

$$K_C = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{1.3 \cdot 10^{-2} \cdot 3.9 \cdot 10^{-3}}{4.2 \cdot 10^{-5}} = 1.21 \text{ M}$$

dato che  $K_P = K_C \cdot (\text{RT})^{\Delta n}$  e  $\Delta n = 2 - 1 = 1$

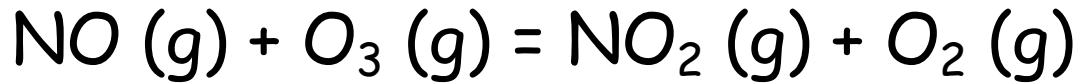
$$K_P = K_C \text{RT} = 1.21 \cdot 0.082 \cdot (273.15 + 250) = 51.8 \text{ atm}$$



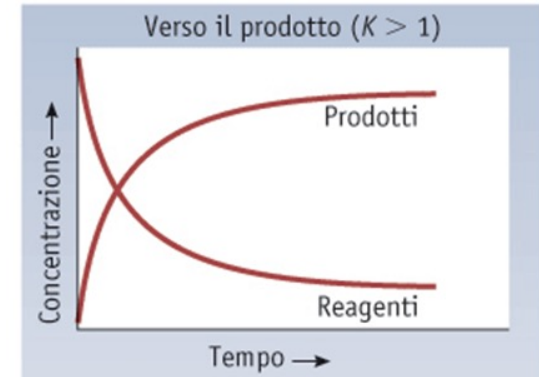
## La costante di equilibrio di una reazione chimica è un parametro molto utile:

- se il rapporto tra le concentrazioni dei prodotti e dei reagenti **corrisponde** al valore della costante di equilibrio, il sistema è all'equilibrio. Se ha un valore diverso, il sistema non è all'equilibrio ed è **possibile prevedere in quale direzione la reazione procederà per raggiungere l'equilibrio**
- Il valore di una costante di equilibrio indica se **una reazione è spostata verso i prodotti o verso i reagenti**
- Se sono note le concentrazioni all'equilibrio di alcune specie coinvolte nella reazione, **le concentrazioni di equilibrio** delle altre specie possono essere **calcolate dall'espressione di K**
- Se le concentrazioni iniziali e il valore di K sono noti, è possibile **calcolare le concentrazioni dei reagenti e dei prodotti all'equilibrio**.

$K \gg 1$ : la reazione è spostata a destra. All'equilibrio le concentrazioni dei prodotti sono più grandi delle concentrazioni dei reagenti.

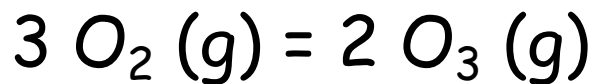


$$K_C = \frac{[\text{NO}_2] \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}] \cdot [\text{O}_3]} = 6 \cdot 10^{34} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

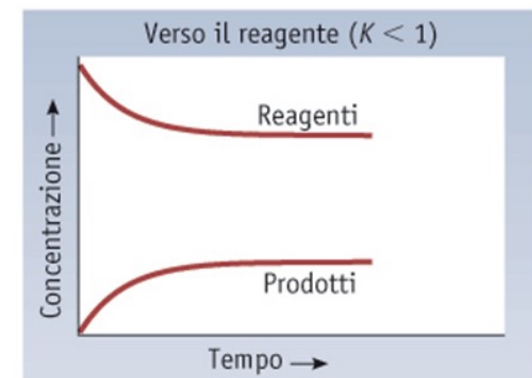


Il valore molto grande di  $K$  indica che all'equilibrio  $[\text{NO}_2][\text{O}_3] \gg [\text{NO}][\text{O}_2]$

$K \ll 1$ : la reazione è spostata a sinistra. All'equilibrio le concentrazioni dei reagenti sono più grandi delle concentrazioni dei prodotti.



$$K_C = \frac{[\text{O}_3]^2}{[\text{O}_2]^3} = 6.2 \cdot 10^{-58} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$



Il valore molto piccolo di  $K$  indica che all'equilibrio  $[\text{O}_3]^2 \ll [\text{O}_2]^3$

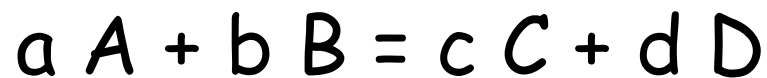
## Valori di costanti di equilibrio per alcune reazioni

reazione	$K_C$ a 25 ° C	reazione spostata verso
reazioni di combinazione di non metalli		
$S (s) + O_2 (g) = SO_2 (g)$	$4.2 \cdot 10^{52} M^{-1}$	$K > 1$ , prodotti
$2 H_2 (g) + O_2 (g) = 2 H_2O (g)$	$3.1 \cdot 10^{81} M^{-1}$	$K > 1$ , prodotti
$N_2 (g) + 3 H_2 (g) = 2 NH_3 (g)$	$3.5 \cdot 10^8 M^{-2}$	$K > 1$ , prodotti
$N_2 (g) + O_2 (g) = 2 NO (g)$	$4.2 \cdot 10^{-3} *$	$K < 1$ , reagenti
reazioni di ionizzazione di acidi e basi deboli		
$HCO_2H (aq) + H_2O (l) = HCO_2^- (aq) + H_3O^+ (aq)$	$1.8 \cdot 10^{-4} M$	$K < 1$ , reagenti
$CH_3CO_2H (aq) + H_2O (l) = CH_3CO_2^- (aq) + H_3O^+ (aq)$	$1.8 \cdot 10^{-5} M$	$K < 1$ , reagenti
$H_2CO_3 (aq) + H_2O (l) = HCO_3^- (aq) + H_3O^+ (aq)$	$4.2 \cdot 10^{-7} M$	$K < 1$ , reagenti
$NH_3 (aq) + H_2O (l) = NH_4^+ (aq) + OH^- (aq)$	$1.8 \cdot 10^{-5} M$	$K < 1$ , reagenti

\* a 2300 K

# Il quoziente di reazione Q

La costante di equilibrio K ha un valore numerico ben definito quando reagenti e prodotti sono all'equilibrio. Quando reagenti e prodotti non sono all'equilibrio è utile calcolare il **quoziente di reazione Q**:



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

Le concentrazioni dei reagenti nell'espressione di Q sono quelle presente nel sistema **in qualunque momento dall'inizio della reazione fino al raggiungimento dell'equilibrio**, quando  $Q = K$ . La conoscenza di Q è utile per 2 motivi:

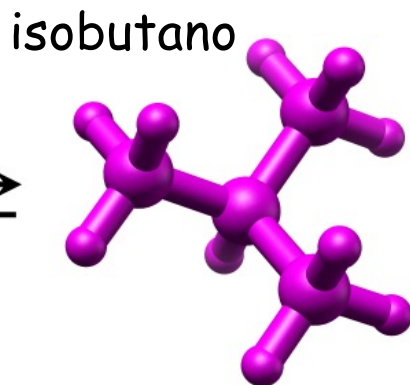
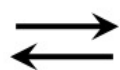
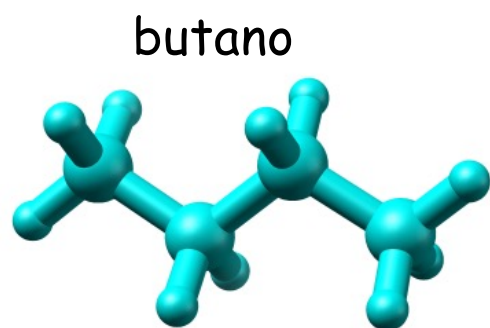
1) permette di stabilire se il sistema è all'equilibrio ( $Q = K$ ) o meno ( $Q \neq K$ )

2) consente di prevedere, dal confronto di Q e K, in quale direzione la reazione evolverà per raggiungere l'equilibrio.

Se  $Q < K$ , l'equilibrio verrà raggiunto trasformando parte dei reagenti in prodotti

Se  $Q > K$ , l'equilibrio verrà raggiunto trasformando parte dei prodotti nei reagenti

Nella reazione di isomerizzazione del butano ( $C_4H_{10}$ ) ad isobutano ( $C_4H_{10}$ ) a 298 K:

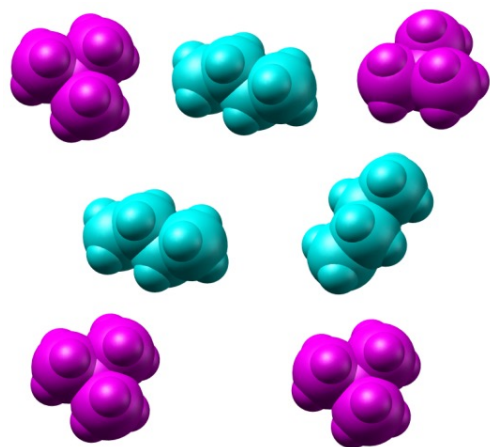


$$K = \frac{[\text{isobutano}]}{[\text{butano}]} = 2.5$$

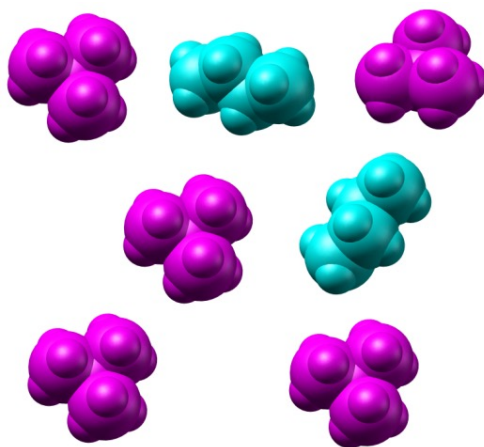
$$Q = \frac{4}{3} = 1.3 < K$$

$$Q = \frac{5}{2} = 2.5 = K$$

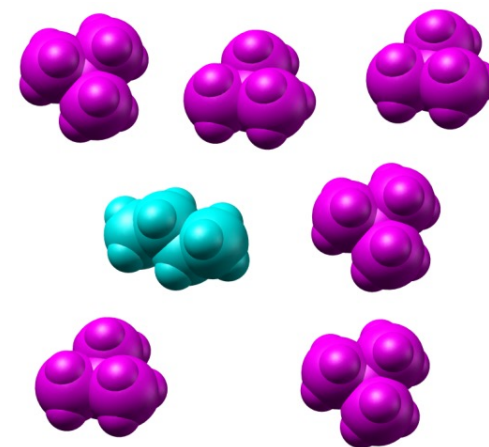
$$Q = \frac{6}{1} = 6 > K$$



non all' equilibrio

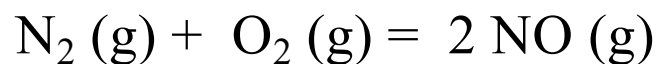


all' equilibrio



non all' equilibrio

Esempio 5: A 2000 K, la costante di equilibrio per la reazione

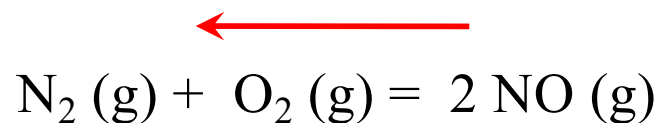


vale  $K = 4.0 \times 10^{-4}$ . Se  $[\text{N}_2] = 0.5 \text{ M}$ ,  $[\text{O}_2] = 0.25 \text{ M}$  e  $[\text{NO}] = 0.042 \text{ M}$ , si stabilisca se la miscela è all'equilibrio. Se la reazione non è all'equilibrio, in quale direzione procederà per ripristinare l'equilibrio?

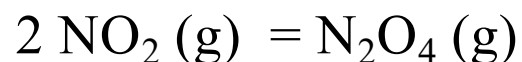
$$Q = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]} = \frac{0.042^2}{0.5 \cdot 0.25} = 1.41 \cdot 10^{-3} > K$$

La reazione non è all'equilibrio dato che  $Q > K$ .

Il nuovo equilibrio può essere raggiunto convertendo molecole di NO nei reagenti  $\text{N}_2$  e  $\text{O}_2$ .



Esempio 6: A 298 K, la costante di equilibrio per la reazione

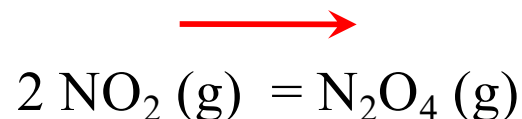


vale  $K = 170$ . Se  $[\text{NO}_2] = 0.015 \text{ M}$  e  $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0.025 \text{ M}$ , si stabilisca se la miscela è all'equilibrio. Se la reazione non è all'equilibrio, in quale direzione procederà per ripristinare l'equilibrio?

$$Q = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{0.025}{0.015^2} = 111.1 < K$$

La reazione non è all'equilibrio dato che  $Q < K$ .

Il nuovo equilibrio può essere raggiunto convertendo molecole di  $\text{NO}_2$  nel prodotto  $\text{N}_2\text{O}_4$ .



## Calcolo della costante di equilibrio

Se sono note le concentrazioni all'equilibrio di alcune specie coinvolte nella reazione, **le concentrazioni di equilibrio** delle altre specie possono essere **calcolate** dall'equazione chimica bilanciata.

Es. Se nella reazione in fase gassosa a 1000 K  $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) = 2 \text{SO}_3 (\text{g})$

abbiamo inizialmente 1 mol/L di  $\text{SO}_2$  e 1 mol/L di  $\text{O}_2$ , e se si formano 0.925 mol/L di  $\text{SO}_3$ , si calcolino le concentrazioni di equilibrio delle altre specie e la costante di equilibrio  $K_C$ .

equazione	$2 \text{SO}_2 (\text{g})$	$+$	$\text{O}_2 (\text{g})$	$=$	$2 \text{SO}_3 (\text{g})$
concentrazioni iniziali (M)	1.0		1.0		0
variazione (M)	-0.925		-0.925 / 2		+0.925
concentrazioni all'equilibrio (M)	0.075		0.5375		0.925

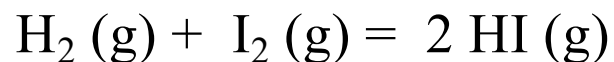
$$K_C = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{0.925^2}{0.075^2 \cdot 0.5375} = 283 \text{ M}^{-1}$$



## Uso della costante di equilibrio

In molti casi il valore di K e le concentrazioni iniziali di reagenti sono note ed occorre calcolare le quantità delle specie chimiche all'equilibrio.

Es. La costante di equilibrio per la reazione



è stata determinata a  $425^\circ \text{C}$  e vale  $K = 55.64$ . Se in un recipiente da 0.5 L sono mescolate 1.0 moli di  $\text{H}_2$  e 1.0 moli di  $\text{I}_2$  a  $425^\circ \text{C}$ , quali saranno le concentrazioni di equilibrio di  $\text{H}_2$ ,  $\text{I}_2$  e  $\text{HI}$ ?

$$K_C = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = 56.64$$

equazione	$\text{H}_2 (\text{g})$	+	$\text{I}_2 (\text{g})$	=	$2 \text{HI} (\text{g})$
concentrazioni iniziali (M)	$1.0 / 0.5 = 2$		$1.0 / 0.5 = 2$		0
variazione (M)	?		?		?
concentrazioni all'equilibrio (M)	?		?		?

Se  $x$  moli di  $H_2$  e  $I_2$  reagiscono, si formeranno  $2x$  moli di HI:

equazione	$H_2 (g)$	+	$I_2 (g)$	=	$2 HI (g)$
concentrazioni iniziali (M)	$1.0 / 0.5 = 2$		$1.0 / 0.5 = 2$		0
variazione (M)	$-x$		$-x$		$+2x$
concentrazioni all'equilibrio (M)	$2-x$		$2-x$		$2x$

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{(2x)^2}{(2-x) \cdot (2-x)} \rightarrow (K-4)x^2 - 4Kx + 4K = 0$$

$$x = \frac{2K - 4\sqrt{K}}{K - 4} = \frac{2 \cdot 55.64 - 4\sqrt{55.64}}{55.64 - 4} = 1.577 \text{ M}$$

Le concentrazioni di equilibrio sono quindi:  $[H_2] = [I_2] = 2 - 1.577 = 0.423 \text{ M}$  e  $[HI] = 3.154 \text{ M}$ .

# La perturbazione di un equilibrio chimico: il principio di Le Chatelier



H. L. Le Chatelier  
1850-1936)

L' **equilibrio** tra reagenti e prodotti può essere **perturbato** in 3 modi:

- cambiando la **temperatura**
- cambiando la **concentrazione** di un reagente o di un prodotto
- cambiando il **volume** (per reazioni in fase gassosa)

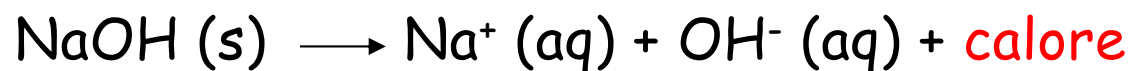
Principio di Le Chatelier (o dell' equilibrio mobile): **un cambiamento di uno qualsiasi dei fattori che determinano la condizione di equilibrio in un sistema indurrà una trasformazione tale da riportare il sistema all' equilibrio.**



# Reazioni esotermiche ed endotermiche: la dissoluzione di elettroliti forti in H<sub>2</sub>O



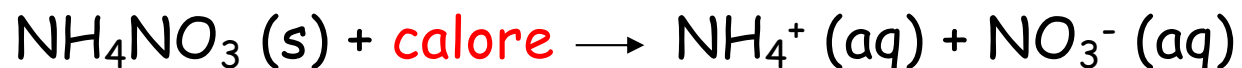
una reazione esotermica



$$\Delta H_{\text{sol}} = H_{\text{prodotti}} - H_{\text{reagenti}} < 0 = -44.4 \text{ kJ/mol}$$



una reazione endotermica



$$\Delta H_{\text{sol}} = H_{\text{prodotti}} - H_{\text{reagenti}} > 0 = +25.7 \text{ kJ/mol}$$

## Effetto della variazione di temperatura sulla composizione di equilibrio

Si può fare una **previsione qualitativa** sull'effetto di un **cambiamento della temperatura** sull'equilibrio di una reazione chimica a seconda se la reazione è **esotermica** o **endotermica**. Il **valore numerico della costante di equilibrio cambia**.

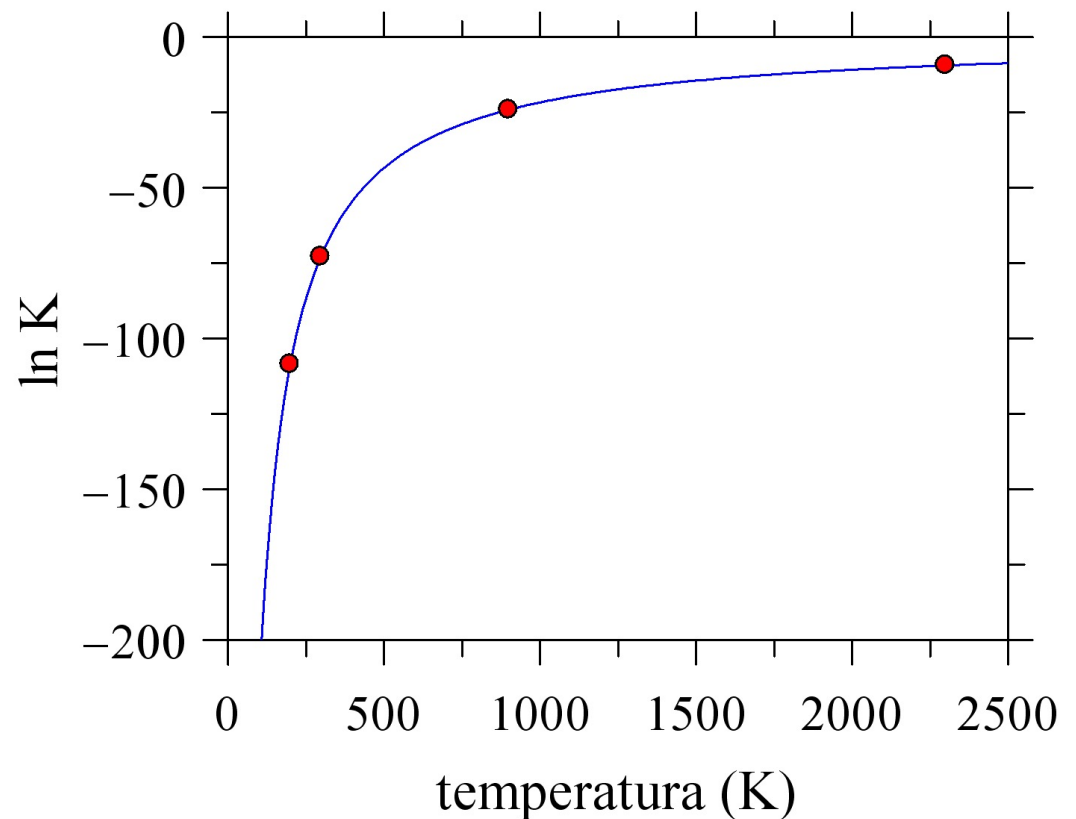


La reazione è **endotermica**, cioè è necessario **fornire calore** perché avvenga.

T (K)	K	ln(K)
200	$6.77 \times 10^{-48}$	-108.61
298	$2.20 \times 10^{-32}$	-72.89
900	$3.30 \times 10^{-11}$	-24.13
2300	$7.91 \times 10^{-5}$	-9.44

equazione di  
van' t Hoff

$$\ln K = -\frac{\Delta H_{\text{reazione}}}{RT}$$

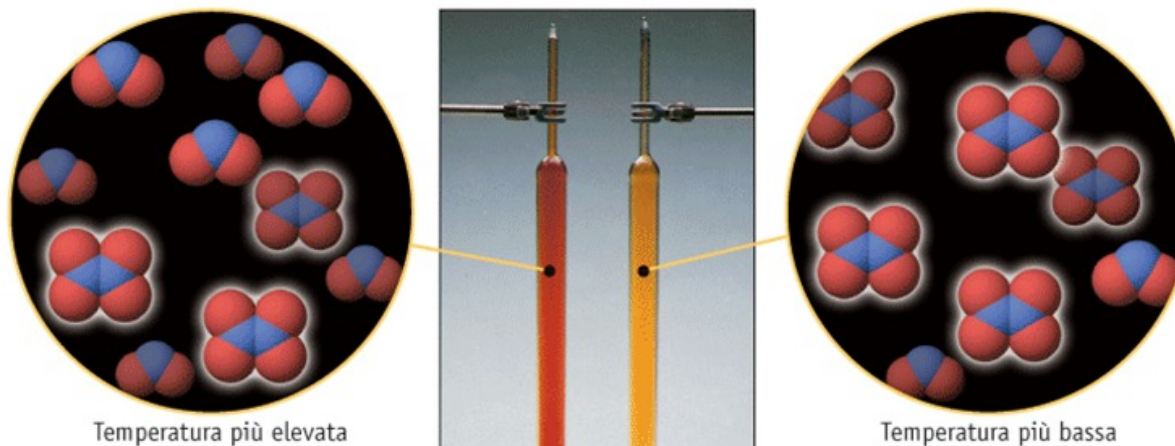




$$K = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2}$$

La reazione è **esotermica**, cioè è necessario **sottrarre calore** perché avvenga.

T (K)	K	ln(K)
273	1853.3	7.52
298	246.5	5.51



Temperatura più elevata

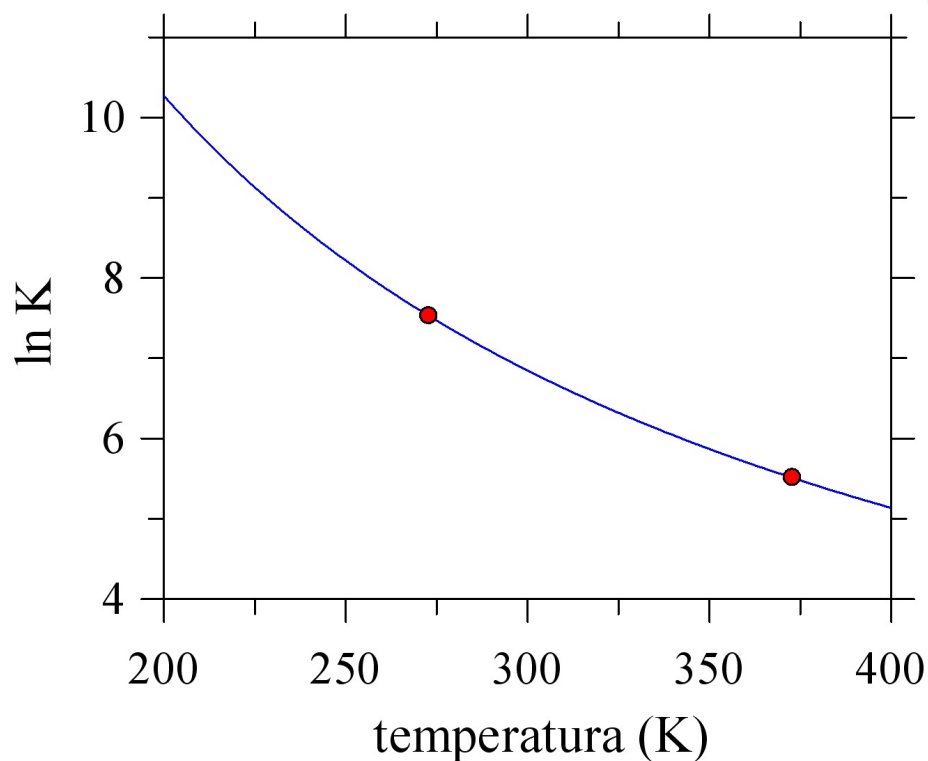
Temperatura più bassa

T = 25  
° C

T = 0 ° C

NO<sub>2</sub> è marrone mentre  
N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> è incolore

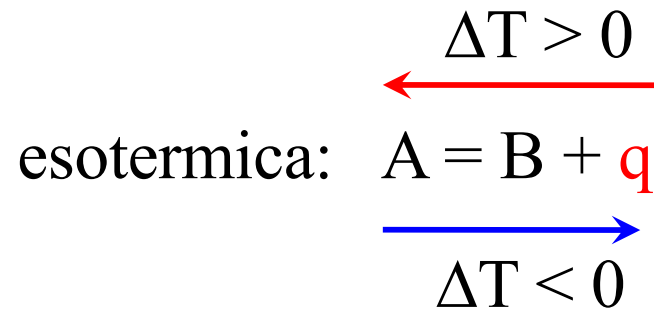
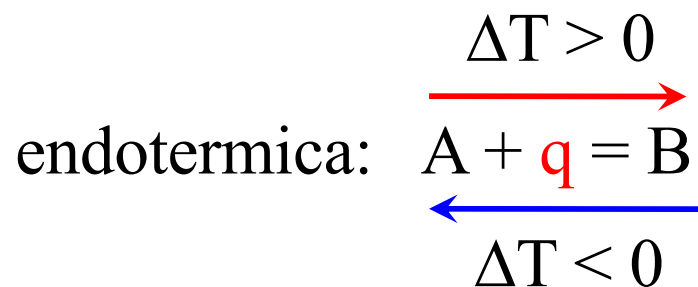
quando la temperatura di un sistema all'equilibrio aumenta, l'equilibrio si sposterà nella direzione che assorbe calore, ovvero nella reazione endotermica



## Riassumendo

- quando la **temperatura** di un sistema all'equilibrio **aumenta**, si sposterà nella direzione che **assorbe calore**, ovvero nella **direzione endotermica**
- quando la **temperatura** di un sistema all'equilibrio **diminuisce**, si sposterà nella direzione che **rilascia calore**, ovvero nella **direzione esotermica**
- cambiando la temperatura, cambia la composizione all'equilibrio e cambierà anche il valore di K

È possibile considerare il calore **q** come un “reagente” o un “prodotto”.

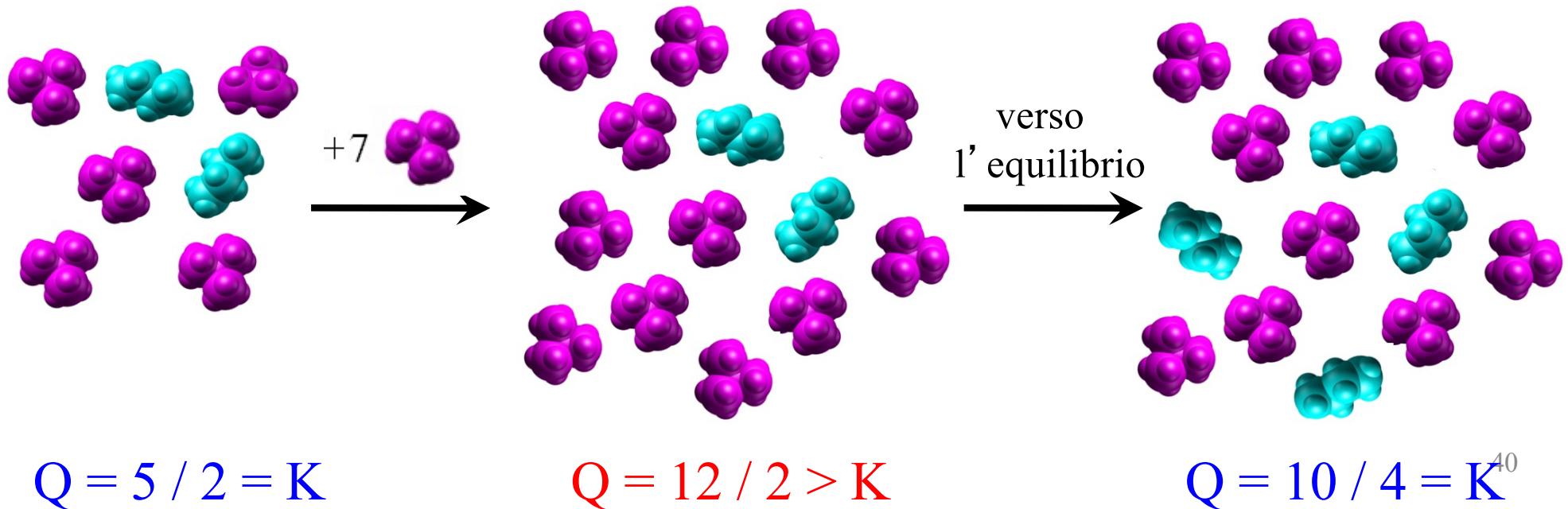
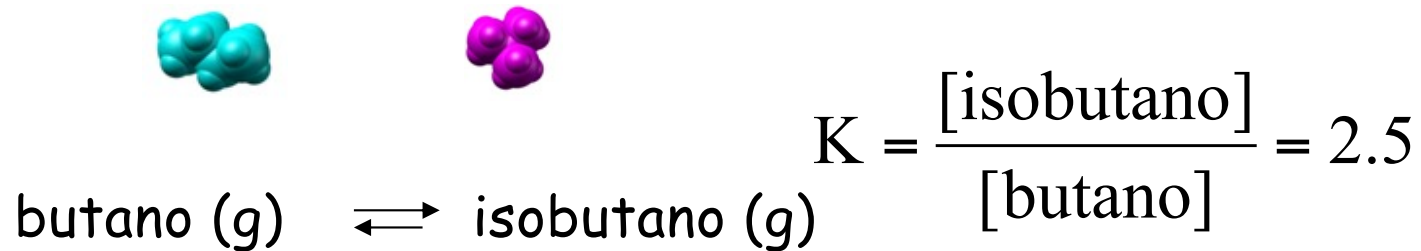




# Effetto dell'aggiunta o della rimozione di un reagente o di un prodotto

Se la **concentrazione** di un reagente o di un prodotto viene **modificata** rispetto al valore di equilibrio, ad una data temperatura, la **reazione si sposta verso una nuova condizione di equilibrio** in cui il **quoziente di reazione è ancora uguale a K**

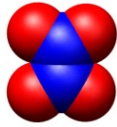
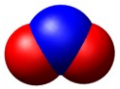
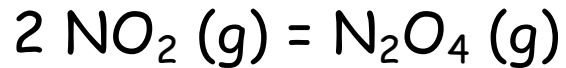
Nella reazione di isomerizzazione del butano ( $C_4H_{10}$ ) ad isobutano ( $C_4H_{10}$ ) a 298 K:





## Effetto delle variazioni di volume sugli equilibri in fase gassosa

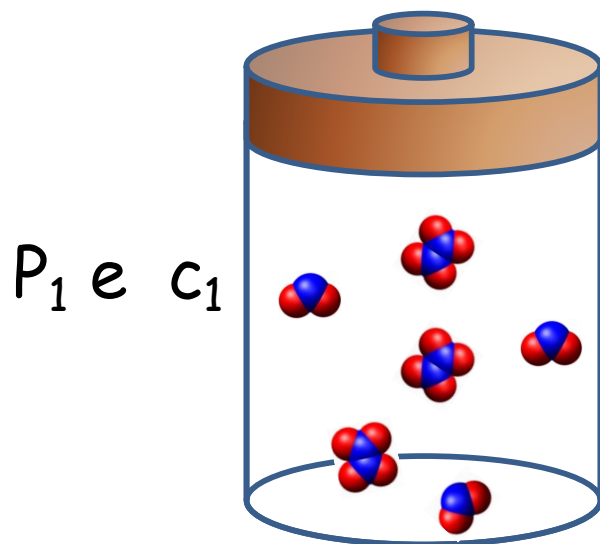
In un equilibrio che coinvolge dei gas, che cosa accade alle **concentrazioni** o alle **pressioni parziali** se le **dimensioni del recipiente** vengono modificate?



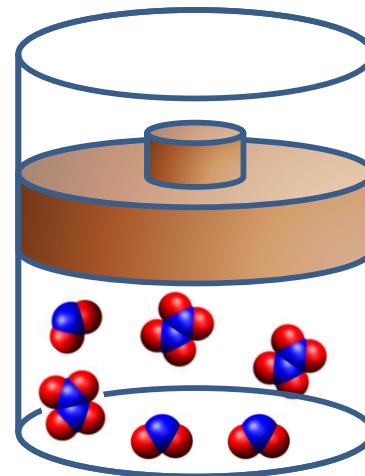
$$K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = 246.5 \text{ M}^{-1} \text{ a } 298 \text{ K}$$

Cosa accade a questo equilibrio se il volume del recipiente è improvvisamente dimezzato a temperatura costante?

Per la legge di Boyle la **pressione raddoppia** ( $P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$ , con  $V_2 = V_1 / 2$ ) e anche le **concentrazioni**, quindi, **raddoppiano** ( $c = n / V = P / (RT)$ )



compressione



$$P_2 = 2 P_1$$

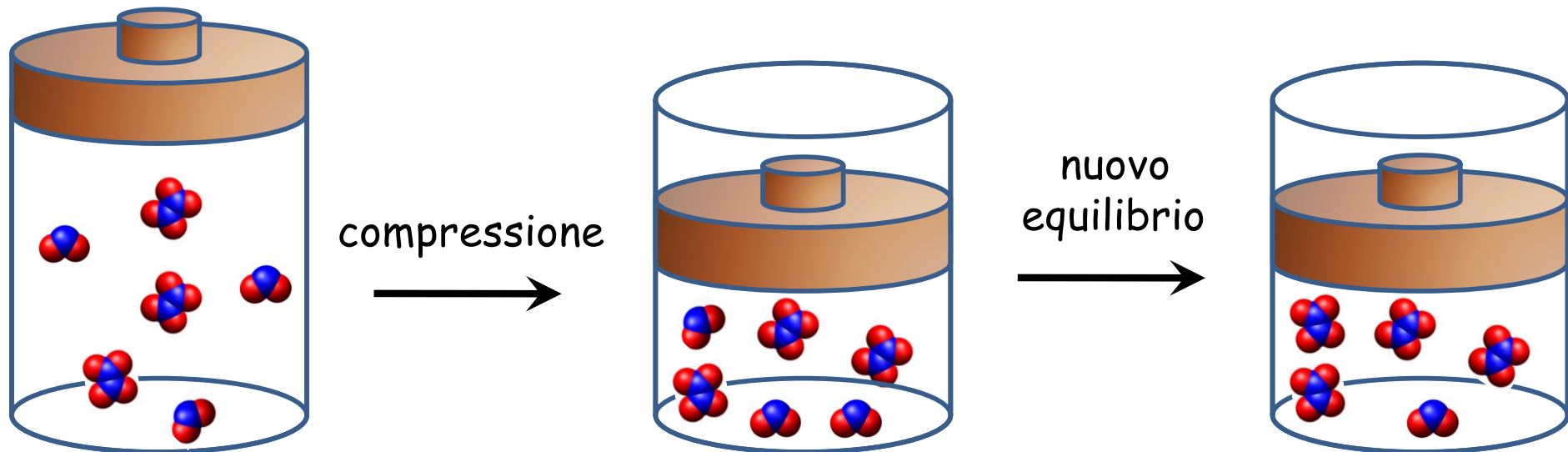
e

$$c_2 = 2 c_1$$

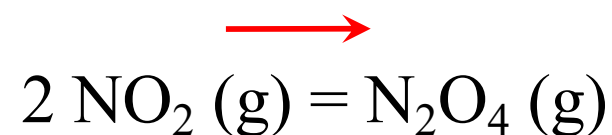
Supponiamo di avere una **miscela di equilibrio** contenente 0.2 mol di  $\text{NO}_2$  e 9.86 mol di  $\text{N}_2\text{O}_4$  in 1 L. Dopo la compressione che dimezza il volume iniziale e **raddoppia le concentrazioni**:

$$Q = \frac{2 \cdot [\text{N}_2\text{O}_4]}{(2 \cdot [\text{NO}_2])^2} = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{2 \cdot [\text{NO}_2]^2} = 123.25 \text{ M}^{-1} < K_c \quad 2 \text{ NO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$$

Poiché  $Q < K$ , la quantità di **prodotto deve aumentare** a spese del **reagente** affinché l'equilibrio si ristabilisca. Ad equilibrio raggiunto il numero **totale** di molecole è diminuito.



equazione	$2 \text{NO}_2 (\text{g}) = \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$	
concentrazioni iniziali (M)	0.2 / 1	9.86 / 1
concentrazioni dopo la compressione (M)	$0.2 / 0.5 = 0.4$	$9.86 / 0.5 = 19.72$
variazione (M)	-x	+x / 2
concentrazioni all'equilibrio (M)	$0.4 - x$	$19.72 + x/2$



$$K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{19.72 + \frac{x}{2}}{(0.4 - x)^2} = 246.5 \text{ M}^{-1} \rightarrow x = 0.1167 \text{ M}$$

Le concentrazioni al nuovo equilibrio sono:

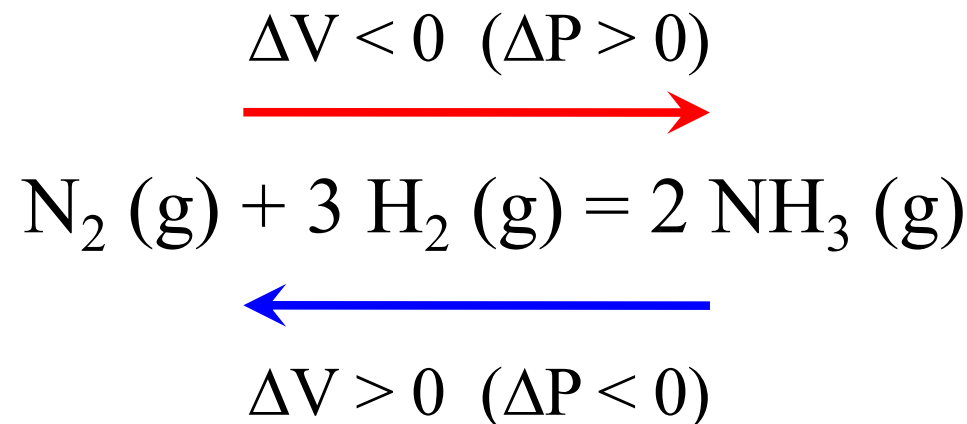
$$[\text{NO}_2] = 0.4 - 0.1167 = 0.2833 \text{ M} \text{ e } [\text{N}_2\text{O}_4] = 19.72 + 0.1167/2 = 19.78 \text{ M}$$

Numero di molecole **prima** della compressione =  $(0.2 + 9.86) \times 1 = 10.06$

Numero di molecole **dopo** la compressione e all'equilibrio =  $(0.2833 + 19.78) \times 0.5 = 10.03$

## Riassumendo

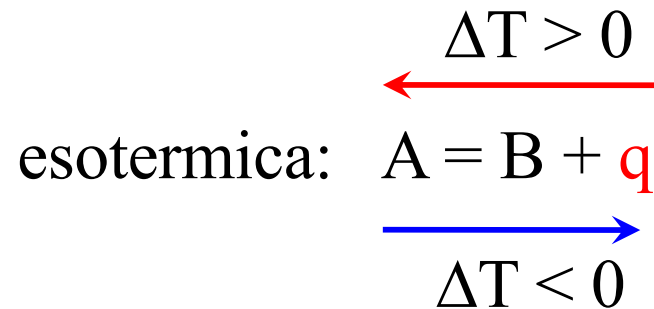
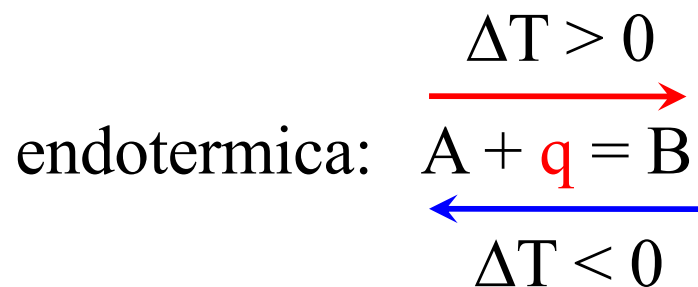
- per una reazione che coinvolga gas, la **perturbazione** prodotta da una **diminuzione di volume** (o aumento di pressione) è controbilanciata da uno **spostamento** dell'equilibrio nella **direzione** che comporti un **minor numero di molecole di gas**
- un **aumento di volume** (o diminuzione di pressione) produce invece un effetto opposto: l'equilibrio si sposta nella **direzione** che comporti un **maggior numero di molecole di gas**
- per una reazione in cui non vi è un **cambiamento del numero di molecole** (es.  $A + B = 2 C$ ), un **cambiamento di volume** (o di pressione) **non può perturbare l'equilibrio**



## Riassumendo

- quando la **temperatura** di un sistema all'equilibrio **aumenta**, si sposterà nella direzione che **assorbe calore**, ovvero nella **direzione endotermica**
- quando la **temperatura** di un sistema all'equilibrio **diminuisce**, si sposterà nella direzione che **rilascia calore**, ovvero nella **direzione esotermica**
- cambiando la temperatura, cambia la composizione all'equilibrio e cambierà anche il valore di K

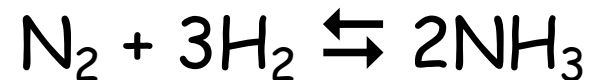
È possibile considerare il calore **q** come un “reagente” o un “prodotto”.



## Riassumendo

### EFFETTO DELLA CONCENTRAZIONE

l' aumento della concentrazione di una sostanza in equilibrio con una miscela determina lo spostamento dell' equilibrio nella direzione che consuma parte del materiale aggiunto (Principio dell' equilibrio mobile)



### EFFETTO DELLA PRESSIONE

Se si impone dall'esterno un aumento di pressione, l'equilibrio si sposta verso una situazione di minore pressione; nel caso della reazione formazione dell'ammoniaca, poiché i reagenti comportano un numero maggiore di moli rispetto al prodotto l'equilibrio si sposterà verso destra.

## Effetti delle perturbazioni sulla composizione di equilibrio

perturbazione	cambiamento quando il sistema torna in equilibrio	effetto sull' equilibrio	effetto sulla K
<b>reazioni coinvolgenti solidi, liquidi e gas</b>			
aumento di T ( $\Delta T > 0$ )	energia termica è <b>consumata</b> dal sistema	spostamento nella direzione <b>endotermica</b>	cambiamento
diminuzione di T ( $\Delta T < 0$ )	energia termica è <b>prodotta</b> dal sistema	spostamento nella direzione <b>esotermica</b>	cambiamento
aggiunta di reagenti	il reagente aggiunto è <b>consumato</b> in parte	aumenta la [prodotti]	nessun cambiamento
aggiunta di prodotti	il prodotto aggiunto è <b>consumato</b> in parte	aumenta la [reagenti]	nessun cambiamento
<b>reazioni coinvolgenti gas</b>			
diminuzione di V e aumento di P	diminuzione della pressione	la composizione cambia per ridurre il numero totale di molecole	nessun cambiamento
aumento di V e diminuzione di P	aumento della pressione	la composizione cambia per aumentare il numero totale di molecole	nessun cambiamento

# EQUILIBRIO E GRADO DI DISSOCIAZIONE



$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{x^2}{1-x}$$

Se abbiamo 1 mole di  $\text{PCl}_5$  e questo, ad una certa  $T$ , ha grado di dissociazione  $x = 30\%$  ( $= 0,3$ ), all'equilibrio si avrà

0,3 (x) n di  $\text{PCl}_3$ ;

0,3 (x) n di  $\text{Cl}_2$ ;

0,7 (1-x) n di  $\text{PCl}_5$

$$K = (0,3)^2 / 0,7$$



# EQUILIBRIO E GRADO DI DISSOCIAZIONE



$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{x^2}{1-x}$$

Se abbiamo 1 mole di  $\text{PCl}_5$  e questo, ad una certa  $T$ , ha grado di dissociazione  $x = 30\%$  ( $= 0,3$ ), all'equilibrio si avrà

0,3 (x) n di  $\text{PCl}_3$ ;

0,3 (x) n di  $\text{Cl}_2$ ;

0,7 (1-x) n di  $\text{PCl}_5$

$$K = (0,3)^2 / 0,7$$

## Legge di Ostwald (delle diluizioni)

Dato un equilibrio di dissociazione e  $c$  è la concentrazione iniziale:

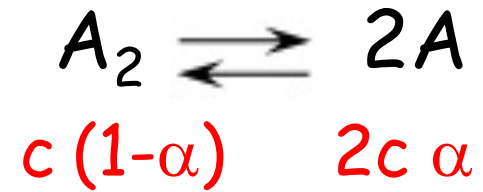


$$\text{Quindi } K_c = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

Se  $\alpha \ll 1$  allora  $1-\alpha$  può essere approssimato  $=1$

$$K_c = c\alpha^2$$

A seconda degli equilibri la legge di Ostwald può essere espressa diversamente:



$$\text{In questo caso } K_c = \frac{4c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{4c\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

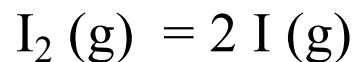
## Perché Legge di Ostwald o delle diluizioni?

La relazione spiega perché all' aumentare della diluizione (=diminuisce la concentrazione analitica) aumenta il grado di dissociazione.

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

In questo modo  $K_c$  rimane costante.

Esempio 8: La costante di equilibrio per la dissociazione dello iodio molecolare a 1000 ° C



vale  $K = 0.00376 \text{ M}$ . Come è composta la miscela di equilibrio se inizialmente sono presenti 0.105 moli di  $\text{I}_2$  in 12.3 L a 1000 ° C?

equazione	$\text{I}_2 (\text{g})$	=	$2 \text{I} (\text{g})$
concentrazioni iniziali (M)	$0.105 / 12.3 = 0.0085$		0
variazione (M)	-x		+2x
concentrazioni all'equilibrio (M)	$0.0085 - x$		2x

Se c è la concentrazione iniziale di  $\text{I}_2$ ,  $c = 0.105 / 12.3 = 0.0085 \text{ M}$

$$K = \frac{[\text{I}]^2}{[\text{I}_2]} = \frac{(2x)^2}{(c - x)}$$

$$4x^2 + Kx - Kc = 0$$

$$x = \frac{-K + \sqrt{K^2 + 16Kc}}{8} = \frac{-0.00376 + \sqrt{0.00376^2 + 16 \cdot 0.00376 \cdot 0.0085}}{8} = 0.0024 \text{ M}$$

All'equilibrio:  $[\text{I}_2] = 0.0085 - 0.0024 = 0.0061 \text{ M}$  e  $[\text{I}] = 2x0.0024 = 0.0048 \text{ M}$