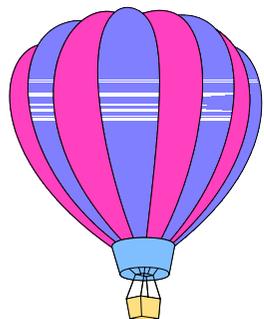




FACOLTÀ DI FARMACIA



Termodinamica chimica

Gas ideali

C. A. Mattia 2010

Proprietà di un gas



- Può essere compresso facilmente.
- Esercita una pressione sul recipiente.
- Occupa tutto il volume disponibile.
- Non ha forma propria nè volume proprio.
- Due gas diffondono facilmente uno nell'altro.
- Tutti i gas hanno basse densità.

• aria	0,0013 g/ml	gas
• acqua	1,00 g/ml	liquido
• ferro	7,9 g/ml	solido

C. A. Mattia 2010

2

Composizione dell'atmosfera



Aria secca al livello del mare (% in volume)

Azoto	78,084	Kripton	0,0001
Ossigeno	20,948	CO	0,00001
Argon	0,934	Xeno	0,00008
CO ₂	0,033	Ozono	0,00002
Neon	0,00182	Ammoniaca	0,00001
Idrogeno	0,00100	NO ₂	0,000001
Elio	0,00052	SO ₂	0,0000002
Metano	0,00020	SO ₃	0,0000001

C. A. Mattia 2010

3

Le leggi dei gas



- Gli esperimenti mostrano che 4 variabili (di cui solo 3 indipendenti) sono sufficienti a descrivere completamente il comportamento all'equilibrio di un gas.

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

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

Lo studio dei gas è un eccellente esempio di metodo scientifico in azione. Illustra come delle osservazioni posso portare a dedurre delle leggi naturali, che a loro volta, possono essere spiegate con dei modelli.

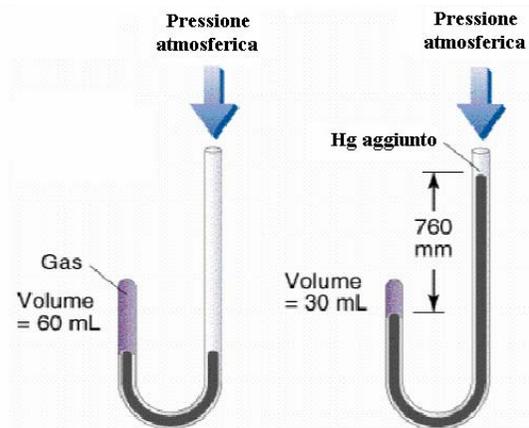
C. A. Mattia 2010

4

La legge di Boyle



Nel 1662, Robert Boyle scopre che il volume di un gas è inversamente proporzionale alla pressione.



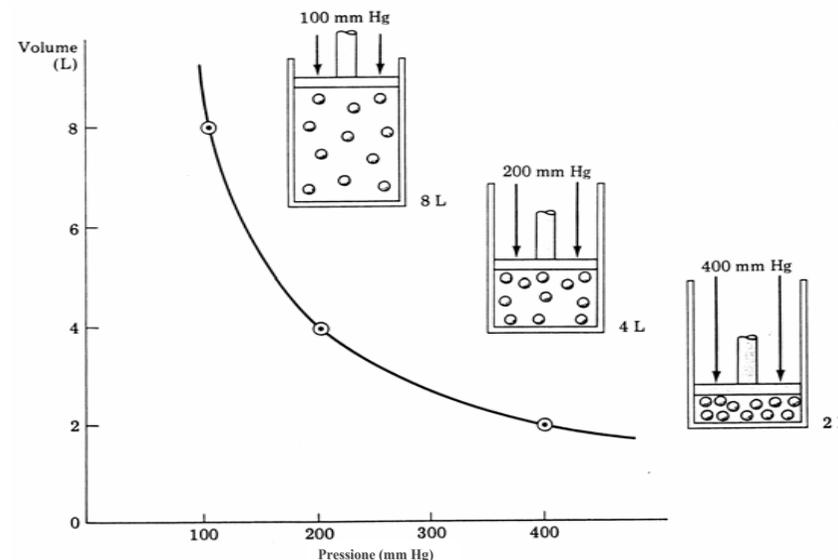
$$V \propto \frac{1}{p}$$

(T, n costanti)

C. A. Mattia 2010

5

La legge di Boyle



C. A. Mattia 2010

6

La legge di Boyle



- A temperatura costante $pV = \text{costante}$.

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

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

C. A. Mattia 2010

7

Interpretazione molecolare



- Se il numero di molecole raddoppia, nell'unità di tempo, vi saranno il doppio degli urti contro la parete, e la pressione raddoppia.
- Se la pressione è bassa, le molecole sono lontane e non si influenzano, per cui la loro identità è ininfluenza.
- Se il volume si dimezza, nell'unità di tempo, vi saranno il doppio degli urti contro la parete, e la pressione raddoppia.

C. A. Mattia 2010

8

Quiz

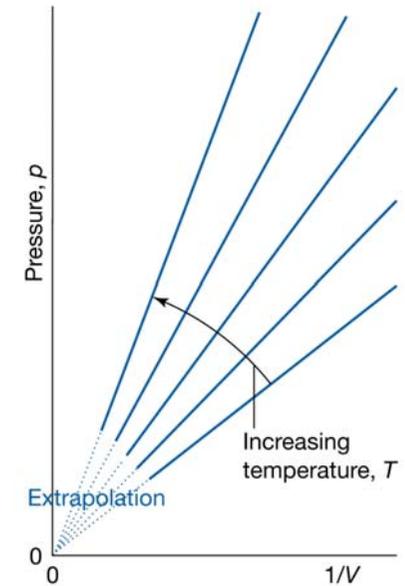
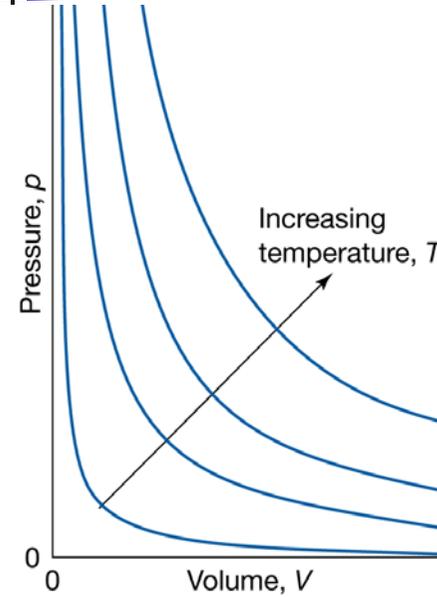


Dov'è la Legge di Boyle?



Il volume d'aria nella pompa viene ridotto, aumentando la pressione e permettendo all'aria di entrare nel pneumatico.

Grafico della legge di Boyle



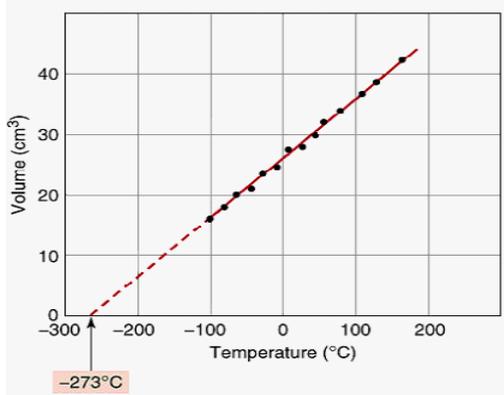
Legge di Charles-Gay Lussac



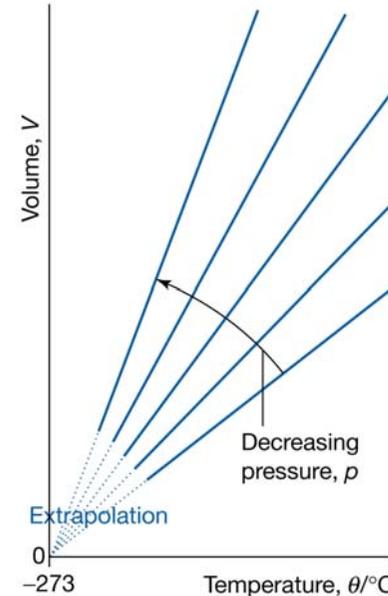
- A pressione costante V varia linearmente con la temperatura.



Jacques Charles
1746-1823
Isolò il Boro
Studiò i gas e i palloni
areostatici.



Legge di Charles-Gay Lussac

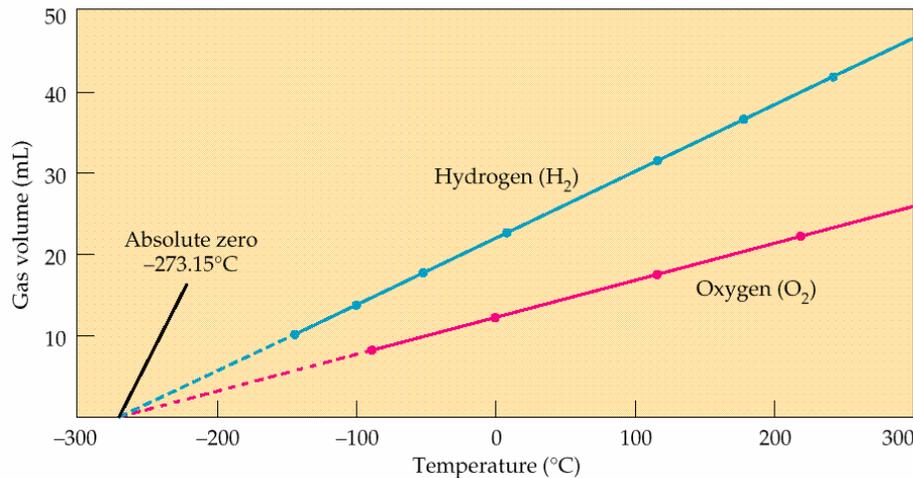


- Tutti i grafici predicono un volume nullo per $T = -273,15^\circ\text{C}$.
- Usando $-273,15^\circ\text{C}$ come zero "naturale" delle temperature, la legge diventa $V/T = \text{costante}$.
- $-273,15^\circ\text{C} = \text{zero assoluto}$

Legge di Charles-Gay Lussac



- Questo è vero per tutti i gas (... diluiti ovviamente).



C. A. Mattia 2010

13

La scala Kelvin di temperatura

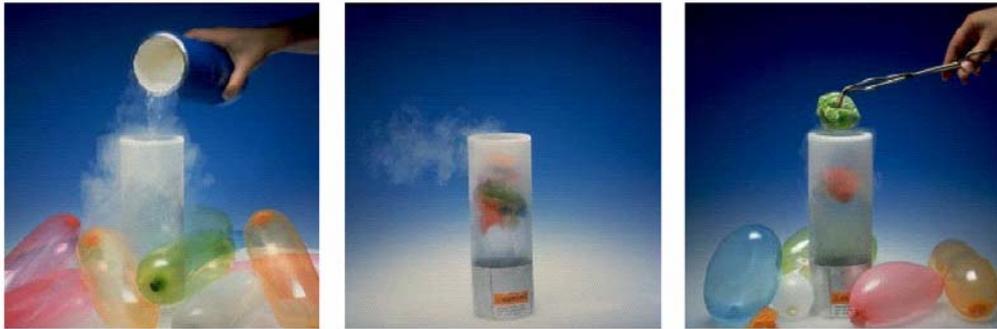


- Dato che tutti i grafici della legge di Charles-Gay Lussac intersecano l'asse delle temperature a $-273,15^{\circ}\text{C}$, Lord Kelvin propose di usare questo valore come zero di una scala assoluta di temperature: la scala Kelvin.
- 0 Kelvin (0 K) è la temperatura dove il volume di un gas ideale è nullo, e cessa ogni movimento molecolare.
- $1\text{ K} \equiv 1^{\circ}\text{C}$.

C. A. Mattia 2010

14

La legge di Charles



I palloncini, messi in azoto liquido a 77 K diminuiscono il loro volume. A temperatura ambiente, gradualmente riprendono il loro volume.

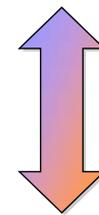
C. A. Mattia 2010

15

Legge di Avogadro



Il volume di un gas, a temperatura e pressione costanti, è direttamente proporzionale al numero di moli del gas.



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

Amedeo Avogadro 1811

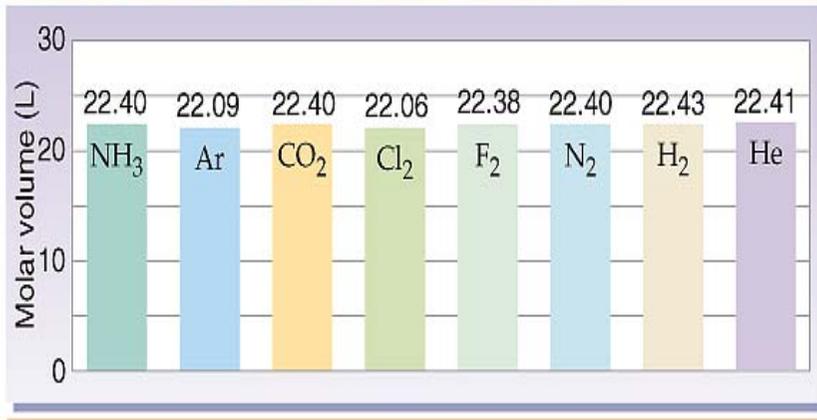
Uguali volumi di gas alla stessa temperatura e pressione, contengono un egual numero di molecole. Il volume molare è lo stesso.

C. A. Mattia 2010

16



TABLE 9.4 Standard Molar Volumes of Some Real Gases



■ Riassumendo

- $V \propto 1/p$; legge di Boyle
 - $V \propto T$; legge di Charles - Gay Lussac
 - $V \propto n$; legge di Avogadro
- Possiamo combinare queste relazioni ed ottenere una unica legge:

$$V \propto nT/p \Rightarrow$$

$$pV = nRT$$

$R =$ costante universale dei gas

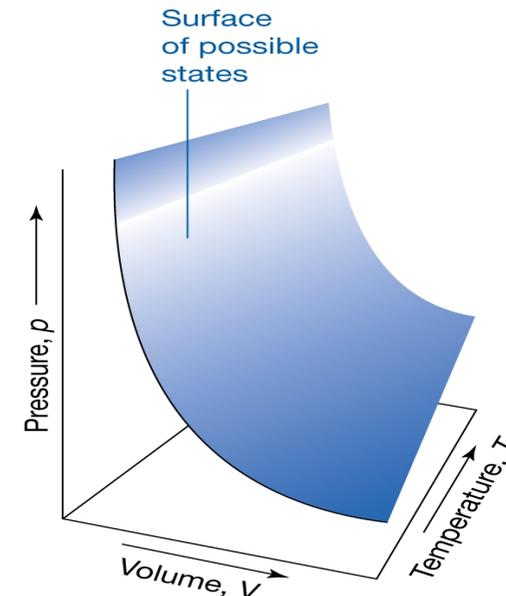
$$pV = nRT$$



ATTENZIONE!!

LE TEMPERATURE **DEVONO**
ESSERE ESPRESSE IN **KELVIN!**

$$pV = nRT$$



Quiz



Cosa Succede al Pneumatico?



Il volume rimane quasi costante, e aumentando la pressione, aumenta la temperatura.

Modello del gas ideale



1. Le molecole che compongono il gas ideale vengono considerate puntiformi.
2. Le molecole non interagiscono fra loro.

Cos'è un gas ideale?

È un gas che obbedisce alla equazione di stato dei gas ideali.

Modello del gas ideale



- È uno dei rarissimi casi in cui l'equazione di stato è conosciuta analiticamente.
- È utile in pratica, come approssimazione di gas reali.
- È utile teoricamente per sviluppare teorie più sofisticate.
- Moltissimi sistemi (ad esempio il sole) sono, in prima approssimazione, dei gas ideali.

La costante dei gas R



$$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$R = 0,08206 \text{ l atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$R = 62,36 \text{ torr l mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Condizioni standard



- **Condizioni ambientali standard di temperatura e pressione (SATP):**
 - Temperatura: $25\text{ }^{\circ}\text{C} = 298,15\text{ K}$,
 - Pressione: 1 bar ,
 - Volume molare del gas ideale: $V_m = 24,79\text{ } \ell$.
- **Condizioni normali (o vecchie STP, non più usate):**
 - Temperatura: $0\text{ }^{\circ}\text{C} = 273,15\text{ K}$,
 - Pressione: 1 atm ,
 - Volume molare del gas ideale è $V_m = 22,41\text{ } \ell$.

$pV = nRT$ in azione



- Negli airbag il gas viene generato dalla decomposizione della sodio azide:



Airbag



Calcolare il volume di Azoto generato a $21\text{ }^{\circ}\text{C}$ e 823 mm Hg dalla decomposizione di $60,0\text{ g}$ di NaN_3 .

- $2\text{NaN}_3 \rightarrow 2\text{Na} + 3\text{N}_2$
- $\text{mol NaN}_3 = 60,0\text{ g NaN}_3 / 65,02\text{ g NaN}_3 / \text{mol} = 0,9228\text{ mol NaN}_3$
- $\text{mol N}_2 = 0,9228\text{ mol NaN}_3 \times 3\text{ mol N}_2 / 2\text{ mol NaN}_3 = 1,38\text{ mol N}_2$

$$V = nRT/P$$

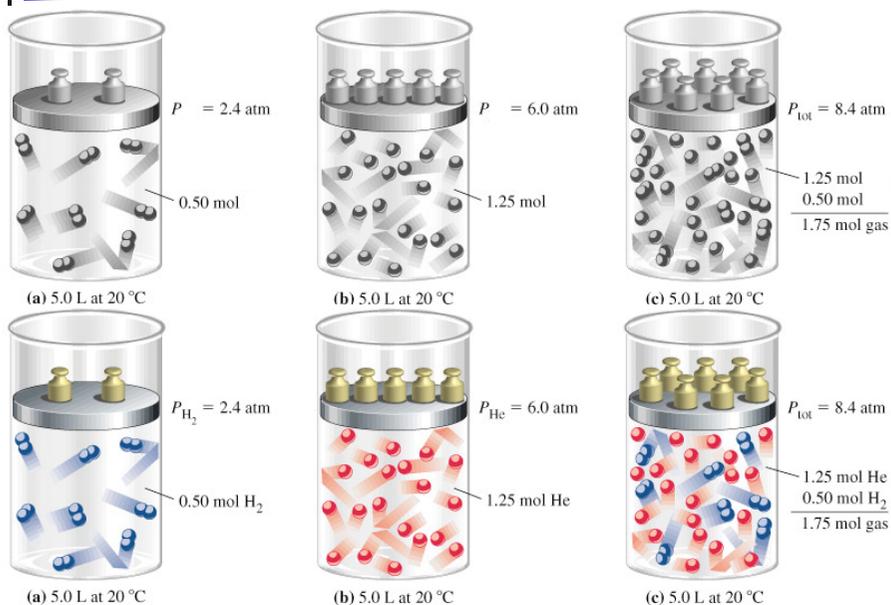
$$\frac{(1,38\text{ mol})(0,08206\text{ } \ell\text{ atm} / \text{mol K})(294\text{ K})}{(823\text{ mm Hg} / 760\text{ mmHg} / \text{atm})} = 30,8\text{ } \ell.$$

Miscela di gas ideali



- Cosa ci dobbiamo aspettare se misceliamo dei gas ideali?
- Nulla di particolare! In un gas ideale, le molecole non interagiscono fra loro, e quindi la loro natura è del tutto ininfluyente.
- Dalton, (lo stesso del "Daltonismo") studiò le miscele di gas nel XIX secolo.

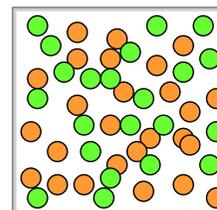
Miscela di gas ideali



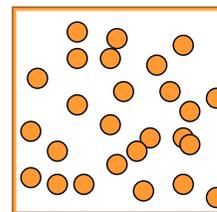
Pressione parziale



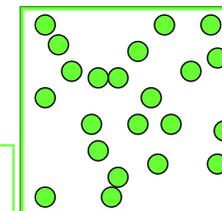
Consideriamo due gas ideali in un recipiente di volume V .



La pressione parziale è la pressione che il gas eserciterebbe nel recipiente se fosse da solo, alla stessa temperatura.



$$p_1 = n_1 RT/V$$



$$p_2 = n_2 RT/V$$

Legge di Dalton



In una miscela di gas ideali, la pressione totale esercitata dalla miscela è la somma delle pressioni parziali dei gas costituenti la miscela.

$$P_{\text{tot}} = p_1 + p_2 + p_3 \dots$$

Ogni gas esercita una pressione parziale. La pressione totale è la somma delle pressioni parziali

$$P_{\text{tot}} = \frac{n_1 RT}{V} + \frac{n_2 RT}{V} + \dots = (n_1 + n_2 + \dots) \frac{RT}{V}$$

Frazioni molari



Calcoliamo il rapporto tra la pressione parziale di un gas e la pressione totale

$$\frac{p_i}{P_{\text{tot}}} = \frac{\frac{n_i \cancel{RT}}{\cancel{V}}}{\frac{n_{\text{tot}} \cancel{RT}}{\cancel{V}}} = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}}$$

$$\frac{n_i}{n_{\text{tot}}} = \chi_i \text{ frazione molare}$$



$$\frac{p_i}{p_{tot}} = \frac{n_i}{n_{tot}} = \chi_i$$

$$p_i = \chi_i p_{tot}$$



Un recipiente di 10,0 l a 273 K contiene 2,00 g di H₂ e 8,00 g di N₂. Calcolare le pressioni parziali e la pressione totale.

$$2,00 \text{ g H}_2 \times \frac{\text{mol H}_2}{2,016 \text{ g H}_2} = 0,992 \text{ mol H}_2$$

$$8,00 \text{ g N}_2 \times \frac{\text{mol N}_2}{28,02 \text{ g N}_2} = 0,286 \text{ mol N}_2$$

$$p_{\text{H}_2} = 0,992 \text{ mol} \frac{0,08206 \frac{\text{atm} \cdot \ell}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{10,0 \ell} = 2,22 \text{ atm}$$

$$p_{\text{N}_2} = 0,286 \text{ mol} \frac{0,08206 \frac{\text{atm} \cdot \ell}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{10,0 \ell} = 0,641 \text{ atm}$$

$$p_{\text{T}} = p_1 + p_2 + \dots = 2,22 + 0,641 = 2,86 \text{ atm}$$