

Determinazione della massa molecolare di un gas in base alla velocità di diffusione

Materiali occorrenti:

Tubo in vetro Ø 10 mm. lungh. 50 cm. ca. - Acido cloridrico sol. 37 % - Idrossido di ammonio sol. 25 % - Cotone - Tappi in gomma - Riga millimetrata - Cronometro.

Richiami teorici:

Intorno al 1850 **Thomas Graham** enunciò la seguente legge " *Le velocità di diffusione di due gas, ad identiche condizioni di temperatura e pressione, sono inversamente proporzionali alle radici quadrate delle loro densità* ":

$$v_1 : v_2 = \sqrt{\rho_2} : \sqrt{\rho_1} \quad \text{ove} \quad v_1 = \text{velocità gas n.1}, \quad v_2 = \text{velocità gas n.2}$$
$$r_1 = \text{densità gas n.1}, \quad r_2 = \text{densità gas n.2}$$

Dalla *legge di Avogadro* si deduce, poi, che le densità dei gas sono in rapporti identici a quelli delle *masse molecolari relative* (*m.m.r.*), per cui si ha:

$$v_1 : v_2 = \sqrt{m.m.r._2} : \sqrt{m.m.r._1} \quad (1)$$

Poichè $v = d/t$ ($d = \text{distanza}$, $t = \text{tempo}$), conoscendo le distanze percorse dai gas ed il tempo impiegato si può facilmente ricavare detta **velocità di diffusione**.

Conoscendo, poi, la *m.m.r.* di uno dei gas impiegati si può ricavare la *m.m.r.* del secondo.

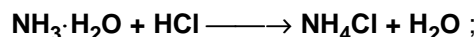
Nel caso in esperimento si vuole determinare la *m.m.r.* dell'**ammoniaca**, data come incognita, misurando la sua velocità di diffusione e ponendola in rapporto con quella dell'**acido cloridrico** data per nota ($m.m.r._{HCl} = 36.46$).

Esecuzione dell'esperienza:

Si monta in orizzontale, su idoneo supporto, il tubo di vetro, aperto alle due estremità; si imbevono completamente due batuffoli di ovatta di cotone, uno con *acido cloridrico* sol. 37 %, l'altro con *idrossido di ammonio* sol. 25 % .

Con l'aiuto di due pinzette si inseriscono contemporaneamente i batuffoli uno per estremità, tappando velocemente; allo stesso tempo un'altra persona fa partire il cronometro.

I gas dalle soluzioni diffondono verso il centro del tubo e quando giungono a contatto reagiscono formando un anello biancastro, ben visibile sulla parete, di **cloruro di ammonio**, secondo la reazione:



a questo punto si ferma il cronometro, si annota il tempo in secondi trascorso e si misurano le *distanze* in centimetri tra l'anello e le due estremità del tubo.

Siano, ad esempio, trascorsi *180 secondi* per la formazione dell'anello, la distanza percorsa dall'*acido cloridrico* sia di *19.1 cm* e quella percorsa dall'*ammoniaca* sia di *27.5 cm*.

Ricaviamo le velocità ($v = d/t$): $v_{HCl} = 0.106 \text{ cm/s}$ $v_{NH_3} = 0.155 \text{ cm/s}$.

Applichiamo la (1): $0.106 : 0.155 = x : 36.46$ ovvero, estraendo le radici :

$$0.106 : 0.155 = x : 6.03$$

$$x = 4.123, \quad \text{da cui :} \quad x^2 = 16.99 \text{ m.m.r. di } NH_3$$

Nei limiti dell'errore sperimentale il valore rilevato può considerarsi corretto, la *m.m.r.* dell'**ammoniaca** è infatti = *17.03*.