



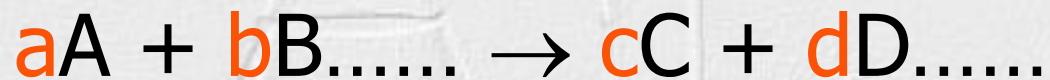
# Esercitazioni di chimica

Tandem 2019-2020

Prof.ssa Sofia Giovanna Mariotto

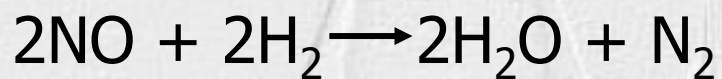
**REAZIONI CHIMICHE** processi in cui si ha rottura e nuova formazione di legami chimici, con modificazione della composizione chimica delle sostanze che vi partecipano.

Equazioni stchiometriche

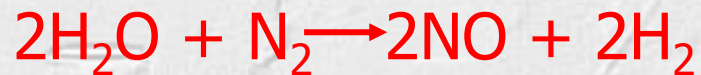


# Equilibrio chimico

T



Reazione diretta



Reazione inversa

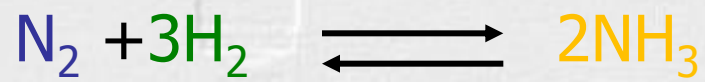
Lo **stato di equilibrio chimico** si raggiunge quando:

-la velocità della reazione diretta e quella della reazione inversa sono uguali.

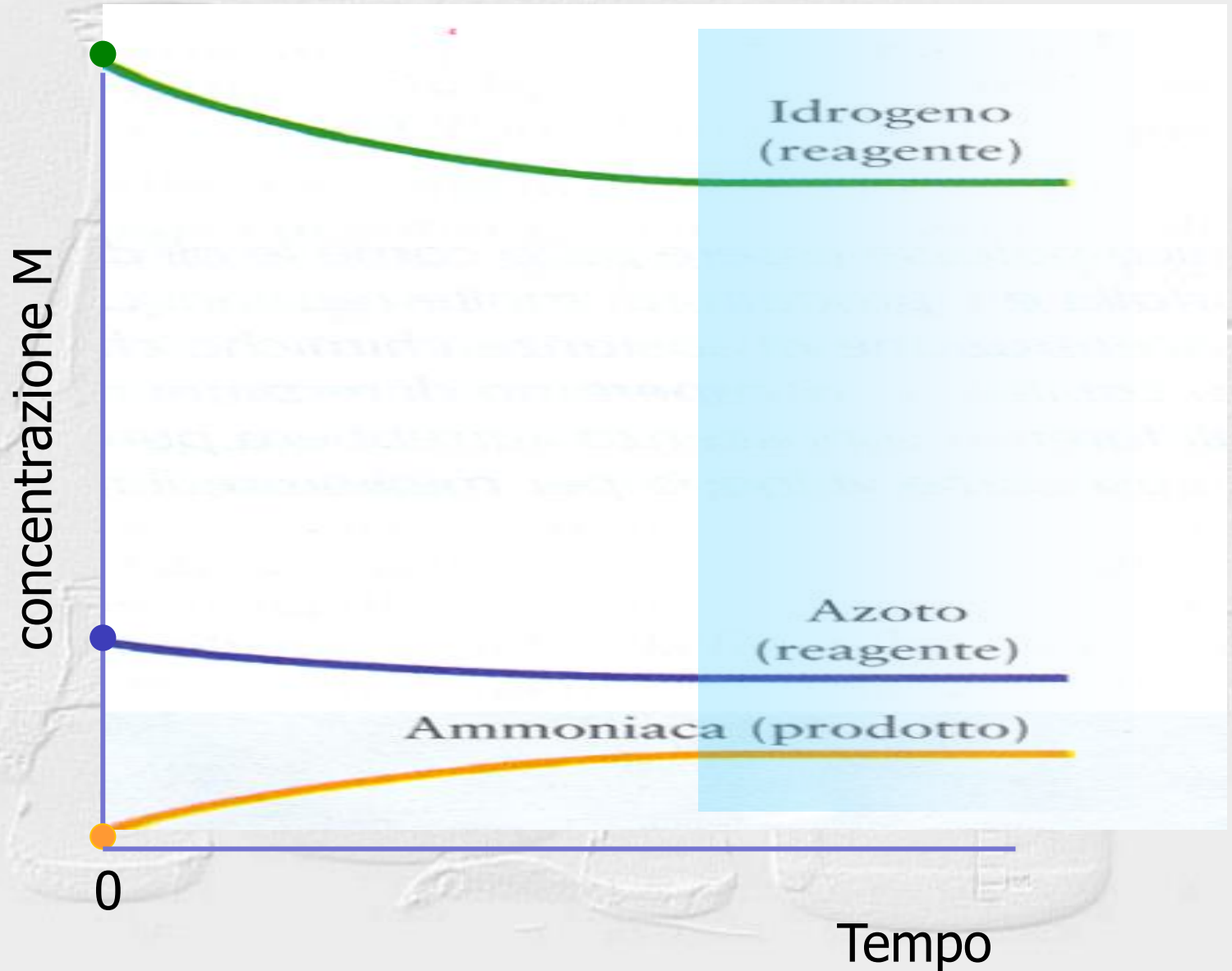
-la concentrazione dei reagenti e dei prodotti non varia nel tempo.

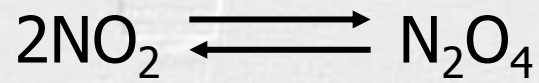
# Caratteristiche fondamentali di un equilibrio dinamico

- Le proprietà macroscopiche del sistema si mantengono costanti in determinate condizioni.
- I processi microscopici continuano ma le proprietà macroscopiche non cambiano, in quanto i processi opposti si bilanciano
- L'equilibrio può essere raggiunto solo in un sistema chiuso, che non scambia materia con l'esterno

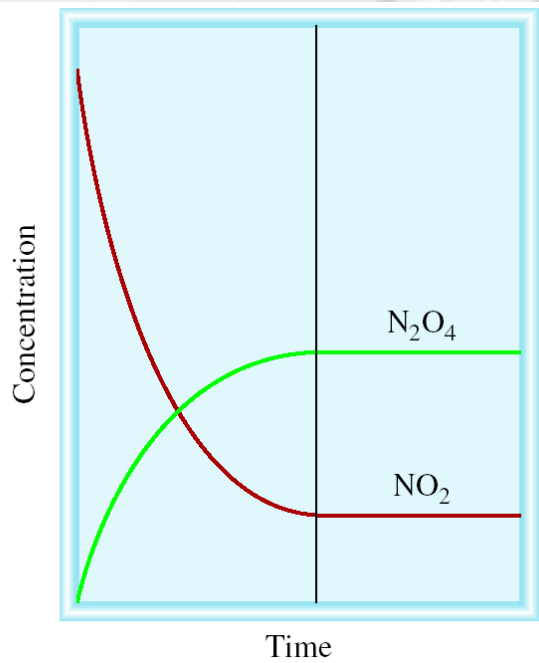


T

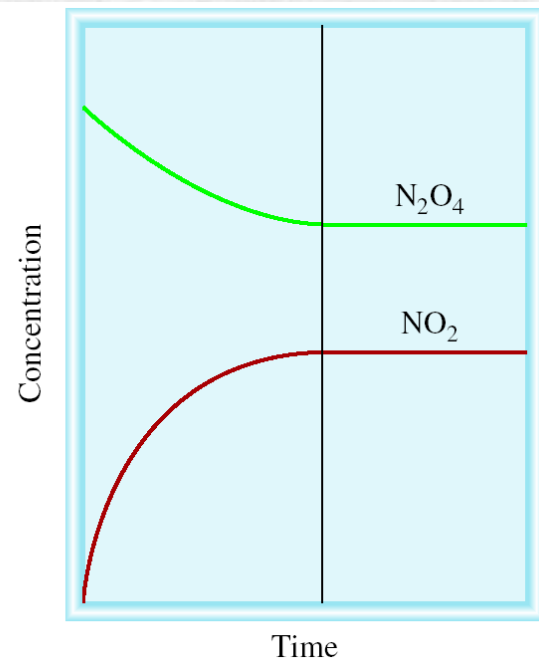




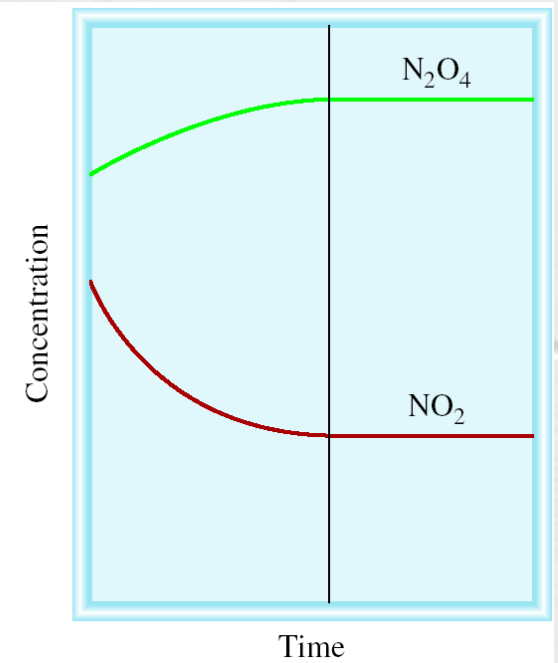
T



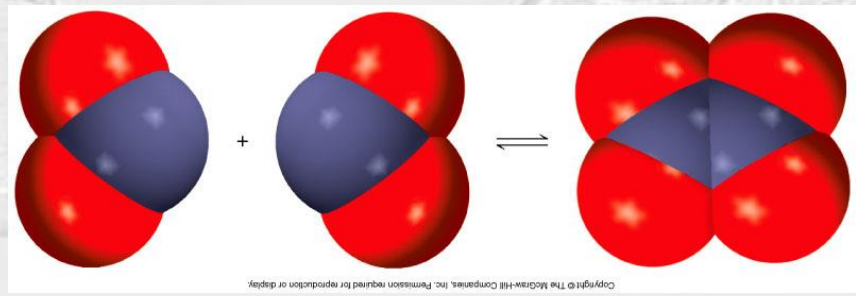
Inizio  $\text{NO}_2$




Inizio  $\text{N}_2\text{O}_4$



Inizio  $\text{N}_2\text{O}_4$  e  $\text{NO}_2$



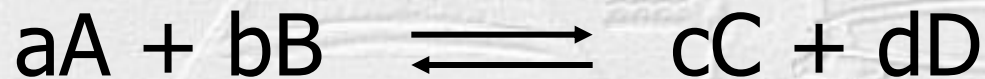
Per qualsiasi condizione iniziale di reagenti e prodotti si arriva ad una situazione di equilibrio caratterizzata da concentrazione di reagenti e prodotti diverse.



Per una reazione chimica ad una data temperatura **tutte le possibili composizioni all'equilibrio devono soddisfare una ben precisa equazione.**

**Legge dell'azione di massa:** all'equilibrio, per **ogni valore di temperatura**, esiste un **rapporto costante** tra i prodotti delle concentrazioni delle sostanze formate e i prodotti delle concentrazioni delle sostanze reagenti, ciascuna elevata a una potenza pari al proprio coefficiente stechiometrico.

Questo rapporto viene definito **COSTANTE DI EQUILIBRIO**.

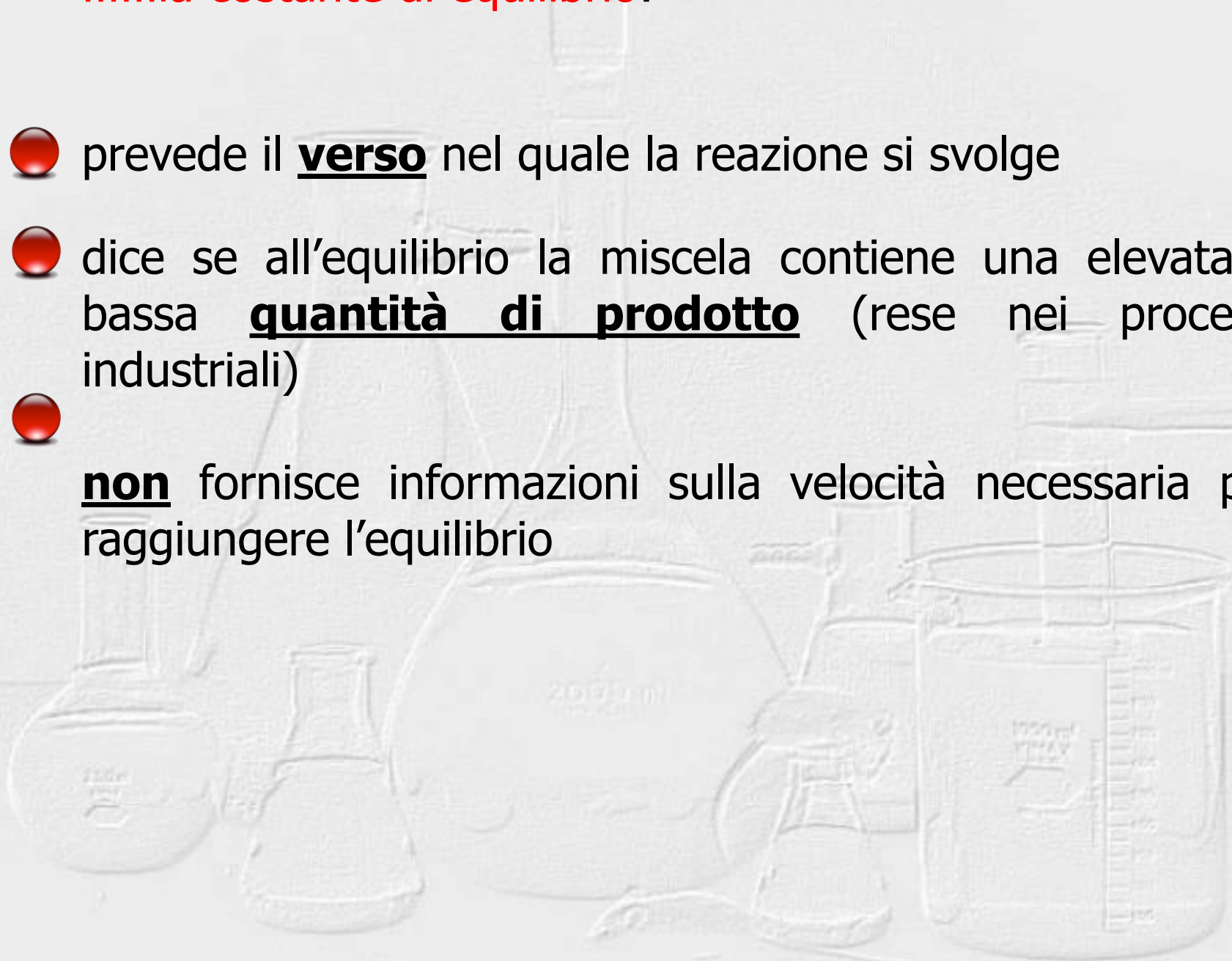


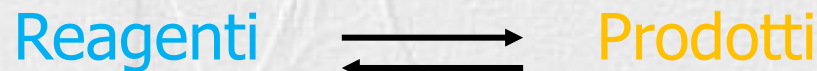
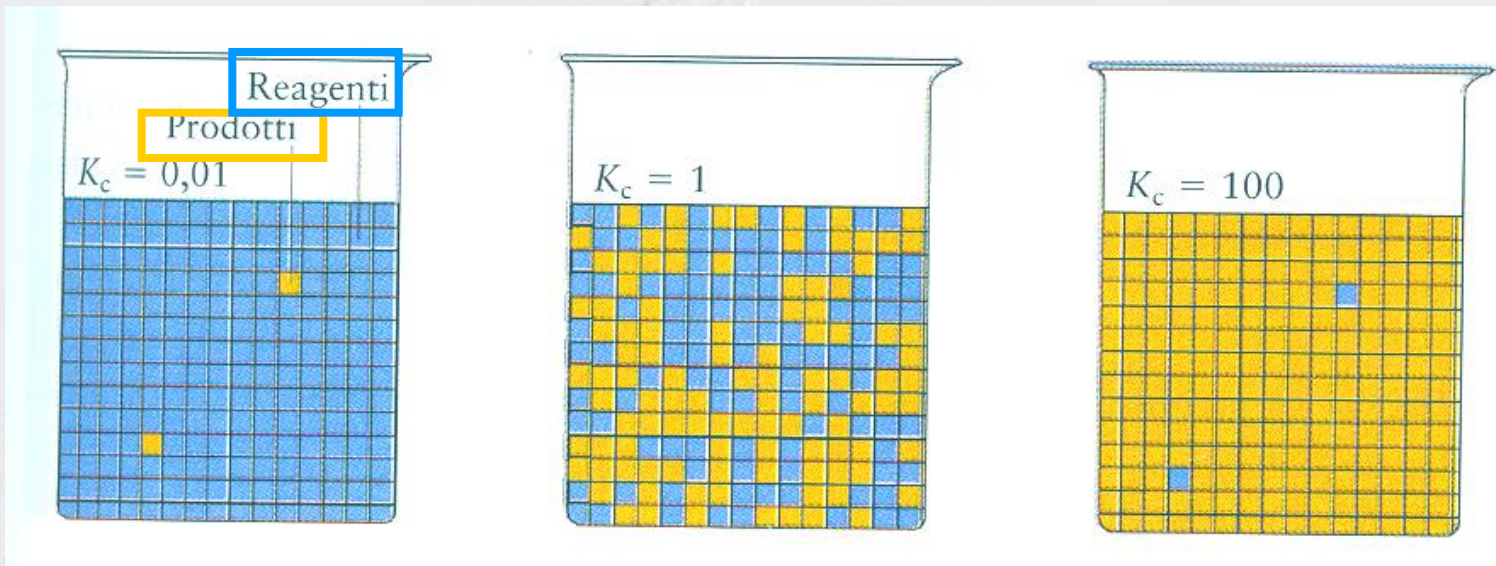
$$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$



## .....la costante di equilibrio:

- prevede il **verso** nel quale la reazione si svolge
- dice se all'equilibrio la miscela contiene una elevata o bassa **quantità di prodotto** (rese nei processi industriali)
- **non** fornisce informazioni sulla velocità necessaria per raggiungere l'equilibrio



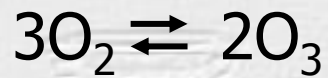


Valore della costante di equilibrio MOLTO BASSO  $\rightarrow$  la reazione è SPOSTATA A SINISTRA

Valori della costante di equilibrio INTERMEDI  $\rightarrow$  l'equilibrio non favorisce fortemente né i prodotti né i reagenti

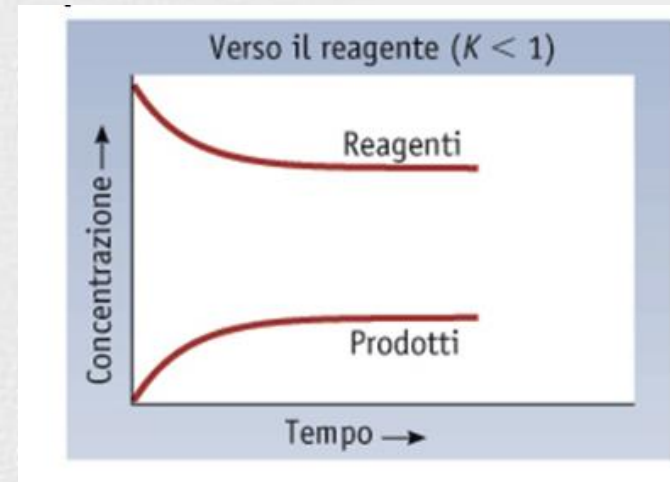
Valore ELEVATO della costante di equilibrio  $\rightarrow$  la reazione è SPOSTATA A DESTRA

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

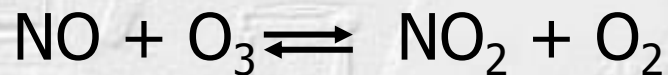


$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{O}_3]^2}{[\text{O}_2]^3} = 6,2 \cdot 10^{-58} \quad t=25^\circ\text{C}$$

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

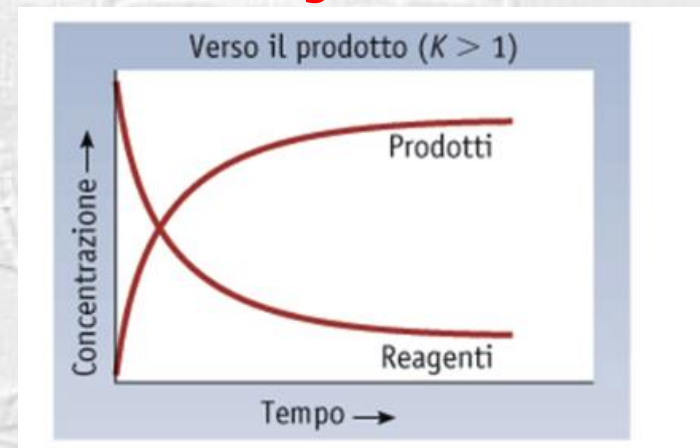


$K \gg 1$ : la reazione è spostata a destra. All'equilibrio le concentrazioni dei prodotti sono più grandi delle concentrazioni dei reagenti.

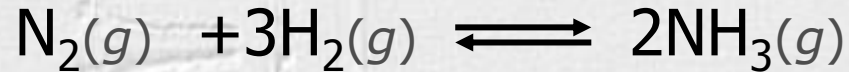


$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{NO}_2][\text{O}_2]}{[\text{NO}][\text{O}_3]} = 6 \cdot 10^{34} \quad t=25^\circ\text{C}$$

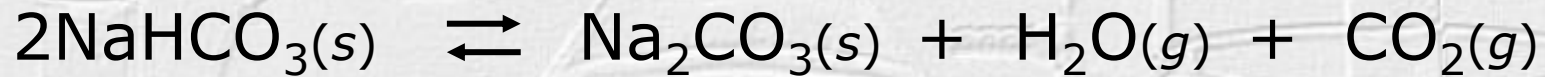
Il valore di  $K$  molto grande indica che all'equilibrio  $[\text{NO}_2][\text{O}_2] \gg [\text{NO}][\text{O}_3]$



**Equilibrio omogeneo:** tutti i reagenti e i prodotti sono nella stessa fase.



**Equilibrio eterogenea:** reagenti e prodotti sono presenti in fasi diverse



Le reazioni eterogenee raggiungono l'equilibrio come quelle omogenee.

## Esercizio 1

La seguente reazione omogenea in fase gassosa:



viene avviata introducendo in un recipiente di 1L 0,01 moli di  $\text{N}_2$  e 0,01 moli di  $\text{H}_2$ . All'equilibrio è possibile titolare 0,001 moli di  $\text{NH}_3$ . Calcolare la costante di equilibrio.

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

	$\text{N}_2$ (moli)	$\text{H}_2$ (moli)	$\text{NH}_3$ (moli)
<b>A</b> <b>inizio</b>	0,01	0,01	0
Consumate/prodotte	-x	-3x	2x
<b>B</b> <b>equilibrio</b>	0,01-x	0,01-3x	0,001

$$2x = 0,001$$

$$x = 0,0005$$

	N <sub>2</sub> (moli)	H <sub>2</sub> (moli)	NH <sub>3</sub> (moli)
equilibrio	0,01-x <b>0,0095</b>	0,01-3x <b>0,0085</b>	0,001

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

$$M = n/V$$

$$V = 1L$$

$$[N_2] = 9,5 \cdot 10^{-3}M$$

$$[H_2] = 8,5 \cdot 10^{-3}M$$

$$[NH_3] = 1,0 \cdot 10^{-3}M$$

$$K_c = \frac{[1,00 \times 10^{-3}]^2}{[9,50 \times 10^{-3}][8,50 \times 10^{-3}]^3} = 1,71 \times 10^2 \quad M^{-2} \text{ (moli}^{-2}L^2)$$

## Esercizio 2

10 g di  $\text{PCl}_5$  (PM=208,3) sono stati messi in un recipiente di 500mL alla temperatura di 573 °K e fatti reagire secondo la reazione:



All'equilibrio si sono formati 4,55 g di  $\text{PCl}_3$  (PM=137,3). Calcolare la costante di equilibrio.

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

$$n = \frac{g}{PM}$$

**Inizio:**

n mol  $\text{PCl}_5$

$$n = \frac{10}{208,3} = 0,048$$

**Equilibrio:** n mol  $\text{PCl}_3$

$$n = \frac{4,55}{137,3} = 0,033$$



$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

	moli	$\text{PCl}_5$	$\text{PCl}_3$	$\text{Cl}_2$
<b>A</b>	<b>inizio</b>	0,048	0	0
	Consumate/prodotte	-x	x	x
<b>B</b>	<b>equilibrio</b>	0,048-x	x	0,033

equilibrio:

$\text{PCl}_5$	$n=0,048-0,033$	$[\text{PCl}_5] = 0,015/0,500 = 0,030$
$\text{PCl}_3$	$n=0,033$	$[\text{PCl}_3] = 0,033/0,500 = 0,066$
$\text{Cl}_2$	$n=0,033$	$[\text{Cl}_2] = 0,033/0,500 = 0,066$

$$M = n/V$$

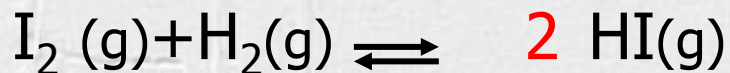
$$V = 500\text{mL}$$

$$K = \frac{0,066 \times 0,066}{0,030} = 0,145 \quad M$$



### Esercizio 3

Ponendo a reagire a 448°C 2,94 moli di I<sub>2</sub> con 8,1 moli di H<sub>2</sub> in un volume di 30 L si raggiunge l'equilibrio quando si sono formate 5,64 moli di HI. Calcolare la costante di equilibrio

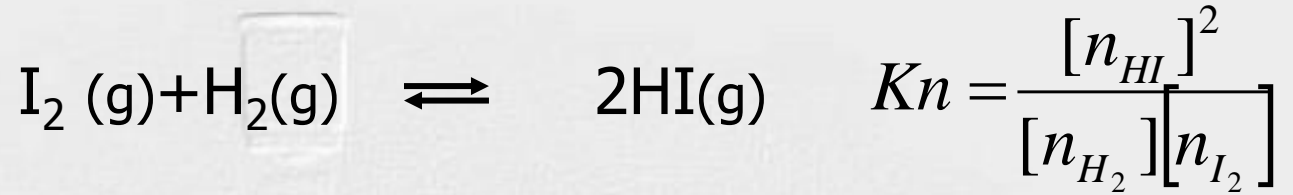


$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

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

$$K_n = \frac{[n_{\text{HI}}]^2}{[n_{\text{H}_2}][n_{\text{I}_2}]}$$

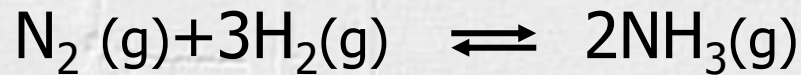
Se non c'è variazione tra numero di moli dei reagenti e quelle dei prodotti la costante di equilibrio può essere calcolata utilizzando il numero di moli



	$\text{I}_2$ (moli)	$\text{H}_2$ (moli)	$\text{HI}$ (moli)
inizio	2,94	8,1	0
Consumate/prodotte	-x	-x	2x
equilibrio	$(2,94 - 5,64/2)$	$(8,1 - 5,64/2)$	5,64

$$K_n = \frac{5,64^2}{0,12 \times 5,28} = 50,2$$

Per gli equilibri omogenei in fase gassosa è spesso utile scrivere la costante di equilibrio in termini delle **pressioni parziali** dei gas invece che delle concentrazioni.



$$K_P = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^3}$$

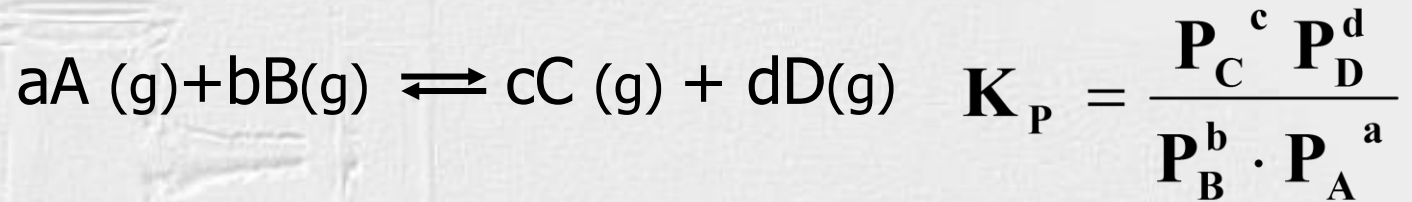
La **PRESSIONE PARZIALE** è quella pressione che eserciterebbe ciascun componente se occupasse da solo il volume occupato dalla miscela

**LEGGE DI DALTON:** la pressione di una miscela di gas è uguale alla somma delle **pressioni parziali** dei gas componenti.

La pressione parziale, a parità di temperatura e volume è direttamente proporzionale a numero di moli del gas

$$P_i = P \cdot n_i/n$$

Supponendo che tutti i gas siano ideali è possibile ricavare la relazione tra  $K_p$  e  $K_c$ .



$$P_x V = n_x RT$$

$$P_x = \frac{n_x RT}{V}$$

$$P_x = [X]RT$$

Da cui

$$K_p = \frac{([C]RT)^c ([D]RT)^d}{([A]RT)^a ([B]RT)^b} = \frac{[C][D]}{[A][B]} (RT)^{c+d-a-b} = K_c (RT)^{\Delta n}$$

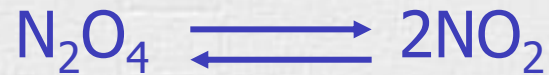


$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$K_p = K_c$  solo quando non c'è variazione del numero di moli

### Esercizio 3

Il tetrossido di diazoto in fase gassosa si dissocia secondo la reazione



25 °C  $K_p=0,14$ . Calcolare i valori delle pressioni parziali  $p_{\text{N}_2\text{O}_4}$  e  $p_{\text{NO}_2}$  all'equilibrio partendo da  $\text{N}_2\text{O}_4$  alla pressione di 10 atm in un recipiente a volume costante. Calcolare inoltre il valore di  $K_c$

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

	$\text{N}_2\text{O}_4$ (p)	$\text{NO}_2$ (p)
inizio	10	0
variazione	-x	+2x
equilibrio	(10-x)	(2x)

$$0,14 = \frac{(2x)^2}{(10-x)}$$

$$4x^2 + 0,14x - 1,4 = 0$$

$$4x^2 + 0,14x - 1,4 = 0$$

$$X_1 = 0,57 \text{ atm}$$

$$X_2 = \text{negativa}$$

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

Pressioni parziali all'equilibrio

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = 10 - 0,57 = 9,43 \text{ atm}$$

$$p_{\text{NO}_2} = 0,57 \times 2 = 1,14 \text{ atm}$$

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

$$R = 0,082 \text{ atmLK}^{-1}\text{mol}^{-1}$$

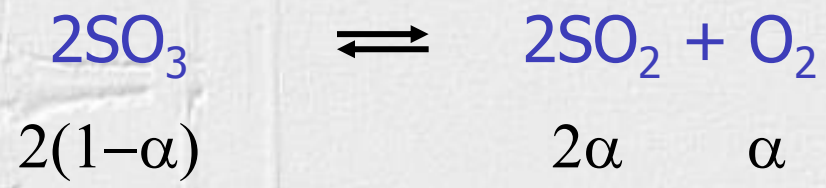
$$\Delta n = 2 - 1 = 1$$

$$0,14 = K_c(0,082 \times 298)$$

$$K_c = 5,73 \times 10^{-3} \text{ M}$$

# Esercizio 4

Alla temperatura di 650°C e alla pressione di 1 atm, SO<sub>3</sub> in fase gassosa si decompone per il 33% formando SO<sub>2</sub> e O<sub>2</sub>. Calcolare K<sub>p</sub>



α = grado di dissociazione, rapporto tra n moli dissociate e n moli iniziali

$$P_i = P n_i / n$$

P<sub>i</sub> = Pressione parziale del gas all'equilibrio

n moli all'equilibrio

P<sub>i</sub> = Pressione parziale del gas

SO<sub>3</sub>

$$n = 2(1 - 0,33) = 1,34$$

$$p = 1 \times \left( \frac{1,34}{2,33} \right) = 0,57 \text{ atm}$$

SO<sub>2</sub>

$$n = 0,66$$

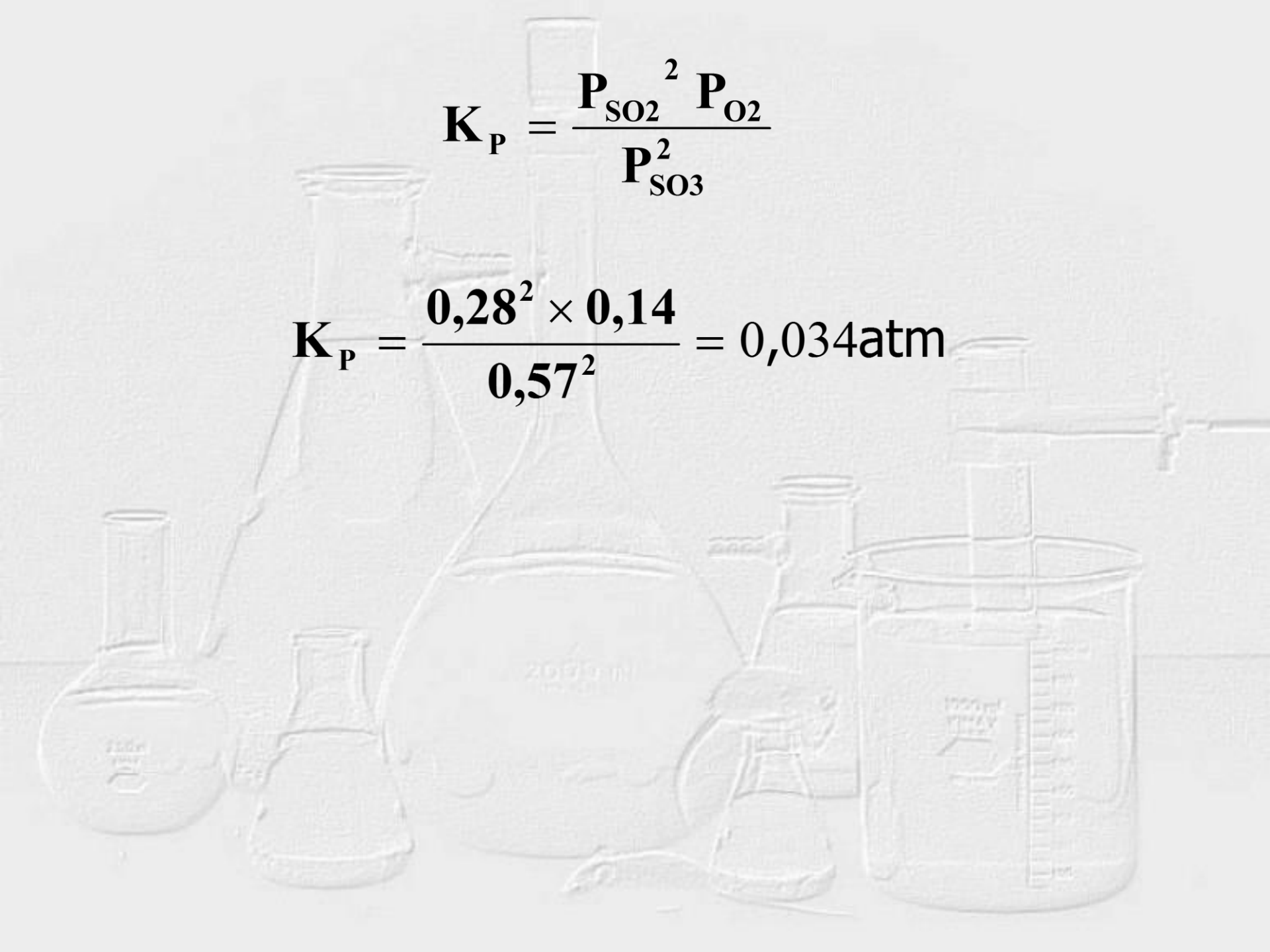
$$p = 1 \times \left( \frac{0,66}{2,33} \right) = 0,28 \text{ atm}$$

O<sub>2</sub>

$$n = 0,33$$

$$p = 1 \times \left( \frac{0,33}{2,33} \right) = 0,14 \text{ atm}$$

$$n_{\text{tot}} = 2,33$$


$$K_P = \frac{P_{\text{SO}_2}^2 P_{\text{O}_2}}{P_{\text{SO}_3}^2}$$

$$K_P = \frac{0,28^2 \times 0,14}{0,57^2} = 0,034 \text{ atm}$$



# Costante di equilibrio e equilibrio eterogeneo



$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{CaO}]}{[\text{CaCO}_3]}$$

$$\begin{aligned} [\text{CaO}] &= \text{costante} \\ [\text{CaCO}_3] &= \text{costante} \end{aligned}$$

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

In un **equilibrio eterogeneo** le concentrazioni dei solidi e dei liquidi puri vengono considerate costanti e non sono espresse

## Esercizio 4

Calcolare la  $K_p$  e  $K_c$  del seguente equilibrio sapendo che a 295 °K la pressione parziale di ogni gas all'equilibrio è 0,265 atm.



$$K_p = [\text{NH}_3][\text{H}_2\text{S}]$$

$$K_p = 0,265 \times 0,265 = 0,070$$

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

$\Delta n$  = differenza tra i coef. stechiometrici

$$0,070 = K_c \times (0,082 \times 295)^{2-0}$$

$$K_c = 1,2 \times 10^{-4}$$

# Quoziente di reazione

Ogni miscela di reagenti e prodotti che non sia all'equilibrio è caratterizzata da un rapporto, chiamato quoziente di reazione e indicato con  $Q$ , la cui espressione è esattamente uguale alla costante di equilibrio ma considera le concentrazioni non all'equilibrio

$Q > K$  Il sistema reagisce ed i prodotti formano i reagenti.  
Reazione si sposta a sinistra

$Q = K$  Il sistema è all'equilibrio

$Q < K$  Il sistema reagisce ed i reagenti formano i prodotti.  
Reazione si sposta a destra

## Esercizio 5

Il biossido di azoto si trasforma in ipoazotide secondo la reazione



che a  $T=298\text{ K}$  ha  $K_{\text{eq}}=222\text{ M}^{-1}$ . Se in un recipiente di  $1\text{ L}$  vengono introdotte  $0,018$  moli di biossido di diazoto e  $0,036$  moli di ipoazotide, quale sarà il verso della reazione?

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

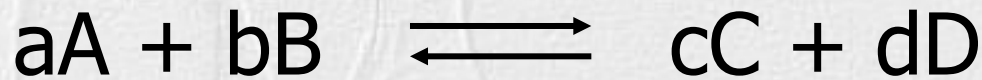
$$Q = \frac{0,036}{(0,018)^2} = 111$$

$$Q < K$$

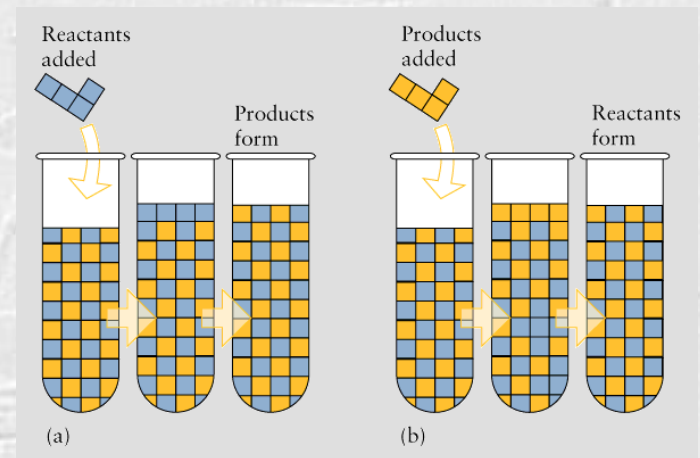
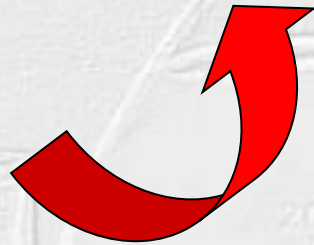
La reazione tende all'equilibrio trasformando  $\text{NO}_2$  in  $\text{N}_2\text{O}_4$  fino a quando  $Q=K_{\text{eq}}$

# Principio di Le Chatelier

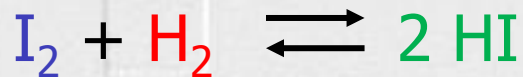
Quando un sistema all'equilibrio viene perturbato, cambiando la P o le concentrazioni di reagenti o prodotti, il sistema reagisce in modo da opporsi alla perturbazione.



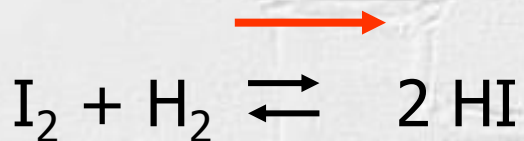
A



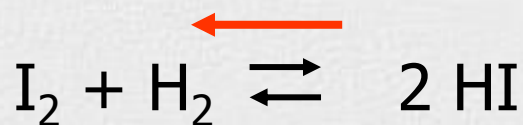
Si ottiene un nuovo equilibrio in cui sono cambiate le concentrazioni dei reagenti e dei prodotti ma non il valore di  $K_{eq}$



+ I<sub>2</sub>

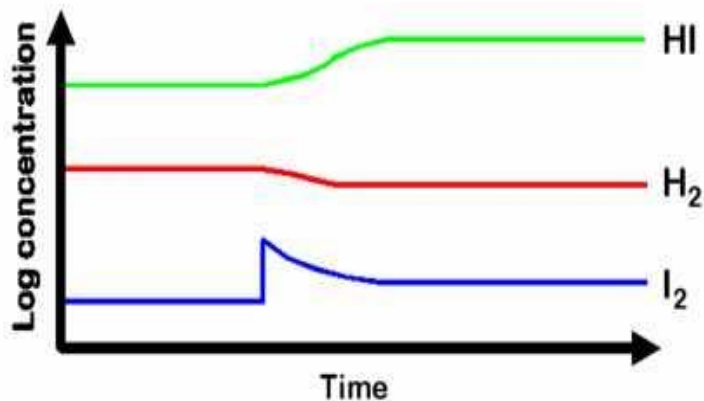


- H<sub>2</sub>



## Changes in concentration

**Example.** I<sub>2</sub> is added to an equilibrium mixture. The system will adjust all of the concentrations to reestablish a new equilibrium with the same  $K_c$ .

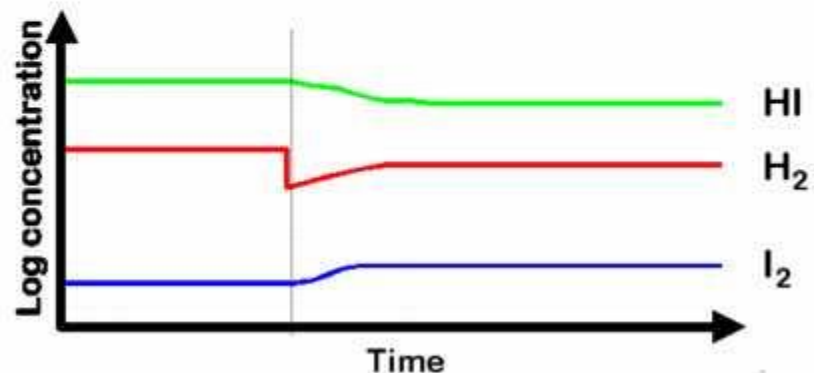


14 - 40

## Changes in concentration

**Example.** Some H<sub>2</sub> is removed.

Again, the system adjusts all of the concentrations to reestablish a new equilibrium with the same  $K_c$ .



14 - 41

Una variazione **in P o nelle Concentrazioni** provocherà una variazione nelle concentrazioni all'equilibrio, per mantenere invariata la K.

La **temperatura** è l'unico parametro che influenza la posizione dell'equilibrio perché fa variare **il valore della costante di equilibrio.**

## Esercizio 6

Per la reazione in soluzione:



si raggiunge l'equilibrio quando, partendo da una mole di A ed una di B in un volume  $V=200\text{mL}$ , si sono formate 0,5 moli di C. Calcolare la  $K_c$ . Viene quindi aggiunta una mole di B. Determinare il numero di moli di vari componenti dopo tale aggiunta considerando che il volume resta invariato.

$$K_c = \frac{[C]}{[A][B]}$$

	A (moli)	B (moli)	C (moli)
inizio	1	1	0
equilibrio	1-0,5	1-0,5	0,5

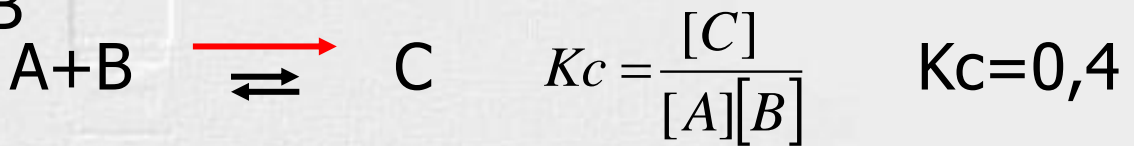
Calcolo le  $[\ ]$  all'eq:

$$[A] = [B] = [C] = \frac{0,5\text{mol}}{0,2\text{L}} = 2,5\text{mol/L}$$

$$K_c = \frac{2,5}{2,5 \times 2,5} = 0,4 \text{ M}^{-1}$$



Aggiunta di una mole di B



moli	A	B	C
equilibrio 1 (inizio)	0,5	0,5 +1	0,5
Consumate/prodotte	-x	-x	x
Equilibrio 2	0,5-x	1,5-x	0,5+x

$$0,4 = \frac{(0,5 + x) / 0,2}{(0,5 - x) / 0,2 \times (1,5 - x) / 0,2}$$

$$2x^2 - 5x + 1 = 0$$

$$x = \frac{5 \pm \sqrt{25 - 8}}{4} = \begin{matrix} 0,22 \\ \cancel{2,28} \end{matrix}$$

equilibrio

$$[A] = \frac{(0,5 - 0,22)}{0,2} = 1,4M$$

$$[B] = \frac{(1,5 - 0,22)}{0,2} = 6,4M$$

$$[C] = \frac{(0,5 + 0,22)}{0,2} = 3,6M$$

# Termodinamica ed equilibrio chimico

Come si capisce se una reazione avviene spontaneamente ?

- ogni sistema evolve verso il minor contenuto di energia



Reazione tanto più è esotermica ( $\Delta H < 0$ )  
tanto più è spontanea

Esistono molte reazioni endotermiche spontanee (NaCl o KCl in H<sub>2</sub>O)

# Termodinamica ed equilibrio chimico

La variazione di **energia libera di Gibbs** rappresenta l'energia di una reazione che può essere utilizzata a pressione e temperatura costante; è una **funzione di stato**, rappresentata dal simbolo  $G$ , quindi,  $\Delta G$  rappresenta una variazione dell'energia libera di Gibbs, che viene definita in termini di entalpia ed entropia secondo l'equazione:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Il  $\Delta G$  rappresenta quella frazione di energia che è disponibile per compiere un lavoro utile.

$$\Delta G < 0$$

reazione spontanea

**ESOERGONICA**

Se una reazione è spontanea quel valore di  $\Delta G$  è l'energia che si libera durante il processo e rappresenta il massimo lavoro sfruttabile

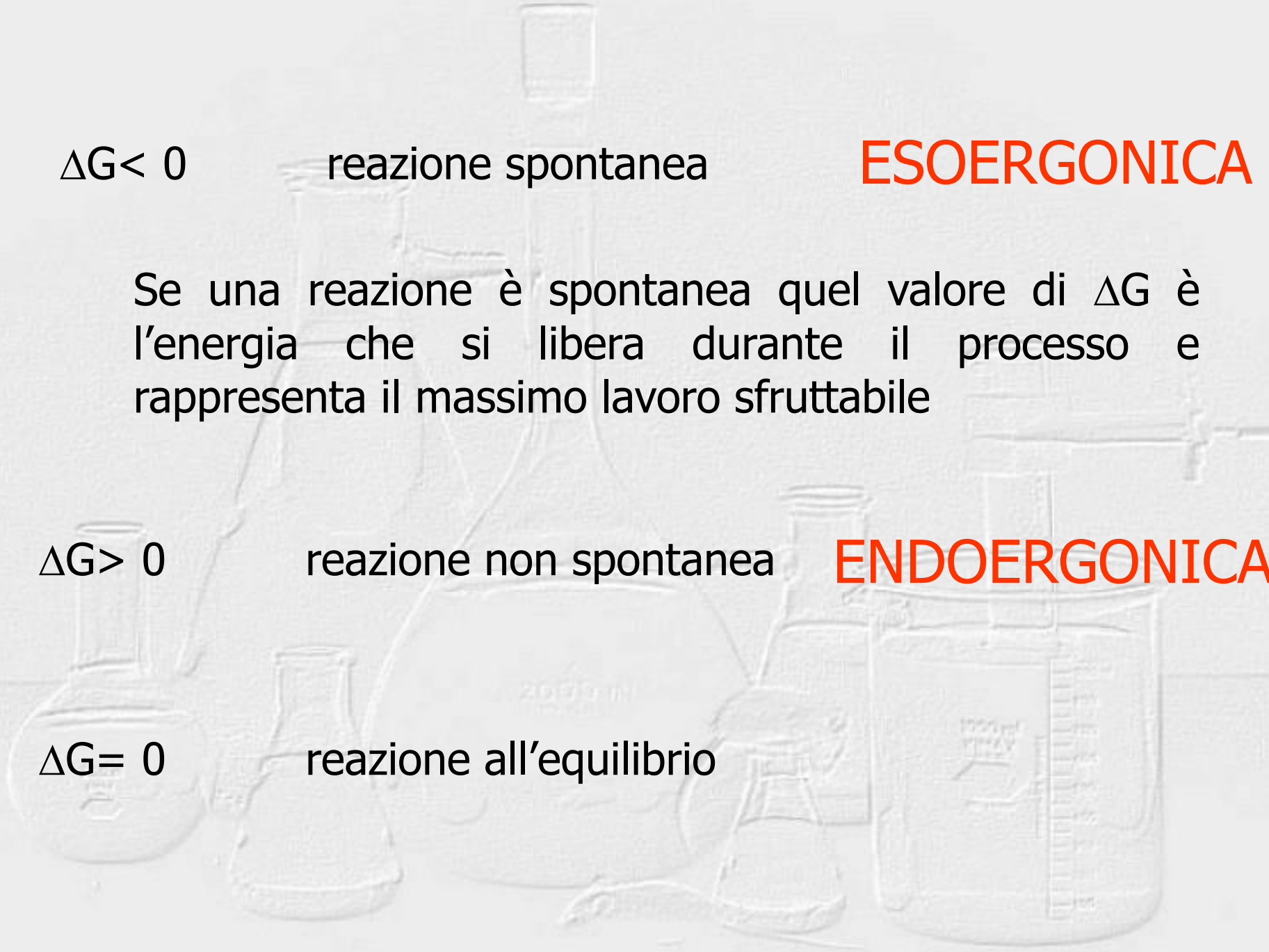
$$\Delta G > 0$$

reazione non spontanea

**ENDOERGONICA**

$$\Delta G = 0$$

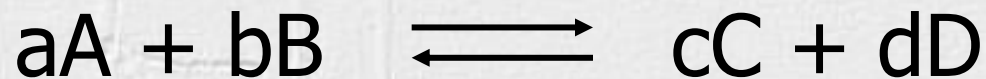
reazione all'equilibrio



$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$\Delta H$	$\Delta S$	
$\Delta H < 0$ (esotermica)	$\Delta S > 0$	Processo favorito da un punto di vista entalpico ed entropico. <b>Processo spontaneo a tutte le T</b>
	$\Delta S < 0$	Processo guidato dal contributo entalpico. <b>Spontaneo solo se <math>\Delta H &gt; T\Delta S</math></b>
$\Delta H > 0$ (endotermica)	$\Delta S > 0$	Processo guidato dal contributo entropico. <b>Spontaneo solo se <math>T\Delta S &gt; \Delta H</math></b>
	$\Delta S < 0$	<b>Non spontaneo</b>

# Relazione tra $\Delta G$ e $K_{eq}$



$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$\Delta G^\circ$  = energia libera standard

Energia misurata in condizioni standard

(P 1 atm, T 25°C, 1 mol/l,)

R= costante dei gas

T= temperatura in gradi kelvin

L'energia libera è formata da un termine costante e da una parte variabile, che dipende dalla concentrazione dei reagenti e dei prodotti, dalla stechiometria e dalla T di una reazione

## Energia libera standard

$$\Delta G^{\circ} = \sum \nu \Delta G_{f(\text{prodotti})}^{\circ} - \sum \nu \Delta G_{f(\text{reagenti})}^{\circ}$$

$\nu$  = coef stechiometrico

L'energia libera standard di formazione ( $\Delta G_f^{\circ}$ ) di un composto è la variazione di energia libera associata alla reazione di formazione di una mole di composto a partire dagli elementi considerati nella forma più stabile ed in condizioni standard

Nel caso di equilibri in fase gassosa la costante di equilibrio è  $K_p$   
per equilibri in soluzione è  $K_c$

# All'equilibrio

$$0 = \Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = \Delta G^{\circ} + RT \ln K_{eq}$$

$$0 = \Delta G^{\circ} + RT \ln K_{eq}$$

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K_{eq}$$



## Esercizio 7

Calcolare il valore della costante di equilibrio a 92,5°C della reazione



noti i valori delle energie libere molari standard di formazione  $\text{SO}_2$  (-71,79 kcal/mol) e di  $\text{SO}_3$  (-85,52 kcal/mol)

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq}$$

$$\Delta G^\circ = (-85,52) - (-71,79) = -13,73 \text{ Kcal/mol}$$

$$-13730 = -1,987 \times 365,66 \times \ln K_{eq}$$

$$K_{eq} = 1 \times 10^{10}$$

$$R = 1,987 \text{ calK}^{-1}\text{mol}^{-1}$$

$$R = 8,31 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$$

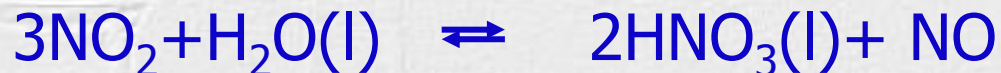
$$R = 0,082 \text{ atmL}^\circ\text{K}^{-1}\text{mol}^{-1}$$

- Una reazione chimica raggiunge l'equilibrio quando:
- A. le concentrazioni di reagenti e prodotti si equivalgono
  - B. i reagenti si sono completamente consumati
  - C. le concentrazioni di reagenti e prodotti rimangono costanti
  - D. la velocità di reazione rimane costante
  - E. avviene in entrambe le direzioni

● L'unità di misura della costante di equilibrio di una reazione chimica:

- A. è sempre moli/L
- B. dipende dalla temperatura
- C. è sempre L/moli
- D. è sempre un numero puro
- E. dipende dai valori dei coefficienti di reazione

● L'unità di misura della costante di equilibrio della reazione:



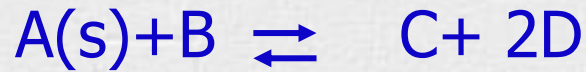
- A. mol
- B.  $\text{g}^2\text{L}^{-2}$
- C.  $\text{mol}^{-2}\text{L}^2$
- D.  $\text{mol}^2\text{L}^{-2}$
- E.  $\text{mol}^{-1}\text{L}^{-1}$

$$K = \frac{[\text{HNO}_3]^2[\text{NO}]}{[\text{NO}_2]^3[\text{H}_2\text{O}]}$$

→ Equilibrio eterogeneo

$$= \frac{[\text{NO}]}{[\text{NO}_2]^3} = \frac{\text{mol/L}}{\text{mol}^3/\text{L}^3}$$

● Data la reazione



la  $K_c$  è uguale a:

A.  $[C][D]^2/[B]$

B.  $p_c \times p_d^2 / p_b$

C.  $[B][D]^2/[C]$

D.  $[B] / [D]^2 [C]$

E.  $[C][B]^2/[D]$

● Quale dei seguenti metodi è utile per ridurre la quantità di prodotto C nell'equilibrio tra sostanze gassose supponendo che rimanga invariato il numero di moli :



- A. Aumentare la pressione
- B. Diminuire la pressione
- C. Aggiungere B
- D. Aggiungere A
- E. Diminuire A

● Se si aumenta la pressione, tenendo costante la temperatura, l'equilibrio della reazione in fase gassosa:



- A. Rimane inalterato
- B. Si sposta in modo da favorire la liberazione dell'ossigeno gassoso
- C. Si sposta a destra
- D. Si sposta a sinistra
- E. Si sposta in modo da produrre un aumento di entropia

● La costante di equilibrio di una reazione chimica, all'aumentare della temperatura:

- A. diminuisce sempre
- B. Aumenta sempre
- C. Aumenta a basse pressioni e diminuisce ad alte
- D. Può aumentare o diminuire a seconda della reazione**
- E. Resta costante

➔ All'aumentare della temperatura la costante di equilibrio aumenta se la reazione è endotermica diminuisce se è esotermica

La variazione di Entalpia ( $\Delta H$ ) di un sistema chimico indica la quantità di calore scambiata a pressione costante.

$$\Delta H < 0$$

reazione esotermica

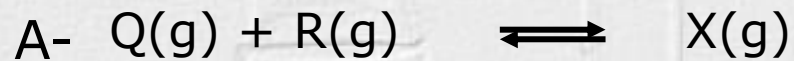
LIBERA CALORE

$$\Delta H > 0$$

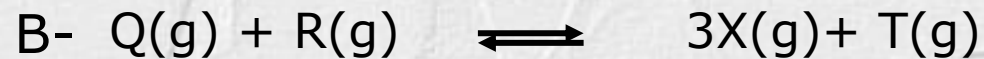
reazione endotermica

ASSORBE CALORE

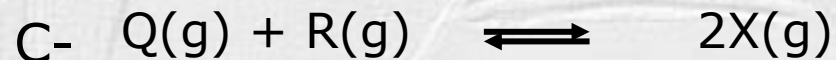
● Considerando le reazioni sottostanti all'equilibrio, in quale verrà prodotta la maggior quantità di X nel caso in cui si abbia o un aumento di pressione o un aumento della temperatura?



la reazione diretta è esotermica



la reazione diretta è esotermica



la reazione diretta è esotermica



la reazione diretta è endotermica



la reazione diretta è endotermica

● "Una reazione esotermica con un aumento di entropia è spontanea".  
Quale delle seguenti deve essere vera affinché l'affermazione precedente sia vera?

- I- Segno  $\Delta H$  negativo
- II- Segno  $\Delta S$  negativo
- III- Segno di  $(-T\Delta S)$  negativo
- IV- solo  $\Delta G$  maggiore di zero

- A- III e IV
- B- solo I
- C- solo IV
- D- II, III e IV
- E- I e III

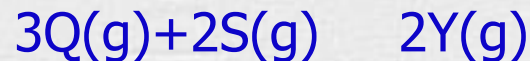
Reazione spontanea  $\Delta G < 0$

Reazione esotermica  $\Delta H < 0$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$



● L seguente reazione è all'equilibrio e caratterizzata da  $\Delta H < 0$



Quale delle seguenti condizioni porterebbe alla massima produzione di Y?

	Temperatura	Pressione	Q	S	catalizzatore
<del>A</del>	elevata	bassa	+	-	presente
<del>B</del>	bassa	bassa	+	+	assente
<del>C</del>	elevata	elevata	-	+	presente
D	bassa	elevata	+	+	assente
<del>E</del>	bassa	elevata	-	-	assente

→  $\Delta H < 0$  { Se T aumenta Keq diminuisce  
Se T diminuisce Keq aumenta

→ aggiungere Q e S

→ La reazione è in fase gassosa. L'aumento di pressione favorisce la direzione in cui diminuiscono le moli