

# **STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA**

La materia esiste in **3 stati fondamentali**:

**SOLIDO**:

Forma e  
volume propri.

**LIQUIDO**:

Forma del  
recipiente in cui  
è contenuto, ma  
volume proprio.

**GASSOSO**:

Forma e  
volume del  
recipiente in  
cui è contenuto.

Questi stati **dipendono dalla forza delle interazioni intermolecolari** che si instaurano (attrazione e «repulsione» data dall'energia cinetica).

## Parametri di stato

**Volume:** in  $\text{m}^3$ , oppure (non ufficialmente) in L

**Massa:** in kg

**Pressione:** in  $\text{N m}^{-2} = \text{Pa}$ , oppure in atm

**N.B.  $1 \text{ atm} = 760\text{mmHg} = 1,01\text{Bar} = 101,32\text{KPa}$  (perché  $1\text{Bar} = 100.000\text{Pa}$ )**

**Temperatura:** in K, oppure (non ufficialmente) in  $^{\circ}\text{C}$

# Stato Aeriforme (Gas e Vapore)

I gas sono formati da “atomi e vuoto”: particelle molto distanti tra loro senza particolari legami.

## PROPRIETA' di un GAS

- Può essere compresso facilmente
- Esercita una forza, **la pressione**, sul recipiente
- Occupa tutto il volume disponibile
- Non ha nè forma nè volume proprio
- Due gas diffondono facilmente uno nell'altro
- Tutti i gas hanno basse densità
  - aria            0.0013 g/ml
  - acqua           1.00    g/ml
  - ferro            7.9     g/ml

Il comportamento fisico dei gas può essere descritto completamente da 4 variabili (di cui solo 3 indipendenti):

- **Pressione (P)**
- **Volume (V)**
- **Temperatura (T)**
- **Numero di particelle (n)**

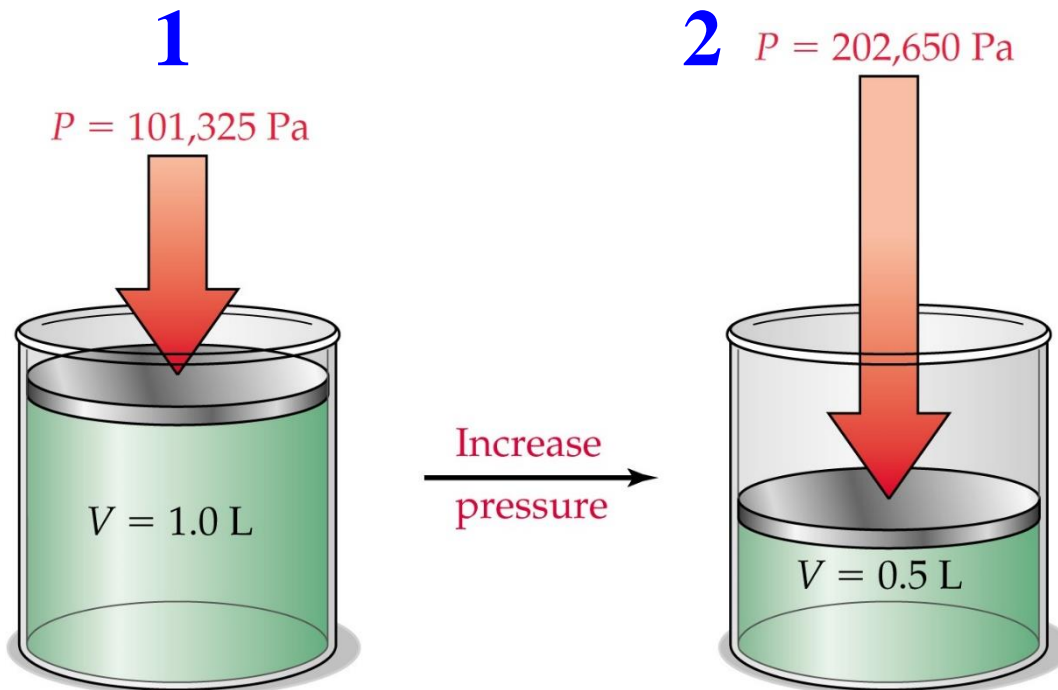
$$P = f(n, V, T)$$

# La Legge di Boyle

Manteniamo **costante la temperatura** (trasformazione isoterma) e numero di particelle.

**A temperatura costante, il prodotto tra pressione e volume è costante.**

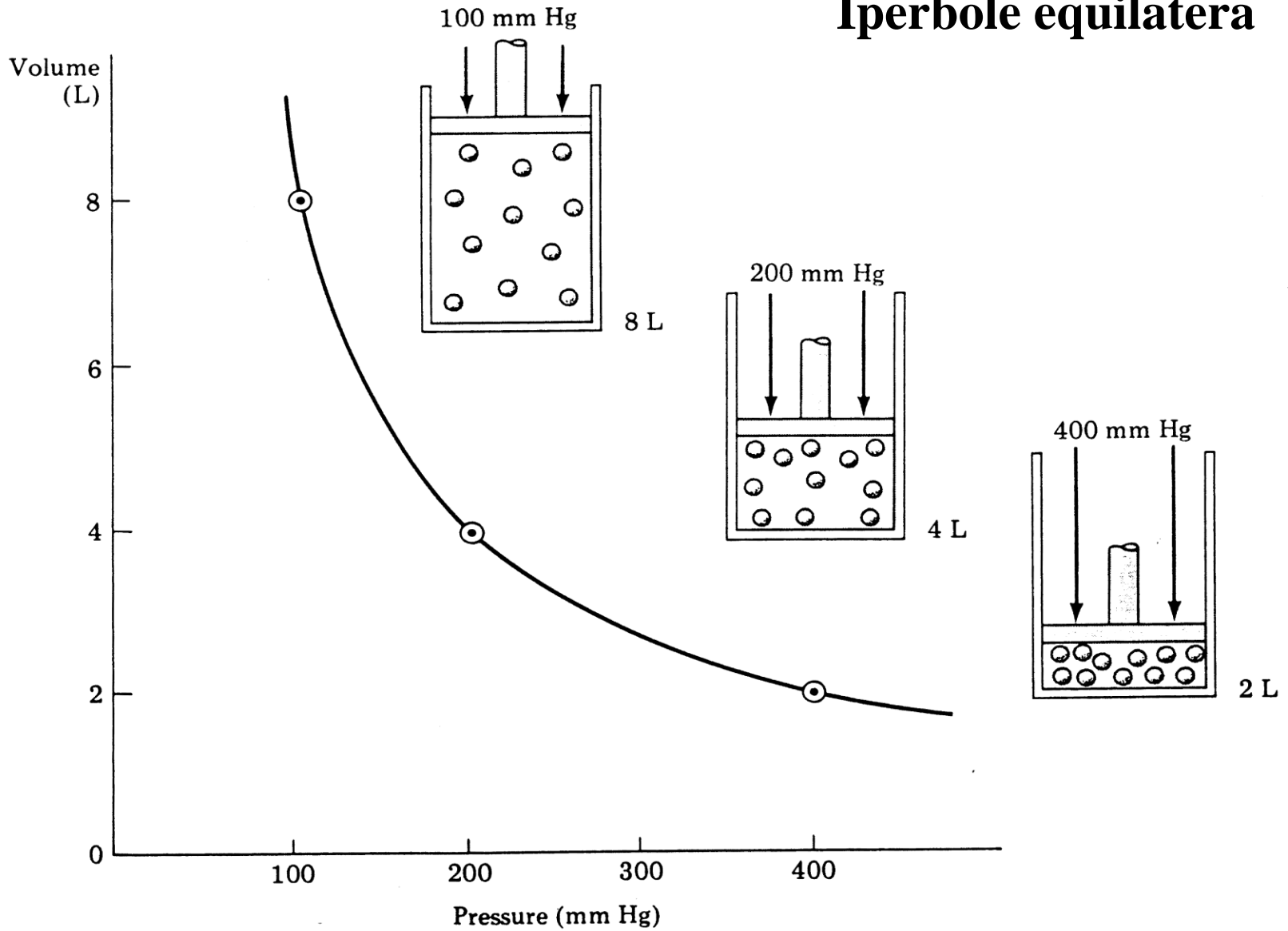
$$P * V = k \text{ (costante)}$$



- 1)  $101325 \text{ Pa} * 1\text{L} = 101\ 325$
- 2)  $202650 \text{ Pa} * 0,5\text{L} = 101\ 325$

**Pressione e volume  
sono inversamente  
proporzionali!**

# Iperbole equilatera



# La Legge di Boyle



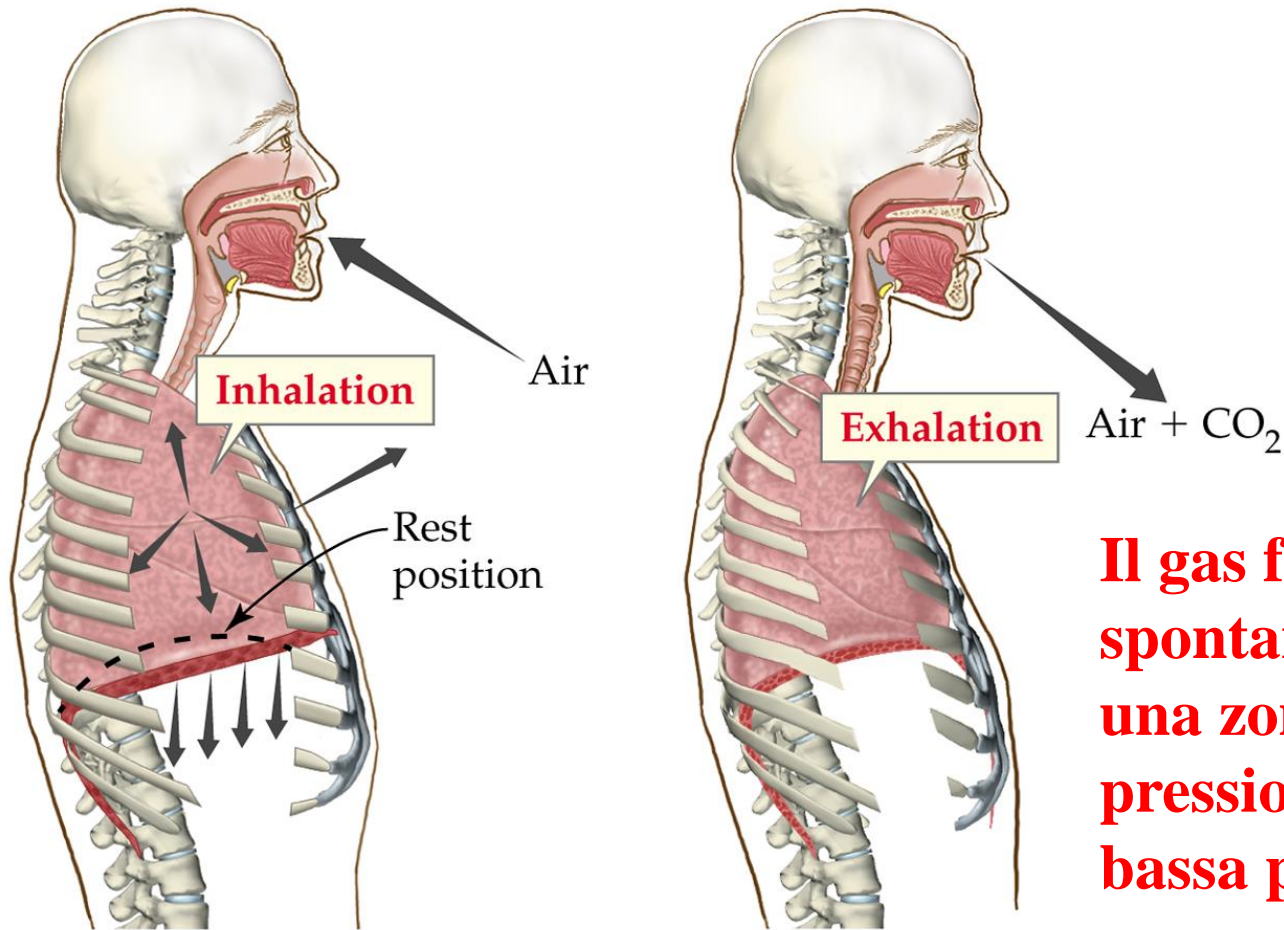
Robert Boyle 1627-1691.  
Figlio del Conte di Cork,  
Irlanda.

- A Temperatura costante  
 $PV = \text{costante}$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Il prodotto  $P \cdot V$  iniziale (1) deve essere uguale a quello della trasformazione finale (2).

# Applicazione della Legge di Boyle: la respirazione



**Il gas fluisce spontaneamente da una zona ad alta pressione ad una a bassa pressione.**

Lung volume increases, causing pressure in lungs to *decrease*. Air flows *in*.

Lung volume decreases, causing pressure in lungs to *increase*. Air flows *out*.

*Tratto da «Fondamenti di chimica generale ed organica», 8° ed., Ed. Pearson*

Il diaframma si muove verso il basso i polmoni si espandono l'aumento di volume provoca una diminuzione della pressione all'interno dei polmoni per cui l'aria fluisce da una zona ad alta P ad una zona a bassa P e l'aria ENTRA

Viceversa quando il diaframma si alza si ha il contrario e l'aria ESCE

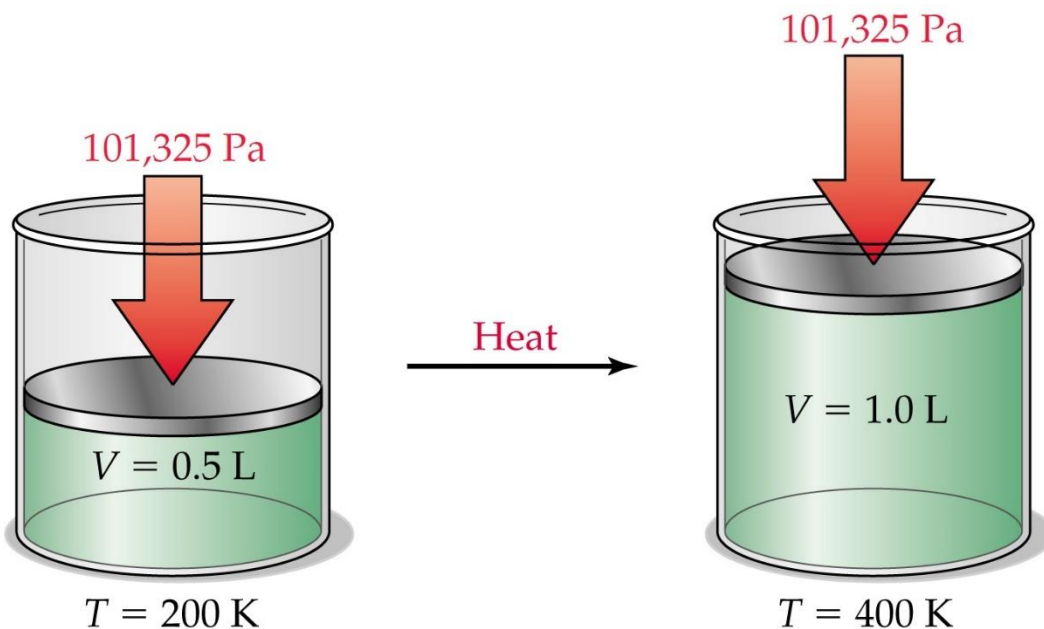


# Leggi di Charles-Gay Lussac

## Prima legge di Charles-Gay Lussac

Manteniamo **costante la pressione** (trasformazione isobara) e numero di molecole.

**A pressione costante, il volume di un gas è direttamente proporzionale alla sua temperatura (in kelvin).**



Tratto da «Fondamenti di chimica generale ed organica», 8° ed., Ed. Pearson

$$V = V_0 * (1 + \alpha t)$$

V = volume gas

$V_0$  = volume a  $0^\circ\text{C}$

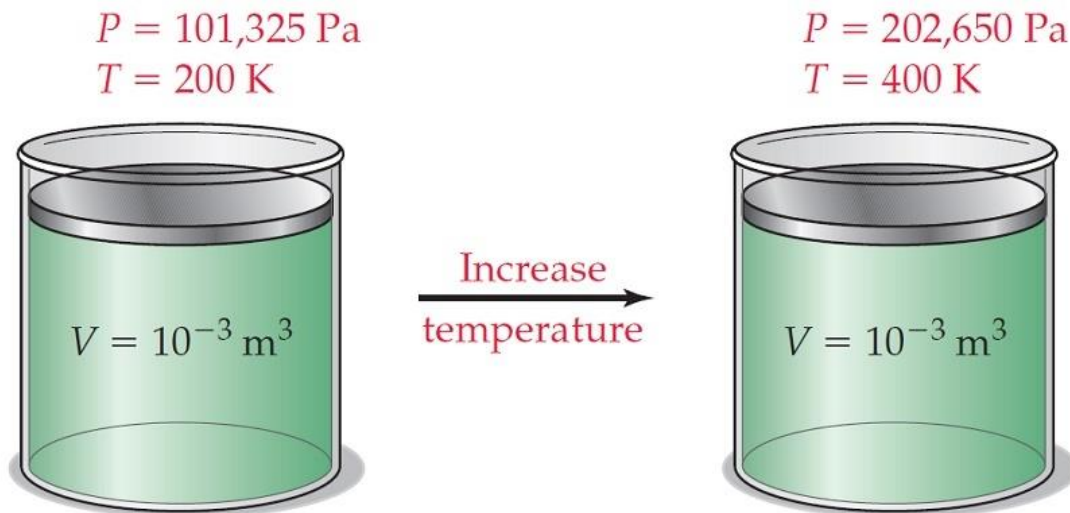
$\alpha$  = coefficiente di dilatazione termica ( $1/273,15$ )

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

## Seconda legge di Charles-Gay Lussac

Manteniamo **costante il volume** (trasformazione isocora) ed il numero di particelle.

**A volume costante, la pressione di un gas è direttamente proporzionale alla sua temperatura (in kelvin).**



Tratto da «Fondamenti di chimica generale ed organica», 8° ed., Ed. Pearson

$$P = P_0 * (1 + \alpha t)$$

P=pressione gas

$P_0$ =Pressione a 0°C

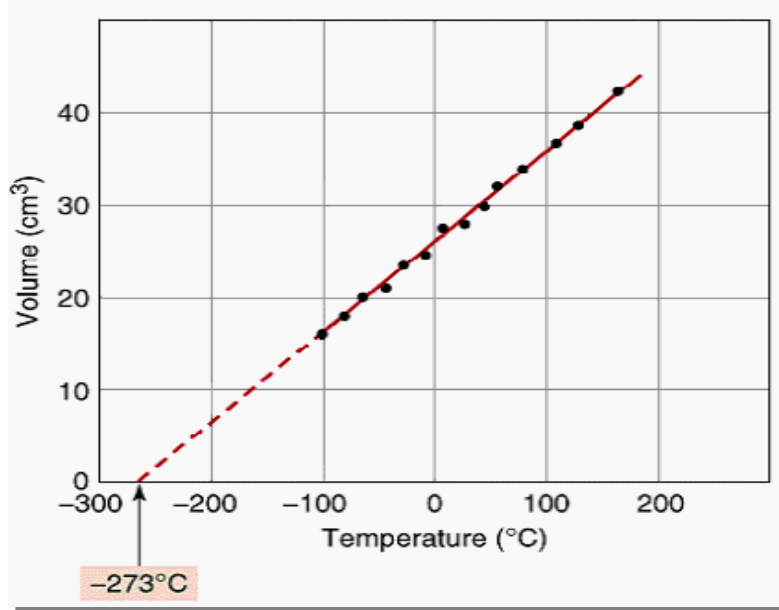
$\alpha$ =coefficiente di dilatazione termica (1/237,16)



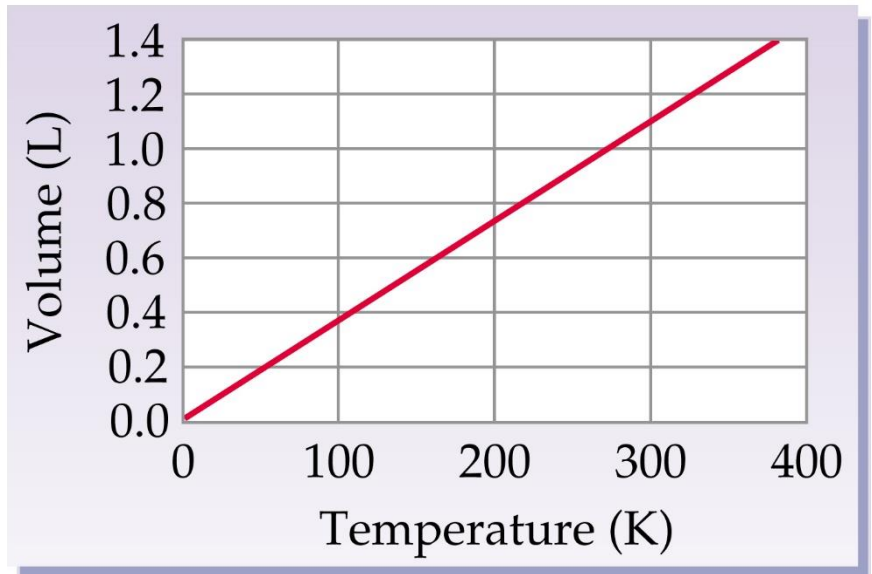
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

# Le due leggi di Charles e Gay-Lussac descrivono la dilatazione termica di un gas.

Temperatura in gradi centigradi ( $^{\circ}\text{C}$ )

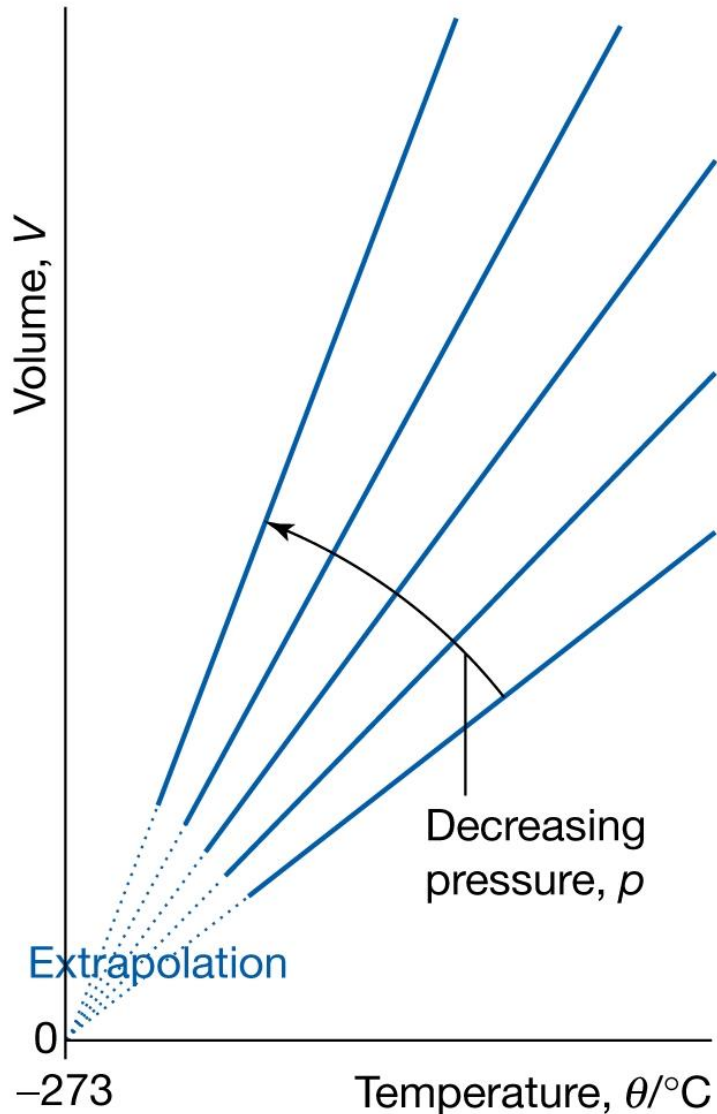


Temperatura in Kelvin



Nel grafico a sinistra, l'intercetta con l'asse x rappresenta la temperatura di **-273,15°C**, lo zero assoluto (in kelvin)

# Legge di Charles-Gay Lussac



- Tutti i grafici predicono un volume nullo per  $T = -273.15 \text{ }^\circ\text{C}$

• Usando  $-273.15$  come zero “naturale” delle temperature, la legge diventa  $V/T = \text{costante}$  (nel caso della pressione,  $P/T = \text{costante}$ )

- $-273.15 = \text{Zero Assoluto}$

# La Scala Kelvin di Temperatura

- Dato che tutti i grafici della legge di Charles-Gay Lussac intersecano l'asse delle temperature a  $-273.15\text{ }^{\circ}\text{C}$ , Lord **Kelvin** propose di usare questo valore come zero di una **scala assoluta di temperature**: la scala Kelvin.
- 0 Kelvin (0 K) è la temperatura dove il volume (o la pressione) di un gas ideale è nullo, e cessa ogni movimento molecolare.
- **Per cui  $T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273,15$**

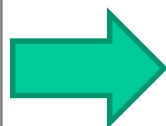
$$T (\text{Kelvin}) \quad t (^{\circ}\text{C})$$

# Legge di Avogadro

**Manteniamo costante la temperatura e la pressione, ma variamo la quantità di gas: cosa succede al volume?**

*Il volume di un gas è direttamente proporzionale alla sua quantità espressa in numero di moli (ricordo che 1 mole =  $6,022 \cdot 10^{23}$  molecole).*

$$V \propto n \quad (T, P \text{ costanti})$$



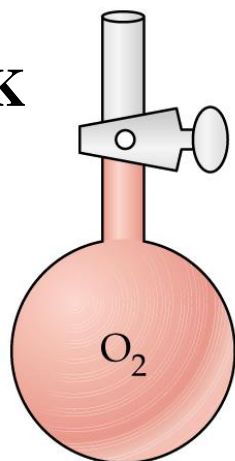
$$\frac{V}{n} = k \quad (\text{costante per tutti i gas})$$

**Legge di Avogadro: Volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di pressione e temperatura, contengono lo stesso numero di molecole.**

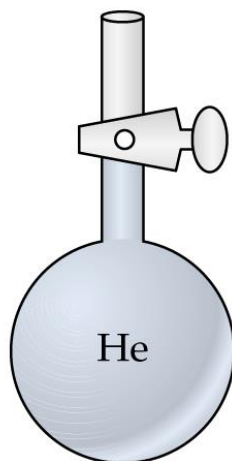
Il valore di  $k$  è uguale per tutti i gas nelle **condizioni di temperatura e pressione standard (STP): 273,15 K e 1 atm.**

Ne consegue che alle condizioni standard è possibile confrontare la quantità relativa in moli dei gas confrontando i loro volumi alle STP.

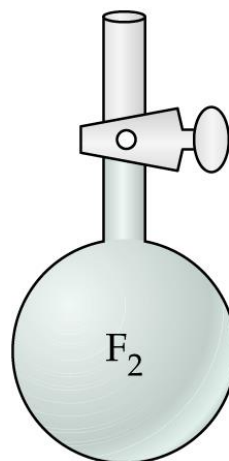
**T=273,15 K**  
**P=1 atm**



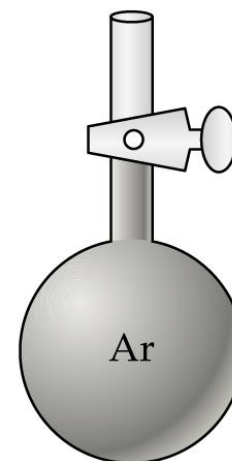
1.00 mol  
32.0 g  
22.4 L



1.00 mol  
4.00 g  
22.4 L



1.00 mol  
38.0 g  
22.4 L



1.00 mol  
39.9 g  
22.4 L

*Tratto da «Fondamenti di chimica generale ed organica», 8° ed., Ed. Pearson*

**Nelle condizioni STP, il volume molare e' lo stesso e vale**  
**22,4L/mol**

Notate che il volume occupato da 1 mole di ogni gas è lo stesso, anche se la massa in grammi è diversa.

# Il volume molare cambia a seconda delle condizioni considerate...

- **Condizioni Ambientali Standard di Temperatura e Pressione (SATP)**
  - Temperatura:  $25\text{ }^{\circ}\text{C} = 298.15\text{ K}$
  - Pressione:  $1\text{ bar o }101,325\text{ Pascal}$
  - Il volume molare di un gas e'  $V_m = 24.79\text{ L}$
- **Condizioni Normali (o vecchie STP, non piu' usate)**
  - Temperatura:  $0\text{ }^{\circ}\text{C} = 273.15\text{ K}$
  - Pressione:  $1\text{ atm (o }760\text{ mmHg o }1,01\text{Bar o }101,3\text{P)}$
  - Il volume molare di un gas ideale e'  $V_m = 22.41\text{ L}$



# Equazione generale di stato dei gas (o legge dei gas ideali)

La relazione tra P, V, T e n di un gas possono essere combinate in una sola espressione: l'**equazione generale di stato dei gas**.

$$PV = nRT$$

**R = costante dei gas.**

Il suo valore dipende dalle unità di misura scelte:

P in atm, V in L:  $R = 0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

P in Pa ( $\text{N} \cdot \text{m}^{-2}$ ), V  $\text{m}^3$ :  $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

# LEGGE di DALTON

La legge di Dalton si applica nel caso di miscele gassose formate da due o più gas:

**“ La pressione totale di una miscela gassosa è uguale alla somma delle pressioni parziali dei singoli gas costituenti la miscela”**

$$P_{\text{tot}} = P_{\text{gas1}} + P_{\text{gas2}} + P_{\text{gas n}}$$

**Esempio:** L'aria che respiriamo è una miscela, la cui composizione percentuale in volume è approssimativamente 21% O<sub>2</sub> e 79% N<sub>2</sub>.

Qual è la pressione parziale in mmHg dei due gas quando la pressione atmosferica è 1 atm (o 760 mmHg)?

[R. rispettivamente 160 e 600 mmHg → = 760 mmHg]

## **N.B. RICORDA!!**

**I GAS DIFFONDONO SEMPRE DA UN'AREA AD  
ALTA PRESSIONE AD UN AREA A BASSA  
PRESSIONE**

### **FLUSSO di O<sub>2</sub> e CO<sub>2</sub> nell'organismo**

PO<sub>2</sub> aria inspirata = 158 mmHg

PO<sub>2</sub> alveoli polmonari = 104 mmHg

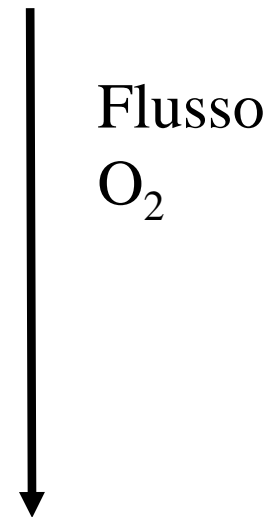
PO<sub>2</sub> sangue venoso = 40 mmHg

Da venoso il sangue diventa **arterioso**

PO<sub>2</sub> sangue arterioso = 95 mmHg

PO<sub>2</sub> Tessuti = 40 mmHg

L'ossigeno diffonde nei tessuti e il sangue diventa venoso e ritorna ai polmoni



# FLUSSO CO<sub>2</sub>

PCO<sub>2</sub> nei tessuti = 50 mmHg

PCO<sub>2</sub> sangue arterioso = 40 mmHg

Il sangue arterioso si trasforma in venoso

PCO<sub>2</sub> sangue venoso = 45 mmHg

PCO<sub>2</sub> Alveoli polmonari = 40 mmHg

PCO<sub>2</sub> Polmoni = 0,3 mmHg



CO<sub>2</sub>



Uscita CO<sub>2</sub>

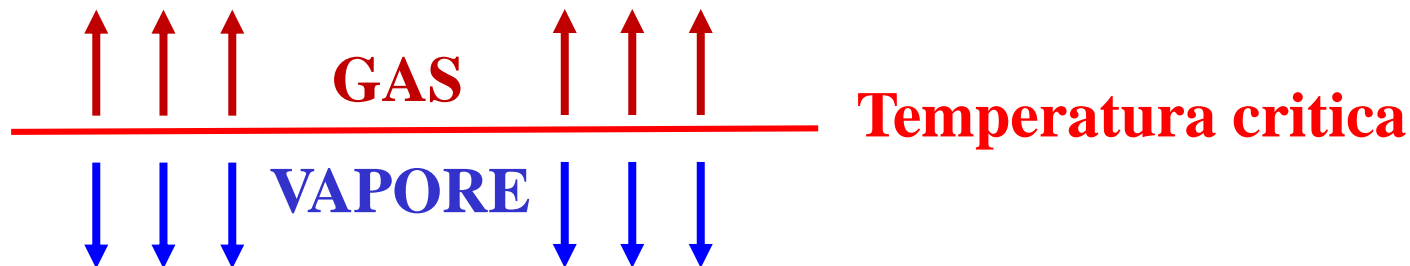
# Distinzione tra gas e vapore

Dal punto di vista dello stato di aggregazione, non esiste distinzione tra gas e vapore: la differenza sta nella **temperatura critica**.

**La temperatura critica** di un gas è quella temperatura, caratteristica di ogni sostanza, al di sopra della quale pur comprimendo il gas non è possibile liquefarlo.

**Un gas** è un aeriforme che **si trova ad una temperatura superiore alla sua temperatura critica**.

**Un vapore** è un aeriforme che **si trova ad una temperatura inferiore alla sua temperatura critica**.



# Alcuni esempi

Il **punto critico** dell'acqua si trova alla temperatura di 374 °C e alla pressione di  $220 \times 10^5$  Pa; l'acqua allo stato aeriforme che si forma a 100 °C e 101,3 kPa è molto al di sotto delle condizioni critiche ed è quindi un vapore.

L'ossigeno e l'idrogeno hanno temperatura critica rispettivamente di -119 °C e di -240°C; pertanto, a temperatura ambiente si trovano molto al di sopra del loro punto critico e quindi sono dei gas.

Infatti per liquefare l'idrogeno bisogna prima raffreddarlo a temperatura inferiore a -240 °C e poi comprimerlo.

# STATO LIQUIDO

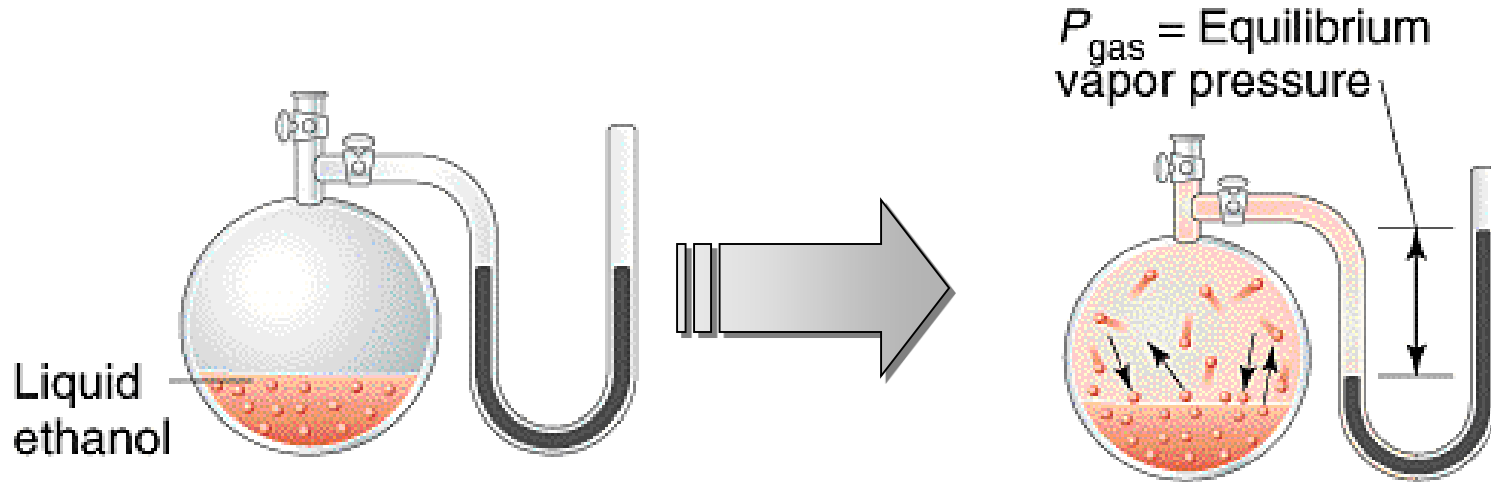
## Caratteristiche di un liquido:

- Un liquido NON ha forma propria ma ha la forma del recipiente che lo contiene
- Ha volume proprio e non è comprimibile
- I legami tra le molecole si possono rompere e riformare con facilità (nel gas non ci sono legami e le molecole sono indipendenti!)



# Pressione di vapore

Consideriamo un recipiente chiuso con dentro un liquido, a temperatura costante: **il liquido evapora fino ad una condizione di equilibrio.**



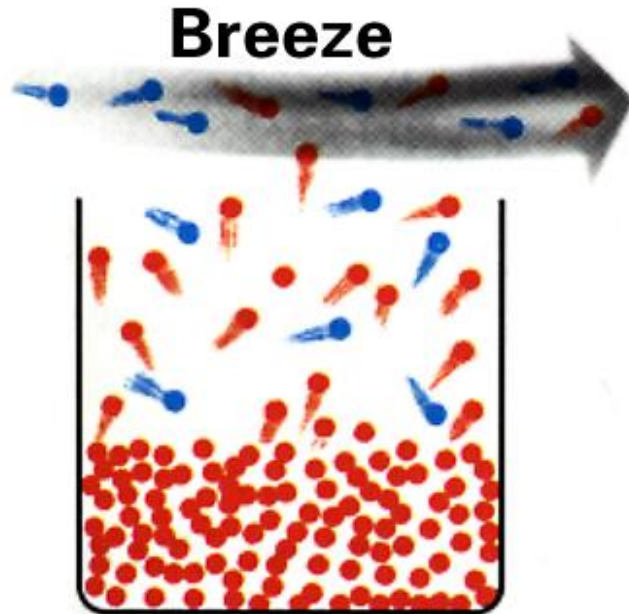
In questa condizione, il vapore esercita una pressione sulle pareti del recipiente definita **pressione di vapore** (o tensione di vapore).

Quindi, **la pressione di vapore non è altro che la pressione che il vapore esercita nelle condizioni di equilibrio.**

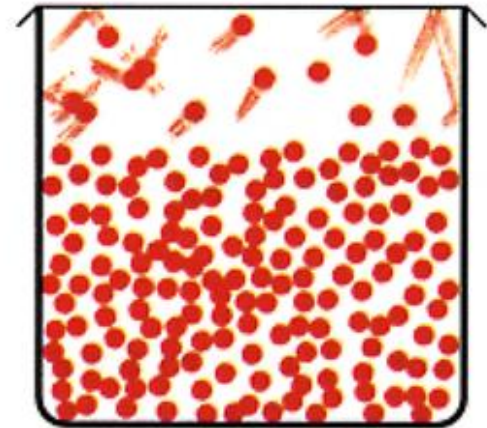


# Pressione di Vapore

- Se il recipiente è aperto, l'equilibrio non viene mai raggiunto, e il liquido evapora fino a scomparire

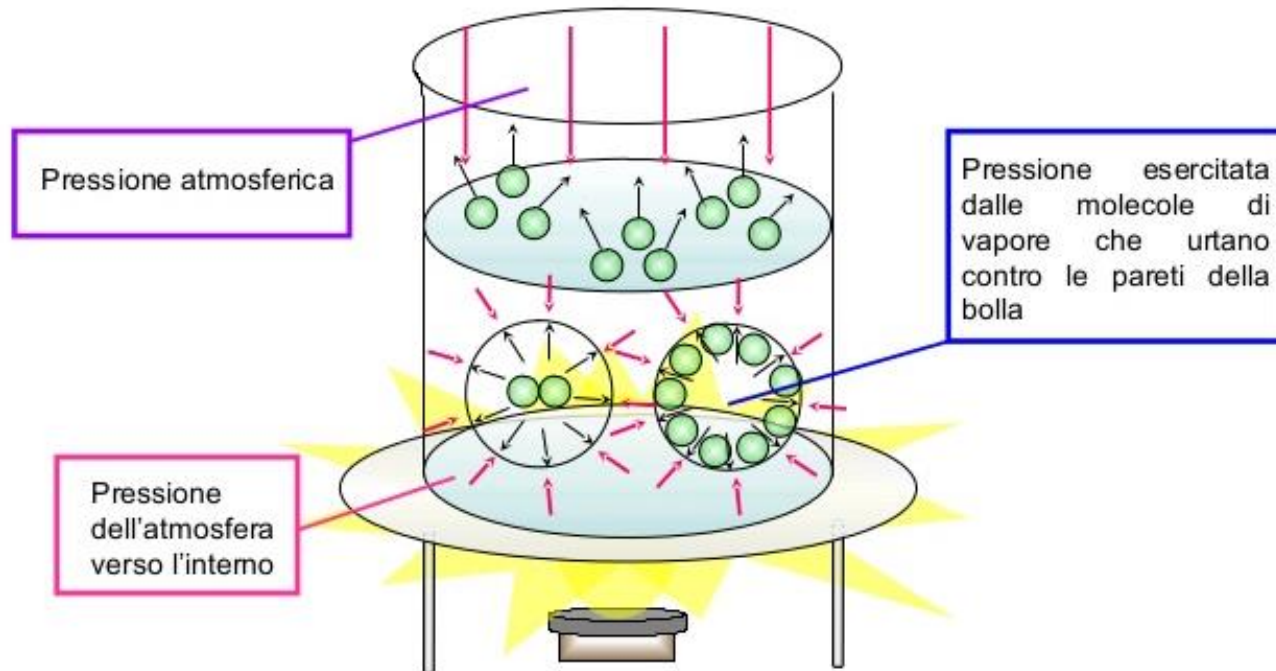


- Se il recipiente è chiuso, la pressione del vapore aumenta sino ad arrivare al valore di equilibrio



La pressione di vapore dipende sia dalla temperatura che dall'identità chimica del liquido: **la pressione di vapore aumenta all'aumentare della temperatura.**

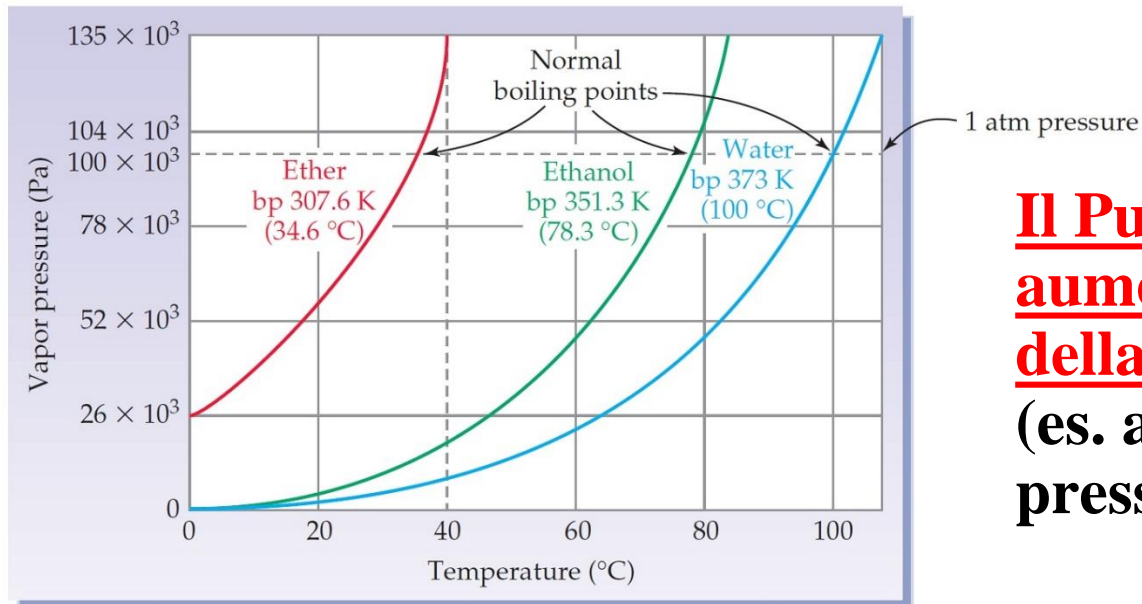
La pressione di vapore aumenta fino al limite in cui eguaglia quella atmosferica: in queste condizioni, l'evaporazione non interessa solo le molecole sulla superficie del liquido, ma anche quelle al suo interno. Si formano «bolle» di vapore che vanno verso l'alto.



Fonte: internet

# Punto di Ebollizione

- Un liquido entra in ebollizione quando la pressione di vapore è uguale alla pressione esterna.
- **Punto di ebollizione normale: temperatura alla quale avviene l'ebollizione del liquido alla pressione di 1 atm.**

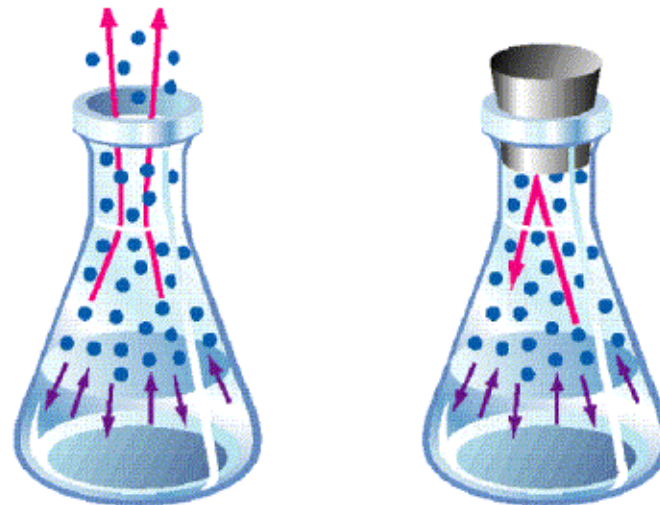


**Il Punto di Ebollizione aumenta all'aumentare della pressione.**  
(es. autoclave e pentola a pressione)

- Punto di Ebollizione Normale:
- pressione = 1 atm = 101.3 kPascal

# Differenza tra evaporazione ed ebollizione

- Evaporazione: le molecole sfuggono dalla superficie
- Ebollizione: il vapore si forma anche all'interno del liquido



Temperature (°C)	Pressure (mmHg)
0	4.6
5	6.5
10	9.2
15	12.8
20	17.5
21	18.7
22	19.8
23	21.1
24	22.4
25	23.8
26	25.2
27	26.7
28	28.3
29	30.0
30	31.8
40	55.3
50	92.5
60	149.4
70	233.7
80	355.1
90	525.8
100	760.0