

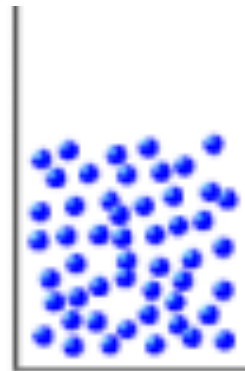
# STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA

## Proprietà degli stati della materia

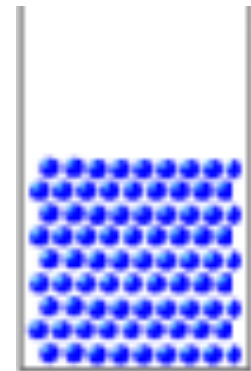
	<i>Aeriforme</i>	<i>Liquido</i>	<i>Solido</i>
	Volume variabile in funzione del recipiente	Volume definito	Volume definito
	Forma del recipiente	Forma del recipiente	Forma propria
	Miscibili	Miscibili Parzialmente miscibili Immiscibili	Immiscibili
	Comprimibili	Incomprimibili	Incomprimibili



**Gas**

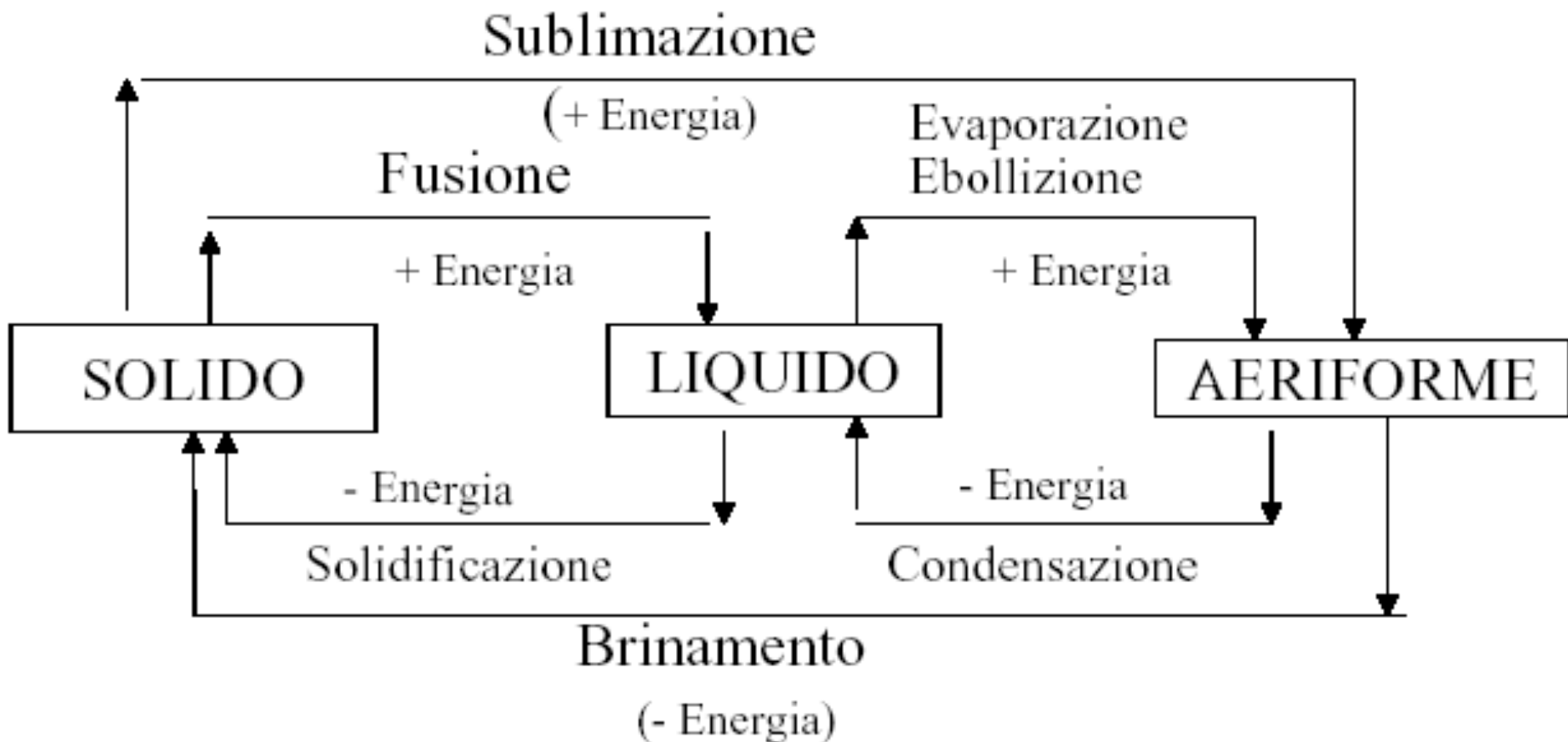


**Liquid**



**Solid**

# Passaggi di stato



•Lo stato di aggregazione di una sostanza, a temperatura ambiente e a pressione atmosferica, dipende dalla forza dei legami intermolecolari

•Temperatura (T) e pressione (P) influenzano lo stato fisico in quanto agiscono sul movimento delle molecole e sulle forze intermolecolari

**TEMPERATURA:** E' una misura della tendenza del calore ad abbandonare un corpo. E' correlata all'energia cinetica delle molecole

Le scale termometriche più usate sono

- **CELSIUS (O CENTIGRADA) °C:** Lo zero è fissato alla temperatura di fusione del ghiaccio mentre la temperatura di ebollizione dell'acqua è posta a 100 °
- **KELVIN (O ASSOLUTA) °K**

$$1\text{ °C} = 1\text{ °K}$$

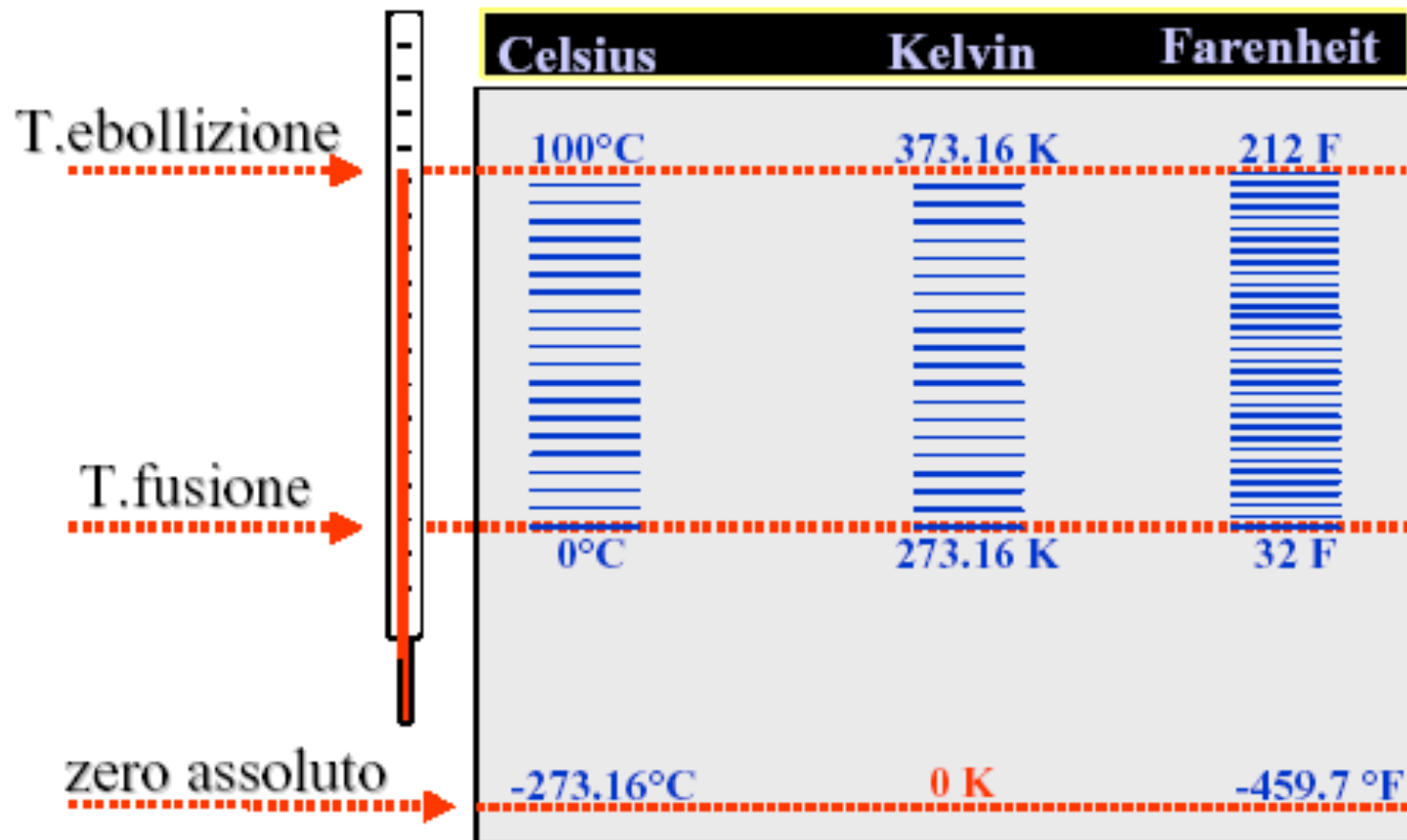
$$0\text{ °C} = 273\text{ °K}$$

$$100\text{ °C} = 373\text{ °K}$$

$$-273\text{ °C} = 0\text{ °K}$$

$$T = 273 + t \quad t = T - 273$$

# Le scale termometriche



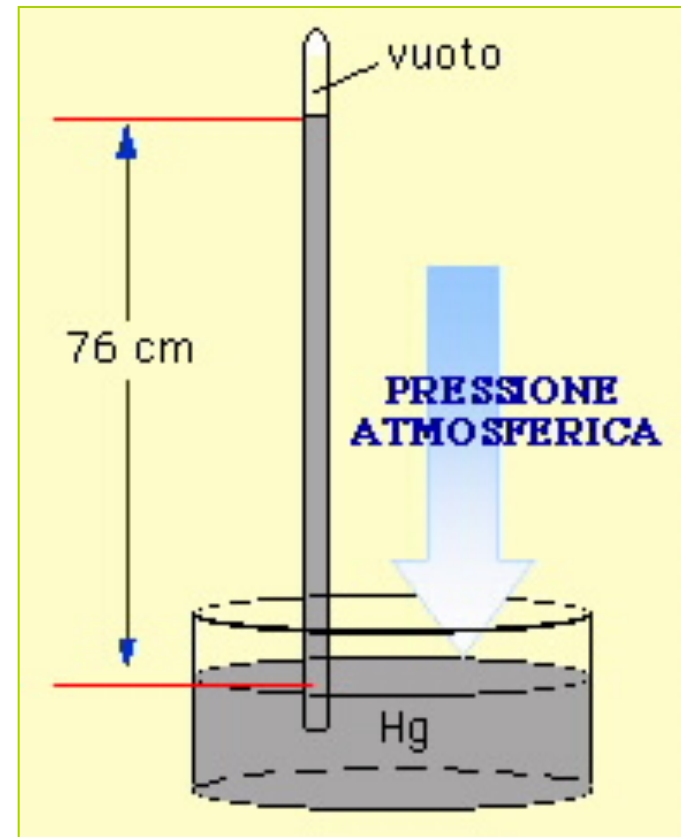
# PRESSIONE

forza / superficie

Pressione standard

- 76 cm Hg
- 760 mm Hg
- 760 torr
- 1 atmosfera
- 101.3 kPa

Pascal = la pressione esercitata dalla forza di un Newton sulla superficie di 1 m<sup>2</sup>.



densità di Hg = 13.6 g/mL

Nei sistemi gassosi la pressione dovuta agli urti delle molecole contro le pareti del recipiente

# Leggi che regolano il comportamento dei gas ideali

1. **Legge di Boyle** ( $T=\text{cost.}$ ) isoterma

$$PV = \text{cost.} \Rightarrow P_1 V_1 = P_2 V_2$$

2. **Legge di Gay Lussac** ( $P=\text{cost.}$ ) isobara

$$\frac{V}{T} = \text{cost.} \Rightarrow V_t = V_0(1 + \alpha t) \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

3. **Legge di Charles** ( $V=\text{cost.}$ ) isocora

$$\frac{P}{T} = \text{cost.} \Rightarrow P_t = P_0(1 + \alpha t) \Rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

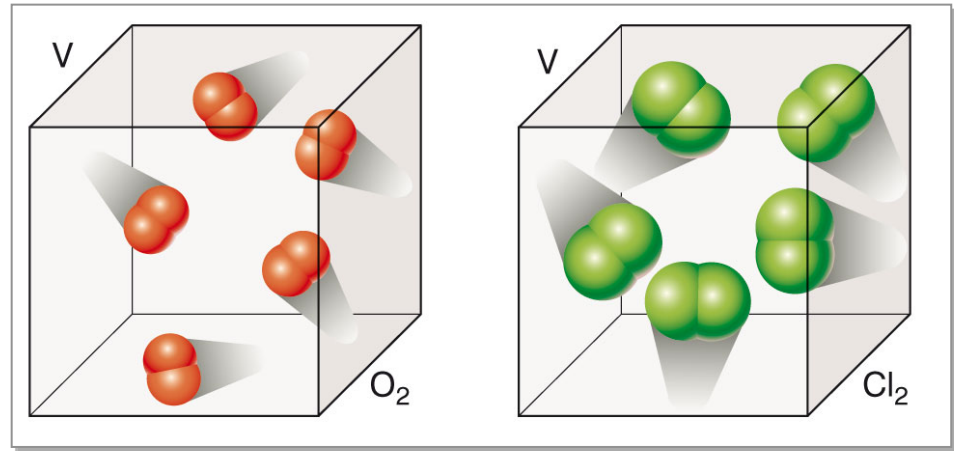
dove  $\alpha = 1/273$  (coeff. di dilatazione termica)  $t =$  temperatura in  $^{\circ}\text{C}$



# Principio di Avogadro

Volumi uguali di gas differenti, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$



Una quantità di gas contenente un numero di particelle pari a  $6,022 \times 10^{23}$  (numero di Avogadro) è denominata **mole** e per tale legge occupa lo stesso volume di una mole di qualsiasi altro gas, ad una certa temperatura e pressione.

Il volume di una mole di gas è chiamato **volume molare**  $V_m$  e a  $0^\circ\text{C}$  ed 1 atm di pressione vale **22,4 L/mol** (dipende quindi da T e P ma non dalla natura del gas).

# Legge di Avogadro:

in qualunque gas perfetto

a NTP

= condizioni normali di temperatura e pressione  
( $p = 1 \text{ atm}$ ,  $t = 0^\circ\text{C}$ )

una mole di gas

( $n=1 \rightarrow N = N_0 = 6.022 \cdot 10^{23}$  molecole)

occupa sempre un volume  $V_0 = 22.414$  litri.

Queste quattro leggi sono riassunte e combinate  
nell'**EQUAZIONE DI STATO DEI GAS IDEALI**

$$PV = nRT$$

### *Unità di misura*

- Pressione: 1atm = 760mmHg
- Volume: 1 l = 1000ml
- Temperatura: K = °C + 273.16  
°C = K - 273.16 ⇒ zero assoluto (0K) = -273.16°C
- Costante R dei gas: 0.082 l·atm·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Legge di Boyle **T=cost**

Legge di Charles **P=cost**

Legge di Guy Lussac **V=cost**

Tutte le proprietà macroscopiche dei gas sono una conseguenza del movimento indipendente delle molecole

## TEORIA CINETICA DEI GAS

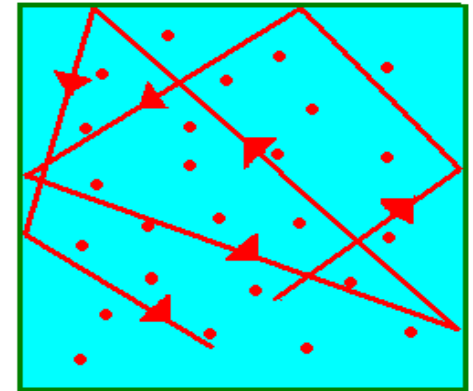
Il gas è visto come un sistema di molecole in moto continuo e casuale → energia cinetica

$$E_c = \frac{1}{2} mv^2$$



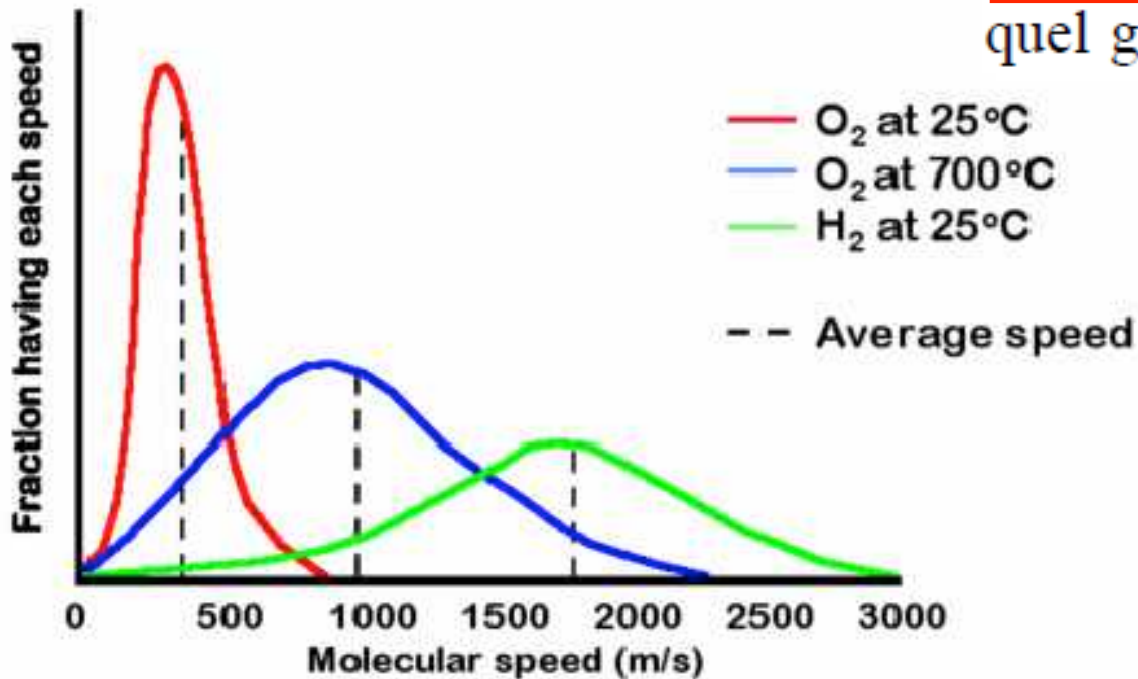
# Teoria cinetica dei gas

- ❑ I gas sono costituiti da molecole puntiformi, in incostante, caotico movimento (rettilineo uniforme)
- ❑ Le molecole occupano complessivamente un volume trascurabile rispetto a quello del recipiente che le contiene; il volume occupato da un gas è in gran parte vuoto. Le particelle sono uniformemente distribuite in tutto il volume a disposizione
- ❑ Gli urti delle molecole contro le pareti del recipiente sono perfettamente elastici; durante gli urti le molecole conservano la propria energia cinetica
- ❑ Le forze di attrazione o repulsione fra due molecole sono trascurabili, di conseguenza si spostano in linea retta lungo tutte le direzioni
- ❑ L'energia cinetica media delle particelle è proporzionale alla temperatura assoluta ed è la stessa per tutti i gas ad una data temperatura



In un campione di un gas, la percentuale di molecole che in un dato istante si muovono a ognuna delle possibili velocità è nota come distribuzione delle velocità molecolari di quel gas.

## Kinetic-molecular theory

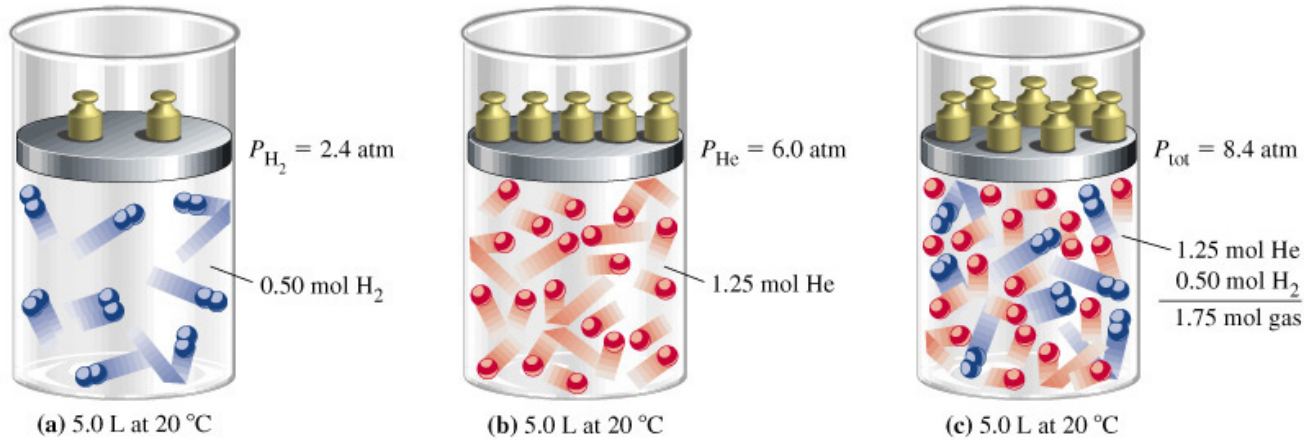


Alcuni processi (reazioni chimiche) avvengono solo se le molecole hanno velocità più grandi di un certo valore



## Miscela di gas ideali

In una miscela gassosa ogni componente esercita la stessa pressione che eserciterebbe se fosse da sola nel contenitore.



### La legge di Dalton delle pressioni parziali

La pressione esercitata da una miscela di gas è la somma delle pressioni parziali dei singoli gas

$$P_{\text{totale}} = P_A + P_B + P_C + \dots$$

# LEGGE DI DALTON

Se le specie gassose che costituiscono la miscela non sono presenti nella stessa quantità allora la pressione parziale delle singole componenti è proporzionale alla loro concentrazione espressa come FRAZIONE MOLARE

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots} = \frac{n_A}{n}; \quad X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + n_C + \dots} = \frac{n_B}{n}$$

$X_A$  frazione molare del componente A

Nota la pressione totale e la composizione di una miscela di gas le pressioni parziali sono

$$P_A = X_A P \quad P_B = X_B P \quad \dots\dots\dots$$



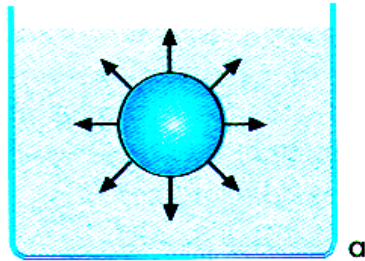
Pressione parziale dell'ossigeno nell'atmosfera

$$P_{O_2} = 760 \text{ mm Hg} \times 20/100 = 152 \text{ mm Hg}$$

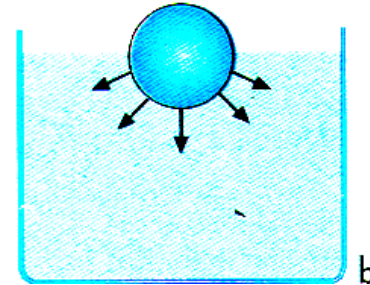
Composizione aria secca: 80% N<sub>2</sub>  
20% O<sub>2</sub>  
0,1% altri gas

I LIQUIDI

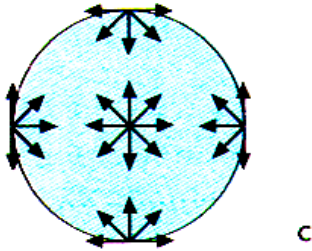
# LIQUIDI



*Forze equilibrate cui è soggetta una particella dentro al liquido.*



*Forze non equilibrate cui è soggetta una particella in superficie.*

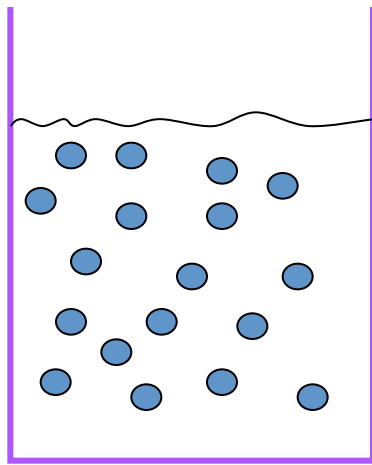


*Una goccia di liquido in assenza di gravità.*

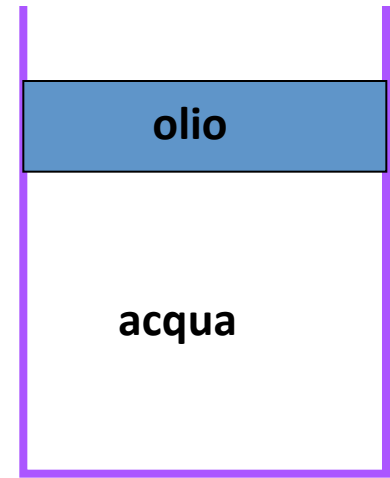
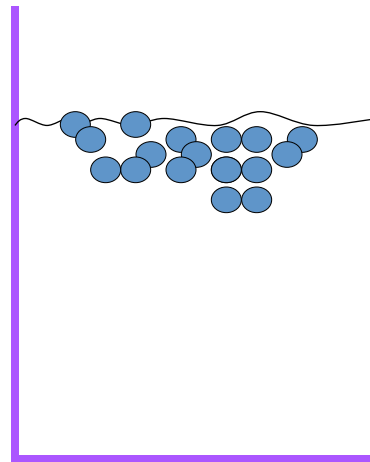
## TENSIONE SUPERFICIALE

- Ogni liquido tende a rendere minima l'area della sua superficie
- **I liquidi formano spontaneamente goccioline sferiche**

Due liquidi non miscibili tenderanno ad avere la minima superficie di contatto =  
**TENSIONE INTERFACCIALE**

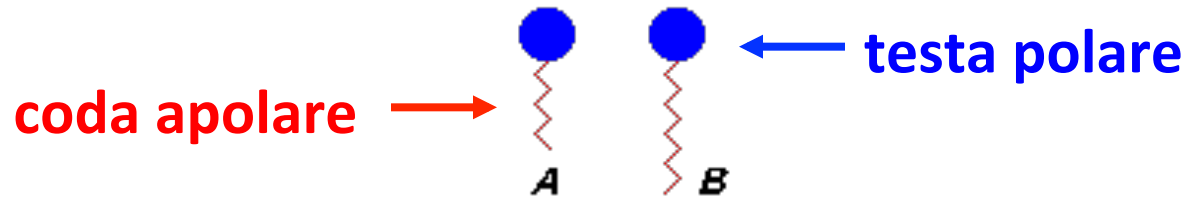


Emulsione: gocce di  
olio in acqua

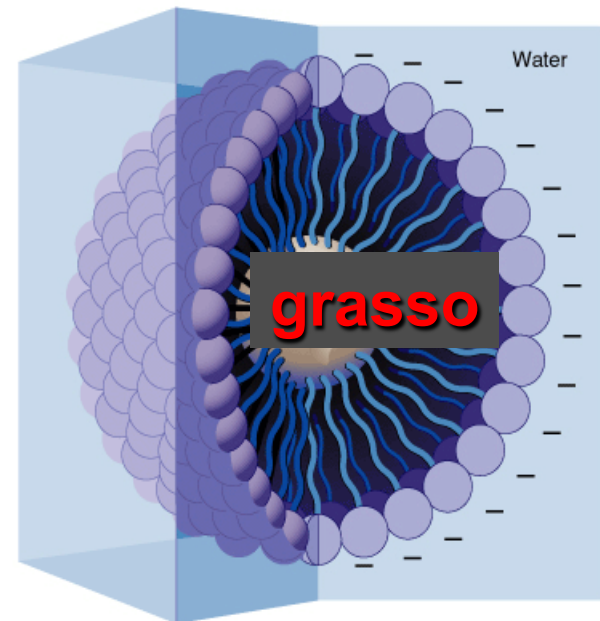
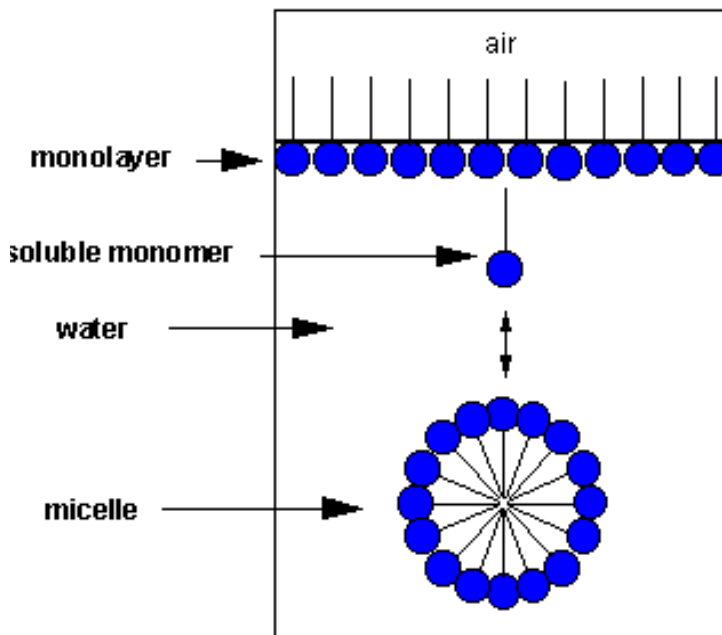


Separazione delle fasi

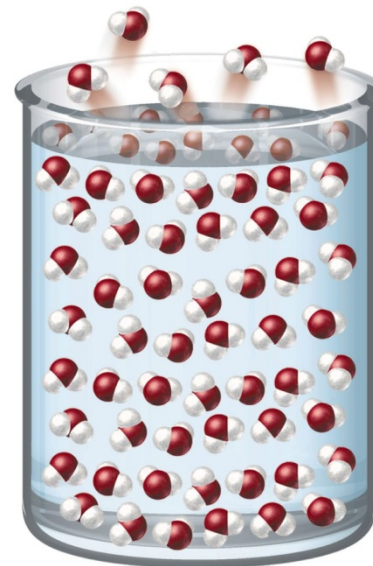
# TENSIOATTIVI



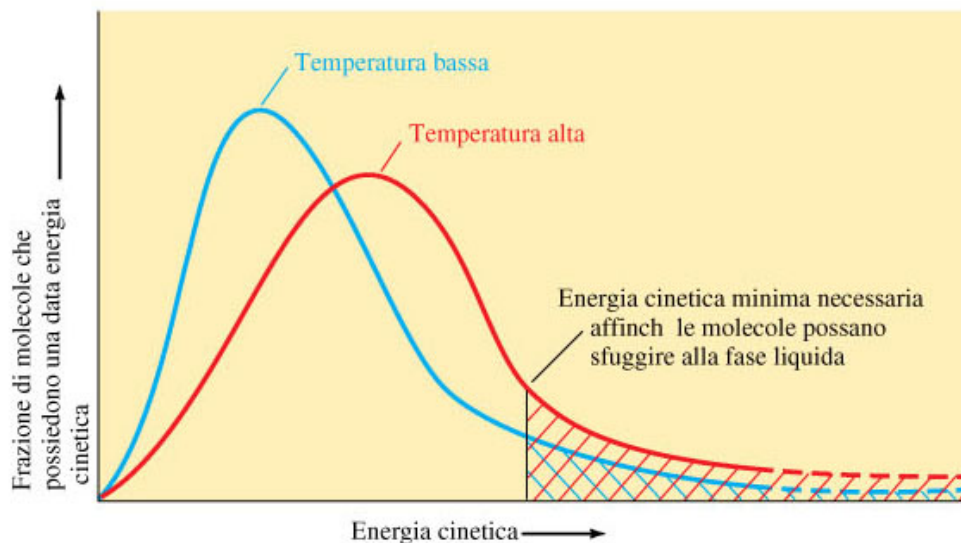
**Il tensioattivo stabilizza le emulsioni diminuendo la tensione all' interfaccia acqua /olio**



# Le molecole possono evaporare dalla superficie di un liquido



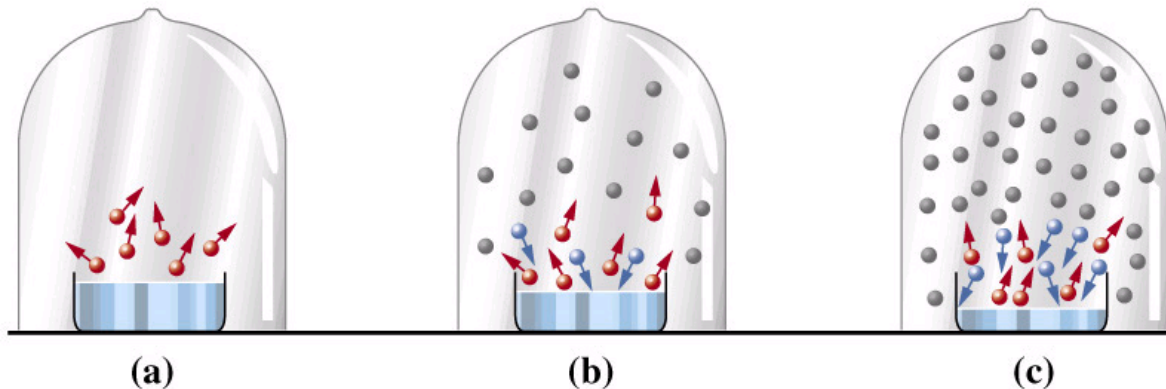
Parte delle molecole del liquido, quelle con energia cinetica maggiore, tenderanno a sfuggire dalla superficie del liquido per cui nello spazio sovrastante il liquido si forma del vapore.



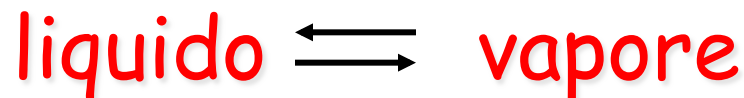
Se il liquido è lasciato in un recipiente aperto col tempo evaporerà completamente

- La pressione parziale del vapore sovrastante il liquido aumenta progressivamente
- Aumenta il numero di molecole presenti in fase vapore
- Aumenta la probabilità che molecole del vapore collidano con la superficie del liquido e ricondensino in fase liquida.

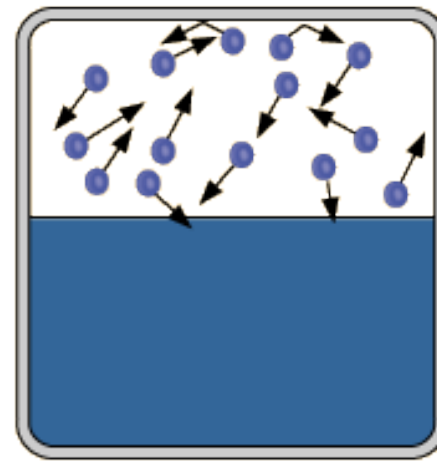
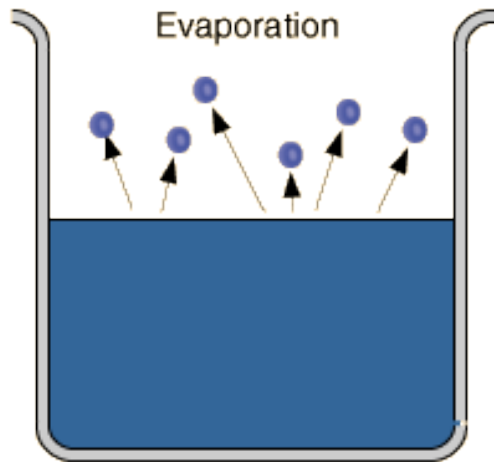
- Molecules in vapor state
- Molecules undergoing vaporization
- Molecules undergoing condensation



Quando la velocità di condensazione diventa uguale alla velocità di evaporazione si raggiunge uno stato di equilibrio dinamico.



# Tensione di vapore



Evaporation which has reached equilibrium with the liquid surface is said to have reached saturation.

Rappresenta la pressione esercitata dal vapore, in equilibrio con il liquido, ad una data temperatura

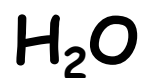
Esprime la tendenza di un liquido a passare allo stato di vapore



Il numero di molecole che passa in fase gassosa è:

- Inversamente proporzionale al numero di legami intermolecolari (che dipendono dalla grandezza delle molecole = PM)
- Inversamente proporzionale alla forza dei legami intermolecolari
- Direttamente proporzionale alla temperatura

t °C	PRESSIONE DI VAPORE (mm Hg)		
	ACQUA	ALCOOL ETILICO	ACETONE
10°	9,2	23,6	115,6
20°	17,5	43,9	184,8
30°	31,8	78,8	282,7
40°	55,3	135,3	421,5
50°	92,5	122,2	612,6
60°	149,4	352,7	860,6
70°	233,7	542,5	
80°	355,1	812,6	
90°	525,8		
100°	760,0		



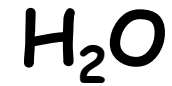
*Tensione di vapore dell'acqua a varie temperature*

$T / ^\circ C$	$P_w / \text{torr}$	$T / ^\circ C$	$P_w / \text{torr}$	$T / ^\circ C$	$P_w / \text{torr}$
0	4.6	26	25.2	80	355.1
10	9.2	30	31.8	90	525.8
20	17.5	40	55.3	95	633.9
22	19.8	50	92.5	100	760.0
24	22.4	60	149.4	110	1074.6
25	23.8	70	233.7	120	1489.1



# PUNTO DI EBOLLIZIONE

**TEMPERATURA** alla quale la **tensione di vapore** del liquido raggiunge il valore **della pressione della fase gassosa** che sovrasta il liquido e che in genere corrisponde a quella atmosferica



**T.E.**

**56°**

**78°**

**100°**

Tanto più bassa è la tensione di vapore di un liquido tanto più alta sarà la temperatura di ebollizione

# Curva di riscaldamento dell'acqua



**PUNTO DI FUSIONE:** TEMPERATURA alla quale un solido fonde alla pressione di 1 atm

**CALORE LATENTE DI FUSIONE:** QUANTITÀ DI CALORE che bisogna fornire ad un grammo di solido (alla T di Fusione) per farlo passare allo stato liquido

# CALORE LATENTE DI EVAPORAZIONE O EBOLLIZIONE

quantità di calore necessaria a far passare 1g di sostanza dallo stato liquido a quello di vapore, alla TE

CALORE DI EVAPORAZIONE (in calorie/grammo) di alcuni liquidi

Acqua 540

Etanolo 204

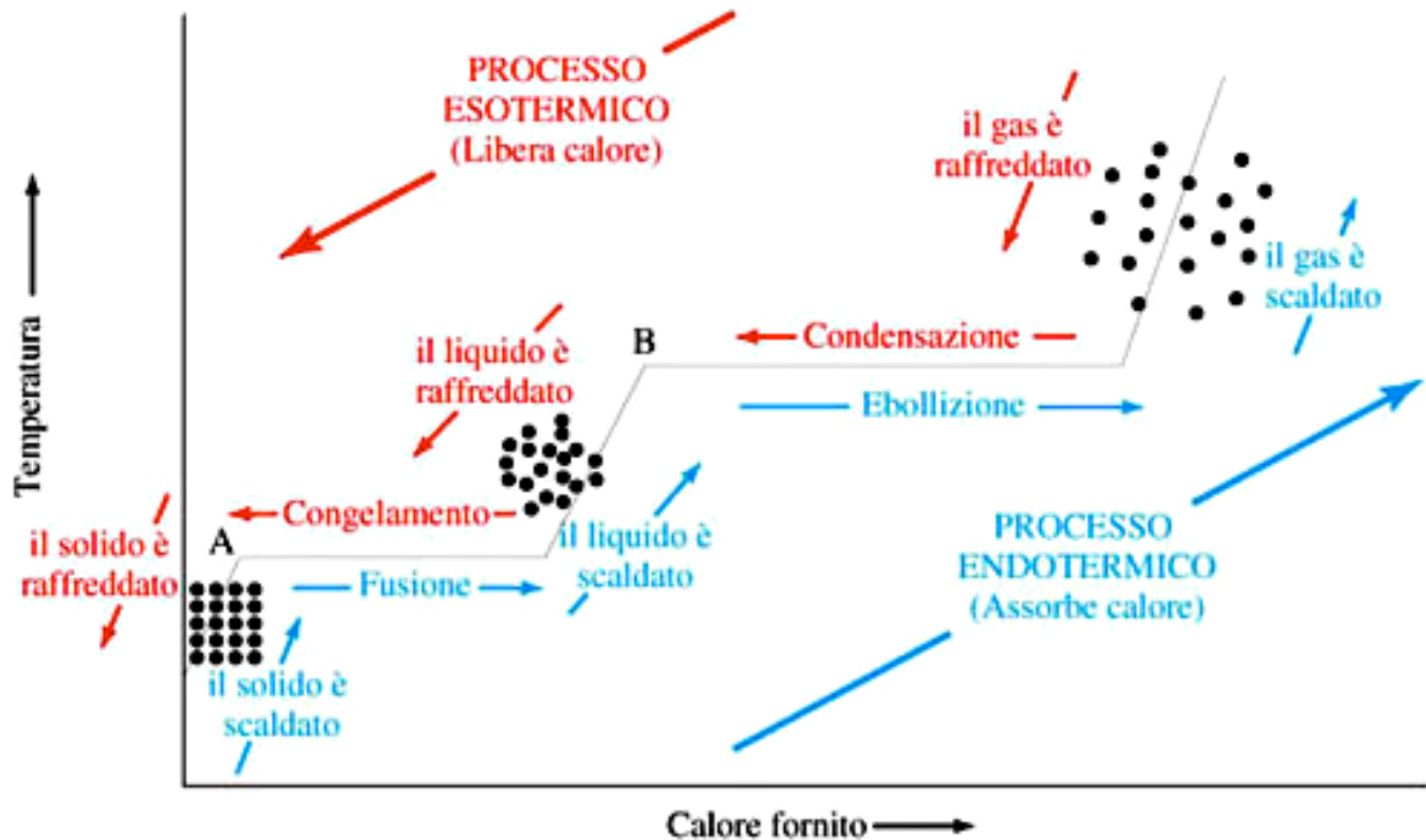
Acetone 125

Etere Etilico 84

## CALORE SPECIFICO

Numero di calorie che occorre fornire ad un grammo di una sostanza per far aumentare di un grado la temperatura

Es: acqua 1 etanolo 0,58 cloroformio 0,26 mercurio 0,033



# L'ACQUA CEDE E ASSORBE CALORE SENZA SUBIRE GRANDI VARIAZIONI DI TEMPERATURA

Elevato calore specifico

Elevato punto di ebollizione

Elevato calore latente di evaporazione

## IL CORPO UMANO È TERMOSTATATO DALL'ACQUA

Per riscaldare di un grado 1000 gr di acqua occorrono 1000 calorie

L'evaporazione di 2 gr di acqua è sufficiente per raffreddare gli altri 998 gr

Calore di evaporazione di  $H_2O = 540 \text{ cal/gr}$

## Sudorazione

- Sistema fisiologico di termoregolazione del corpo basato sulla evaporazione del sudore
- Un uomo può secernere 200 gr di sudore all'ora a riposo, e oltre 1000 gr in condizioni di lavoro intenso