

Miscela di gas (ideale)

I singoli gas non reagiscono tra di loro, la miscela di gas si comporta come se fosse un unico gas ideale

$$P_{\text{tot}} \cdot V = n_{\text{tot}} \cdot R \cdot T$$

Pressione parziale : la P che il gas considerato eserciterebbe se fosse l'unico gas nel volume considerato.

LEGGE DI DALTON: $P_{\text{tot}} = P_a + P_b + P_c$

$$P_a \cdot V = n_a \cdot R \cdot T$$

$$P_b \cdot V = n_b \cdot R \cdot T$$

$$P_c \cdot V = n_c \cdot R \cdot T$$

Sommando le 3 equazioni si ottiene:

$$P_a \cdot V + P_b \cdot V + P_c \cdot V = n_a \cdot R \cdot T + n_b \cdot R \cdot T + n_c \cdot R \cdot T$$

$$V (P_a + P_b + P_c) = RT (n_a + n_b + n_c)$$

$$P_{\text{tot}} \cdot V = n_{\text{tot}} \cdot R \cdot T$$

$$P_a / P_{\text{tot}} = n_a / n_{\text{tot}} \quad n_a / n_{\text{tot}} \text{ frazione molare del gas a}$$

$$P_a = P_{\text{tot}} \chi$$

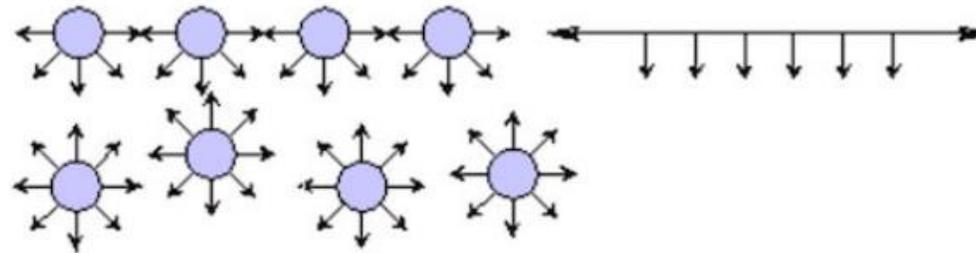
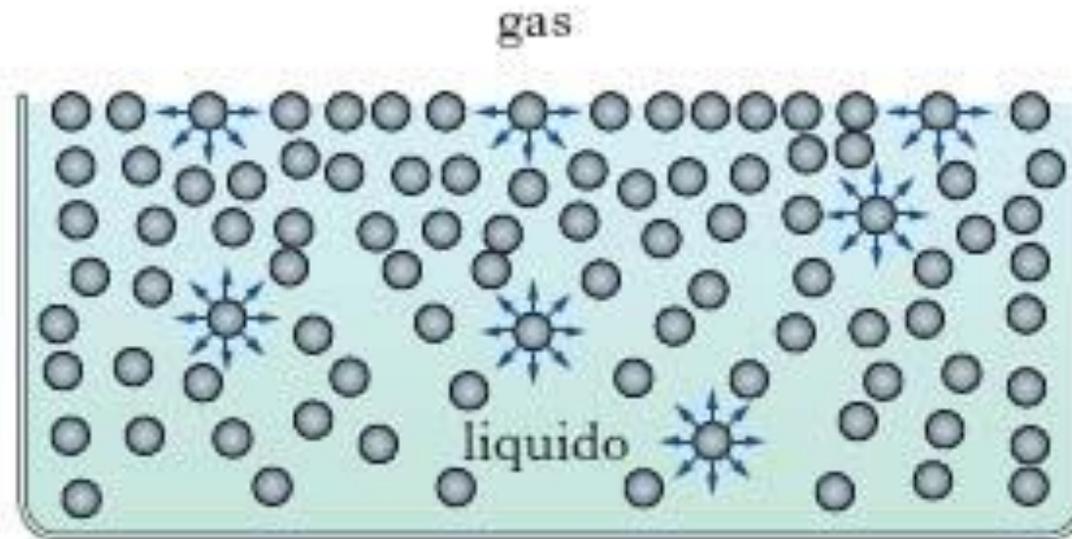


Liquidi

Tensione superficiale



Superficie di separazione →



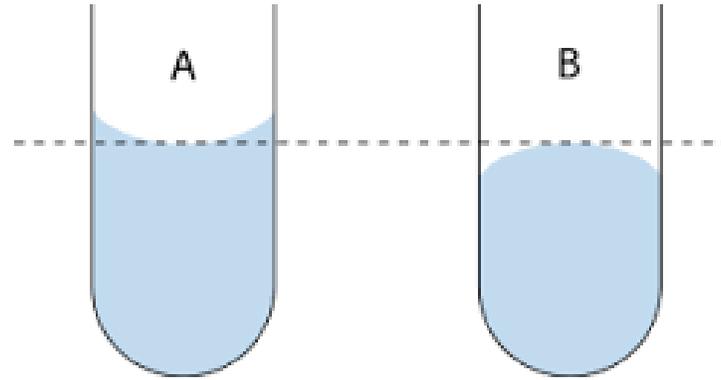
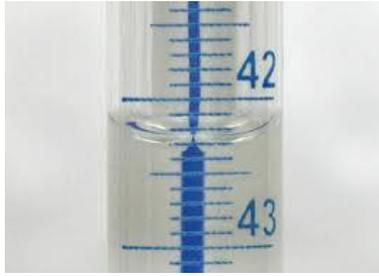
Definizione di tensione superficiale da un punto di vista quantitativo

Immaginiamo di effettuare idealmente un taglio della lunghezza di 1 cm nello strato superficiale di un liquido: viene indicata come tensione superficiale del liquido la **forza**, tangente alla superficie e perpendicolare al taglio, che tiene unite le due labbra di questo.

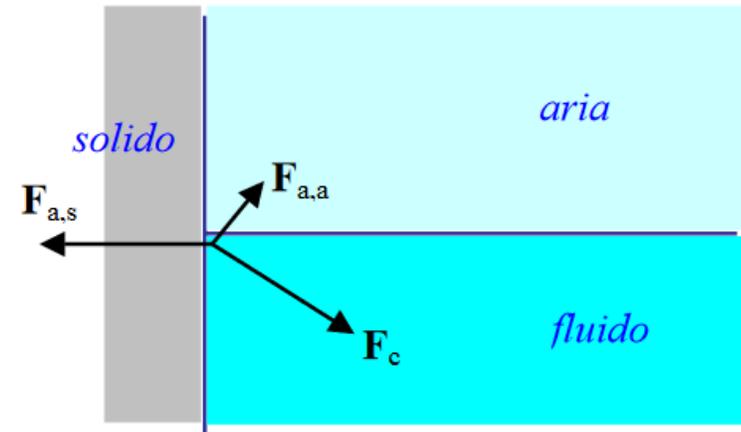
La tensione superficiale viene espressa in N/m e indicata con la lettera greca γ (gamma).

Nella tabella seguente sono riportati i valori della tensione superficiale di alcuni liquidi a contatto con l'aria calcolati alla **temperatura** di 20°C.

Liquido	Tensione superficiale (N/m)
Acqua	0,073
Mercurio	0,559
Benzene	0,029
Olio di oliva	0,0319



Le molecole di un liquido in vicinanza della parete sentono la forza di coesione del fluido \vec{F}_c diretta verso l'interno del fluido, la forza di adesione liquido-gas $\vec{F}_{a,a}$ diretta verso l'interno del gas, la forza di adesione liquido-solido $\vec{F}_{a,s}$ diretta verso l'interno del solido.

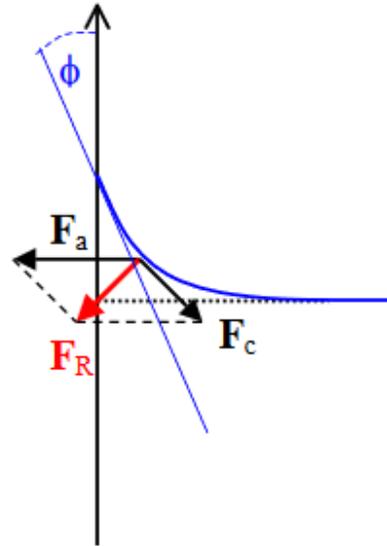


La $\vec{F}_{a,a}$ è così debole da poter essere trascurata.

Le restanti due forze, vista la loro direzione e verso, non possono avere risultante nulla \Rightarrow all'equilibrio la superficie libera del fluido deve essere *ortogonale alla risultante delle forze agenti*.

a)

$$\vec{F}_a > \vec{F}_c$$

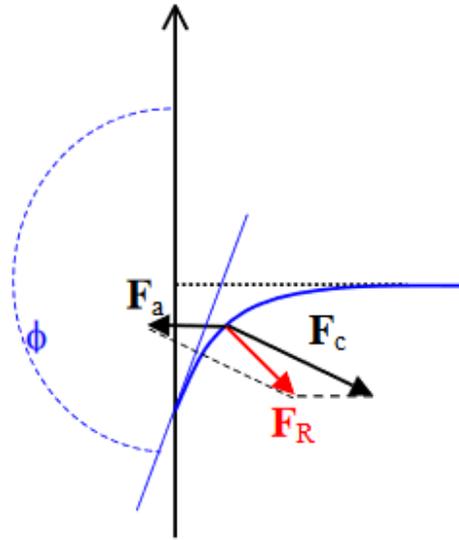


Innalzamento del liquido
lungo la parete \Rightarrow

il liquido bagna la parete

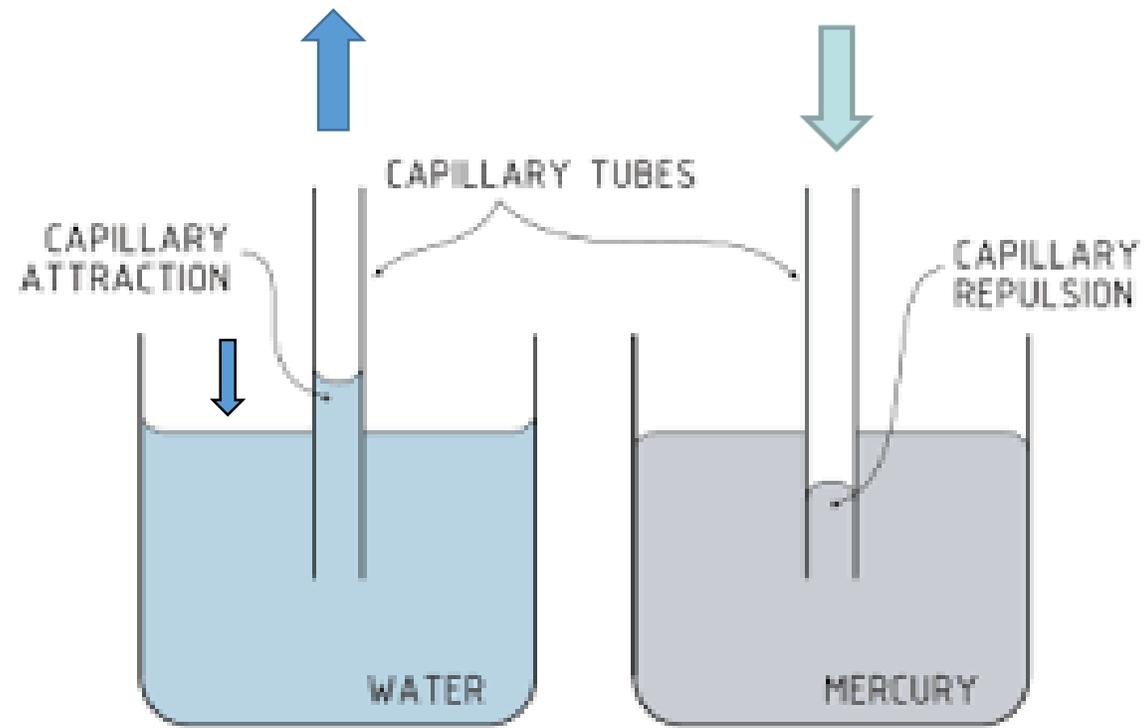
b)

$$\vec{F}_a < \vec{F}_c$$

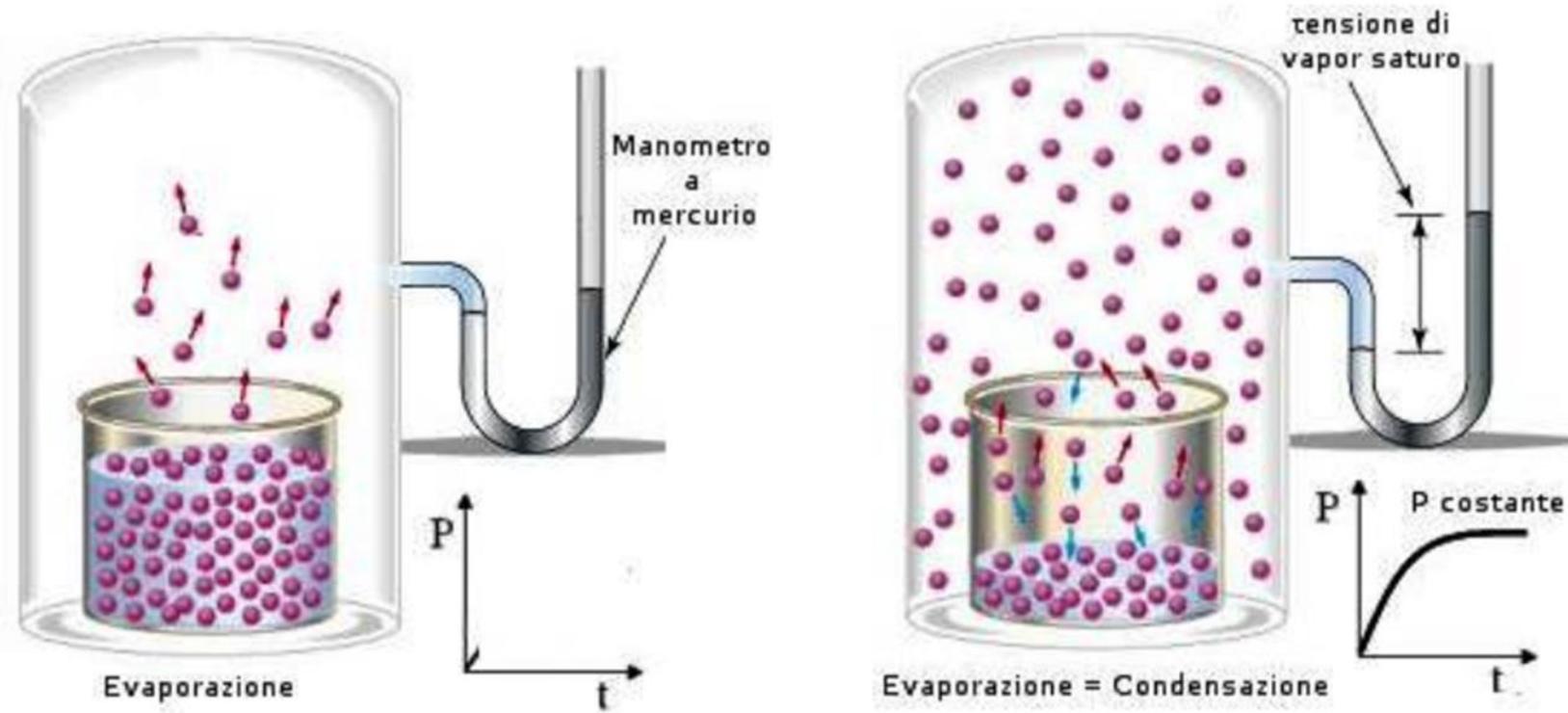


Allontanamento del liquido
dalla parete \Rightarrow

il liquido non bagna la parete



La tensione di vapore



Temperatura, massa molecolare, forze intermolecolari

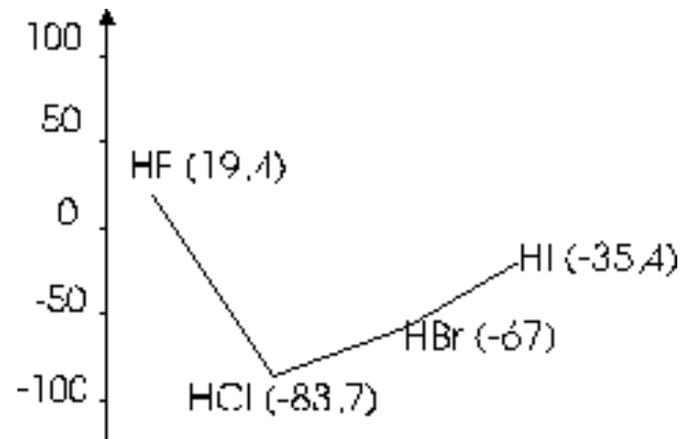
Punto di ebollizione



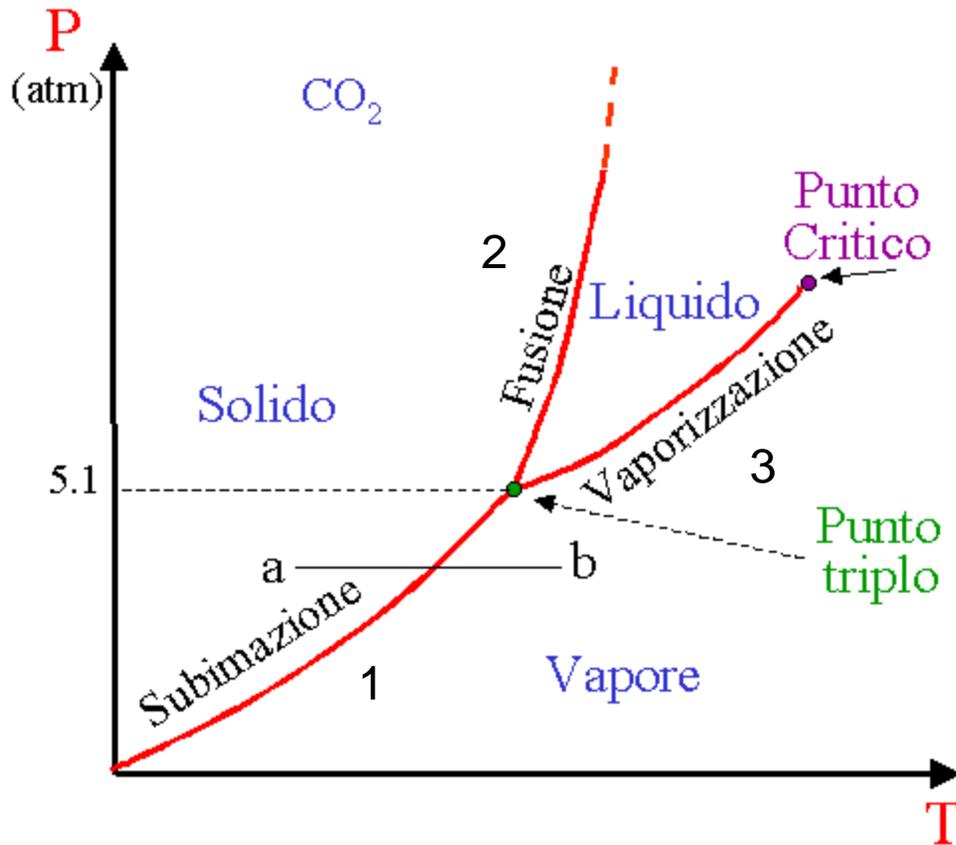
Il processo di ebollizione dell'acqua

la temperatura di ebollizione di un liquido è quella temperatura alla quale la tensione di vapore del liquido diviene uguale alla pressione atmosferica.

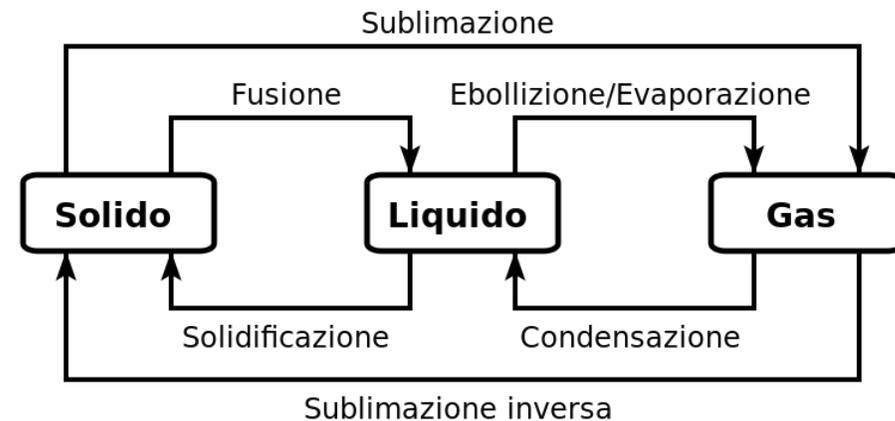
Calore latente di ebollizione (J/kg)



Un diagramma di fase rappresenta le regioni di temperatura e pressione di esistenza delle varie fasi di una sostanza

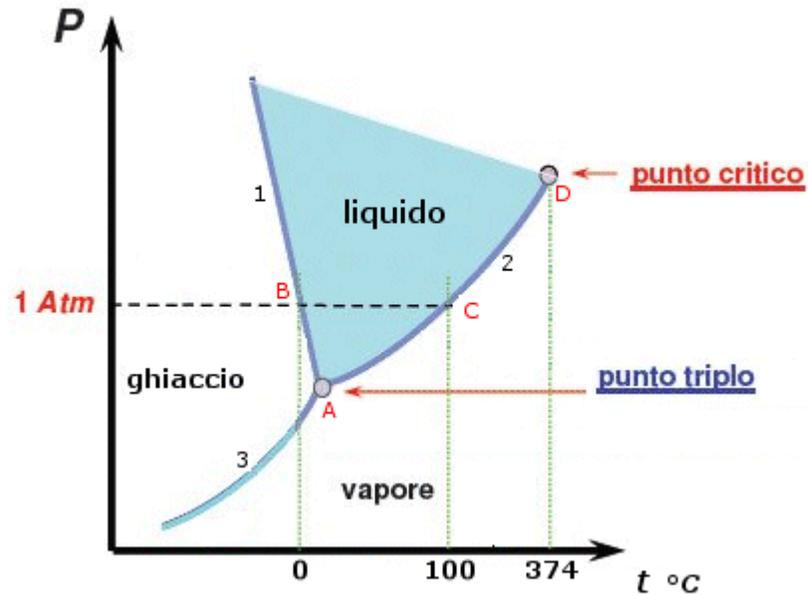


I punti di ebollizione e fusione sono di base correlati all'entità delle forze intermolecolari

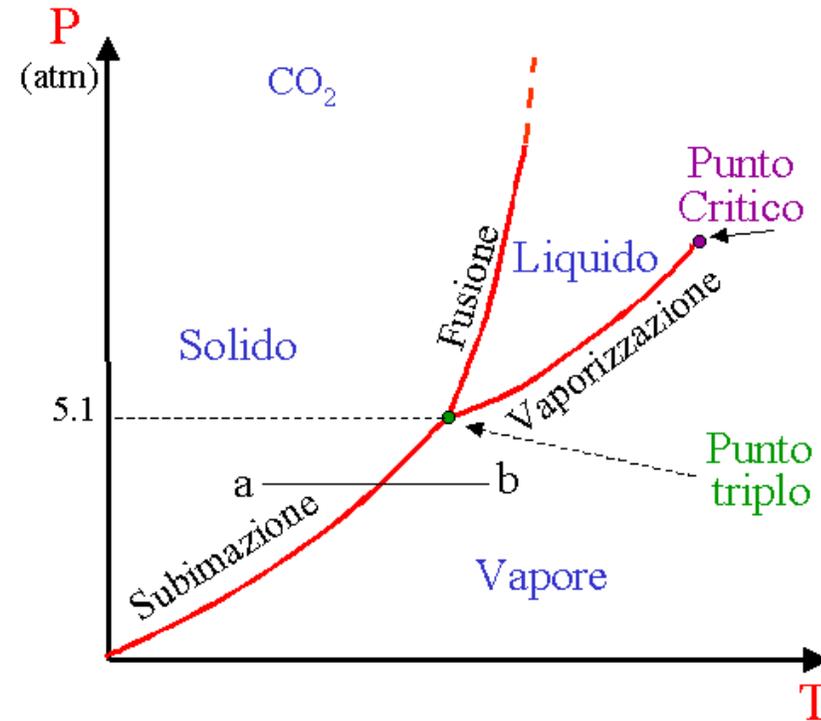


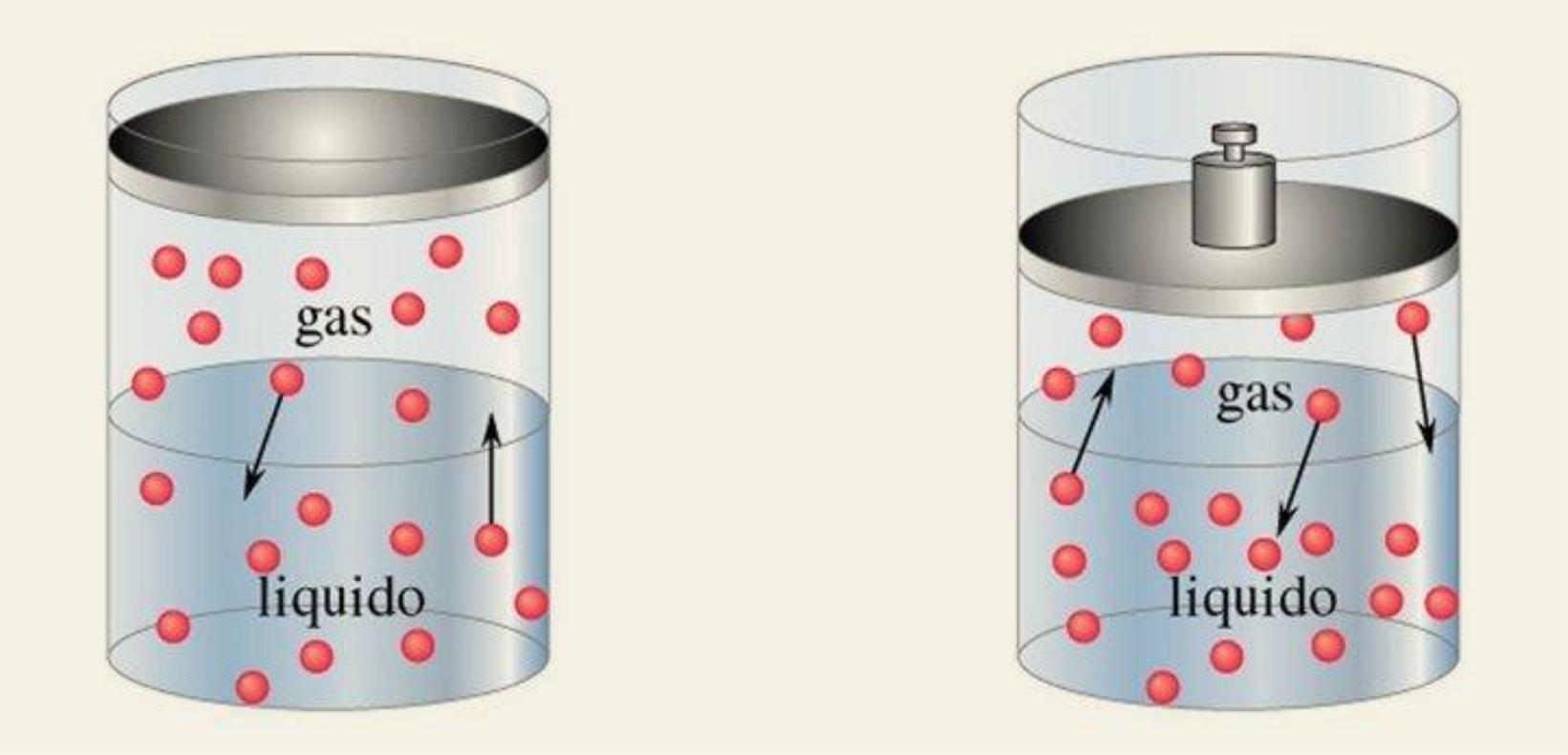
Effetto della pressione sul punto di fusione di un solido: Diagramma di fase dell'acqua

Per decidere se punto di fusione aumenta o diminuisca con la P: un aumento di pressione favorisce la formazione della fase più densa



Punto triplo 0.01°C , 4.56 Atm
Punto critico 374°C , $1.66 \times 10^5 \text{ Atm}$





Temperatura critica

Per ogni specie gassosa esiste una temperatura al di sopra della quale non è possibile liquefare il gas indipendentemente dalla pressione esercitata. Questa temperatura è detta **temperatura critica**.

Argon (-122,4 °C)

Bromo (310,8 °C)

Cloro (143,8 °C)

Fluoro (-128,85 °C)

Elio (-267,96 °C)

Idrogeno (-239,95 °C)

Kripton (-63,8 °C)

Neon (-228,75 °C)

Azoto (-146,9 °C)

Ossigeno (-118,6 °C)

Anidride carbonica (31,04 °C)

Xenon (16,6 °C)

Acqua (373,936 °C)

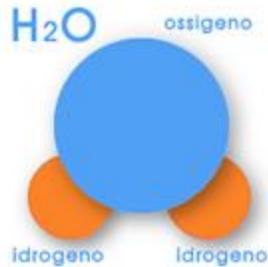
Miscela omogenee: le soluzioni

- Cosa accade se mescoliamo acqua e zucchero?

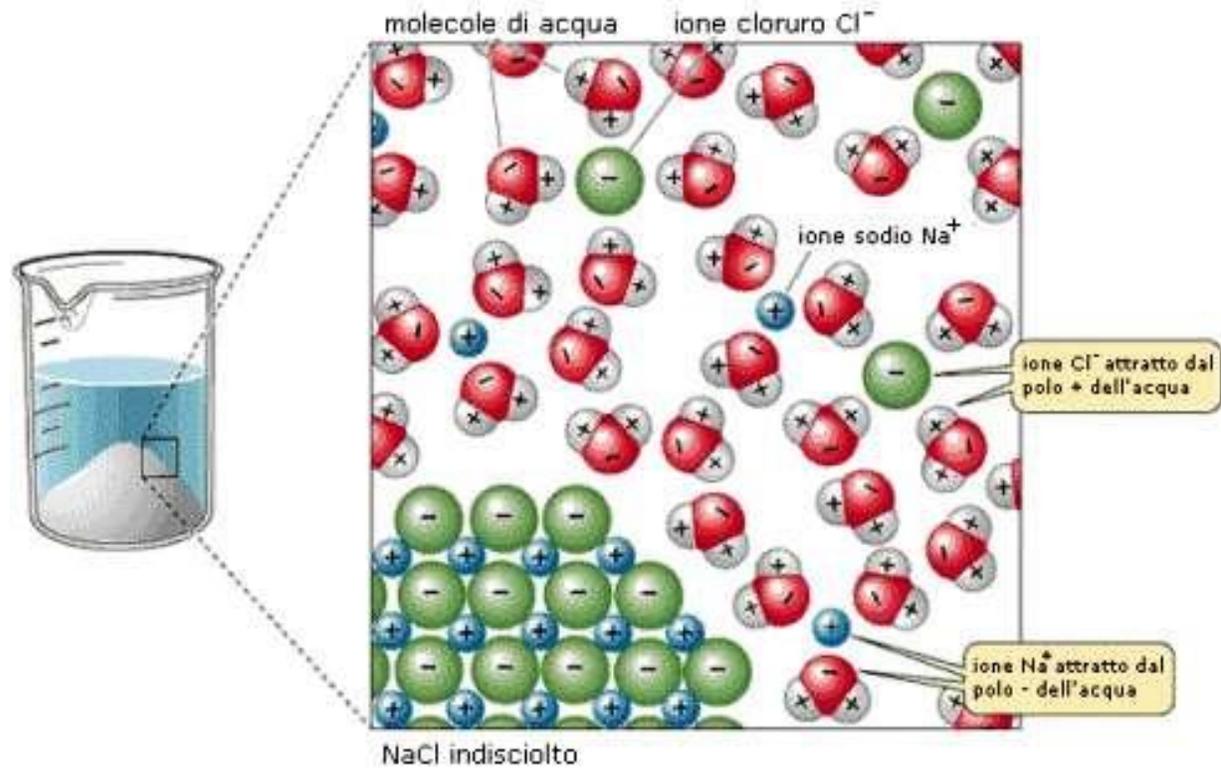
L'acqua e lo zucchero formano una soluzione omogenea, cioè le particelle delle due sostanze, pur conservando le loro caratteristiche, formano una miscela in cui non sono più distinguibili l'una dall'altra e non si separano facilmente.



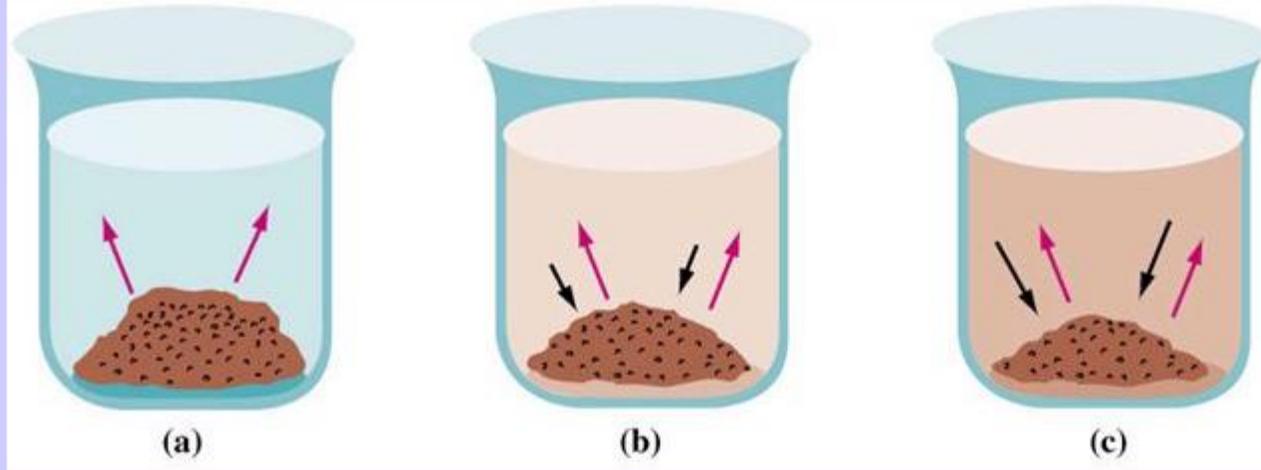
Il solvente e il soluto



- In una soluzione (o miscela omogenea) la sostanza che è presente in maggiore quantità si chiama solvente, mentre quella che si disperde nel solvente, si chiama soluto.
- L'acqua è il solvente più diffuso in natura ed è indispensabile per il funzionamento di tutti gli organismi viventi.



Soluzione satura

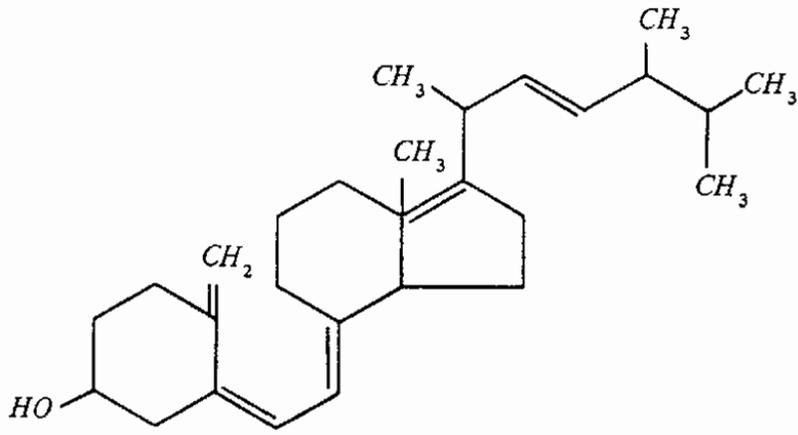


**Equilibrio
dinamico**

TABLE 23.3 Solubilities of some Alcohols in Water and in Hexane*

Alcohol	Solubility in H₂O	Solubility in C₆H₁₄
CH ₃ OH (methanol)	∞	0.12
CH ₃ CH ₂ OH (ethanol)	∞	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH (1-propanol)	∞	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (1-butanol)	0.11	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (1-pentanol)	0.030	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (1-hexanol)	0.0058	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (1-heptanol)	0.0008	∞

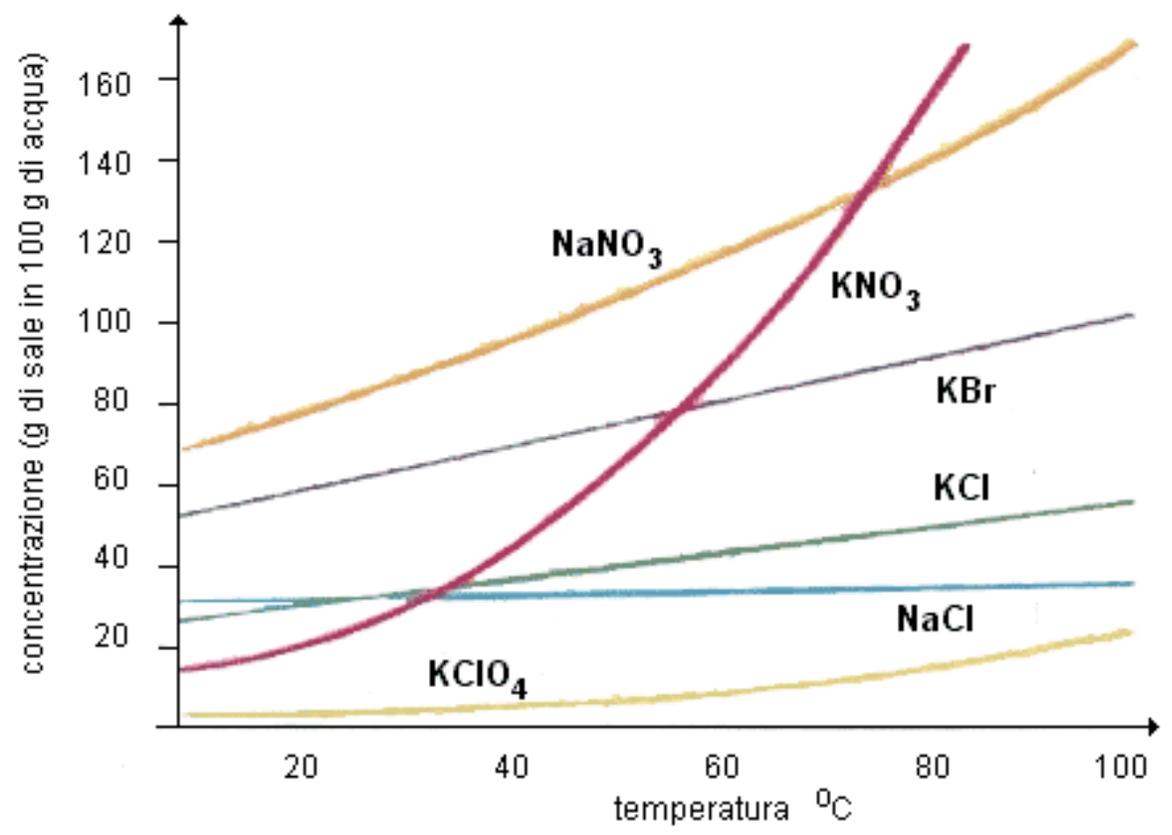
* Expressed in mol alcohol/100 g solvent at 20°C. The infinity symbol indicates that the alcohol is completely miscible with the solvent.



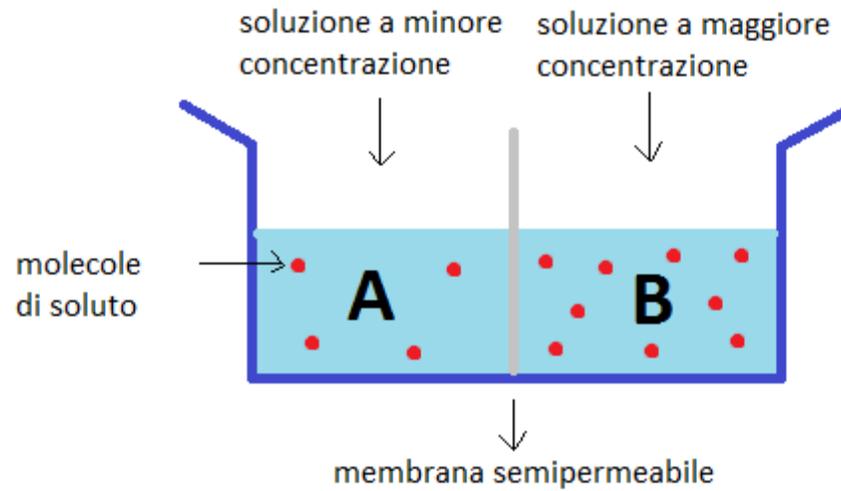
Vitamina D
(calciferol)



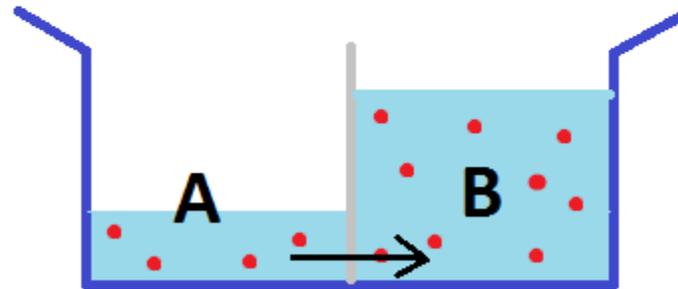
Vitamina B₂



Situazione iniziale

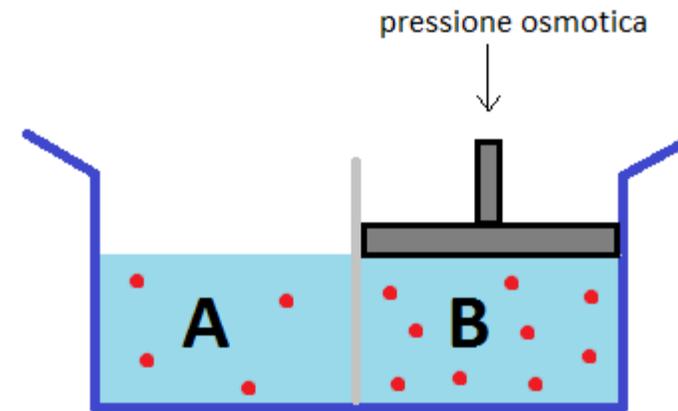


Le molecole di solvente si spostano dalla soluzione a minore concentrazione a quella con maggiore concentrazione.



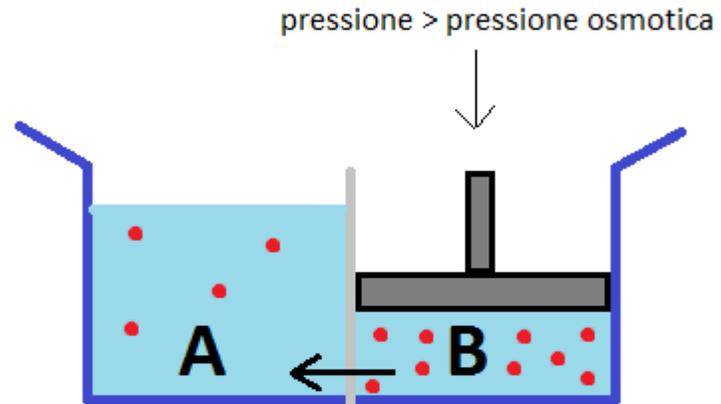
†

Pressione osmotica



La pressione osmotica è la pressione che deve essere applicata a **B** per opporsi all'osmosi.

Osmosi inversa



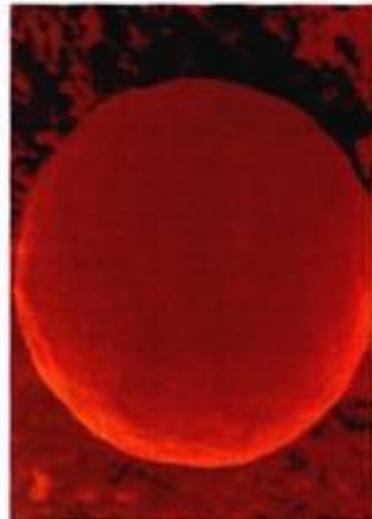
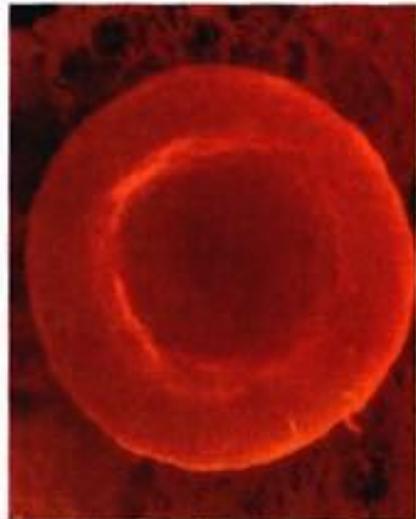
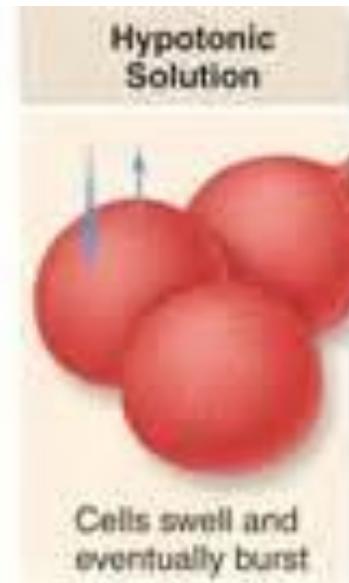
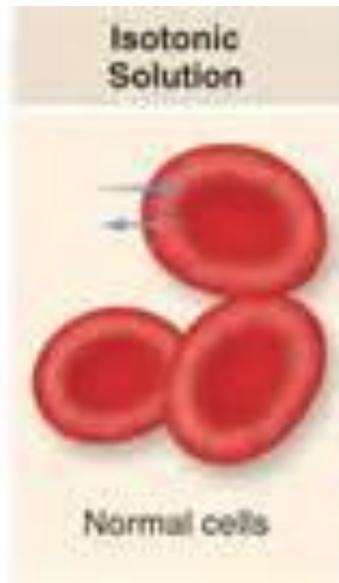
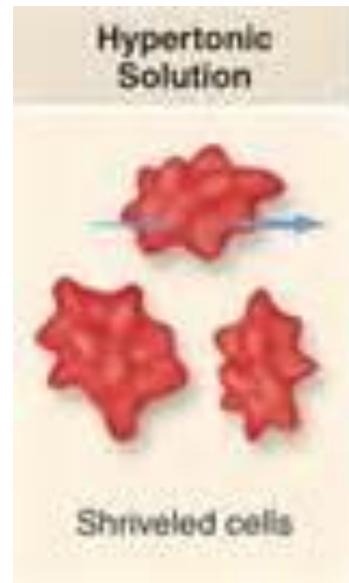
L'osmosi inversa consiste nell'applicare a **B** una pressione maggiore della pressione osmotica, tale da forzare il passaggio delle molecole di solvente dalla soluzione a maggiore concentrazione a quella con minore concentrazione.

Una soluzione si dice

ipertonica (rispetto ad un'altra) se la concentrazione del soluto è maggiore

ipotonica se la concentrazione del soluto è minore,

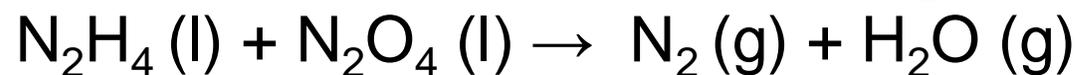
isotonica se le due soluzioni hanno la stessa concentrazione



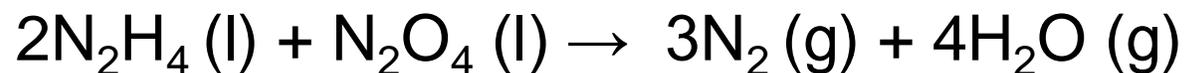
Reazione chimica: trasformazione in cui uno o più specie chimiche modificano la loro struttura e composizione originaria per generare altre specie chimiche.



2. Indicare lo stato fisico dei reagenti e dei prodotti



3. Bilanciare l'equazione



Velocità di una reazione chimica

Viene quantitativamente espressa da una “espressione” di velocità, una equazione chimica che viene determinata sperimentalmente per ciascuna reazione chimica.

$A \rightarrow \text{prodotti}$

Velocità = $k [A]^m$

m = ordine della reazione (0,1,2,3....)

$aA + bB \rightarrow \text{prodotti}$

Velocità = $k [A]^m [B]^n$

m ordine della reazione rispetto a A

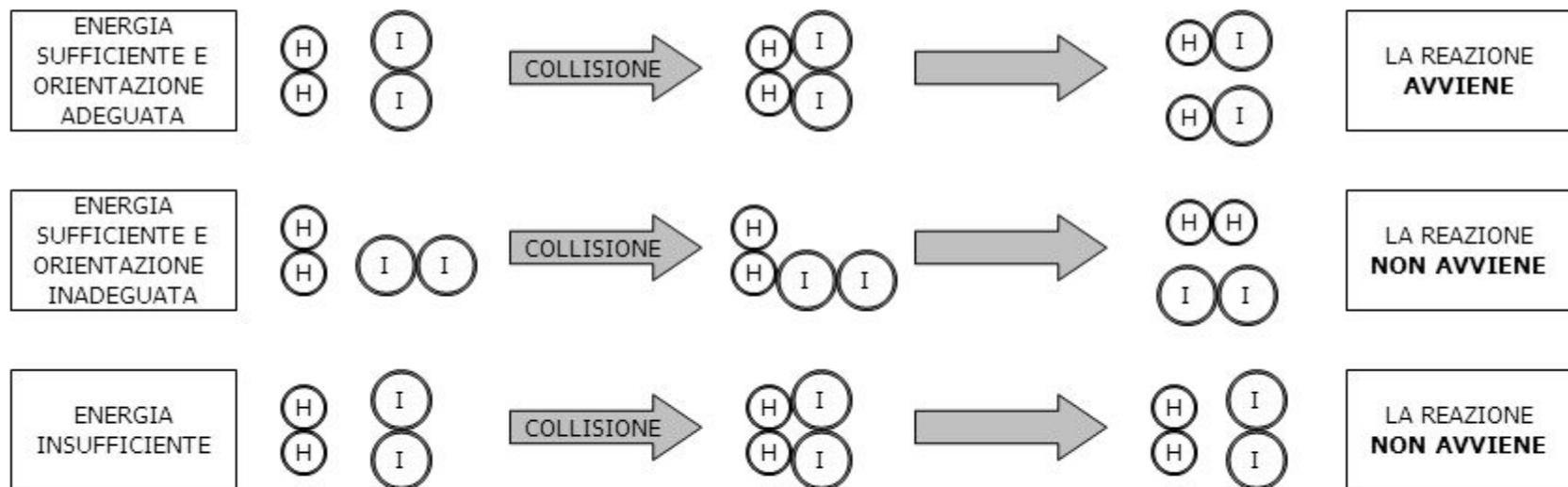
n ordine della reazione rispetto a B

$m+n$ ordine totale della reazione

Modello collisionale ed energia di attivazione

Affinché una reazione avvenga è necessario che:

- Le molecole collidano
- La collisione avvenga con sufficiente energia per rompere i legami dei reagenti e formare quelli dei prodotti
- Le particelle siano orientate in maniera opportuna



Tra le moltissime collisioni che interessano le molecole, solo un numero ristretto è efficace ai fini della reazione!!!

In tutte le reazioni esiste una quantità minima di energia che ogni molecola deve possedere perché la collisione sia efficace: **energia di attivazione**

$$E_a (\text{KJoule/mole})$$

Il suo valore dipende dalla natura della reazione

Il modello collisionale si può rendere quantitativo.

$$k = p \times Z \times f$$

p fattore sterico

Z frequenza degli urti/collisioni nell'unità di tempo

f frazione delle collisioni in cui l'energia delle molecole in collisione è uguale o maggiore della E_a

$$f = e^{-E_a/RT}$$

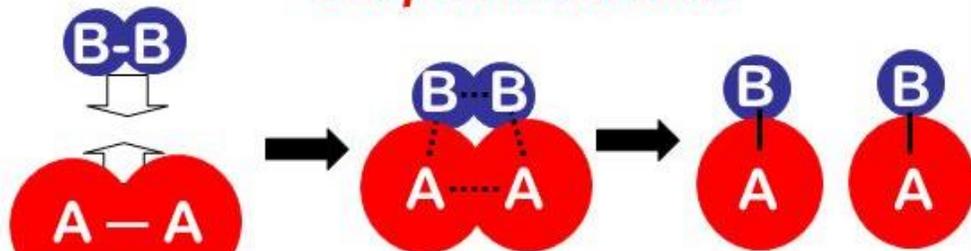
$k = p \times Z \times e^{-E_a/RT}$ **equazione fondamentale** del modello collisionale (... più alto è il valore di E_a , più bassa è la velocità di reazione)

Modello dello stato di transizione

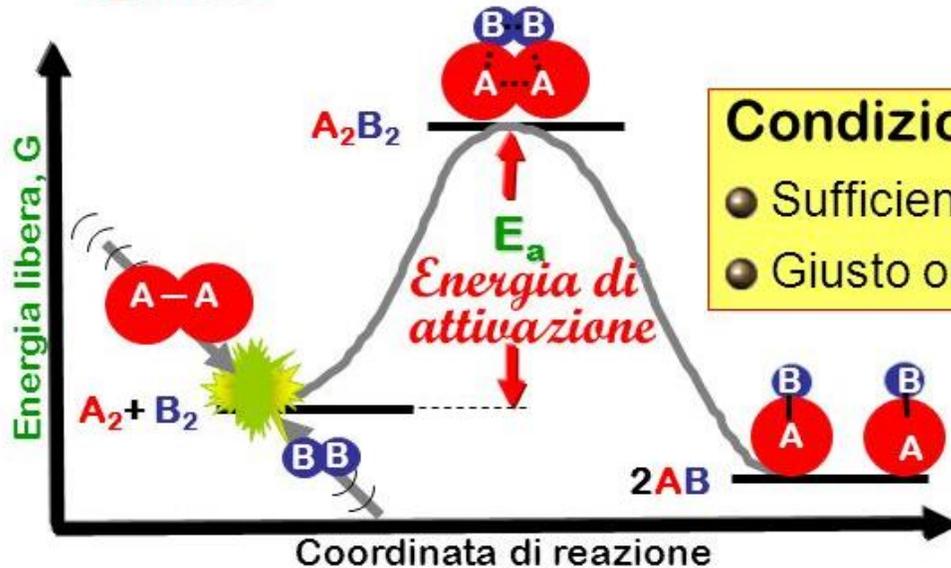
Diagramma dell'energia di attivazione



Complesso attivato

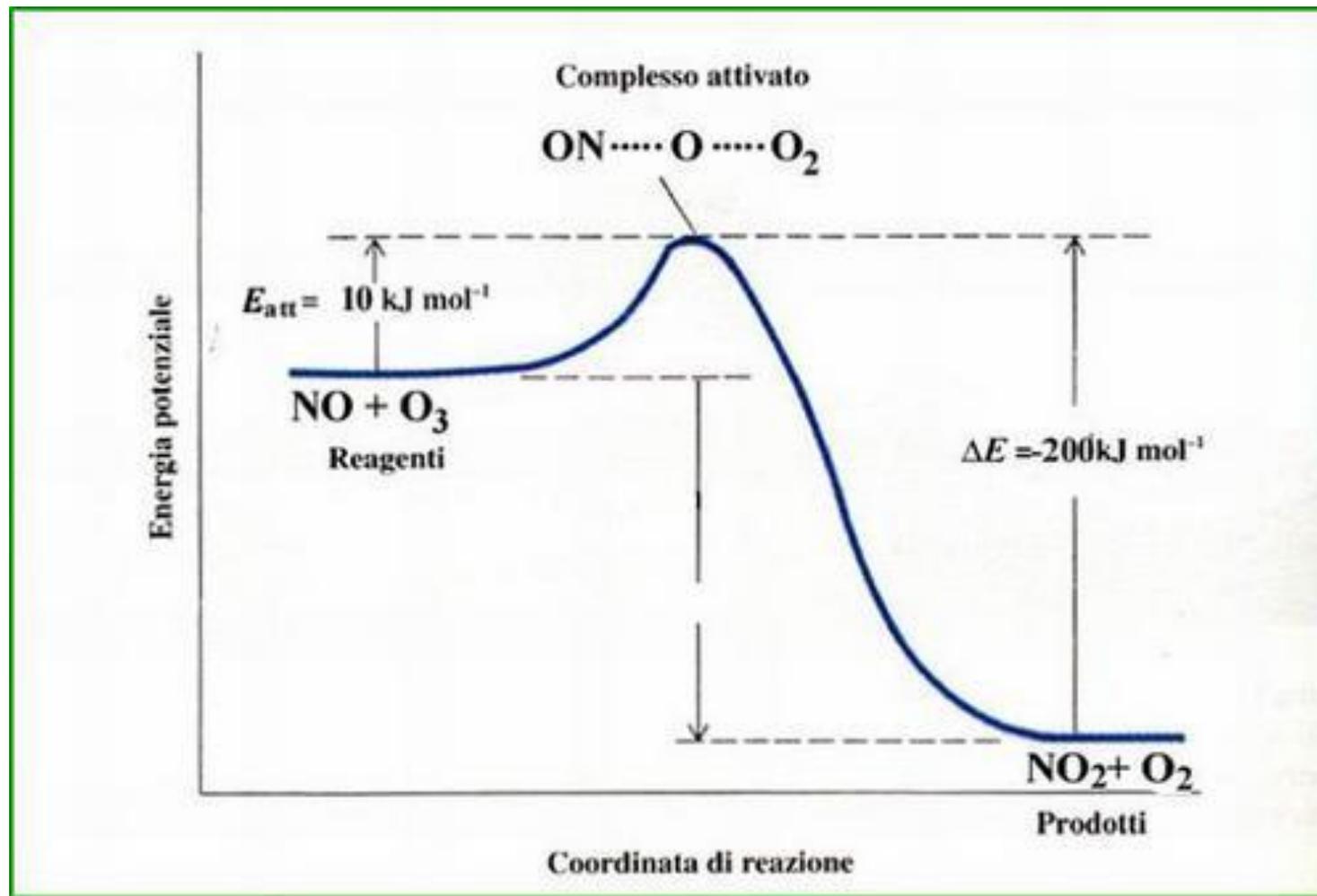


Ogni reazione chimica
decorre attraverso la
formazione di un
“*Complesso attivato*”
generato da un
“*urto efficace*”



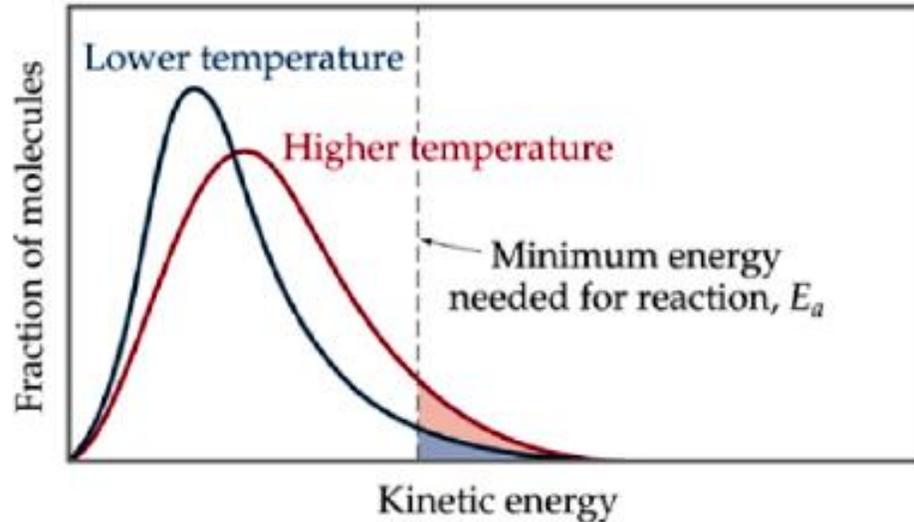
Condizioni per un “*urto efficace*”:

- Sufficiente energia (almeno pari a E_a)
- Giusto orientamento (Effetto sterico)



Velocità di reazione e temperatura

All'aumentare della T aumenta, aumenta la frazione di molecole aventi l' E_a richiesta per la reazione.



$$k = p \times Z \times e^{-E_a/RT}$$

p è indipendente dalla T

Z è indipendente dalla T

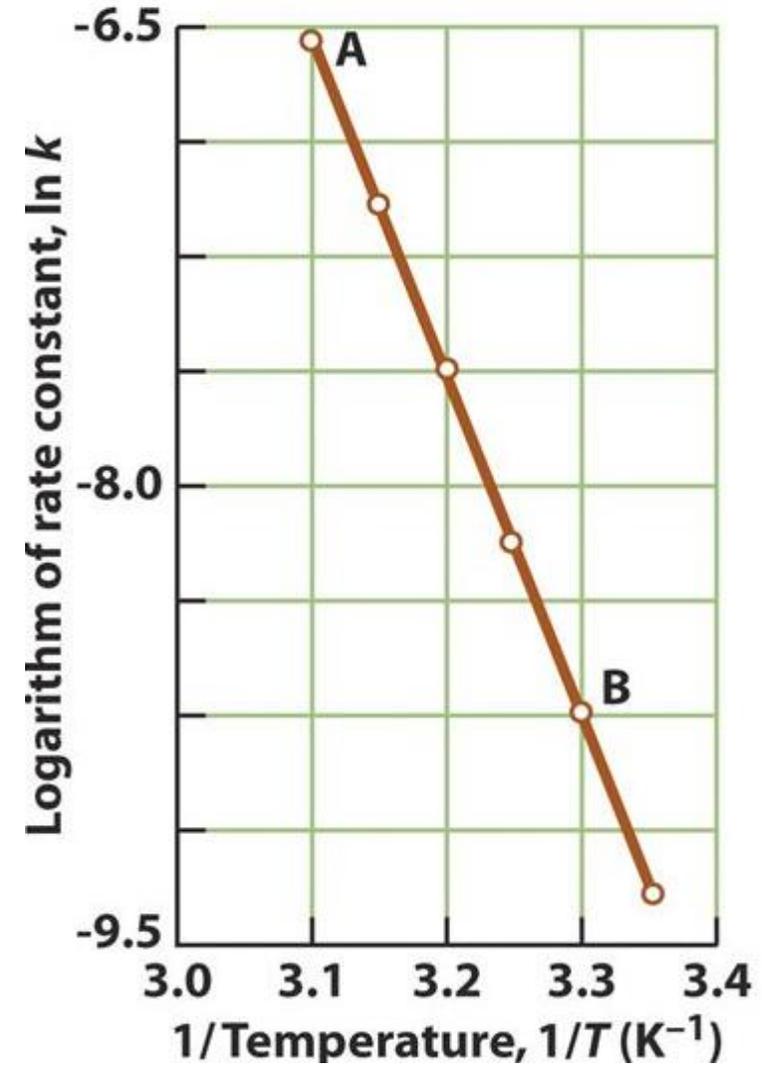
Per quanto riguarda la dipendenza di k dalla T:

$$k = A e^{-E_a/RT}$$

$$\ln k = \ln A - E_a/RT \quad \text{eq. di Arrhenius}$$

$$\ln k = \ln A - E_a/RT \quad y = b + mx$$

Pendenza della retta $-E_a/R$



Spontaneità di una reazione chimica

Un processo spontaneo fa evolvere il sistema di reazione verso l'equilibrio

Fattore energia e un fattore casuale

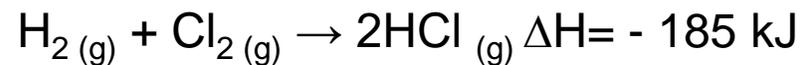
Due grandezze termodinamiche influenzano la spontaneità di una reazione

Entalpia (H) tipo di energia chimica che rappresenta il contenuto termico.

Proprietà di stato.

Reazione chimica viene scambiato calore, o ceduto (esotermica) o assorbito (endotermica).

$$\Delta H = H_{\text{prodotti}} - H_{\text{reagenti}} \text{ (a P costante)}$$



- Il ΔH di una reazione è uguale in valore ma di segno opposto al ΔH per la reazione inversa
- E' direttamente proporzionale alla quantità di reagente e prodotto.

Entropia (S)- proprietà di stato

Più la situazione è probabile, ovvero più disordinato, casuale, più grande è la sua entropia

$$\Delta S = S \text{ finale (prodotti)} - S \text{ iniziale (reagenti)}$$

Combinata nell'energia libera di Gibbs (G)

$$G = H - TS$$

ΔG il segno della variazione di energia libera di una reazione ne definisce la spontaneità

$\Delta G < 0$ spontanea ESOERGONICA

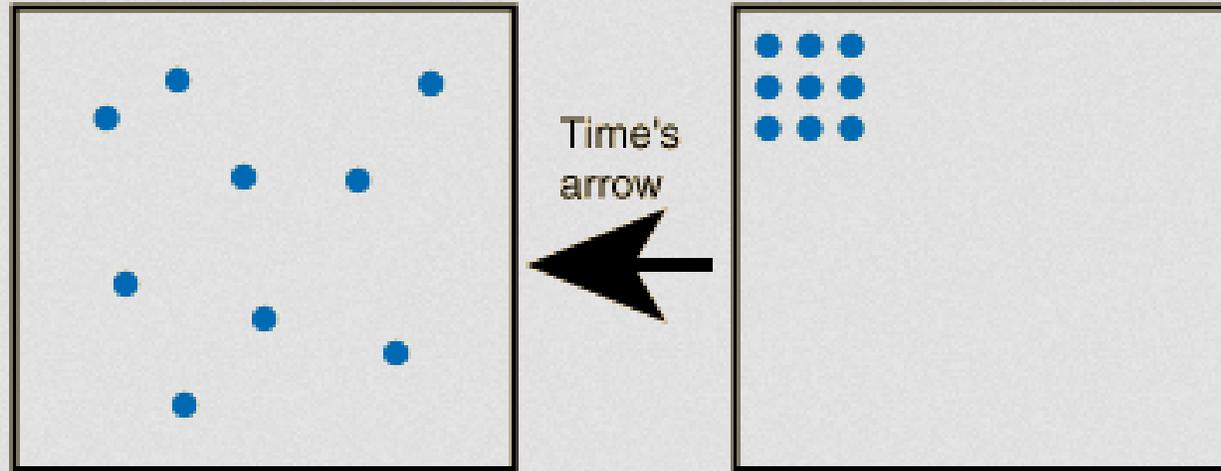
$\Delta G > 0$ non spontanea ENDOERGONICA

$\Delta G = 0$ all'equilibrio

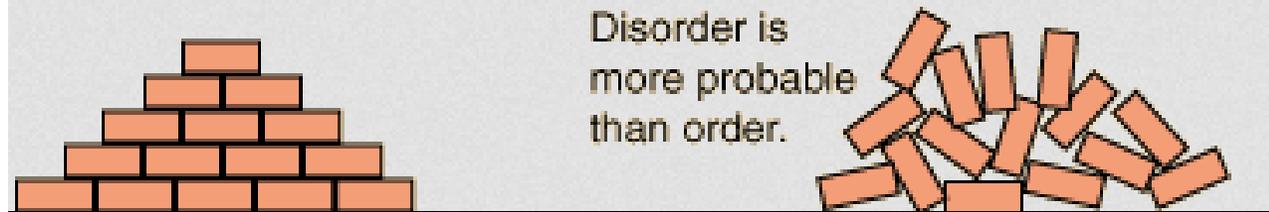
Se una reazione avviene a T costante

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

If the particles represent gas molecules at normal temperatures inside a closed container, which of the illustrated configurations came first?



If you tossed bricks off a truck, which kind of pile of bricks would you more likely produce?



Equilibrio chimico

Che cosa si intende per equilibrio chimico?

Una reazione chimica tra i reagenti A e B avviene **in modo completo** quando al termine della reazione non vi è più traccia dei reagenti A e B poichè si sono trasformati completamente nei prodotti C e D.

Tali reazioni si scrivono con un'unica freccia che va dai reagenti verso i prodotti:



Alcune reazioni chimiche non comportano la completa trasformazione dei reagenti in prodotti ma, man mano che i prodotti si formano, questi reagiscono tra loro per formare nuovamente i reagenti.



Costante di equilibrio di una reazione

Per un sistema chimico all'equilibrio, il rapporto fra il prodotto delle concentrazioni molari dei prodotti di reazione e il prodotto delle concentrazioni molari dei reagenti, ciascuna concentrazione essendo elevata a una potenza pari al coefficiente stechiometrico con cui la specie compare nella reazione, è costante a T costante

Questo rapporto è chiamato COSTANTE DI EQUILIBRIO DELLA REAZIONE

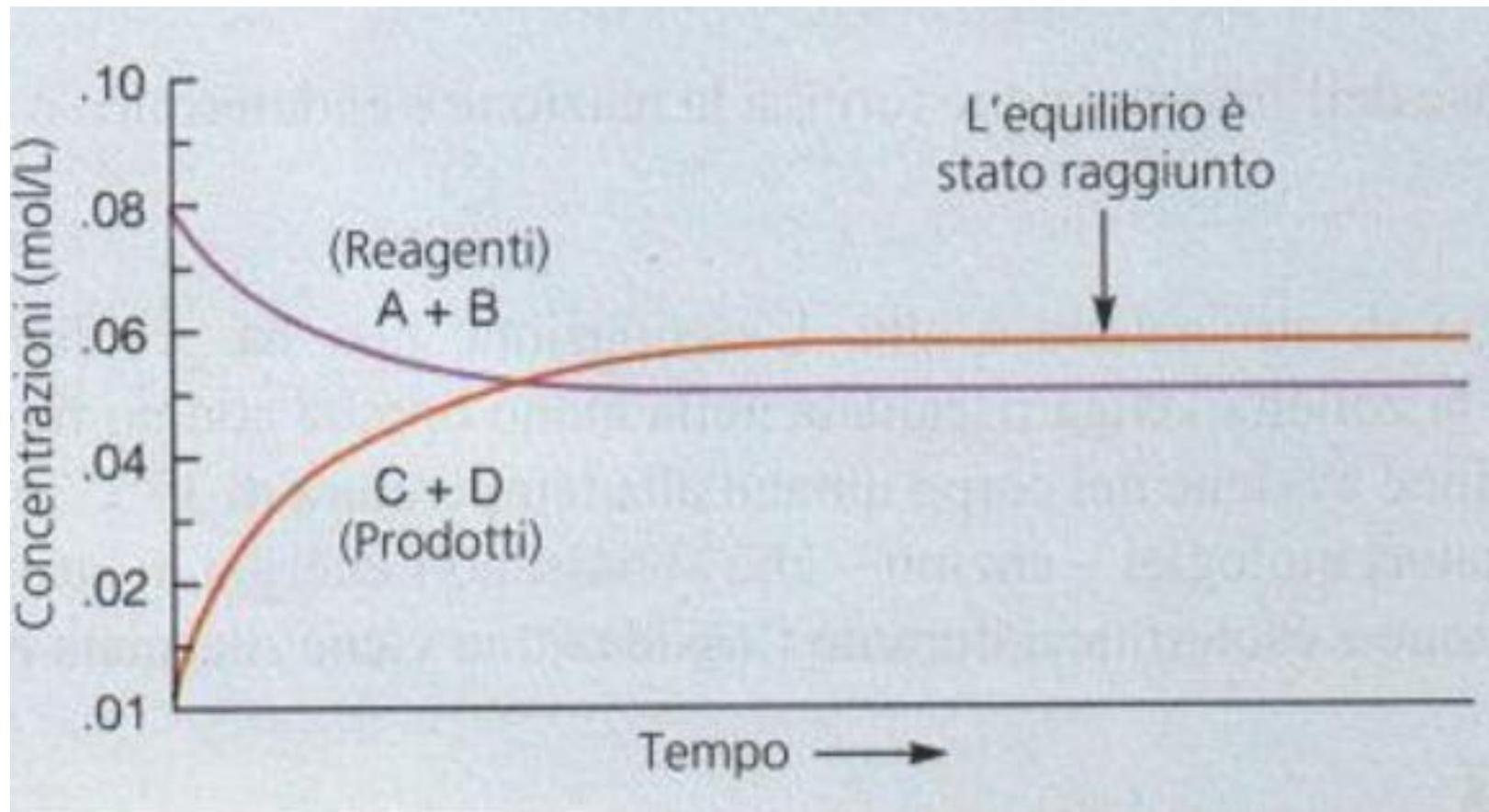


$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Tale relazione è nota come **legge di azione di massa** .

Il suo valore numerico è caratteristico per ogni reazione chimica e dipende solo ed unicamente dalla temperatura

K_c (K_{eq}) non dà alcuna informazione sul tempo con cui verrà raggiunto l'equilibrio e quindi sulla velocità di reazione



Macroscopicamente non si nota nessun cambiamento (le concentrazioni rimangono costanti) ma da un punto di vista microscopico le due reazioni continuano ad avere luogo ma con la stessa velocità

Equilibri in fase gassosa

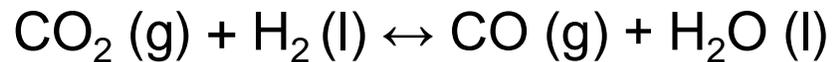


$P_i = n_i R T / V$ la pressione parziale di un gas è direttamente proporzionale al

numero di moli

$$K_{eq} = K_p = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$$

Equilibri in fase eterogenea



$$K_c = \frac{[CO] [H_2O]}{[CO_2] [H_2]}$$

$$K_p = p_{CO} / p_{CO_2}$$

Modificazioni di un equilibrio: principio di Le Chatelier

quando un sistema all'equilibrio chimico viene perturbato per effetto di un'azione esterna, il sistema reagisce in maniera da ridurre o annullare la sollecitazione stessa ristabilendo l'equilibrio. PRINCIPIO DELL'EQUILIBRIO MOBILE

Variazioni delle concentrazioni

aumentando la concentrazione di uno dei reagenti l'equilibrio si sposta verso i prodotti; aumentando la concentrazione di uno dei prodotti, l'equilibrio si sposta verso i reagenti



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

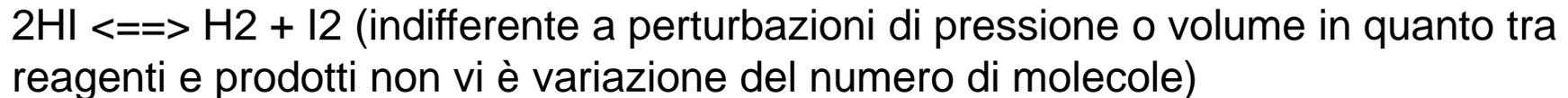
Variazione della pressione o del volume

La variazione della pressione o del volume incide solo su reazioni che decorrono in fase gassosa

Un aumento della **pressione** (o una diminuzione del **volume**), determina lo spostamento dell'equilibrio verso il lato della reazione chimica in cui si ha una diminuzione della pressione (o aumento di volume)

$$PV=nRT$$
$$P= nRT/V$$

Aumento di pressione (diminuzione di Volume)



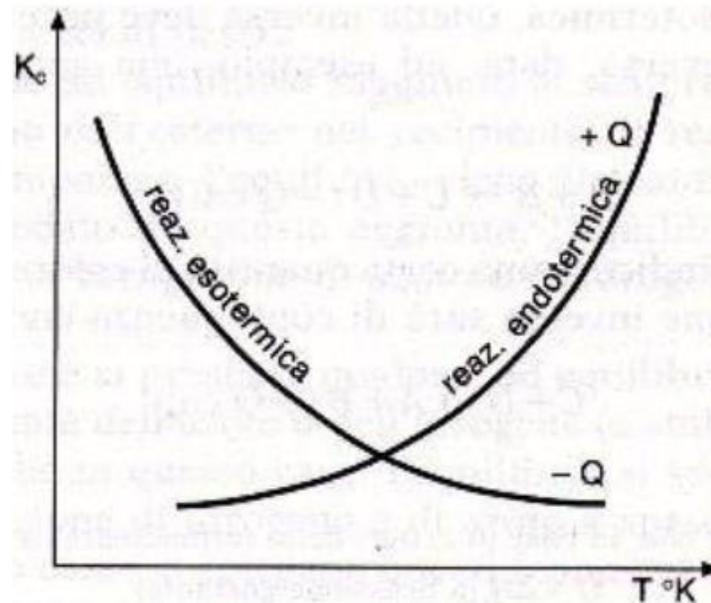
Per una data reazione, la costante di equilibrio K_{eq} ha un valore caratteristico a ogni data temperatura, al variare della temperatura anche la K_{eq} varia.

Per reazioni endotermiche ($\Delta H > 0$) un aumento di temperatura provoca lo spostamento dell'equilibrio verso destra in quanto il calore fornito viene assorbito dai reagenti per formare i composti più energetici (prodotti).

reazione endotermica $A + B + \text{calore} \rightleftharpoons C + D$

Per reazioni esotermiche ($\Delta H < 0$) reazione esotermica un aumento di temperatura provoca lo spostamento dell'equilibrio verso sinistra. Come conseguenza si avrà una diminuzione del valore della K_{eq}

reazione esotermica $A + B \rightleftharpoons C + D + \text{calore}$

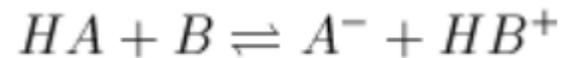


Equilibri acidi e base in soluzione acquosa

Acidi e di basi secondo la teoria di Brønsted e Lowry

- acido una sostanza capace di cedere ioni H⁺ (protoni)
- base una sostanza capace di acquistare ioni H⁺ (protoni)

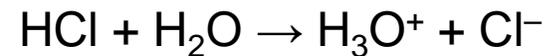
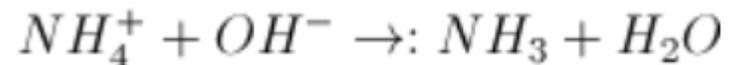
Secondo la teoria di Brønsted e Lowry, l'acido può donare il protone solo in presenza di una base che lo accetti. REAZIONE ACIDO-BASE



A⁻ base coniugata di HA

HB⁺ acido coniugato di B

Le coppie coniugate acido base differiscono solo per un protone

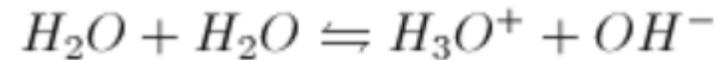


Coppie acido-base coniugata

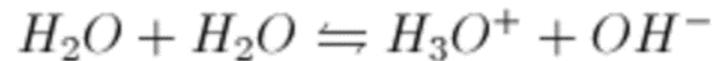
ACIDO				BASE			
pk _a	k _a	nome	formula	formula	nome	k _b	pk _b
3,74	1,8 x 10 ⁻⁴	acido formico	HCOOH	HCOO ⁻	ione formiato	5,5 x 10 ⁻¹¹	10,26
4,76	1,7 x 10 ⁻⁵	acido acetico	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	ione acetato	5,9 x 10 ⁻¹⁰	9,24
6,35	4,5 x 10 ⁻⁷	acido carbonico	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	ione idrogeno-carbonato	2,2 x 10 ⁻⁸	7,65
7,02	9,5 x 10 ⁻⁸	acido solfidrico	H ₂ S	HS ⁻	ione idrogeno-solfuro	1,0 x 10 ⁻⁷	6,98
7,02	9,5 x 10 ⁻⁸	acido solfidrico	H ₂ S	HS ⁻	ione idrogeno-solfuro	1,0 x 10 ⁻⁷	6,98
7,19	6,5 x 10 ⁻⁸	ione idrogeno-solfito	HSO ₃ ⁻	SO ₃ ²⁻	ione solfito	1,5 x 10 ⁻⁷	6,81
7,20	6,3 x 10 ⁻⁸	ione di-idrogeno-fosfato	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	ione idrogeno-fosfato	1,6 x 10 ⁻⁷	6,80
7,53	3,0 x 10 ⁻⁸	acido ipo-cloroso	HClO	ClO ⁻	ione ipo-clorito	3,4 x 10 ⁻⁷	6,47
9,24	5,8 x 10 ⁻¹⁰	acido borico	H ₃ BO ₃	H ₂ BO ₃ ⁻	ione di-idrogeno-borato	1,7 x 10 ⁻⁵	4,76
9,24	5,8 x 10 ⁻¹⁰	ione ammonio	NH ₄ ⁺	NH ₃	ammoniaca	1,7 x 10 ⁻⁵	4,76
10,33	4,7 x 10 ⁻¹¹	ione idrogeno-carbonato	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	ione carbonato	2,1 x 10 ⁻⁴	3,67
12,38	4,2 x 10 ⁻¹³	ione idrogeno-fosfato	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	ione fosfato	2,4 x 10 ⁻²	1,62
12,89	1,3 x 10 ⁻¹³	ione idrogeno-solfuro	HS ⁻	S ²⁻	ione solfuro	7,8 x 10 ⁻²	1,11

Prodotto ionico dell'acqua e acidità delle soluzioni

Le proprietà acide e basiche delle soluzioni acquose dipendono da un equilibrio che coinvolge l'acqua



Si tratta di un normale equilibrio acido-base secondo il quale una molecola d'acqua si comporta da acido e un'altra molecola di acqua si comporta da base. Questa reazione è detta di **autoionizzazione** o di autoprotolisi.



$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]^2}$$

$$K_{eq} \cdot [H_2O]^2 = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

Alla temperatura di 25°C, il suo valore determinato sperimentalmente risulta essere pari a $1,0 \cdot 10^{-14}$. Pertanto si ha:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

vale non soltanto per l'acqua pura, ma **per qualsiasi soluzione acquosa**

$[H^+] = [OH^-]$ ovvero $[H^+] = 10^{-7}$	<i>soluzione neutra</i>
$[H^+] > [OH^-]$ ovvero $[H^+] > 10^{-7}$	<i>soluzione acida</i>
$[H^+] < [OH^-]$ ovvero $[H^+] < 10^{-7}$	<i>soluzione basica</i>

pH e pOH

Essendo in soluzioni acquose le concentrazioni degli ioni H^+ e degli ioni OH^- espresse da valori molto piccoli, da un punto di vista pratico è conveniente utilizzare un operatore matematico che permette di operare con numeri più semplici.

Tale operatore è il **pH**

Si definisce pH il logaritmo decimale negativo della concentrazione degli ioni H^+ :

$$pH = - \log [H^+] \quad pOH = - \log [OH^-]$$

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

$$pH + pOH = 14$$

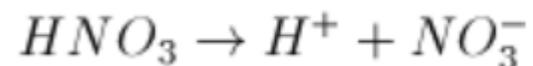
$[H_3O^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$[OH^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0

← CARATTERE ACIDO CRESCENTE NEUTRALITÀ CARATTERE BASICO CRESCENTE →

Forza degli acidi e delle basi: acidi e basi deboli; acidi e basi forti

Sono considerati forti quegli acidi e quelle basi che in acqua sono completamente ionizzati.

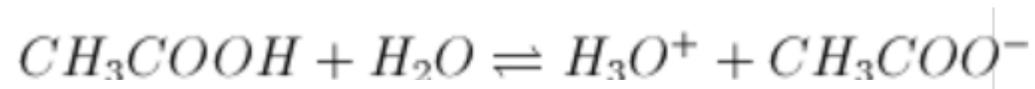
acido nitrico HNO_3 ; HCl ; HBr ; HI , HClO_4



Gli idrossidi del I e del II gruppo della tavola periodica costituiscono invece le basi forti

NaOH ; LiOH ; KOH ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$

Gli acidi e le basi deboli invece, quando si sciolgono in acqua, si ionizzano solo in minima parte tendendo a rimanere in forma indissociata



$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH] \cdot [H_2O]}$$

$$K_{eq} \cdot [H_2O] = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

La costante **Ka** è detta **costante di ionizzazione acida**

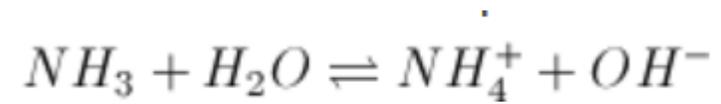
Per un generico acido HA che si dissocia secondo il seguente equilibrio:



possiamo scrivere:

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

Costante di ionizzazione basica



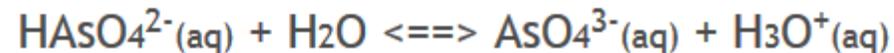
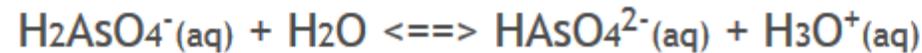
$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]}$$

tanto più debole è la base, tanto più piccolo è il valore della sua costante basica.

Gli acidi poliprotici sono quegli acidi che in soluzione acquosa possono fornire più di un protone.

Essi, nella loro molecola, **contengono più di un atomo di idrogeno**

acido solforico H_2SO_4 , l'acido solforoso H_2SO_3 , l'acido arsenico H_3AsO_4 e l'acido fosforoso H_3PO_3 .



per le quali possiamo scrivere tre costanti di dissociazione:

$$K_{a1} = \frac{[H_2AsO_4^-] \cdot [H_3O^+]}{[H_3AsO_4]} = 5,0 \cdot 10^{-3}$$

$$K_{a2} = \frac{[HAsO_4^{2-}] \cdot [H_3O^+]}{[H_2AsO_4^-]} = 1,8 \cdot 10^{-7}$$

$$K_{a3} = \frac{[AsO_4^{3-}] \cdot [H_3O^+]}{[HAsO_4^{2-}]} = 3,9 \cdot 10^{-12}$$

Soluzioni tampone

Una soluzione che contiene un acido debole in equilibrio con la sua base coniugata

In grado di mantenere inalterato il suo pH in seguito all'aggiunta di piccole quantità di acidi e basi forti.

La specie basica reagisce con i protoni, la specie acida con gli ioni OH⁻



$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$[H^+] = \frac{K_a [HA]}{[A^-]} \quad pH = pK_a + \log_{10} \frac{[A^-]}{[HA]} \quad \text{Eq. di Henderson-Hasselbach}$$