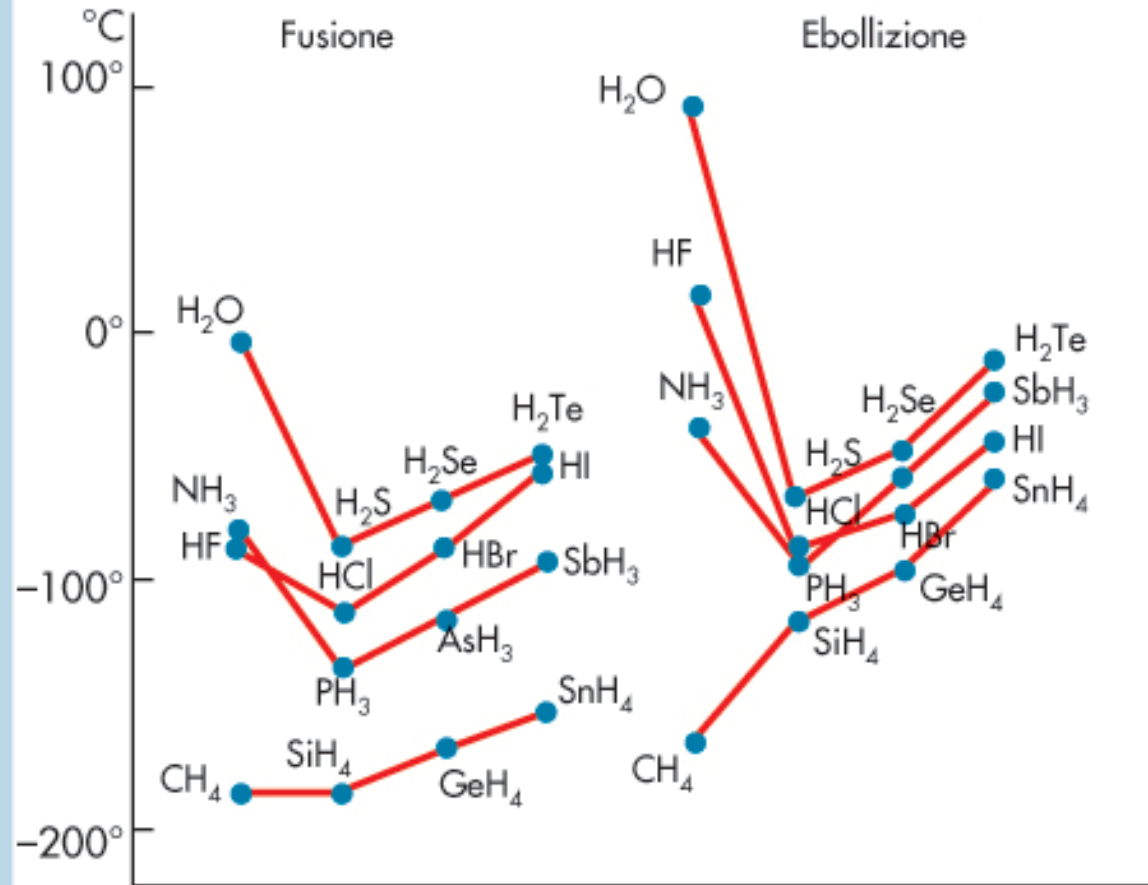




Legame a idrogeno

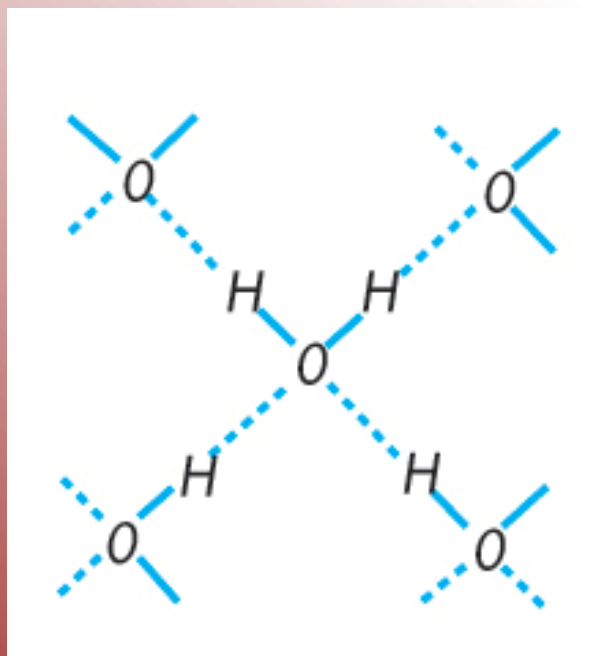
Temperature di fusione e di ebollizione (ad 1 atm) per alcune serie di idruri covalenti





SAPIENZA
UNIVERSITÀ DI ROMA

Legami a idrogeno tra molecole d'acqua nel ghiaccio

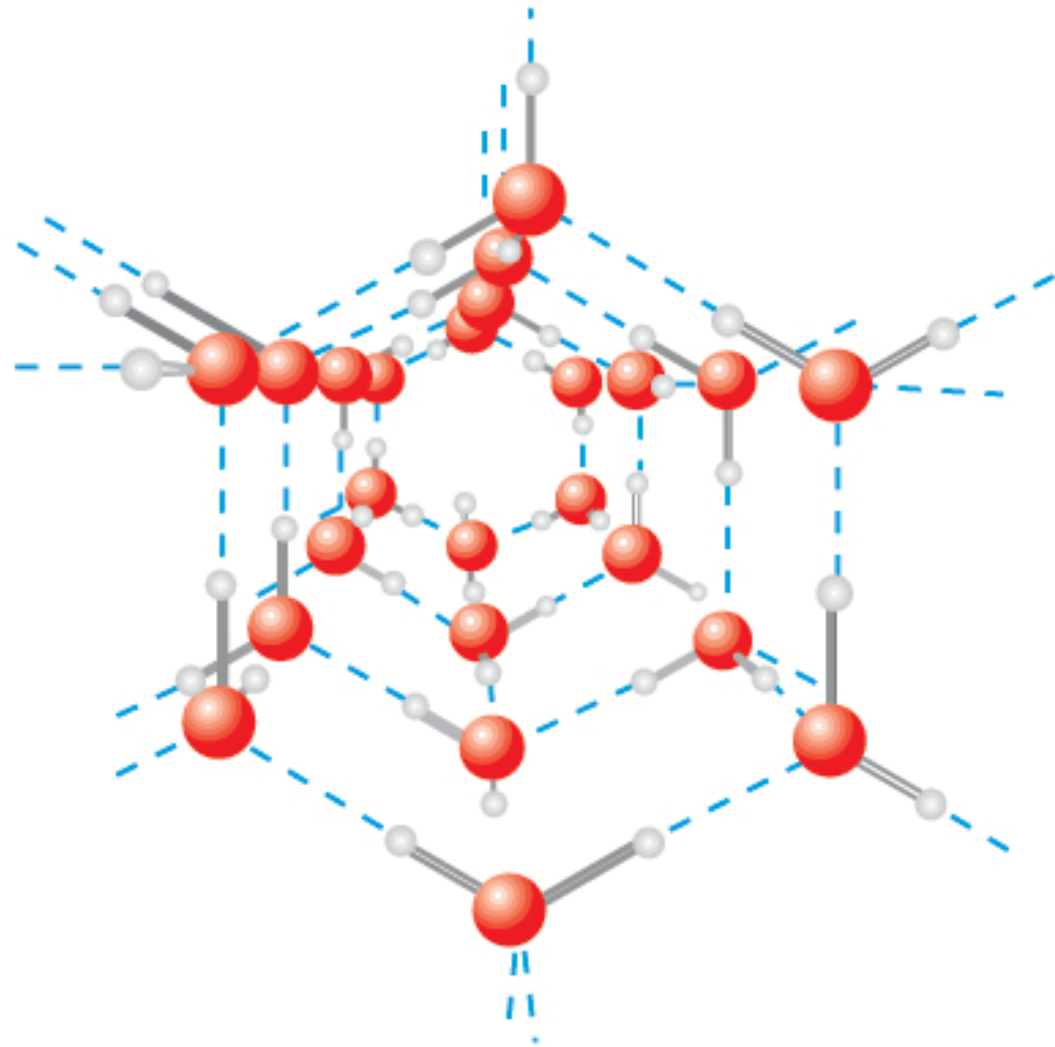
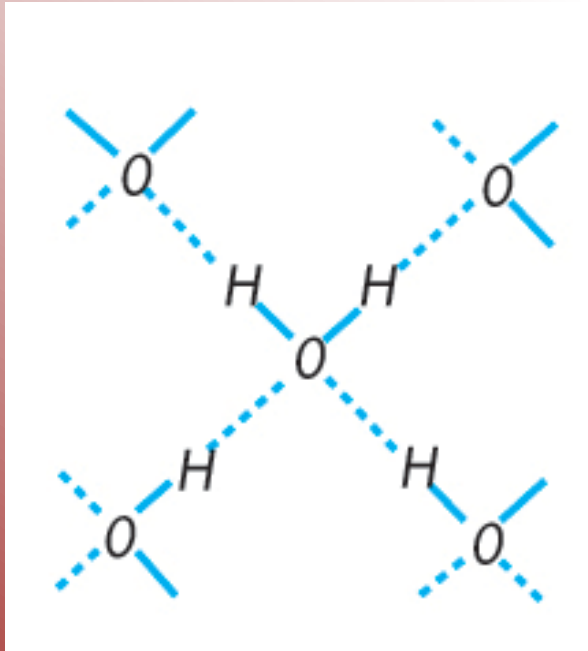




SAPIENZA
UNIVERSITÀ DI ROMA

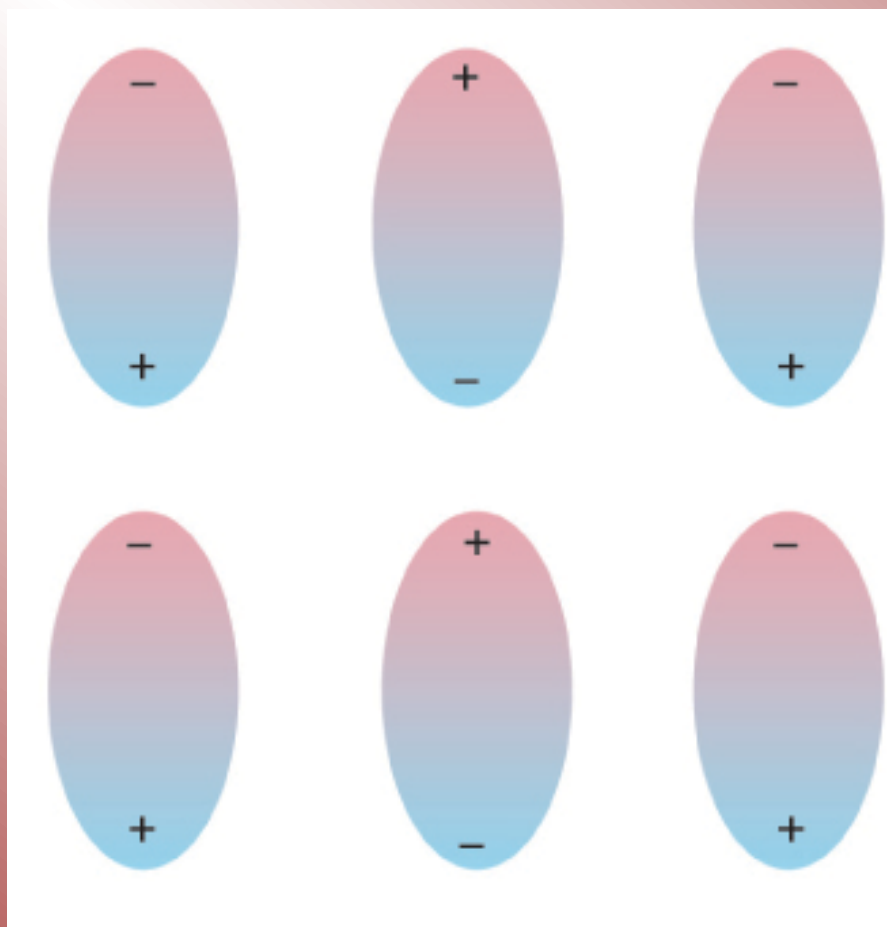
Struttura cristallina del ghiaccio

**Legami a idrogeno tra
molecole d'acqua nel
ghiaccio**



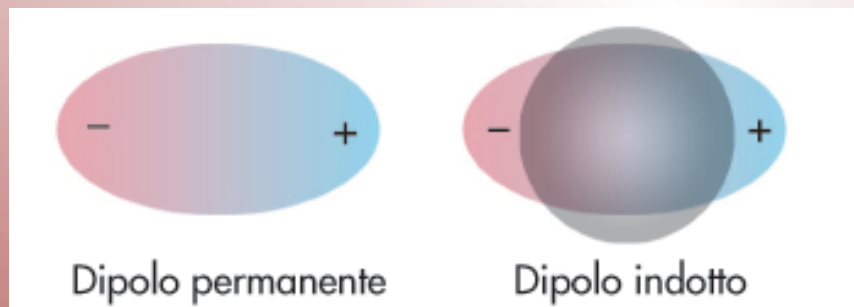


Interazione dipolo permanente-dipolo permanente





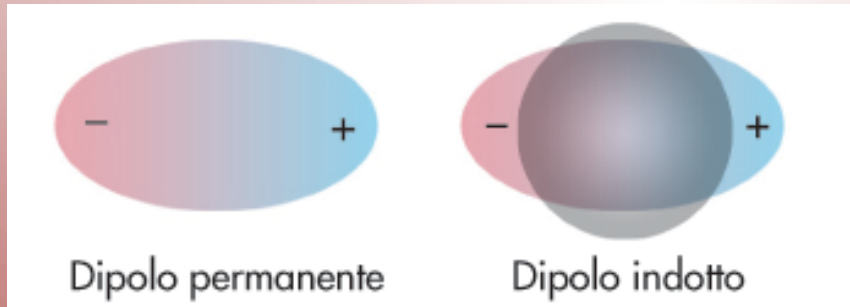
Interazione dipolo permanente-dipolo indotto





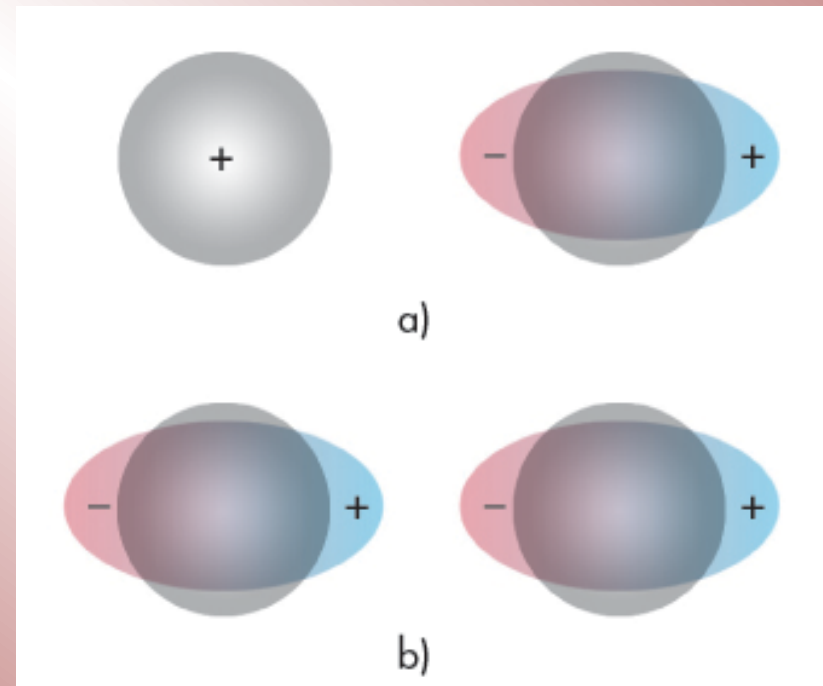
Forze di van der Waals

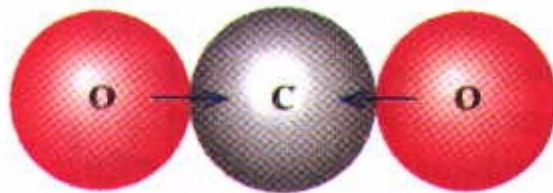
Interazione dipolo permanente-dipolo indotto



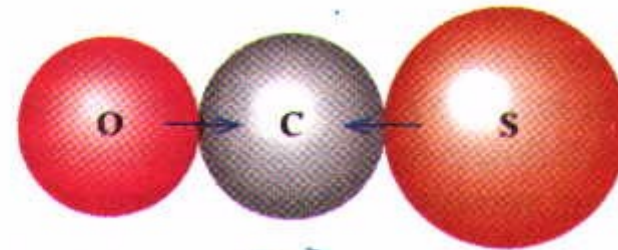
Interazione dipolo istantaneo-dipolo indotto:

- a) lo spostamento della carica produce un dipolo istantaneo,**
- b) il dipolo istantaneo di sinistra produce un dipolo indotto nella molecola di destra**

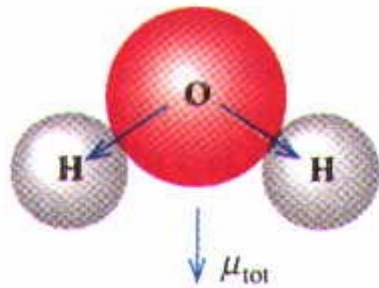




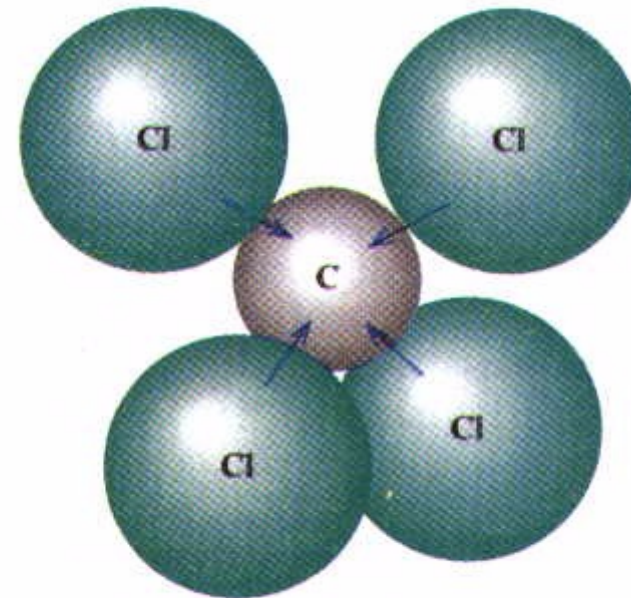
(a)



(b)



(c)



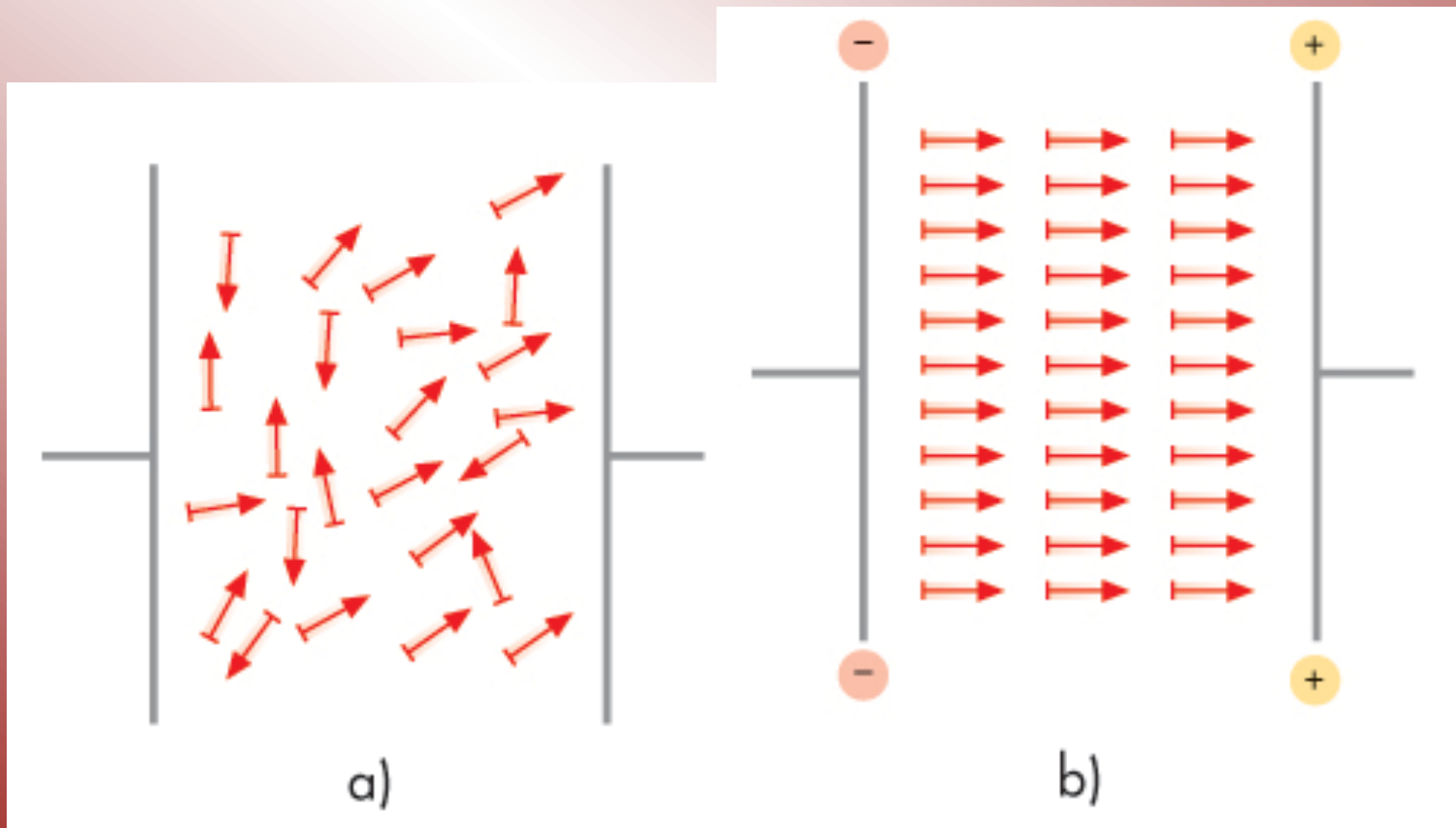
(d)

$\mu_{\text{tot}} = 0$



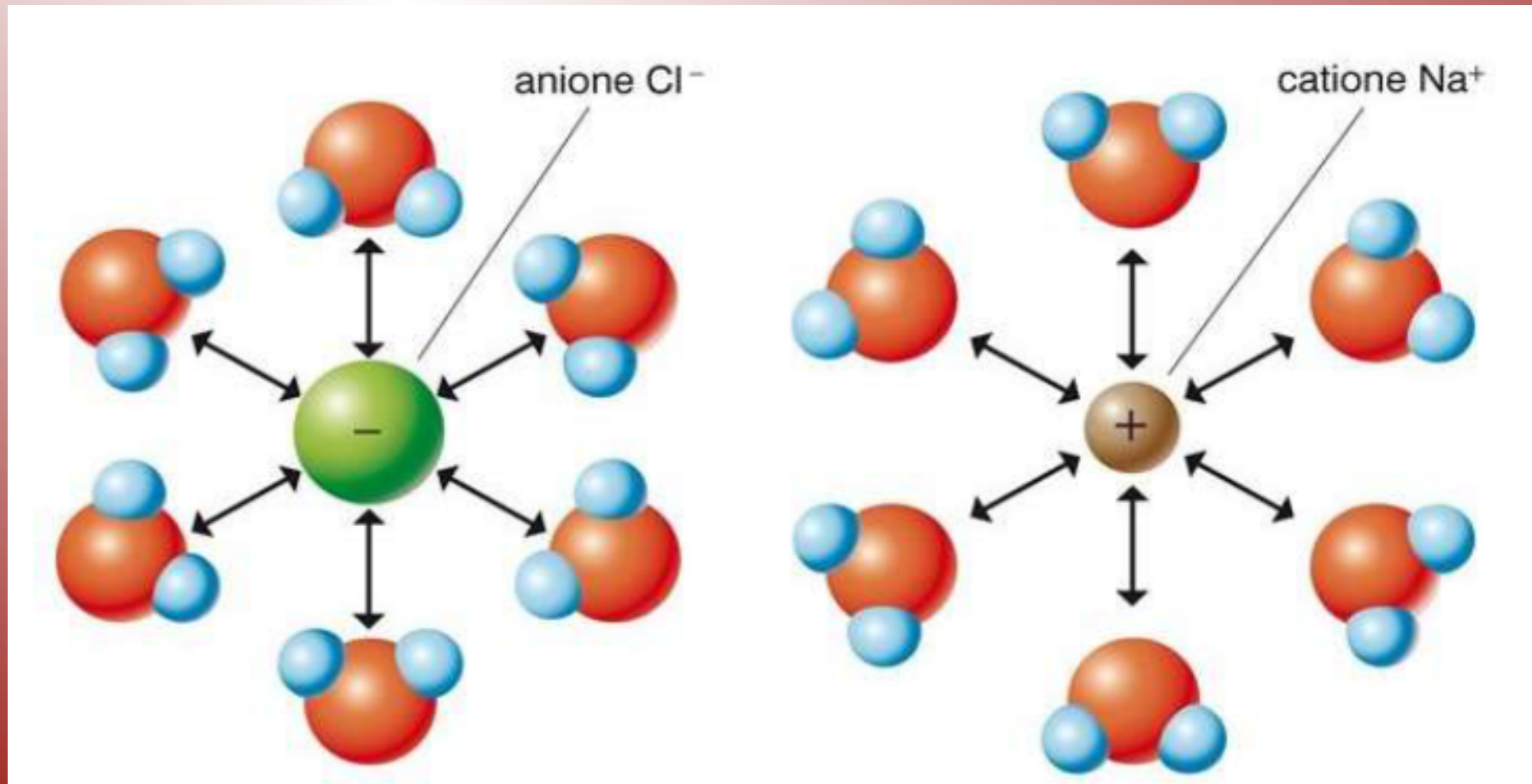
Comportamento dei dipoli elettrici:

- in assenza di campo elettrico,
- in presenza del campo elettrico generato da un condensatore piano





Interazioni Ione-Dipolo permanente



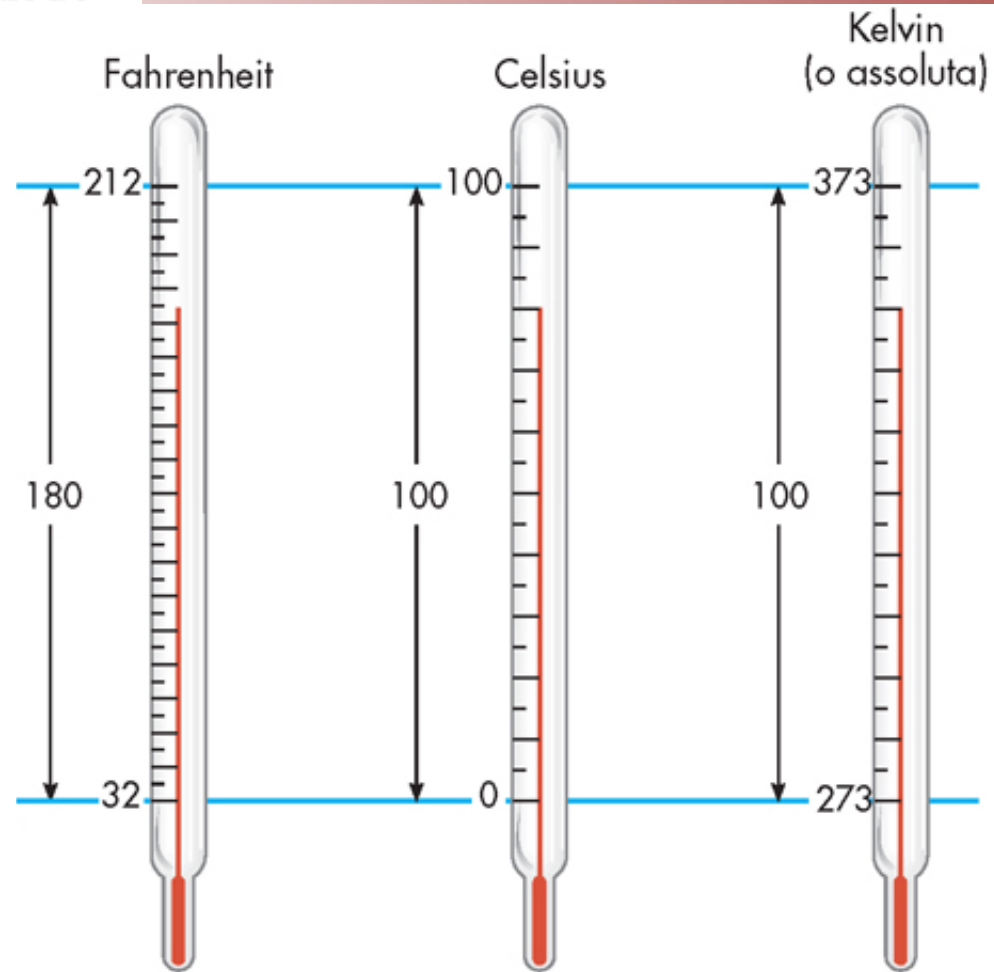


Figura 7.1

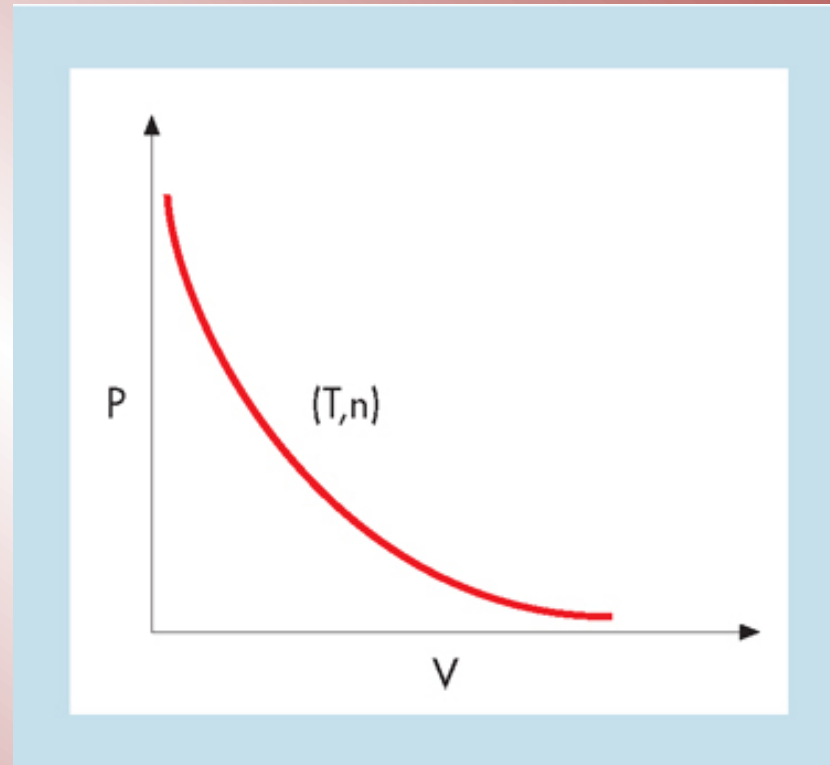
Confronto tra le scale di temperatura Fahrenheit, Celsius e Kelvin. Il riferimento o punto di partenza per la scala Kelvin è lo zero assoluto ($0 \text{ K} = -273,15^\circ\text{C}$), la più bassa temperatura possibile come è stato dimostrato teoricamente. Si noti che l'abbreviazione K per l'unità Kelvin è usata senza il segno di grado ($^\circ$). Si noti anche che $1^\circ\text{C} = 1 \text{ K} = \left(\frac{9}{5}\right)^\circ\text{F}$.



SAPIENZA
UNIVERSITÀ DI ROMA

Legge di Boyle:
a $T = \text{cost}$ $P \cdot V = \text{cost}$

$$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f = \text{cost}$$



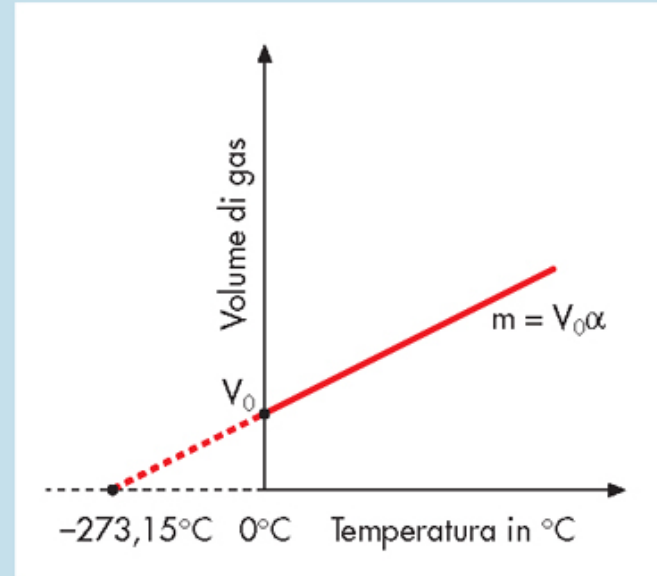


SAPIENZA
UNIVERSITÀ DI ROMA

1^a Legge di Charles-Gay Lussac

a **$P = \text{cost}$** il volume di una massa di qualsiasi gas aumenta (o diminuisce) di $1/273,15$ del suo valore iniziale, V_0 , a causa dell' aumento (o della diminuzione) di un grado ($^{\circ}\text{C}$ o K) di temperatura

$$V_t = V_0 \cdot (1 + \alpha t) = V_0 + V_0 \alpha t$$





1^ Legge di Charles-Gay Lussac

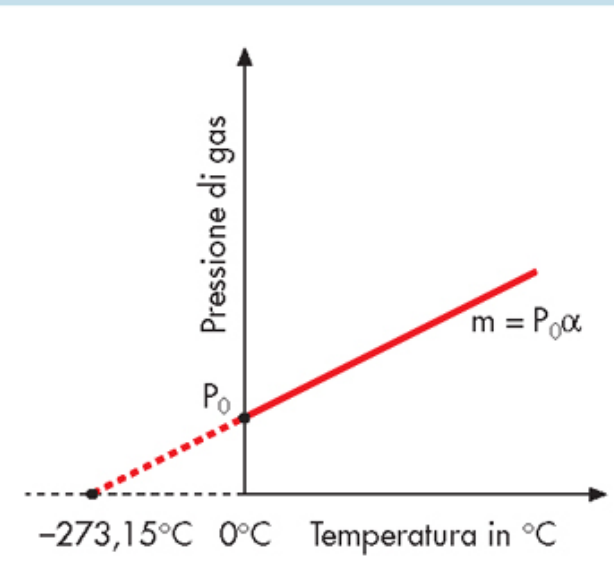
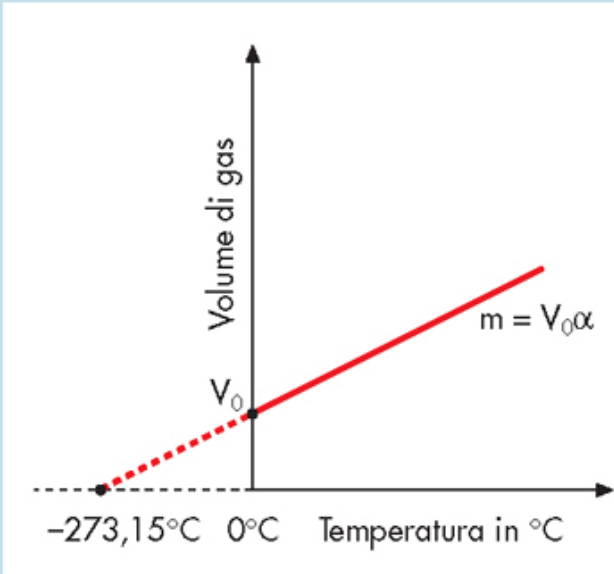
a **$P = \text{cost}$** il volume di una massa di qualsiasi gas aumenta (o diminuisce) di $1/273,15$ del suo valore iniziale, V_0 , a causa dell' aumento (o della diminuzione) di un grado ($^{\circ}\text{C}$ o K) di temperatura

$$V_t = V_0 \cdot (1 + \alpha t) = V_0 + V_0 \alpha t$$

2^ Legge di Charles-Gay Lussac

a **$V = \text{cost}$** la pressione esercitata da una massa di qualsiasi gas aumenta (o diminuisce) di $1/273,15$ del suo valore iniziale, P_0 , a causa dell' aumento (o della diminuzione) di un grado ($^{\circ}\text{C}$ o K) di temperatura

$$P_t = P_0 \cdot (1 + \alpha t) = P_0 + P_0 \alpha t$$





SAPIENZA
UNIVERSITÀ DI ROMA

Riassumendo:

$$V_t = V_0 \cdot (1+t/273,15)$$

$$P_t = P_0 \cdot (1+t/273,15)$$



Riassumendo:

$$V_t = V_0 \cdot (1+t/273,15) = V_0 \cdot [(273,15+t)/273,15]$$

$$P_t = P_0 \cdot (1+t/273,15) = P_0 \cdot [(273,15+t)/273,15]$$



Riassumendo:

$$V_t = V_0 \cdot (1 + t/273,15) = V_0 \cdot [(273,15 + t)/273,15]$$

$$P_t = P_0 \cdot (1 + t/273,15) = P_0 \cdot [(273,15 + t)/273,15]$$

ricordando che: $T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273,15$



Riassumendo:

$$V_t = V_0 \cdot (1 + t/273,15) = V_0 \cdot [(273,15 + t)/273,15]$$

$$P_t = P_0 \cdot (1 + t/273,15) = P_0 \cdot [(273,15 + t)/273,15]$$

ricordando che: $T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273,15$

si ottiene:

$$V_t = V_0 \cdot (T/T_0)$$

$$P_t = P_0 \cdot (T/T_0)$$



Riassumendo:

$$V_t = V_0 \cdot (1 + t/273,15) = V_0 \cdot [(273,15 + t)/273,15]$$

$$P_t = P_0 \cdot (1 + t/273,15) = P_0 \cdot [(273,15 + t)/273,15]$$

ricordando che: $T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273,15$

si ottiene:

$$V_t = V_0 \cdot (T/T_0)$$

$$P_t = P_0 \cdot (T/T_0)$$



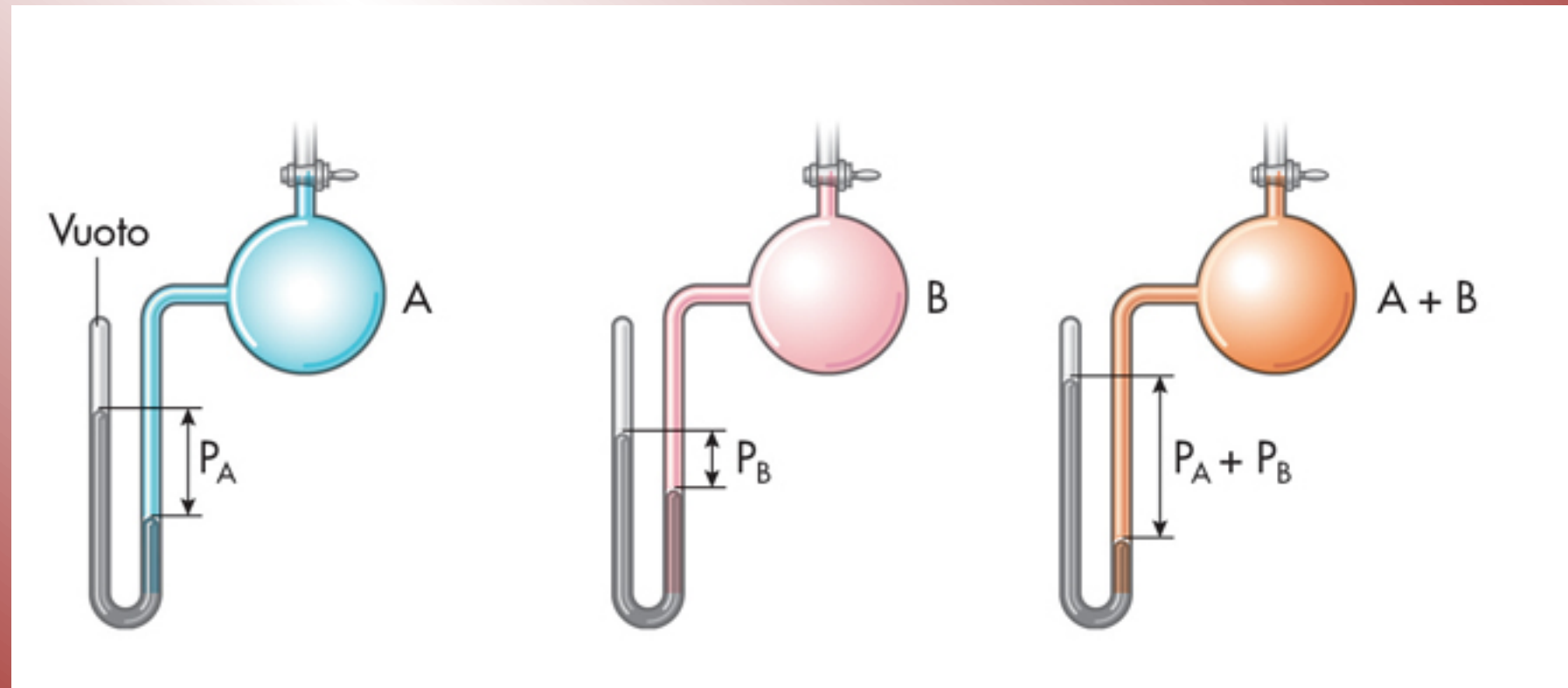
da cui:

$$V_t/V_0 = T/T_0$$

$$P_t/P_0 = T/T_0$$



Miscela di gas ideali. Legge di Dalton

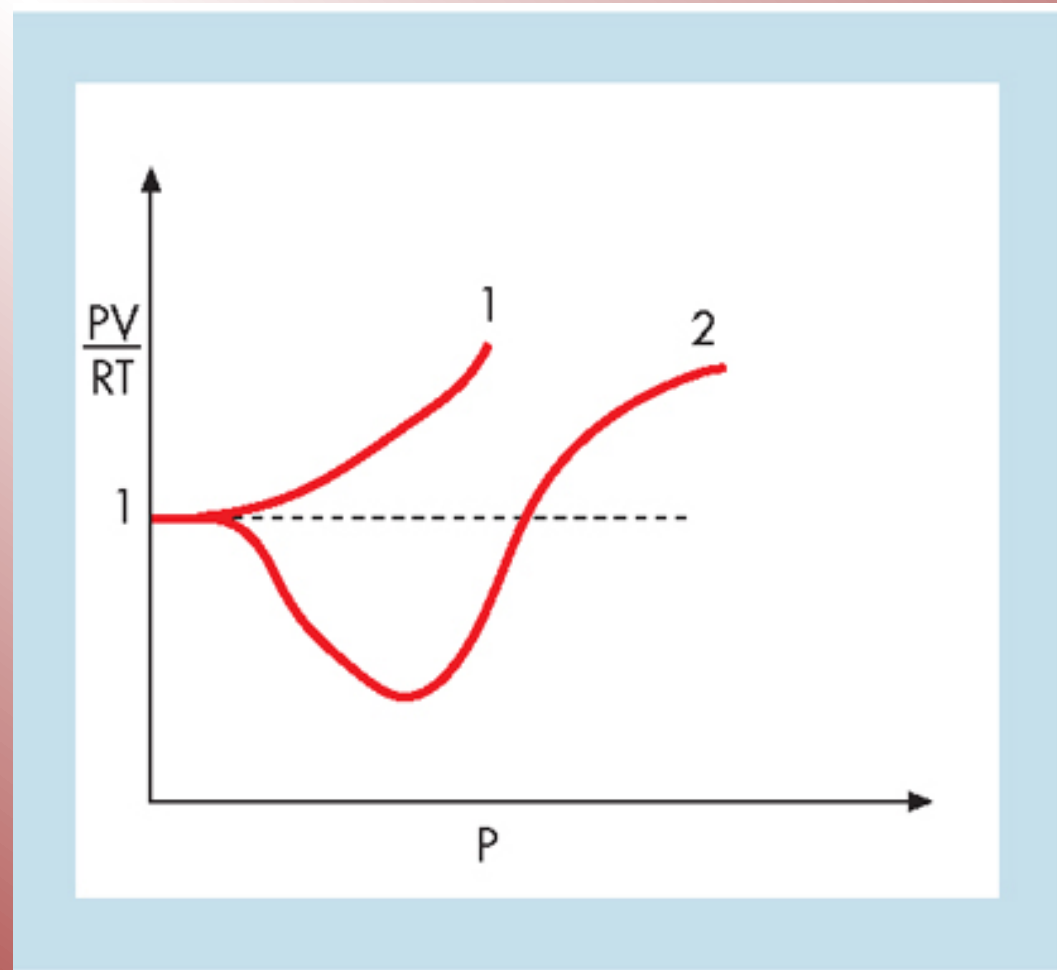




Gas reali

Gas reali e dipendenza dalla pressione

↓ P, T ↑





SAPIENZA
UNIVERSITÀ DI ROMA

Gas reali

$$\left(p + \frac{a \cdot n^2}{V^2}\right)(V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$$

p	-	pressure
V	-	volume
T	-	temperature
R	-	gas constant
a, b	-	specific constants for each gas

I due parametri a sinistra nell'equazione sono un'assoluta novità; b è il covolume, ossia il volume occupato dalle molecole o dagli atomi in fase gassosa, che bisogna sottrarre al volume totale del recipiente per avere il volume libero a disposizione delle molecole in movimento. van der Waals pone questo valore pari a 4 volte il volume delle molecole come tali; si tratta, come nota Maxwell, di una idea che in qualche modo ha basi empiriche; oggi diremmo che le molecole non sono oggetti rigidi come li immaginiamo a volte.

Per esempio, il valore oggi accettato per il covolume dell'acqua è $30\text{cm}^3/\text{mole}$, mentre il volume molare dell'acqua liquida è solo $18\text{cm}^3/\text{mole}$; le molecole allo stato liquido sono "comprese" rispetto allo stato gassoso: le molecole e gli atomi sono oggetti soffici, non sfere dure.

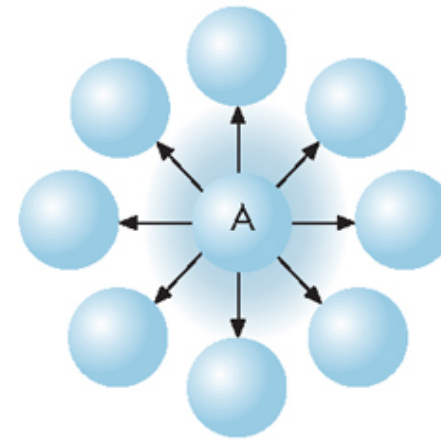
Ma la parte più interessante è l'altro parametro; che esprime di quanto dobbiamo aumentare numericamente la pressione del gas per rispettare un comportamento ideale. Questo equivale a dire che fra di esse si esercita una sorta di pressione negativa, una pressione interna, direbbe oggi la teoria cinetica, che si oppone alla pressione traslazionale o mozionale (come la chiamano alcuni), che riduce la pressione che il gas esercita sulle pareti esterne. Ci sono dunque delle forze agenti fra le molecole che, pur incapaci di tenerle insieme quando sono allo stato gassoso, ne riducono le capacità di muoversi, ne riducono la pressione esercitata; c'è fra di loro una forza di attrazione come fra i pianeti del sistema solare e il Sole.



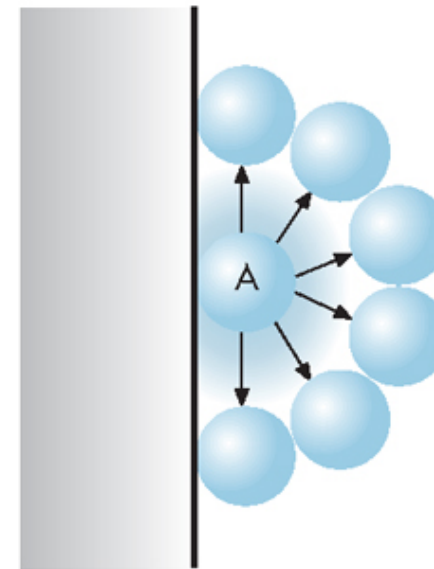
Gas reali

Forze intermolecolari di un gas reale

- a) all'interno della massa gassosa**
- b) quando una molecola urta la parete di un recipiente**



a)



b)

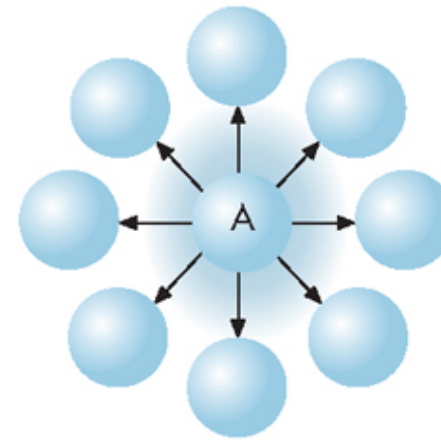
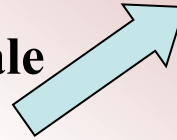


Gas reali

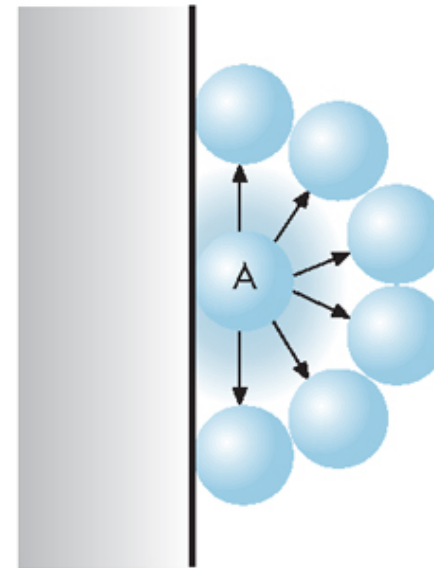
Forze intermolecolari di un gas reale

a) all'interno della massa gassosa

b) quando una molecola urta la parete di un recipiente



a)



b)

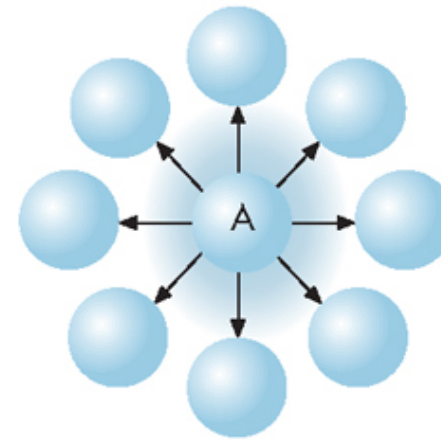
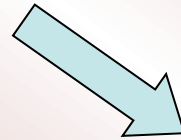


Gas reali

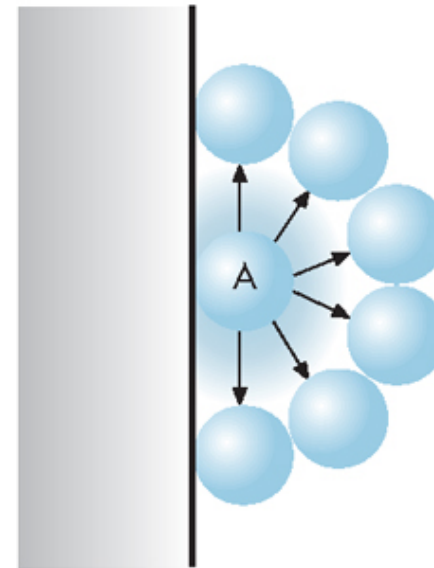
Forze intermolecolari di un gas reale

a) all'interno della massa gassosa

b) quando una molecola urta la parete di un recipiente



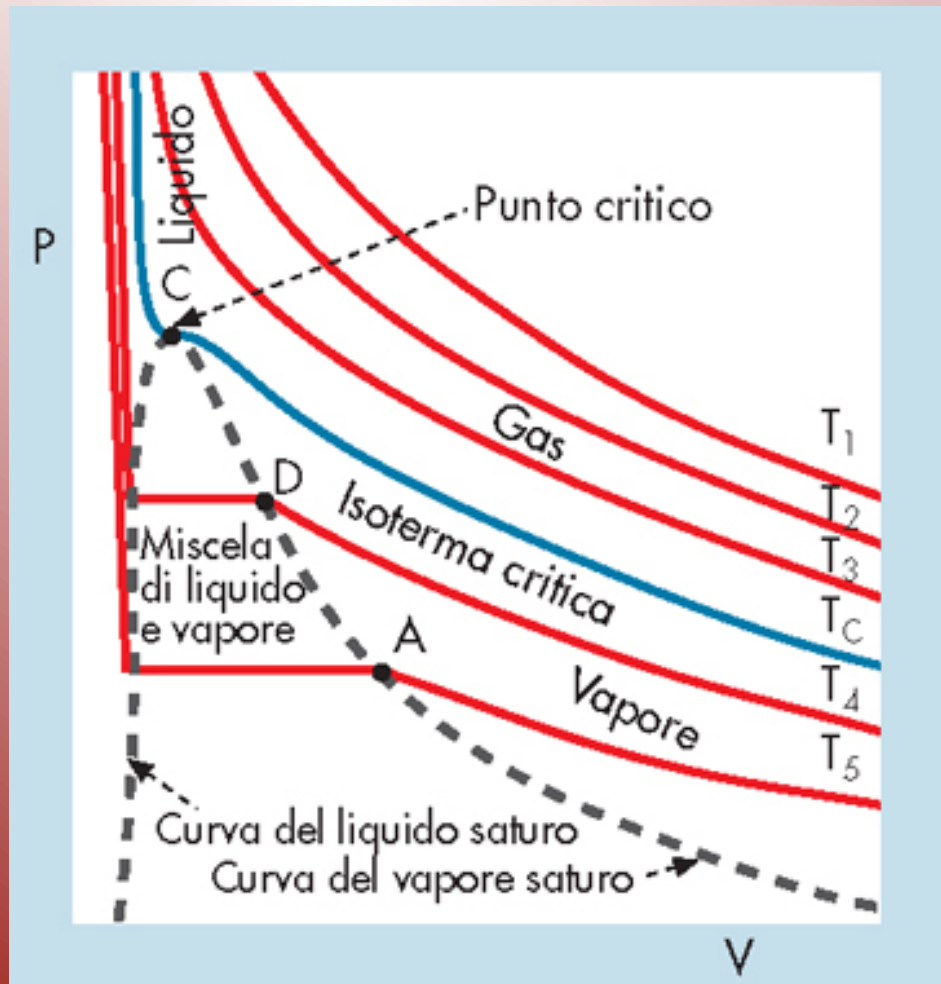
a)



b)

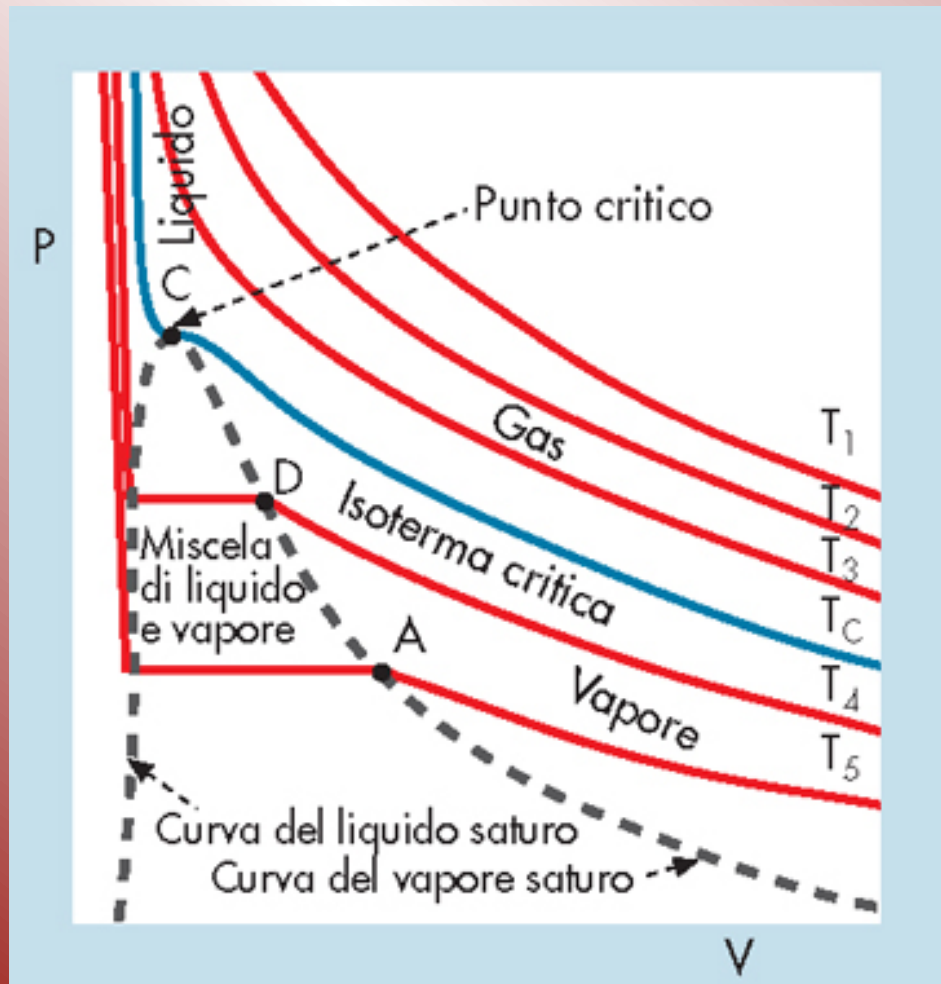


Liquefazione dei gas. Diagrammi di Andrews di CO₂





Liquefazione dei gas. Diagrammi di Andrews di CO₂



$$T_1 > T_2 > T_3 > T_C > T_4 > T_5$$

Gas

Vapore