

# LE REAZIONI CHIMICHE

Una **reazione chimica** è una **trasformazione** che comporta una nuova distribuzione degli atomi in una o più determinate sostanze



Una reazione chimica è un processo dinamico in cui alcune specie chimiche, dette **reagenti**, interagiscono tra loro trasformandosi in specie chimiche diverse dette **prodotti**.

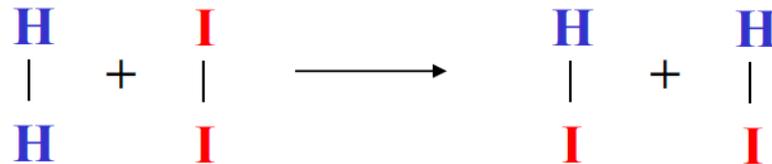
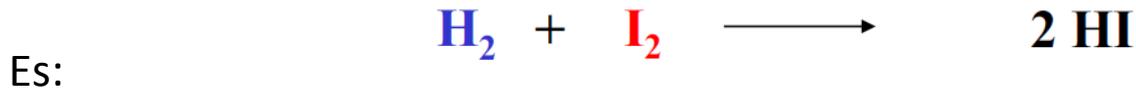
Per rappresentare schematicamente le reazioni chimiche si usano le equazioni di reazione o **equazioni chimiche**



Reagenti

Prodotti

Una reazione chimica implica la rottura di legami chimici tra gli atomi delle molecole dei reagenti e la **formazione di nuovi legami** tra gli stessi a formare molecole diverse (i prodotti), senza variazioni di massa.



2 atomi di idrogeno  
2 atomi di iodio

2 atomi di idrogeno  
2 atomi di iodio

Dalla **legge di Lavoisier** sappiamo che in una reazione chimica **nulla si crea e nulla si distrugge**.

Questo principio è chiamato anche «**legge di conservazione della massa**» ed implica che in una equazione di reazione la massa totale degli atomi presenti nei reagenti deve essere uguale alla massa totale degli atomi presenti nei prodotti di reazione.

## Legge delle proporzioni definite (Proust)

Un determinato composto chimico contiene gli elementi che lo costituiscono **in rapporti di massa costanti** ed indipendenti dal modo in cui tale composto viene preparato

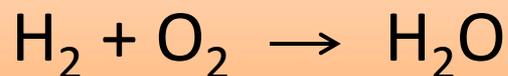
Es:  $\text{CO}_2$  contiene **sempre** ossigeno (16 uma) e carbonio (C 12uma) in rapporto di massa  $16 \times 2 / 12 \times 1$  ovvero 2,66.

Se un composto di Carbonio e Ossigeno presenta un rapporto diverso non è  $\text{CO}_2$

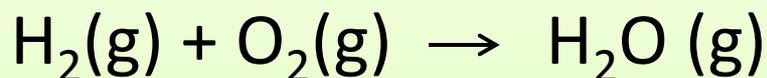
Questo significa che quando due elementi reagiscono per formare un determinato composto **si combinano sempre secondo proporzioni in peso definite e costanti**

Un'equazione chimica indica...

1) La **natura chimica** dei reagenti dei prodotti indicandone la formula chimica:



2) La **stato** dei reagenti dei prodotti :



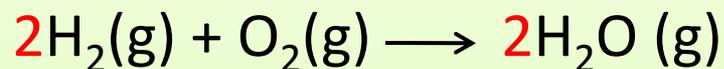
(g) Gassoso o di vapore

(l) Liquido

(aq) Sciolto in acqua

(s) solido

3) I **rapporti quantitativi** tra le specie coinvolte nella reazione



Tali rapporti sono indicati dai numeri posti davanti alle sostanze nell'equazione e sono chiamati:

**coefficienti stechiometrici**

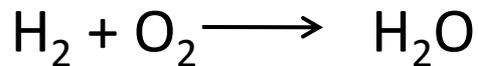


La **stechiometria** è studio delle relazioni quantitative fra le sostanze che subiscono una trasformazione chimica.

# Bilanciamento di una reazione chimica

I **coefficienti stechiometrici** sono i più piccoli numeri interi che verificano la legge di conservazione di massa

Ad esempio nella reazione



Reagenti

Prodotti

2 atomi di idrogeno

2 atomi di ossigeno

2 atomi di idrogeno

1 atomo di ossigeno

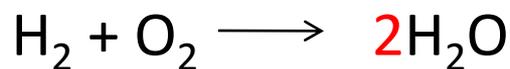
La reazione è sbilanciata

Per bilanciare la reazione è necessario inserire i **coefficienti stechiometrici** in modo che il numero di atomi di ciascun elemento sia identico fra reagenti e prodotti

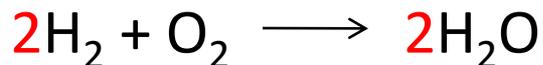
## Bilanciamento della reazione



Ci sono 2 atomi di ossigeno nei reagenti ed 1 solo nei prodotti  
Per bilanciare l'ossigeno quindi aggiungiamo il coefficiente **2** all'  $\text{H}_2\text{O}$

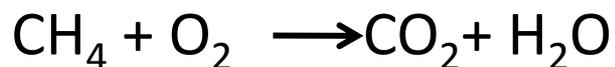


Ora l'ossigeno è bilanciato ma ci sono 4 atomi di idrogeno nei prodotti e solo 2 nei reagenti  
Quindi aggiungiamo il coefficiente **2** all'idrogeno

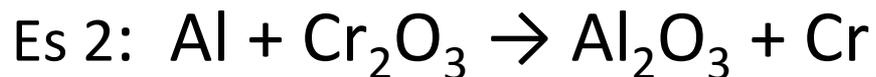


**Ora la reazione è bilanciata**

## Esempio 1: reazione di combustione del metano



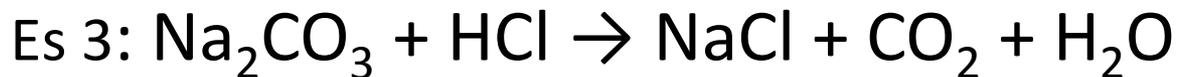
Il carbonio è bilanciato ma l'ossigeno e l'idrogeno no



E' buona regola lasciare ossigeno (O) ed idrogeno (H) per ultimi ed iniziare dall'elemento/i meno rappresentato/i

In questo caso dal alluminio (Al) o cromo (Cr)





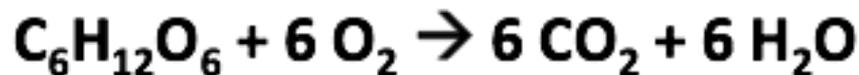
Al e Na e O sono già bilanciati ma l'idrogeno no quindi partiamo da quello e poi ricontrolliamo resto



**Reazione bilanciata**

I rapporti stechiometrici di una reazione ci permettono di calcolare la quantità di prodotto che si ottiene data una precisa quantità di reagente

**ES: OSSIDAZIONE DEL GLUCOSIO**



rapporti stechiometrici 1:6:6:6

Problema: Quanti g di CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O si ottengono dalla completa combustione di 100 g di glucosio?

$M_M \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180.06 \text{ uma} \rightarrow 180.06 \text{ g/mol}$

$\text{moli C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 100 \text{ g} / 180.06 \text{ g/mol} = 0.555 \text{ moli}$

**Sulla base della stechiometria sappiamo che 1 mole di glucosio produce 6 moli di CO<sub>2</sub> e 6 moli di H<sub>2</sub>O.**

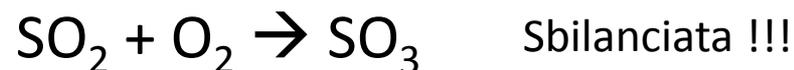
$1 : 6 = 0.555 : X \quad X = 3.32 \text{ moli}$

$M_M \text{ CO}_2 = 44 \text{ uma} \rightarrow 44 \text{ g/mol}$  grammi di CO<sub>2</sub> = 3.32 moli x 44 g/mol = **146.6 g**

$M_M \text{ H}_2\text{O} = 18 \text{ uma} \rightarrow 18 \text{ g/mol}$  grammi di H<sub>2</sub>O = 3.32 moli x 18 g/mol = **59.8 g**

I coefficienti stechiometrici permettono di determinare il reagente limitante di una reazione

Data la reazione



Nella reazione bilanciata i rapporti molari delle tre sostanze sono **2:1:2**



Se i 2 reagenti  $\text{SO}_2 + \text{O}_2$  sono miscelati in rapporto **2:1** entrambi saranno completamente convertiti in prodotto

Tuttavia se i reagenti vengono miscelati in rapporto diverso solo uno dei due reagirà completamente, **il reagente limitante**.

Dati due reagenti A e B, nella reazione con stechiometria  $aA + bB \rightarrow cC$

-se il rapporto molare  $A/B$  è **>** del rapporto stechiometrico  $a/b$  allora è B il reagente limitante

se il rapporto molare  $A/B$  è **<** del rapporto stechiometrico  $a/b$  allora è A il reagente limitante

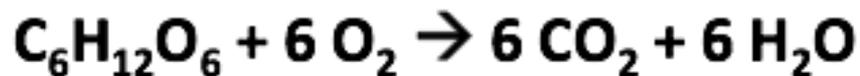
Es: nella reazione precedente vengono miscelate  $\text{SO}_2$  e  $\text{O}_2$  in rapporto 5:3 quale sarà il reagente limitante?

Il rapporto stechiometrico di  $\text{SO}_2$  e  $\text{O}_2$  nella reazione  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$  è 2:1

Il rapporto 5/3 è < 2/1 quindi il reagente limitante è l' $\text{SO}_2$  mentre l'ossigeno è in eccesso

Esercizio

Quante moli di  $\text{CO}_2$  vengono generate dalla combustione di 2 moli di glucosio con 4.5 moli di ossigeno?



Rapporti stechiometrici 1:6:6:6

Il rapporto molare fra glucosio e ossigeno è  $2/4.5$  (= 0,44) ed è quindi maggiore del rapporto stechiometrico  $1/6$  (=0,16)

Il reagente limitante è l'ossigeno  $\text{O}_2$

Dato che l'ossigeno e la  $\text{CO}_2$  sono fra loro in rapporto molare 6:6, quindi 1:1

Dalla reazione di 4.5 moli di ossigeno si formeranno 4.5 moli di  $\text{CO}_2$

# Classificazione delle reazioni chimiche

1) Reazioni di sintesi

2) Reazioni di decomposizione

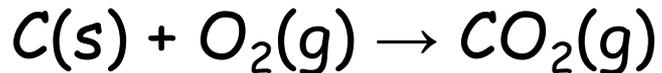
3) Reazioni di scambio semplice

4) Reazioni di scambio doppio

**1) Reazioni di sintesi:  $A + B \rightarrow C$** 

Sono quelle reazioni chimiche nelle quali due diversi reagenti (A e B) formano un unico prodotto (C).

Un esempio di reazione di sintesi è quella tra carbonio e ossigeno con formazione di anidride carbonica:

**2) Reazioni di decomposizione:  $A \rightarrow B + C$** 

Sono quelle reazioni chimiche nelle quali un unico reagente (A) si decompone in due prodotti (B e C).

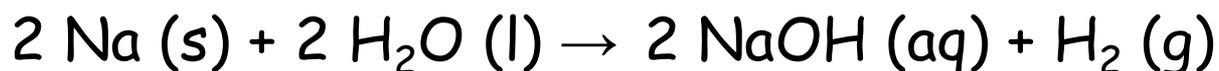
La decomposizione alle alte temperature del carbonato di calcio ( $CaCO_3$ ) è un esempio di questo tipo di reazioni:



**3) Reazioni di scambio semplice :  $A + BC \rightarrow AC + B$** 

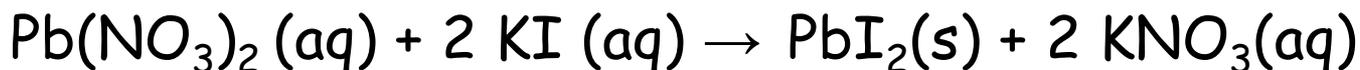
Sono quelle reazioni chimiche nelle quali un elemento libero (A) sostituisce e prende il posto di un elemento (B) presente nel composto (BC)

Un esempio è la reazione tra sodio metallico ed acqua con sviluppo di idrogeno:

**4) Reazioni di doppio scambio:  $AB + CD \rightarrow AD + CB$** 

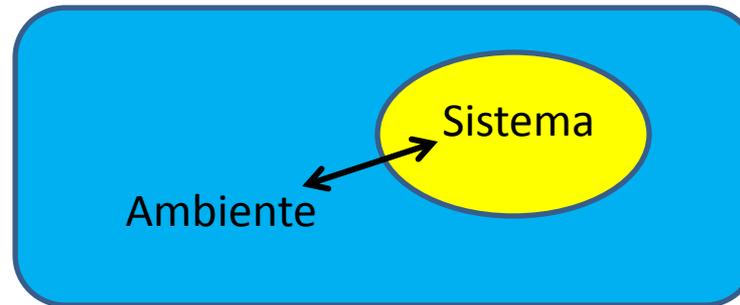
Sono quelle reazioni chimiche nelle quali due composti (AB e CD) si scambiano i "partner".

Un esempio è la reazione tra nitrato di piombo  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e ioduro di potassio KI con formazione di un precipitato giallo di  $\text{PbI}_2$ :



# Termodinamica

Studio delle variazioni di energia durante una TRASFORMAZIONE (REAZIONE CHIMICA)

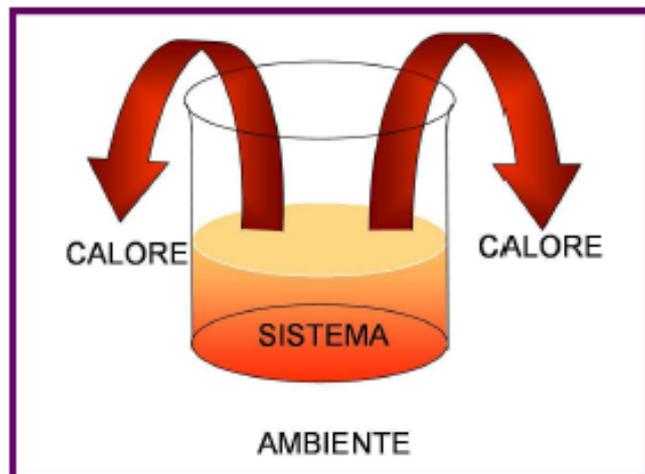


Nel corso di una reazione chimica si rompono dei legami e se ne formano di nuovi: il passaggio dai reagenti ai prodotti è sempre accompagnato da una **variazione di energia chimica potenziale**.

In molti casi l'energia potenziale diminuisce, cioè i prodotti possiedono un'energia potenziale inferiore a quella dei reagenti, in altri casi accade l'inverso.

**QUESTE TRASFORMAZIONI ENERGETICHE SONO SPESSO ACCOMPAGNATE DA SCAMBI DI CALORE TRA SISTEMA E AMBIENTE**

## SCAMBIO DI CALORE FRA SISTEMA E AMBIENTE

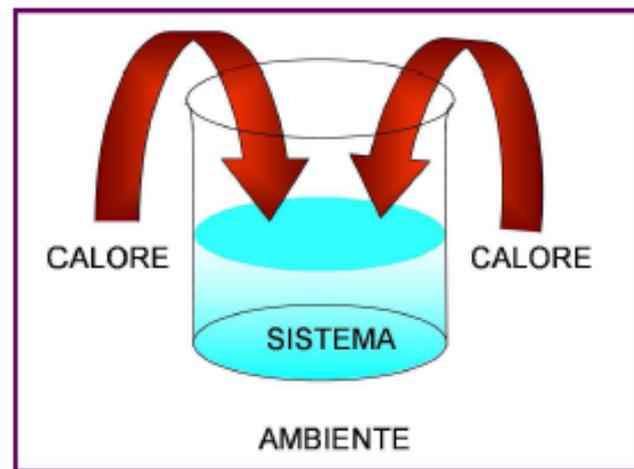


Le reazioni che avvengono con produzione di calore, cioè trasferiscono energia dal sistema all'ambiente sono

**REAZIONI ESOTERMICHE**

Le reazioni che avvengono con assorbimento di calore dall'ambiente sono

**REAZIONI ENDOTERMICHE**



**Il primo principio della termodinamica:** L'energia interna dell'Universo (sistema **ISOLATO**) si conserva : si trasforma da una forma ad un'altra, ma la somma dell'energia nelle varie forme rimane costante

L'energia delle molecole è uguale alla somma della loro **ENERGIA CINETICA** e di quella **POTENZIALE**.

**L'energia cinetica** si concretizza in movimenti di traslazione (spostamento), rotazione (su sé stesse), vibrazione (oscillazione o variazione della distanza tra atomi)

**L'energia potenziale** è legata alla posizione reciproca delle particelle cariche che compongono atomi nelle molecole.

$$\text{ENERGIA INTERNA} = \text{Energia CINETICA} + \text{Energia POTENZIALE}$$

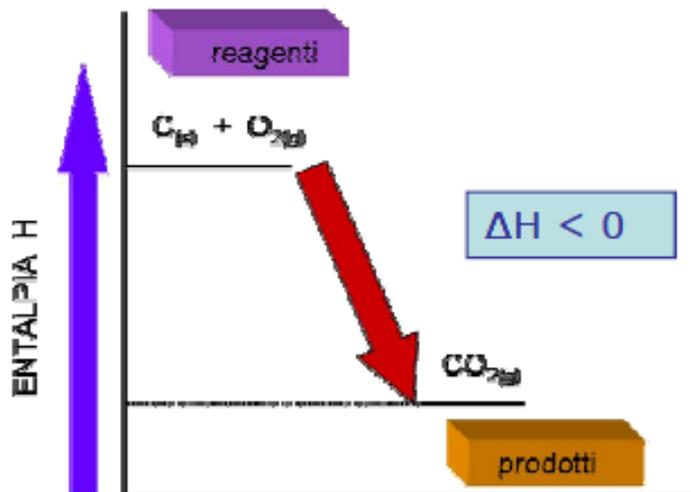
## ENTALPIA

L'energia potenziale, l'energia di legame, contenuta da ogni sostanza, viene definita **ENTALPIA** ed indicata con **H**.

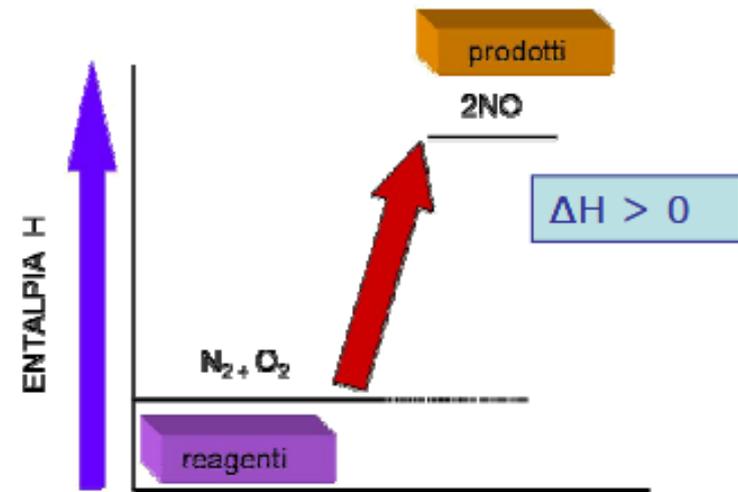
Se la reazione avviene a pressione costante, il calore assorbito o emesso nel corso di reazione coincide con la variazione di entalpia  $\Delta H$ . Il simbolo " $\Delta$ " indica variazione.

$$\Delta H = H \text{ prodotti} - H \text{ reagenti}$$

In una reazione **ESOTERMICA**  
il  $\Delta H$  è negativo.

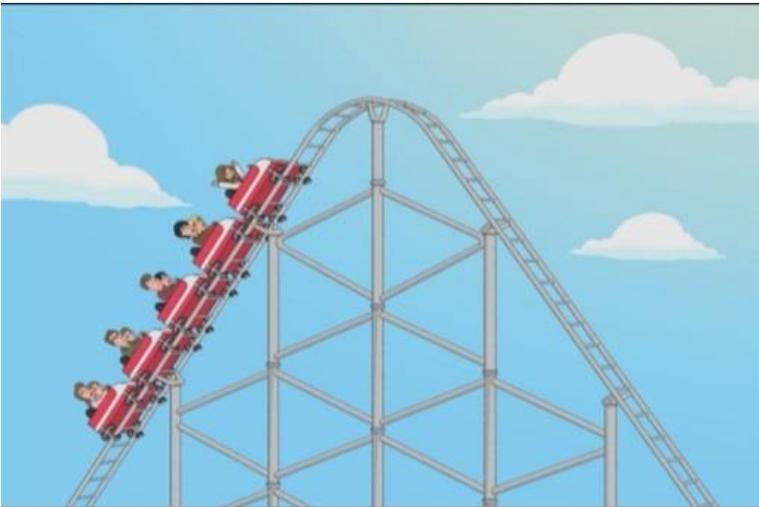


In una reazione **ENDOTERMICA**  
il  $\Delta H$  è positivo.



La prima legge della termodinamica definisce un principio di conservazione dell'energia (sistema + ambiente)  
**MA NON FORNISCE NESSUNA INFORMAZIONE SULLA DIREZIONE VERSO CUI PROCEDONO SPONTANEAMENTE I PROCESSI**

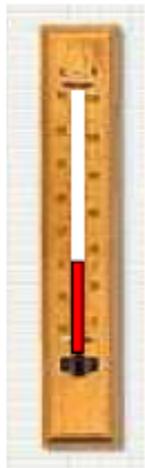
Non spontaneo



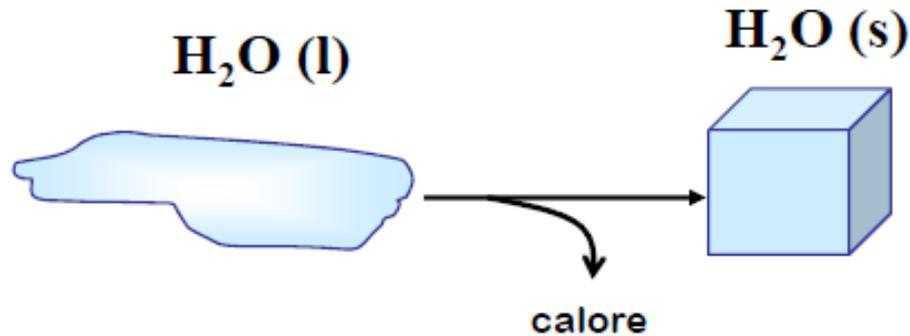
spontaneo



le molecole d'acqua hanno un'energia cinetica maggiore allo stato liquido piuttosto che allo stato solido (ghiaccio). Per questo nel processo di congelamento viene persa energia sottoforma di calore

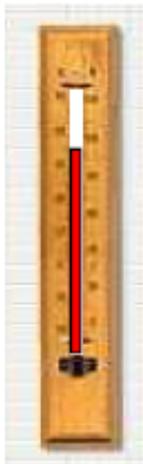


$T < 0^{\circ}\text{C}$

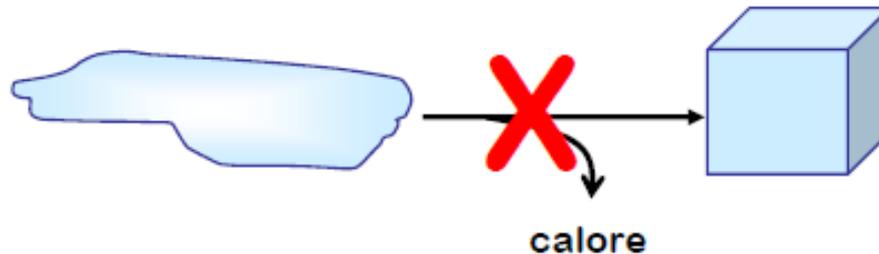


$\Delta H < 0$

Processo esotermico  
spontaneo



$T > 0^{\circ}\text{C}$



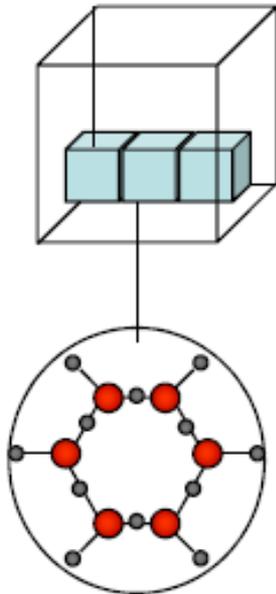
Processo comunque  
esotermico  
ma non spontaneo

## ENTROPIA

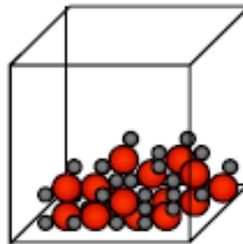
E' una misura del "DISORDINE" di un sistema fisico, legato alla disposizione più o meno regolare delle particelle (atomi e molecole) e alla struttura della materia.

$$\Delta S = S_{\text{prodotti}} - S_{\text{reagenti}}$$

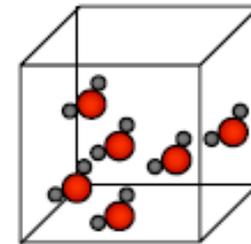
SOLIDO: possiede una struttura organizzata



LIQUIDO: le particelle hanno più libertà di movimento

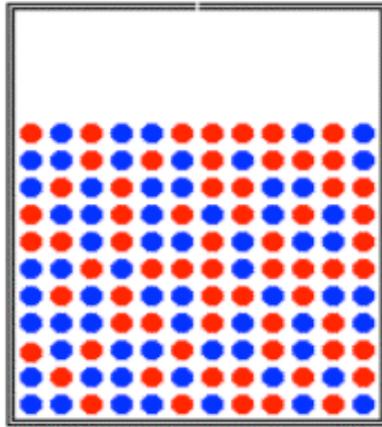
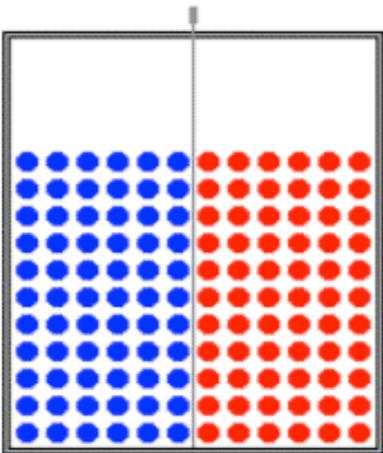


AERIFORME: le molecole possono muoversi in tutte le direzioni



La fusione del ghiaccio ad acqua liquida e l'evaporazione del liquido avvengono con aumento di entropia. La variazione di entropia è positiva:  $\Delta S > 0$

**Il secondo principio della termodinamica:** Tutti i processi spontanei producono un aumento di entropia dell'Universo



La variazione di entropia che accompagna una trasformazione chimica è pari a:

$\Delta S = q / T$  dove  $q$  è il calore assorbito dal sistema per aumentare il disordine  
 $q = T\Delta S$

$\Delta S > 0$  reazione favorita

## ENERGIA LIBERA DI GIBBS

Nei processi spontanei sono coinvolte sia l'entalpia che l'entropia. La funzione energia libera di Gibbs,  $G$ , tiene conto di entrambi i fattori, che compaiono nella relazione:  $G = H - TS$ , dove  $T$  è la temperatura assoluta a cui si verifica il processo. La variazione di energia libera è rappresentata dalla seguente equazione:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = G_{\text{prodotti}} - G_{\text{reagenti}}$$

Una reazione chimica può procedere spontaneamente se l'energia libera dei prodotti è inferiore all'energia libera dei reagenti. Un processo è spontaneo se l'energia libera diminuisce

$$G_{\text{prodotti}} - G_{\text{reagenti}} = \Delta G_{\text{reazione}} < 0$$

A seconda del valore assunto da  $\Delta G$ , si possono presentare queste tre situazioni:

**$\Delta G < 0$**  la reazione è **SPONTANEA** (ESOERGONICA)

**$\Delta G > 0$**  la reazione **NON** è **SPONTANEA** (ENDOERGONICA)

**$\Delta G = 0$**  la reazione è all'**EQUILIBRIO**

# La spontaneità di una reazione in funzione della temperatura

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

$\Delta H^\circ < 0$ $\Delta S^\circ > 0$ <b>Spontanea a ogni temperatura</b>	$\Delta H^\circ > 0$ $\Delta S^\circ > 0$ Spontanea ad alta temperatura
$\Delta H^\circ < 0$ $\Delta S^\circ < 0$ Spontanea a bassa temperatura	$\Delta H^\circ > 0$ $\Delta S^\circ < 0$ <b>Mai spontanea</b>

# Velocità di una reazione chimica

Le reazioni chimiche decorrono a velocità molto diverse l'una rispetto all'altra. Alcune, come la combustione della benzina in un motore o l'esplosione della polvere da sparo, sono particolarmente veloci e possono avvenire in tempi brevissimi. Altre, come la formazione della ruggine, l'indurimento del cemento e la decomposizione della plastica nell'ambiente, richiedono invece tempi molto lunghi.

Veloce



Lenta



La **velocità di reazione** (o **cinetica** di reazione) di una data trasformazione chimica è la velocità con cui i reagenti scompaiono e i prodotti si formano.

# Velocità delle reazioni

I cinque fattori fondamentali che influenzano la velocità di una reazione:

- 1. natura chimica dei reagenti;***
- 2. capacità dei reagenti di venire a contatto reciproco;***
- 3. concentrazione dei reagenti;***
- 4. temperatura;***
- 5. presenza di sostanze, chiamate catalizzatori, in grado di accelerare la reazione.***

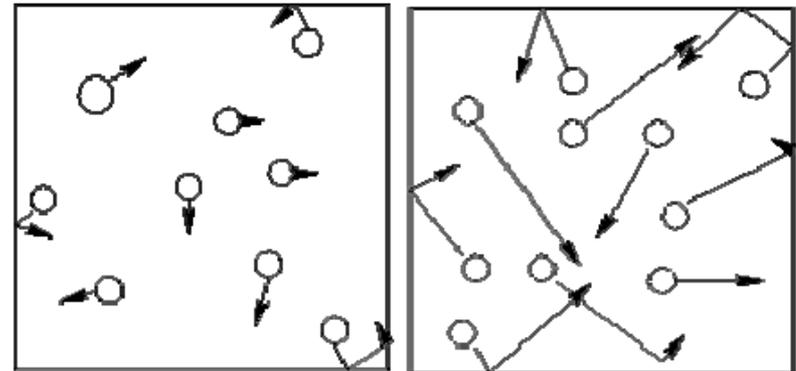
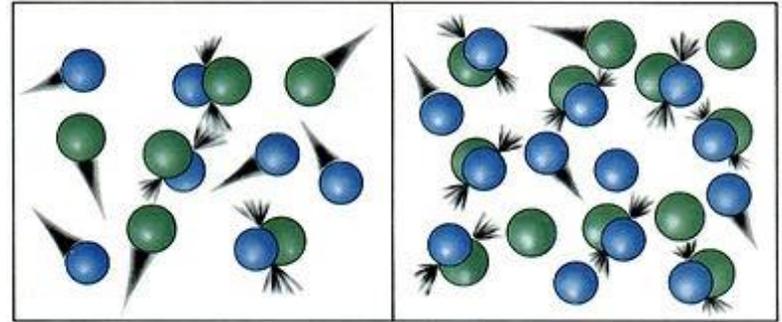
# Velocità delle reazioni

La velocità di una reazione è proporzionale alla **concentrazione dei reagenti**

La velocità di una reazione è **proporzionale alla TEMPERATURA**  
Ciò è dovuto al fatto che all'aumentare della temperatura vi è dell'ENERGIA CINETICA media delle molecole del reagente

Bassa  
concentrazione

Alta  
concentrazione



$T_1$

$T_2 > T_1$

In entrambi i casi aumentano gli urti tra le particelle

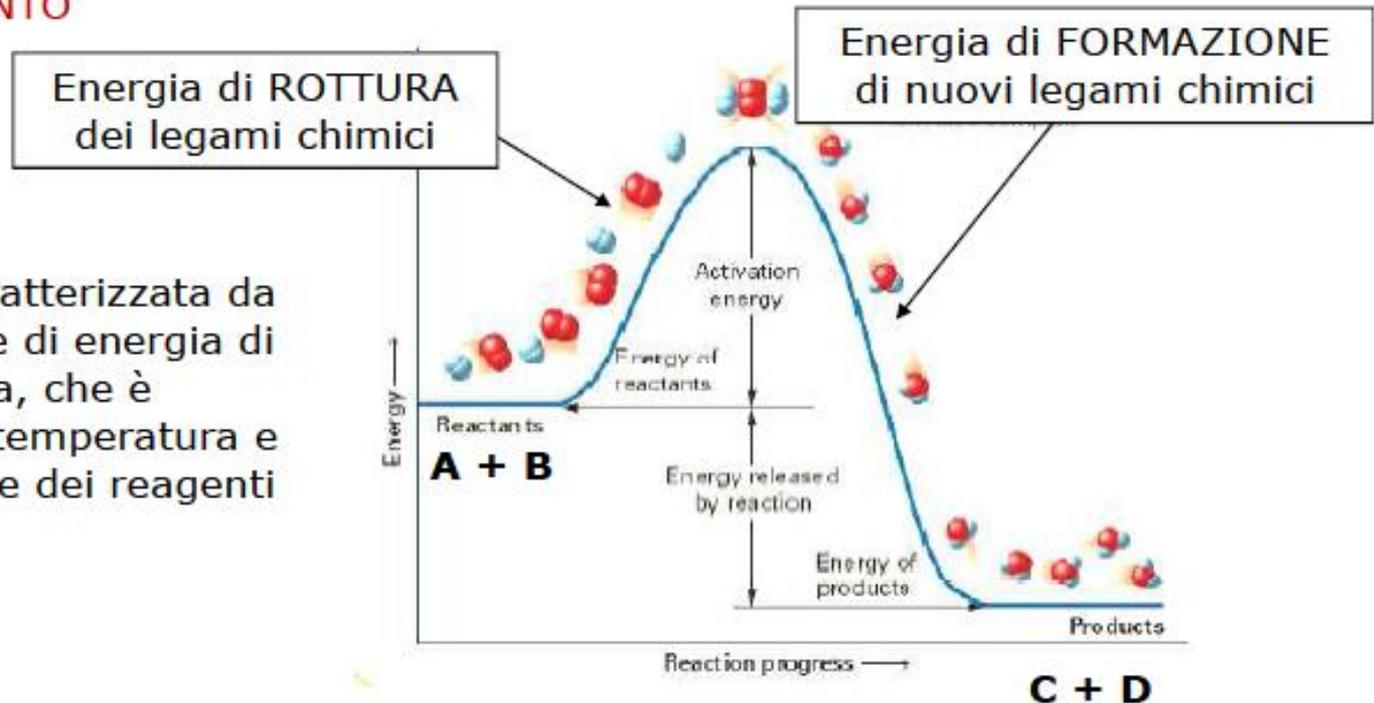
## TEORIA DELLE COLLISIONI

Consideriamo la generica reazione:

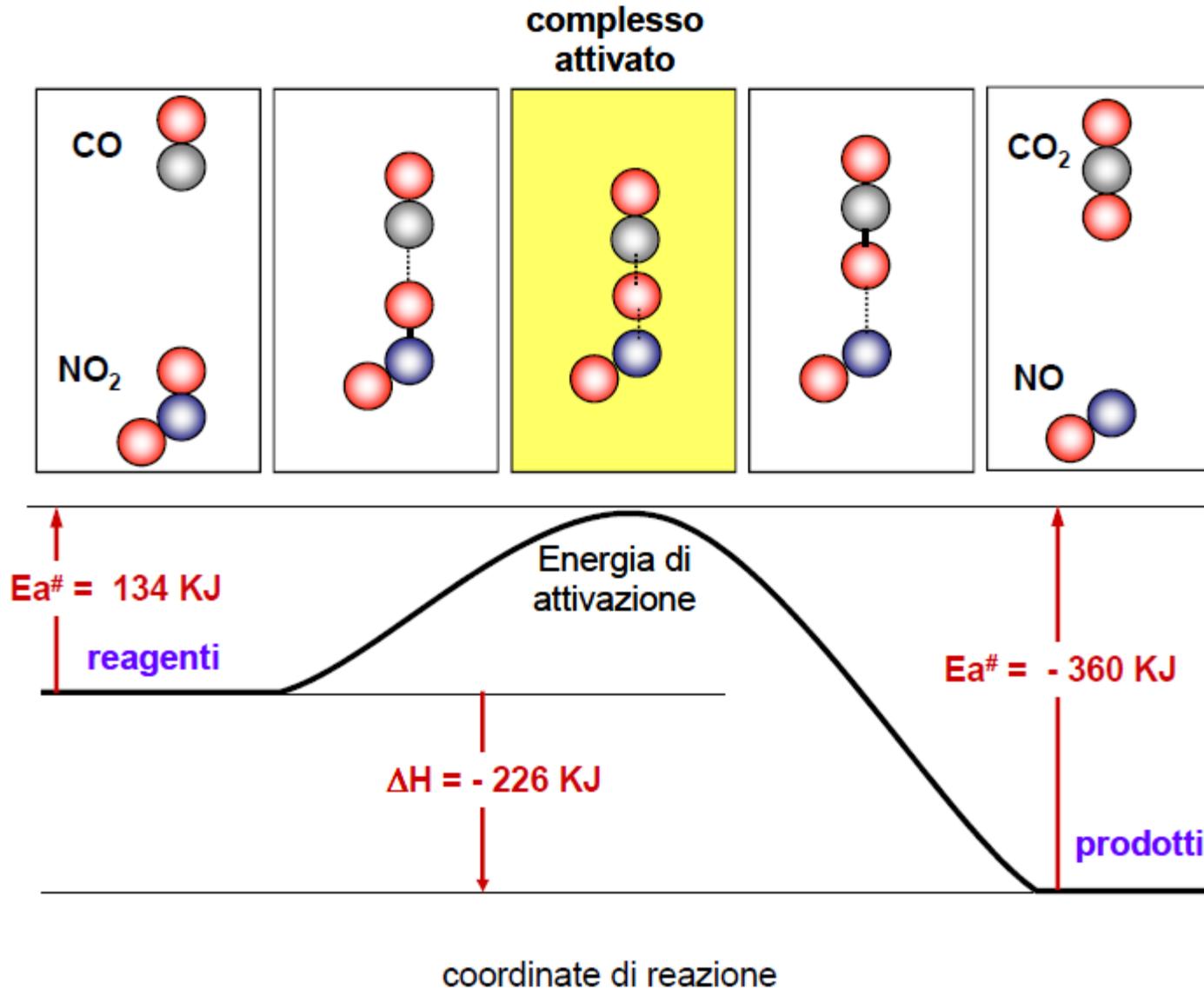


Dobbiamo immaginare che le molecole A e B si incontrino, anzi si urtino trasferendo energia. Perché l'urto sia efficace ai fini della reazione è necessario che avvenga con **SUFFICIENTE ENERGIA** e con il **CORRETTO ORIENTAMENTO**

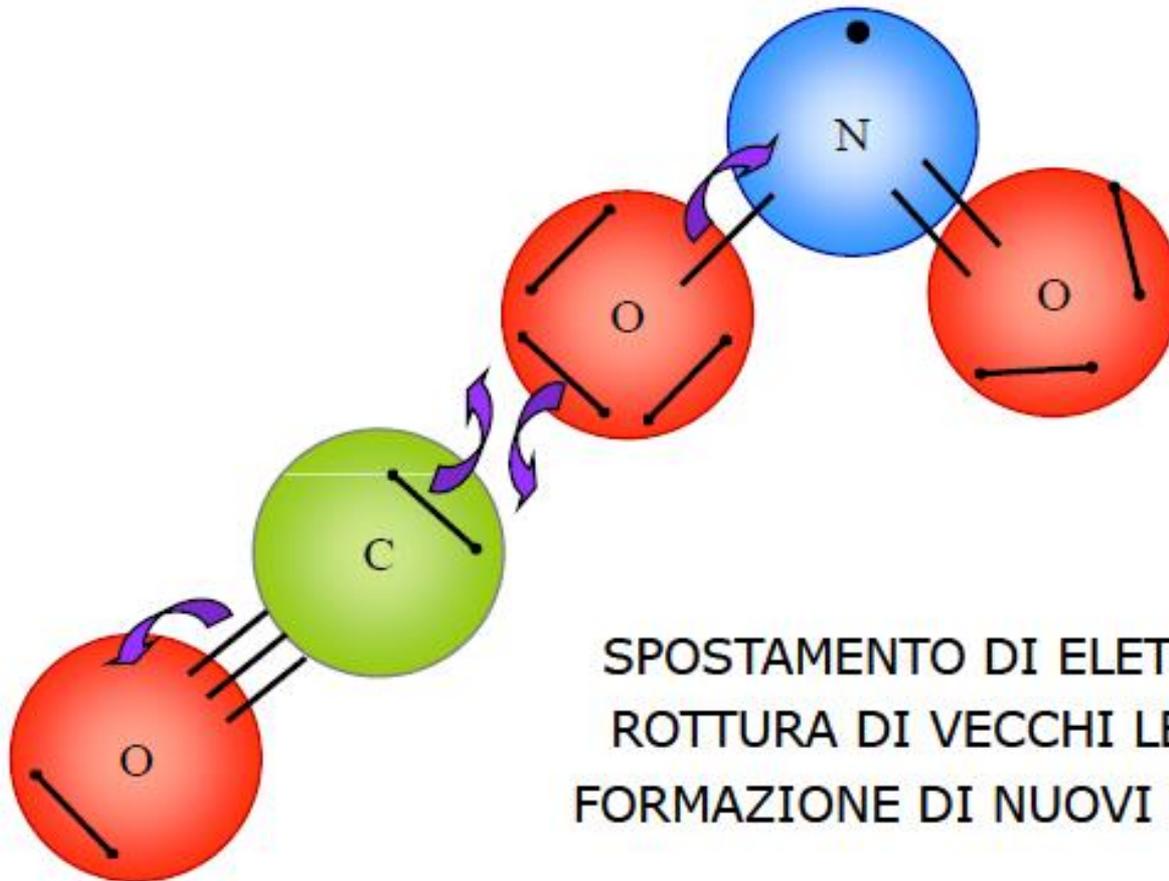
Ogni reazione è caratterizzata da uno specifico valore di energia di attivazione  $E_a$ , che è indipendente dalla temperatura e dalla concentrazione dei reagenti



L'energia di attivazione ( $E_a$ ) è l'energia minima necessaria ad un sistema per innescare una reazione chimica



## COMPLESSO ATTIVATO

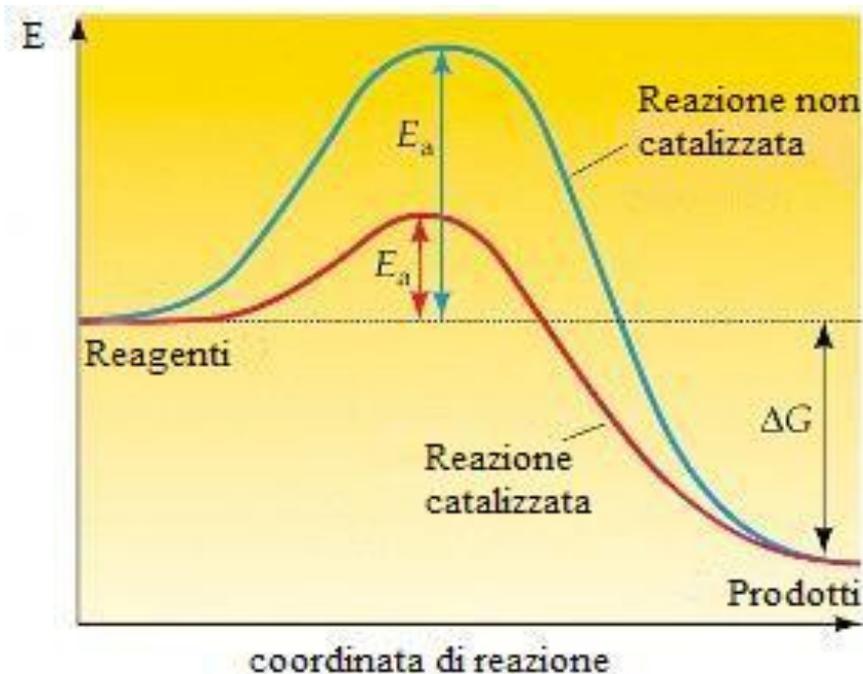


SPOSTAMENTO DI ELETTRONI  
ROTTURA DI VECCHI LEGAMI  
FORMAZIONE DI NUOVI LEGAMI

# Velocità delle reazioni

## CATALIZZATORI

sostanze che, aggiunte ad una reazione chimica, AUMENTANO la velocità di reazione senza essere consumati durante la reazione stessa.



Pur non facendo parte della reazione complessiva, il catalizzatore vi partecipa **modificando il meccanismo di reazione**. Il catalizzatore dà la possibilità che si realizzi un nuovo percorso che porta ai prodotti, caratterizzato da uno stadio cineticamente determinante con una **minor energia di attivazione** rispetto a quello della reazione non catalizzata. Dato che l'energia di attivazione di questo nuovo percorso è minore, una frazione più grande di molecole possiede l'energia minima necessaria per la reazione, così la sua velocità aumenta.

# Catalizzatori biologici, gli enzimi

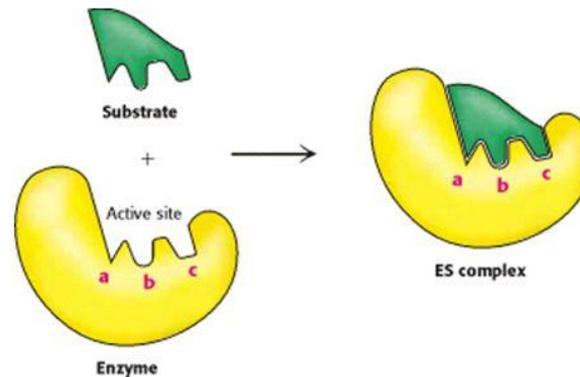
Gli enzimi si distinguono per la loro specificità di substrato e di reazione, e per la possibilità di essere regolati

## Modello chiave-serratura



L'enzima ed il substrato possiedono una forma esattamente complementare che ne permette un incastro perfetto. Tale modello è spesso definito come :

chiave-serratura



L'attività di un'enzima può essere regolata da altre molecole (attivatori o inibitori)

Es:

### Reazione



### Inibizione competitiva

