



asdf

LA LEGGE DEI GAS IDEALI E LE MISCELE DI GAS

11 December 2011

Premessa all'articolo

Dopo l'[articolo relativo alla pressione](#) e [quello relativo alla temperatura](#) dei gas, propongo questo terzo articolo quale naturale prosecuzione dei primi due. In questo mi accingo ad esporre allo stesso modo dei primi due, cioè con semplicità ma senza trascurare gli aspetti principali di un argomento comunque importante, la **legge dei gas ideali** e le **miscele di gas**.

La legge dei gas ideali

Nel primo articolo dei due prima citati ci eravamo fermati alla **legge di Boyle** e da essa abbiamo ottenuto in pratica che:

$$V \propto \frac{1}{P} \text{ (a temperatura costante e per una data quantità di gas)}$$

mentre nel secondo ci eravamo fermati alla **legge di Charles** in base alla quale:

$$V \propto T \text{ (a pressione costante e per una data quantità di gas)}$$

dove **T** è la **temperatura assoluta in kelvin**.

Prima di andare avanti, occorre però fare "un passo indietro". E' necessario infatti ricordare ai fini della nostra trattazione l'**ipotesi di Amedeo Avogadro**, chimico italiano che formulò un'importante postulato:

Volumi uguali di gas diversi, misurati nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione, contengono lo stesso numero di particelle.



Amedeo Avogadro

In base a quest'ultima precisazione è possibile affermare quindi che:

$$V \propto n \text{ (a pressione e temperatura costanti)}$$

dove **n** è il **numero di moli** della sostanza.

Queste tre relazioni possono essere combinate nell'unica relazione:

$$V \propto \frac{nT}{P}.$$

Volendo convertire in equazione tale proporzionalità si può scrivere la "nuova" relazione che segue usando una costante di proporzionalità che chiamiamo **R**:

$$V = R \frac{nT}{P}$$

oppure:

$$PV = nRT.$$

Poichè l'ipotesi di Avogadro afferma che per tutti i gas volumi uguali contengono lo stesso numero di molecole (o moli) **R** è una **costante universale**.

Le ultime due equazioni esprimono la **legge dei gas ideali**, che vale approssimativamente per tutti i gas che si trovano a pressioni vicine a quella

atmosferica e a temperatura ambiente e che diventa sempre più accurata quando si diminuisce la pressione o si aumenta la temperatura.

Accade spesso che un gas compia una trasformazione da una data condizione iniziale (che è descritta da **P₁**, **V₁**, **T₁** e **n₁**) ad un'altra condizione finale (**P₂**, **V₂**, **T₂** e **n₂**). Poiché **R** è una costante si ha:

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

che è un'**altra forma** della legge dei gas ideali.

Il valore numerico di **R** dipenderà dalle unità di misura scelte per **P** e **V**.

Alla temperatura di congelamento dell'acqua (**T = 273,15 K**) il prodotto **PV** per una mole di gas qualsiasi tende al valore di **22,414 L atm** a bassa pressione. Il valore di **R** sarà:

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{22,414 \text{ L atm}}{(1,000 \text{ mol})(273,15 \text{ K})} = 0,082058 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Se **P** viene misurata in **pascal** (**kg m⁻¹ s⁻²**), l'unità SI, e **V** in **metri cubi**, allora **R** avrà valore:

$$\begin{aligned} R &= \frac{(1,01325 \times 10^5 \text{ kg m}^{-1} \text{ s}^{-2})(22,414 \times 10^{-3} \text{ m}^3)}{(1,0000 \text{ mol})(273,15 \text{ K})} \\ &= 8,3145 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2} \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1} . \end{aligned}$$

Dato che 1 kg m² s⁻² è pari a **1 joule** (unità SI dell'energia, abbreviata **J**), la costante dei gas risulta:

$$R = 8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} .$$

Le miscele di gas

Consideriamo una miscela di gas che si trova in un recipiente ad una data temperatura.

Vediamo di capire come contribuisce ogni gas alla **pressione totale** del recipiente.

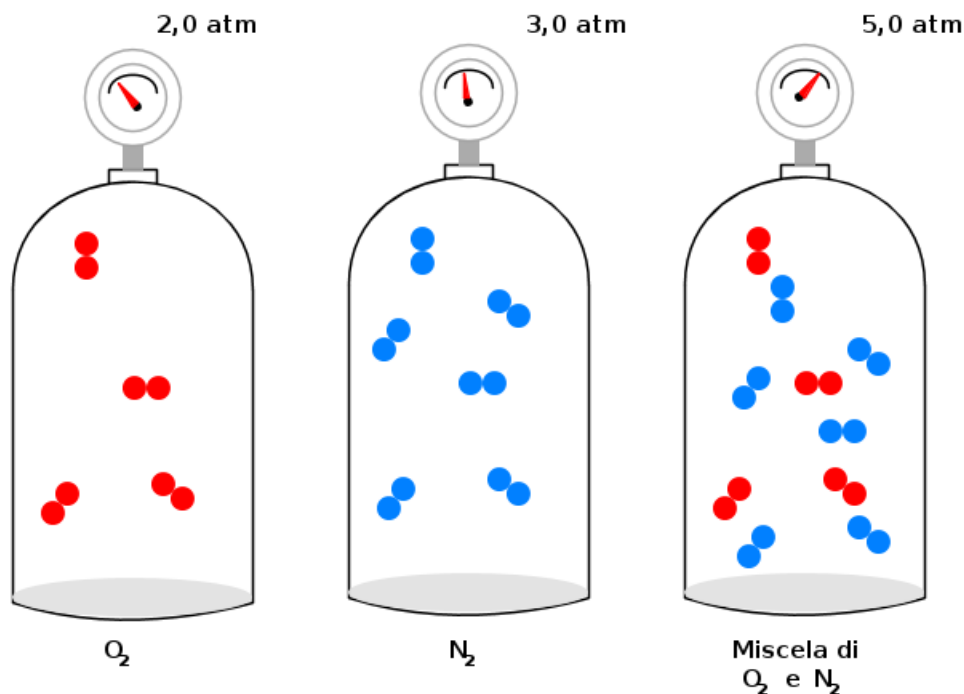
La **pressione parziale** di ciascun gas è la **pressione che tale gas eserciterebbe se fosse da solo nel recipiente**.

John Dalton con i suoi esperimenti mostrò che la pressione totale **P_{TOT}** misurata è la **somma delle pressioni parziali dei singoli gas**.



John Dalton

Consideriamo a fine esplicativo la figura sottostante:



La legge di Dalton afferma che la pressione totale di una miscela di gas è pari alla somma delle pressioni esercitate dai singoli gas.
(Il volume totale dei recipienti è lo stesso)

Anche la **legge di Dalton** vale nelle stesse condizioni in cui vale la legge dei gas ideali e cioè è approssimata a pressioni moderate ma maggiormente accurata quando la pressione diventa via via più bassa.

Quindi per una miscela di gas a bassa pressione, la pressione parziale di un singolo componente gassoso **A** è:

$$P_A = n_A \frac{RT}{V}.$$

La **pressione totale** è la somma delle pressioni parziali:

$$P_{TOT} = P_A + P_B + P_C + \dots = (n_A + n_B + n_C + \dots) \frac{RT}{V} = n_{TOT} \frac{RT}{V}$$

dove **n_{TOT}** è il **numero totale di moli nella miscela**. Dividiamo la prima equazione per la seconda e otteniamo:

$$\frac{P_A}{P_{TOT}} = \frac{n_A}{n_{TOT}}$$

o diversamente (ma in maniera del tutto equivalente):

$$P_A = \frac{n_A}{n_{TOT}} P_{TOT}.$$

Infine si può definire la **frazione molare di A nella miscela**, che è il **rapporto tra il numero di moli di A e il numero totale di moli presenti**:

$$X_A = \frac{n_A}{n_{TOT}}$$

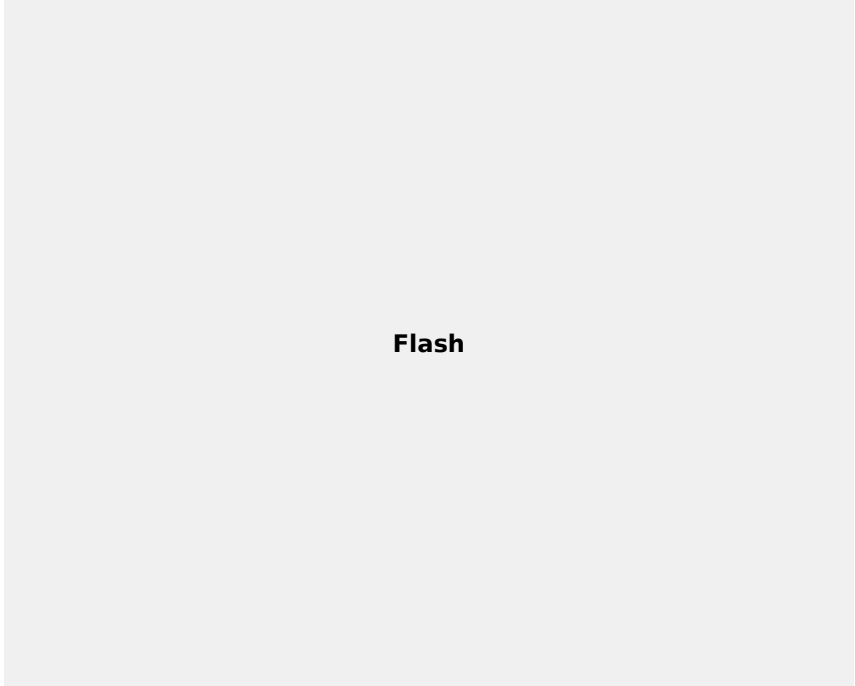
avendo:

$$P_A = X_A P_{TOT}.$$

L'ultima relazione scritta afferma quindi che **la pressione parziale di ogni singolo componente è pari al prodotto della pressione totale moltiplicata per la frazione molare del componente stesso**.

Un bel video

A completamento di quanto esposto in questi tre articoli sui gas e le loro leggi, segnalo ai lettori questo interessante video della **Zanichelli** riguardo alle leggi dei gas (di Boyle e Charles per l'appunto), in cui vengono fatti dei semplici esperimenti esplicativi al fine di capire come varia il volume di un gas:

A large, light gray rectangular area with the word "Flash" centered in the middle, indicating a missing or broken image.

Flash

Bibliografia

Chimica moderna - Oxtoby, Gills, Campion.

Estratto da "<http://www.electroyou.it/mediawiki/index.php?title=UsersPages:Asdf:la-legge-dei-gas-ideali-e-le-miscele-di-gas-teoria-e-qualche-applicazione>"