

ZANICHELLI

Giuseppe Valitutti

Marco Falasca

Patrizia Amadio

Lineamenti di chimica

ZANICHELLI

Capitolo 4

La teoria cinetico- molecolare della materia e le leggi dei gas

ZANICHELLI

Sommario

1. Energia, lavoro e calore
2. Analisi termica di una sostanza pura
3. La teoria cinetico-molecolare della materia
4. I passaggi di stato spiegati dalla teoria cinetico-molecolare
5. Il gas perfetto e la teoria cinetico-molecolare
6. La pressione dei gas

Sommario

7. La legge di Boyle o legge isoterma
8. La legge di Charles o legge isobara
9. La legge di Gay-Lussac o legge isocora
10. La legge generale dei gas
11. Le reazioni tra i gas e il principio di Avogadro

Energia, lavoro e calore

L'**energia** rappresenta la capacità di un corpo di:

- compiere **lavoro**
- trasferire **calore**.

Assume forme diverse, si conserva, si trasforma, si trasferisce e determina dei cambiamenti nei sistemi interessati.

La **legge di conservazione dell'energia** stabilisce che, in un qualsiasi processo, l'energia totale si conserva.

Energia, lavoro e calore

L'unità di misura di energia, lavoro e calore è il *joule* (J).

$$J = N \cdot m = \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2}$$

Molto spesso, però, si utilizza la *caloria* (cal), che corrisponde alla quantità di calore necessaria per riscaldare 1,00 g di acqua da 14,5 a 15,5 °C.

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$



| | Per 100g | Per porzione (25g) | |
|--------------------------------------|---------------------|--------------------|------------|
| Energia | 1845 kJ 439 kcal | 461 kJ 110 kcal | 6 % |
| Grassi di cui acidi grassi saturi | 13 g 5,5 g | 3,3 g 1,4 g | 5 % 7 % |
| Carboidrati di cui zuccheri | 68 g 2,5 g | 17 g 0,6 g | 7 % 1 % |
| Fibre** | 4,8 g | 1,2 g | |
| Proteine | 10 g | 2,5 g | 5 % |
| Sale | 1,700 g | 0,425 g | 7 % |

*AR= assunzioni di riferimento di un adulto medio (8400 kJ/2000 l)
**determinate con metodo AOAC 2009.01

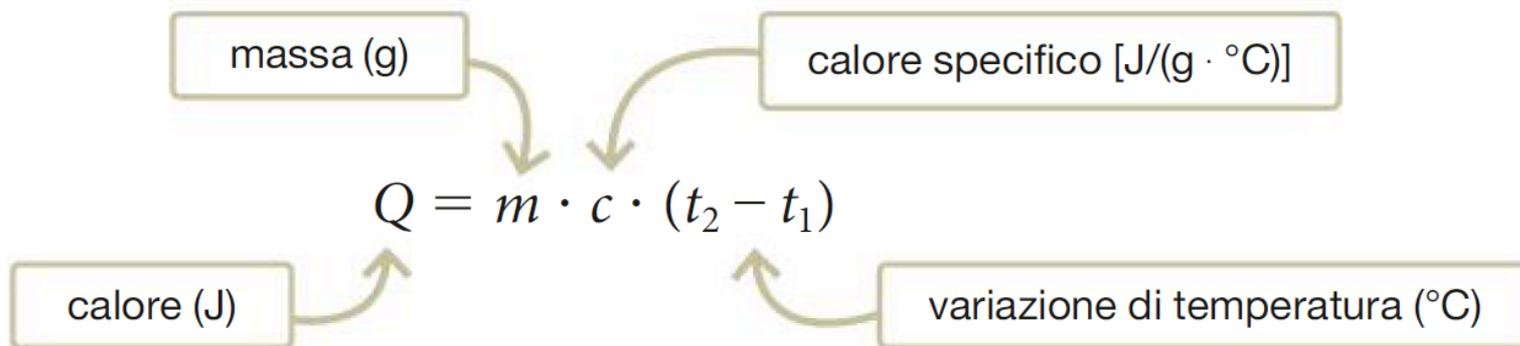
500g e 20 Porzioni

Energia, lavoro e calore

- **Energia cinetica:** è associata al movimento di un oggetto e dipende dalla sua massa e dalla sua velocità; quanto maggiori sono massa e velocità, tanto maggiore è il contenuto di energia cinetica.
- **Energia potenziale:** deriva dalla posizione dell'oggetto; l'energia gravitazionale è una forma di energia potenziale, così come l'energia contenuta nei combustibili o nei cibi, trasformabile in calore o in altra forma di energia mediante reazioni chimiche.

Energia, lavoro e calore

La **quantità di calore** assorbita o ceduta da un corpo dipende dalla quantità del materiale, dal tipo di materiale e dalla variazione di temperatura.



Energia, lavoro e calore

Il **calore specifico** è una grandezza intensiva caratteristica di ogni materiale, la sua unità di misura nel SI è il J/(kg · K).

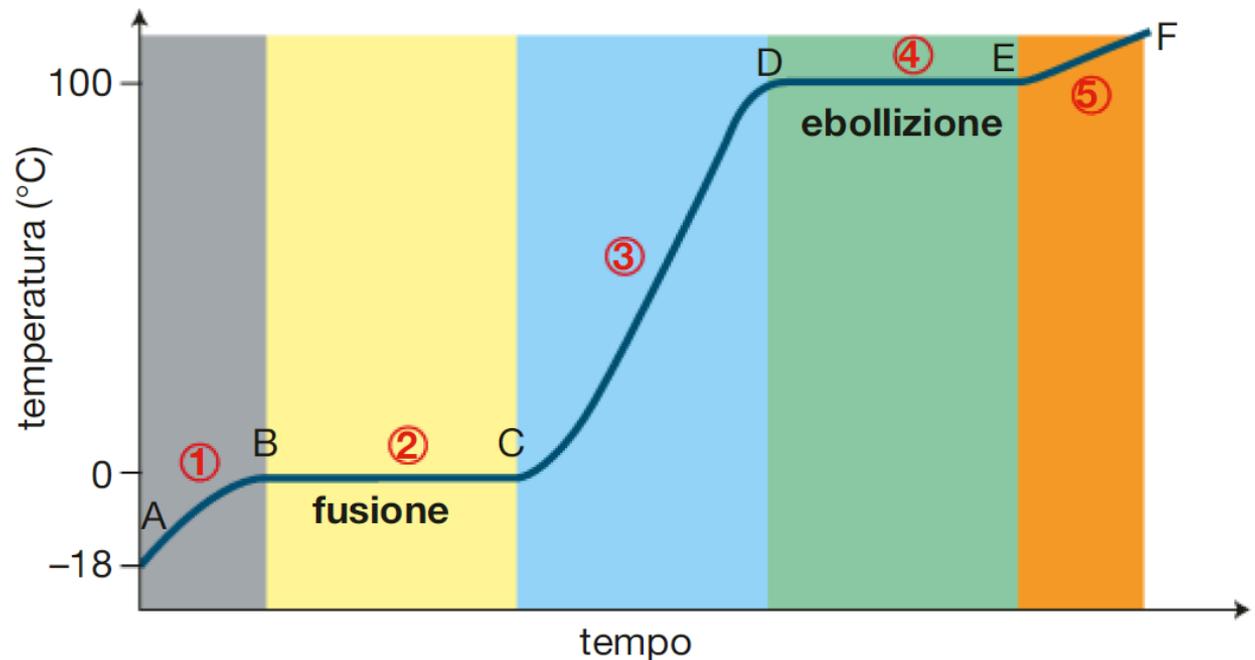
Corrisponde all'energia assorbita (o ceduta) da 1 kg di materiale che provoca la variazione di temperatura di 1 K.

| Materiale | Calore specifico (J/g · °C) |
|-----------|--------------------------------|
| acqua | 4,18 |
| alluminio | 0,900 |
| aria | 1,00 |
| rame | 0,385 |
| piombo | 0,142 |
| ferro | 0,447 |

Analisi termica di una sostanza pura

Fornendo calore a una sostanza pura provochiamo i passaggi di stato descritti dalla **curva di riscaldamento**.

Curva
dell'acqua:

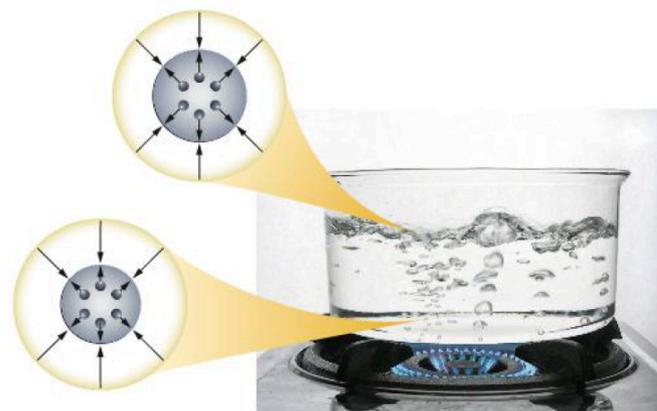


Analisi termica di una sostanza pura

- ① L'acqua si trova solo in forma solida. La temperatura cresce in modo regolare.
- ② Il ghiaccio comincia a fondere. **Sosta termica** (fusione).
- ③ Fuso tutto il ghiaccio, l'acqua si trova solo in forma liquida. La temperatura cresce in modo regolare.
- ④ L'acqua comincia a bollire. **Sosta termica** (ebollizione).
- ⑤ Evaporata tutta, l'acqua si trova solo in forma di vapore. La temperatura cresce in modo regolare.

Analisi termica di una sostanza pura

- **Evaporazione:** la *tensione di vapore* è inferiore alla pressione atmosferica; il vapore si forma solo sulla superficie del liquido.
- **Ebollizione:** la *tensione di vapore* è uguale alla pressione atmosferica; le bolle di vapore si formano in tutto il liquido.

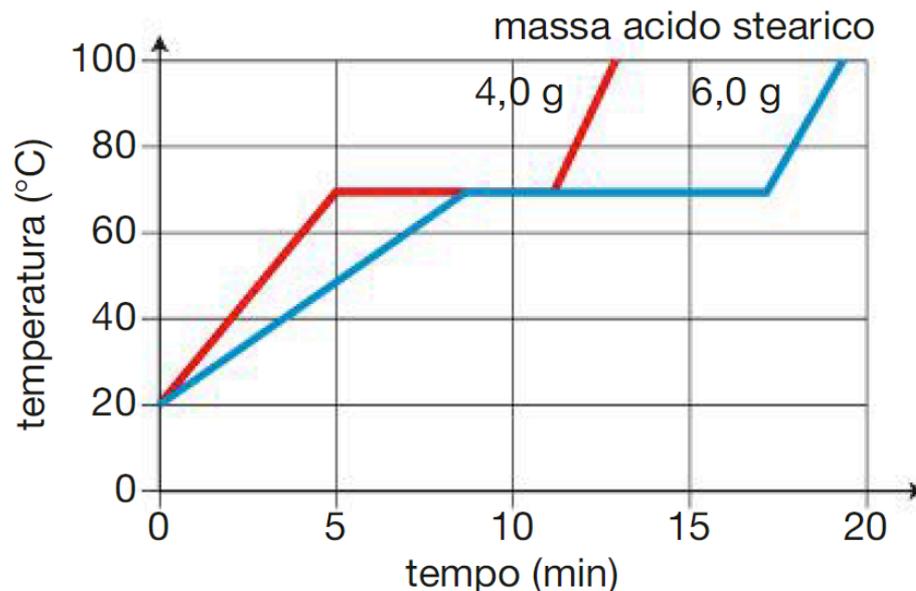


Analisi termica di una sostanza pura

Le **temperature di fusione e di ebollizione** di una sostanza pura sono sempre le stesse se la pressione è costante e non dipendono dalla quantità coinvolta.

PERÒ

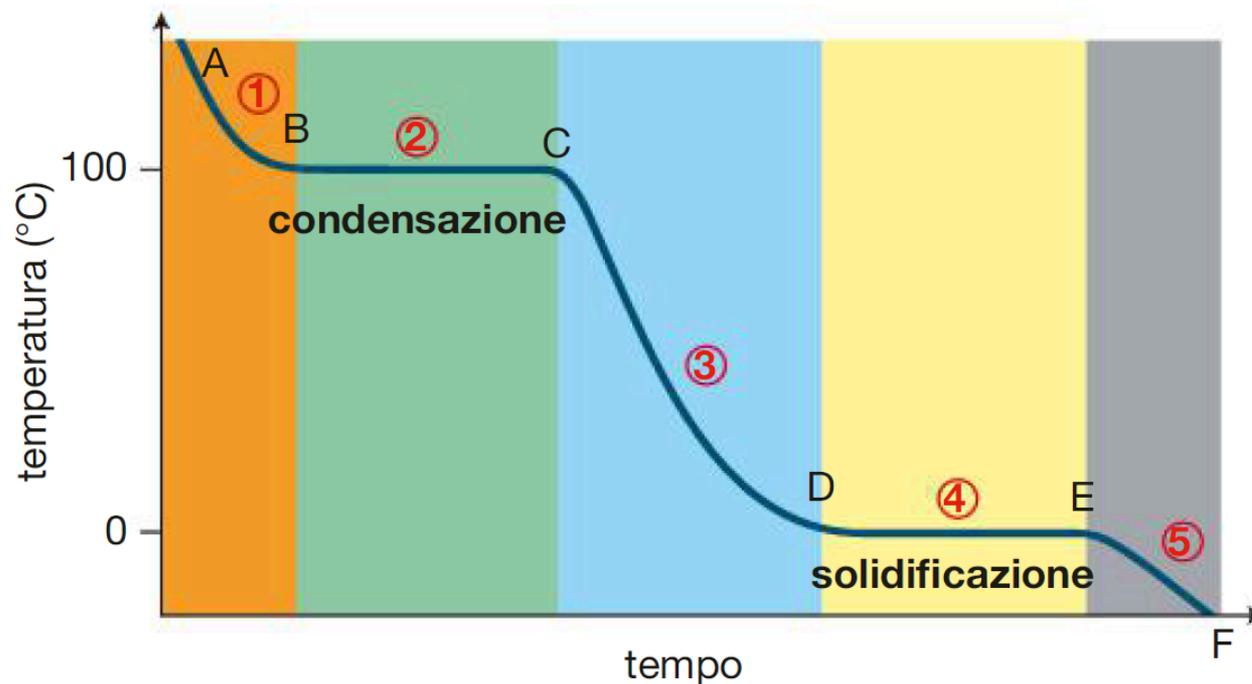
Maggiore è la quantità di sostanza sottoposta al riscaldamento, più lunga è la **sosta termica**.



Analisi termica di una sostanza pura

La curva inversa a quella di riscaldamento è la **curva di raffreddamento**.

Curva
dell'acqua:



Analisi termica di una sostanza pura

- La **temperatura di ebollizione** cala al diminuire della pressione esterna.
- La **temperatura di fusione** non cambia al variare della pressione esterna.

Questo perché nel passaggio da solido a liquido l'aumento di volume è molto piccolo e quindi non viene ostacolato da un aumento di pressione.



La teoria cinetico-molecolare della materia

Le particelle possiedono una certa quantità di **energia cinetica** (E_c) dovuta al loro moto e una certa **energia potenziale** (E_p) che dipende dalla loro posizione reciproca.

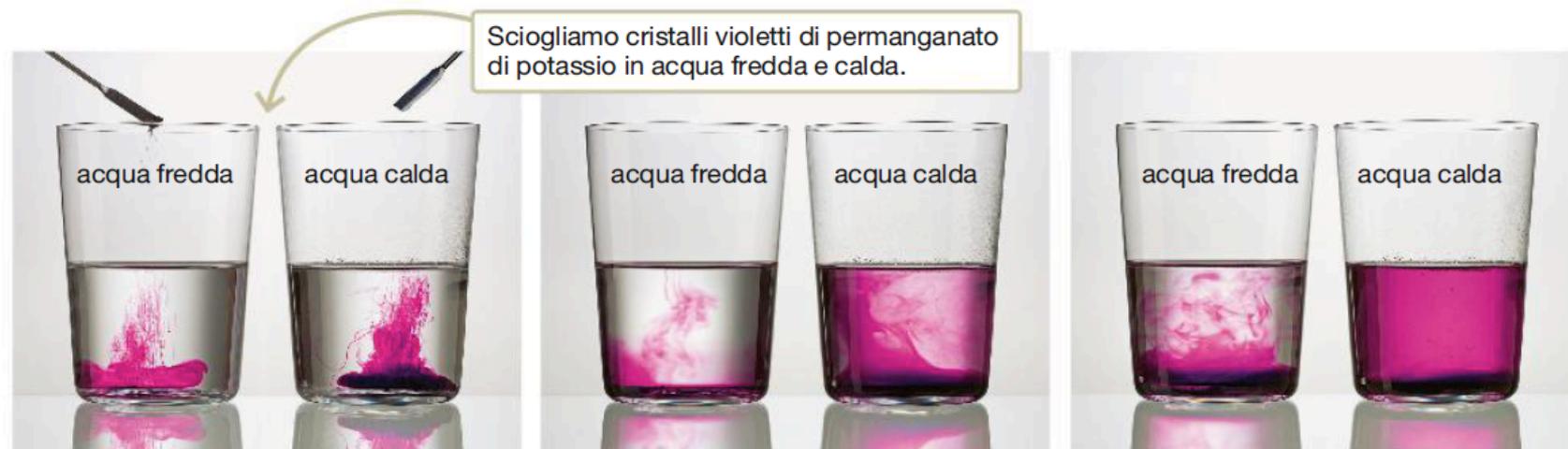
La somma dell'energia cinetica e dell'energia potenziale delle particelle che costituiscono un sistema è chiamata **energia interna** del sistema:

$$E_{\text{sistema}} = E_c + E_p$$

La teoria cinetico-molecolare della materia

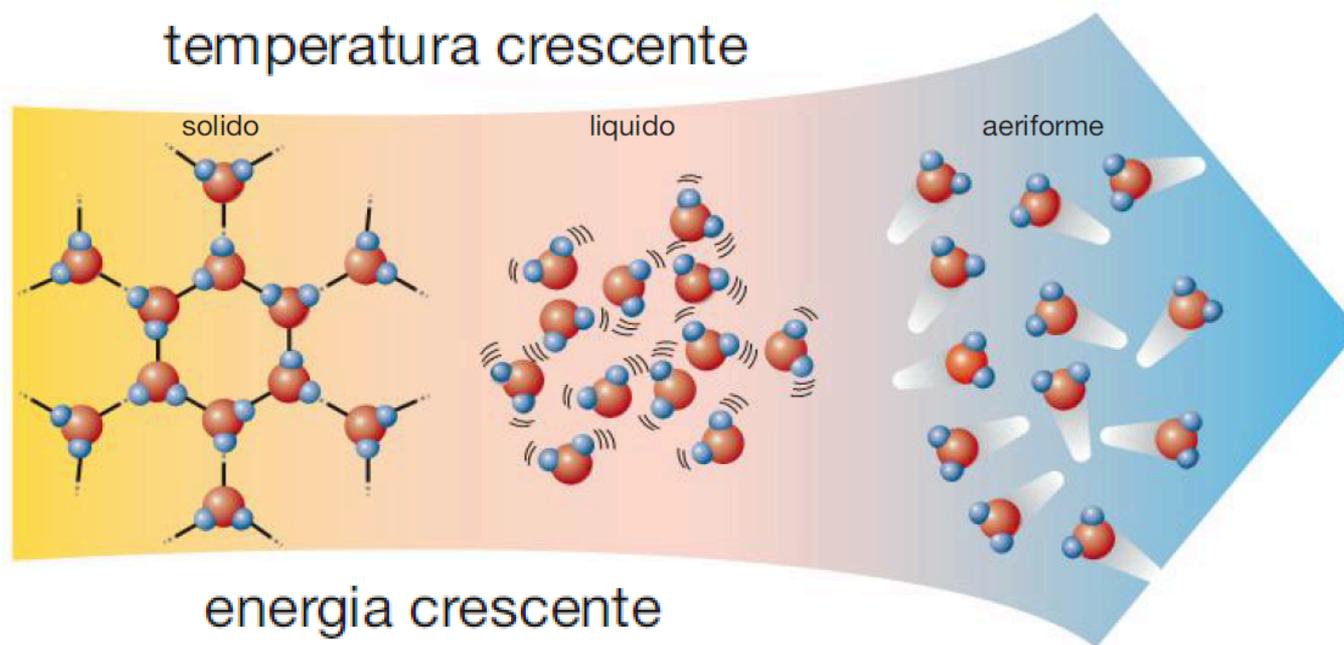
Fornendo calore (aumenta T), le particelle:

- si muovono più velocemente (cresce E_c)
- si allontanano con gli urti (cresce E_p).



I passaggi di stato spiegati dalla teoria cinetico-molecolare

Al crescere della temperatura, aumenta la tendenza di un sistema a passare da uno stato ordinato a uno disordinato.



I passaggi di stato spiegati dalla teoria cinetico-molecolare

Il **calore latente** è una proprietà intensiva caratteristica di ogni sostanza pura, che rappresenta l'energia assorbita durante la sosta termica.

- Il calore latente **di fusione** è l'energia necessaria per fondere completamente 1 kg di sostanza.
- Il calore latente **di vaporizzazione** è l'energia necessaria per vaporizzare completamente 1 kg di sostanza, quando la pressione esterna è di 1 atmosfera.

I passaggi di stato spiegati dalla teoria cinetico-molecolare

Nei **miscugli** non si registra nessuna sosta termica: continuando a scaldarli, la temperatura aumenta.

Questo perché non sono costituiti da un solo tipo di molecola, ma da molecole di varie dimensioni: le più piccole evaporano a temperature inferiori rispetto a quelle più grandi.

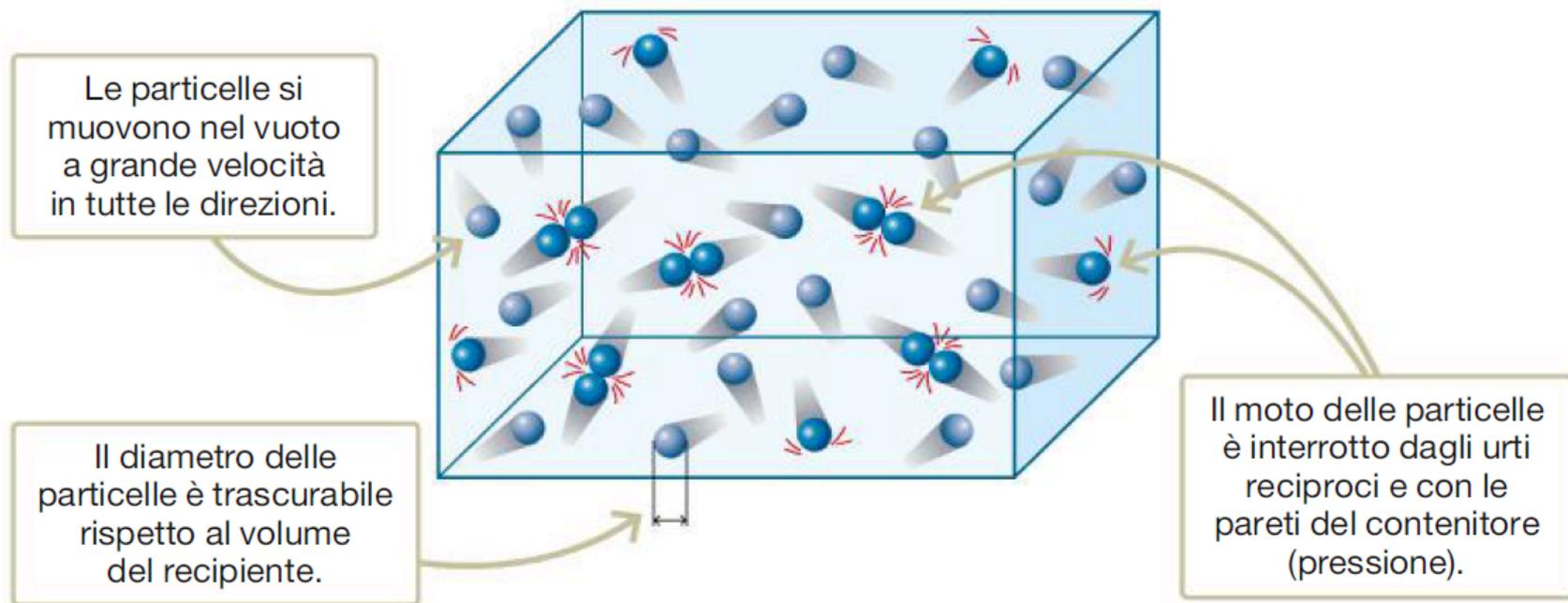
Il gas perfetto e la teoria cinetico-molecolare

Per descrivere il comportamento microscopico dei gas, la teoria cinetico-molecolare si serve del modello di **gas perfetto**, con le seguenti caratteristiche:

- le particelle hanno energia cinetica direttamente proporzionale alla temperatura assoluta
- le particelle non si attraggono reciprocamente
- le particelle occupano un volume trascurabile
- le particelle si muovono disordinatamente, quindi si urtano fra loro o urtano il contenitore.

Il gas perfetto e la teoria cinetico-molecolare

I **gas reali** si comportano come i gas perfetti se la loro temperatura è alta e la pressione è bassa.



La pressione dei gas

La **pressione di un gas** è l'effetto macroscopico degli urti delle particelle sull'unità di superficie.

pressione

$$p = \frac{F}{s}$$

forza esercitata sulla superficie

area della superficie



La pressione dei gas

La **pressione** è una grandezza intensiva derivata, la sua unità di misura nel SI è il *pascal* (Pa).

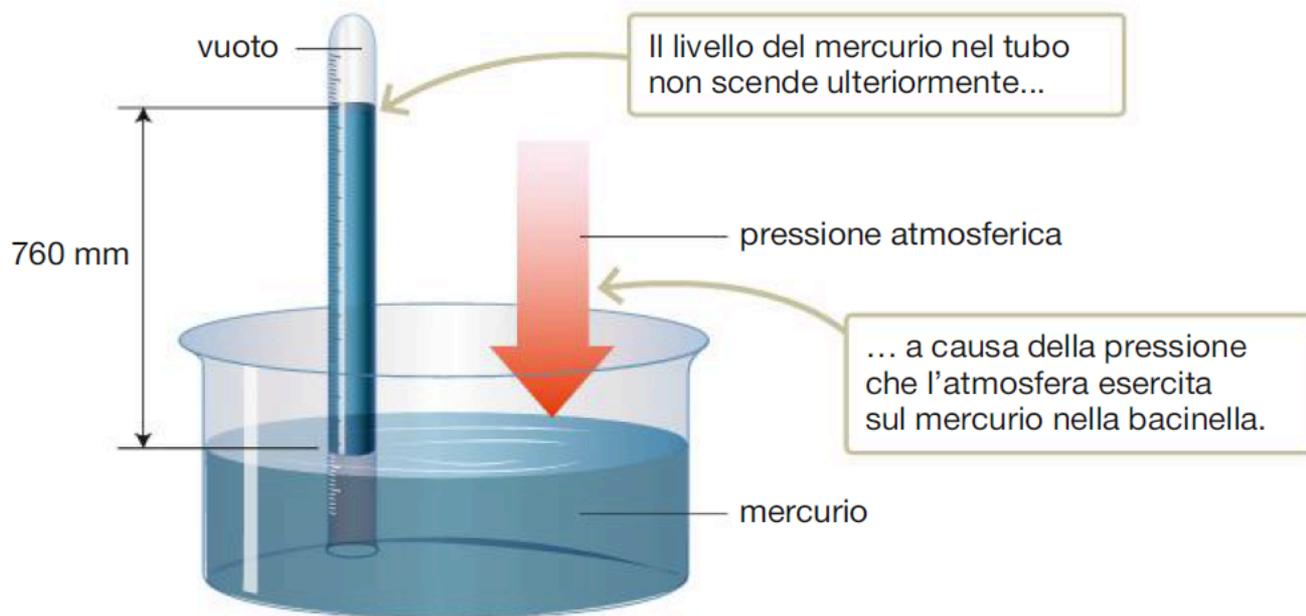
$$1 \text{ Pa} = \frac{1 \text{ N}}{1 \text{ m}^2} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{s}^{-2}$$

Esistono, però, anche altre unità di misura:

| Unità di misura | Simbolo | Definizione |
|------------------------|---------|--|
| pascal | Pa | $\text{Pa} = \text{N}/\text{m}^2$ |
| bar | bar | $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 0,9869 \text{ atm}$ |
| atmosfera | atm | $1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa} = 1,013 \text{ bar} = 760 \text{ mmHg}$ |
| millimetri di mercurio | mmHg | $1 \text{ mmHg} = 133,322 \text{ Pa} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$ $1 \text{ mmHg} = 1 \text{ torr}$ |

La pressione dei gas

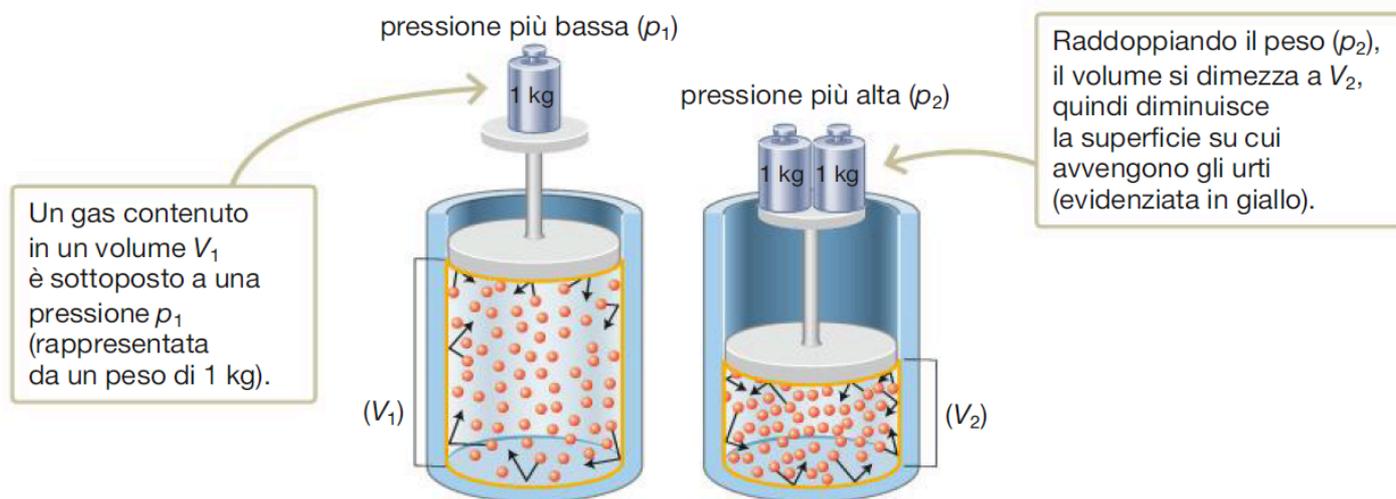
Nel 1644, Evangelista Torricelli costruì un dispositivo per misurare la pressione atmosferica: il primo *barometro a mercurio*.



La legge di Boyle o legge isoterma

La pressione di una determinata quantità di gas, a temperatura costante, è inversamente proporzionale al volume.

$$p \cdot V = k$$



La legge di Boyle o legge isoterma

Il comportamento di un gas reale si discosta da quello del gas perfetto quando la sostanza si trova a bassa temperatura e alta pressione.

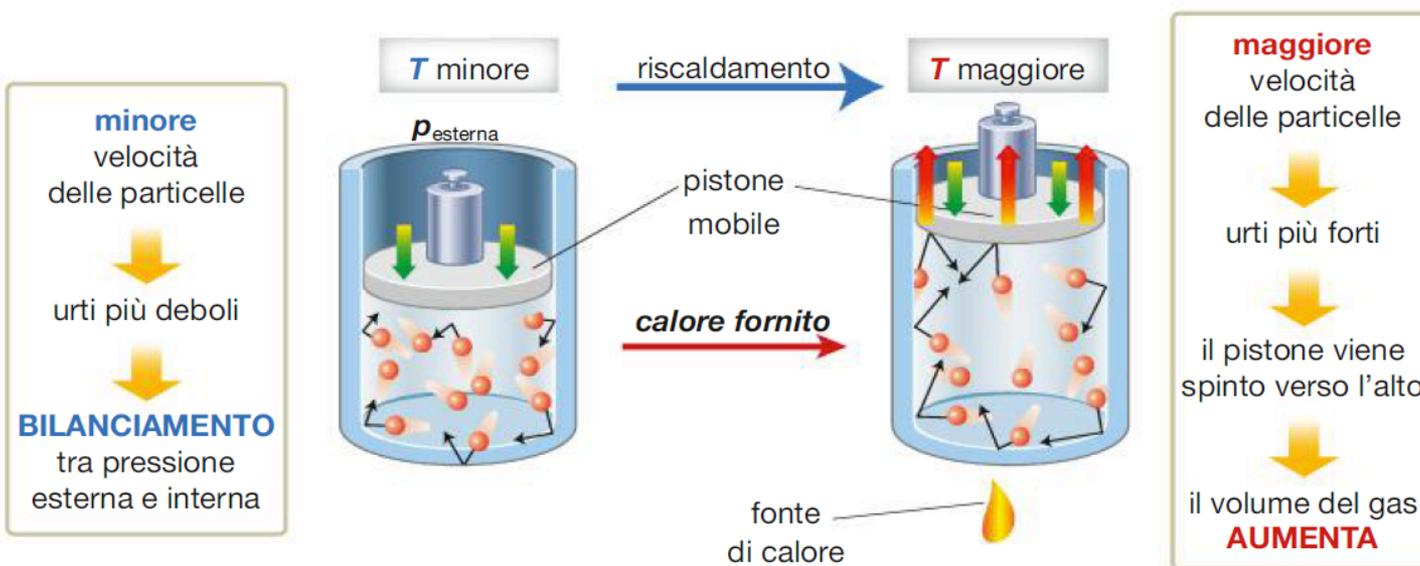
La **temperatura critica** è la temperatura al di sotto della quale un aeriforme è in grado di passare allo stato liquido esercitando una certa pressione. È caratteristica di ogni sostanza.

Un aeriforme al di sopra della sua temperatura critica è definito *gas*, al di sotto è detto *vapore*.

La legge di Charles o legge isobara

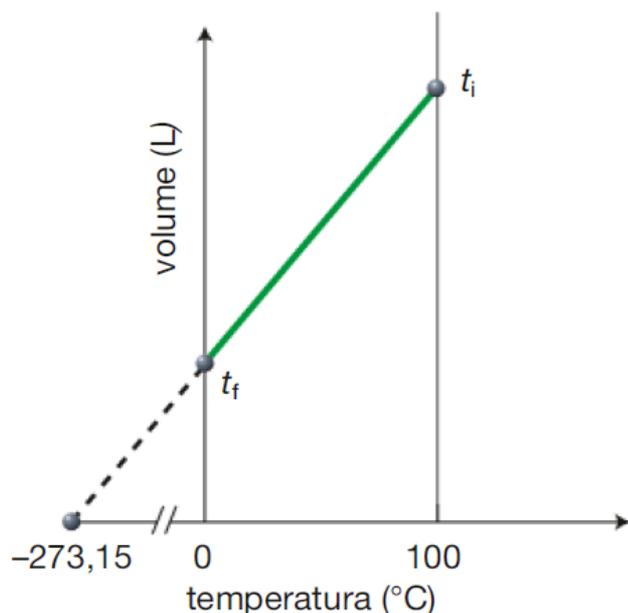
Il volume di una determinata quantità di gas, a pressione costante, è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta.

$$V = k \cdot T$$



La legge di Charles o legge isobara

La variazione di volume del gas aumentando la temperatura di 1 °C è sempre uguale a 1/273 del volume che il gas occupava a 0 °C.



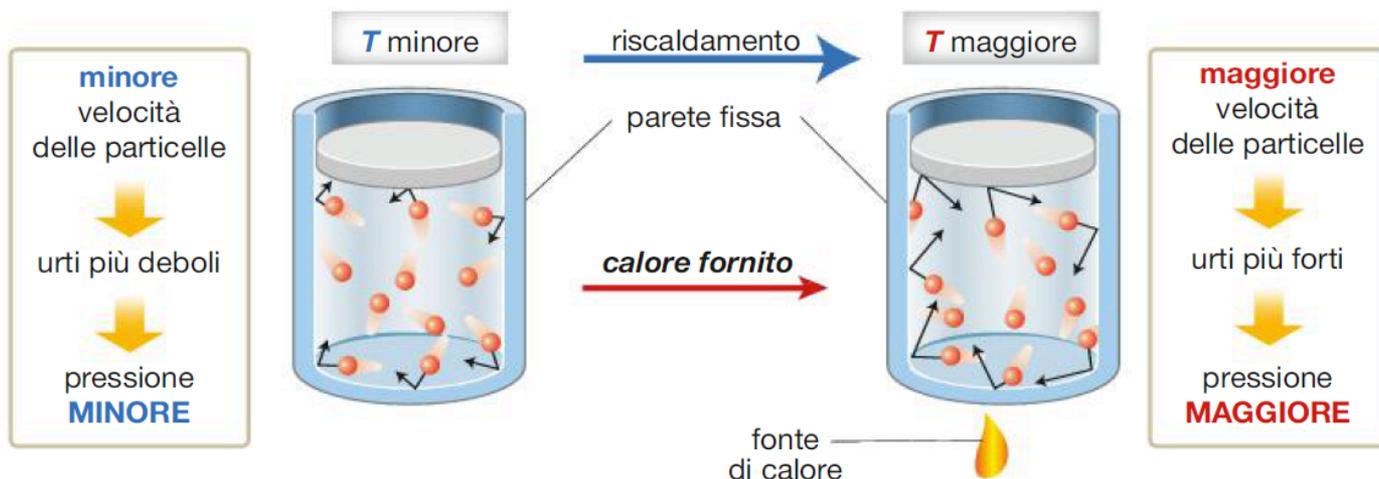
$$V_t = V_{0^{\circ}\text{C}} + \frac{1}{273} \cdot V_{0^{\circ}\text{C}} \cdot t$$

Il volume si annulla quando la temperatura raggiunge il valore di -273,15 °C; questo valore è denominato **zero assoluto**.

La legge di Gay-Lussac o legge isocora

La pressione di una determinata quantità di gas, a volume costante, è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta.

$$\frac{p}{T} = k$$



La legge generale dei gas

Dalla combinazione fra le tre leggi ricaviamo che il prodotto della pressione per il volume è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta.

$$\frac{p \cdot V}{T} = k$$

Legge delle pressioni parziali di Dalton: la pressione totale esercitata da una miscela di diversi gas dipende dal numero complessivo di atomi e molecole che la costituiscono e non dal tipo di gas.

Le reazioni tra i gas e il principio di Avogadro

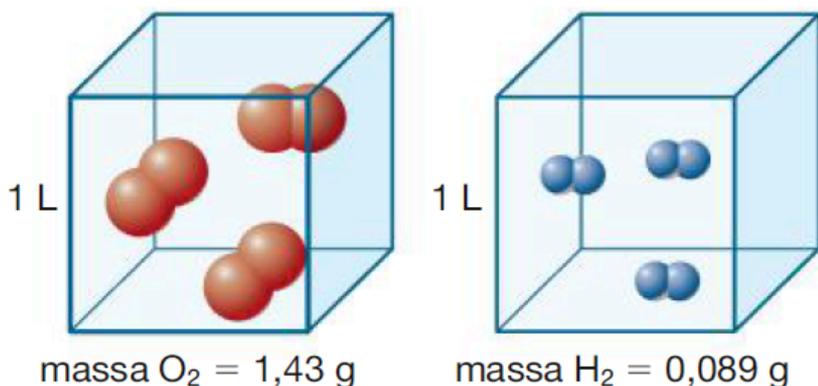


Principio di Avogadro: volumi uguali di gas diversi, alla stessa temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole.

Le reazioni tra i gas e il principio di Avogadro

A parità di pressione e temperatura, in un litro di gas ossigeno (O_2) e in un litro di gas idrogeno (H_2) è presente lo stesso numero di molecole.

La massa dell'atomo di ossigeno è 16 volte maggiore di quella dell'atomo di idrogeno.



$$\frac{\text{massa } O_2}{\text{massa } H_2} = \frac{1,43 \text{ g/L}}{0,089 \text{ g/L}} = 16$$

Il rapporto tra le masse di 1 L di O_2 e 1 L di H_2 è 16.

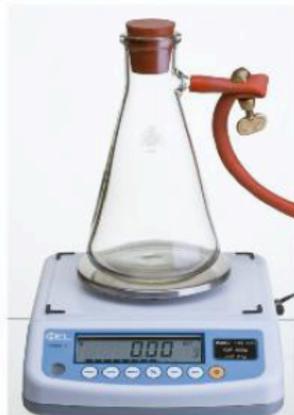
Le reazioni tra i gas e il principio di Avogadro

La massa di un litro di gas corrisponde alla sua **densità** (poiché $d = m/V$).

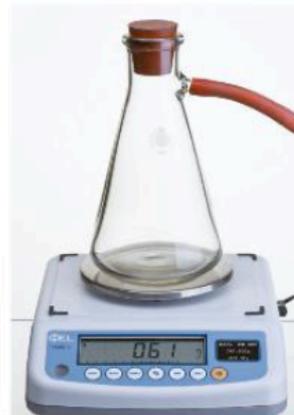
Determinazione della densità dell'aria:



La beuta è vuota perché l'aria è stata allontanata con una pompa da vuoto.



Si pone la beuta vuota sulla bilancia e si azzerà.



Si apre la pinza e si lascia entrare l'aria. La massa si legge sullo schermo della bilancia.



Si determina il volume della beuta.