

ELEMENTI

- Sono 109 e sono identificati da un simbolo

Fe Ferro

P fosforo

La Lantanio

Na sodio

Sono raggruppati nella tavola periodica

Permette di classificare e prevedere le proprietà degli elementi

- Gruppi proprietà chimiche simili

- Periodi

Periodi	Gruppi																	
	Metalli alcalini		Metalli alcalino-terrosi										Alogeni					Gas nobili
	I 1	II 2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	III 13	IV 14	V 15	VI 16	VII 17	VIII 18
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		

Lantanidi
Attinidi

METALLI conducono il calore e la corrente elettrica, hanno lucentezza caratteristica, sono duttili e malleabili.

Esempi: Na, Fe, Ag

NON-METALLI non hanno nessuna delle proprietà elencate sopra.

Esempi: S

I metalli e i non metalli occupano posizioni diverse nella tavola periodica.

I II												III IV V VI VII VIII					
																	
												B C    					
												 Al Si P   					
												Ga Ge As Se  					
												  Sn Sb Te I 					
												   Bi Po At Rn					
																	
																	

Lantanidi, Attinidi $\Rightarrow$ metalli.

IPOTESI ATOMICA

(DALTON)

- Tutti gli atomi di un dato elemento sono uguali
- Gli atomi di elementi diversi hanno masse diverse
- Un composto è una determinata combinazione di atomi di uno o più elementi
- In una reazione chimica, gli atomi non sono né creati né distrutti, ma cambiano la disposizione relativa $\Rightarrow$ nuove sostanze.

Per Dalton gli atomi sono indivisibili!

STRUTTURA ATOMICA

THOMSON

ELETTRONI : Esperimento di Thompson

⇒ "raggi catodici" (TV)

Determino' il valore di $\frac{e}{m}$ per l'elettrone.

Millikan determino' separatamente il valore di e e di m

$$m = 9.11 \cdot 10^{-28} \text{ kg} \quad e = 1.60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Per comodita', si attribuisce all'elettrone carica unitaria negativa.

Modello di Thompson : elettroni distribuiti in una sostanza gelatinosa di carica positiva



massa gelatinosa carica positivamente.

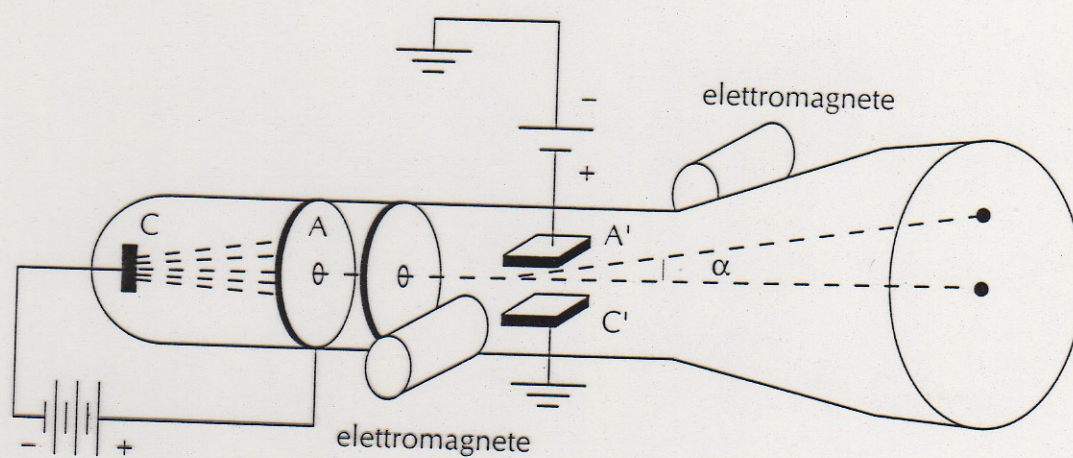


FIGURA 14.6.1 Apparecchio di Thomson.

NUCLEI

Esperimento di Rutherford

$\Rightarrow$ 1 particella su 20000 deflessa più di 90° .

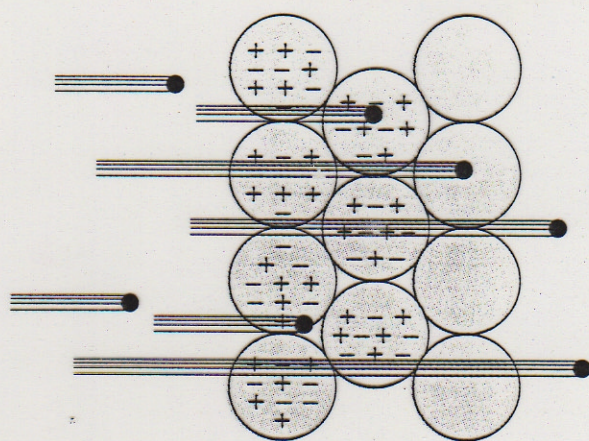
La massa e la carica sono concentrate in una regione molto piccola. (nucleo)

Modello atomico di tipo planetario.

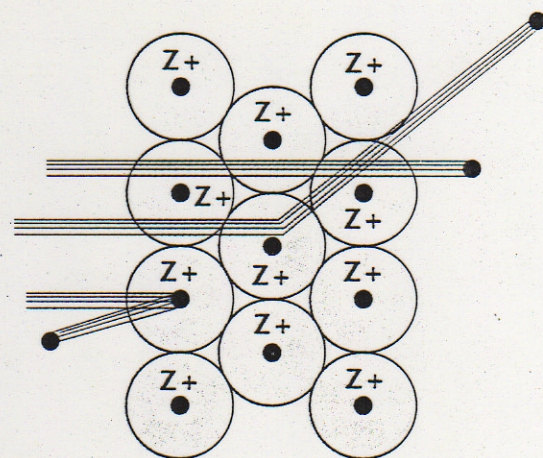
$Au \Rightarrow$ 100 unità di carica positiva. (in realtà 79)

diametro del nucleo $\sim 10^{-14}$ m.

*Lastre molto
sottile di Au*



a



b

FIGURA 14.9.2 Previsioni dei risultati dell'esperimento di Rutherford: a) secondo il modello amato di Thomson; b) secondo il modello atomico di Rutherford.



STRUTTURA DEL NUCLEO

Costituito da:

- protoni: carica +1 1836 volte masse e^-
- neutroni: carica 0 stessa massa
($1.67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$)

Numero protoni = Z NUMERO ATOMICO

Per un elemento, può essere determinato dall'analisi di raggi X emessi. (Moseley)

Atomi neutri: $Z =$ numero degli elettroni

Uranio U $Z = 92$; 92 elettroni



Sono date dalla somma delle masse di protoni e di neutroni.

Determinate sperimentalmente con l'uso dello
SPETTROMETRO DI MASSA

Non tutti gli atomi dello stesso elemento hanno la stessa massa.

Campione di Ne	$3.32 \cdot 10^{-23}$ g	} abbondanza relativa diminuisce
	$3.65 \cdot 10^{-23}$ g	
	$3.49 \cdot 10^{-23}$ g	

Isotopi : stesso numero atomico ma masse atomiche diverse

Hanno lo stesso numero di protoni (Z), ma numero di neutroni diverso $\Rightarrow$ stesso tipo di elemento

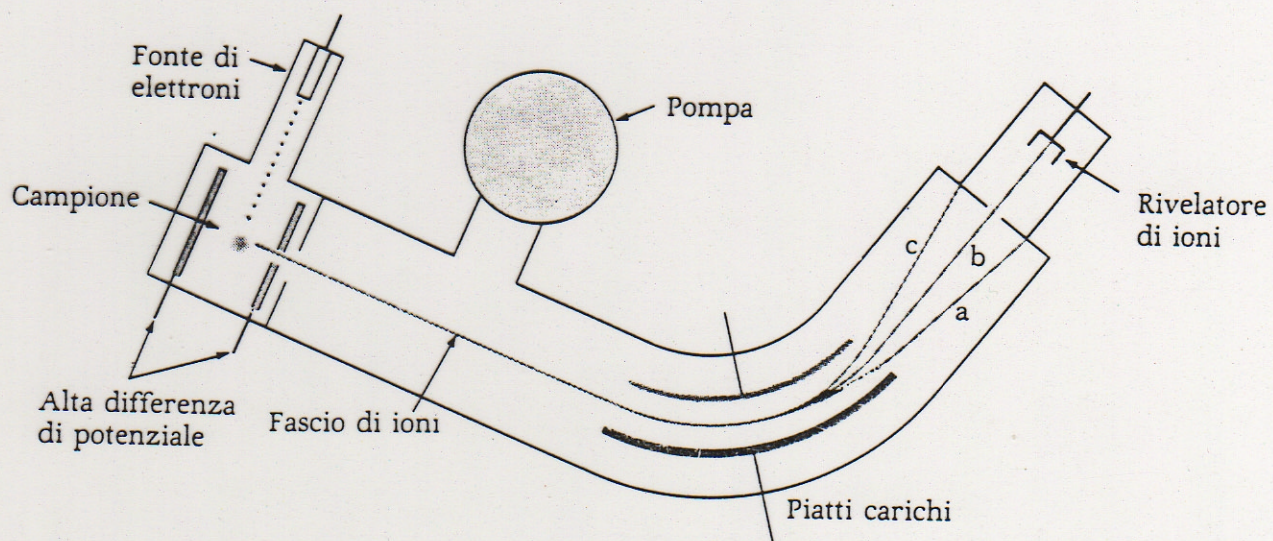
Hanno stesso numero di elettroni, e quindi le stesse proprietà chimiche. (ma non fisiche).

Tabella 2.3 Alcuni isotopi comuni

Nome	Numero atomico, Z	Numero di neutroni	Numero di massa, A	Massa	Abbondanza %	Simbolo
Idrogeno	1	0	1	$1,674 \times 10^{-24}$ g 1,008 uma	99,985	^1H
Deuterio	1	1	2	$3,344 \times 10^{-24}$ g 2,014 uma	0,015	^2H o D
Trizio	1	2	3	$5,008 \times 10^{-24}$ g 3,016 uma	*	^3H o T
Carbonio-12	6	6	12	$1,9926 \times 10^{-23}$ g 12 uma esatte	98,90	^{12}C
Carbonio-13	6	7	13	$2,159 \times 10^{-23}$ g 13,00 uma	1,10	^{13}C
Ossigeno-16	8	8	16	$2,655 \times 10^{-23}$ g 15,99 uma	99,76	^{16}O
Cloro-35	17	18	35	$5,807 \times 10^{-23}$ g 34,97 uma	75,77	^{35}Cl
Cloro-37	17	20	37	$6,138 \times 10^{-23}$ g 36,97 uma	24,33	^{37}Cl
Cobalto-60	27	33	60	—	*	^{60}Co
Stronzio-90	38	52	90	—	*	^{90}Sr
Oro-197	79	118	197	$3,271 \times 10^{-22}$ g 197,0 uma	100	^{197}Au
Uranio-235	92	143	235	$3,902 \times 10^{-22}$ g 235 uma	0,72	^{235}U
Uranio-238	92	146	238	$3,953 \times 10^{-22}$ g 238,05 uma	99,27	^{238}U

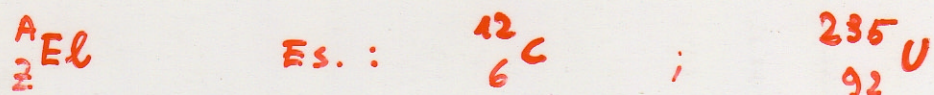
* Non stabile, elemento radioattivo.

$$P.A. (\text{Cl}) = 35,453 = \frac{75,77 \cdot 34,97 + 24,33 \cdot 36,97}{100}$$



SPETTROMETRO DI MASSA

A = numero di massa $\rightarrow$ numero di nucleoni
(protoni + neutroni).



${}^1_1 \text{H}$ il nucleo è costituito solo da un protone.

Abbondanza di un isotopo =

$$= \frac{\text{n}^\circ \text{ atomi isotopo}}{\text{n}^\circ \text{ atomi totale elemento nel campione}}$$

Massa degli atomi $\Rightarrow$ UNITA' DI MASSA ATOMICA

1 uma = $\frac{1}{12}$ massa ${}^{12}_6 \text{C}$ ($= 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$)
DALTON

Massa media degli atomi presenti in un campione
naturale $\Rightarrow$ peso atomico (PA)

H PA = 1.008 uma S PA = 32.06 uma.
O PA = 15.9994 uma

MOLI E MASSA MOLARE

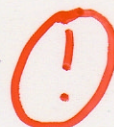
In un campione macroscopico c'è un numero enorme di atomi $\Rightarrow$ unità di misura conveniente

MOLE : numero di atomi contenuti esattamente in 12 g di ^{12}C .

MOLE (mol) $\Rightarrow 6.022 \cdot 10^{23}$ atomi

Vale per atomi, elettroni, fotoni, qualsiasi oggetto.

$6.022 \cdot 10^{23} = N_A$ num. Avogadro



1 mol di un elemento $\Rightarrow$ massa in g pari al peso atomico in una.

$$1 \text{ mol Cu} = 6.022 \cdot 10^{23} \cdot 1.6605 \cdot 10^{-24} \text{ g} \cdot 63.54 = 63.54 \text{ g}$$

Massa molare $\Rightarrow$ massa per mole di atomi di un elemento.

$$\text{Massa molare Cu} = 63.54 \text{ g/mol}$$

COMPOSTI

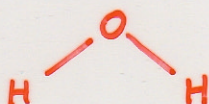
10

Composti molecolari formati da molecole

Composti ionici formati da ioni

→ Tenuti insieme dalle attrazioni fra cariche opposte.

MOLECOLE : gruppi definiti e distinti di atomi legati assieme

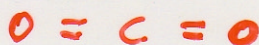


H₂O acqua

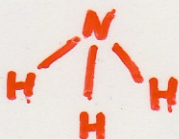
CH₄, SO₂, CH₃-CH₂-OH, ecc.

Formule molecolari : simboli chimici e numerici che indicano il numero degli atomi degli elementi nella molecola

CO₂

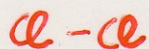


NH₃



} poliatomiche

Cl₂



biatomica

PESO MOLECOLARE massa media di una

molecola $\Rightarrow$ somma dei pesi atomici degli elementi
presenti

(H)

(O)

$$\begin{aligned} PM (H_2O) &= 2 \times 1.008 \text{ uma} + 1 \times 16.00 \text{ uma} = \\ &= 18.02 \text{ uma} \end{aligned}$$

$$1 \text{ mol } (H_2O) = 18.02 \text{ g } (H_2O)$$

$$\text{Massa molare} = 18.02 \text{ g/mol}$$

IONI

Sono presenti in composti ionici. La dissoluzione di composti ionici in H_2O dà luogo a soluzioni che conducono l'elettricità. (soluzioni elettrolitiche).

CATIONE ione con carica positiva Na^+

ANIONE ione con carica negativa Cl^-

Cationi : si formano rimuovendo 1 o più elettroni dagli atomi neutri.

Anioni : si formano quando un atomo neutro acquisisce uno o più elettroni

Ioni poliatomici : gruppi di atomi legati fra loro dotati di carica elettrica. (ioni molecolari)

NH_4^+ ammonio

CO_3^{2-} carbonato

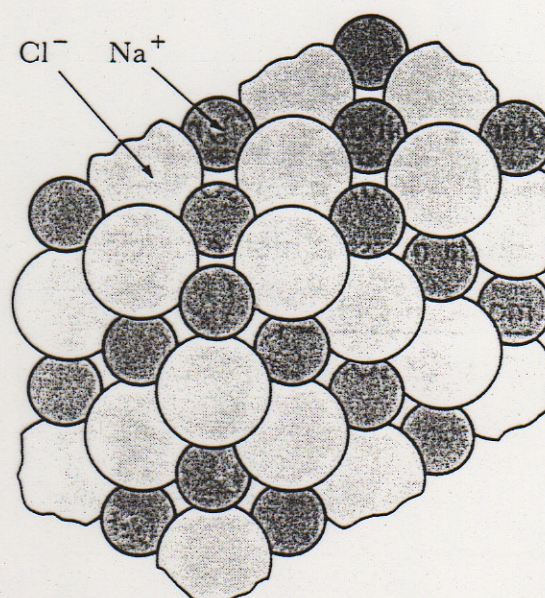
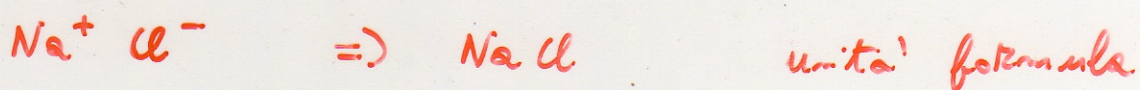


Figura 2.26

Nel cloruro di sodio solido, un composto ionico, gli ioni sono mantenuti insieme dall'attrazione tra le loro cariche opposte. Le sfere rosse rappresentano gli ioni sodio, mentre le sfere verdi rappresentano gli ioni cloruro. Disciogliendo il sale in acqua gli ioni divengono liberi di muoversi.

Formule di composti ionici: indicano il numero relativo di atomi di ciascun elemento nel composto.



Peso formula (comp. ionico) massa di una
comp. ionico unità formula.

$$\begin{aligned} \text{HgCl}_2 \quad \text{PF} &= \text{PA}(\text{Hg}) + 2 \cdot \text{PA}(\text{Cl}) = \\ &= 200.59 \text{ uma} + 2 \cdot 35.45 = \\ &= 271.49 \text{ uma} \end{aligned}$$

$$1 \text{ mol HgCl}_2 \Rightarrow 271.49 \text{ g}$$

$$\text{Massa molare HgCl}_2 = 271.49 \text{ g/mol}$$

$$0.223 \text{ mol HgCl}_2$$

$$\text{massa} = 0.223 \text{ mol} \cdot 271.49 \text{ g/mol} = 60.54 \text{ g HgCl}_2$$