

L'atomo

Gli atomi sono per convenzione le unità costituenti le sostanze.

Queste possono essere costituite da atomi di una sola specie atomica e allora si chiamano **sostanze elementari**; oppure da atomi di specie diverse e allora si chiamano sostanze composte o **composti**.

Le sostanze costituiscono la materia, cioè tutto ciò che ha massa.

Il **protone**, il **neutrone** ed l'**elettrone** sono le tre particelle subatomiche che costituiscono l'atomo.

Il raggio di un atomo è dell'ordine di 1 \AA (10^{-10} m).

Il nucleo ha un raggio di 10^{-5} \AA .

L'atomo

Il nucleo è costituito da neutroni e protoni (nucleoni).

Il neutrone non ha carica e la sua massa è $1,675 \times 10^{-27} \text{ Kg}$.

Il protone ha una carica positiva di $1,6022 \times 10^{-19} \text{ C}$ e una massa di $1,673 \times 10^{-27} \text{ Kg}$.

L'elettrone ha carica uguale e di segno opposto al protone; la sua massa è $9,1095 \times 10^{-31} \text{ Kg}$.

Il numero di protoni presenti nel nucleo di un atomo viene definito come **numero atomico Z**.

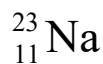
La somma dei neutroni e dei protoni presenti nel nucleo di un atomo viene definito **numero di massa A**.

I nuclidi

Un nuclide è un atomo caratterizzato dal **numero atomico Z** (numero di protoni) e dal **numero di massa A** (numero di neutroni e di protoni).

$\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix}$ Simbolo

Il nuclide neutro ha un numero di elettroni uguale a quello di protoni.



Na 11 protoni 11 elettroni 12 neutroni

Na⁺ 11 protoni 10 elettroni 12 neutroni

Gli isotopi

Nuclidi con lo stesso Z ma differente A possono esistere e si chiamano **isotopi**.

Una stessa specie atomica ha, di norma, diversi isotopi. Si parla di miscela isotopica naturale la composizione dei vari nuclidi di un dato elemento presente in natura.

Alcuni nuclidi sono stabili, altri sono instabili (radioattivi) e decadono attraverso una reazione nucleare. La composizione del nucleo in termini di protoni e neutroni determina la stabilità del nuclide.

I diversi **isotopi** di uno stesso elemento hanno **uguali proprietà chimiche** e **diverse proprietà fisiche**.

Nuclidi stabili

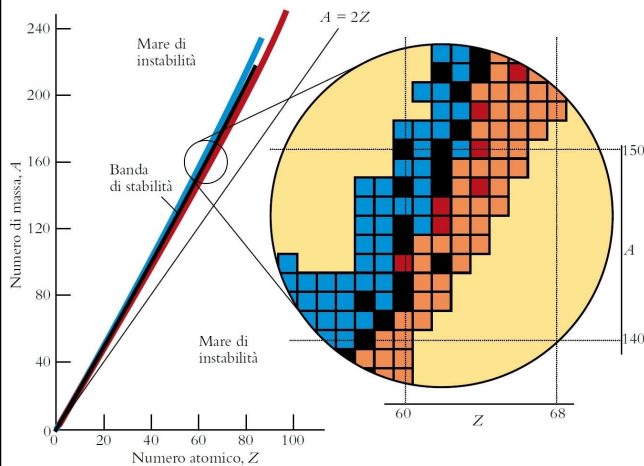


Figura 10A.13 Il modo in cui la stabilità nucleare dipende dal numero atomico e dal numero di massa. I nuclidi disposti lungo la sottile banda nera (la banda di stabilità) sono generalmente stabili. Quelli che si trovano nella banda azzurra hanno probabilità di emettere particelle β , quelli situati nella banda rossa particelle α . I nuclei della regione in arancione hanno probabilità di emettere positroni o di catturare elettroni. La retta indica la posizione che i nuclidi avrebbero se il numero dei protoni e dei neutroni fosse lo stesso ($A = 2Z$). L'insero ingrandisce il grafico in prossimità di $Z = 60$.

Le specie atomiche note sono 118, di cui 91 naturali; di queste, 81 hanno almeno un nuclide stabile.

Tavola Periodica degli elementi

Gruppo

- Metalli Alcalini
- Metalli Alcalino-Terrosi
- Lantanidi
- Atinidi
- Elementi di Transizione
- Metalloidi / Non Metalli
- Alogeni
- Gas Nobili

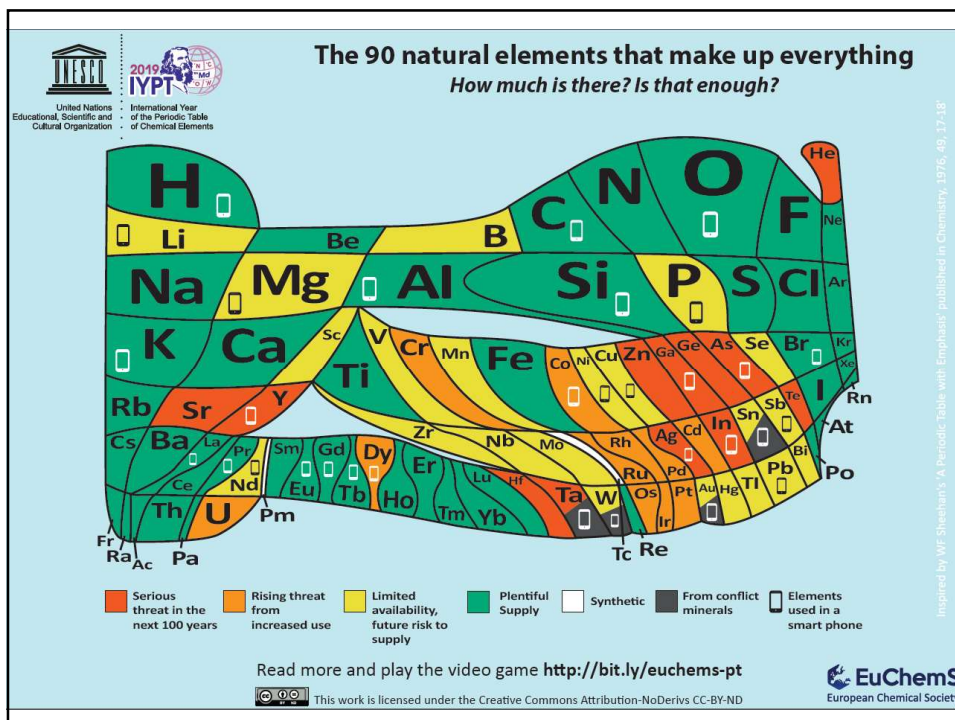
Proprietà Fisiche

- Valenza
- Densità (g/cm³)
- Temperatura di Fusione (°C)
- Temperatura di Ebollizione (°C)
- Numero Atomico
- Peso Atomico
- Numero di Ossidazione
- Simbolo
- Nome

Legend

- SOLIDI
- LIQUIDI
- GASSOSI
- ARTIFICIALI

Periodo	1 IA	2 IA	3 IIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIB	9 VIIB	10 VIIB	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1	H	He																
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn						
8	Ce		Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Serie dei Lantanidi		
9	Th		Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Serie degli Atinidi		



Massa atomica

I valore sperimentale della massa atomica è inferiore al valore ottenuto dalla somma delle masse di tutte le particelle sub-atomiche che costituiscono l'atomo.

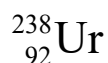
Difetto di massa:

Nella formazione del nucleo (legami tra nucleoni) si libera energia ($E = mc^2$)

Perdita massa ~1%



Non ha difetto massa



ha significativi effetti dovuti a difetto di massa

Massa atomica

L'unità di riferimento per la misura della massa degli atomi è l'**unità di massa atomica (uma** o Dalton) definita come 1/12 della massa del nuclide neutro $^{12}_6\text{C}$

Protone 1.007276 uma

Neutrone 1.008665 uma

Elettrone 0.0005486 uma

Massa atomica di ^{10}B

$$5 \times 1.007276 + 5 \times 1.008665 + 5 \times 0.0005486 = 10.0129 \text{ uma}$$

Massa atomica di ^{11}B

$$5 \times 1.007276 + 6 \times 1.008665 + 5 \times 0.0005486 = 11.0093 \text{ uma}$$

Massa atomica

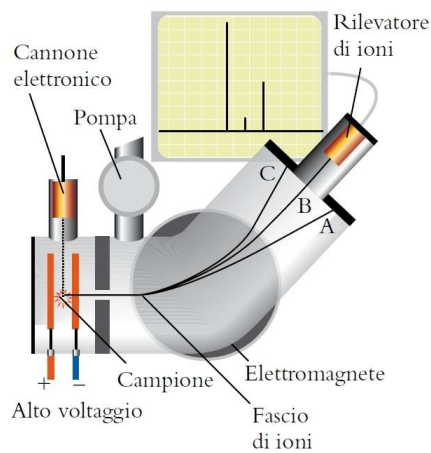


Figura B.5 Per misurare la massa degli atomi si fa uso dello spettrometro di massa. Gli elettroni escono da un cannone elettronico e passano attraverso un campo magnetico, accelerati da una differenza di potenziale. Una pompa rimuove l'aria. Variando l'intensità del campo magnetico la traiettoria degli ioni accelerati passa da A a C. Quando essa coincide con B il rivelatore di ioni invia un segnale al registratore. La massa dell'ione è proporzionale all'intensità del campo magnetico necessario a spostare il raggio in posizione tale da colpire il rivelatore.

Massa atomica

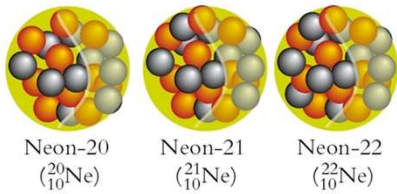
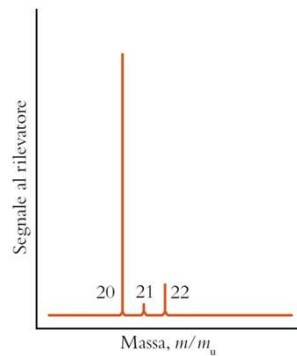


Figura B.7 I nuclei dei diversi isotopi dello stesso elemento hanno lo stesso numero di protoni e diverso numero di neutroni. Questi tre disegni mostrano la composizione del nucleo dei tre isotopi del neon. Su questa scala il diametro dell'atomo misurerebbe pressappoco 1 km. I disegni non tentano di mostrare come sono disposti protoni e neutroni dentro il nucleo.

Massa atomica

La **Massa Atomica Relativa** di un elemento è la massa atomica media (pesata rispetto all'abbondanza relativa degli isotopi naturali) dei vari nuclidi neutri di un dato elemento relativa all'uma (dalton).

Es. Il Boro è costituito da ^{10}B al 19.91% e da ^{11}B al 80.09%. La massa di ^{10}B è 10.0129 uma e la massa di ^{11}B 11.0093 uma.

$$M_{\text{B}} = 10.0129 * \frac{19.91}{100} + 11.0093 * \frac{80.09}{100} = 10.81\text{uma}$$

Esempi: massa atomica

La massa **atomica** dell'idrogeno è

$$1.007825 \times 0.99985 + 2.0140 \times 0.00015 = 1.00797 \text{ uma}$$

La massa **atomica** del carbonio è

$$12.00000 \times 0.9889 + 13.00335 \times 0.0111 = 12.0111 \text{ uma}$$

La massa **atomica** del cloro è

$$34.969 \times 0.758 + 36.966 \times 0.242 = 35.452 \text{ uma}$$

Isotopo	Abbondanza in natura	Massa atomica dell'isotopo
³⁵ Cl	75,8%	34,969 u
³⁷ Cl	24,2%	36,966 u

Isotopi naturali

Nuclide	Massa relativa	% di nuclidi
¹ H	1,007825	99,985
² H	2,014102	0,015
³ He	3,016030	~ 10 ⁻⁴
⁴ He	4,002604	~ 100
⁶ Li	6,015126	7,42
⁷ Li	7,01605	92,58
⁹ Be	9,012186	~ 100
¹⁰ Be	10,013535	tracce
¹⁰ B	10,012939	19,6
¹¹ B	11,009305	80,4
¹¹ C	11,011433	tracce
¹² C	12,	98,89
¹³ C	13,003354	1,11
¹⁴ C	14,003142	tracce

¹₁H Prozio

²₁H Deuterio

³₁H Trizio

Radioattivo

Massa molecolare

Una molecola è costituita da diversi atomi legati assieme: la **massa molecolare** è la somma delle masse atomiche di tutti gli atomi che costituiscono una molecola

La massa molecolare di Na_2CO_3 è data da
 $2 \times 22.99 + 12.01 + 3 \times 16.00 = 105.99$ uma

La massa molecolare di H_2O è data da
 $2 \times 1.01 + 16.00 = 18.02$ uma

Numero di Avogadro e concetto di mole

Il numero di atomi presenti in 12 g di ^{12}C (**6.022×10^{23}**)
è chiamato **Numero** (o costante) **di Avogadro (N_A)**

La **Mole** è una unità di quantità di sostanza che contiene un
Numero di Avogadro di entità elementari quali atomi,
molecole, elettroni etc. (grandezza estensiva).

Conversione uma e g

Dalla definizione di uma sappiamo che

$$\boxed{\text{Massa di un atomo di } ^{12}\text{C in uma}} = 12 \text{ uma}$$

Dalla definizione di mole si ricava che

$$\boxed{\text{Massa di un atomo di } ^{12}\text{C in g}} = \frac{12}{N_A} \text{ g}$$

L'equivalenza è pertanto:

$$12 \text{ uma} = \frac{12}{N_A} \text{ g}$$

$$\text{g corrispondenti ad 1 uma} = \frac{1}{N_A} \frac{\text{g}}{\text{uma}}$$

$$\text{uma corrispondenti ad 1 g} = N_A \frac{\text{uma}}{\text{g}}$$

Massa molare

Si definisce massa molare la massa di 1 mole di particelle. Detta MM la massa molare e P la massa di una singola particella:

$$\text{MM (g/mol)} = N_A \cdot P(\text{g}) \quad \text{dove } N_A \text{ è il numero di Avogadro}$$

Ricordando l'equivalenza tra uma e g possiamo scrivere

$$P(\text{g}) = \frac{1}{N_A} P(\text{uma})$$

e quindi

$$\text{MM(g/mol)} = N_A \frac{1}{N_A} P(\text{uma}) = P(\text{uma})$$

La massa molare espressa in g/mol è numericamente uguale alla massa atomica / molecolare espressa in uma.

Esempi: mole

2 mol di O₂ significa:

$$2 \text{ (mol)} \times 6.022 \times 10^{23} \text{ (molecole/ mol)} = 12.04 \times 10^{23} \text{ molecole di O}_2$$

A quante moli di Zn corrispondono 10⁹ atomi di Zn ?

$$\text{Moli di Zn} = \boxed{\text{Moli di Zn corrispondenti ad un atomo di Zn}} \times \boxed{\text{Numero totale di atomi di Zn}}$$

$$\begin{aligned} \text{mol}_{\text{Zn}} &= \frac{1}{N_A} \left(\frac{1}{\text{atomi/mol}} \right) * 10^9 \text{ atomi} \\ &= \frac{1}{6.022 * 10^{23}} \left(\frac{1}{\text{atomi/mol}} \right) * 10^9 \text{ atomi} \\ &= 1.6606 * 10^{-15} \text{ mol} \end{aligned}$$

Esercizi

- Calcolare il numero di moli di H₂O contenute in 1.000L di acqua pura.
- Calcolare il numero di atomi Au contenuti in un anello del peso di 4.257g.
- Calcolare quanti grammi di NaCl sono necessari per prelevare 5.834 x 10⁻² mol della sostanza desiderata.
- Calcolare il peso di un diamante che contiene 8.459 x 10²¹ atomi di C