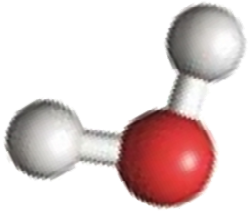
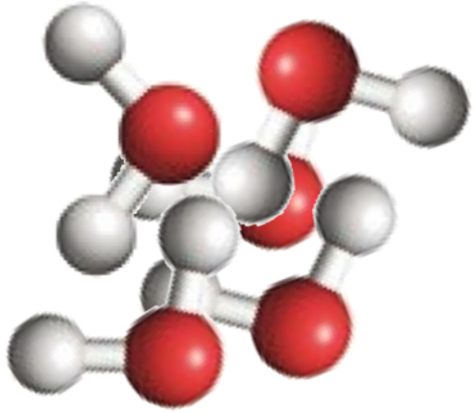
La teoria atomica

Prime ipotesi dell'esistenza di atomi: Democrito, V sec. a.C.

Legge di Proust o delle proporzioni definite:

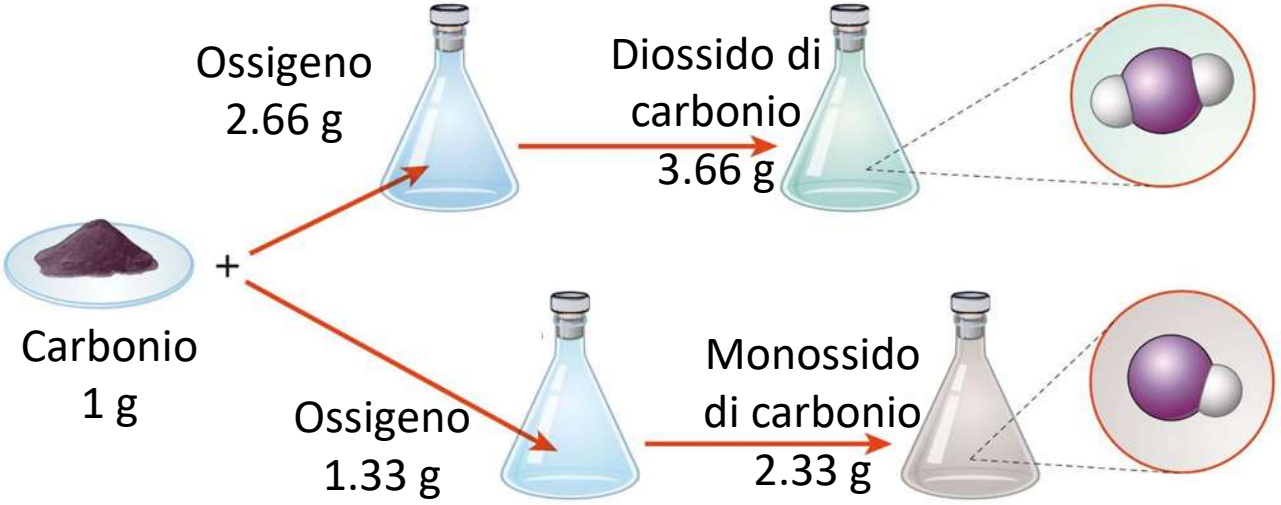


Campioni diversi dello stesso composto contengono proporzioni definite degli stessi elementi.

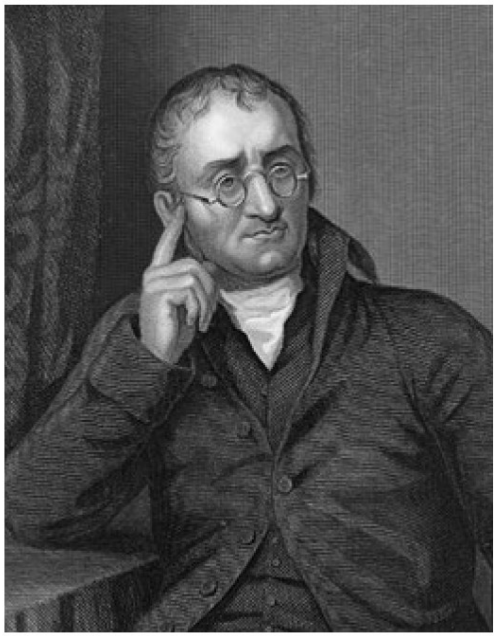


Legge delle proporzioni multiple:

Se un elemento può combinarsi con un secondo in proporzioni diverse, le masse del primo elemento che si combinano con una stessa quantità del secondo stanno tra loro in proporzioni definite da numeri piccoli.



La teoria atomica di Dalton

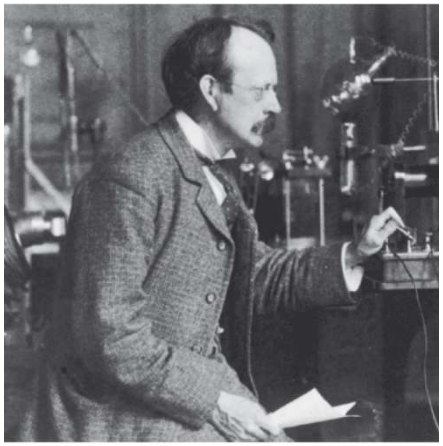


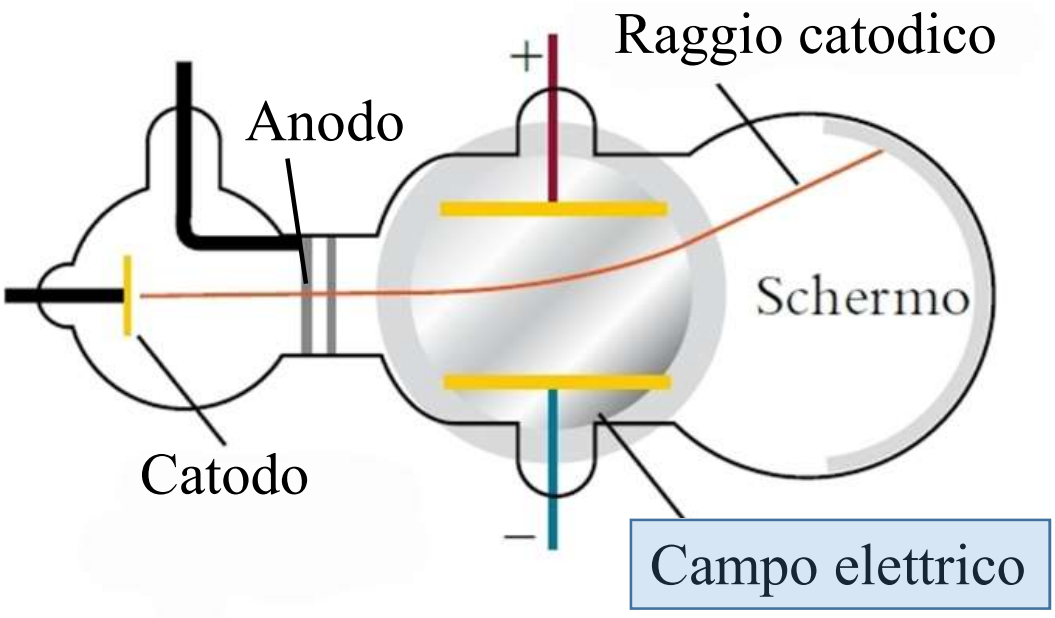
- La materia è formata da atomi indivisibili e indistruttibili.
- Atomi dello stesso elemento sono tra loro uguali per dimensioni e proprietà.
- I composti sono formati da specifiche combinazioni di atomi diversi in rapporti interi e piccoli.
- Le reazioni chimiche comportano un riarrangimento di atomi, ma non la creazione o la distruzione di atomi (conservazione della massa = conservazione del numero e del tipo di atomi!).

Struttura degli atomi

Dalla fine del XIX secolo, la fisica ha cominciato a studiare la struttura interna degli atomi, scoprendo l'esistenza di particelle subatomiche.

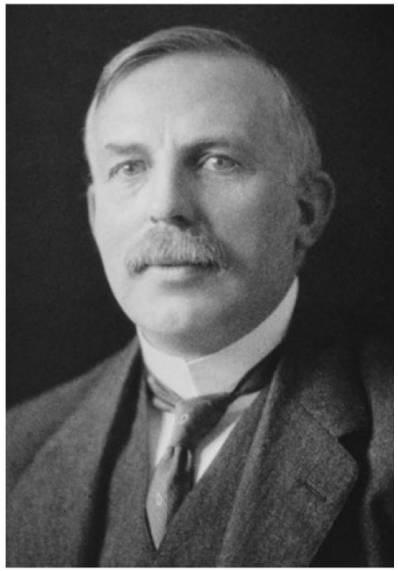
Esperimento con il tubo a raggi catodici (1890):

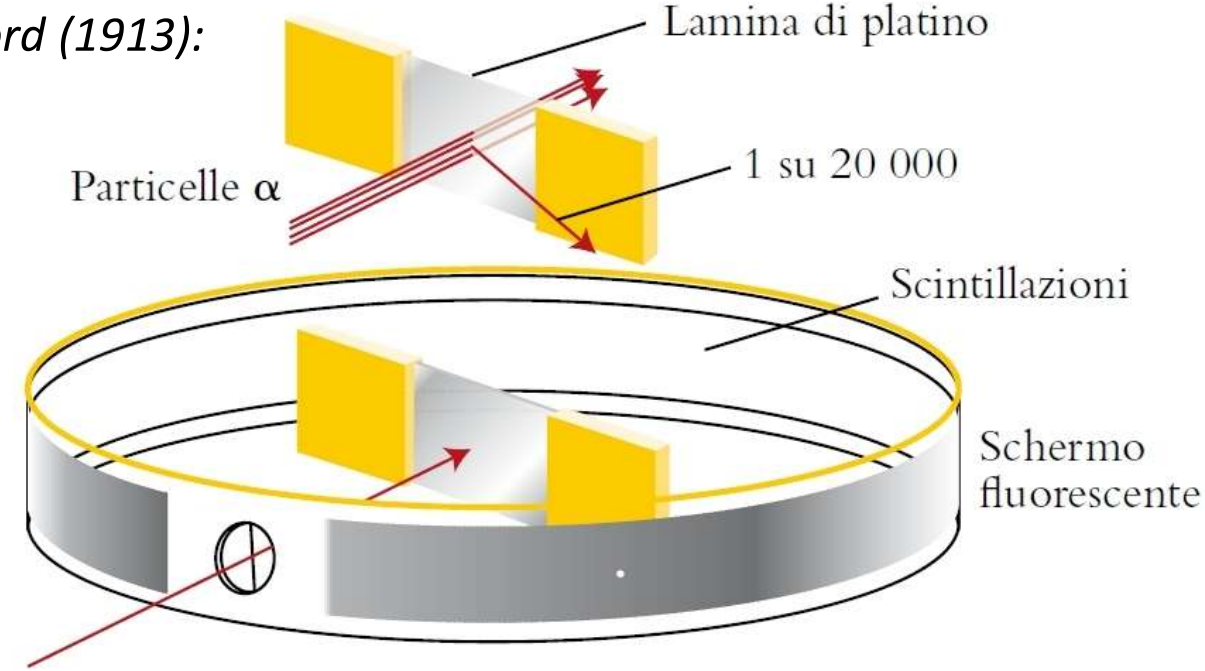


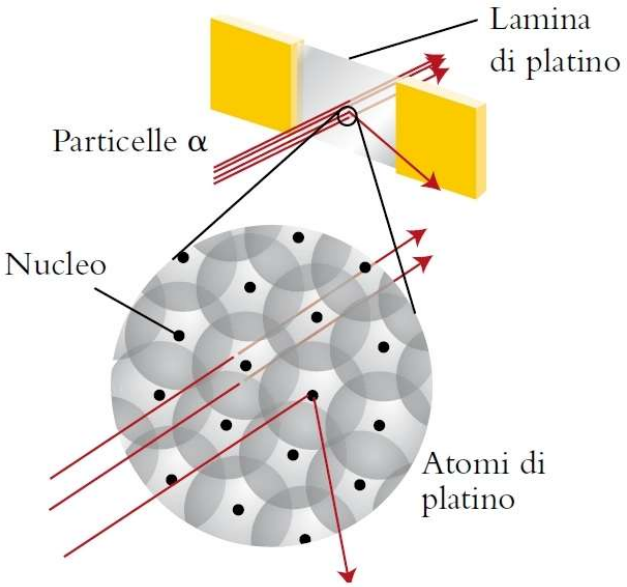


Individuazione di una particella con carica negativa e massa, chiamata **elettrone**, con le stesse caratteristiche indipendentemente dal catodo che viene utilizzato.

Esperimento di Rutherford (1913):







La maggior parte delle particelle α, particelle positive dotate di massa, attraversa la sottile lamina senza che la sua posizione sia variata.

Volume vuoto nell'atomo! Il nucleo, positivo, al centro ha la dimensione di una biglia rispetto ad un campo di calcio.

Nel nucleo, particelle con carica positiva, ma massa molto maggiore dell'elettrone: **protoni**.

Raggio atomico: 100 pm = 10^{-10} m = 1 Å

Raggio del nucleo atomico: $5 \cdot 10^{-3}$ pm = $5 \cdot 10^{-15}$ m



Dal confronto tra:

- H: 1 carica positiva (protone) nel nucleo
- He: carica positiva doppia nel nucleo, ma circa 4 volte la massa di H!

individuazione di un'altra particella subatomica, con massa simile a quella del protone, ma senza carica elettrica: il **neutrone** (Chadwick, 1932)

Particelle subatomiche:

Particella	**Massa in g**	**Carica in C**	**Simbolo**
Elettrone	$9.109383 \cdot 10^{-28}$	$-1.6022 \cdot 10^{-19}$	${}_{-1}^{0}e$ o e^-
Protone	$1.672622 \cdot 10^{-24}$	$+1.6022 \cdot 10^{-19}$	${}_{1}^{1}p$ o p^+
Neutrone	$1.674927 \cdot 10^{-24}$	0	${}_{0}^{1}n$ o n

nucleoni

Numero atomico

Il numero atomico, o numero di protoni all'interno del nucleo, definisce l'elemento a cui l'atomo appartiene: atomi dello stesso elemento hanno lo stesso numero atomico. Indicato con la lettera **Z**.

Se l'atomo è neutro, il numero atomico è anche il numero di elettroni.

Se è uno ione positivo (catione): n.e^- < Z.

Se è uno ione negativo (anione): n.e^- > Z.

Esempio: *Zn: Z = 30* *Zn^{2+}: 30 p^+, 28 e^-*

Numero di massa

Numero di nucleoni presenti nell'atomo: protoni + neutroni. Indicato con la lettera **A**.

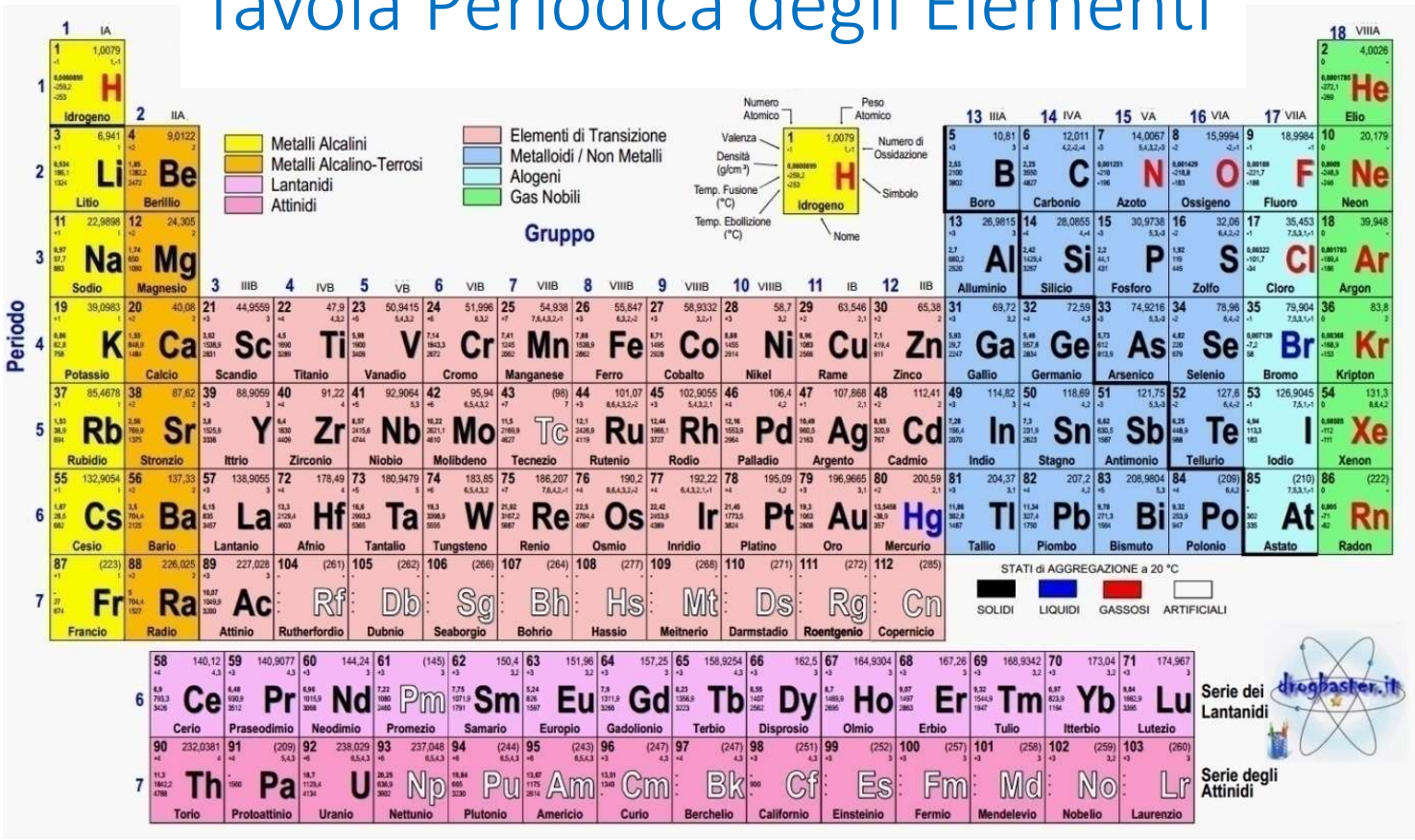
Numero di neutroni = A – Z

Un atomo viene indicato come: ${}^{A}_{Z}X$

Esempio: ${}^{37}_{17}Cl^-$ *17 p^+, 18 e^-, 20 n*

${}^{79}_{35}Br$ *35 p^+, 35 e^-, 44 n*

Tavola Periodica degli Elementi





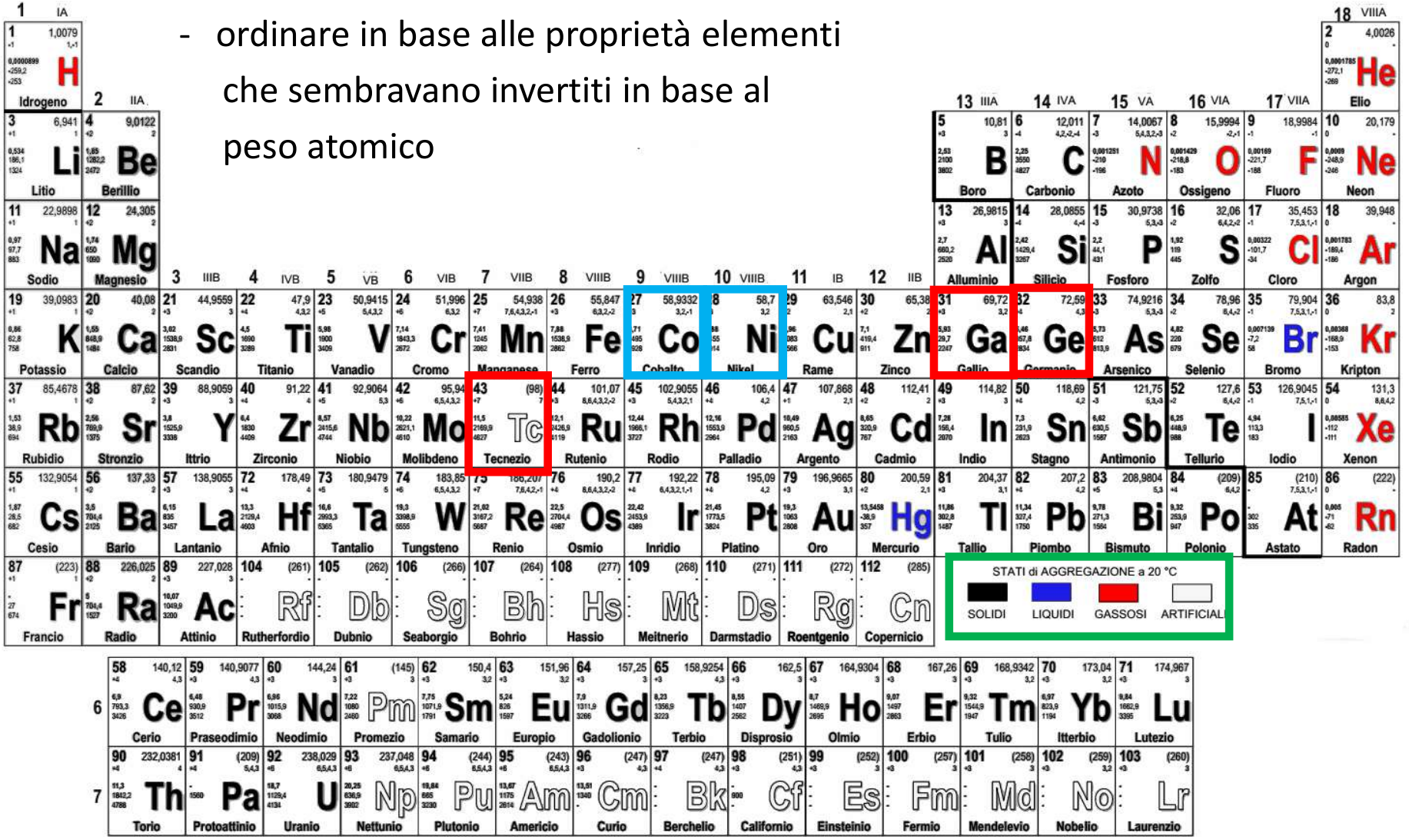


Dmitri Mendeleev e Lothar Meyer catalogarono contemporaneamente ma indipendentemente gli elementi noti

E’ un catalogo di tutti gli elementi noti, ordinati secondo le loro caratteristiche. Elementi simili venivano posti nella stessa colonna, elementi con un peso crescente venivano posti uno di seguito all’altro.

Senza conoscere la struttura atomica, Mendeleev fu in grado di:

- ordinare gli elementi allora noti
- prevedere l'esistenza di alcuni elementi non ancora noti (Ga, Ge, Tc...)
- ordinare in base alle proprietà elementi
  che sembravano invertiti in base al
  peso atomico

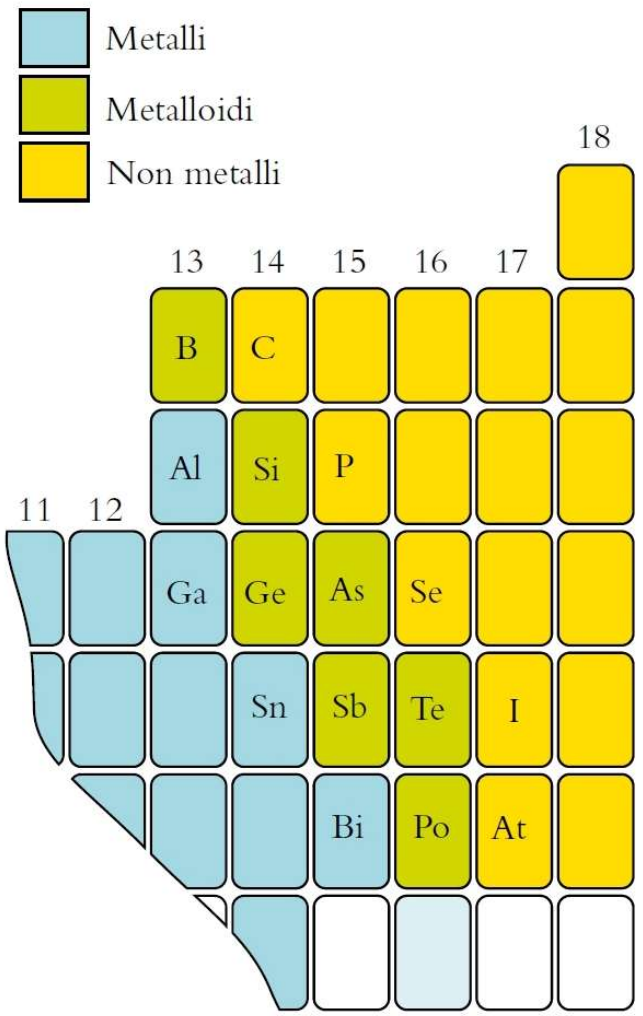


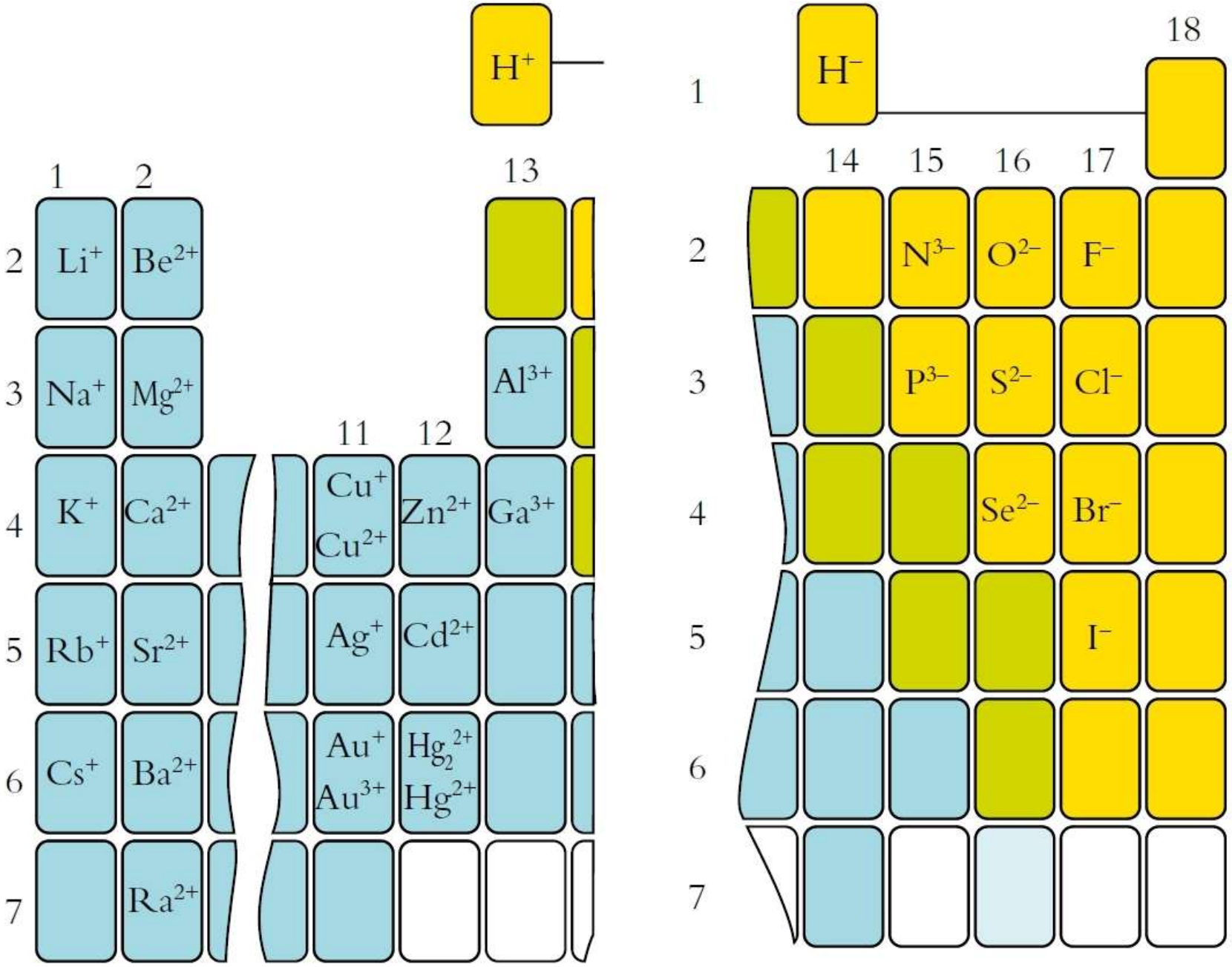
Metalli e non metalli

Non-metalli:
- Gas o solidi opachi a temperatura ambiente
- Cattivi conduttori di elettricità
- Quando reagiscono, producono ioni con carica negativa

Metalli:
- Solidi a temperatura ambiente
- Buoni conduttori di elettricità
- Malleabili e lucenti
- Quando reagiscono, producono ioni con carica positiva

Semi-metalli:
- Hanno proprietà intermedie
- Semiconduttori, molto utilizzati in applicazioni tecnologiche



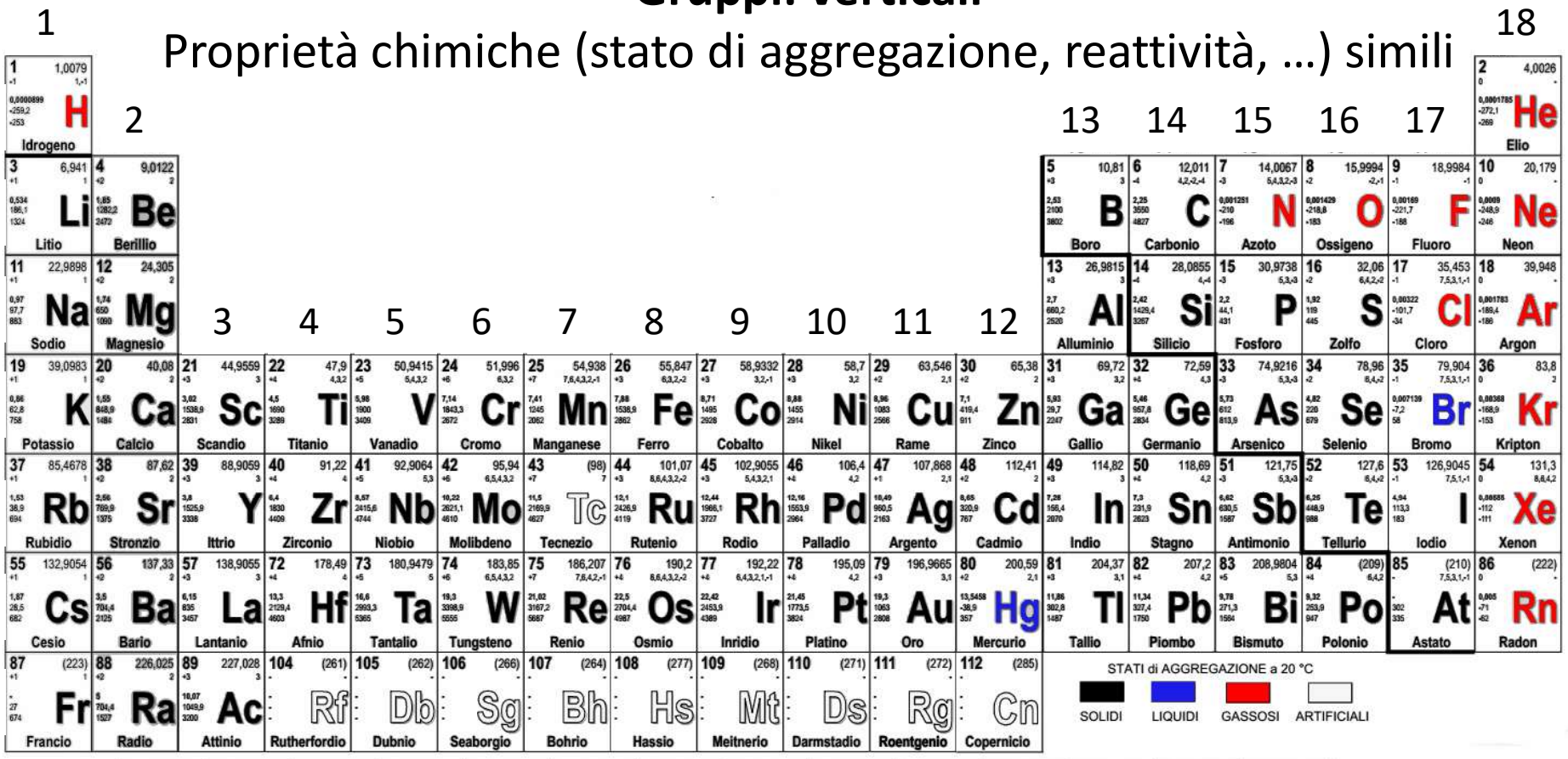

H+
1
2
13
2
Li+
Be2+
3
Na+
Mg2+
Al3+
11
12
4
K+
Ca2+
Cu+
Cu2+
Zn2+
Ga3+
5
Rb+
Sr2+
Ag+
Cd2+
6
Cs+
Ba2+
Au+
Au3+
Hg2 2+
Hg2+
7
Ra2+
H−
18
14
15
16
17
2
N3−
O2−
F−
3
P3−
S2−
Cl−
4
Se2−
Br−
5
I−
6
7

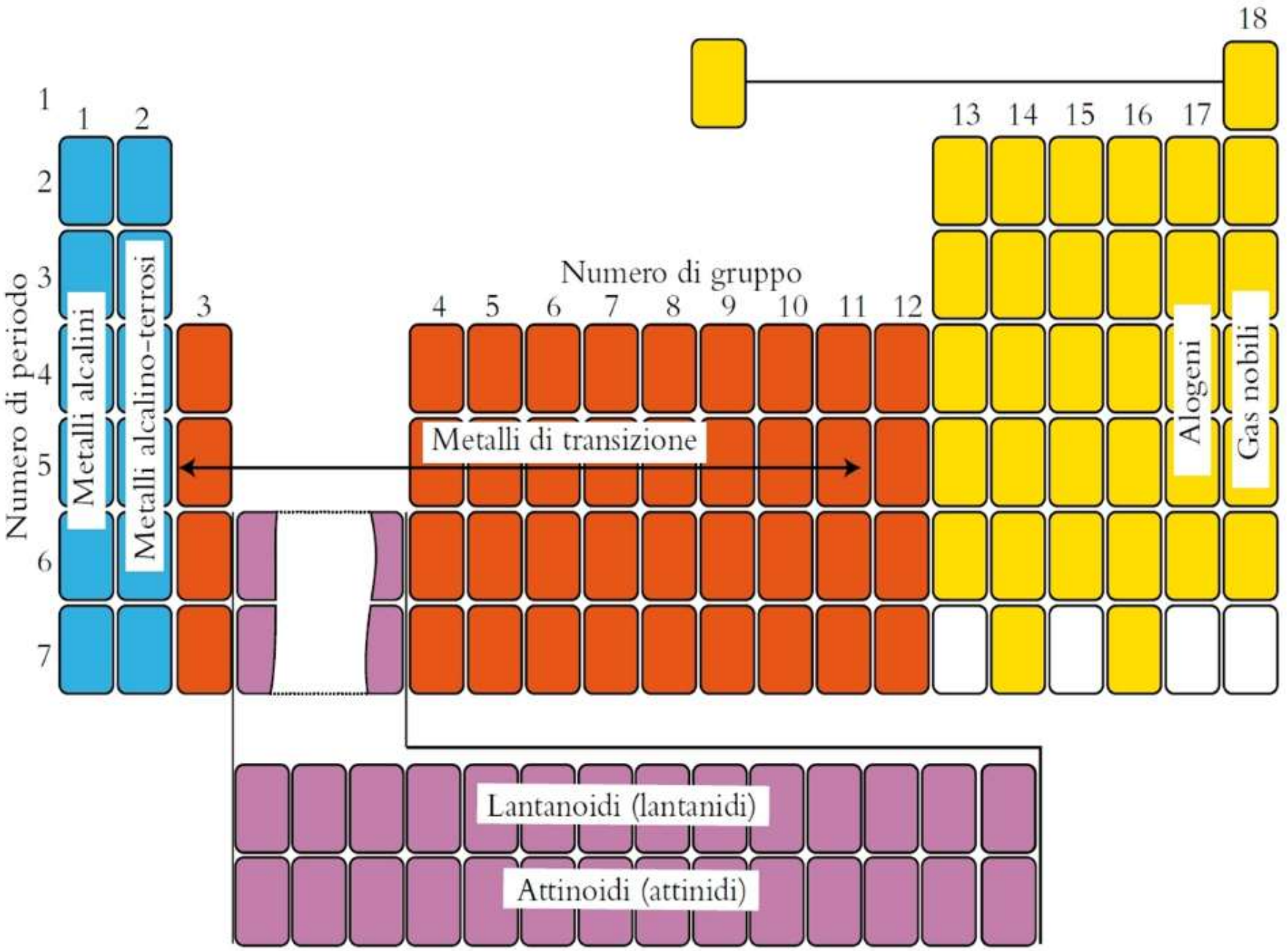
Periodi: orizzontali

Dimensioni crescenti

Gruppi: verticali

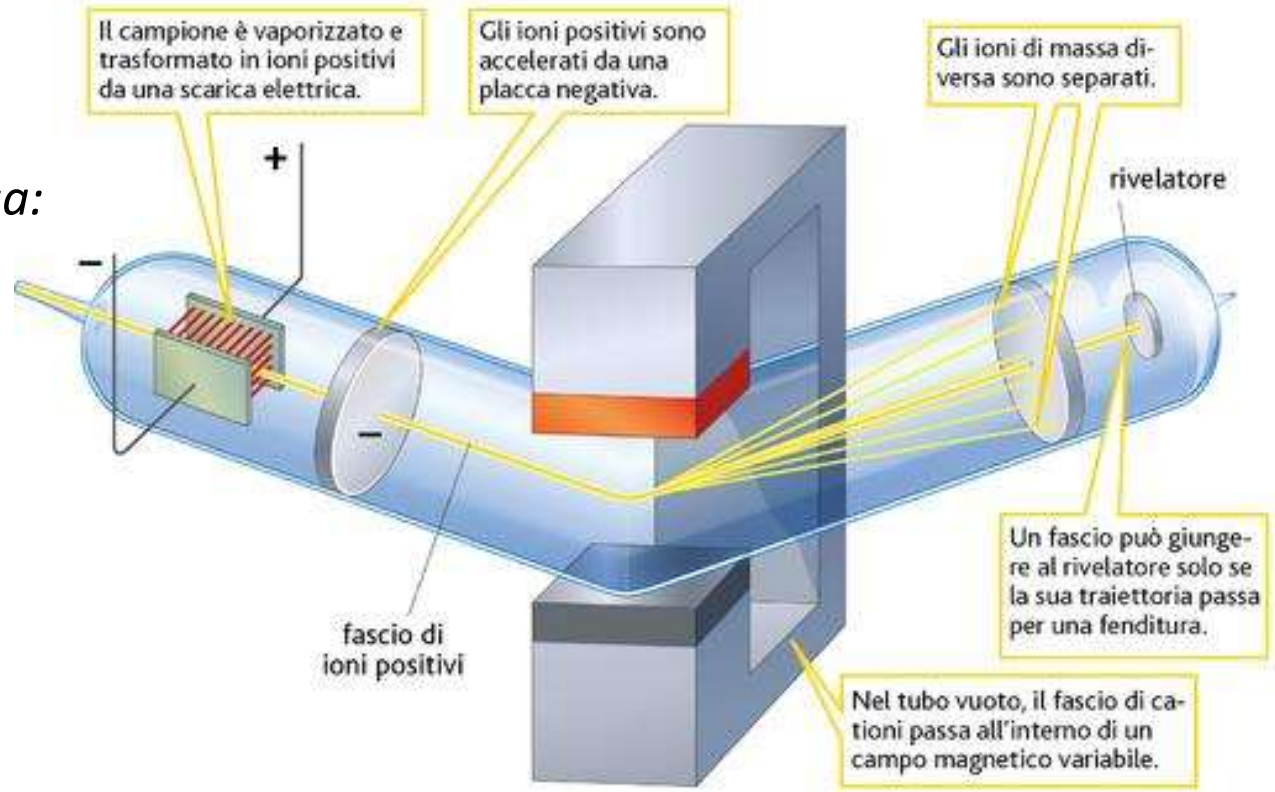
Proprietà chimiche (stato di aggregazione, reattività, …) simili




Numero di periodo
Numero di gruppo
1
2
3
4
5
6
7
1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12
13
14
15
16
17
18
Metalli alcalini
Metalli alcalino-terrosi
Metalli di transizione
Alogeni
Gas nobili
Lantanoidi (lantanidi)
Attinoidi (attinidi)

Isotopi

Spettrometro di massa:



Isotopi: atomi dello stesso elemento che hanno un numero diverso di neutroni nel nucleo.



Neon-20	Neon-21	Neon-22
$(^{20}_{10}\mathrm{Ne})$	$(^{21}_{10}\mathrm{Ne})$	$(^{22}_{10}\mathrm{Ne})$
Abbondanza percentuale:	90.5%	0.3%	9.2%

Massa atomica

Riportata nella Tavola Periodica in *unità di massa atomica* (u.m.a.), anche chiamata *Dalton* (Da), come massa atomica relativa.

L'**unità di massa atomica**, o Dalton, è definita come 1/12 della massa dell'isotopo 12 del carbonio (A=12, $^{12}_{6}C$) cioè $1.661 \cdot 10^{-24}$ g.

Il valore della massa atomica indicato sulla Tavola Pariodica tiene conto della presenza di isotopi con diversa massa nei campioni naturali di ciascun elemento (**abbondanza isotopica**).

Ad esempio: il carbonio ha 3 isotopi: ^{12}C, presente per il 98.89%; ^{13}C, presente per l'1.11%; ^{14}C, presente solo in tracce.

La massa atomica viene calcolata come media pesata dei diversi isotopi:

$$massa\ atomica = \frac{(m.isotopo1 \cdot \%isotopo1) + (m.isotopo2 \cdot \%isotopo2) + \cdots}{100}$$

Ad esempio: per il boro (Z=5) esistono 2 isotopi:

Isotopo 1: A=10 e abbondanza relativa del 19.91%,

Isotopo 2: A=11 e abbondanza relativa del 80.09%.

$$massa\ B = \frac{10.00 \cdot 19.91 + 11.00 \cdot 80.09}{100} = 10.80\ u.m.a.$$

Esercizi

1. Calcolare la massa atomica dell'Ne, sapendo che un campione di Ne è composto da 3 isotopi: ^{20}Ne con massa 19.992435 u e abbondanza relativa 90.5%; ^{21}Ne con massa 20.993843 u e abbondanza relativa 0.27%; infine, ^{22}Ne con massa 21.991383 u.

$$m_{Ne} = \frac{m^{20}Ne \cdot \%^{20}Ne + m^{21}Ne \cdot \%^{21}Ne + m^{22}Ne \cdot \%^{22}Ne}{100}$$

$$= \frac{19.992435 \cdot 90.5 + 20.993843 \cdot 0.27 + 21.991383 \cdot (100 - 90.5 - 0.27)}{100}$$

$$m_{Ne} = 20.2$$

2. Il rame ha 2 isotopi stabili, ^{63}Cu con massa 62.9298 u e ^{65}Cu con massa 64.9278 u. Conoscendo la massa media del rame (dalla Tavola Periodica), valutare l'abbondanza relativa di ciascun isotopo del rame.

$$m_{Cu} = \frac{m^{63}Cu \cdot \%^{63}Cu + m^{65}Cu \cdot \%^{65}Cu}{100} = 63.546$$

$$\frac{62.9298 \cdot \%^{63}Cu + 64.9278 \cdot (100 - \%^{63}Cu)}{100} = 63.546$$

$$\%^{63}Cu = 69.159\% \quad \text{e} \quad \%^{65}Cu = 30.841\%$$