

termodinamica chimica: definizioni

sistema

*porzione dell'**universo** che contiene una certa quantità di materia e che costituisce oggetto d'indagine*

ambiente

*porzione dell'**universo** che non costituisce il sistema*

sistema **aperto**

*i confini permettono scambio di **energia** ed **materia** con l'ambiente*

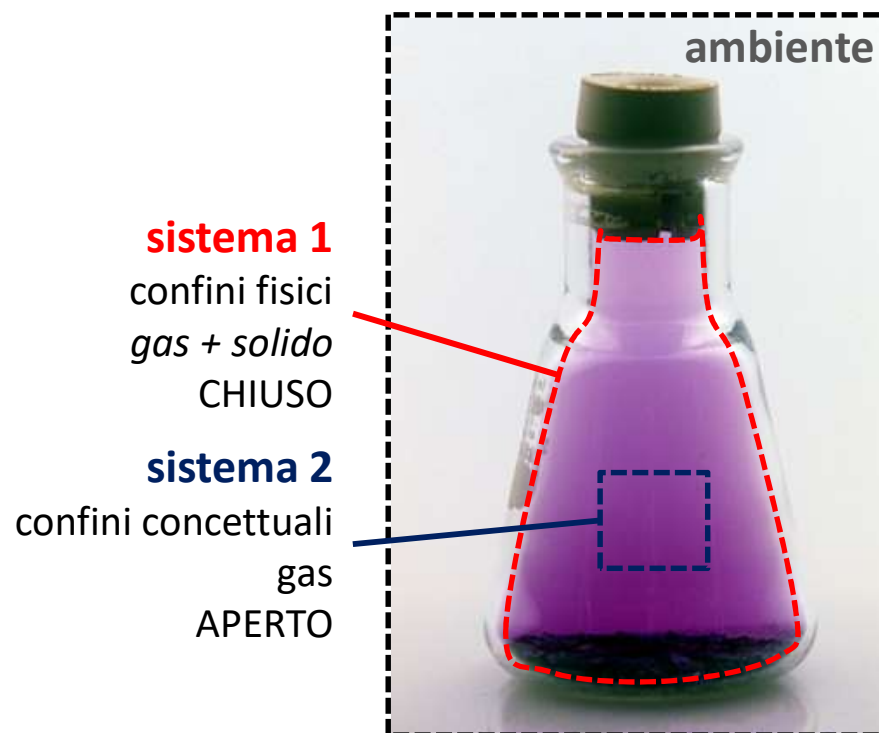
sistema **chiuso**

*i confini permettono scambio di **energia** con l'ambiente*

sistema **isolato**

*i confini **non** permettono scambi con l'ambiente*

universo termodinamico (isolato)



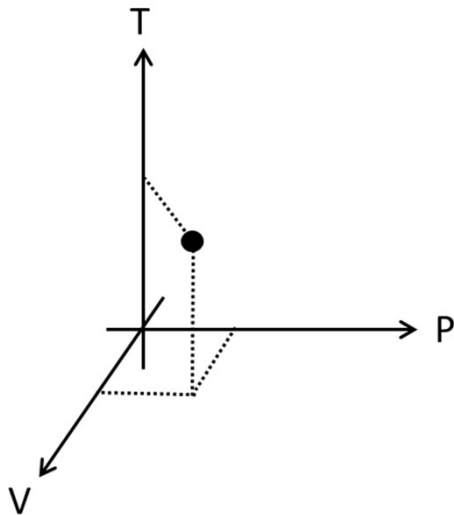
termodinamica chimica: definizioni

stato termodinamico

*condizione di un sistema univocamente caratterizzata da un insieme di valori assunti da grandezze fisiche (P , V , T , n) dette **variabili di stato***

stato termodinamico di equilibrio

*stato termodinamico in cui le **variabili di stato** sono costanti nel tempo*



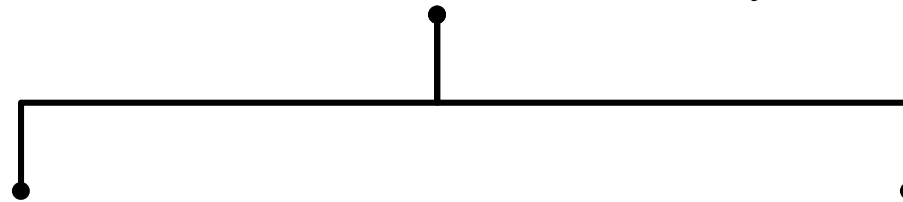
funzione di stato

proprietà di un sistema che dipende solamente dal suo stato termodinamico, e non dal particolare cammino seguito per arrivarvi (es. le variabili di stato sono anche funzioni di stato)

termodinamica chimica: definizioni

processo termodinamico

processo chimico o fisico che trasforma un sistema, cambiando il suo stato termodinamico iniziale ad uno stato finale



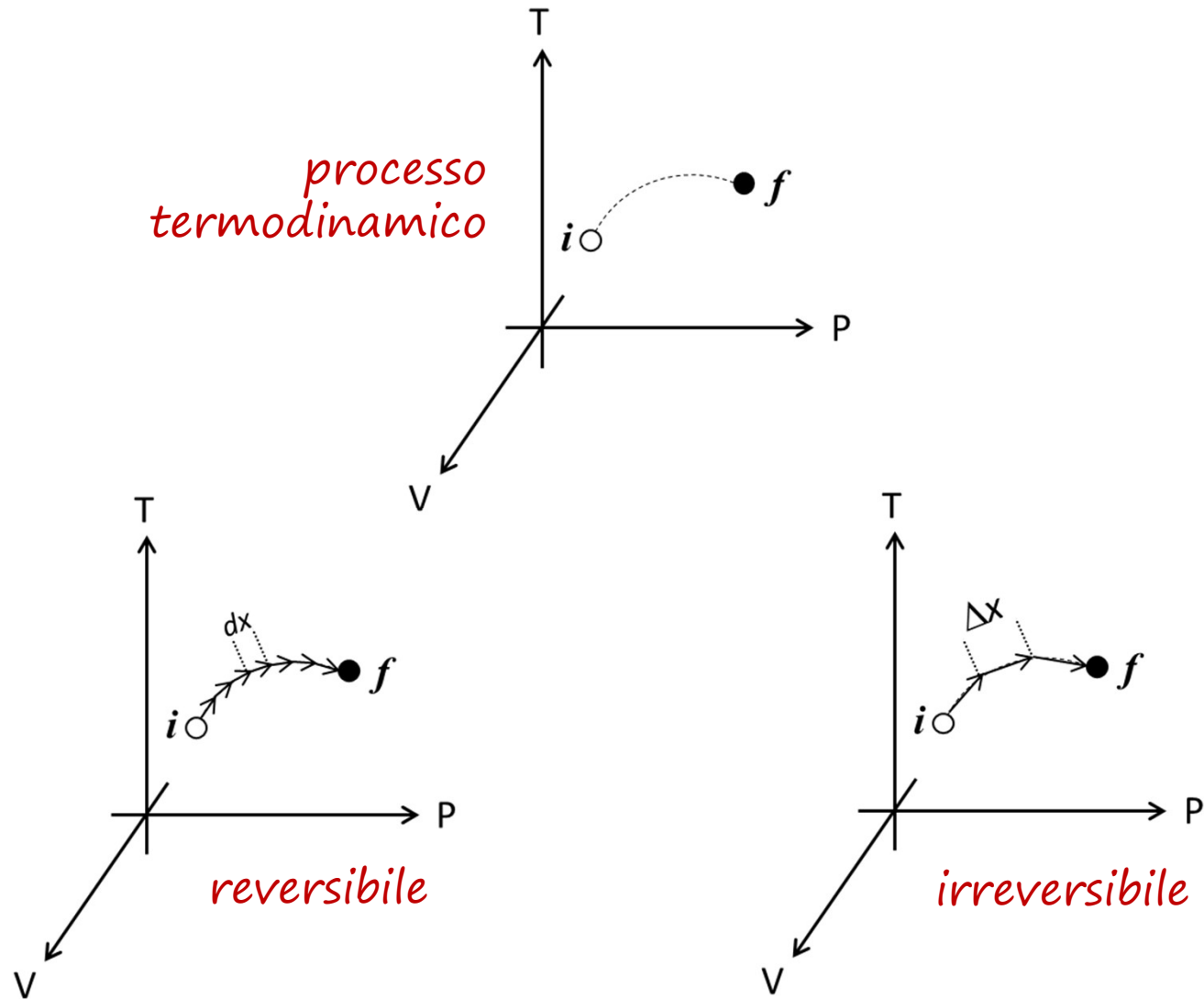
processo reversibile

- *si realizza **idealmente***
- *in un tempo infinito*
- *successione di stati di equilibrio*
- *variazione infinitesima di una o più variabili di stato.*

processo irreversibile

- *in un tempo finito*
- *successione di stati di non-equilibrio,*
- *variazione finita di una o più variabili di stato.*

termodinamica chimica: definizioni



termodinamica chimica: definizioni

lavoro meccanico w

energia trasferita ad un sistema (es. corpo) da una forza esterna che agisce su di esso per una certa distanza ($w = F \cdot \Delta x$)

calore q

energia trasferita da un sistema(o dall'ambiente) ad un altro sistema per contatto termico, senza un'interazione di tipo meccanico

sono entrambi modalità di scambio di **energia**

termodinamica chimica: definizioni

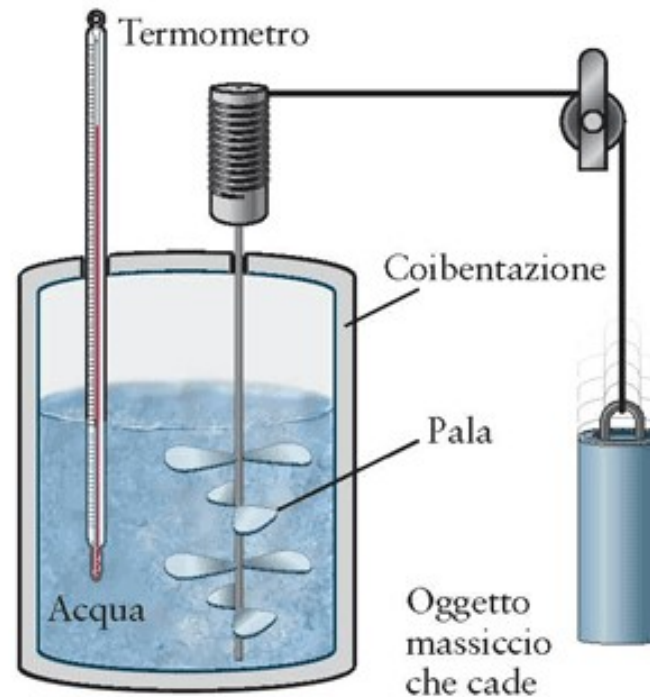
lavoro meccanico w

energia trasferita ad un sistema (es. corpo) da una forza esterna che agisce su di esso per una certa distanza ($w = F \cdot \Delta x$)

calore q

energia trasferita da un sistema(o dall'ambiente) ad un altro sistema per contatto termico, senza un'interazione di tipo meccanico

equivalenza tra calore e lavoro
esperimento di Joule (1843)



termodinamica chimica: definizioni

lavoro meccanico w

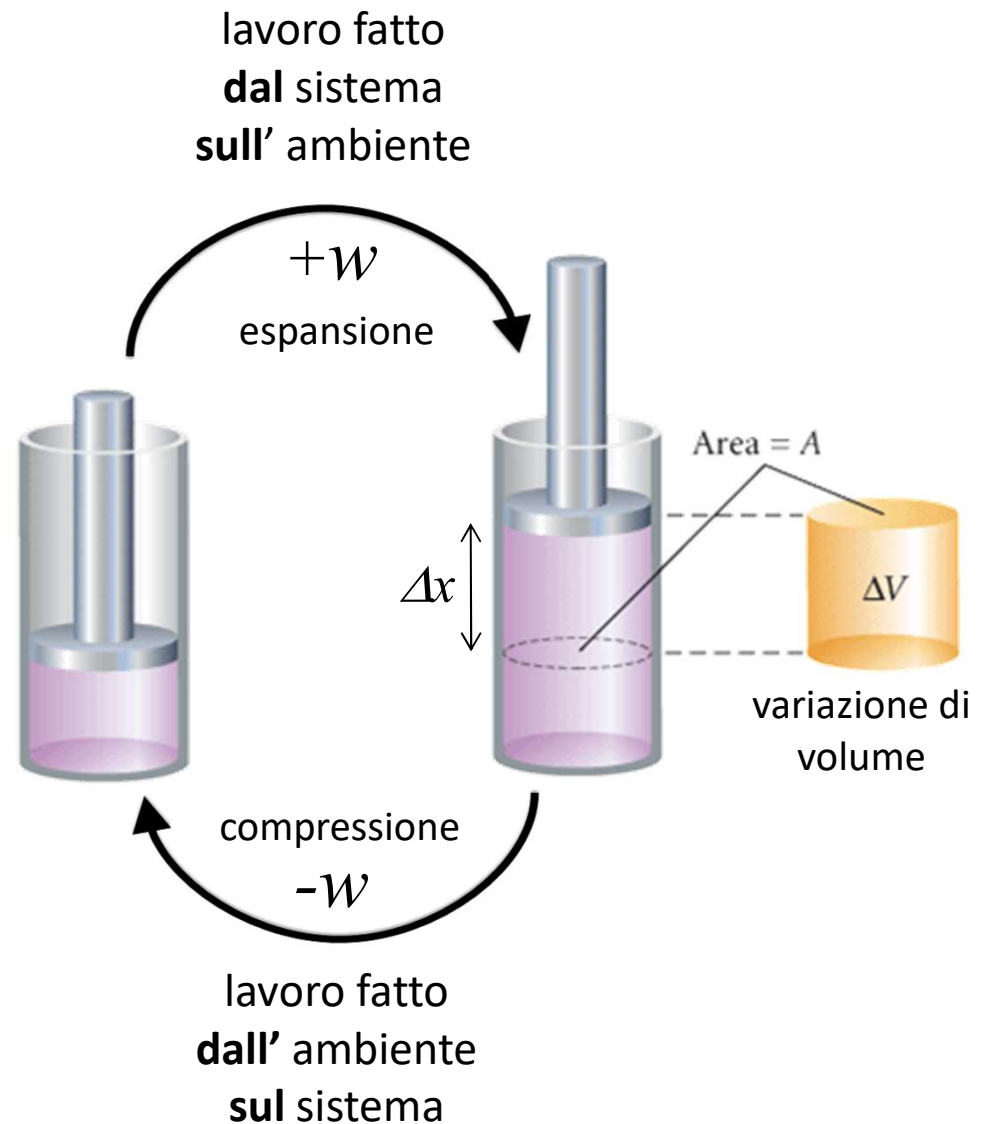
$$w = F \cdot \Delta x$$

$$w = \frac{F}{A} A \cdot \Delta x$$

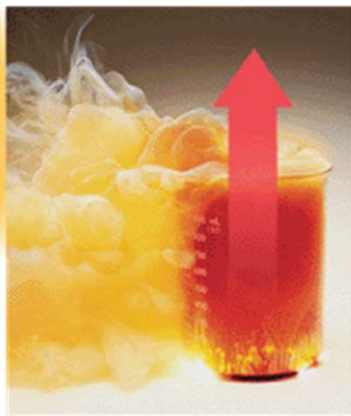
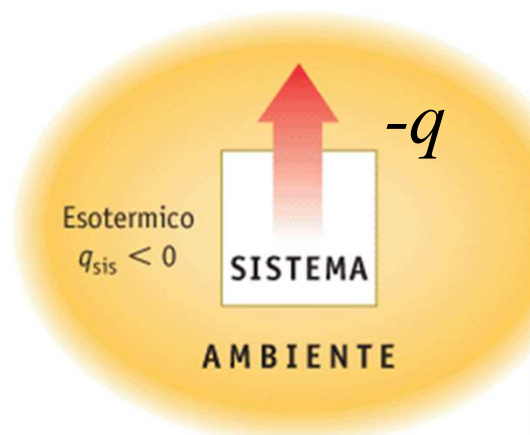
$$w = \left(\frac{F}{A}\right) (A \cdot \Delta x)$$

$$w = P \cdot \Delta V$$

(lavoro "pressione-volume")



termodinamica chimica: definizioni

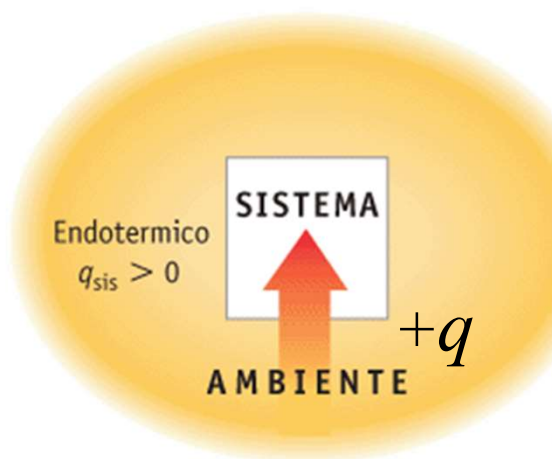


processo esotermico

$q < 0$: sistema $\rightarrow$ ambiente

liberazione di calore

calore q



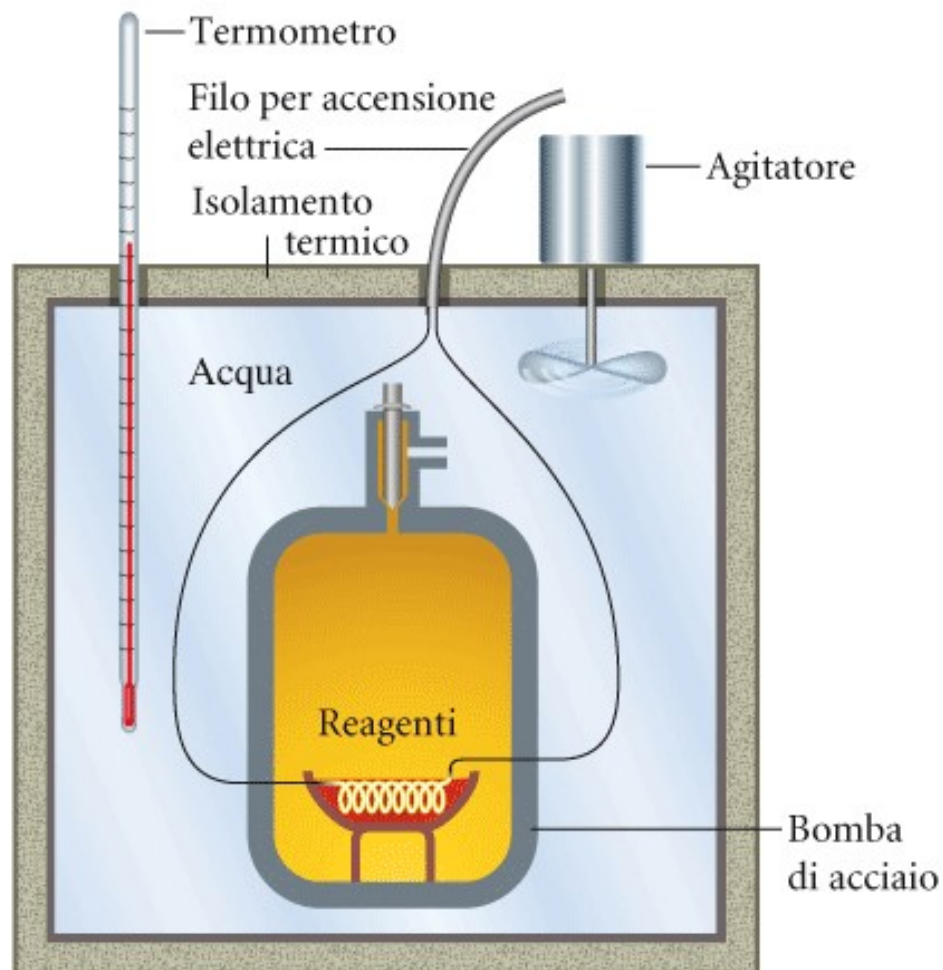
processo endotermico

$q > 0$: ambiente $\rightarrow$ sistema

assorbimento di calore

termodinamica chimica: definizioni

calorimetro a bomba



calore q

calorimetria

insieme di metodi per misurare la quantità di energia trasferita come calore

termodinamica chimica: definizioni

energia interna di un sistema E (o U)

funzione di stato che esprime l'energia totale di un sistema, cioè la somma dell'energia cinetica delle parti che lo costituiscono e dell'energia potenziale dovuta alle interazioni tra di esse

non possiamo conoscere il valore assoluto E
dell'energia interna di un sistema
ma solo la **variazione ΔE** di essa

primo principio della termodinamica

(enunciazione matematica)

$$\Delta E = q - w$$

(principio di conservazione dell'energia)

*l'energia si conserva, non si crea né si
distrugge, ma si converte da una forma
all'altra*

benché q e w non siano funzioni di stato
(sono funzioni di processo), la loro somma
è una funzione di stato

primo principio della termodinamica

(enunciazione matematica)

$$\Delta E = q - w$$

$$\Delta E = q - P\Delta V$$

in un processo a volume costante ($\Delta V=0$) la
variazione di energia interna ΔE corrisponde al
calore q_V ceduto o assorbito dal sistema

$$\Delta E = E_f - E_i = q_V \longleftarrow \text{misurabile con un calorimetro a bomba}$$

...e a pressione costante?

processi a P costante: l'entalpia H

è **utile** definire una
funzione H costruita
così

$$H = E + PV$$

è una funzione
di stato

$$\Delta H = \Delta E + P\Delta V$$

$$\Delta H = q_P - P\Delta V + P\Delta V$$

$$\Delta H = H_f - H_i = q_P$$

← misurabile con un
calorimetro a P
costante

in un processo a pressione costante il
calore q_P acquistato o ceduto dal sistema
corrisponde alla variazione di entalpia ΔH

→ utilità: posso determinare facilmente la variazione di una
funzione di stato misurando il calore assorbito o ceduto

processi a P costante: l'entalpia H

è **utile** definire una
funzione H costruita
così

$$H = E + PV$$

è una funzione
di stato

$$\Delta H = \Delta E + P\Delta V$$

$$\Delta H = q_P - P\Delta V + P\Delta V$$

$$\Delta H = H_f - H_i = q_P$$

in altri termini, l'entalpia H esprime il
contenuto termico totale del sistema

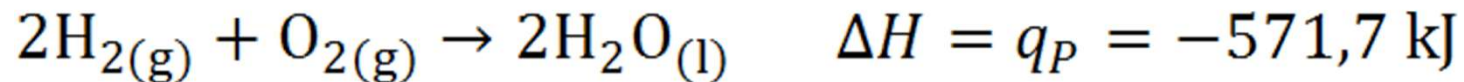
la termochimica

*studia il calore liberato o assorbito dal sistema
nel corso di una reazione chimica*

reazioni chimiche
a P cost.  calore scambiato
a P cost. $(q_p) = \Delta H$

entalpia di reazione ΔH

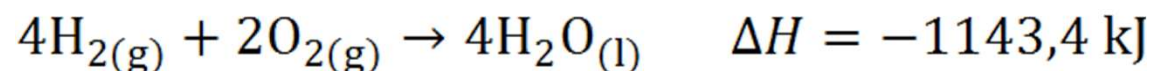
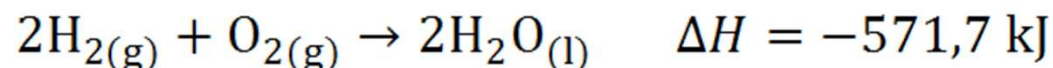
*variazione di entalpia H per un sistema
oggetto di una reazione chimica condotta a
pressione e temperatura costante*



la termochimica e le entalpie di reazione

entalpia di reazione ΔH

dipende dalla quantità di sostanza



entalpia molare di reazione ΔH_r

ΔH riferita alla reazione in cui una mole della sostanza di riferimento viene consumata o prodotta

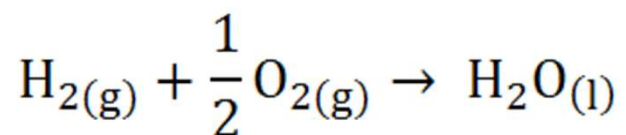


non dipende dalla quantità di sostanza,
dà un'immediata indicazione dell'energia in gioco nella reazione

la termochimica e le entalpie di reazione

se conosco ΔH_r posso calcolare ΔH

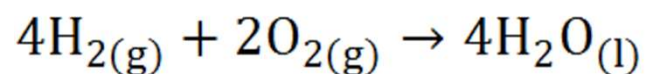
entalpia molare
di reazione ΔH_r



$$\Delta H_r^\circ = -285,85 \text{ kJ/mol}$$



entalpia di
reazione ΔH



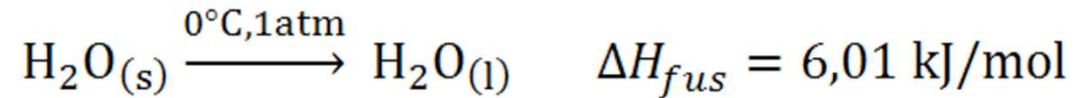
$$\Delta H = -1143,4 \text{ kJ}$$



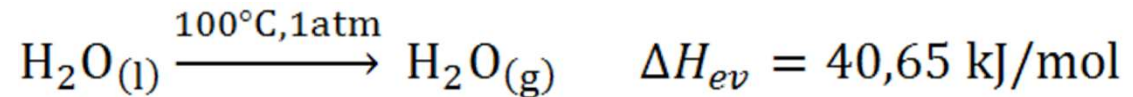
**UTILITA': posso calcolare/prevedere la quantità
di calore che si sviluppa nel corso di una
determinata reazione chimica a P costante !!!**

entalpia e transizioni di fase

entalpia di fusione ΔH_{fus} *quantità di calore necessaria per portare **1 mole** di sostanza dallo stato solido cristallino allo stato liquido alla T e P di riferimento*



entalpia di evaporazione ΔH_{ev} *quantità di calore necessaria per portare **1 mole** di sostanza dallo stato liquido allo stato aereiforme alla T di riferimento (P = 1 atm)*



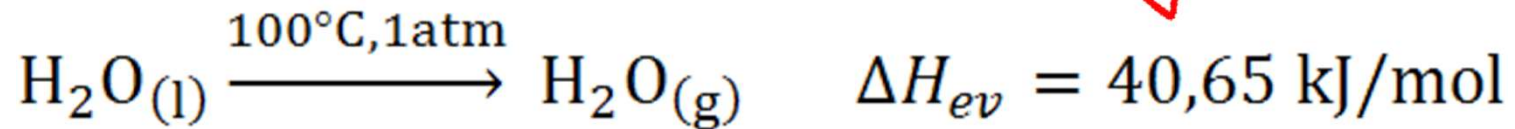
entalpia di sublimazione ΔH_{sub} *quantità di calore necessaria per portare **1 mole** di sostanza dallo stato solido cristallino allo stato aereiforme a T e P di riferimento*

entalpia e transizioni di fase

entalpia di fusione ΔH_{fus}



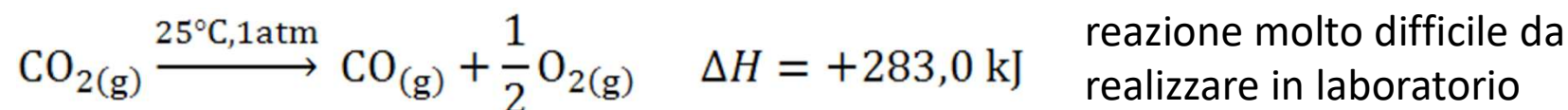
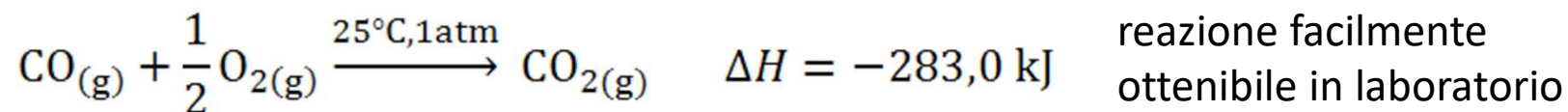
$q > 0$
processi endotermici



entalpia di evaporazione ΔH_{ev}

H come funzione di stato: proprietà

*conseguenze del fatto che H è **funzione di stato***



- 1) ΔH di una reazione è uguale in valore assoluto, ma di **segno opposto** a quella del processo inverso

*la termodinamica permette di **calcolare**
il ΔH di una reazione con precisione,
anche senza misure dirette*

H come funzione di stato: proprietà

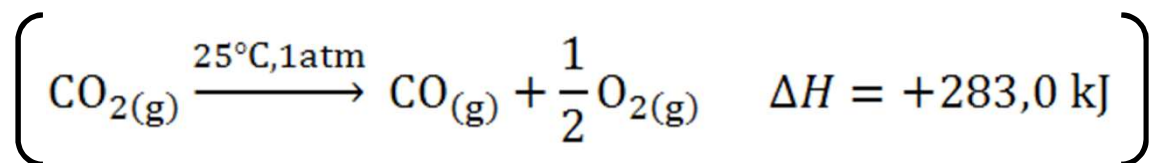
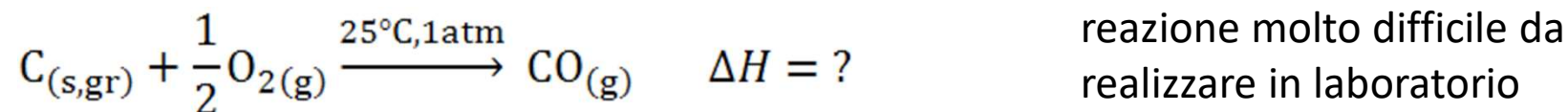
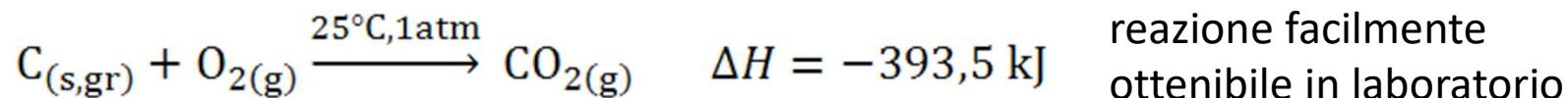
ricordiamo che...

equazioni chimiche si possono sommare, sottrarre,
moltiplicare e dividere
valgono le regole dell'algebra

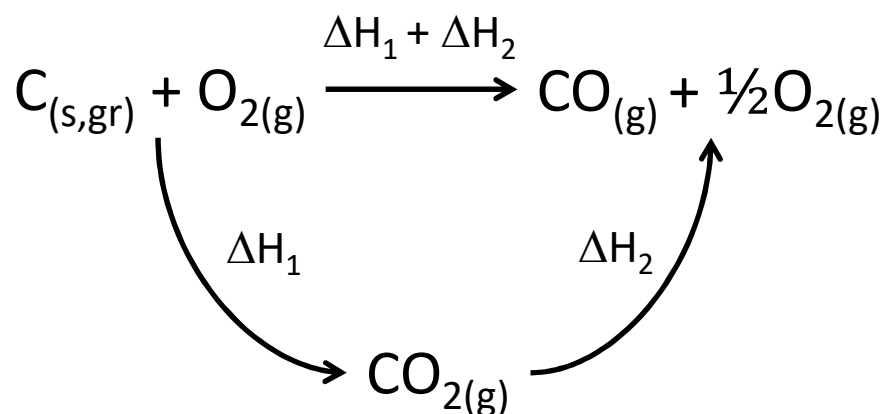
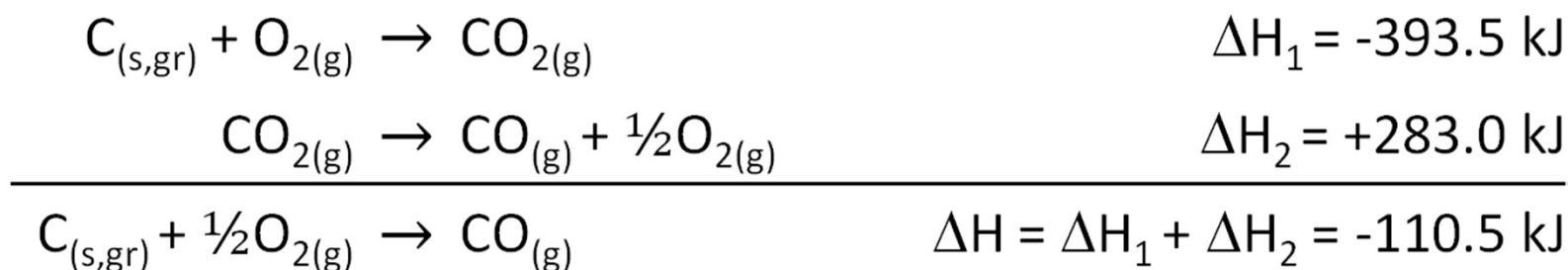
$$\begin{array}{l} a + 2b \rightarrow c \\ \frac{1}{2} c \rightarrow b + d \\ (2 \cdot \frac{1}{2})c \rightarrow 2b + 2d \end{array}$$
$$\begin{array}{r} a + 2b \rightarrow c \\ c \rightarrow 2b + 2d \\ \hline a + \cancel{2b} + \cancel{c} \rightarrow \cancel{c} + \cancel{2b} + 2d \\ a \rightarrow 2d \end{array}$$

H come funzione di stato: proprietà

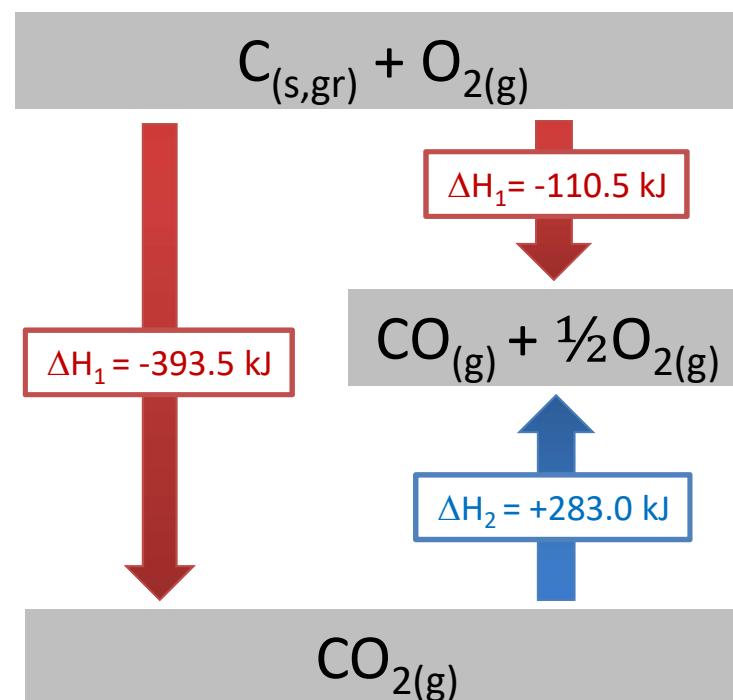
*conseguenze del fatto che H è **funzione di stato***



H come funzione di stato: proprietà

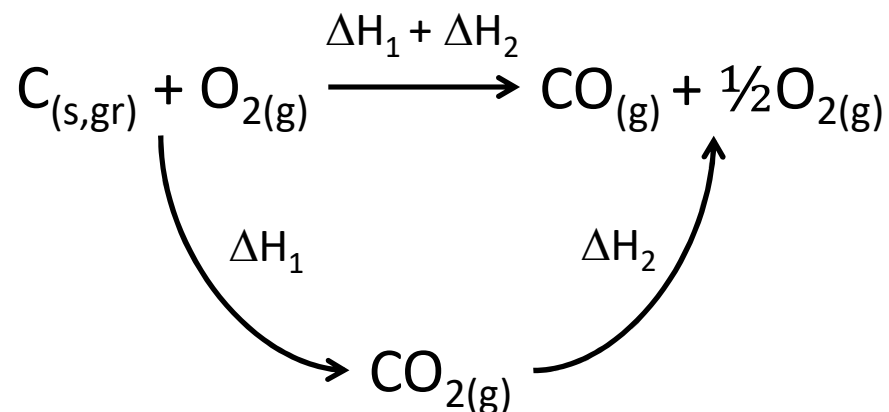


*ΔH non dipende dal
'cammino fatto'*



H come funzione di stato: proprietà

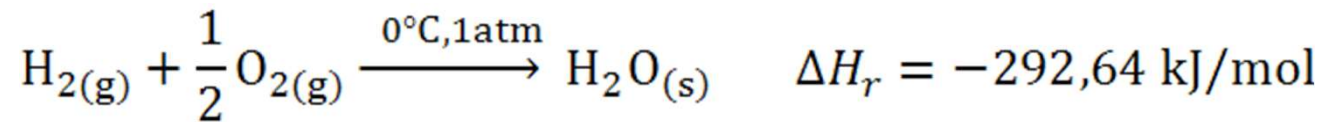
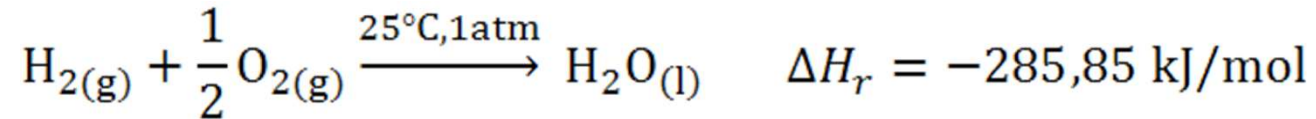
*conseguenze del fatto che H è **funzione di stato***



- 2) il ΔH di una reazione che può essere scomposta idealmente in più reazioni parziali è pari alla somma algebrica delle variazioni di entalpia dei singoli stadi (**legge di Hess**)

entalpia e stati standard

ΔH_r dipende da parametri come T e P !!!



stati standard e condizioni standard

stato standard
(IUPAC) **stato di un sistema** preso come **riferimento standard per convenzione**, è l'elemento o il composto **puro** alla **pressione di 1 bar** (10^5 Pa, 0.987 atm), ma si usa spesso anche 1 atm

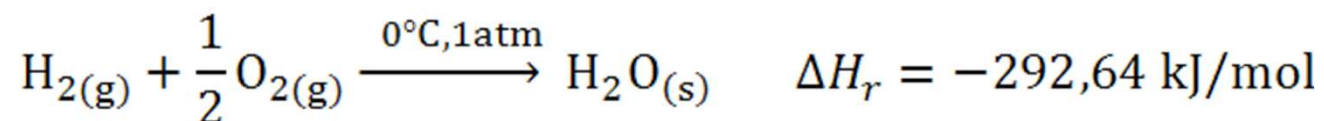
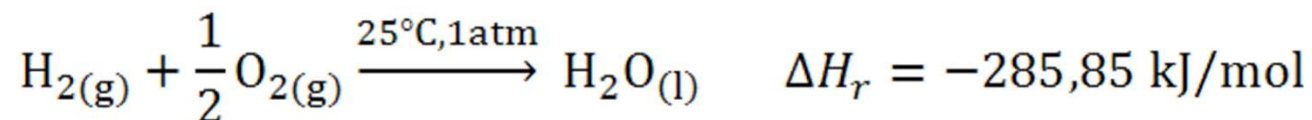
 *la temperatura non è specificata!!*

da non confondere con...

condizioni standard
(IUPAC) STP (standard temperature and pressure)
275.15 K (0°C), 10^5 Pa (0.987 atm)
definizioni possono variare a seconda dell'ente
(IUPAC, NIST, ISO)

entalpia e stati standard

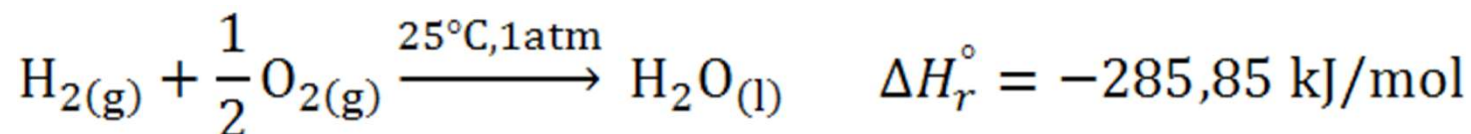
ΔH_r dipende da parametri come T e P !!!



riferita a stati
standard

entalpia molare standard di reazione ΔH_r°

entalpia molare standard (ΔH_r) riferita ad una reazione
nella quale reagenti e prodotti sono nel loro **stato standard**



l'entalpia di formazione ΔH_f

entalpia molare standard di formazione ΔH_f° *quantità di calore che si libera o si assorbe nella **formazione di una mole di composto**, partendo dagli elementi nei loro stati standard*



si assegna convenzionalmente il valore **zero** all'entalpia molare standard di formazione degli **elementi nei loro stati standard**, così che:

$$\Delta H_f^\circ (\text{elemento}) = 0$$

elemento	ΔH_f° (kJ/mol)
Cu	0
H ₂ (g)	0
H(g)	+217
C (gr)	0
C (dia)	1.9

calcolo di ΔH°_r a partire da ΔH°_f

note le entalpie di formazione, posso calcolare il ΔH per qualsiasi reazione con prodotti e reagenti nello stato standard

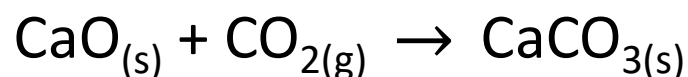
$$\Delta H^\circ = \sum_{i=1}^{prod} n_i \Delta H^\circ_f(i) - \sum_{j=1}^{reag} n_j \Delta H^\circ_f(j)$$

ΔH°_r = somma dei ΔH°_f dei prodotti (moltiplicati per i coefficienti stechiometrici) meno somma dei ΔH°_f dei reagenti (moltiplicati per i coefficienti stechiometrici)

per una generica reazione $aA + bB \rightarrow cC + dD$

$$\Delta H^\circ = \{c\Delta H^\circ_f(C) + d\Delta H^\circ_f(D)\} - \{a\Delta H^\circ_f(A) + b\Delta H^\circ_f(B)\}$$

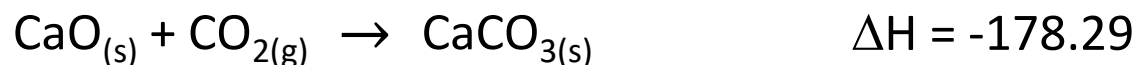
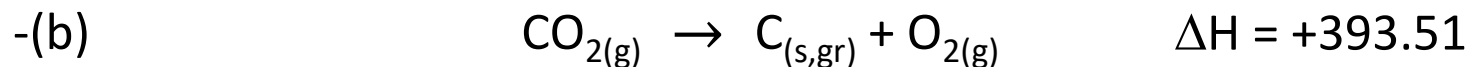
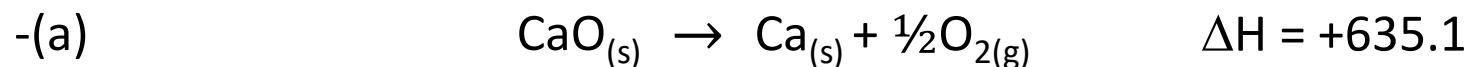
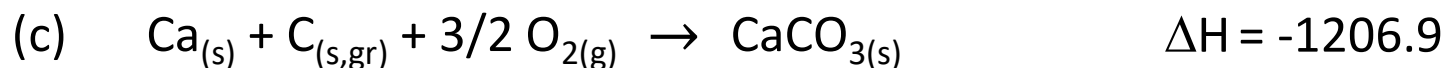
calcolo di ΔH°_r a partire da ΔH°_f



$$(a) \quad \Delta H^\circ_f(\text{CaO}_{(s)}) = -635.1 \text{ kJ/mol}$$

$$(b) \quad \Delta H^\circ_f(\text{CO}_{2(g)}) = -393.51 \text{ kJ/mol}$$

$$(c) \quad \Delta H^\circ_f(\text{CaCO}_{3(s)}) = -1206.9 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H^\circ_f(\text{CaCO}_{3(s)}) = \{ \Delta H^\circ_f(\text{CaCO}_{3(s)}) \} - \{ \Delta H^\circ_f(\text{CaO}_{(s)}) + \Delta H^\circ_f(\text{CO}_{2(g)}) \}$$

$$= \{-1206.9\} - \{(-635.1) + (-393.51)\} = -178.29 \text{ kJ/mol}$$

calcolo di ΔH°_r a partire da ΔH°_f

Species	ΔH°_f (298.15 K) (kJ/mol)	S° (298.15 K) (J/K · mol)	ΔG°_f (298.15 K) (kJ/mol)
<i>Aluminum</i>			
Al(s)	0	28.3	0
AlCl ₃ (s)	-705.63	109.29	-630.0
Al ₂ O ₃ (s)	-1675.7	50.92	-1582.3
<i>Barium</i>			
BaCl ₂ (s)	-858.6	123.68	-810.4
BaCO ₃ (s)	-1213	112.1	-1134.41
BaO(s)	-548.1	72.05	-520.38
BaSO ₄ (s)	-1473.2	132.2	-1362.2
<i>Beryllium</i>			
Be(s)	0	10.5	0
Be(OH) ₂ (s)	-102.2	10.5	-815.0
<i>Boron</i>			
BCl ₃ (g)	-402.96	290.17	-387.95
<i>Bromine</i>			
Br(g)	111.884	160.17	82.396
Br ₂ (l)	0	152.23	0
Br ₂ (g)	30.91	245.47	3.12
BrF ₃ (g)	-255.60	292.53	-229.43

valori in tabelle

webbook.nist.gov
(a 25°C)

NIST
National Institute of
Standards and Technology
U.S. Department of Commerce

calcolo di ΔH_r° a partire da ΔH_f°

ΔH_f° (tabelle)



$$\Delta H^\circ = \sum_{i=1}^{prod} n_i \Delta H_f^\circ(i) - \sum_{j=1}^{reag} n_j \Delta H_f^\circ(j)$$

ΔH_r°



$$\Delta H_T^0 = \Delta H_{298K}^0 + \int_{298K}^T \left[\sum_{i=1}^{prod} n_i C_P(i) - \sum_{j=1}^{reag} n_j C_P(j) \right] dT$$

(legge di Kirchhoff)

ΔH_r

legge di Kirchhoff approssimata

$$\Delta H_{T_2}^0 = \Delta H_{T_1}^0 + \int_{T_1}^{T_2} \left[\sum_{i=1}^{prod} n_i C_P(i) - \sum_{j=1}^{reag} n_i C_P(j) \right] dT$$



*se C_P non dipende
dalla temperatura*

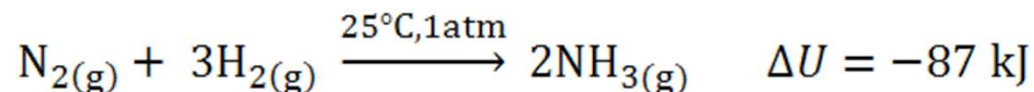
$$\Delta H_{T_2}^0 = \Delta H_{T_1}^0 + \left[\sum_{i=1}^{prod} n_i C_P(i) - \sum_{j=1}^{reag} n_i C_P(j) \right] \cdot \int_{T_1}^{T_2} dT$$



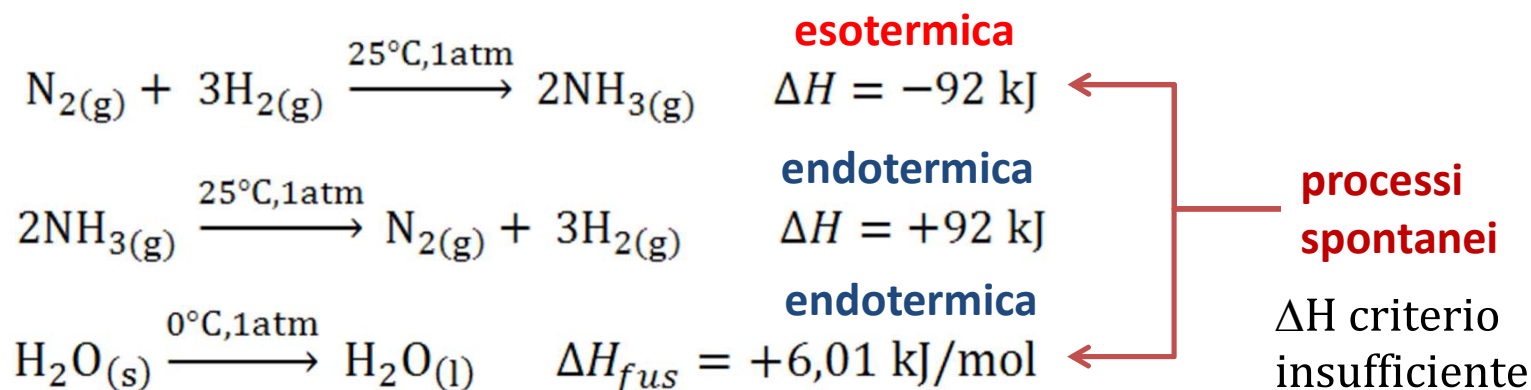
$$\Delta H_{T_2}^0 = \Delta H_{T_1}^0 + \left[\sum_{i=1}^{prod} n_i C_P(i) - \sum_{j=1}^{reag} n_i C_P(j) \right] \cdot (T_2 - T_1)$$

“spontaneità” delle reazioni chimiche

$\Delta E \rightarrow$ quant'è la differenza di energia tra prodotti e reagenti



$\Delta H \rightarrow$ se la reazione è endo- o eso-termica

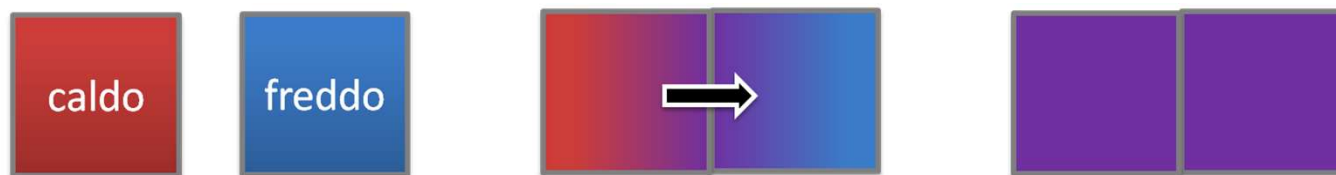


**quand'è che una reazione/trasformazione
avviene “spontaneamente”?**

“spontaneità” delle reazioni chimiche



diffusione



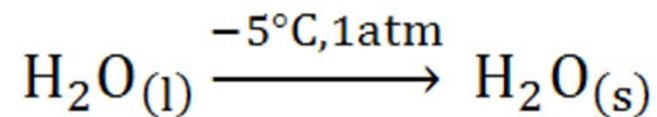
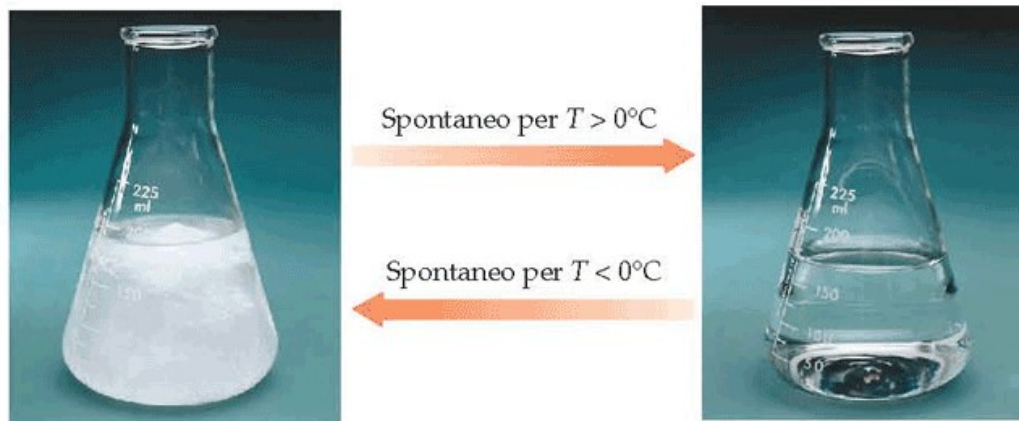
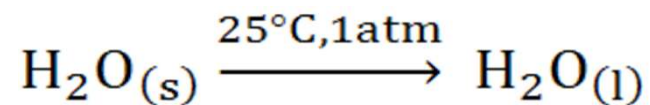
flusso calore



espansione
di un gas

“spontaneità” delle reazioni chimiche

la spontaneità di un processo può
dipendere dalla temperatura



“spontaneità” ed entropia

la direzione nella quale un processo, reazione o trasformazione avviene spontaneamente ad una certa T è indicata dalla **funzione di stato**

“S” entropia

in base al **secondo principio della termodinamica**:

enunciazione 1. *l'entropia dell'universo (i.e. sistema + ambiente) non può che rimanere costante o aumentare.*

enunciazione 2. *in un processo spontaneo, la variazione di entropia totale (sistema + ambiente) deve essere sempre positiva*

$$\Delta S_{\text{univ}} > 0$$

definizione “statistica” dell’ entropia

S è direttamente legata allo stato di **disordine** di un sistema

$$S = k \log W$$

↑
costante di
Boltzmann

↑
numero di
microstati
accessibili per
il sistema

un **microstato** è un determinato stato microscopico per le particelle che costituiscono il mio sistema, in cui ogni particella ha una posizione ed un’energia definite



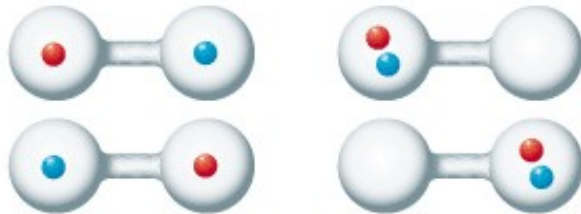
un **macrostato** è un determinato stato macroscopico per il mio sistema, definito da variabili come P,V e T

definizione “statistica” dell’ entropia

$$S = k \log W \quad S \propto W$$

FIGURA 14.4

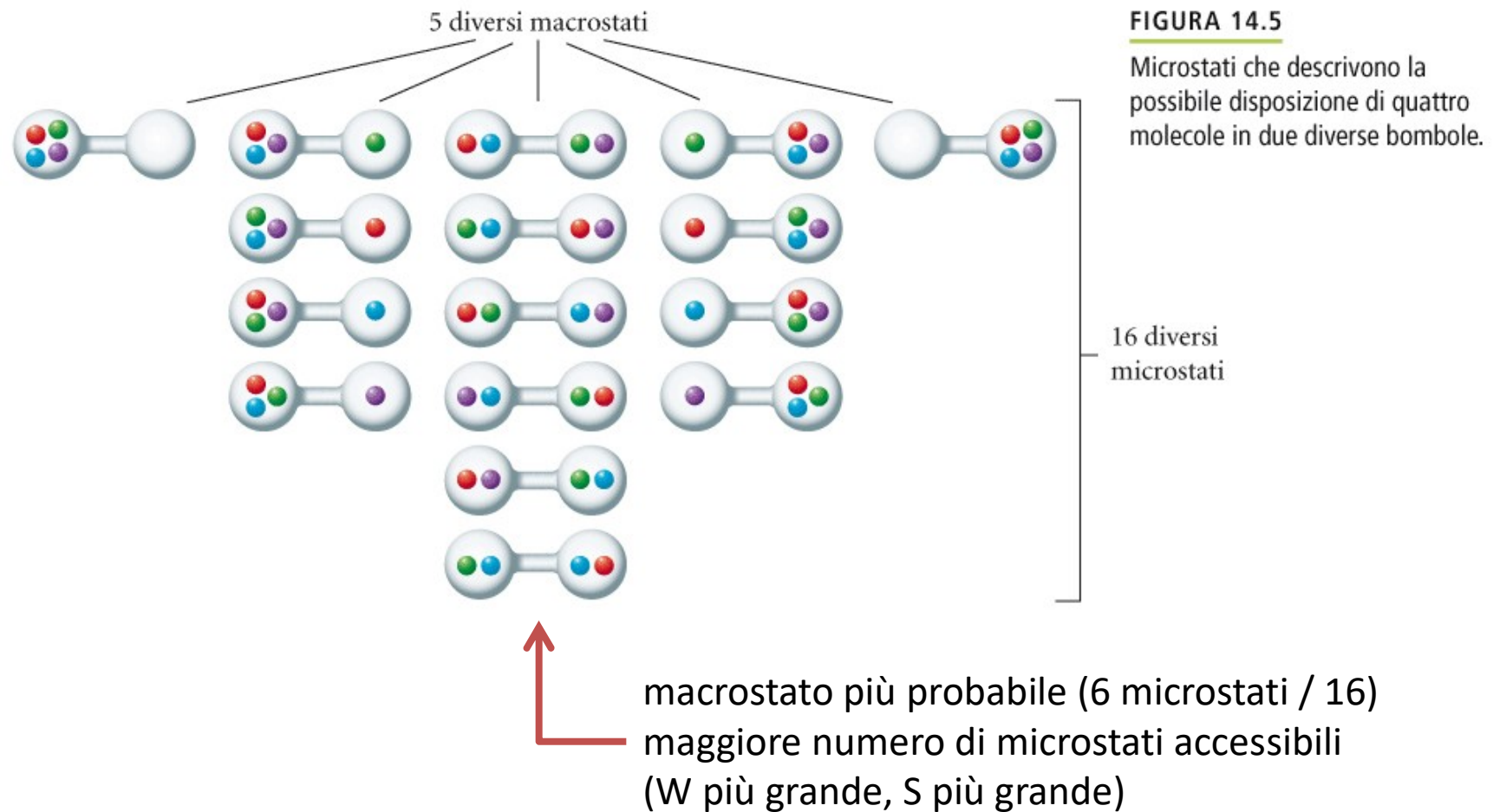
Le possibili disposizioni di due molecole in due bombole.



Microstato	Bombola 1	Bombola 2
1	AB	
2		AB
3	A	B
4	B	A

definizione “statistica” dell’ entropia

$$S = k \log W \quad S \propto W$$

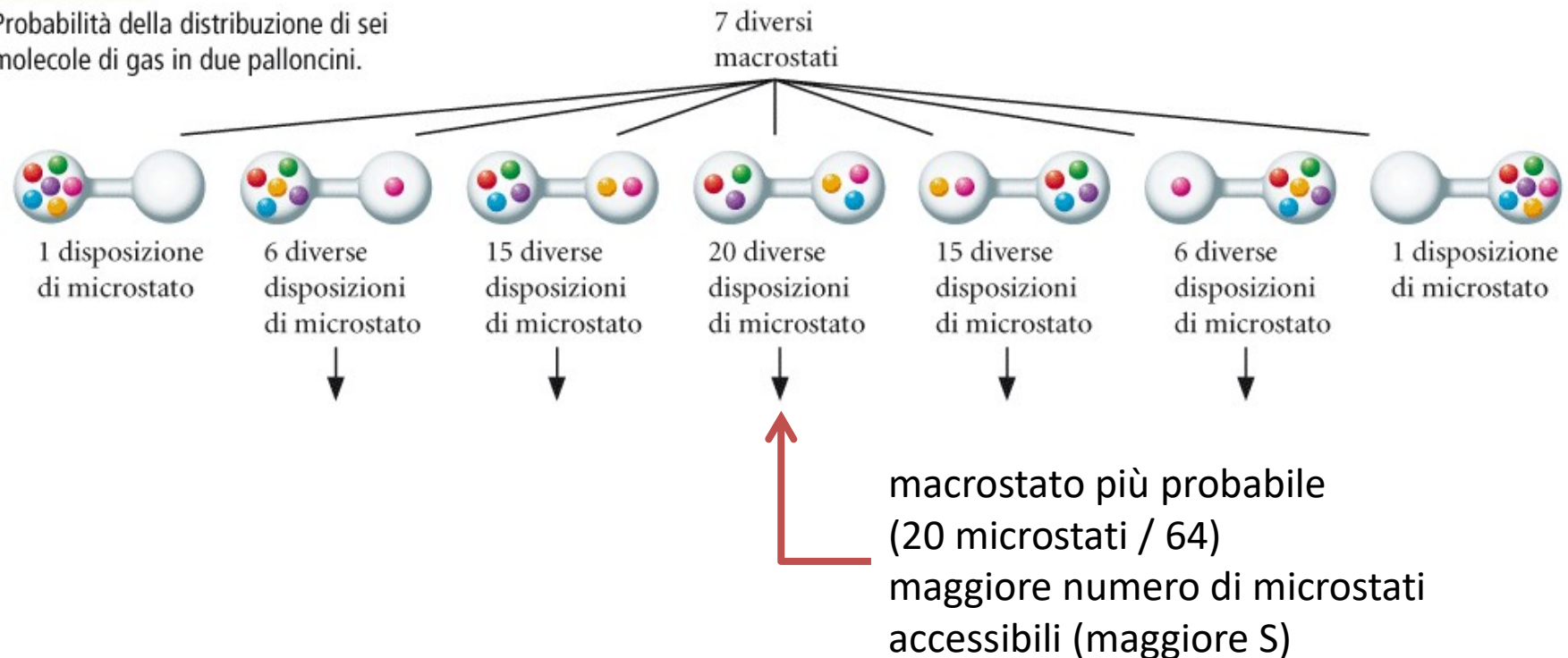


definizione “statistica” dell’ entropia

$$S = k \log W \quad S \propto W$$

FIGURA 14.7

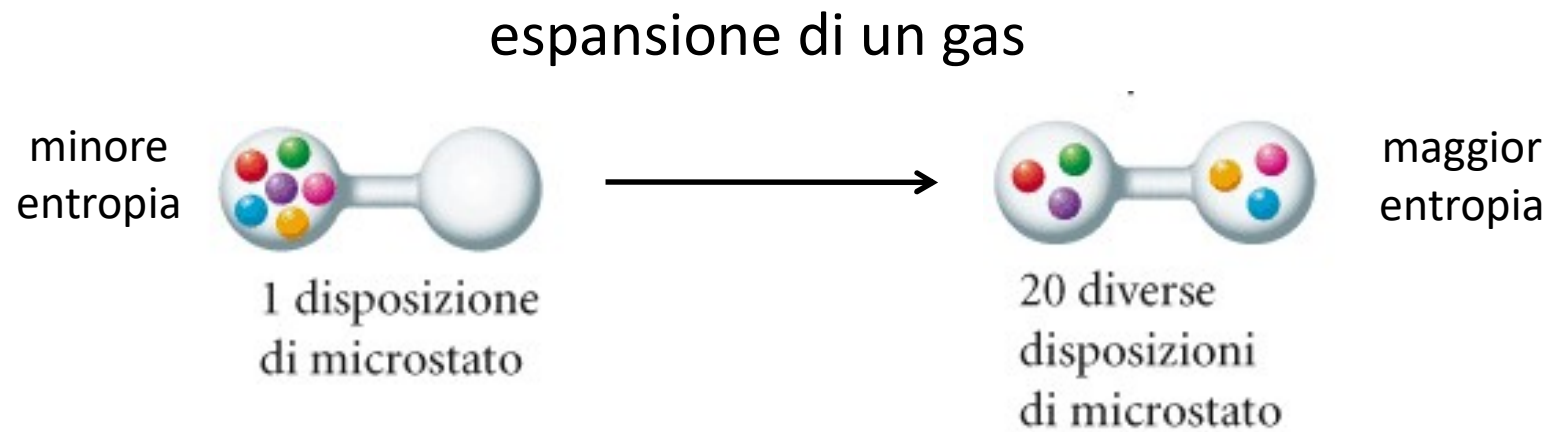
Probabilità della distribuzione di sei molecole di gas in due palloncini.



... e con 6.022×10^{23} particelle ?

definizione “statistica” dell’ entropia

$$S = k \log W \quad S \propto W$$

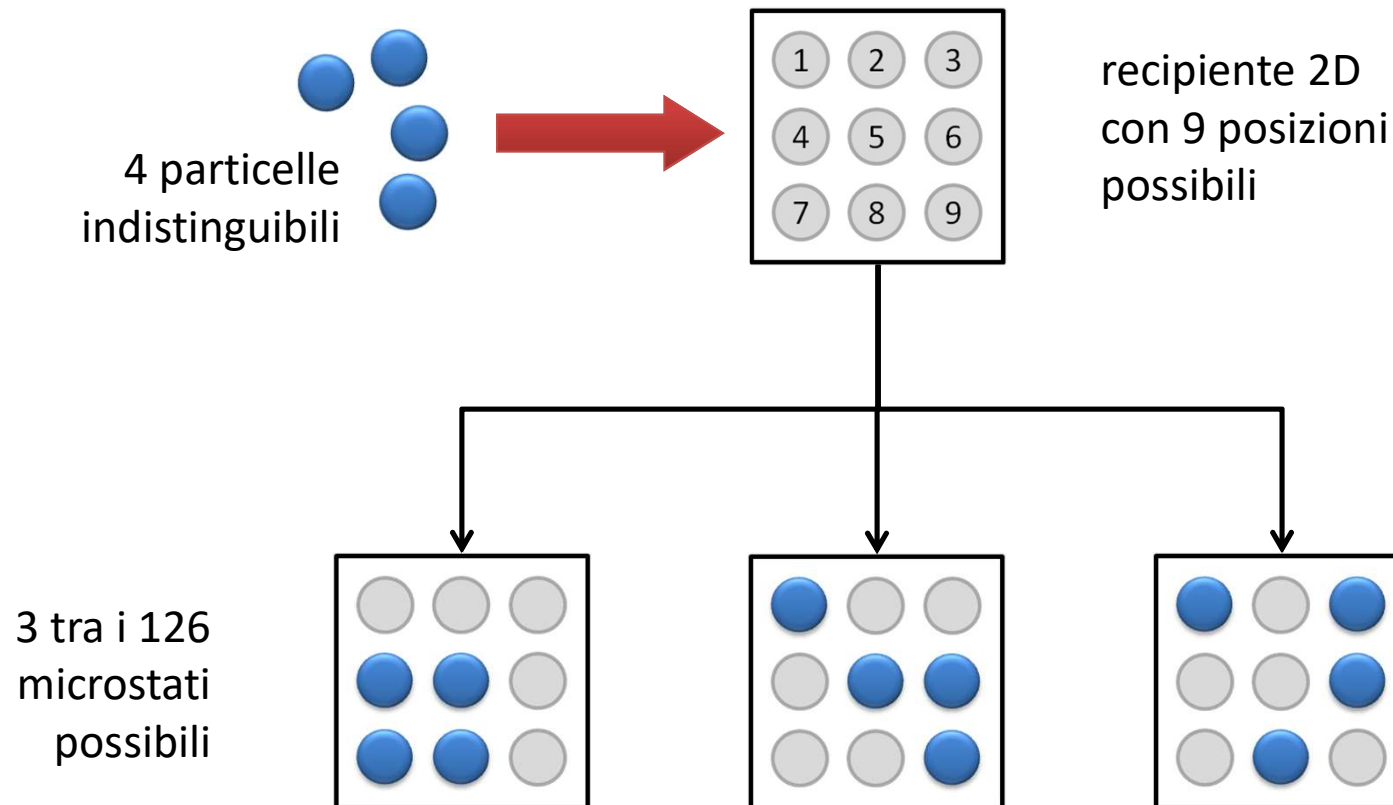


**la direzionalità di un cambiamento spontaneo è
una conseguenza delle tantissime molecole
presenti nei sistemi macroscopici**

definizione “statistica” dell’ entropia

relazione tra S e ordine

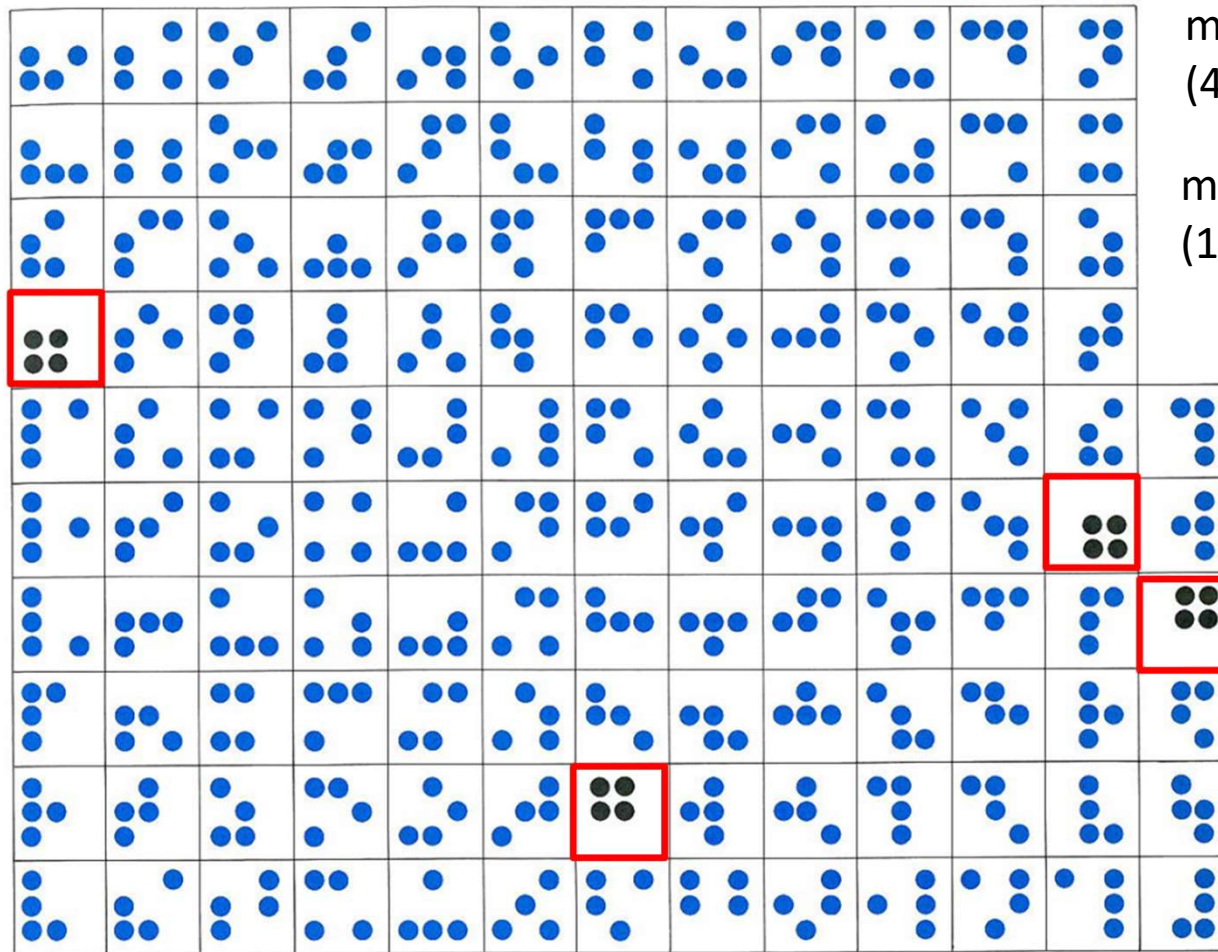
ordine – Disposizione regolare di più cose collocate, le une rispetto alle altre, secondo un criterio organico e ragionato, rispondente a fini di praticità, di opportunità, di armonia, e simmetria.



definizione “statistica” dell’ entropia

solo 4 microstati su 126 sono “ordinati”, è molto più probabile un microstato “disordinato”

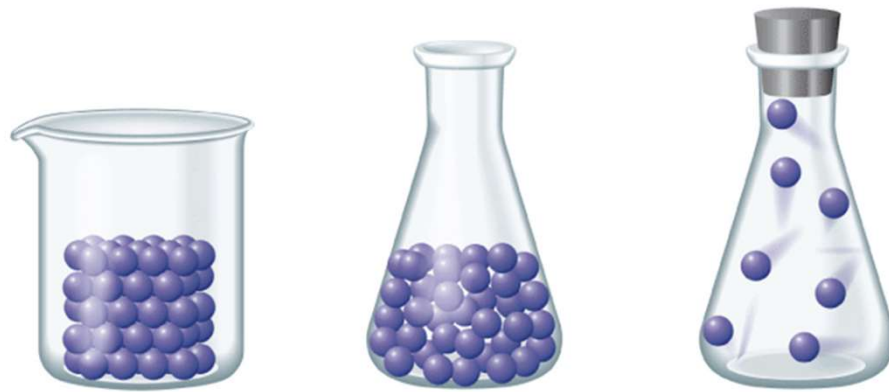
$$S = k \log W$$



macrostato ordinato
(4 microstati → S minore)

macrostato disordinato
(122 microstati → S maggiore)

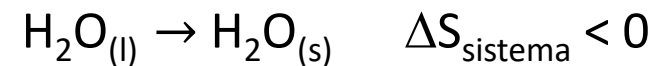
definizione “statistica” dell’ entropia



$S_{\text{solido}} < S_{\text{liquido}} \lll S_{\text{gas}}$

entropia $\text{H}_2\text{O}_{(l)} > \text{entropia } \text{H}_2\text{O}_{(s)}$

a $T < 0^\circ\text{C}$, 1 atm
il processo spontaneo è



*apparentemente l'entropia
diminuisce, perchè ???*

quella che conta è l'entropia **totale**

$$\Delta S_{\text{universo}} = (\Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{ambiente}}) > 0$$

si può dimostrare che:

$$\Delta S_{\text{ambiente}} = -\frac{\Delta H}{T}$$

congelamento processo esotermico: $\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(s)}$ $\Delta S_{\text{ambiente}} > \Delta S_{\text{sistema}}$

“energia libera” di Gibbs

invece di calcolare sia $\Delta S_{\text{sistema}}$ che $\Delta S_{\text{ambiente}}$,
è più pratico definire un'altra **funzione di stato**

$$G = H - TS \quad \text{energia libera di Gibbs}$$

$$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{ambiente}} \qquad \Delta S_{\text{ambiente}} = -\frac{\Delta H}{T}$$

$$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} - \frac{\Delta H}{T}$$

$$\begin{aligned} -T\Delta S_{\text{universo}} &= \Delta H - T\Delta S_{\text{sistema}} \\ &= (H_f - H_i) - T(S_f - S_i) \\ &= (H_f - TS_f) - (H_i - TS_i) \\ &= G_f - G_i = \Delta G \end{aligned}$$

“energia libera” di Gibbs

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S_{\text{sistema}} = -T\Delta S_{\text{universo}}$$

$$\Delta S_{\text{univ}} > 0 \rightarrow -T\Delta S_{\text{univ}} < 0 \rightarrow \Delta G < 0$$

se un processo è spontaneo, allora la variazione di G è negativa

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

TABELLA 19.2 Prevedere se un processo è spontaneo in condizioni standard

Caso	ΔH° (sistema)	ΔS° (sistema)	Processo spontaneo
1	Processo esotermico, < 0	Positivo, > 0	Spontaneo in ogni condizione $\Delta S^\circ(\text{universo}) > 0$.
2	Processo esotermico, < 0	Negativo, < 0	Dipende dalle grandezze relative di ΔH° e ΔS° . Favorito a temperature più basse.
3	Processo endotermico, > 0	Positivo, > 0	Dipende dalle grandezze relative di ΔH° e ΔS° . Favorito a temperature più elevate.
4	Processo endotermico, > 0	Negativo, < 0	Non spontaneo in ogni condizione. $\Delta S^\circ(\text{universo}) < 0$.

“energia libera” di Gibbs



$$\begin{aligned}\Delta H^\circ &= [2 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{NH}_{3(\text{g})})] - [3 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{H}_{2(\text{g})}) + \Delta H_f^\circ(\text{N}_{2(\text{g})})] \\ &= [2 \cdot -45.9] - [3 \cdot 0 + 0] = -91.8 \text{ kJ}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta S^\circ &= [2 \cdot S^\circ(\text{NH}_{3(\text{g})})] - [3 \cdot S^\circ(\text{H}_{2(\text{g})}) + S^\circ(\text{N}_{2(\text{g})})] \\ &= [2 \cdot 192.8] - [3 \cdot 130.7 + 191.6] = -198.1 \text{ J/K}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta G^\circ &= \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \\ &= -91.8 \text{ kJ} - (298.15 \text{ K} \cdot -198.1 \times 10^{-3} \text{ kJ/K}) \\ &= -32.74 \text{ kJ}\end{aligned}$$

reazione spontanea

quadro riassuntivo

ΔH° calore rilasciato o assorbito

Legge di Hess
(primo principio)

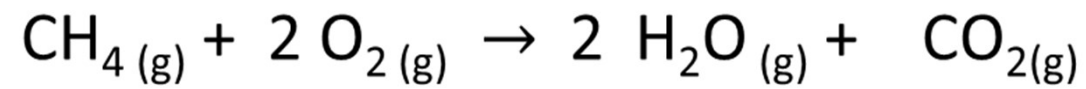


Energia libera
(secondo principio)

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

spontaneità reazione

termodinamica e cinetica chimica



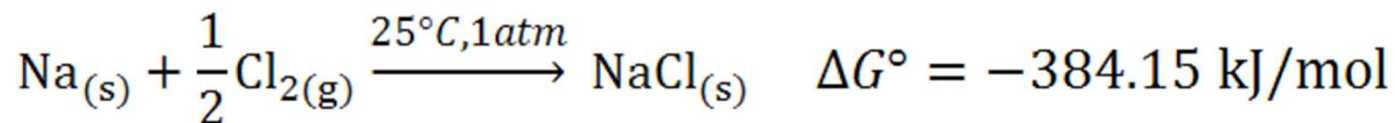
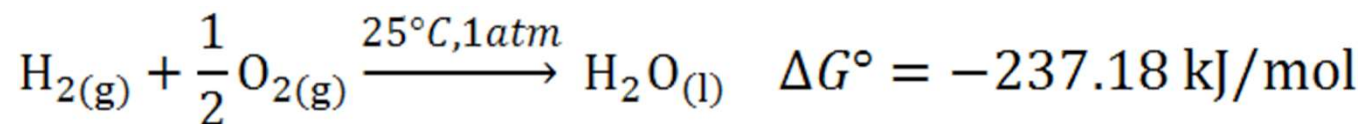
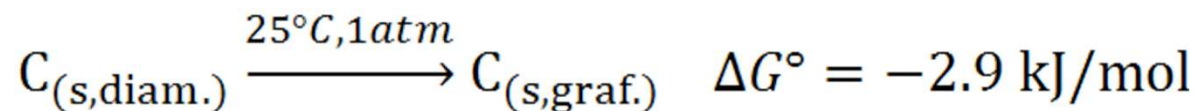
$$\Delta G^\circ = -800.8 \text{ kJ/mol}$$

termodinamica e cinetica chimica

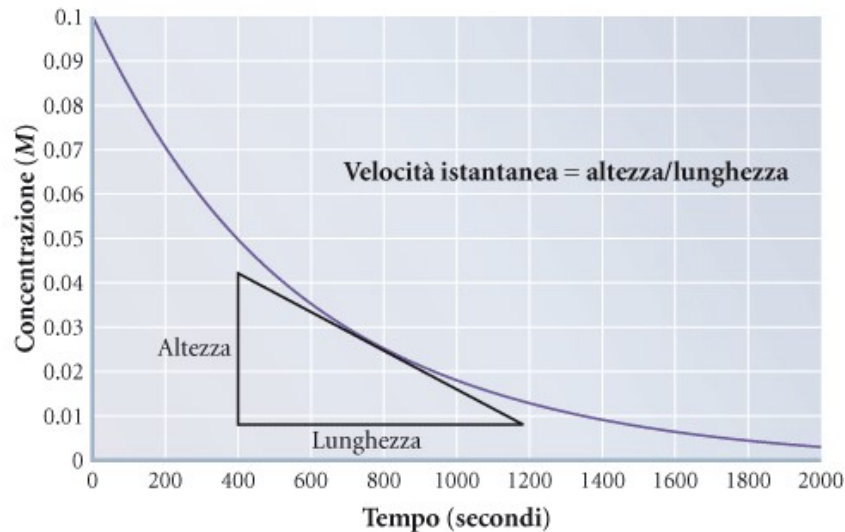
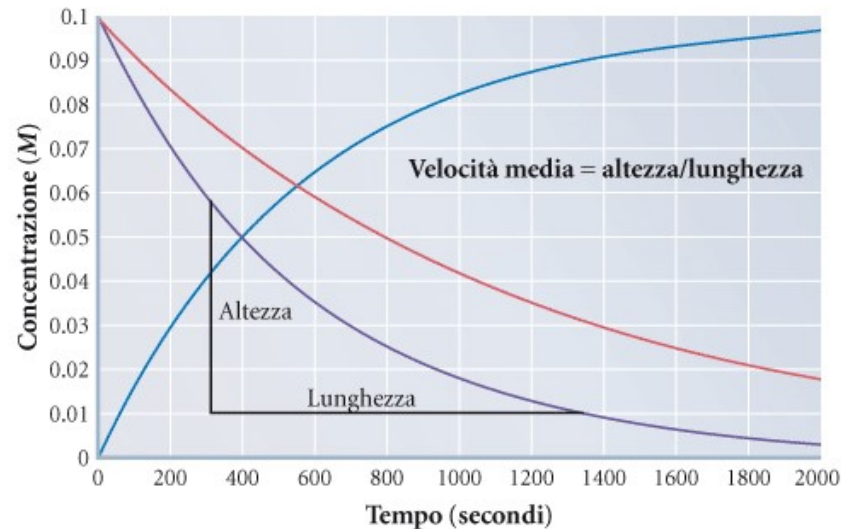
la termodinamica ci dice **se** un processo
(reazione) avviene spontaneamente

ma...

...non ci dice **in quanto tempo !!!**
(i.e. la velocità o cinetica di reazione)



velocità di reazione



quantità di reagente consumato o prodotto formato nell'unità di tempo



$$v = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

$$= \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

*la velocità si determina **sperimentalmente**, ed ha una dipendenza dalle concentrazioni dei reagenti del tipo:*

$$v = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \underset{\substack{\uparrow \\ \text{costante di velocità}}}{k} [A]^{\alpha} [B]^{\beta}$$

ordini di reazione

meccanismi di reazione

TABELLA 15.1 Teoria delle collisioni

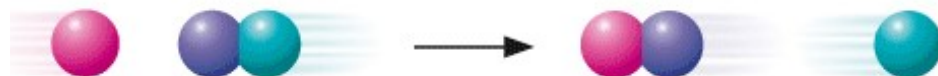
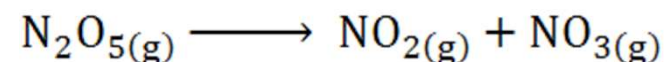
Una reazione avviene quando sono soddisfatte le seguenti condizioni:

- Le molecole collidono.
- Le molecole possiedono una sufficiente energia cinetica.
- Le molecole sono opportunamente orientate.

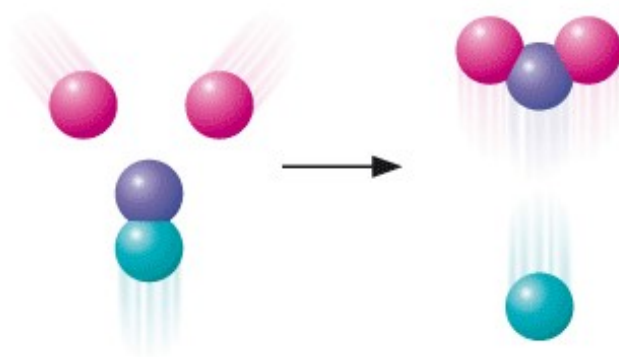
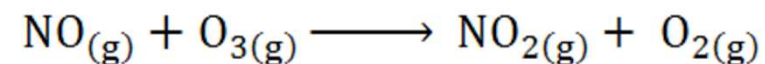
*effetto
concentrazione!*



Reazione unimolecolare



Reazione bimolecolare



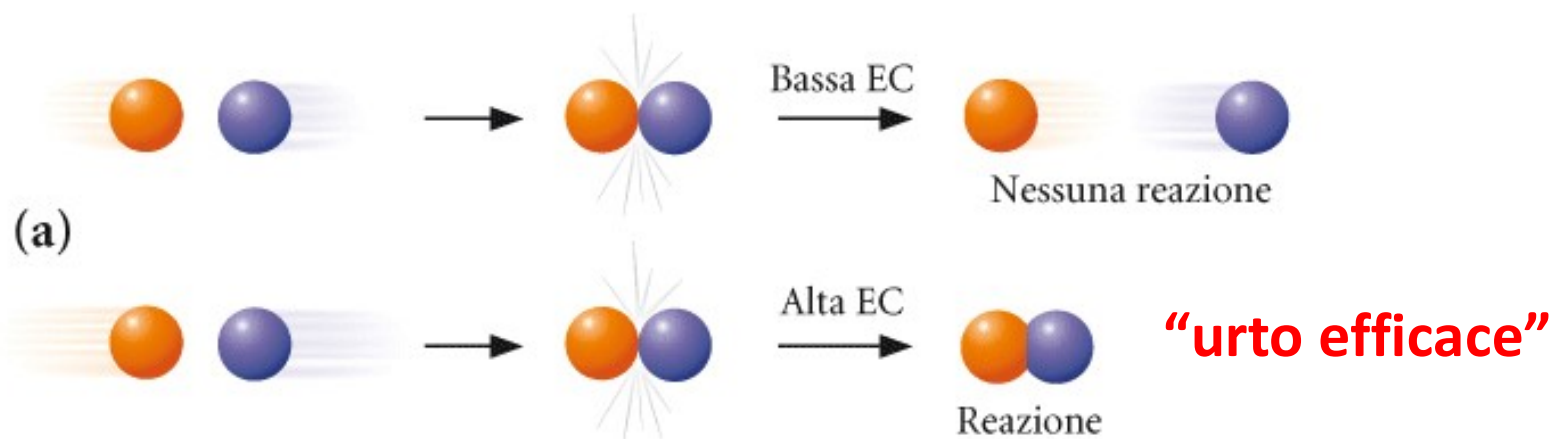
Reazione termolecolare

meccanismi di reazione

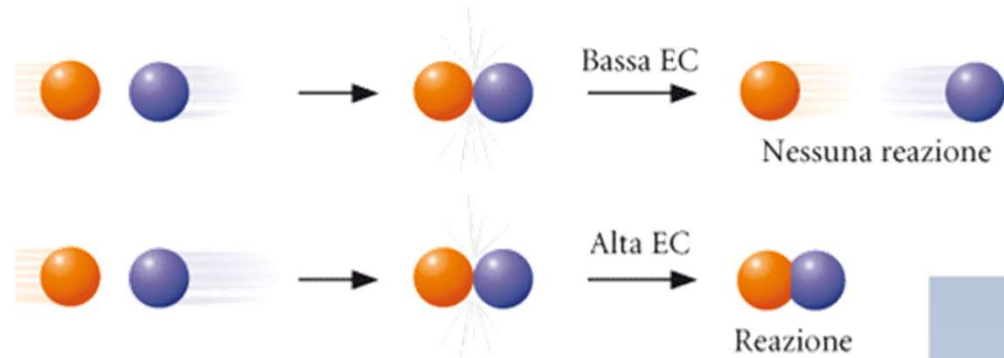
TABELLA 15.1 Teoria delle collisioni

Una reazione avviene quando sono soddisfatte le seguenti condizioni:

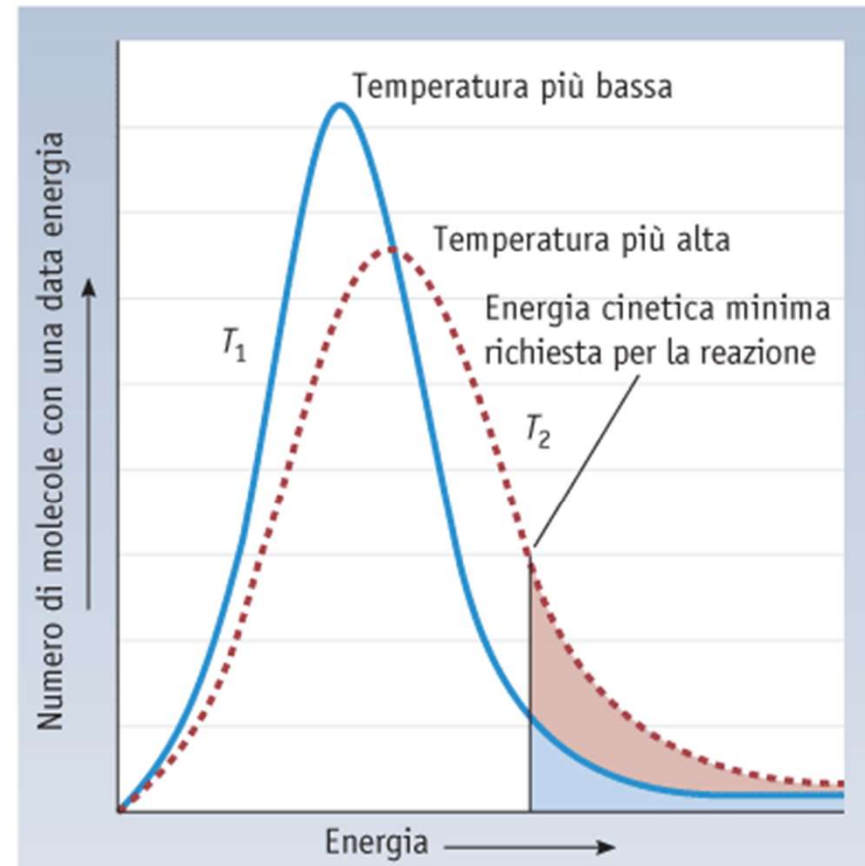
- Le molecole collidono.
- Le molecole possiedono una sufficiente energia cinetica.
- Le molecole sono opportunamente orientate.



meccanismi di reazione



*effetto
temperatura!*

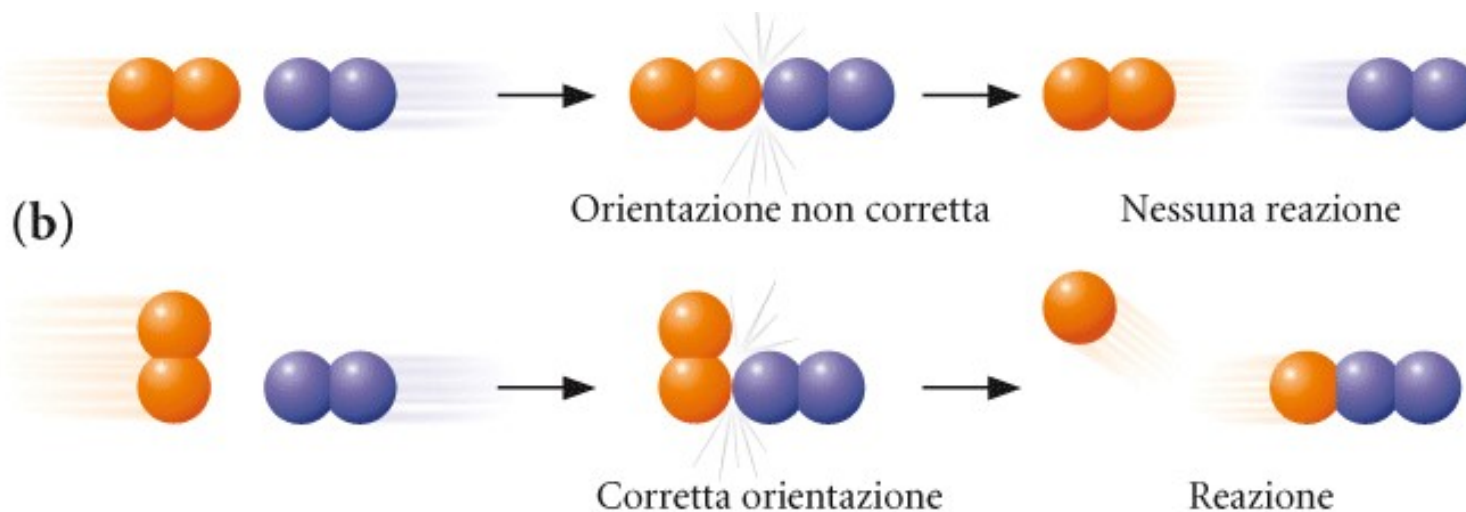


meccanismi di reazione

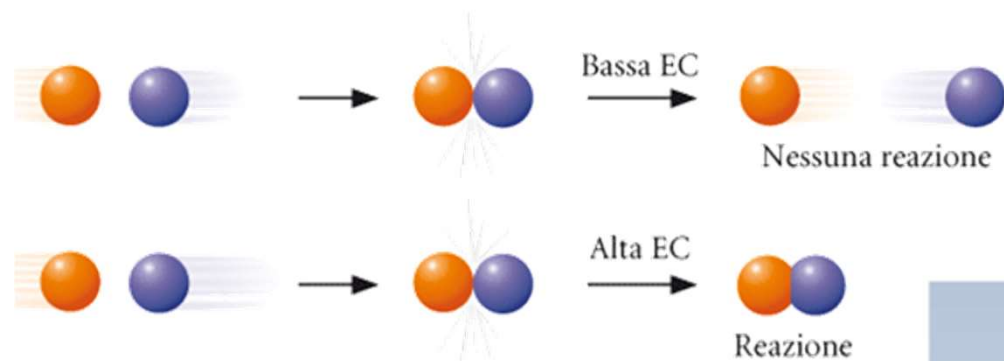
TABELLA 15.1 Teoria delle collisioni

Una reazione avviene quando sono soddisfatte le seguenti condizioni:

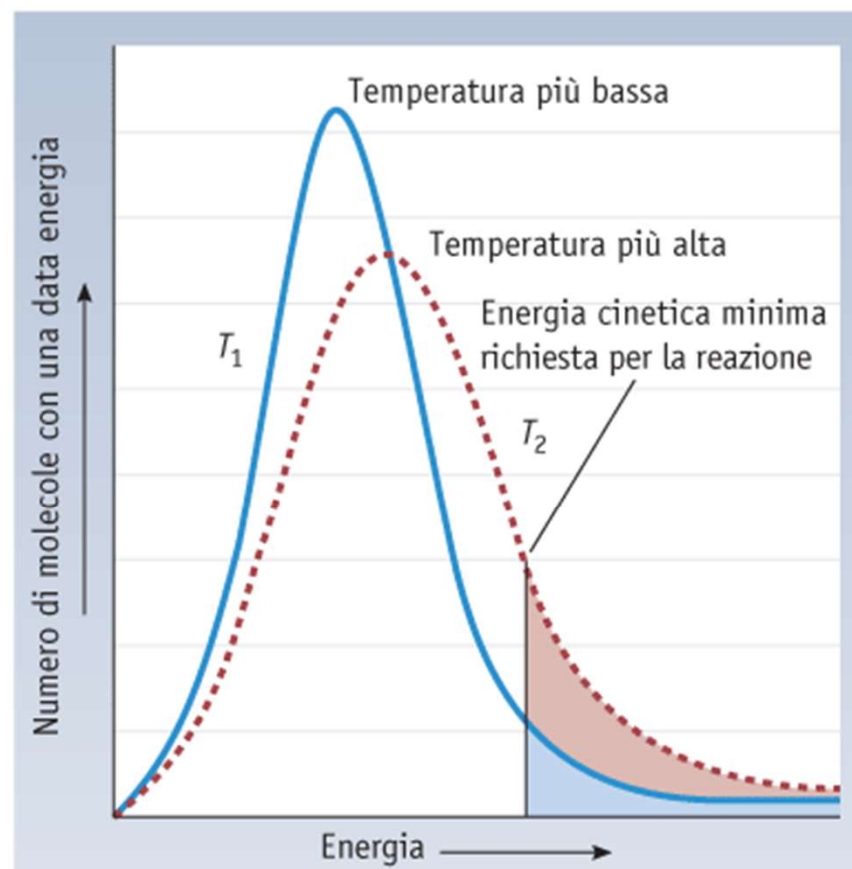
- Le molecole collidono.
- Le molecole possiedono una sufficiente energia cinetica.
- Le molecole sono opportunamente orientate.



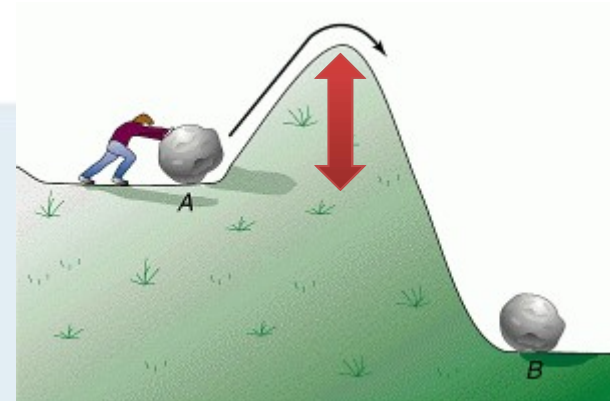
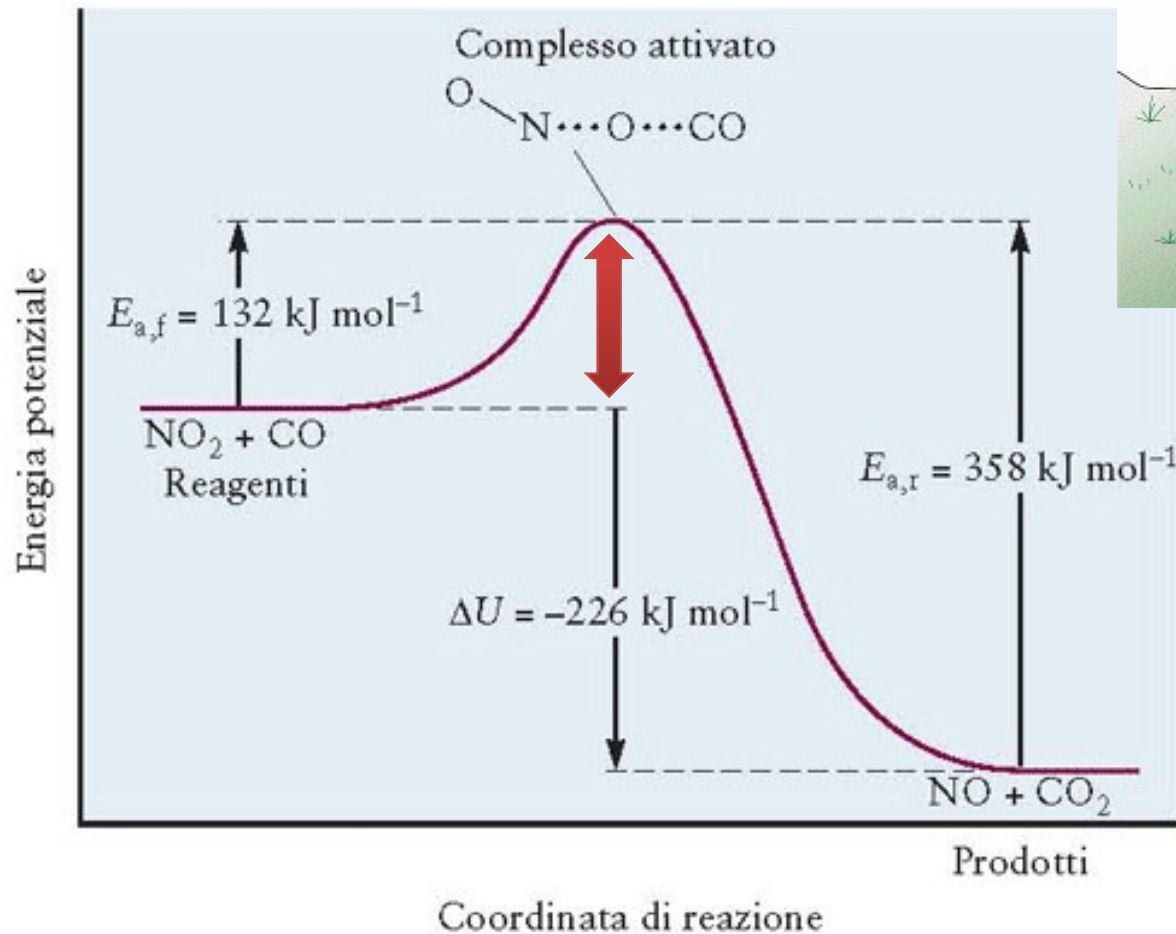
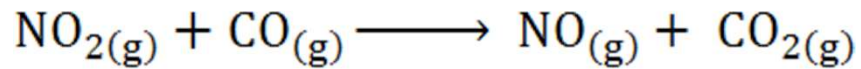
meccanismi di reazione



le particelle dei reagenti devono possedere una certa energia per produrre un'urto efficiace



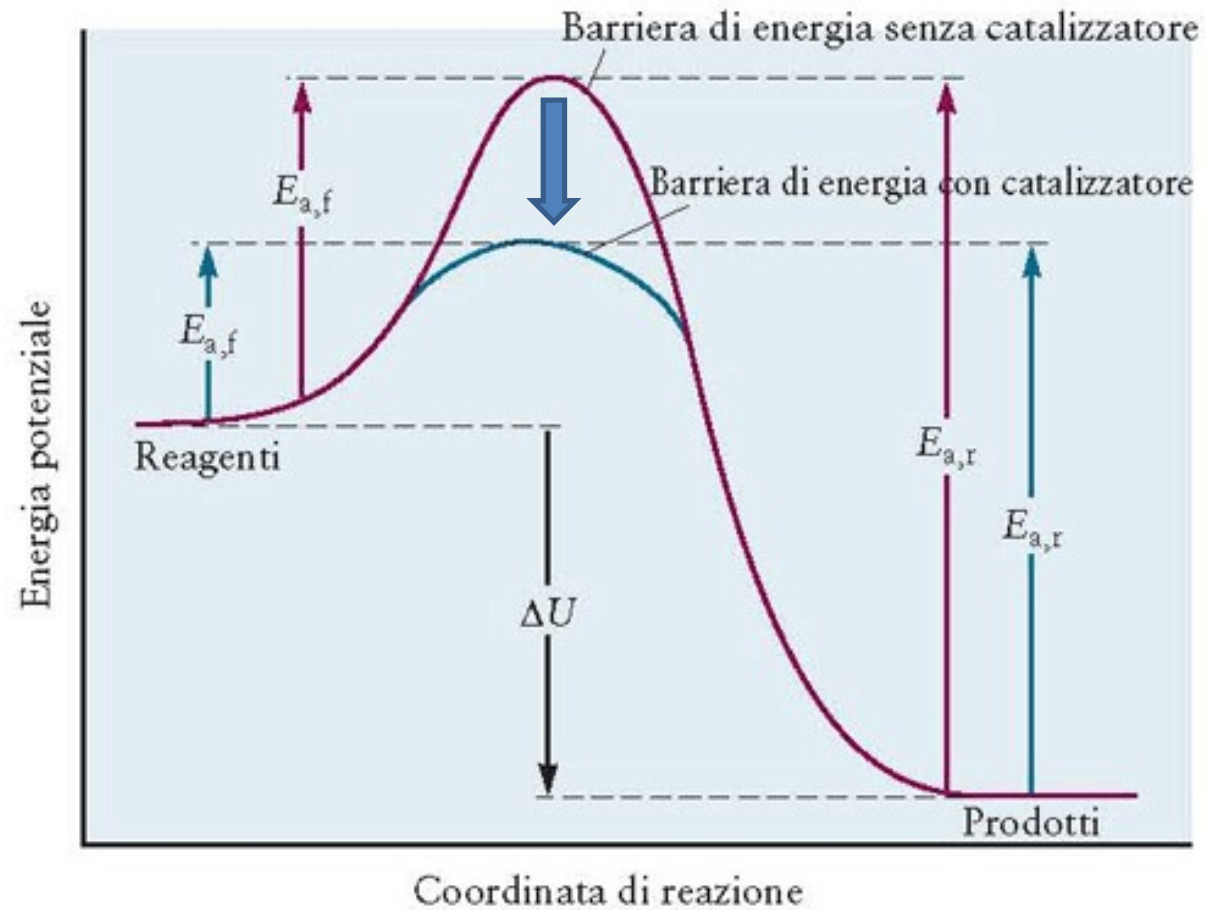
energia di attivazione



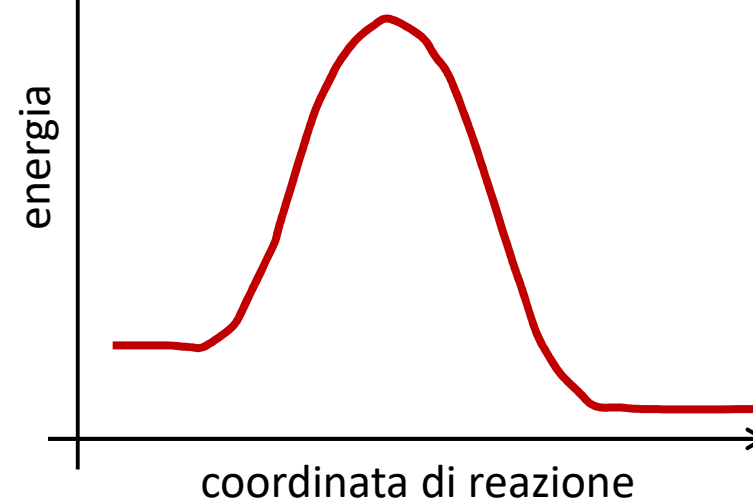
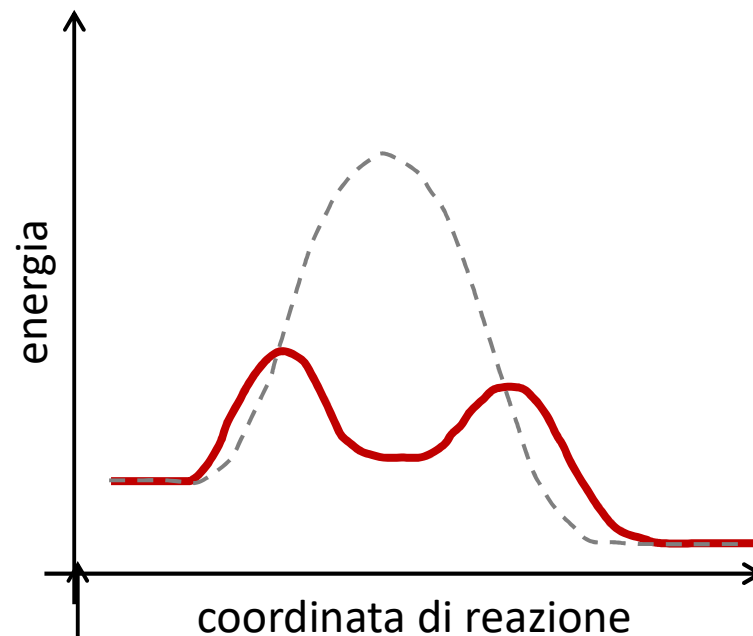
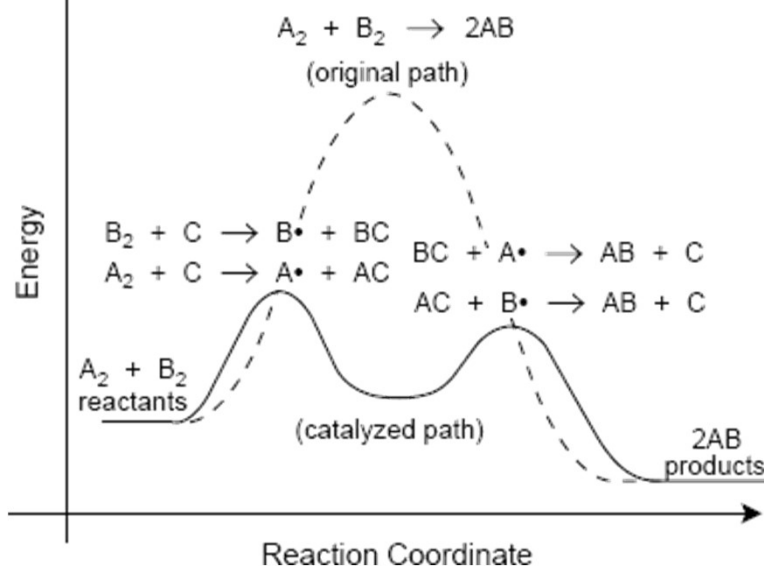
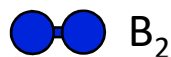
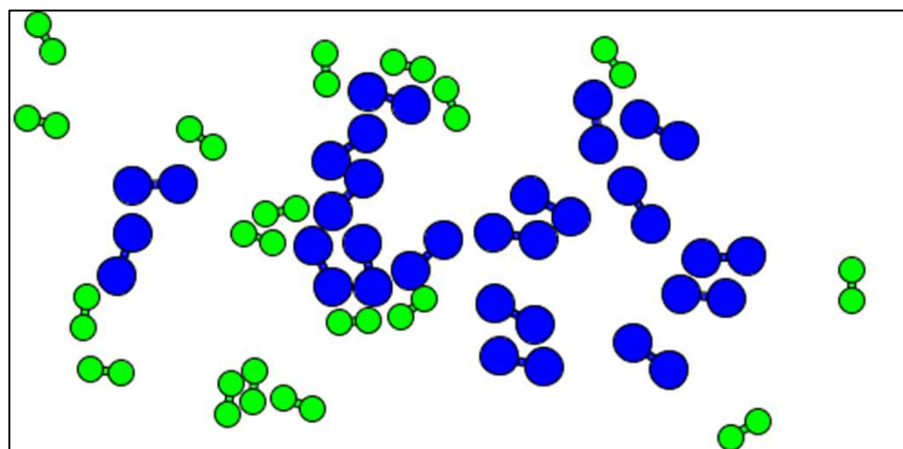
ecco perchè alcune reazioni
termodinamicamente favorite
($\Delta G < 0$) non avvengono:

alta $E_{\text{attivazione}}$

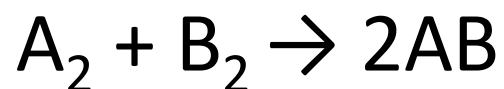
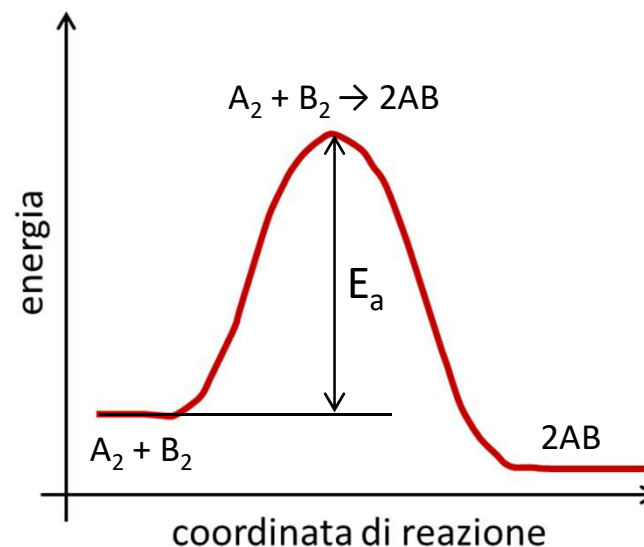
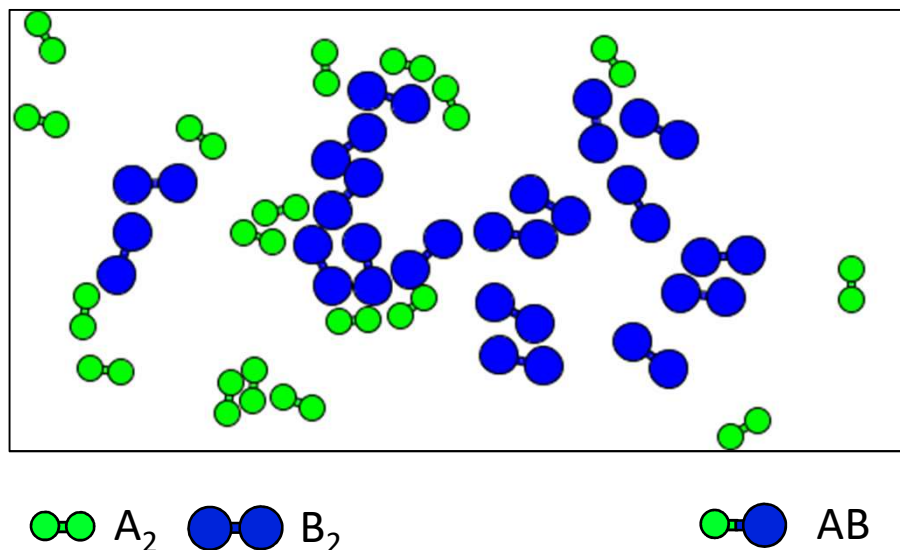
catalisi e catalizzatori



esempio catalisi omogenea

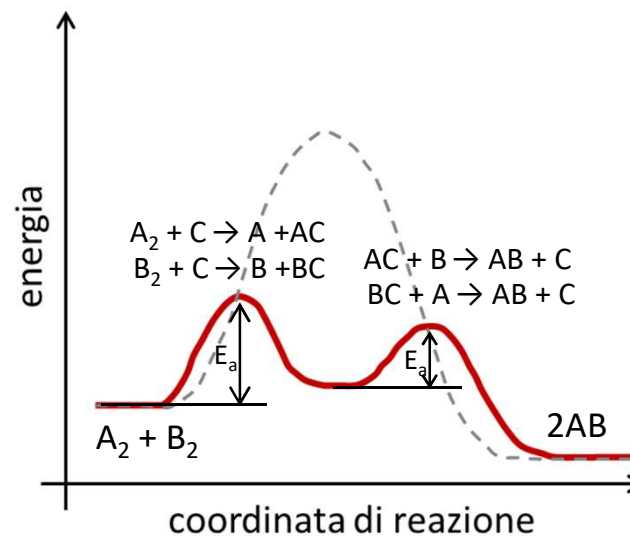
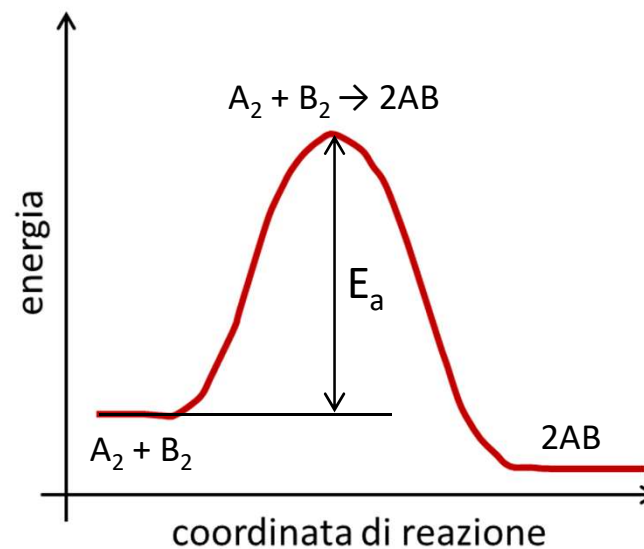
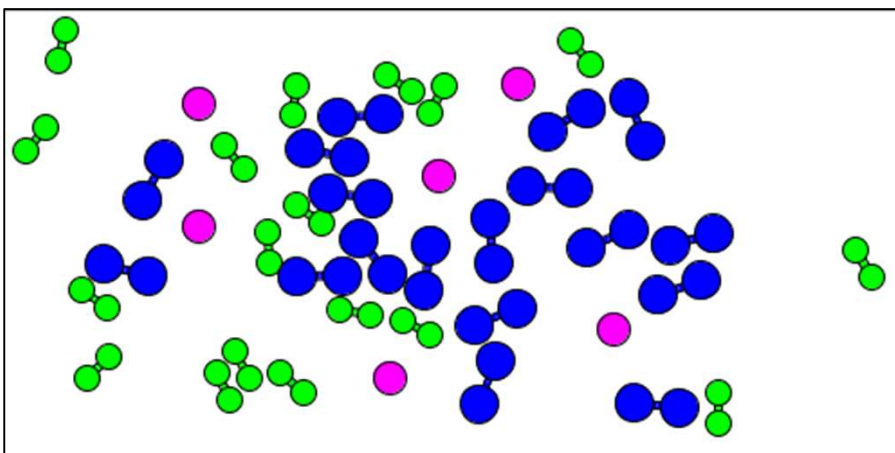
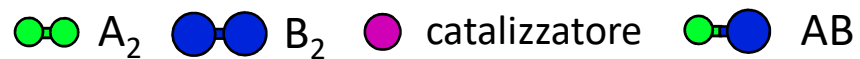
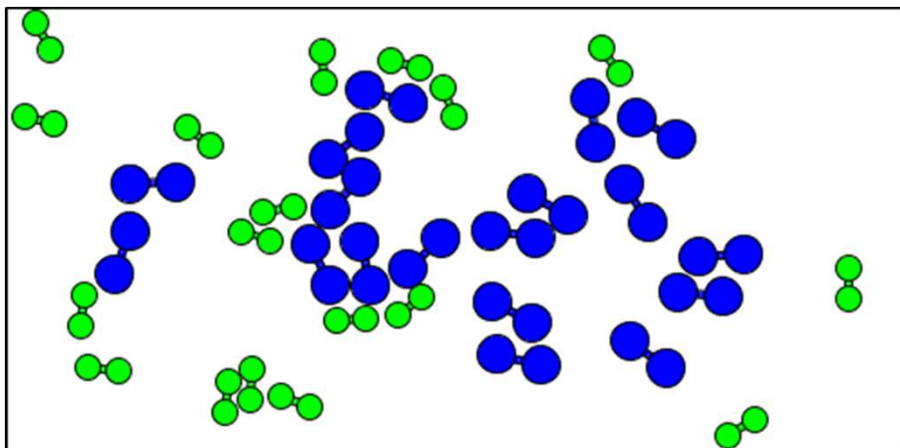


esempio catalisi omogenea

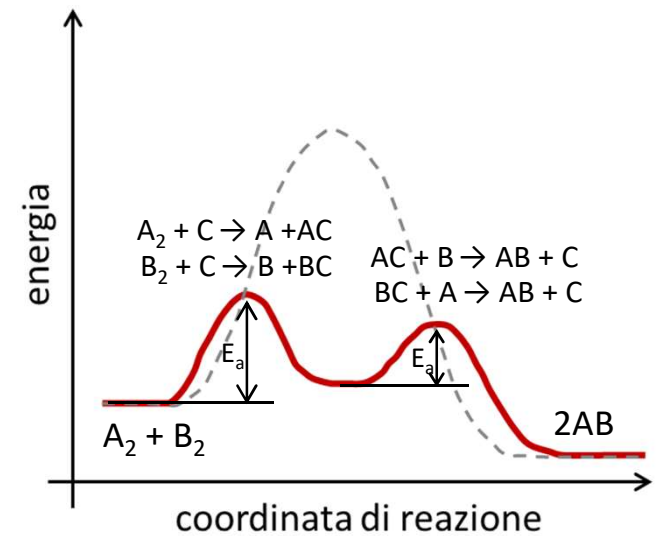
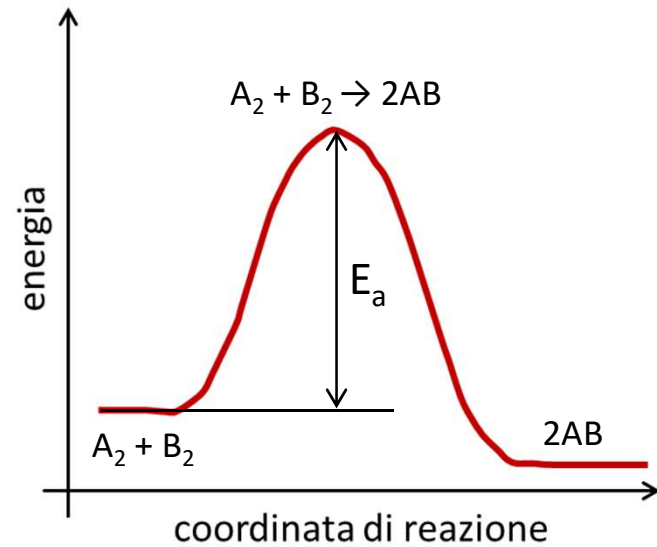
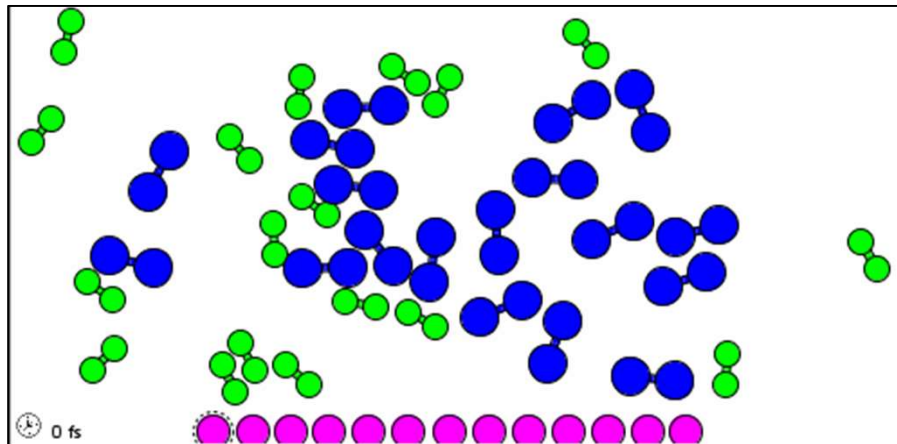
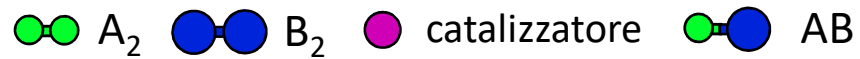
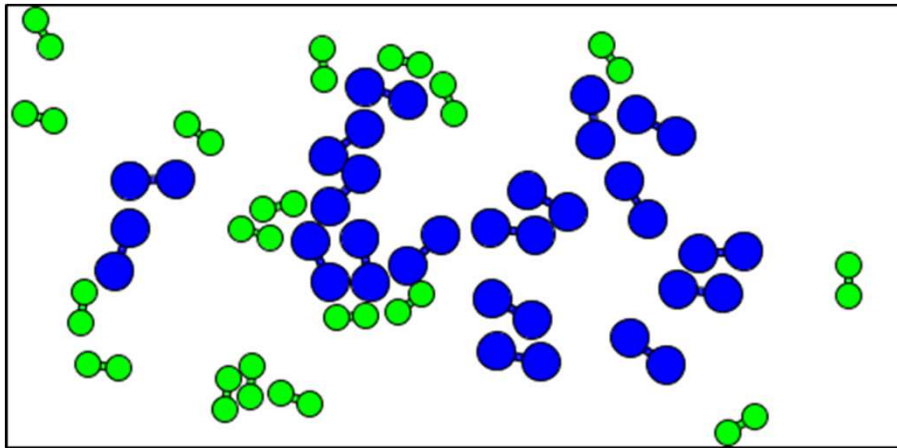


*energia di attivazione
E_a troppo grande,
la reazione non avviene*

esempio catalisi omogenea



esempio catalisi eterogenea



esempio catalisi eterogenea

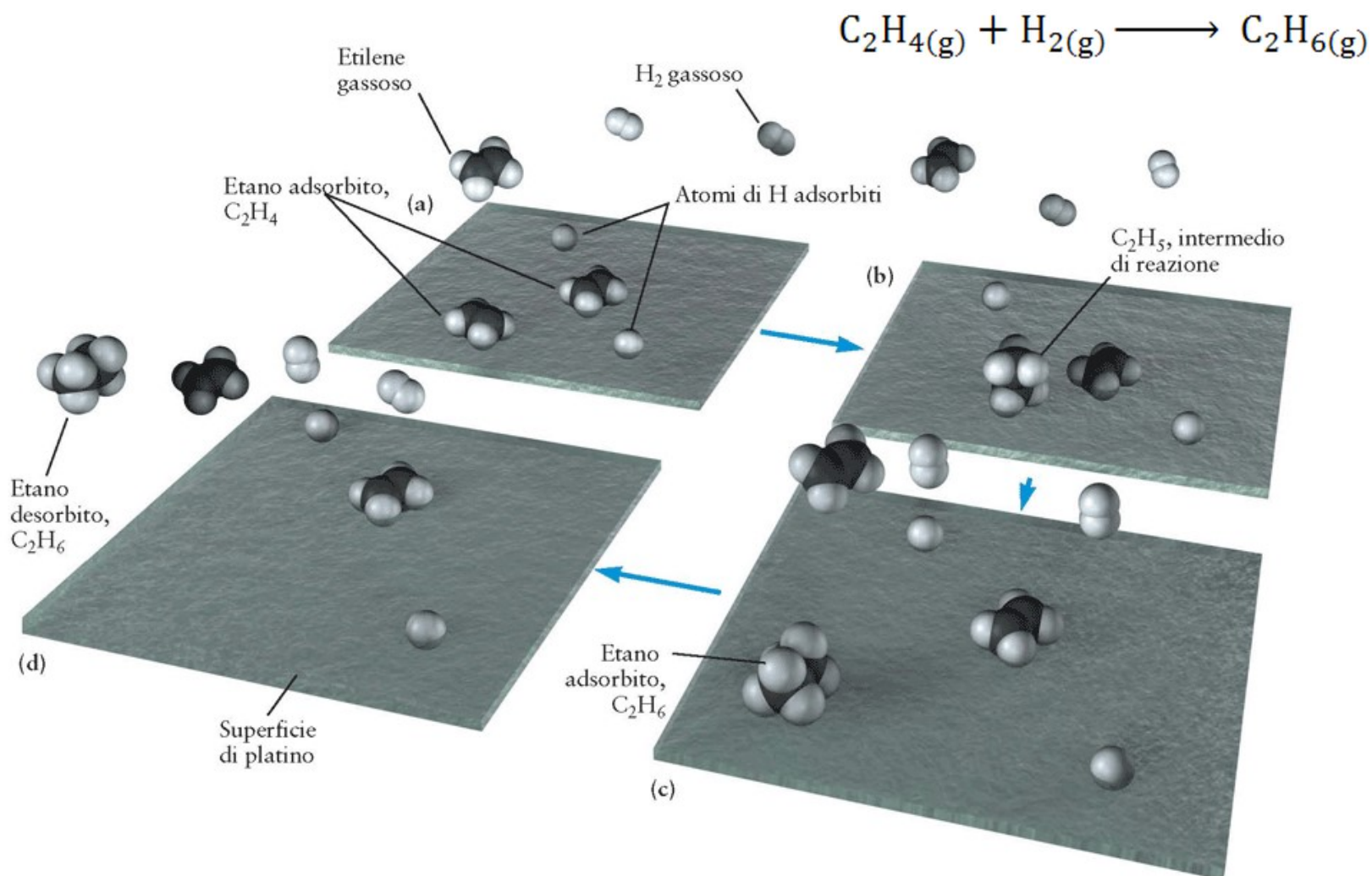
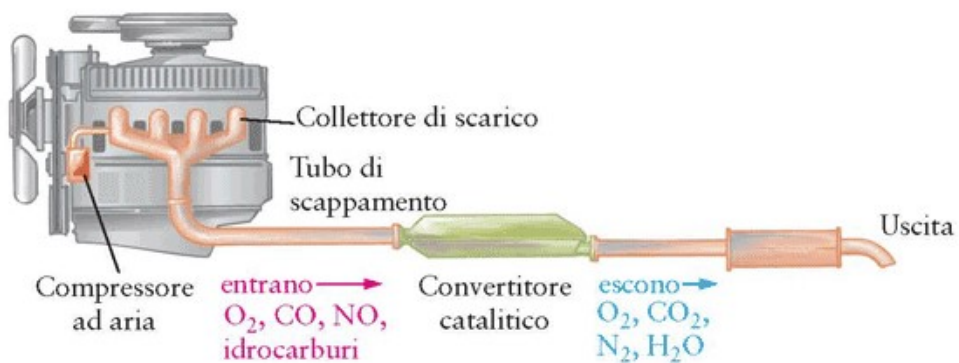


FIGURA 18.15 Il platino catalizza sulla sua superficie la reazione tra H_2 e C_2H_4 , favorendo la dissociazione di H_2 in atomi di H, che si sommano al C_2H_4 fino a formare, in vari passaggi, l'etano, C_2H_6 .

esempio catalisi eterogenea

marmitte
catalitiche

catalizzatori: particelle di Pt e Rh
supportate su $\text{CeO}_2/\text{Al}_2\text{O}_3$



(a)



(b)

