

# *Lezione 6. I Gas*



- *Introduzione al concetto di pressione*
- *Legge di Boyle*
- *Legge di Charles*
- *Legge di Avogadro*
- *Equazione di stato dei gas ideali*
- *Gas reali*

# Lo Stato Gassoso

## **I gas:**

- *Non hanno forma e volume proprio*
- *Posso mescolarsi in tutti i rapporti*
- *possiedono bassa densità*
- *Hanno elevata comprimibilità*



**Il comportamento fisico dei gas  
è determinato da quattro grandezze:**

- *La quantità di materia*
- *Il volume*
- **La pressione**
- *La temperatura*

**Studio delle proprietà  
macroscopiche dei gas attraverso  
semplici leggi naturali**

# ***Il Concetto di Pressione***

***Pressione = forza per unità di area***

$$***P = F/A***$$

$$***F = g \times m***$$

***g = accelerazione di gravità = 9.80665 m/s<sup>2</sup>***

***m = massa (Kg)***

*I due cilindri hanno **stessa massa**,  
quindi esercitano la **stessa forza***

*Poiché occupano **aree diverse**,  
esercitano **pressioni diverse***

# Pressione dei Liquidi

*è indipendente da forma e volume dei recipienti*

***g*** = accelerazione di gravità = 9.80665 m/s<sup>2</sup>

***h*** = altezza della colonna di liquido (m)

***d*** = densità del liquido (kg/m<sup>3</sup>) = m/V

***V*** = volume del cilindro = h x A

$$P = \frac{F}{A} = \frac{g \times m}{A} = \frac{g \times V \times d}{A} = \frac{g \times h \times \cancel{A} \times d}{\cancel{A}} = g \times h \times d$$

# Pressione Barometrica

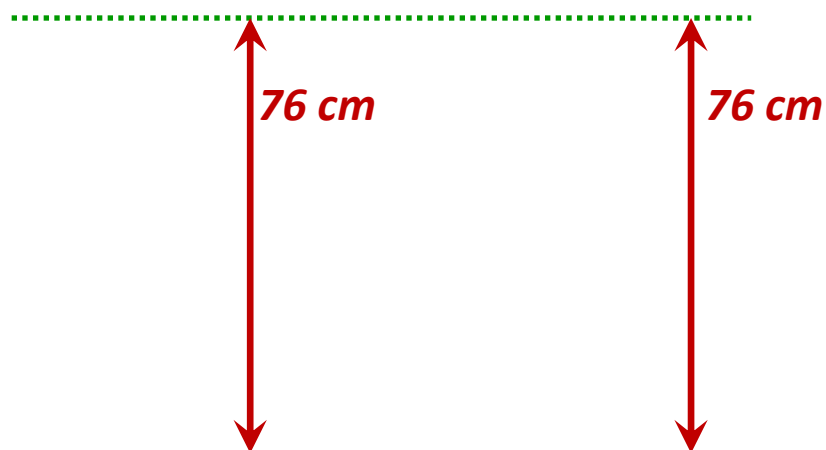
*Esperimento di Torricelli*

*Aperta*

*Chiusa*

*Chiusa*

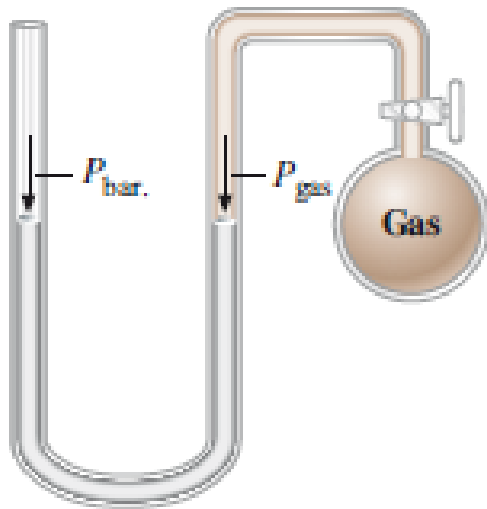
*Chiusa*



$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} \approx 760 \text{ Torr}$$

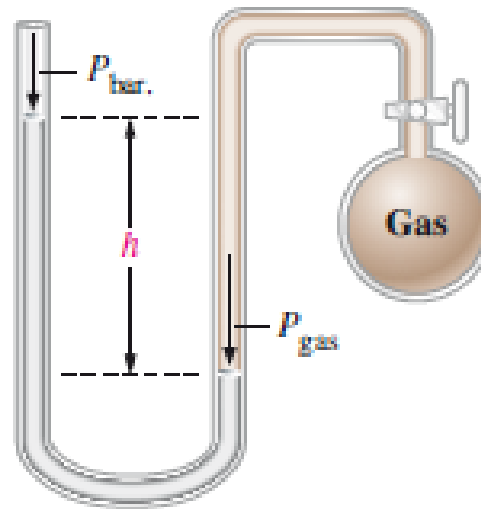
# Misura della Pressione

**Manometro:** misura della pressione di un gas per confronto con la pressione atmosferica



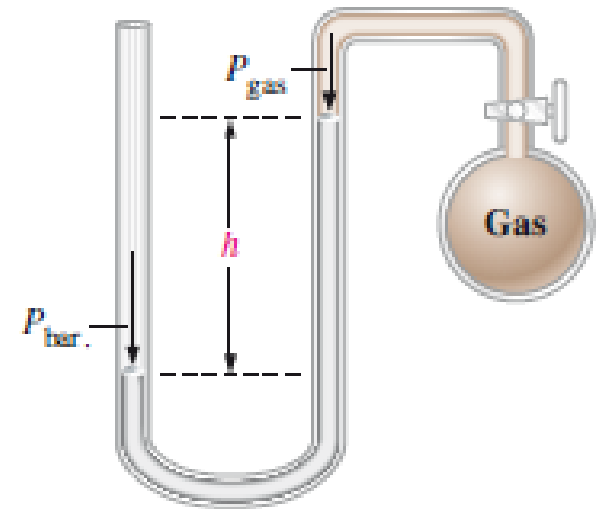
$$P_{gas} = P_{bar.}$$

(a) La pressione del gas è uguale alla pressione barometrica.



$$P_{gas} = P_{bar.} + \Delta P$$
$$(\Delta P = g \times h \times d > 0)$$

(b) La pressione del gas è maggiore della pressione barometrica.



$$P_{gas} = P_{bar.} + \Delta P$$
$$(\Delta P = -g \times h \times d < 0)$$

(c) La pressione del gas è minore della pressione barometrica.

# ***Misura della Pressione***

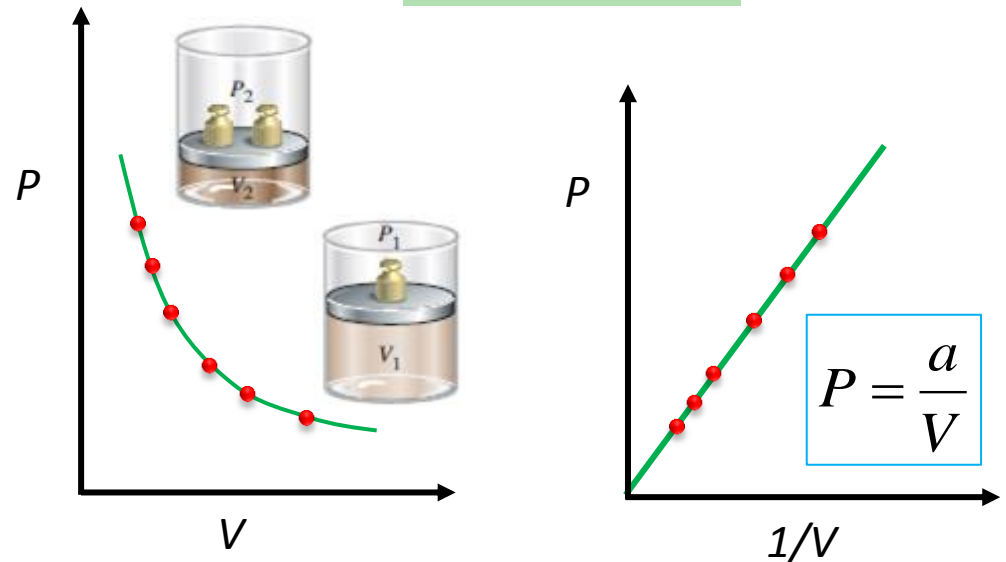
*Unità di Misura*

# Legge di Boyle

Relazione tra pressione e volume di un gas

**Per una data quantità di gas, se la temperatura è costante, la pressione è inversamente proporzionale al volume**

$$PV = a \quad (a = \text{costante})$$



**R. Boyle**  
(1627-1691)

*in una trasformazione  
isoterma:*

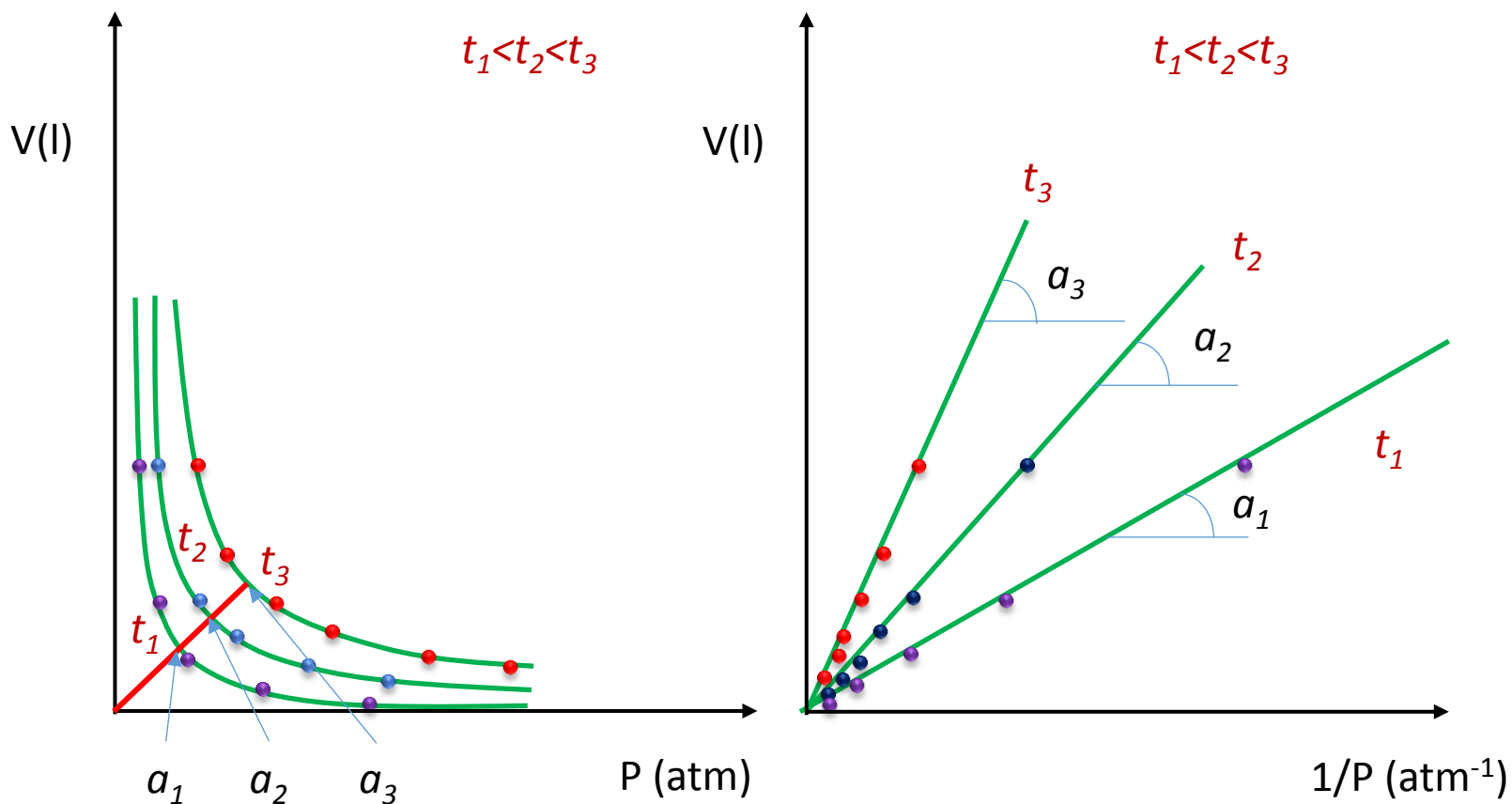
$$P_i V_i = P_f V_f$$

*(n costante, T costante)*

# Legge di Boyle

*La costante  $a$  dipende dalla temperatura*

$$PV = a$$





**J. A. C. Charles**  
(1746-1823)

# Legge di Charles

*Relazione tra volume e temperatura di un gas*

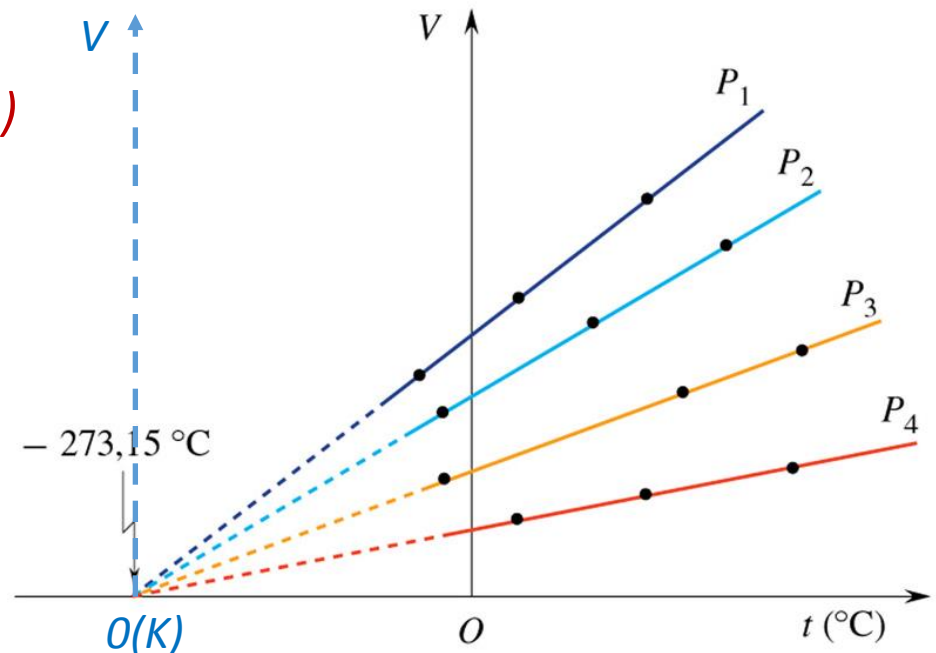
**A pressione costante, il volume di una data quantità di gas è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta**

$$V = bT \quad (b = \text{costante})$$

*corrisponde ad un fascio di rette passanti per il punto ( $V = 0(L)$ ,  $T = 0(K)$ )*

$$T(K) = t(^{\circ}C) + 273.15$$

*b dipende dalla quantità di gas e dalla pressione, ma **non** dal tipo di gas*





# Legge di Charles

Relazione tra volume e temperatura di un gas

**A pressione costante, il volume di una data quantità di gas è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta**

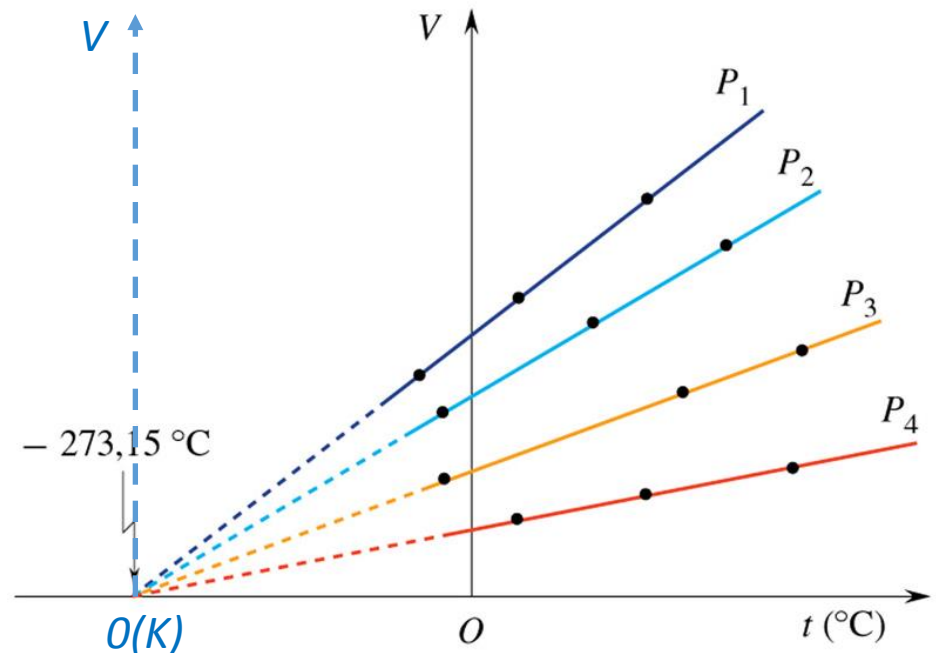
J. A. C. Charles  
(1746-1823)

$$V = bT$$

in una trasformazione  
**isobara:**

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$$

(*n* costante, *P* costante)



# ***Condizioni Standard***

*Necessaria per confrontare gas nelle stesse condizioni*

***Pressione e Temperatura Standard (STP):***

***0 °C (273.15 K) e 1 bar ( $10^5$  Pa)***

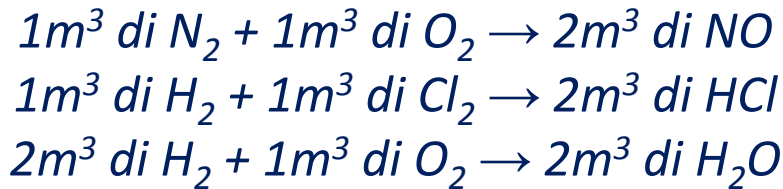
***1 bar  $\approx$  1 atm***

*(anche se sconsigliato dalla IUPAC)*

# ***Ipotesi di Avogadro***

*Relazione tra volume e numero di moli di un gas*

***Volumi di reagenti e prodotti, nelle reazioni fra gas, stanno fra loro in rapporti semplici***



**A. Avogadro**  
(1776-1856)

***A temperatura e pressione costanti, volumi uguali di gas chimicamente differenti contengono lo stesso numero di particelle***

***A temperatura e pressione costanti, numeri uguali di particelle di gas chimicamente differenti occupano volumi uguali***

# Legge di Avogadro

*Relazione tra volume e numero di moli di un gas*

**A temperatura e pressione costanti, il volume di un gas è direttamente proporzionale alla sua quantità**

$$V = cn \quad (c = \text{costante})$$

**$c = V/n$ , volume molare**

*Alla pressione di 1.000 atm, alla temperatura di 0.000°C, **22.41 L** di qualunque gas contengono  $6.022 \cdot 10^{23}$  particelle*

**22.41 L** è quindi il **volume molare** di un gas (1.000 atm, 0.000°C)  
**a STP,  $V/n = 22.71 \text{ L}$**

# Legge di Avogadro

*Volumi molari di vari gas*

Gas ideale	22,41
Argon	22,09
Biossido di carbonio	22,26
<b>Azoto</b>	<b>22,40</b>
Ossigeno	22,40
Idrogeno	22,43

# Equazione di Stato dei Gas

Combinazione delle leggi dei gas

Legge	Relazione	Condizione
Boyle	$V \propto 1/P$	$T, n$ costanti
Charles	$V \propto T$	$P, n$ costanti
Avogadro	$V \propto n$	$P, T$ costanti

**$n$  moli di gas,  $P_0, T_0$  occupano il volume  $nV_m$**

Trasformazione a  $p$  costante (**isobara**): modifichiamo lo stato del gas da  $T_0$  a  $T$ , di conseguenza il volume del gas varierà da  $nV_m$  a  $V_1$

Trasformazione a  $T$  costante (**isoterma**): modifichiamo lo stato del gas da  $P_0$  a  $P$ , di conseguenza il volume del gas varierà da  $V_1$  a  $V$

$$\frac{V_1}{nV_m} = \frac{T}{T_0}$$

$$PV = P_0V_1$$

$$\frac{PV}{P_0} = V_1$$

$$PV = nP_0 \frac{V_m}{T_0} T$$

$$R = \frac{P_0 V_m}{T_0} \Rightarrow$$

$$PV = nRT$$

# Equazione di Stato dei Gas

*Determinazione della costante universale dei gas*

$$R = \frac{P_0 V_m}{T_0} = \frac{1[\text{atm}] \cdot 22.41 \left[ \frac{\text{L}}{\text{mol}} \right]}{273.15[\text{K}]} = 8.205 \cdot 10^{-2} \left[ \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right]$$

$$R = 8.31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

## **Valori di R**

*0.082057 atm L mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>*

*0.083145 bar L mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>*

*8.3145 kPa L mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>*

*8.3145 J mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>*

# Equazione di Stato dei Gas

(0)  $n$  moli di gas, a  $P_0$ ,  $T_0$  occupano un volume  $nV_m$

$$\frac{V_1}{nV_m} = \frac{T}{T_0}$$

(1) **Trasformazione isobara:** lo stato del gas si modifica da  $T_0$  a  $T$ ; il volume del gas varia da  $n \cdot V_m$  a  $V_1$

$$PV = P_0V_1$$

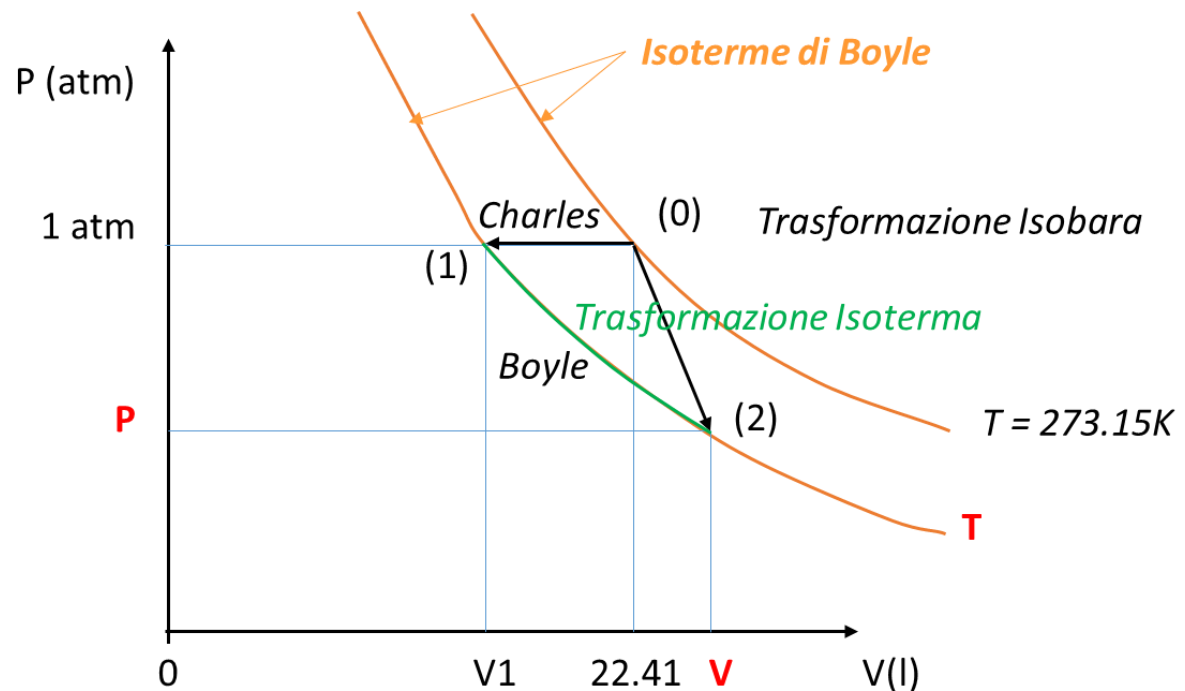
(2) **Trasformazione isoterma:** lo stato del gas si modifica da  $P_0$  a  $P$ ; il volume del gas varia da  $V_1$  a  $V$

$$\frac{PV}{P_0} = V_1$$

$$PV = P_0 \frac{T}{T_0} nV_m$$

$$R = P_0 V_m / T_0$$

$$PV = nRT$$



# Equazione Generale dei Gas

*In una trasformazione:*

$$P_i V_i = n_i R T_i, \text{ da cui risulta } R = P_i V_i / n_i T_i$$

$$P_f V_f = n R T_f, \text{ da cui risulta } R = P_f V_f / n_f T_f$$

*si ottiene* 
$$\frac{P_i V_i}{n_i T_i} = \frac{P_f V_f}{n_f T_f}$$

**Equazione Generale dei Gas**

# ***Applicazioni dell'Equazione di Stato dei Gas***

*Determinazione della **concentrazione molare**:*

$$**M = P/RT**$$

*Determinazione della **massa molare**:*

$$**M = mRT/PV**$$

*Determinazione della **densità**:*

$$**d = M/V_m**$$

*A STP si può calcolare la densità di un gas conoscendo  
la massa molare ed il volume molare (22.71 L/mol)*

*inoltre **d = MP/RT***

# Densità dei Gas

$$d = MP/RT$$

**1) La densità di un gas aumenta con la pressione e diminuisce con la temperatura**



**2) La densità di un gas è direttamente proporzionale alla sua massa molare**

**Applicazione  
nel sollevamento  
degli aerostati**



Es.:  $M(\text{H}_2) = 2.016 \text{ g mol}^{-1}$

da cui  $d(\text{H}_2) = 0.08877 \text{ g L}^{-1}$

$$M(\text{N}_2) = 28.013 \text{ g mol}^{-1}$$

da cui  $d(\text{N}_2) = 1.234 \text{ g L}^{-1}$

# ***I Gas nelle Reazioni Chimiche***

*L'equazione di stato dei gas costituisce un nuovo strumento da usare nei problemi di stechiometria*

*Es.: studio della reazione di decomposizione della sodio azide (sfruttata negli air bag delle automobili)*

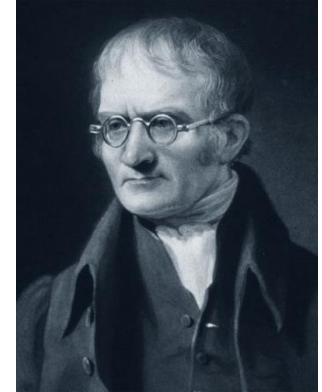


***Problema:*** *che volume di N<sub>2</sub>, misurato a 735 mmHg e a 26°C, si ottiene per decomposizione di 70.0 g di NaN<sub>3</sub>?*

# Miscela di Gas: Legge di Dalton

*La pressione esercitata da una miscela gassosa è la somma delle pressioni parziali dei gas componenti*

$$P_{\text{tot}} = P_A + P_B + \dots$$



*J. Dalton  
(1766-1844)*

# Miscela di Gas: Legge di Dalton

*Dato*  $P_{\text{tot}} = P_A + P_B + \dots$

*risulta*  $P_A/P_{\text{tot}} = n_A(RT/V)/n_{\text{tot}}(RT/V) = n_A/n_{\text{tot}}$

*quindi*  $P_A/P_{\text{tot}} = n_A/n_{\text{tot}} = x_A$

**$x_A = \text{frazione molare}$**

*frazione di molecole del componente A rispetto  
al numero totale di molecole della miscela*

$$P_A = x_A \cdot P_{\text{tot}}$$

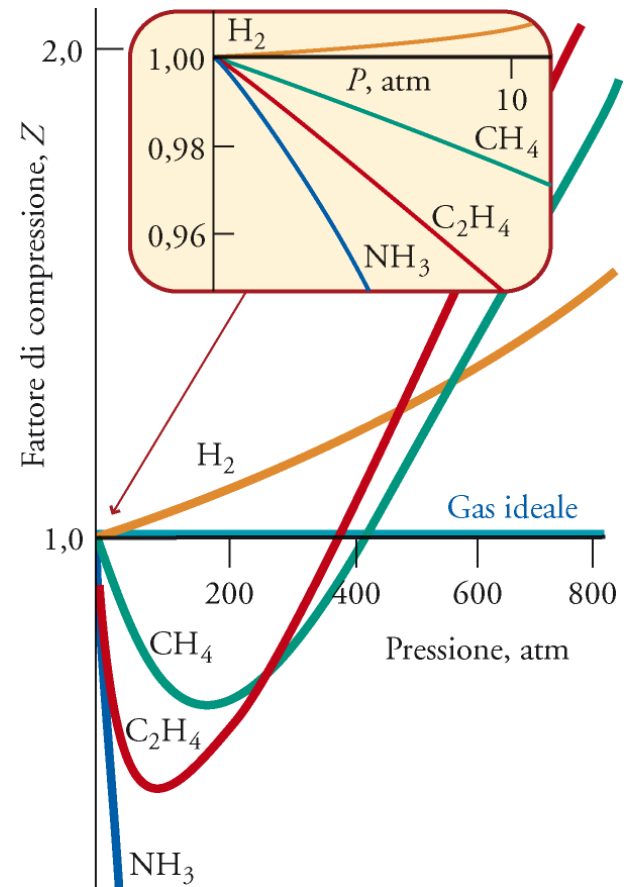
# Deviazioni dal Comportamento Ideale

*I gas si comportano in modo ideale ad alte temperature e basse pressioni*  
*I gas si comportano in modo non ideale a basse temperature ed alte pressioni*

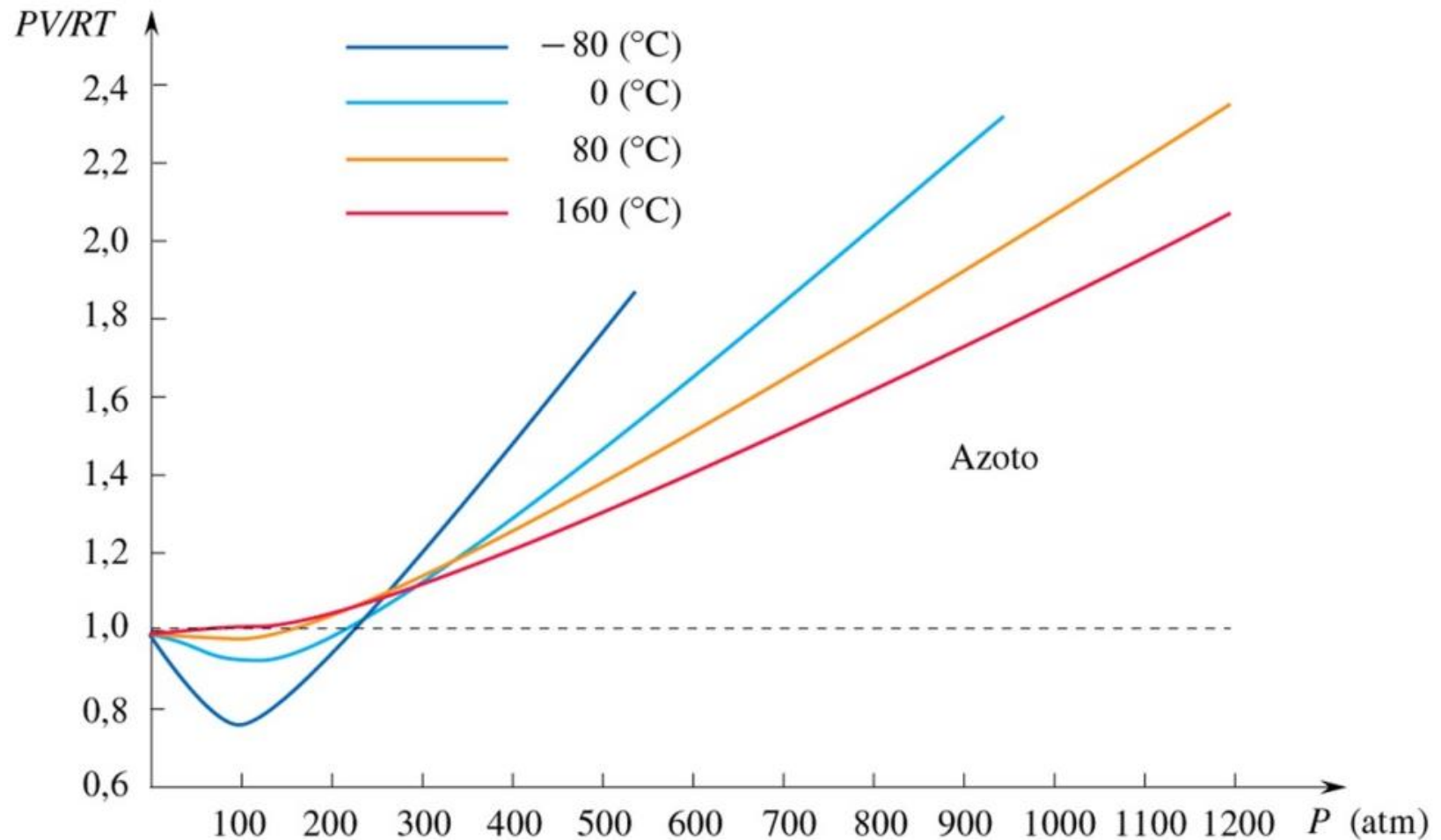
$$Z = PV/nRT$$

**Z = fattore di comprimibilità**

**Z = 1 per i gas a comportamento ideale**



# Deviazioni dal Comportamento Ideale

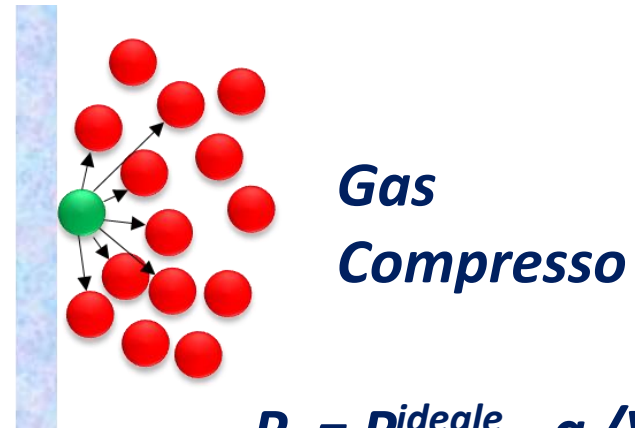
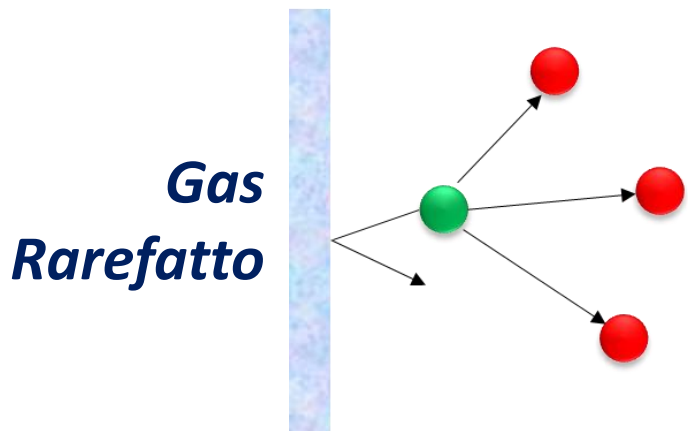


# Deviazioni dal Comportamento Ideale

$$V_m = V_m^{\text{ideale}} + b$$

**Deviazione dalla legge di Boyle**

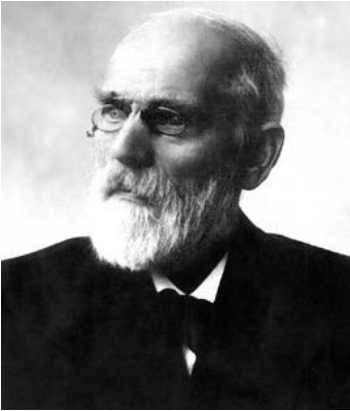
*b* è il volume occupato dalle particelle di gas



$$P = P^{\text{ideale}} - a/V_m^2$$

*a* rispecchia quanto fortemente le particelle di gas si attraggono tra loro

# *Equazione di Van der Waals*



*J. D. van der Waals*  
(1837-1923)

$$(P + a/V_m^2)(V_m - b) = nRT$$

# Problemi

*La densità del vapore di fosforo elementare a 310 °C e 775 mmHg è 2.64 g/L. Qual è la formula molecolare del fosforo?*

*Quanti mL di O<sub>2</sub>(g) a 22 °C e 752 mmHg si liberano da 10.0 mL di una soluzione acquosa contenente il 3.0% in massa di H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>? La densità della soluzione acquosa di H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> è 1.01 g/mL*



# Problemi

*Una miscela di 4.0 g di  $H_2(g)$  e 10.0 g di  $He(g)$  in un pallone da 4.3 L è mantenuta a  $0^\circ C$ .*

*(a) Qual è la pressione nel contenitore?*

*(b) Qual è la pressione dell'idrogeno?*

*Il processo Haber è il principale metodo di fissazione dell'azoto elementare*



*Che volume di  $NH_3(g)$  può essere prodotto da 313 L di  $H_2(g)$  se i gas sono misurati a  $315^\circ C$  e 5.25 atm?*