

Lezione 20: Atomi e molecole

20.1. Il punto della situazione

Abbiamo visto, nella lezione precedente, come il modello atomico sia in grado di spiegare la grande varietà di sostanze che si incontrano in natura, o che vengono prodotte nei laboratori di ricerca. Abbiamo, in particolare:

- definito gli elementi, cioè quelle sostanze che non possono essere scomposte in sostanze più semplici;
- ipotizzato che ogni elemento sia formato da particelle tutte uguali tra di loro, che si chiamano atomi di quell'elemento;
- ipotizzato che le sostanze composte si formino attraverso un legame che si crea tra gli atomi degli elementi componenti;
- spiegato, attraverso questo meccanismo di formazione, perché ogni composto è caratterizzato da un rapporto ben preciso tra le masse degli elementi che lo compongono.

Abbiamo considerato l'esempio di due diversi composti di carbonio e ossigeno: il monossido di carbonio e l'anidride carbonica. Per il primo si osserva un rapporto in massa tra ossigeno e carbonio pari a $4/3$, per il secondo il rapporto vale $8/3$. Abbiamo interpretato questi numeri ipotizzando che:

- un atomo di ossigeno ha massa $4/3$ di un atomo di carbonio;
- il monossido si forma dal legame di 1 atomo di ossigeno con 1 atomo di carbonio;
- l'anidride si forma dal legame di 2 atomi di ossigeno con 1 atomo di carbonio (► fig.20.1).

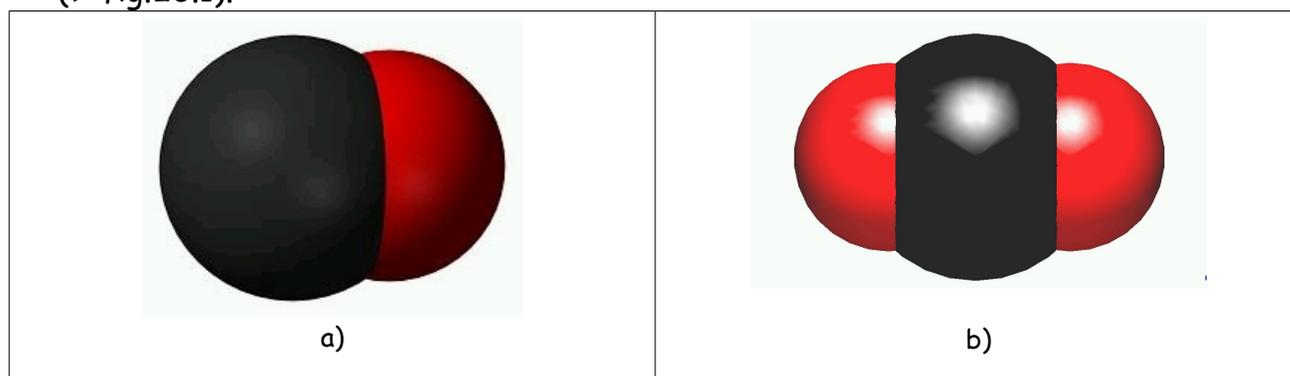


Fig.20.1 Rappresentazione schematica dei legami tra atomi di carbonio e ossigeno:
a) in una molecola di monossido b) in una molecola di biossido

20.2. Le molecole

I gruppi di atomi che si legano insieme a formare i composti si chiamano molecole. L'ipotesi del paragrafo precedente si può dunque riformulare così:

la molecola di ossido di carbonio è formata da un atomo di carbonio e uno di ossigeno (simbolo CO), mentre la molecola di anidride carbonica è formata da un atomo di carbonio e due di ossigeno (simbolo CO₂).

Ma come possiamo essere certi che la molecola di monossido di carbonio sia proprio CO, e che quella di anidride carbonica sia proprio CO₂? Ci sono altre ipotesi possibili. Per esempio:

a) può darsi che il rapporto tra le masse degli atomi di ossigeno e di carbonio sia davvero 4/3, ma che le formule delle molecole siano C₂O₂ per il monossido e CO₂ per l'anidride.

Oppure:

b) può darsi che il rapporto tra le masse degli atomi di ossigeno e di carbonio sia invece 8/3, e che le formule delle molecole siano C₂O per il monossido e CO per l'anidride.

Come si vede non è facile, esaminando i rapporti di combinazione, stabilire come sono fatte le molecole. Per rispondere con certezza, occorre prima di tutto scoprire quali sono i rapporti tra le masse degli atomi che esistono in natura. Un fondamentale aiuto in questo senso venne dall'osservazione del comportamento dei gas.

20.3. Il comportamento dei gas

I chimici della prima metà dell'Ottocento studiarono con grande cura le reazioni che permettevano di formare sostanze composte, partendo da elementi che si trovano allo stato di gas. Si accorsero così che nel caso dei gas i rapporti di combinazione più interessanti e più facili da misurare riguardano i volumi da essi occupati (a una certa pressione), e non le masse.

Il chimico e fisico francese Joseph-Louis Gay - Lussac raccolse le sue osservazioni sui gas in questa legge, valida per tutti i gas quando vengono tenuti nelle stesse condizioni di pressione e temperatura:

quando due quantità di gas si combinano completamente tra loro per formare un composto gassoso, esiste un rapporto semplice tra i volumi dei due reagenti, e un rapporto semplice tra il volume di composto formatosi e il volume totale dei reagenti.

Vediamo alcuni esempi:

- Per produrre acqua bisogna far reagire idrogeno e ossigeno nel rapporto di volume 2:1. Per esempio, se facciamo reagire un litro di ossigeno con due litri di idrogeno

in condizioni tali che l'acqua si formi allo stato di vapore, si producono due litri di vapore d'acqua.

- Per produrre ammoniaca bisogna far reagire idrogeno e azoto nel rapporto di volume 3:1. Per esempio, se facciamo reagire un litro di azoto con tre litri di idrogeno, si formano due litri di gas ammoniacca.

20.4. L'ipotesi di Avogadro

Per spiegare le osservazioni descritte nel paragrafo precedente, il fisico italiano Amedeo Avogadro formulò nel 1811 la legge nota ancor oggi come principio di Avogadro:

volumi uguali di gas, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole.

Ci vollero cinquant'anni perché la validità del principio venisse accettata: alla fine fu proprio la sua applicazione che contribuì a determinare le masse di atomi e molecole.

Per esempio sapendo che un litro di ossigeno ha una massa 16 volte più grande di un litro di idrogeno, il principio di Avogadro ci permette di concludere che la molecola di ossigeno è 16 volte più pesante della molecola di idrogeno!

Poiché entrambe le molecole sono formate da due atomi, concludiamo che un atomo di ossigeno è 16 volte più pesante di un atomo di idrogeno.

20.5. Masse atomiche a confronto

Accettato il principio di Avogadro, gli sperimentatori rapidamente riuscirono a confrontare le masse di tutti gli atomi conosciuti. Si scoprì che l'atomo di idrogeno era il più leggero, e sembrò naturale attribuire ad esso la massa 1.

Con questa scelta, le masse degli atomi più comuni erano approssimativamente quelle riportate in tabella (► tab.20.1).

Elemento	Idrogeno (H)	Elio (He)	Carbonio (C)	Azoto (N)	Ossigeno (O)	Alluminio (Al)
Massa atomica	1	4	12	14	16	27

Tab.20.1 Masse atomiche a confronto.

Dobbiamo tenere conto, però, che gli atomi di uno stesso elemento non sono sempre tutti identici. Gli atomi di carbonio, per esempio, compaiono in due varietà distinte (si chiamano isotopi): la prima, molto più abbondante, ha massa 12; la seconda, molto più rara, ha massa 13. Il 12 che troviamo in tabella deriva proprio dal fatto che l'isotopo di massa 12 è molto più abbondante dell'altro.

In seguito, con il crescere della precisione con la quale si può misurare la massa degli atomi, è risultato conveniente introdurre una nuova unità.

L'unità di misura per la massa atomica si chiama u.m.a. (unità di massa atomica) o dalton, il suo simbolo è u, e corrisponde a 1/12 della massa dell'atomo dell'isotopo più abbondante del carbonio.

Con la nuova definizione i valori riportati in tabella (► tab.20.1) cambiano assai poco: la massa dell'idrogeno, ad esempio, vale 1,0078. Nei conti che faremo in questa lezione, perciò, possiamo continuare a utilizzare i valori di massa atomica riportati nella tabella 20.1.

20.6. Il numero di Avogadro

Gli atomi sono oggetti davvero microscopici. Esperimenti di diffrazione fatti con i raggi X mostrano che gli atomi hanno dimensioni tipiche di 10^{-10} m, cioè di un decimo di miliardesimo di metro!

Oltre che piccoli, gli atomi sono estremamente leggeri: la conseguenza di ciò è che l'unità di massa atomica è molto più piccola del grammo!

Misure accurate hanno mostrato che:

$$1 \text{ g} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

Il numero $6,02 \cdot 10^{23}$, che compare come fattore di conversione, è incredibilmente grande: espresso a parole è circa seicentomila miliardi di miliardi. Data la sua grande importanza si è soliti dargli un nome, numero di Avogadro, e un simbolo, N_A :

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

20.7. La quantità di sostanza e la mole

Un tempo si usava dire che la massa di un corpo è una misura della quantità di materia che esso contiene. Sappiamo ora che la massa è piuttosto una misura dell'inerzia di un corpo. Esiste tuttavia una grandezza che si chiama quantità di sostanza, che si indica con il simbolo n , e che può essere misurata nel caso di corpi fatti da un'unica sostanza. Misurare la quantità di sostanza di cui è fatto un tale corpo significa contare le molecole identiche da cui è composto.

L'unità di misura della quantità di sostanza si chiama mole, il suo simbolo è mol, e corrisponde a una quantità pari a $6,02 \cdot 10^{23}$ molecole di quella sostanza.

Se conosciamo la quantità di sostanza di un campione di ossigeno, per esempio $n = 3$ mol, è facile calcolare il numero di molecole N da cui è composto il campione. Abbiamo

3 moli, ciascuna fatta da $6,02 \cdot 10^{23}$ molecole: basta moltiplicare per il numero di Avogadro N_A il valore numerico della quantità di sostanza:

$$N = n \cdot N_A = 3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 18,06 \cdot 10^{23} \approx 1,8 \cdot 10^{24}$$