

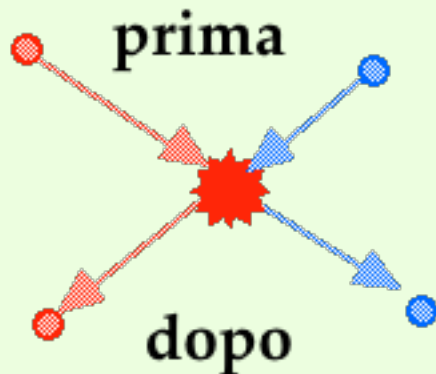
# STATO GASSOSO

- GAS PERFETTI
- GAS REALI

Lucidi del Prof. D. Scannicchio

# GAS PERFETTI

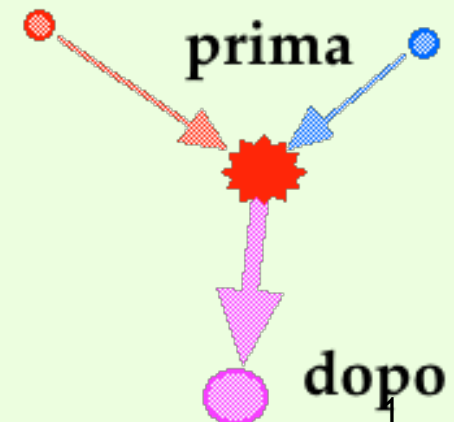
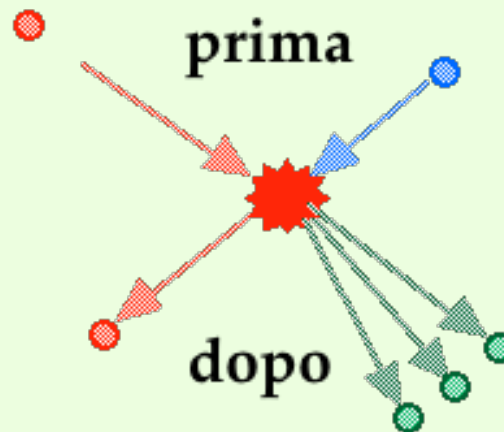
- **molecole puntiformi**  (volume proprio nullo)
- **urti elastici** (stesse particelle prima e dopo l'urto)



parametri termodinamici :  $p, V, t$

*(sistema termodinamico semplice)*

- **urti non elastici**  
(anelastici)



# GAS PERFETTI

## LEGGI dei GAS PERFETTI

legge di Boyle :

$$t = \text{costante} \quad pV = \text{costante}$$

I<sup>a</sup> legge di Gay-Lussac:

$$p = \text{costante} \quad V_t = V_o(1 + \alpha t)$$

II<sup>a</sup> legge di Gay-Lussac:

$$V = \text{costante} \quad p_t = p_o(1 + \beta t)$$

$$\alpha = \beta = \frac{1}{273^\circ}$$

legge di Avogadro : gas 1 e gas 2

$$V_1 = V_2, \quad p_1 = p_2, \quad t_1 = t_2 \longrightarrow N_1 = N_2$$

# GAS PERFETTI

condizioni iniziali

$p_0$     $V_0$     $0^\circ\text{C}$

dopo un'isoterma

$p'$     $V$     $0^\circ\text{C}$

$$p_0 V_0 = p' V$$

dopo un'isocora  
(condizioni finali)

$p$     $V$     $t^\circ\text{C}$

$$p = p' (1 + \alpha t)$$

$$pV = p_0 V_0 (1 + \alpha t)$$

equazione di stato dei gas perfetti

# GAS PERFETTI

- legge di Avogadro : **grammomolecola (mole)**

$$n = 1 \text{ mole} \longrightarrow N_0 = 6.02 \cdot 10^{23} \text{ molecole}$$

- u.m.a.  $^{12}\text{C} \longrightarrow 12.000 \text{ u.m.a.}$

MOLE:

una quantità di sostanza è pari a una mole quando contiene un numero di particelle uguale al numero di Avogadro.

In 12 g di carbonio ci sono  $N_0$  molecole.



la quantità di una sostanza costituita da un numero di grammi pari al peso molecolare (in u.m.a.) della sostanza stessa; così, essendo 4 il peso molecolare dell'elio, 4 g di elio ne costituiscono la grammo-molecola.

## GAS PERFETTI

- legge di Avogadro : **grammomolecola (mole)**  
 $n = 1 \text{ mole} \longrightarrow N_0 = 6.02 \cdot 10^{23} \text{ molecole}$
- u.m.a.  $^{12}\text{C} \longrightarrow 12.000 \text{ u.m.a.}$
- $p_0 = 1 \text{ atm} \longrightarrow V_0 (1 \text{ mole}) = 22.41 \text{ litri}$
- **NTP = condizioni normali di temperatura e pressione (1 atmosfera, 0°C)**

# GAS PERFETTI

- temperatura assoluta

$$T = t (^{\circ}\text{C}) + 273^{\circ}$$

$$V = V_0 \left(1 + \frac{t}{273^{\circ}}\right)$$

$$t = -273^{\circ}\text{C} \rightarrow V = 0$$

$$t < -273^{\circ}\text{C} \rightarrow V < 0 \text{ non reale}$$

$$t = -273^{\circ}\text{C}$$

**limite in natura**

T

$$pV = p_0 V_0 (1 + \alpha t) \rightarrow pV = p_0 V_0 \frac{273^{\circ} + t}{273^{\circ}}$$

## GAS PERFETTI

$$pV = \frac{p_0 V_0}{273^\circ} T = n R T$$

$$n = n^\circ \text{ moli}$$

**R** = costante dei gas perfetti

↓  
n = 1 mole

$$\begin{aligned} R &= \frac{p_0 V_0}{273^\circ} = \frac{1 \text{ atm } 22.4 \text{ l}}{273 \text{ K mole}} = \frac{0.082 \text{ l atm}}{\text{K mole}} = \\ &= \frac{10^5 \text{ Pa } 22.4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{273 \text{ K mole}} = \frac{8.325 \text{ J}}{\text{K mole}} \end{aligned}$$



In una espansione adiabatica, cioè senza scambio di calore con l'esterno (sistema isolato,  $Q=0$ ), di un gas perfetto dallo stato  $i$  allo stato  $f$  (vedi fig.1) la temperatura del gas diminuisce.

Allo stesso modo in una compressione adiabatica dallo stato  $f$  allo stato  $i$  la temperatura del gas aumenta.

In generale la temperatura aumenta o diminuisce a seconda della trasformazione considerata. Ad esempio in una espansione isobara ( $P=\text{cost}$ ) da  $i$  a  $f$  (vedi fig.2) la temperatura aumenta, mentre in una compressione isobara da  $f$  ad  $i$  diminuisce.

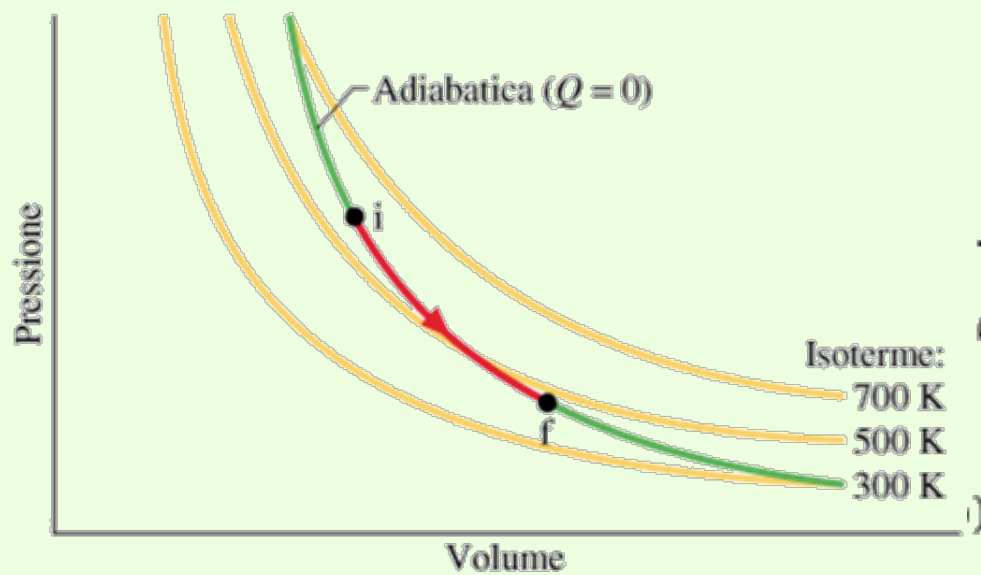


fig.1

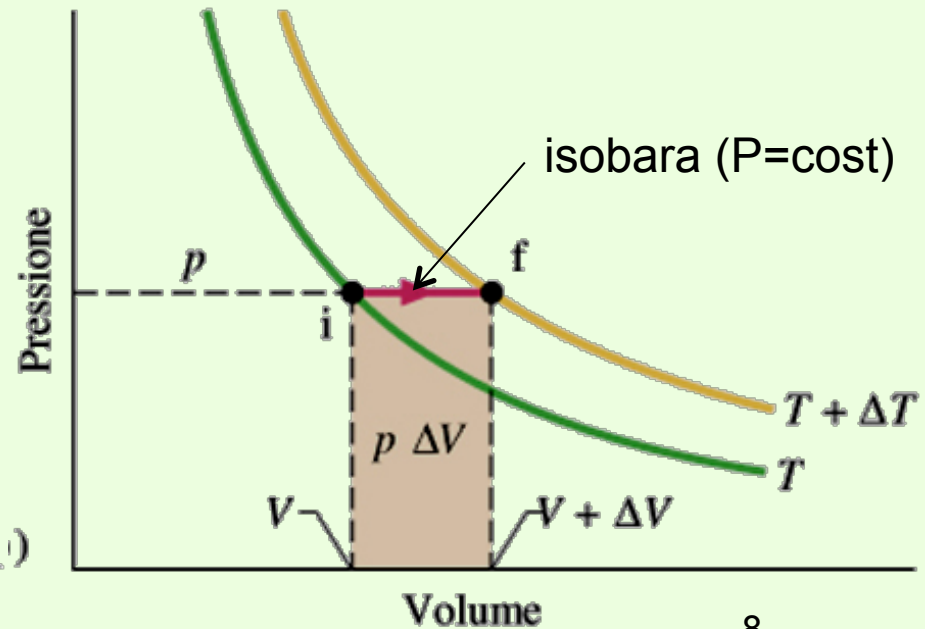


fig.2

## Esercizio

Si raddoppia il volume di quattro moli di un gas perfetto mantenendo la temperatura costante, cosa avverrà alla pressione?

- (a) quadruplichera'
- (b) resterà invariata
- (c) dimezzerà'
- (d) raddoppierà'

# GAS PERFETTI

miscuglio di gas perfetti  $p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$

$$p_1 = \frac{n_1}{V} RT, \quad p_2 = \frac{n_2}{V} RT, \quad p_3 = \frac{n_3}{V} RT, \quad \dots\dots\dots$$

legge di Dalton

$$n_{\text{totale}} = n = n_1 + n_2 + n_3 + \dots$$

$$\begin{aligned} p &= p_1 + p_2 + p_3 + \dots = \\ &= \frac{(n_1 + n_2 + n_3 + \dots)}{V} RT = \frac{n}{V} RT \end{aligned}$$



## Esercizio


Si considerino due moli di un gas perfetto alla temperatura  $T$  che occupano il volume  $V$  alla pressione  $P$ . Si aggiungano nello stesso volume ed alla stessa temperatura due moli di un'altra specie di gas perfetto con peso molecolare quattro volte più grande del precedente. La pressione della miscela dei due gas

- (a) quadruplica
- (b) raddoppia
- (c) rimane invariata
- (d) si dimezza

# GAS REALI

- molecole occupano **volume proprio**  $v$
- urti **elastici e non elastici**

gas reale ● condensazione (fase liquida)  
● solidificazione (fase solida)

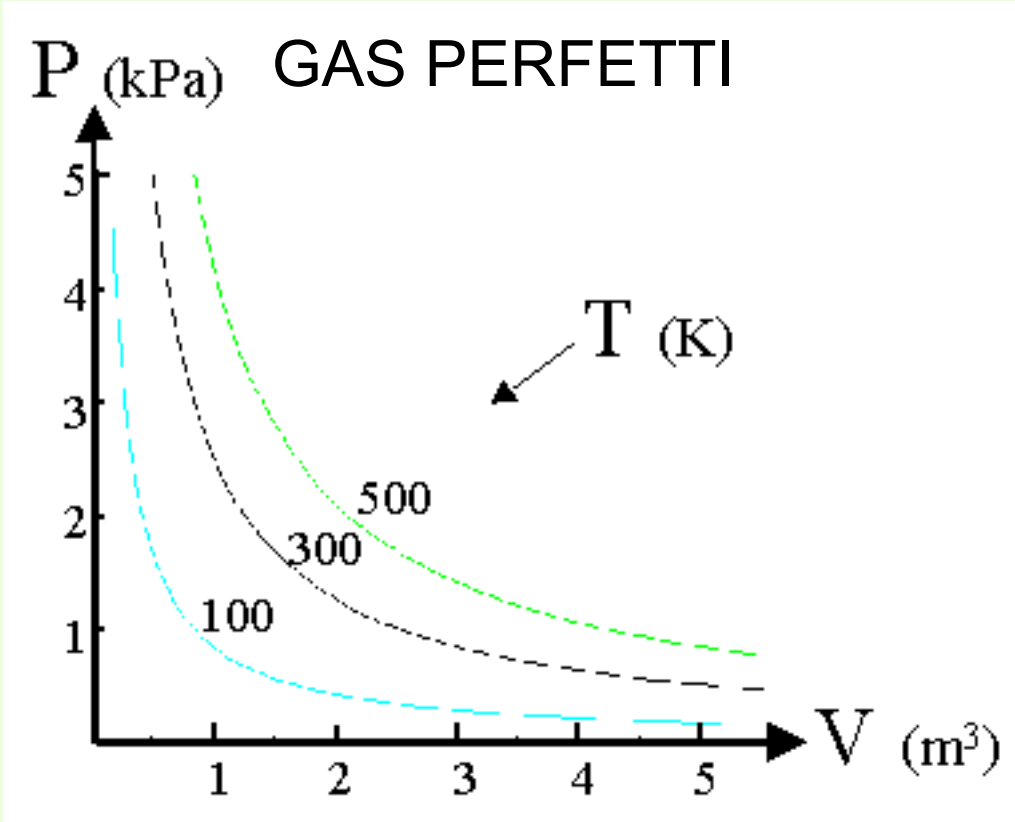
isoterme di un gas reale   $(p, V)$

$T > T_c$  gas **non** può in alcun modo passare alla fase liquida (causa agitazione termica)

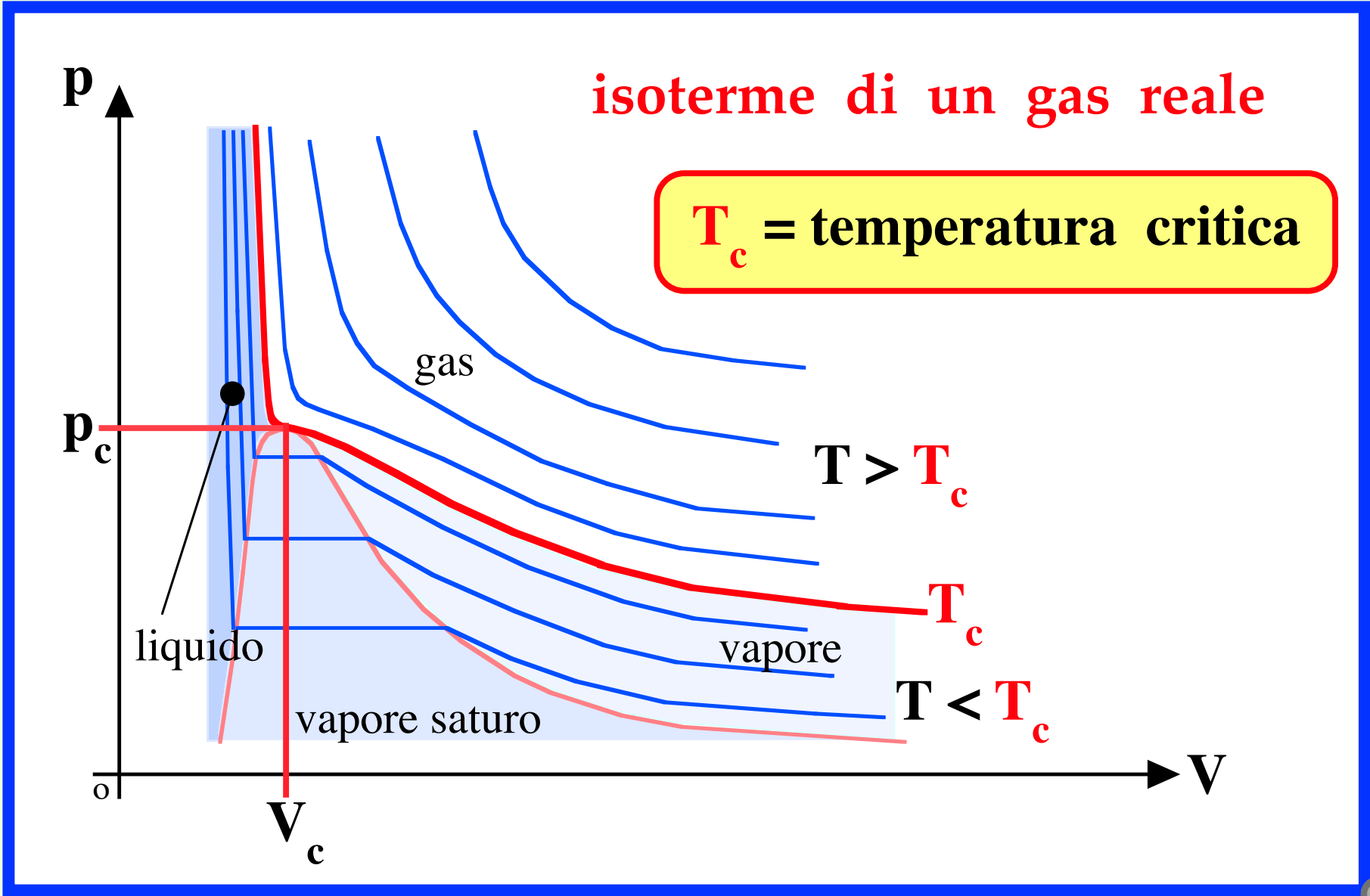
$T_c$  = temperatura critica



# GAS REALI



# GAS REALI



# GAS REALI

equazione di stato dei gas reali  
equazione di Van der Waals

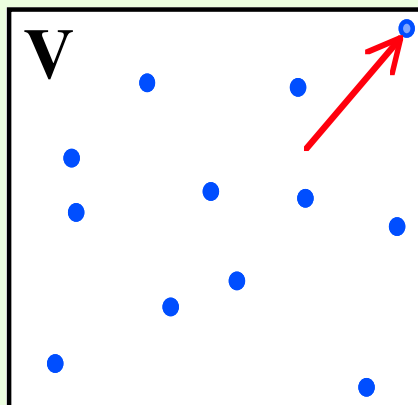
pressione aggiuntiva  
dovuta alle forze  
attrattive fra molecole  
nel gas

$$(V - b_i) \left( p + \frac{a_i}{V^2} \right) = R T \quad n = 1 \text{ mole}$$

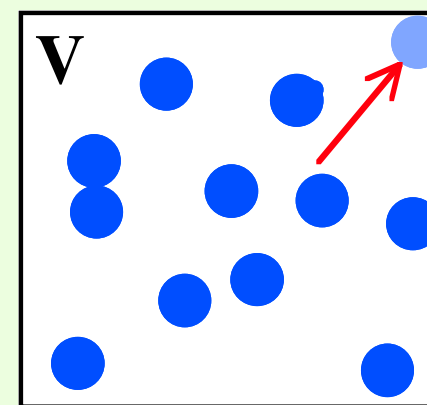
gas i-esimo

covolume  $- b_i$

gas perfetto



gas reale



volume disponibile singola molecola =

$$V - b_i$$



# GAS REALI

gas reale  $\equiv$  gas perfetto quando :

- a) temperatura  $t \gg T_c$
- b) lontano dalle condizioni di condensazione  
(bassa pressione e grandi volumi)

## gas fisiologici e di impiego medico

$T_c$

azoto	N <sub>2</sub>	- 147.1°C
ossigeno	O <sub>2</sub>	- 118.8°C
anidride carbonica	CO <sub>2</sub>	+ 31.3°C
acqua	H <sub>2</sub> O	+374.1°C
protossido d'azoto	N <sub>2</sub> O	+ 39.5°C



# GAS REALI

**ARIA :**

$\text{N}_2, \text{O}_2 \equiv$  gas perfetti a  $t = + 37^\circ\text{C}$

$\text{CO}_2 \approx$  gas perfetto a  $t = + 37^\circ\text{C}$   
(in aria presente in tracce )

$\text{H}_2\text{O}, \text{N}_2\text{O} \equiv$  **gas reali**



# GAS REALI

$\text{N}_2\text{O}$  = gas anestetico in bombole ad alta pressione  
(fase liquida + fase vapore saturo)

