

14 DETERMINAZIONE DEL PESO MOLECOLARE DI ALCUNI GAS

OBIETTIVO

L'obiettivo dell'esperienza è quello di determinare i pesi molecolari di quattro sostanze gassose, cioè le masse relative rispetto alla massa di una di esse presa come riferimento.

Ciò risulta possibile in quanto vengono dapprima determinate le masse assolute delle quattro sostanze gassose all'interno del medesimo contenitore (volume costante), alle stesse condizioni di temperatura e pressione, realizzando cioè in pratica le condizioni in cui è valido il principio di Avogadro; di conseguenza la massa relativa che verrà determinata sperimentalmente corrisponderà alla massa relativa di una singola particella della sostanza gassosa in esame, ovvero al suo peso molecolare.

STRUMENTI DI LAVORO

sacchetto di plastica munito di tappo e di pinza a molla
1 secchio
1 bottiglia
1 tubo di gomma
1 cilindro graduato da 250 cm³
1 cilindro graduato da 25 cm³
1 becher
1 contagocce
1 termometro con sensibilità $\pm 1^\circ\text{C}$
bilancia con sensibilità $\pm 0,01$ g
piastra riscaldante

MATERIALI E SOSTANZE

ossigeno
anidride carbonica
azoto
metano
aria
acqua

PROCEDIMENTO

DETERMINAZIONE DELLE MASSE DEI GAS

Per determinare le masse delle quattro sostanze gassose in esame abbiamo utilizzato un sacchetto di plastica chiuso con un tappo forato, dal quale esce un tubicino di vetro collegato ad un altro di gomma chiuso con una pinza a molla: le pareti "morbide" del contenitore permettono di contenere al suo interno un determinato volume di gas, sempre lo stesso ogni volta, quando la pinza chiude il tubicino di gomma, mentre premendo sulle pareti del sacchetto con la pinza aperta è possibile svuotare il sacchetto dal gas. Data la fragilità del sacchetto, soprattutto in corrispondenza delle saldature termiche, è necessario maneggiarlo con molta cautela per evitare la sua rottura prima di aver terminato le pesate di tutti e quattro i gas in esame.

Abbiamo dapprima determinato la massa del sacchetto vuoto dopo aver completamente eliminato dal suo interno l'aria che poteva contenere, annotando in una Tabella Dati il valore di questa massa.

Aiutati dall'insegnante abbiamo quindi riempito il sacchetto con il primo gas in esame, l'ossigeno, erogato da una bombola, ad una pressione leggermente superiore a quella atmosferica (pareti del sacchetto ben "tese"), quindi abbiamo atteso qualche secondo prima di chiuderlo con la pinza, in modo che la pressione interna del gas eguagliasse quella atmosferica (pareti del sacchetto più "flosce"): questa operazione è di estrema importanza, dato che il volume di un gas, e perciò il numero di particelle in esso contenute, dipende dalla pressione. Abbiamo quindi determinato la massa del sacchetto contenente ossigeno, facendo attenzione a posizionare per bene il sacchetto, ora molto voluminoso, sul piattello della bilancia e cercando anche che fattori esterni, tipo improvvise correnti d'aria, non alterassero la pesata. Abbiamo quindi riportato anche questo dato nella Tabella Dati.

Abbiamo ora svuotato il sacchetto dal primo gas in esame aprendo la pinza ed arrotolando su se stesso il sacchetto iniziando dalla saldatura, quindi abbiamo ripetuto le operazioni di riempimento, di pesata e di svuotamento per i successivi gas, anidride carbonica, azoto e metano, annotando anche queste masse nella Tabella Dati.

DETERMINAZIONE DEL VOLUME DEL SACCHETTO

Abbiamo infine riempito il sacchetto di aria e lo abbiamo collegato all'apparecchiatura (precedentemente predisposta da uno dei due componenti del gruppo di lavoro) per la

determinazione del volume di un gas. Essa è costituita da un secchio riempito a metà con acqua e da una bottiglia di plastica riempita completamente di acqua chiusa da un tappo, capovolta nel secchio e riaperta sotto al livello dell'acqua nel secchio (in modo che rimanesse piena). All'interno della bottiglia piena e capovolta abbiamo inserito un lungo tubo di plastica rigida, cercando di farlo arrivare il più in alto possibile sul fondo della bottiglia; all'estremità libera del tubo di gomma, terminante con un raccordo di vetro, abbiamo collegato il sacchetto pieno di aria e, aperta la pinza, abbiamo premuto sulle pareti del sacchetto in modo che l'aria in esso contenuta venisse convogliata all'interno della bottiglia: durante questa operazione abbiamo osservato che l'acqua contenuta nella bottiglia man mano fuoriusciva e veniva sostituita dall'aria contenuta nel sacchetto. Svuotato completamente il sacchetto, abbiamo sfilato il tubo di gomma dalla bottiglia, abbiamo di nuovo avvitato il tappo con la bottiglia sommersa e solo a questo punto l'abbiamo estratta dal secchio: la bottiglia è ora parzialmente piena di acqua e parzialmente di un volume di aria corrispondente al volume del sacchetto.

Utilizzando dapprima il cilindro graduato da 250 cm³, poi quello da 25 cm³, abbiamo nuovamente riempito con acqua la bottiglia, annotando di volta in volta le aggiunte effettuate: la somma dei volumi di acqua addizionati alla bottiglia per riportarla nelle condizioni iniziali sarà uguale al volume di aria con la quale avevamo riempito il sacchetto, di conseguenza corrisponderà al volume del sacchetto stesso.

Contemporaneamente a queste operazioni abbiamo anche misurato la temperatura dell'acqua nel secchio, che corrisponderà anche alla temperatura dell'aria raccolta nella bottiglia. Anche questo dato viene annotato in Tabella Dati, assieme al quello della pressione atmosferica letta sul barometro presente in laboratorio.

ELABORAZIONE DEI DATI

massa sacchetto vuoto	63,55	g
massa sacchetto + ossigeno	63,75	g
massa sacchetto + anidride carbonica	64,44	g
massa sacchetto + azoto	63,50	g
massa sacchetto + metano	63,01	g
pressione atmosferica	1033	hPa
temperatura dell'aria	15	°C
volume del sacchetto	1430	cm ³

DETERMINAZIONE DELLE MASSE MISURATE DEI GAS

Facendo la differenza tra la massa del sacchetto pieno di gas e la massa del sacchetto vuoto posso calcolare la massa di ciascun gas in esame:

$$(63,75 - 63,55) \text{ g} = 0,20 \text{ g di ossigeno}$$

$$(64,44 - 63,55) \text{ g} = 0,89 \text{ g di anidride carbonica}$$

$$(63,50 - 63,55) \text{ g} = -0,05 \text{ g di azoto}$$

$$(63,01 - 63,55) \text{ g} = -0,54 \text{ g di metano}$$

Come si può osservare le masse dell'azoto e del metano hanno valori negativi, il che è fisicamente impossibile.

Ciò accade perchè qualsiasi corpo pesato in un'atmosfera di aria riceve una spinta (perciò una forza) verso l'alto contraria alla forza peso, che agisce nel verso opposto, pari alla massa del volume di aria che il corpo stesso sposta (Principio di Archimede). La massa misurata è perciò solo una massa apparente, perchè non tiene conto della spinta di Archimede che in pratica solleva il sacchetto: per determinare la massa reale occorrerà sommare alla massa apparente misurata la massa di un volume di aria uguale al volume del corpo alle stesse condizioni di pressione e di temperatura. Nelle normali misure dei corpi questa massa di aria spostata è trascurabile, ma quando si eseguono misure su corpi molto leggeri come i gas la massa di aria spostata diventa un fattore fondamentale e non più trascurabile, in quanto è a volte addirittura superiore alla massa apparente del gas stesso (ad esempio per l'azoto e il metano).

DETERMINAZIONE DELLE MASSE REALI DEI GAS

Per determinare le masse reali dei gas è perciò necessario dapprima calcolare la massa del volume di aria spostata pari al volume del sacchetto pieno di gas e successivamente sommare questa massa alla massa apparente di ciascun gas in esame.

Sapendo che 1 dm³ di aria a 15°C e a 1033 hPa pesa 1,245 g si può impostare la seguente proporzione:

$$1 \text{ dm}^3 \text{ di aria} : 1,245 \text{ g di aria} = 1,430 \text{ dm}^3 \text{ di aria} : x \text{ g di aria}$$

$$\frac{1,245 \text{ g} \cdot 1,430 \text{ dm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 1,780 \text{ g di aria}$$

Le masse reali dei quattro gas risulteranno:

$$\begin{aligned} (0,20 + 1,780) \text{ g} &= 1,98 \text{ g di ossigeno} \\ (0,89 + 1,780) \text{ g} &= 2,67 \text{ g di anidride carbonica} \\ (-0,05 + 1,780) \text{ g} &= 1,73 \text{ g di azoto} \\ (-0,54 + 1,780) \text{ g} &= 1,24 \text{ g di metano} \end{aligned}$$

DETERMINAZIONE DELLE MASSE RELATIVE DEI GAS

Le masse reali così calcolate rappresentano, per ciascun gas la massa di n particelle di gas; queste n particelle di gas sono contenute in un ugual volume (stesso sacchetto utilizzato), alla stessa temperatura e alla stessa pressione, perciò siamo nelle condizioni di validità della legge di Avogadro e possiamo quindi ricavare le masse relative dei gas in esame rispetto alla massa di uno di essi preso come riferimento. Prendendo come riferimento l'ossigeno, possiamo allora scrivere:

$$\begin{aligned} \frac{\text{massa di } 1,430 \text{ dm}^3 \text{ di CO}_2}{\text{massa di } 1,430 \text{ dm}^3 \text{ di O}_2} &= \frac{\text{massa di } n \text{ molecole di CO}_2}{\text{massa di } n \text{ molecole di O}_2} = \frac{\text{massa di } 1 \text{ molecola di CO}_2}{\text{massa di } 1 \text{ molecola di O}_2} = \frac{2,67 \text{ g di CO}_2}{1,98 \text{ g di O}_2} = 1,35 \\ \frac{\text{massa di } 1,430 \text{ dm}^3 \text{ di N}_2}{\text{massa di } 1,430 \text{ dm}^3 \text{ di O}_2} &= \frac{\text{massa di } n \text{ molecole di N}_2}{\text{massa di } n \text{ molecole di O}_2} = \frac{\text{massa di } 1 \text{ molecola di N}_2}{\text{massa di } 1 \text{ molecola di O}_2} = \frac{1,73 \text{ g di N}_2}{1,98 \text{ g di O}_2} = 0,874 \\ \frac{\text{massa di } 1,430 \text{ dm}^3 \text{ di CH}_4}{\text{massa di } 1,430 \text{ dm}^3 \text{ di O}_2} &= \frac{\text{massa di } n \text{ molecole di CH}_4}{\text{massa di } n \text{ molecole di O}_2} = \frac{\text{massa di } 1 \text{ molecola di CH}_4}{\text{massa di } 1 \text{ molecola di O}_2} = \frac{1,24 \text{ g di CH}_4}{1,98 \text{ g di O}_2} = 0,626 \end{aligned}$$

I valori numerici ricavati rappresentano perciò le masse relative dell'anidride carbonica, dell'azoto e del metano rispetto all'ossigeno: 1 molecola di anidride carbonica pesa 1,35 volte 1 molecola di ossigeno, 1 molecola di azoto pesa 0,874 volte 1 molecola di ossigeno e 1 molecola di metano pesa 0,626 volte 1 molecola di ossigeno alla quale è stato arbitrariamente assegnato il valore 1.

Se ora all'ossigeno, anziché assegnare il valore arbitrario di massa relativa uguale a 1, attribuiamo la sua massa relativa reale (determinata sperimentalmente con misure simili a queste) 32, le masse relative degli altre tre gas risulteranno:

$$\begin{aligned} (1,35 \cdot 32) &= 43 \text{ massa relativa sperimentale della CO}_2 \\ (0,874 \cdot 32) &= 28 \text{ massa relativa sperimentale dell'N}_2 \\ (0,626 \cdot 32) &= 20 \text{ massa relativa sperimentale del CH}_4 \end{aligned}$$

CONCLUSIONI

Se confronto le masse relative ottenute sperimentalmente con quelle "vere", cioè ritenute valide dalla comunità scientifica:

anidride carbonica	44,01
azoto	28,013
metano	16,043

posso constatare che, *pur con le inevitabili differenze dovute alle misure di tipo sperimentale che abbiamo eseguito*, dovute soprattutto alla difficoltà di determinare masse così piccole come quelle dei gas in esame, i valori ottenuti sperimentalmente concordano, ad eccezione di quello del metano, con le masse relative reali delle sostanze gassose esaminate.