

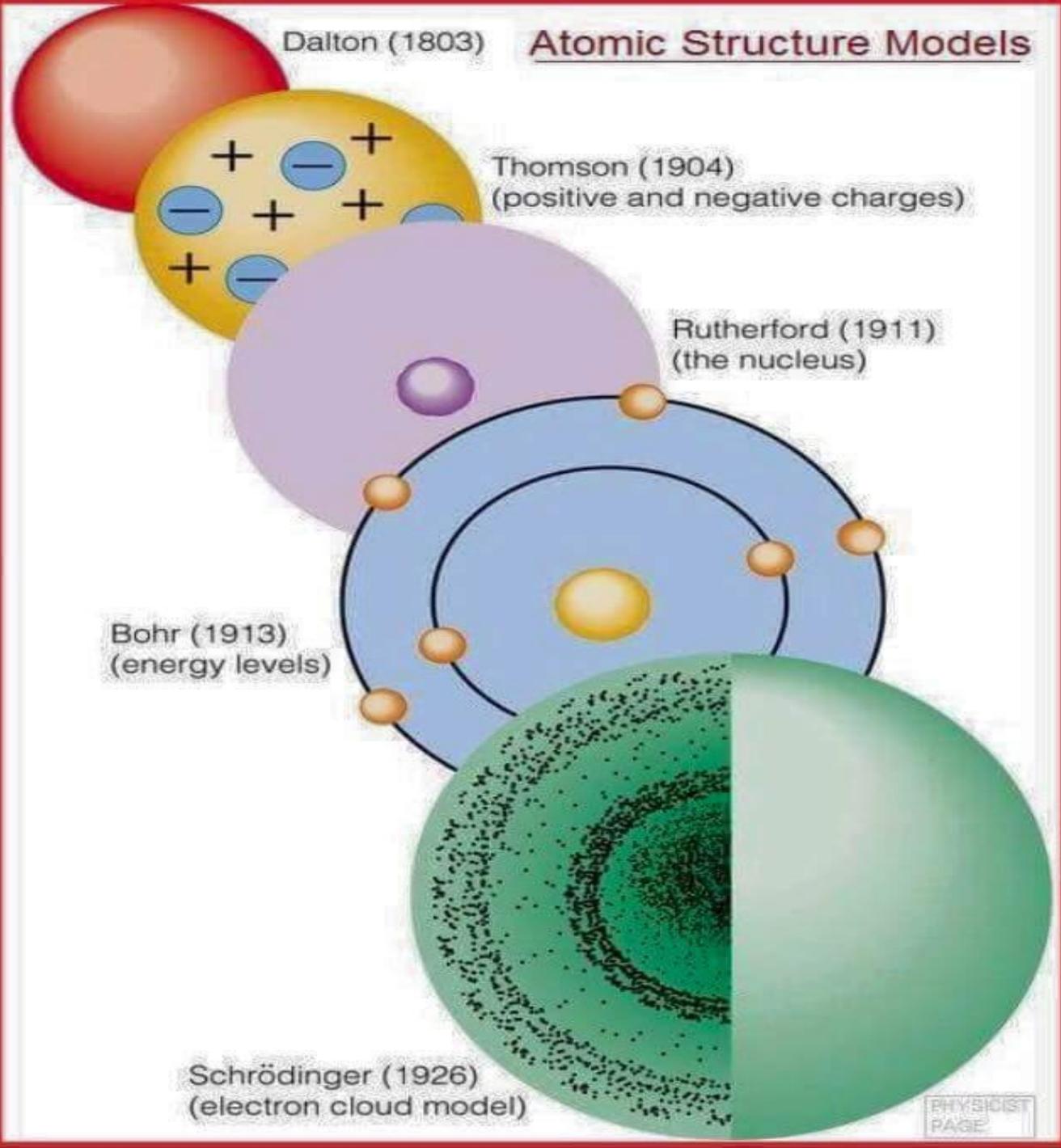
## Capitolo 4

# LA STRUTTURA DELL'ATOMO

**N.B I concetti proposti sulle slide, in linea di massima seguono l'ordine e i contenuti del libro, ma!!!!**

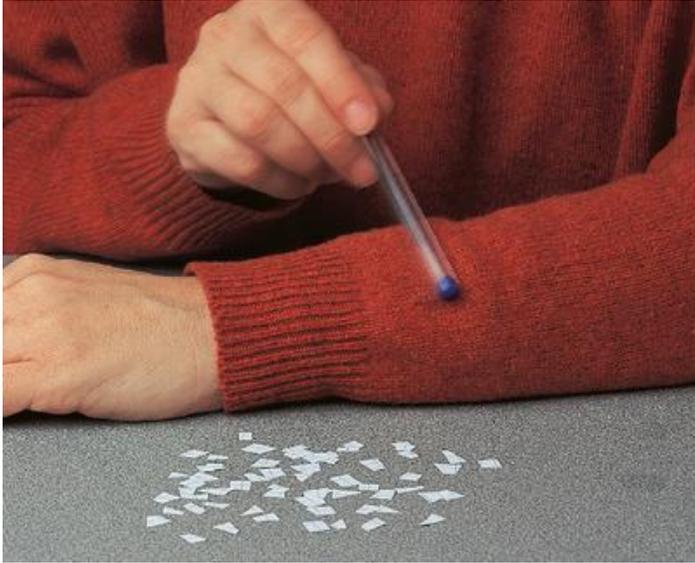
**Ci possono essere delle variazioni**

# Atomic Structure Models



# 1. LA CARICA ELETTRICA E I FENOMENI ELETTROSTATICI

# La carica elettrica della materia



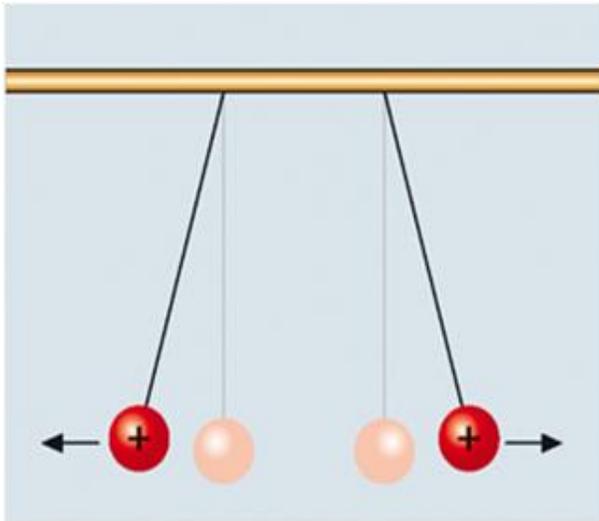
# La carica elettrica della materia

Perché nell'esperimento appena illustrato si verifica l'attrazione tra la penna e la carta e l'attrazione tra la bacchetta di plastica e il getto d'acqua ?

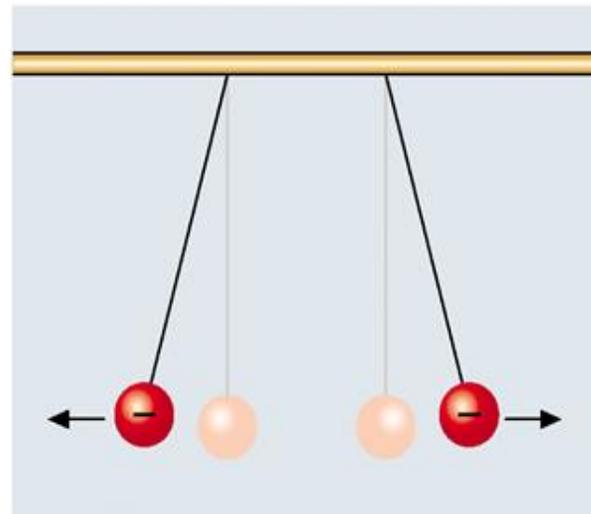


**LA MATERIA PUÒ POSSEDERE CARICHE ELETTRICHE POSITIVE O NEGATIVE**

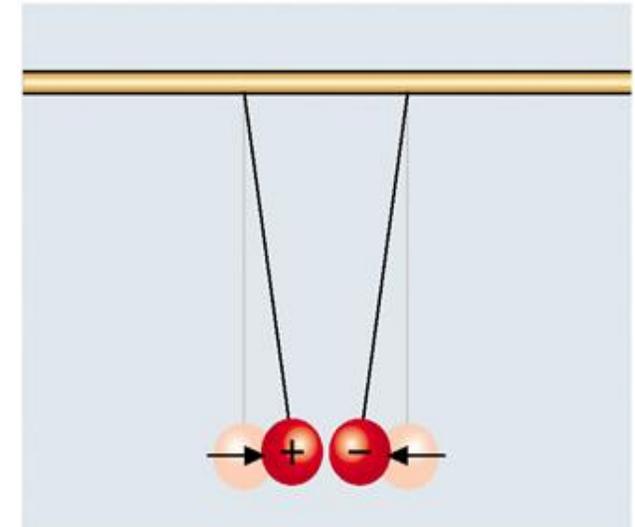
## FENOMENI ELETTROSTATICI



*Due cariche elettriche positive si respingono.*



*Due cariche elettriche negative si respingono.*



*Cariche elettriche opposte si attraggono.*

# La carica elettrica della materia e i fenomeni elettrostatici

**I fenomeni elettrostatici giocano un ruolo molto importante in chimica, in quanto sono alla base di molti fenomeni tra cui i legami tra atomi e i legami tra molecole.**

# Obiettivi paragrafo 1: la carica elettrica e i fenomeni elettrostatici

1-La materia può essere carica?

2-Cosa si intende per fenomeni elettrostatici?

3- Perché la materia manifesta fenomeni di attrazione e repulsione ?

4- Perché in chimica, i fenomeni elettrostatici sono importanti ?

## 2.LE PARTICELLE SUBATOMICHE DELL'ATOMO

Le particelle subatomiche di tutti gli elementi della tavola periodica sono: gli elettroni, i protoni e i neutroni.

### ELETTRONE

L'elettrone ha una massa di  $9,11 \cdot 10^{-31}$  kg e una carica elettrica negativa, che fu determinata nel 1910 da Millikan, pari a  $-1,60 \cdot 10^{-19}$  C (coulomb: unità di misura della carica elettrica). Questa quantità di carica è indicata con la lettera  $e^-$  e si assegna convenzionalmente carica  $-1$ .

### PROTONE

La carica elettrica del protone è identica a quella dell'elettrone, ma di segno opposto, pari cioè a  $+1,6 \cdot 10^{-19}$  C. La sua massa è invece 1836 volte maggiore di quella dell'elettrone e corrisponde a  $1,67 \cdot 10^{-27}$  kg.

### NEUTRONE

La terza particella subatomica, il neutrone, è, come dice il nome, una particella priva di carica elettrica e dotata di una massa leggermente superiore a quella del protone. Il neutrone è infatti 1839 volte più pesante dell'elettrone.

# Le particelle subatomiche dell'atomo

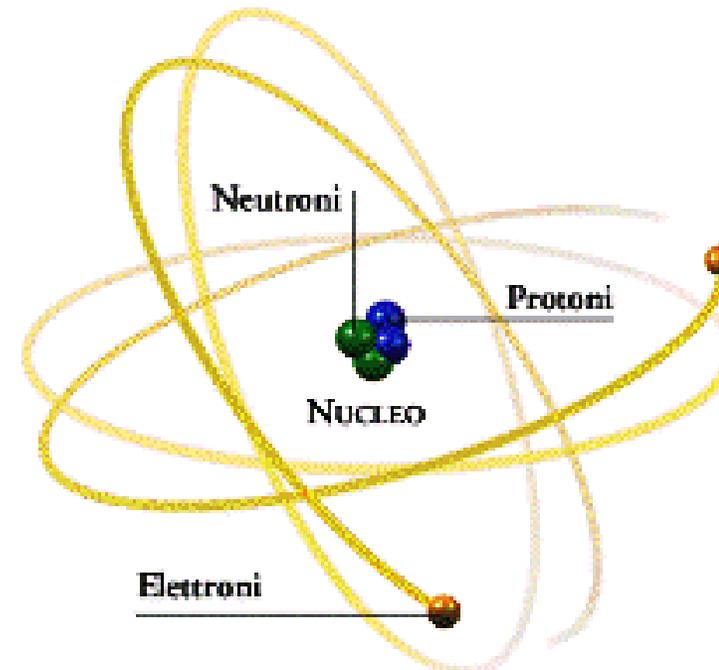
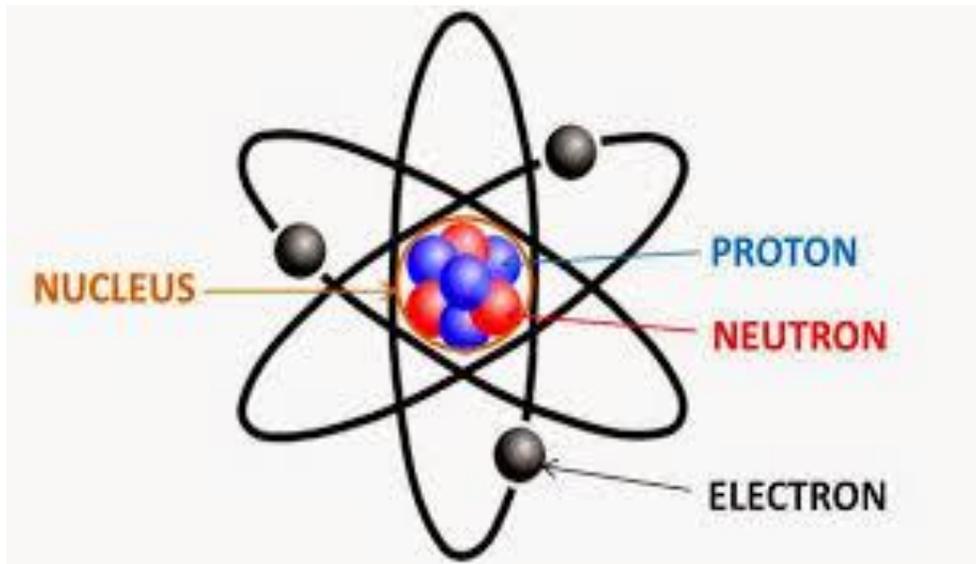
## Il quark

Elettroni, protoni e neutroni non sono le uniche particelle subatomiche. A partire dagli anni Trenta del Novecento, sono state inventate grandi macchine, quali gli acceleratori e i collisori di particelle, che operano in condizioni di energia molto superiori a quelle del mondo quotidiano e che hanno consentito di individuare molte altre particelle. Sono state, per esempio, raccolte prove convincenti che neutroni e protoni non sono affatto particelle elementari, ma composte a loro volta da altri componenti, chiamati *quark*. Ai fini della comprensione dei fenomeni chimici è tuttavia più che sufficiente considerare gli atomi come costituiti dalle tre particelle fondamentali prima descritte.

# Le particelle subatomiche nell'atomo

## un'anticipazione sulla struttura

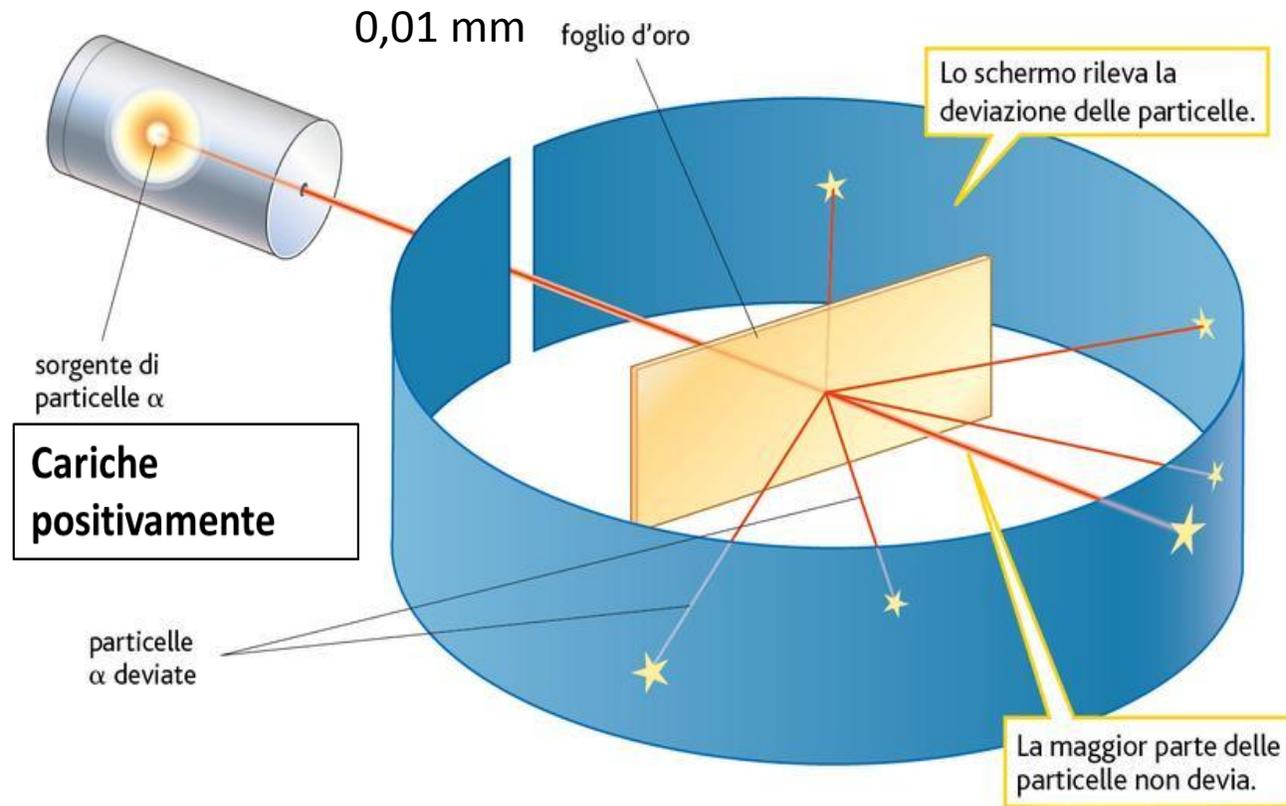
Particella	Carica elettrica (C)	Carica relativa al protone	Massa (kg)
elettrone (e)	$-1,621 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,109 \cdot 10^{-31}$
protone (p)	$+1,621 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,673 \cdot 10^{-27}$
neutrone (n)	0	0	$1,675 \cdot 10^{-27}$



# Obiettivi paragrafo 2: le particelle subatomiche dell'atomo

- 1- quali sono le particelle subatomiche dell'atomo?
- 2-Che carica hanno le particelle sub atomiche?
- 3-Qual è l'unità di misura della carica delle particelle subatomiche?

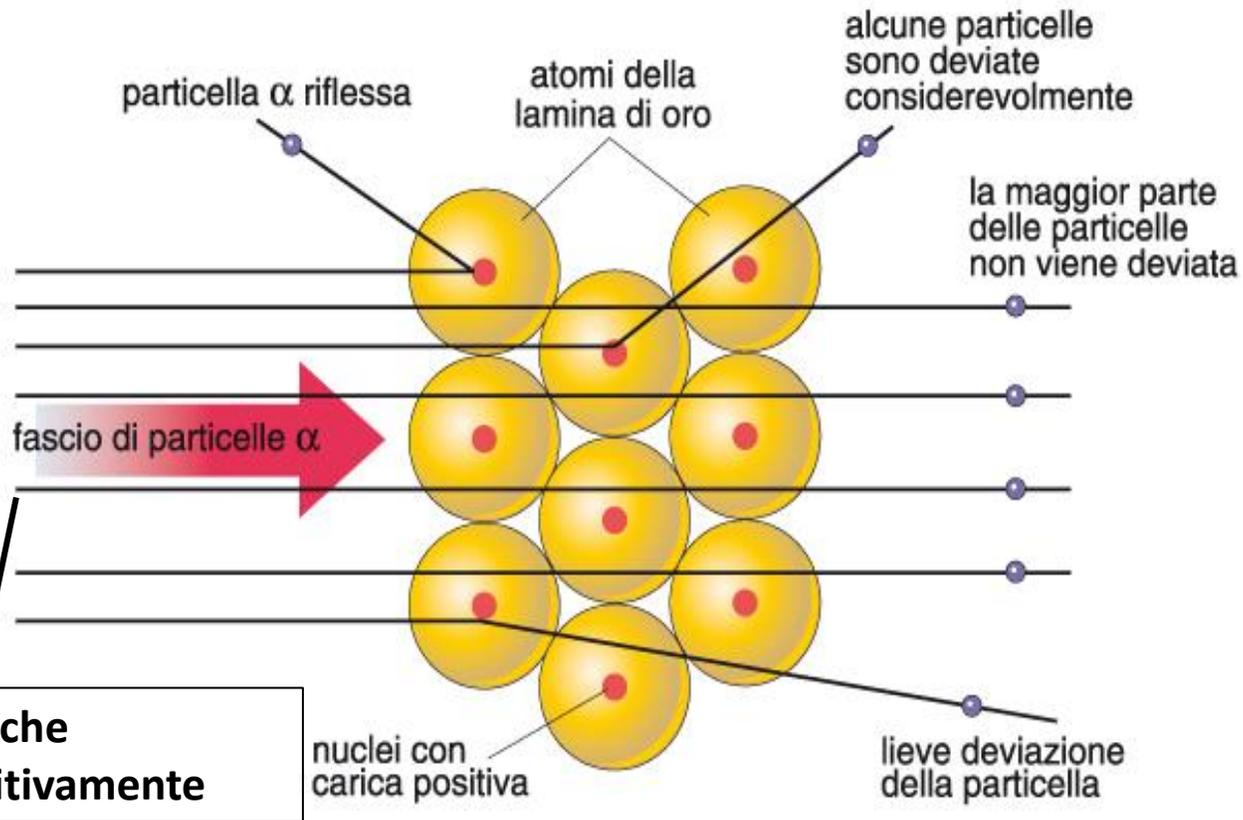
# 3. L'ESPERIMENTO DI RUTHERFORD PER STUDIARE LA STRUTTURA DELL'ATOMO (1910)



*Ricostruzione schematica dell'esperienza di Rutherford.*

Per studiare la struttura dell'atomo, Rutherford bombardò una lamina di oro molto sottile con raggi  $\alpha$ .

# I risultati dell'esperimento di rutherford



I risultati dell'esperimento furono i seguenti:

1-gran parte delle particelle  $\alpha$  attraversava la lamina senza subire alcuna deviazione;

2-alcune particelle venivano deviate di angoli più o meno grandi rispetto alla direzione iniziale (angoli di diffusione);

3-pochissime rimbalzavano indietro, erano cioè riflesse dalla lamina; quelle che rimbalzavano indietro lo facevano con grande violenza.

# Le conclusioni di rutherford riguardo il suo esperimento

Rutherford propose per l'atomo il seguente modello:

-Gli atomi sono costituiti, prevalentemente, da spazio vuoto. **Perché?** Pochissime particelle rimbalzavano indietro **(IN PROPORZIONE, SE IL NUCLEO AVESSE UN DIAMETRO DI 1cm IL DIAMETRO DELL'ATOMO SAREBBE 1000m);**

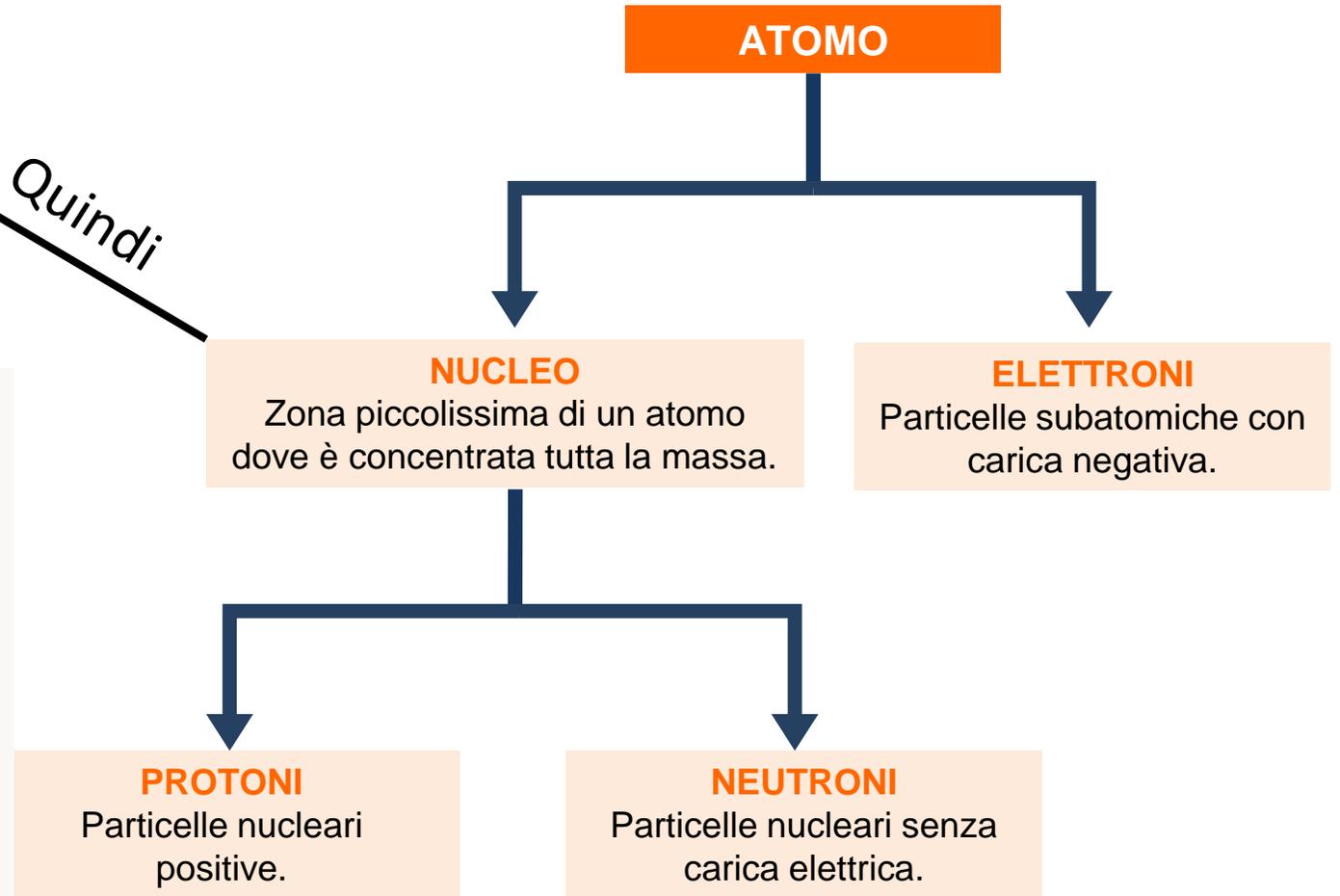
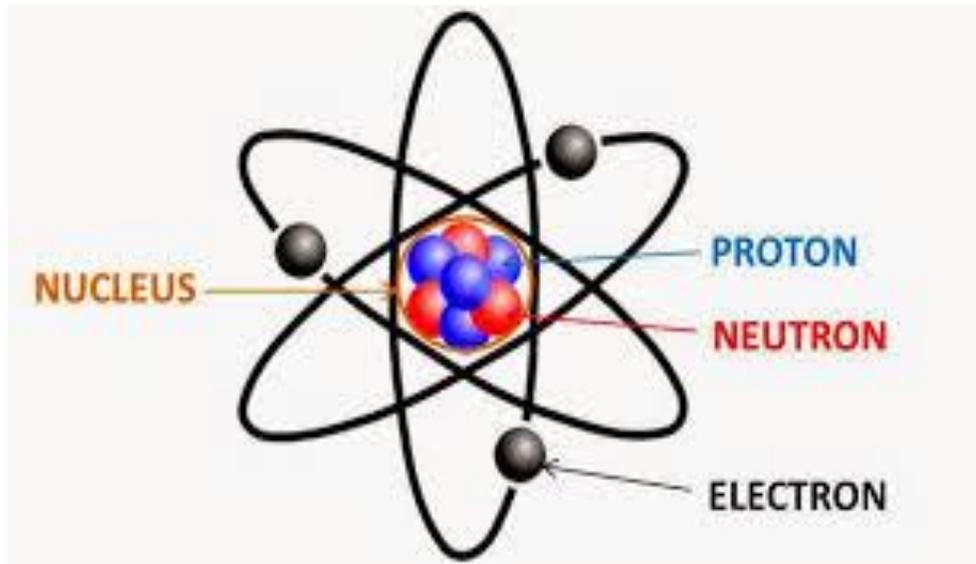
-l'atomo è composto da un nucleo centrale in cui è concentrata la carica positiva; e la maggior parte della massa dell'atomo **Perché ?** le poche particelle che rimbalzavano lo facevano molto violentemente, per cui ipotizzò che il ribalzamento delle particelle alfa non era dovuto solo alla massa ma anche fenomeni elettrostatici.

-gli elettroni, carichi negativamente, ruotano intorno al nucleo come pianeti intorno al Sole;

# Le conclusioni di rutherford riguardo il suo esperimento

**LA MATERIA È VUOTA**

Quindi



# **Obiettivi capitolo 3: l'esperimento di Rutherford per studiare la struttura dell'atomo(1910)**

1-Quali furono le conclusioni di Rutherford riguardo il suo esperimento sulla struttura atomica?

2-Che proporzione ce tra il nucleo atomico e l'intero atomo?

# 4. NUMERO ATOMICO E NUMERO DI MASSA

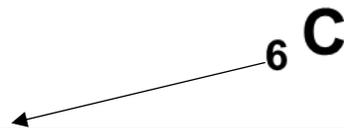
## IL NUMERO ATOMICO

Solo nel 1913 il fisico inglese Henry Moseley determinò per ogni elemento il numero di protoni.

**Il numero di protoni presenti nel nucleo di un atomo è detto numero atomico e si indica con Z.**

**IL NUMERO DEGLI ELETTRONI È TALE DA BILANCIARE LA CARICA POSITIVA DEL NUCLEO, QUINDI IL NUMERO DI PROTONI ED ELETTRONI IN UN ATOMO SONO UGUALI, PERCIÒ L'ATOMO È ELETTRICAMENTE NEUTRO.**

Il numero atomico viene evidenziato in basso, a sinistra del simbolo dell'elemento



Tale simbolo sta ad indicare che il carbonio di simbolo **C** con **Z** uguale a 6 ha sei protoni e, per cui avrà sei elettroni perché un atomo è elettricamente neutro.

# Numero di massa

Oltre che dal numero atomico, un atomo è caratterizzato dal numero di massa **A**.

**Il numero di massa corrisponde al numero totale di protoni e di neutroni contenuti nel nucleo di un atomo e si indica con **A**.**

Il numero di massa **A** viene riportato in alto a sinistra del simbolo dell'elemento.

**12 C**

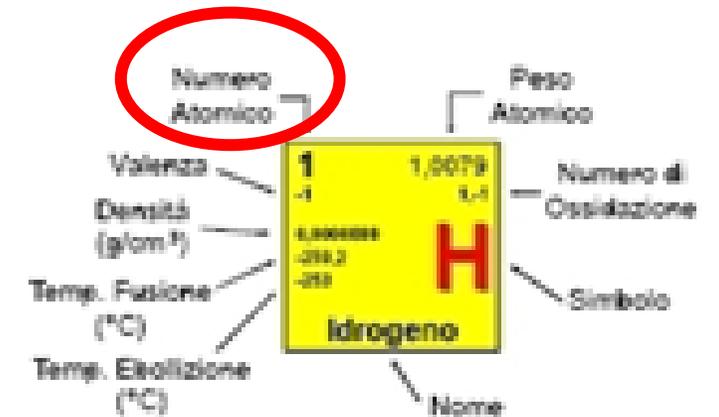
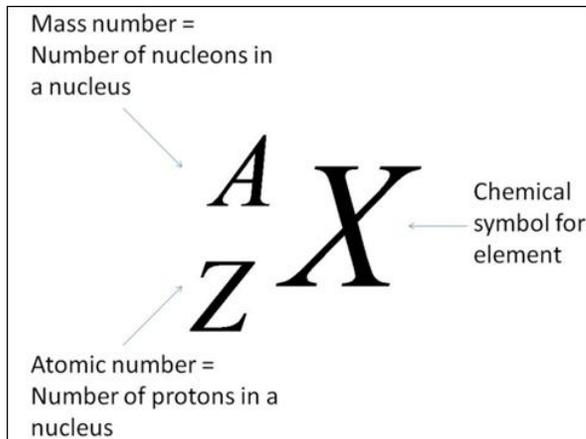
## Riepilogando

Numero di massa = Protoni + neutroni



Simbolo  
chimico  
dell'elemento

Numero atomico = Protoni



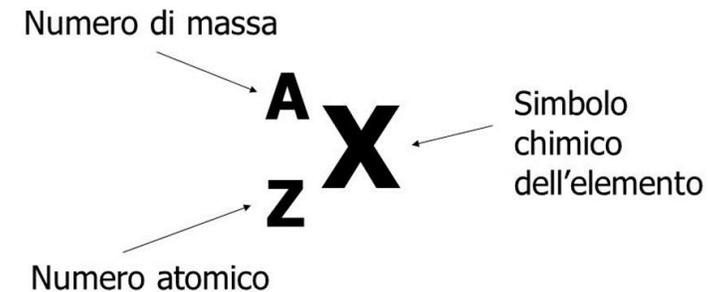
# Obiettivi paragrafo 4: numero atomico e numero di massa

- 1- Cosa è e come si indica il numero atomico?
- 2- Perché l'atomo è elettricamente neutro?
- 3- Cosa si intende per numero di massa e come si indica?
- 4- Dove sono indicati numero atomico e numero di massa?
- 5- Saper indicare il numero atomico sulla tavola periodica?

# 5. ISOTOPI

**Per isotopi s'intendono gli atomi di uno stesso elemento che hanno numeri differenti di neutroni.**

Il rame, ad esempio, presenta due isotopi che possono essere così rappresentati:



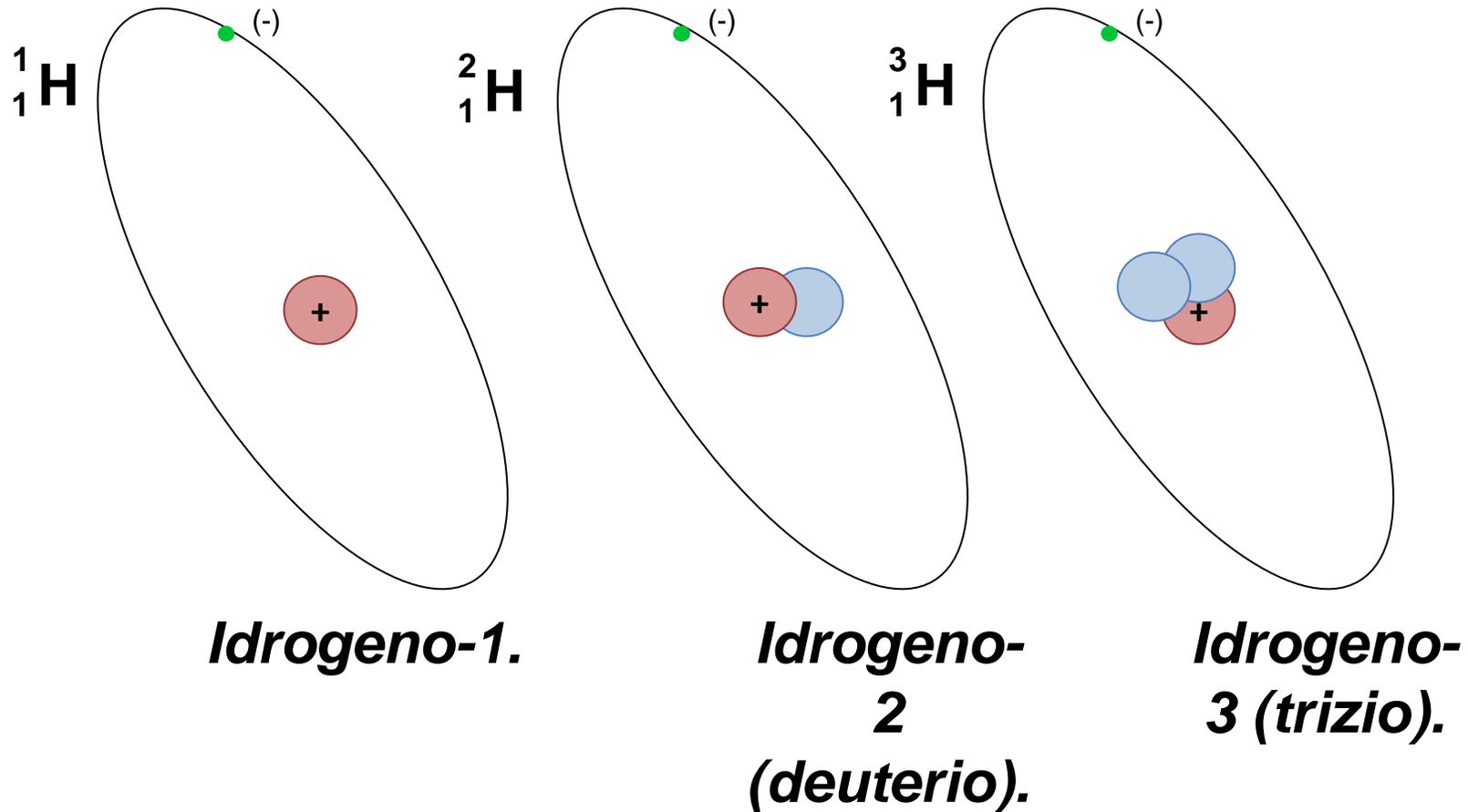
Tutti gli atomi di rame hanno 29 protoni, ma i due isotopi differiscono nel loro numero di massa perché hanno un differente numero di neutroni.

Per ottenere il numero di neutroni si sottrae dal numero di massa il numero atomico.

$$\text{NUMERO DI NEUTRONI} = \text{NUMERO DI MASSA} - \text{NUMERO ATOMICO}$$

# Isotopi

Tre isotopi del idrogeno che differiscono per il numero di neutroni contenuti nel nucleo.



# Obiettivi paragrafo 5: isotopi

1-Cosa sono gli isotopi?

2-Come si calcola il numero di neutroni in un atomo?

## 6.LA MASSA DEI SINGOLI ATOMI: L'UNITÀ DI MASSA ATOMICA

La massa dei singoli atomi è molto piccola ad esempio il rame ha una massa di  $1,0552 \times 10^{-22}$ g.

Tale massa risulta difficile da rilevare per cui la massa di un elemento viene calcolata prendendo come punto di riferimento la massa di un altro elemento.

Ciò significa valutare quante volte la massa dell'atomo di cui vogliamo determinare la massa, è maggiore (più pesante) rispetto all'atomo di riferimento.

L'elemento preso come riferimento è il carbonio 12 ( $C^{12}$  = 6 protoni e 6 neutroni) a cui è stata assegnata una massa di 12 u. per cui l'unità di massa atomica è rappresentata da 1/12 (un dodicesimo) della massa del carbonio 12.

L'unità di massa atomica (u) detta anche **dalton (Da)** è un'unità di misura di massa che non fa parte del Sistema Internazionale di unità di misura, ma è da esso riconosciuta in virtù del largo impiego che ne viene fatto, specialmente in chimica, biochimica e biologia molecolare.

# La massa dei singoli atomi: l'unità di massa atomica

La massa di un singolo atomo, determinata con lo spettrometro di massa, indica quante volte la massa dell'atomo è maggiore (più pesante) rispetto all'unità di massa atomica.

*MASSA DELLE PARTICELLE SUBATOMICHE*

Nome	Massa (g)	Massa (u)
<i>Protone</i>	$1,673 \times 10^{-24}$	1,007276
<i>Neutrone</i>	$1,675 \times 10^{-24}$	1,008665
<i>Elettrone</i>	$9,109 \times 10^{-28}$	0,000549

Per ottenere la massa finale bisogna moltiplicare il valore ottenuto dal rapporto per 12

# La massa dei singoli atomi: l'unità di massa atomica

## Esempio

### Massa di un atomo in u

- 3** Con lo spettrometro di massa si trova che il rapporto della massa di Cu-63 rispetto al C-12 è:

$$\frac{\text{massa di Cu-63}}{\text{massa di C-12}} = 5,245$$

*La massa di un atomo di rame-63 risulta 5,245 volte quella di un atomo di carbonio-12.*

*Qual è la massa in u di un atomo di Cu-63?*

### ■ Strategia

Per trovare la massa di un atomo di Cu-63 in unità di massa atomica, il valore 5,245 viene moltiplicato per la massa di un singolo atomo di C-12, cioè 12 u.

### ■ Soluzione

Massa di un atomo di Cu-63 =  $5,245 \times 12 \text{ u} = 62,94 \text{ u}$

*La massa di un singolo atomo indica quante volte la massa dell'atomo è maggiore (più pesante) rispetto all'unità di massa atomica.*

# Obiettivi paragrafo 6: la massa dei singoli atomi: l'unità di massa atomica

1- Come viene calcolata l'unità di massa atomica?

2-Cosa è l'unità di massa atomica?

3-Come si indica l'unità di massa atomica?

4-Quale è l'atomo che viene preso come riferimento nell'unità di massa atomica?

# 7.LA MASSA ATOMICA DI UN ELEMENTO SULLA TAVOLA PERIODICA

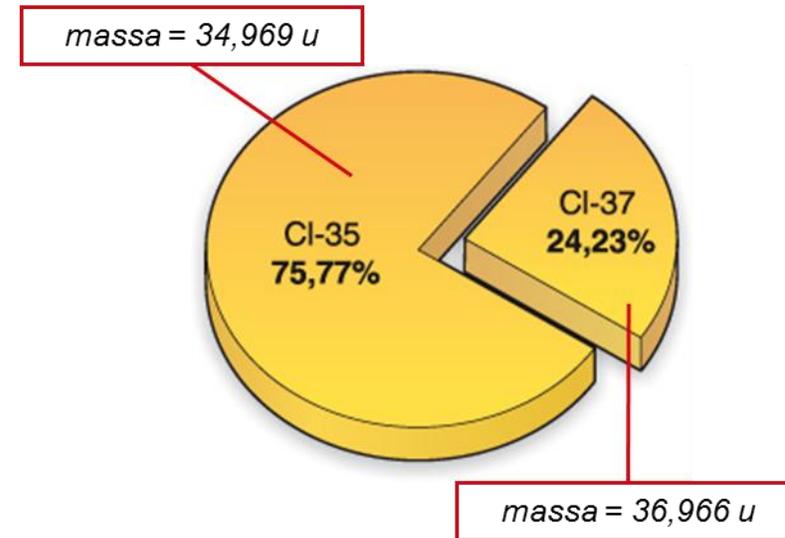
La massa atomica (MA) di un elemento è la massa media degli isotopi di quell'elemento e si esprime in u.

*MASSA ATOMICA DI ALCUNI ISOTOPI E ABBONDANZA PERCENTUALE.*

Isotopo	Massa (u)	Abbondanza naturale percentuale	Isotopo	Massa (u)	Abbondanza naturale percentuale
${}^1_1\text{H}$	1,0078	99,985	${}^{16}_8\text{O}$	15,9949	99,759
${}^2_1\text{H}$	2,0141	0,015	${}^{17}_8\text{O}$	16,9993	0,037
${}^3_1\text{H}$	3,0161	Tracce	${}^{18}_8\text{O}$	17,9992	0,204
${}^{12}_6\text{C}$	12,0000	98,892	${}^{23}_{11}\text{Na}$	22,9898	100
${}^{13}_6\text{C}$	13,0034	1,108	${}^{24}_{12}\text{Mg}$	23,9850	78,7
${}^{14}_7\text{N}$	14,0031	99,635	${}^{25}_{12}\text{Mg}$	24,9858	10,2
${}^{15}_7\text{N}$	15,0001	0,365	${}^{26}_{12}\text{Mg}$	25,9864	11,1

# 7.LA MASSA ATOMICA DI UN ELEMENTO SULLA TAVOLA PERIODICA

La massa atomica (MA) di un elemento è la massa media degli isotopi di quell'elemento e si esprime in u.



$$\begin{array}{l} {}^{35}_{17}\text{Cl} \\ 34,969 \text{ u} \end{array} \times \frac{75,77}{100} = 26,496 \text{ u}$$

$$\begin{array}{l} {}^{37}_{17}\text{Cl} \\ 36,966 \text{ u} \end{array} \times \frac{24,23}{100} = 8,957 \text{ u}$$

$$\text{massa atomica del cloro} = 26,496 \text{ u} + 8,957 \text{ u} = 35,453 \text{ u.}$$

# Obiettivi paragrafo 7: La massa atomica di un elemento sulla tavola periodica

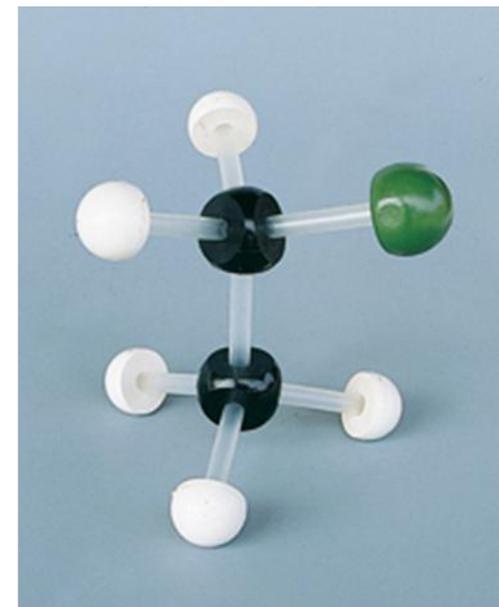
1-Cosiderando che esistono vari isotopi di uno stesso atomo, cosa indica la massa degli atomi della tavola periodica?

## 8.LA MASSA MOLECOLARE

La massa molecolare (MM) di un composto è uguale alla somma delle masse di tutti gli atomi presenti nella sua formula.

Calcolo della massa molecolare del cloroetano,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ :

$$\begin{array}{rclcl} 2 \text{ atomi di C} & = & 2 \times 12,01 & = & 24,02 \text{ u} \\ 5 \text{ atomi di H} & = & 5 \times 1,01 & = & 5,05 \text{ u} \\ 1 \text{ atomo di Cl} & = & 1 \times 35,45 & = & \underline{35,45 \text{ u}} \\ \text{massa molecolare} & & & & 64,52 \text{ u} \end{array}$$



*Modello molecolare del cloroetano*

# La massa molecolare

Dove trovo le masse dei singoli atomi per calcolare la massa molecolare?  
SULLA TAVOLA PERIODICA

The diagram shows a portion of the periodic table with the following elements highlighted:

- Hydrogen (H):** Atomic number 1, atomic mass 1,0079. Properties shown: Valenza (-1), Densità (0,0000899 g/cm<sup>3</sup>), Temp. Fusione (-259,2 °C), Temp. Ebollizione (-253 °C), Simbolo (H), Nome (Idrogeno).
- Boron (B):** Atomic number 5, atomic mass 10,81.
- Carbon (C):** Atomic number 6, atomic mass 12,011.
- Aluminum (Al):** Atomic number 13, atomic mass 26,9815.
- Silicon (Si):** Atomic number 14, atomic mass 28,0855.
- Cobalt (Co):** Atomic number 28, atomic mass 58,9332.
- Nickel (Ni):** Atomic number 29, atomic mass 58,7.
- Copper (Cu):** Atomic number 30, atomic mass 63,546.
- Zinc (Zn):** Atomic number 31, atomic mass 65,38.
- Gallium (Ga):** Atomic number 32, atomic mass 69,72.
- Germanium (Ge):** Atomic number 33, atomic mass 72,59.

# Obiettivi paragrafo 8: la massa molecolare

1-Cosa è la massa molecolare di un composto ?

2-Saper calcolare la massa molecolare dei composti