Abstract.

Ho raccolto in queste dispense le sbobinature delle lezioni e gli esercizi svolti in aula relativi al corso di Chimica Generale tenuto nell'anno accademico 2019/2020 dalle professoresse Maurizia Seggiani e Federica Barontini.
Ho ritenuto opportuno anche inserire alcune nozioni teoriche aggiuntive ed esercizi svolti non relativi alle lezioni delle docenti.

29/01/2019
Manlio de Pasquale.

master COPY
master COPY
master COPY
master COPY

master COPY

master COPY

"Introduzione agli elementi (parte 1+2)
Introduzione alla mole con definizioni"

{pg 1}

ISOTOPI → Atomi di uno stesso elemento che presentano numero atomico differente, ovvero differente numero di neutroni.

ESEMPIO: Se sappiamo che si può reperire in natura tra 3 isotopi.

- $^{12}C \rightarrow Z=6 / A=12$ abbondanza 98,89 %
- $^{13}C \rightarrow Z=6 / A=13$ abbondanza 1,11 %
- $^{14}C \rightarrow Z=6 / A=14$ abbondanza 0,01 %

OSSERVAZIONE: Essendo le proprietà chimiche di un elemento percepibili, determinate dagli elettroni, tutti gli isotopi hanno praticamente lo stesso comportamento chimico.

PESO ATOMICO → Si esprime essenzialmente un rapporto tra il peso dell'atomo di un determinato elemento riferito al peso di un'altro atomo preso come riferimento standard.
Essendo, quindi, un rapporto tra pesi, di fatto in un campo gravitazionale a gravità costante, esso rappresenta anche un rapporto tra le masse degli atomi.
Proseguo, adesso, capire quale sia la massa scelta come riferimento. Inizialmente fu presa $\frac{1}{16}$ della massa del ^{16}O ed, in seguito, la comunità scientifica decise di adoperare come riferimento $\frac{1}{12}$ della massa dell'isotopo 12-Carbonio ed essa ha ricevuto, ufficialmente, un nome, ovvero unità di massa atomica (u.m.a.) indicata anche come u. Questo fa sì che, considerando questa unità di massa, sia possibile esprimere le masse degli elementi, ma anche delle varie particelle subatomiche in funzione di u.m.a. Ufficialmente nel caso del Carbonio 12 sarà esattamente, per definizione, 12. Essendo sotto dell'abbond. isotopica dei vari elementi è possibile ricavare quello che è il peso atomico. Non si accompagnano i pesi atomici con unità di misura, in quanto è adimensionale. I pesi atomici sono rintracciabili nella tavola periodica degli elementi.

OSSERVAZIONE: d'unità di massa atomica presso molte volte usata in Chimica

MASSA ATOMICA RELATIVA → Si ribadisce il concetto che esiste un rapporto tra la massa di un atomo e la dodicesima parte della massa del ^{12}C. Parlando di massa atomica relativa ci si riferisce, appunto, al peso atomico (adimensionale)

ESEMPIO: Riferendoci all'isotopo ^{16}O la massa atomica esatta sarà 15,9949 u, esprimendoci in termini di peso atomico, sarà 15,9949 (n. puro)

OSSERVAZIONE: Bisogna ricordare che la massa atomica di ogni elemento espressa nella tavola periodica è una massa atomica media, calcolata tenendo conto delle varie abbondanze isotopiche, in percentuale. (Riferendoci al peso atomico si leva la u)

⊛ ESEMPIO: Il carbonio naturale è costituito da 98,892% di ^{12}C + 1,108% ^{13}C, per cui la massa media di C sarà:

$(0,98892)(12\ u.m.a.)+(0,0308)(13,0035\ uma)$

$= 12,011\ uma$

SPETTROMETRIA DI MASSA → Utilizzando questa tecnica si può determinare la massa e l'abbondanza relativa di ciascun isotopo naturale di un elemento. Si studierà nel corso di Strumentazione Industriale Chimica (2° anno).

MASSA MOLECOLARE → Si può parlare in termini di massa molecolare, in quanto gli atomi creano legami tra loro in ragione di dare vita a composti. Si va ad individuare quella che è la formula della molecola, andando, quindi, a quanti grammi è uguale di atomi della stessa, sommando i singoli pesi atomici degli elementi, si ricava il cosiddetto peso formula, definito come la somma dei vari pesi atomici degli elementi moltiplicata per numero di atomi presenti nella formula. Si ragiona in termini di massa molecolare, la quale verrà espressa in u.m.a, oppure in termini di peso molecolare che sarà, ovviamente, somma di numeri puri, dopo, numero puro.

ESEMPIO: determinare massa molecolare e peso molecolare della molecola di H_2O (acqua). Si procede rintracciando nella tavola periodica i vari pesi atomici (PA): $\begin{cases} PA(H) = 1,008 \\ PA(O) = 15,9949 \end{cases}$

Adesso, essendo presenti nella formula 2 atomi di H ed 1 solo atomo di O, il peso molecolare (PM) sarà:

$\star$ $PM(H_2O) = PA(O) + 2PA(H) = \underline{18,015}$.

Per la massa molecolare (MM) basta aggiungere u, ovvero $MM(H_2O) = \underline{18,015\ u}$.

master COPY

RIASSUNTO → Abbiamo parlato di atomi, molecole, masse e pesi atomici, masse e pesi molecolari. I chimici e gli Ing. chimici maneggiano quantità molto grandi di sostanze chimiche (è chiaro che non si prendono 2 atomi di A o 2 molecole di B) Bisogna riferirsi a delle quantità di sostanza che possano venir espresse in quantità maneggiabili come g, kg ecc. Da qui l'esigenza di introdurre il concetto di mole.

MOLE → Quantità di sostanza che contiene tante unità pari al numero di atomi contenuti in 12 g dell'isotopo 12-Carbonio. Cosa si intende per unità? Possono essere atomi, molecole, ioni, fotoni, elettroni e molto altro. Bisogna, adesso, capire quanti atomi sono contenuti in 12 g di ^{12}C.

In questo caso basterà dividere questi 12 g per la massa totale di un singolo nuclide di ^{12}C. Nota che la quest'ultima massa in grammi si opera nel seguente modo:

la massa at. di un nuclide ^{12}C è pari a 12 u, e siccome $1\ u = 1,6605 \cdot 10^{-24}\ g$, esprimendola in g sarà $12 \cdot 1,6605 \cdot 10^{-24}\ g$.

Il numero di atomi di 12-Carbonio sarà $\dfrac{12\ g}{12 \cdot 1,6605 \cdot 10^{-24}\ g}$

che è pari a $6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di ^{12}C.

Questo numero si definisce Numero di Avogadro (N_A)

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$$

→ da notare che N_A è l'inverso dell'unità.

MASSA MOLARE → la massa in g di una mole di qualsiasi elemento è espressa dallo stesso numero che ne esprime la massa atomica. L'unità di misura sarà, tuttavia $mol \cdot g^{-1}$