

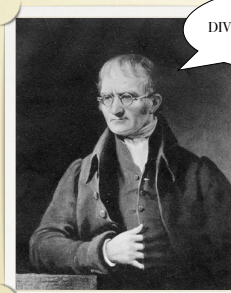
LE QUANTITÀ CHIMICHE

UN MODO PER CONTARE GLI ATOMI...

Prof.ssa Silvia Recchia

1

- Secondo la teoria atomica di Dalton la massa è un elemento distintivo tra atomi



ATOMI
DIVERSI HANNO MASSA
DIVERSA

- Ma come possiamo determinare la massa di un atomo?
- Non possiamo nemmeno pensare di “prenderne” uno alla volta...
- questo è un problema...



2

IPOTESI

Le masse delle sostanze
si combinano secondo
rapporti DEFINITE
COSTANTI



Joseph Proust
Angers, 1754–1826

- Facciamo un passo indietro: sia Proust che Dalton avevano lavorato e ragionato sulla base dei rapporti tra le masse delle sostanze...
- Dalton aveva intuito l'esistenza degli atomi dai rapporti ponderali interi,
- è ragionevole quindi che ci sia un **collegamento tra la quantità macroscopica di sostanza e la massa dei singoli atomi di cui è costituita.**

3

RAGIONIAMO CON L'ACQUA

1. una determinata quantità d'acqua è costituita da un numero finito di particelle (Dalton)
2. le molecole d'acqua sono tutte uguali tra di loro, infatti l'acqua ha una composizione definita e costante (Proust)
3. conoscendo la composizione percentuale dell'acqua (88,8% di O e 11,2% di H) possiamo stabilire che 100g di tale composto sono formati da 88,8 g di O e 11,2 g di H.

4

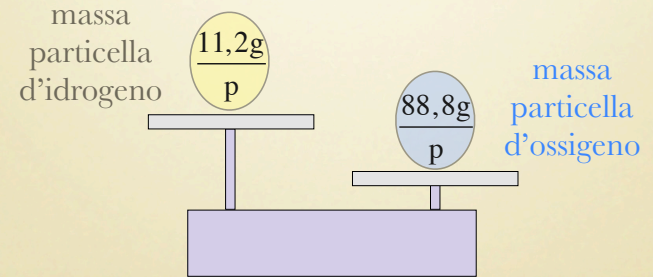
- Quante particelle (molecole) d'acqua ci sono in 100 g di tale composto?
- Supponiamo ce ne siano "p",
- possiamo trovare la massa di una molecola d'acqua: $\frac{100\text{g}}{p}$
- estendendo e supponendo che in una molecola d'acqua ci sia un atomo di ossigeno ed uno di idrogeno HO (*regola della massima semplicità*) avremo:

$$\frac{100\text{g}}{p} = \frac{88,8\text{g}}{p} + \frac{11,2\text{g}}{p}$$

↑ ↑ ↑
 particelle d'acqua particelle d'ossigeno particelle d'idrogeno

5

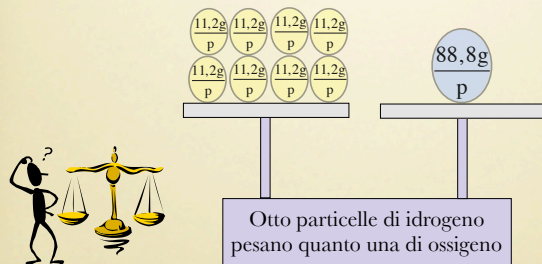
- Non riusciamo ancora a determinare la massa assoluta degli atomi
- ma riusciamo a stabilire quella relativa: in che rapporto stanno la massa dell'atomo di ossigeno e quella dell'atomo di idrogeno?



6

$$\frac{\frac{88,8\text{g}}{p}}{\frac{11,2\text{g}}{p}} = \frac{88,8}{11,2} = 7,93$$

massa particella d'ossigeno = 7,93 · massa particella d'idrogeno



7

CI SERVE UN'UNITÀ DI MISURA...

- Se prendiamo l'**atomo di idrogeno come unità** e, per convenzione, stabiliamo che la sua massa come unitaria (unità di massa atomica - *uma*), allora

$$MA(\text{O}) = 8 \text{ uma}$$

$$MA(\text{H}) = 1 \text{ uma}$$

sono le **masse atomiche relative** dell'ossigeno e dell'idrogeno

8

- La strada era ancora lunga perché ben presto fu scoperto che la formula dell'acqua era H₂O e non semplicemente HO; inoltre l'idrogeno non si rivelò un buon riferimento...

$$\frac{100\text{g}}{2p} = \frac{88,8\text{g}}{p} + \frac{11,2\text{g}}{2p}$$

↑ ↑ ↑
 particelle d'acqua particelle d'ossigeno particelle d'idrogeno

$$\frac{\frac{88,8\text{g}}{p}}{\frac{11,2\text{g}}{2p}} = \frac{88,8}{11,2} \cdot 2 = 16$$

$$\frac{\text{massa particella d'ossigeno}}{\text{massa particella d'idrogeno}} = 16 \cdot \frac{\text{massa particella d'idrogeno}}{\text{massa particella d'idrogeno}}$$

9

UNA NUOVA UNITÀ

- l'idrogeno (per la presenza non trascurabile dei suoi isotopi) si rivelò un riferimento non valido,
- l'unità di massa atomica tutt'oggi utilizzata è

**Unità di Massa Atomica
(u - uma - Da)**

Un'unità di massa atomica, *uma*, si definisce esattamente uguale a 1/12 della massa dell'isotopo ¹²C

$$1 \text{ uma} = 1.6605(1) \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

10

ORA POSSIAMO CONFRONTARE LE MASSE DI ATOMI E MOLECOLE

- Se prendiamo la nostra nuova unità, allora

$$MA(\text{O}) = 15,999 \text{ uma}$$

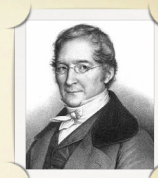
$$MA(\text{H}) = 1,008 \text{ uma}$$

$$MM(\text{H}_2\text{O}) = 2 MA(\text{H}) + MA(\text{O}) = 2,016 + 15,999 = 18 \text{ uma}$$

sono le **masse atomiche relative** dell'ossigeno e dell'idrogeno e della molecola d'acqua

11

LA SCOPERTA DELLE MOLECOLE DI ELEMENTO



- Mentre ci si arrovellava con le masse relative l'esimio chimico **Gay-Lussac** si dedicava allo studio dei gas scoprendo che:

“i volumi (ad es. litri) di gas reagenti o prodotti in una reazione chimica si combinano secondo rapporti esprimibili da numeri interi (e generalmente piccoli)”

- Cioè: **2 L di idrogeno + 1 L di ossigeno → 2 L d'acqua**

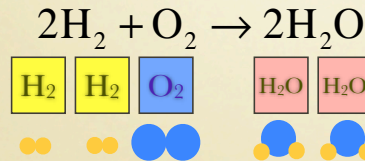


- Non notate qualcosa di strano in questi dati?

12

I CONTI NON TORNANO...

- ...da dove salta fuori il secondo volume d'acqua?
- Per spiegarlo, Avogadro ipotizzò che idrogeno e ossigeno fossero formati da **molecole biatomiche**: H₂, O₂, poi si scoprì che ciò valeva anche per N₂, Cl₂, I₂, Br₂.
- ADESSO SÌ CHE I CONTI TORNANO!



Volumi uguali gas diversi
nelle stesse condizioni di T e P
contengono lo stesso numero di
molecole

13

RITORNIAMO AI RAPPORTI TRA LE MASSE

- $\text{MR}(\text{H}) : \text{MR}(\text{O}) = 1 : 16$

$$\frac{\text{●}}{\text{●●}} = \frac{1}{16} \quad \text{rapporto (1/16)}$$

$$\frac{\text{●●}}{\text{●●●}} = \frac{2 \cdot 1}{2 \cdot 16} = \frac{2}{32} \quad \text{rapporto (1/16)}$$

$$\frac{\text{●●●●}}{\text{●●●●●}} = \frac{4 \cdot 1}{4 \cdot 16} = \frac{4}{64} \quad \text{rapporto (1/16)}$$

$$\frac{n \text{ ●}}{n \text{ ●●}} = \frac{n \cdot 1}{n \cdot 16} = \frac{\text{massa in grammi di } n \text{ particelle di H}}{\text{massa in grammi di } n \text{ particelle di O}}$$

rapporto (1/16)

- quindi masse di idrogeno e ossigeno che stanno in rapporto 1/16 **contengono lo stesso numero di particelle!**

14

Generalizzando:

- masse di due diverse sostanze che stanno in rapporto tra loro pari al rapporto tra le masse relative **contengono lo stesso numero di particelle.**

ad esempio,

- $\text{MA}(\text{C}) = 12$
- $\text{MA}(\text{N}) = 14$
- prendendo 12 g di C e 14 g di N atomico siamo sicuri di prendere **lo stesso numero di particelle di entrambi gli elementi.**

15

RIASSUMENDO

- **quantità di sostanza pari alla massa relativa espressa in grammi contengono lo stesso numero di particelle**
- Cioè, quante?
- Grazie agli spettrometri di massa si è riusciti a stabilire che
- $1 \text{ uma} = 1.6605(1) \cdot 10^{-24} \text{ g}$
- allora **1 atomo di C** ha massa $12 \times 1.6605(1) \cdot 10^{-24} \text{ g} = 19,9 \cdot 10^{-24} \text{ g}$
- avendo 12 g di C avremo: $12 \text{ g} / 19,9 \cdot 10^{-24} \text{ g} = \mathbf{6,023 \cdot 10^{23} \text{ atomi}}$ e questo ha valore generale!

16

LA MOLE

- quantità di sostanza pari alla propria massa relativa espressa in grammi contengono lo stesso numero di particelle, ovvero $6,023 \cdot 10^{23}$. Tale numero è detto NUMERO DI AVOGADRO
- la MOLE viene definita come la **quantità di sostanza** di un sistema che contiene un numero di **entità elementari** pari al numero di atomi presenti in 12 grammi di carbonio -12, cioè un numero di Avogadro.
- La **quantità di sostanza** è una grandezza fondamentale del SI, la **mole** è la sua unità di misura.
- **Quando si usano le moli le entità elementari devono sempre essere specificate (atomi, elettroni, ioni...).**

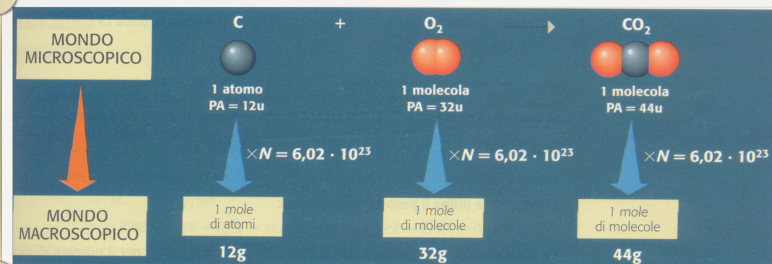
17

LA MOLE E LA MASSA MOLARE

- **Una mole di qualsiasi sostanza, e più in generale di qualsiasi entità elementare (elettroni, atomi, molecole...), contiene sempre un numero di Avogadro (N) di particelle.**
- La massa in grammi di una mole di sostanza (MASSA MOLARE - M) è numericamente uguale alla massa relativa ed è espressa in **g/mol**.

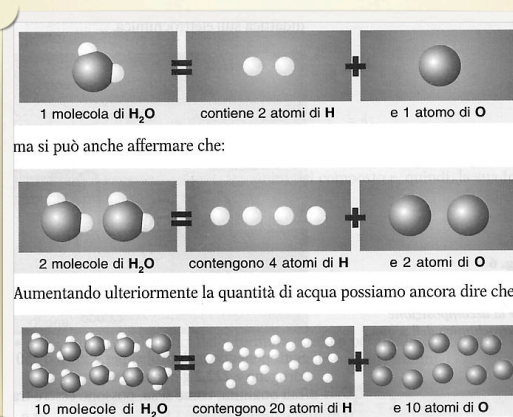
18

LA MOLE E LA MASSA MOLARE



19

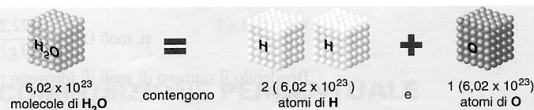
LA MOLE E IL NUMERO DI AVOGADRO



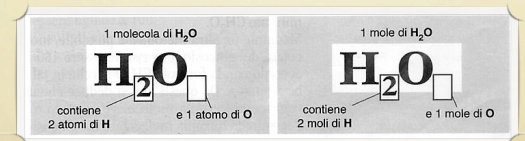
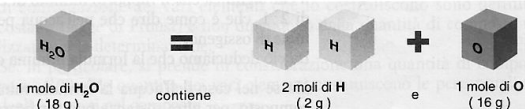
20

LA MOLE E IL NUMERO DI AVOGADRO

Nel caso in cui, infine, si abbia una mole di acqua si può concludere che:



ovvero, in altre parole:



21

COME CALCOLARE IL NUMERO DI MOLI

- Il numero di moli si ricava dal rapporto tra la massa in grammi della sostanza e il valore della sua massa molare

$$n = \frac{m}{M} \text{ (mol)}$$

22

COME CALCOLARE IL NUMERO DI MOLI

$$n = \frac{m}{M} \text{ (mol)}$$

- Quante moli di molecole d'acqua sono contenute in 36 g di tale sostanza?
- $MM(\text{H}_2\text{O}) = 18$ uma, quindi $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$
- $n = m/M = 36 \text{ g} / 18 \text{ g mol}^{-1} = 2 \text{ mol}$

23

QUANTE MOLECOLE?

- Abbiamo calcolato che 36 g d'acqua corrispondono a 2 moli di molecole, cioè quante?
- Se una mole corrisponde a $6,023 \cdot 10^{23}$ (N) molecole, 2 moli conteranno $2N$ molecole, cioè $12,046 \cdot 10^{23}$ molecole d'acqua.
- Generalizzando

$$n^\circ \text{entità el.} = n \cdot N$$

24