

01

PREMIO ISSA XVI
EDIZIONE



Istituto Pitagora, Pozzuoli
Prof.ssa: Paola Travascio

TEORIA CINETICO- PARTICELLARE E LEGGE DI DIFFUSIONE DI GRAHAM

Verifica sperimentale della velocità di
diffusione dei gas

Created by Manuel Rossi 11C



INTRODUZIONE

In questa presentazione parlerò di:

- Cos'è la teoria cinetico-particellare.
- Come si collega ai gas.
- Come l'esperimento dimostra la legge di Graham.
- Perché i gas "leggeri" si muovono più velocemente.

OBBIETTIVI

- Dimostrare sperimentalmente la legge di diffusione di Graham.
- Spiegare come ciò sia possibile attraverso l'interpretazione microscopica.
- Connessione tra teoria cinetico-particellare e legge di Graham.



03

GAS E TEORIA CINETICO-PARTICELLARE

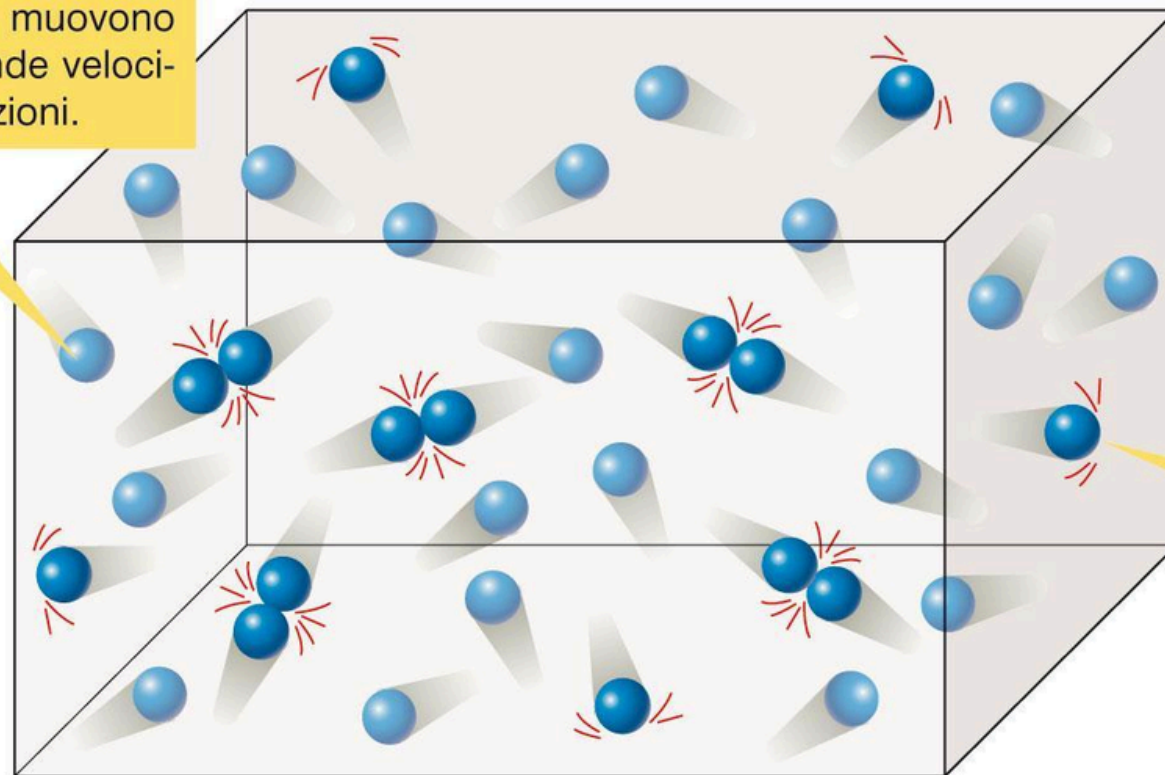
Movimento particelle nei Gas

Teoria Cinetico-particellare:

La teoria cinetico-particellare afferma che la materia è fatta di particelle in continuo movimento;
la temperatura assoluta è proporzionale alla energia cinetica;
le forze di coesione tra particelle determinano gli stati di aggregazione.

-movimento particelle nei Gas-

Le particelle si muovono nel vuoto a grande velocità in tutte le direzioni.



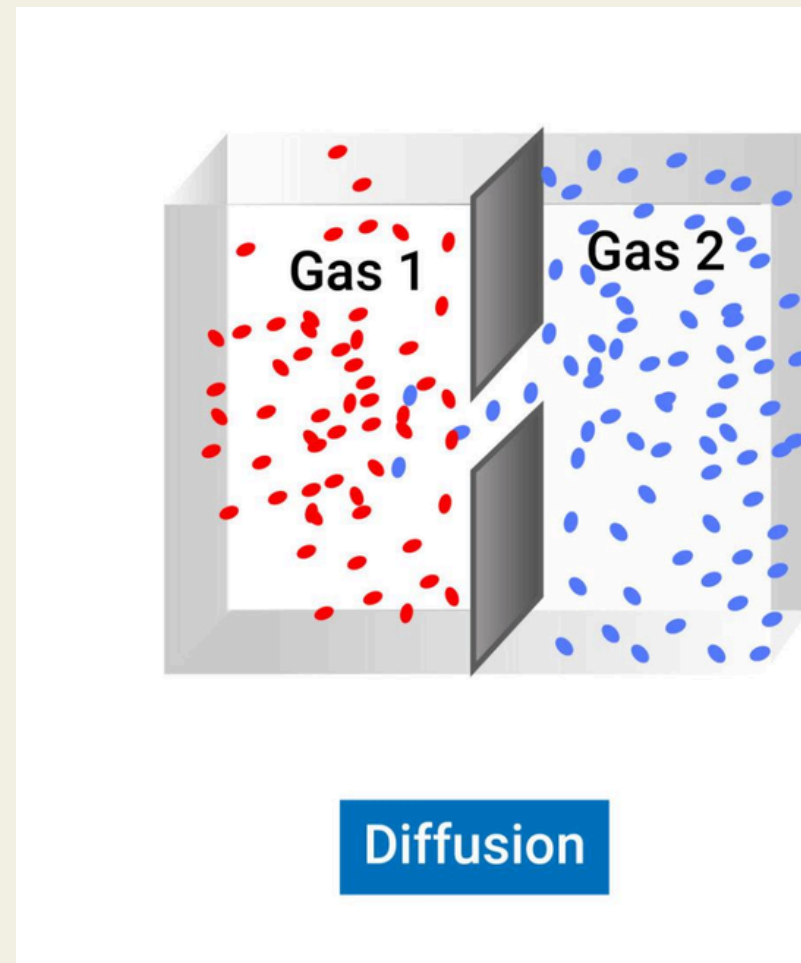
Il moto delle particelle è interrotto dagli urti tra di esse e con le pareti del contenitore.

- Esiste spazio vuoto tra le particelle.
- occupano tutto il volume disponibile.
- si muovono continuamente.
- urtano tra loro e contro le pareti.

- Fonte: <https://www.andreaminini.org/chimica/gas/legge-di-graham> -

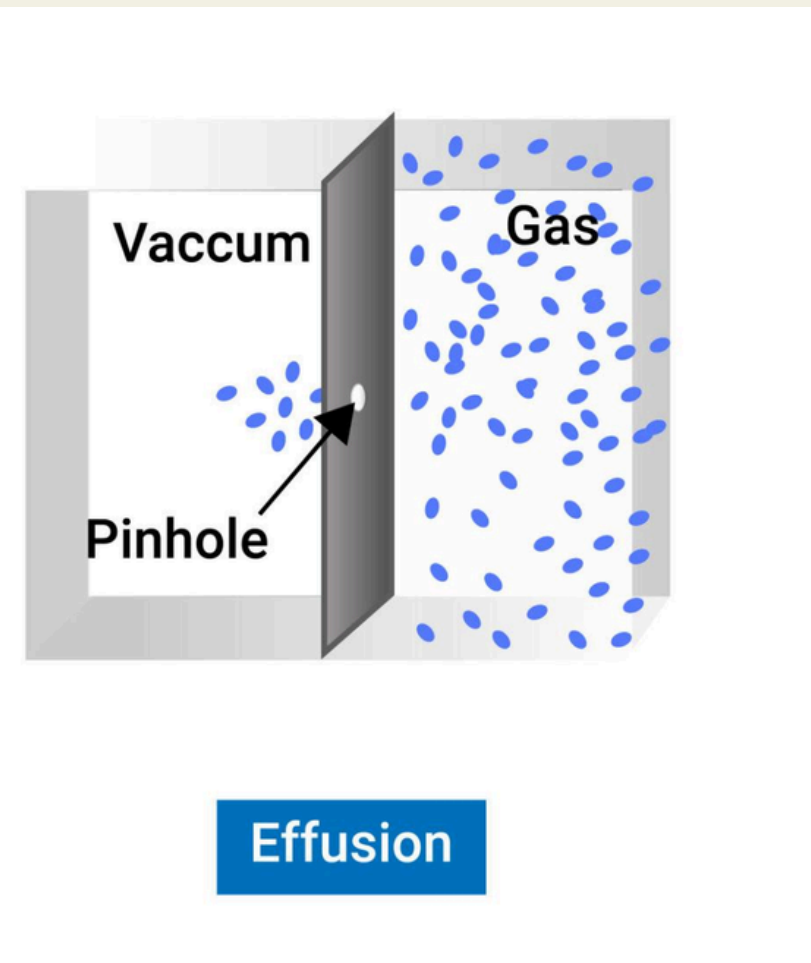
01

Diffusione : La diffusione è il processo attraverso cui le particelle di un gas si mescolano spontaneamente con quelle di un altro gas, distribuendosi uniformemente nello spazio per effetto del loro movimento continuo.



02

Effusione : L'effusione è il processo mediante il quale un gas attraversa un foro di dimensioni molto ridotte passando in un ambiente esterno a pressione inferiore grazie al moto rapido e casuale delle sue particelle.



LEGGE DI EFFUSIONE DI GRAHAM



La legge di Graham afferma che la **velocità di effusione** o **diffusione** di un gas è inversamente proporzionale alla radice quadrata della sua massa molecolare.

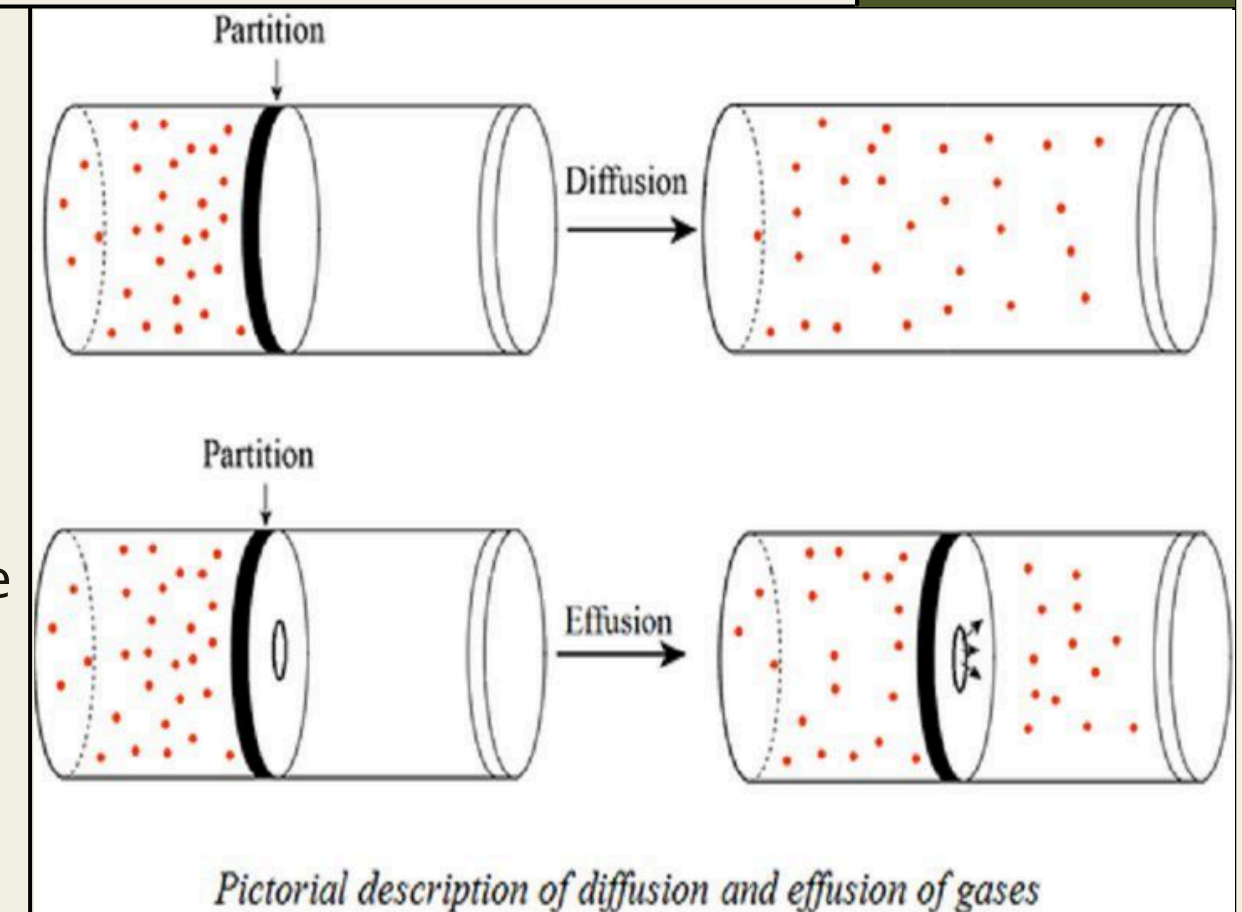
Interpretazione formula :

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

- **V** : rappresenta la velocità di effusione di un gas.
- **M** : indica la massa molecolare del gas.
- **Relazione V-M** : la velocità è inversamente proporzionale alla radice quadrata della massa molecolare.

- **Gas leggeri** → più veloci. Hanno massa molecolare minore, quindi si muovono più rapidamente a parità di temperatura.
- **Gas pesanti** → più lenti. La maggiore massa molecolare riduce la loro velocità di movimento a parità di temperatura.

Formula usata nell' esperimento di riferimento.



**• Materiali**

- tubo di vetro (diametro 1,5–2,5cm, lunghezza 20–50cm),
- tappi di gomma (adattabili al tubo di vetro),
- cotone idrofilo,
- 2 pinzette,
- stativo con pinza,
- 2 pipette pasteur,
- righello (lungo almeno quanto il tubo di vetro),
- guanti e occhiali,
- cartina tornasole ,
- cronometro,
- 2 Beaker.

• Sostanze

- ammoniaca NH_3 (PH= 11)
- acido cloridrico HCl (PH= 0)

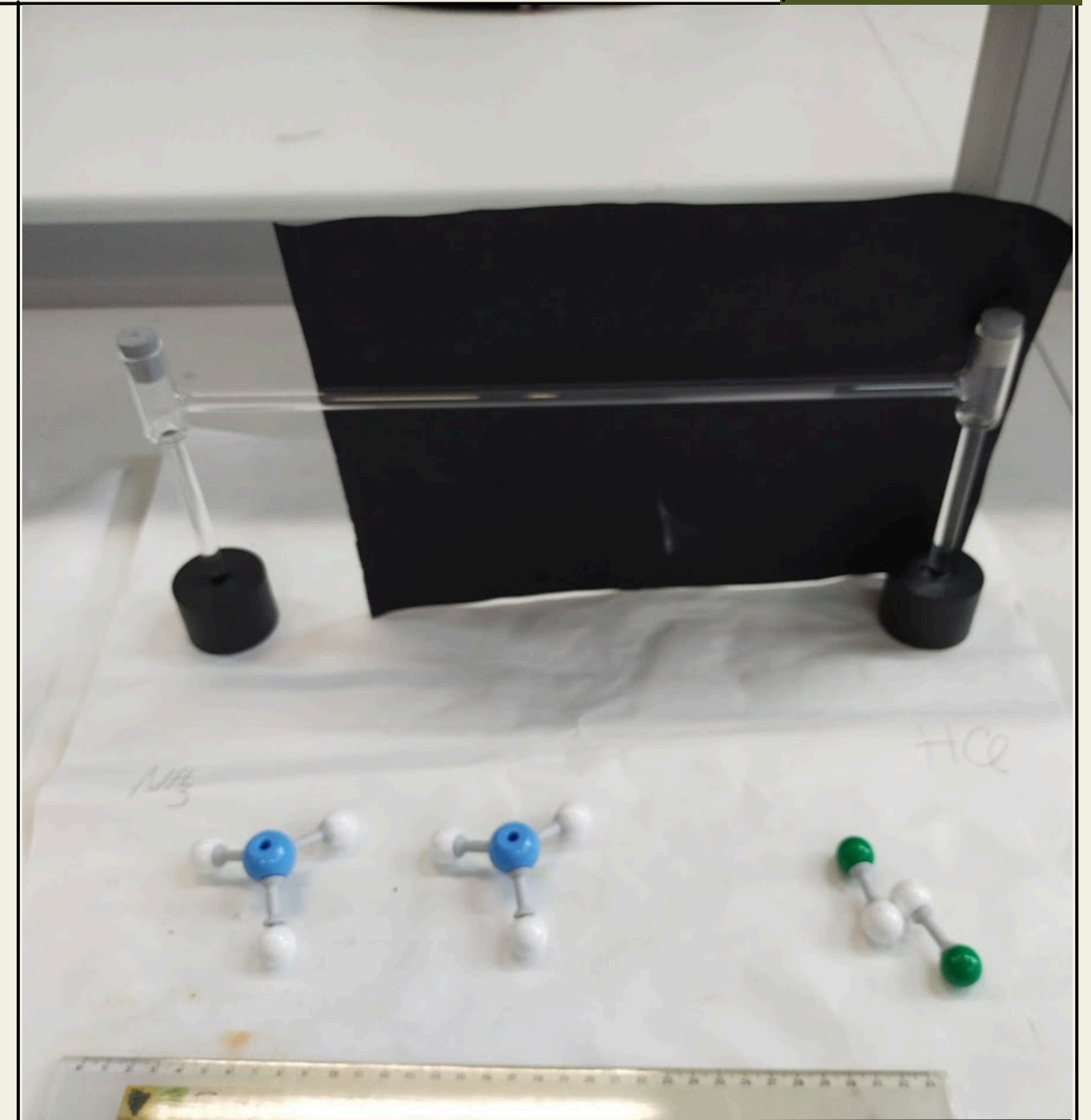


Foto scattata in laboratorio

**Procedimento :**

1. (da svolgersi interamente sotto cappa aspirante accesa). Prelevare i 2 contenitori, uno contenete ammoniaca (NH_3) e l'altro contenete acido cloridrico (HCl).
2. Dal contenitore dell'ammoniaca riempire una pipetta pasteur e riporla nel becher (solamente appoggiandola).
3. Ripetere il secondo procedimento con l'acido cloridrico.
4. (spegnere la cappa da laboratorio e portare i becher con all'interno le pipette piene di ammoniaca e acido su un banco da lavoro).
5. Mettere 2 batuffoli di cotone nel tubo di vetro, uno alla prima estremità e l'altro nella seconda.
6. (procedimento da svolgersi con moderata velocità per ottenere risultati più accurati). Imbibire il 1 batuffolo con ammoniaca, poi il secondo di acido cloridrico.
7. misurare la distanza percorsa dall'acido cloridrico;
8. misurare la distanza percorsa dall'ammoniaca;
9. calcolare le velocità dei due gas;
10. verificare la legge di Graham conoscendo le masse molari dei due gas.



OSSERVAZIONI MACROSCOPICHE



Osservazioni :

Si formerà un anello di **"fumo"**.

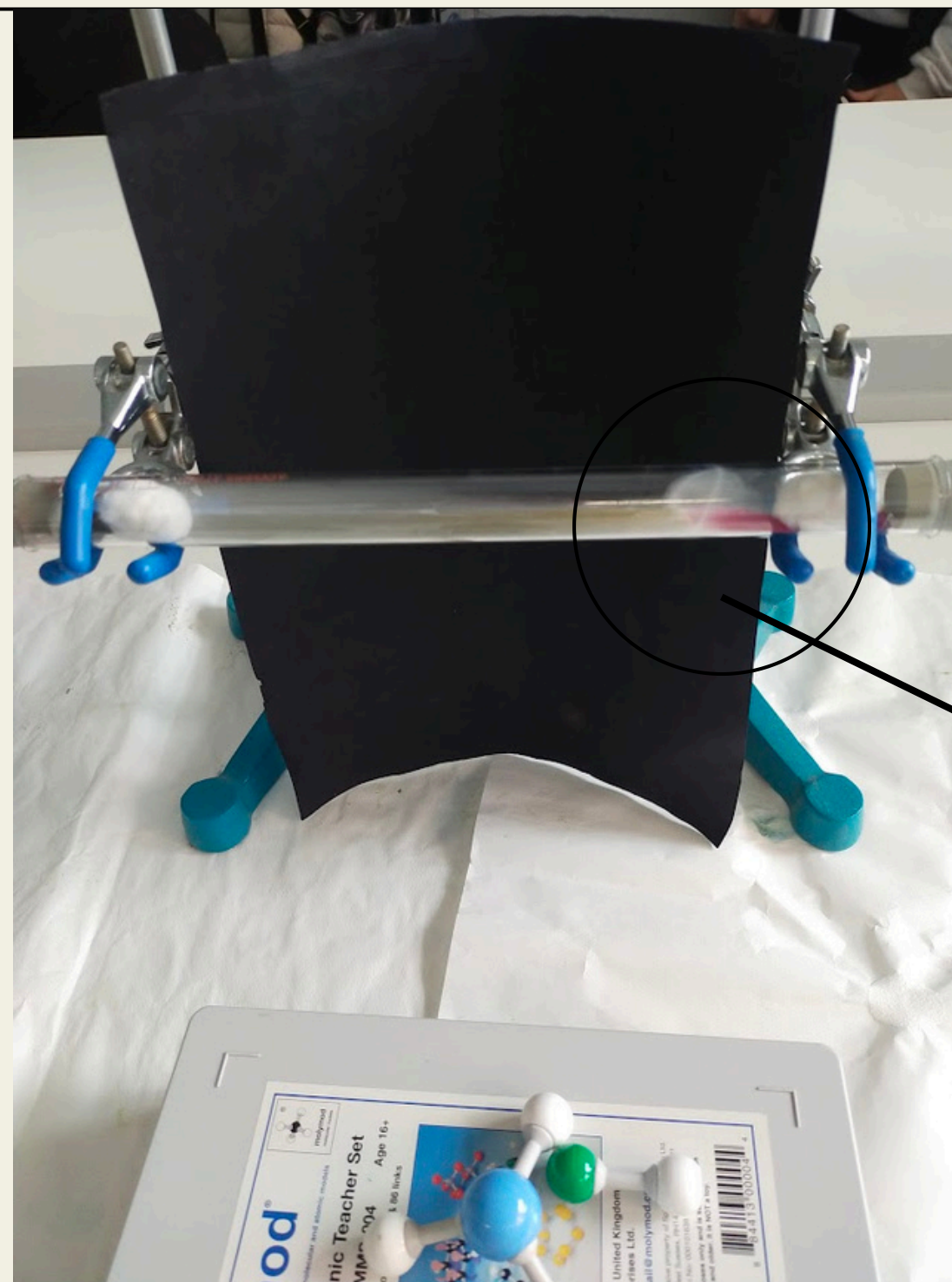
Quel "fumo" è cloruro di ammonio (NH_4Cl).

L'anello bianco si forma a causa di una reazione di neutralizzazione tra **ammoniaca gassosa** e **acido cloridrico gassoso**. Il prodotto della reazione è cloruro di ammonio solido, che appare come un aerosol bianco sospeso nel tubo.



L'anello non è al centro perchè:

- **NH_3** è più leggero \rightarrow si muove più velocemente
- **HCl** è più pesante \rightarrow si muove più lentamente



Anello di fumo

Foto scattata in laboratorio

**Dati:**Spostamento **HCl**: 7,5 cmSpostamento **NH₃**: 14,5 cm

Poiché:

 $v \propto d$ significa che la velocità (v) è $v \propto d$ → direttamente proporzionale alla distanza (d).

1) Calcolo del rapporto tra le velocità.

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

$$\frac{v_{NH_3}}{v_{HCl}} = \frac{14.5}{7.5} = 1.93 \rightarrow \text{Questo significa che: l'ammoniaca si è diffusa circa } \mathbf{1,93} \text{ volte più velocemente dell'HCl.}$$

2) Calcolo massa molare Ammoniaca **NH₃**:

- Azoto (N) = 14 g/mol
- Idrogeno (H) = 1 g/mol
- ci sono 3 atomi di H

Quindi: $14+(1 \times 3)=17$ **MNH₃=17 g/mol**3) Calcolo massa molare Acido cloridrico **HCl**:

- Idrogeno (H) = 1 g/mol
- Cloro (Cl) = 35,5 g/mol

Quindi: $1+35,5=36,5$ **MHCl=36,5 g/mol**4) **Verifica** valori teorici con la **legge di Graham**.

$$\sqrt{\frac{36.5}{17}} = 1.47$$

5) Confronto dei valori finali **sperimentali e teorici**

Tipo di valore	Risultati
Sperimentale	1,93
Teorico	1,47

6) **Interpretazione** :

I valori non coincidono perfettamente, ma mostrano comunque che:

NH₃ diffonde più velocemente,
NH₃ ha massa molecolare minore,
 la **legge di Graham è confermata**.

OSSERVAZIONI SPERIMENTALI



Discussione :

Il rapporto sperimentale ottenuto è risultato maggiore rispetto a quello teorico, probabilmente a causa di errori sperimentali. Tuttavia, l'esperimento conferma che il gas con massa molare minore, cioè l'ammoniaca, si diffonde più rapidamente, in accordo con la legge di Graham.

La legge di Graham è strettamente valida solo in assenza di altri gas quindi nell'esperimento la legge non predice con precisione le velocità relative di dispersione dei 2 gas in presenza di aria.

Quindi l'errore è :

$$\frac{(1.93 - 1.47)}{1.47} \times 100\% = 31\%$$

Tipo di valore

Risultati

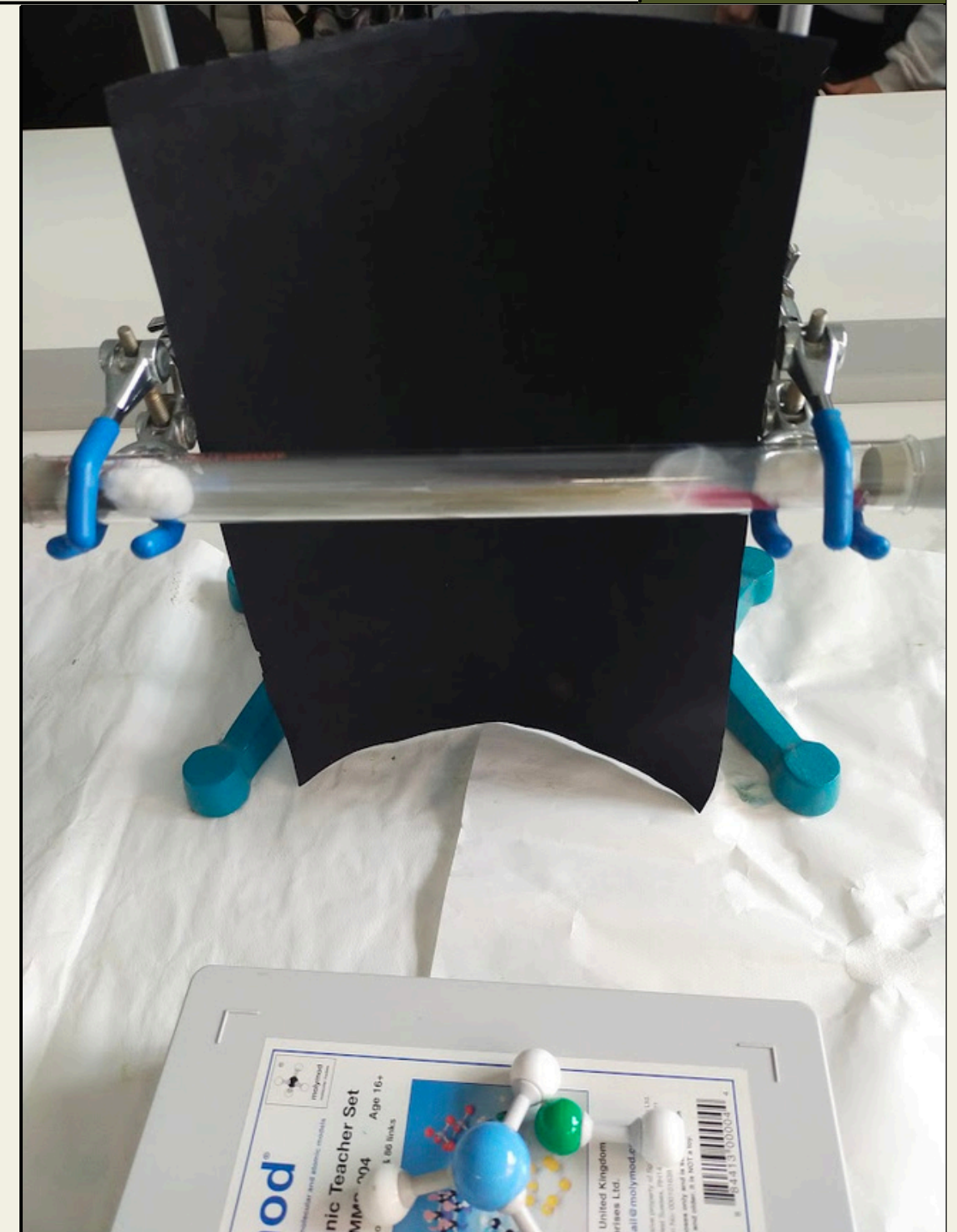
Sperimentale

1,93

Teorico

1,47

- Scostamento del **31%** dal dato teorico dovuto a:
- Presenza di aria.
- inserimento non contemporaneo dei 2 gas
- lettura della distanza percorsa dai 2 gas

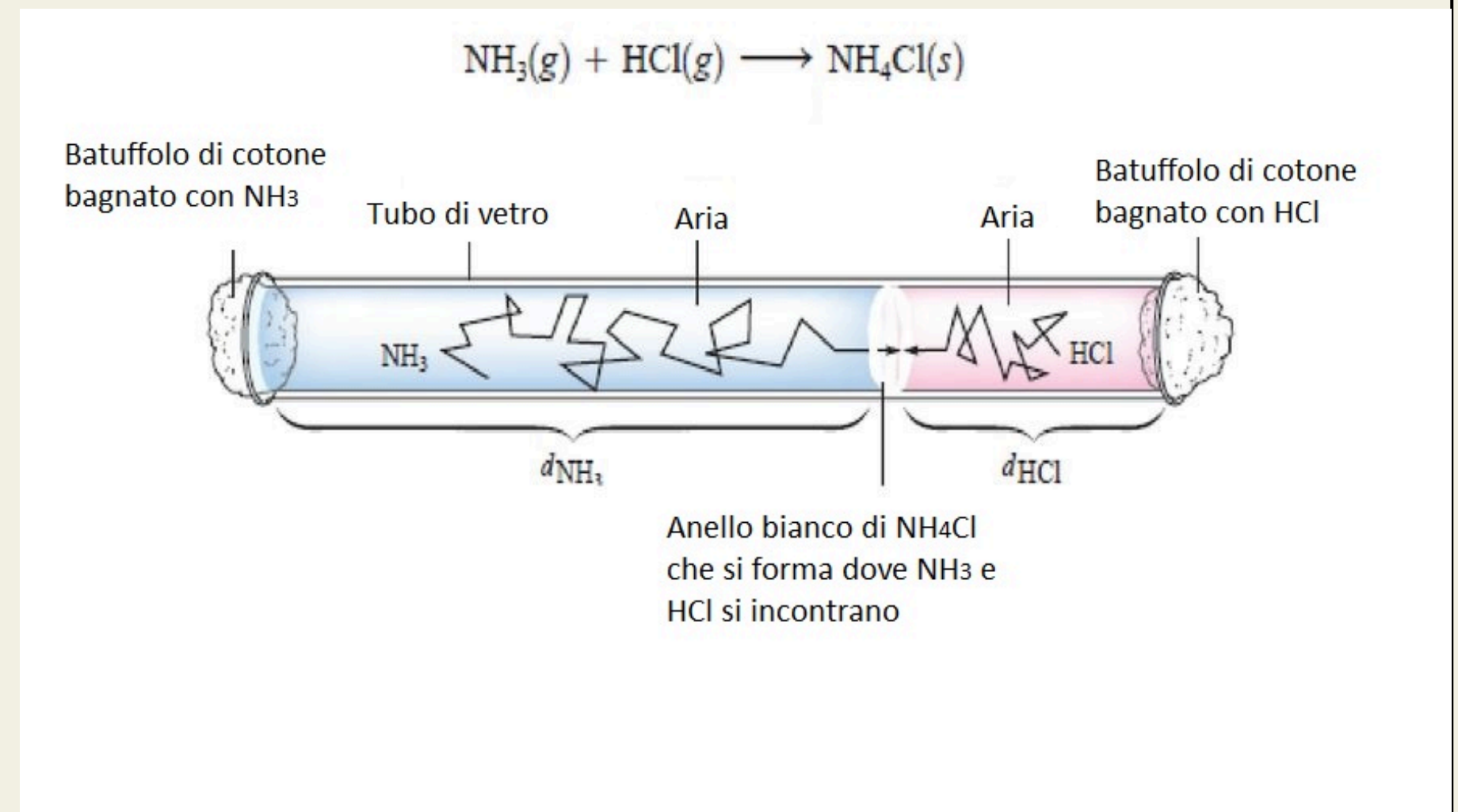


INTERPRETAZIONE MICROSCOPICA



Interpretazione:

L'interpretazione microscopica della **legge di Graham**, basata sulla **teoria cinetica dei gas**, descrive **diffusione** ed **effusione** come effetti del **moto casuale** e della **velocità delle molecole**. Sebbene il comportamento di una **singola molecola** sia imprevedibile, quello di un grande insieme di molecole segue **leggi statistiche**, rendendo prevedibile la **distribuzione finale**.

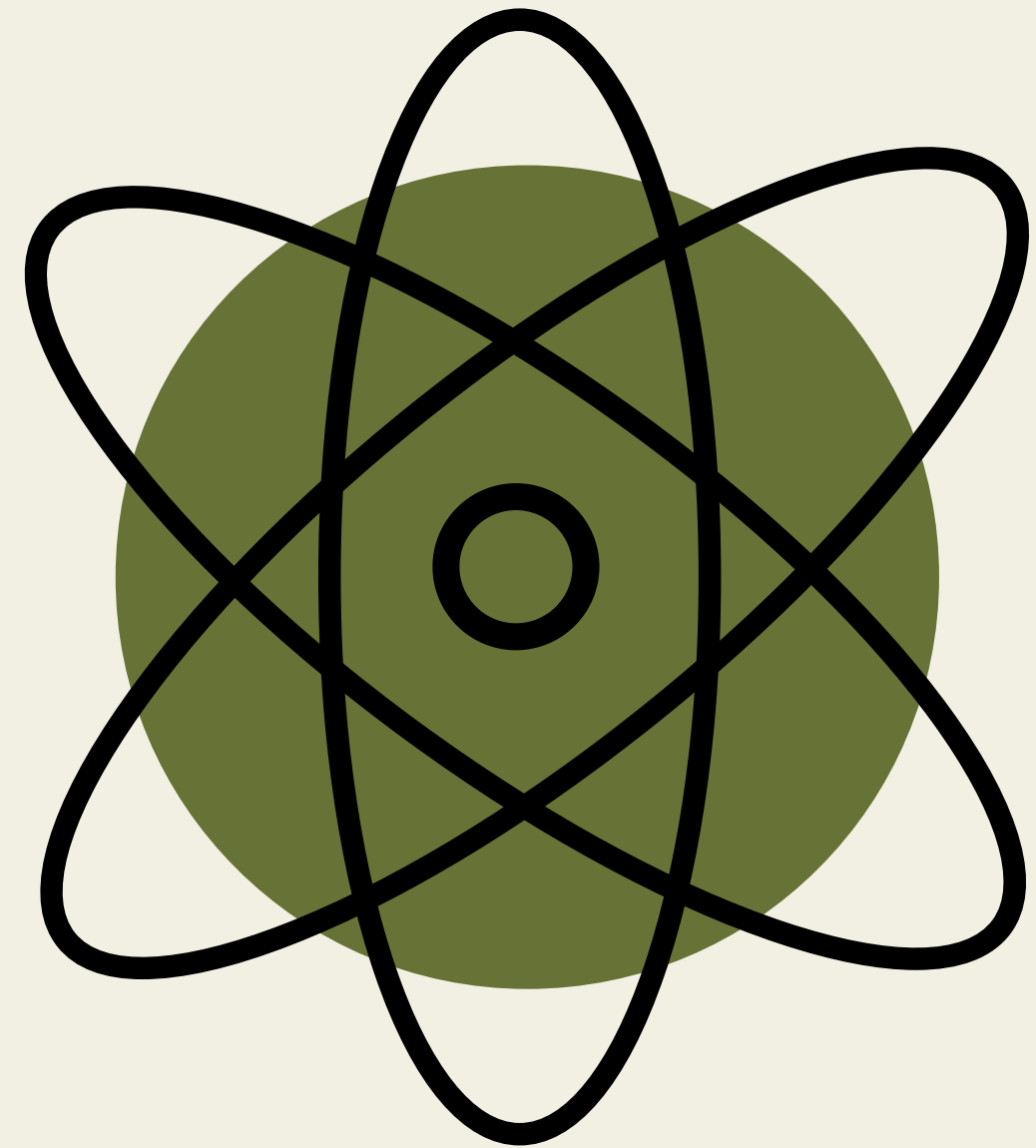


Fonte: <https://www.youtube.com/watch?v=L41KhBPBymA>



CONCLUSIONI

Attraverso questo esperimento ho verificato sperimentalmente la legge di Graham, osservando che la velocità di diffusione dei gas è inversamente proporzionale alla loro massa molare. I risultati ottenuti confermano il comportamento previsto dalla teoria cinetico-particellare.





FONTI INFORMAZIONI

- wikipedia,
- google immagini.
- libro di testo,
- <https://www.youtube.com/watch?v=L41KhBPBymA>

FONTI INFORMAAZIONI IMPORTANTI

- https://phet.colorado.edu/sims/html/diffusion/latest/diffusion_all.html
- <https://laboratoriopertutti.altervista.org/studio-della-legge-di-effusione-di-graham/>
- [https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Chem1_\(Lower\)/06%3A_Properties_of_Gases/6.04%3A_Kinetic_Molecular_Theory_\(Overview\)](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Chem1_(Lower)/06%3A_Properties_of_Gases/6.04%3A_Kinetic_Molecular_Theory_(Overview))

14

PREMIO ISSA XVI EDIZIONE



**THANK
YOU**

Manuel Rossi

