

La teoria atomica

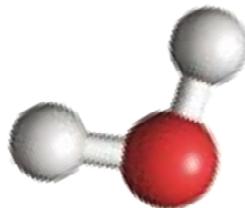
Prime ipotesi dell'esistenza di atomi: Democrito, V secolo a.C.

Teoria scientifica: Dalton (1807)

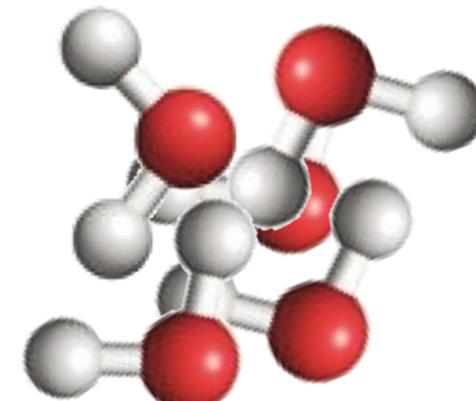
- La materia è formata da atomi (indivisibili).
- Atomi dello stesso elemento sono tra loro uguali per dimensioni e proprietà.
- I composti sono formati da specifiche combinazioni di atomi diversi in rapporti interi e piccoli.
- Le reazioni chimiche comportano un riarrangiamento di atomi, ma non la creazione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



Legge di Proust o delle proporzioni definite:

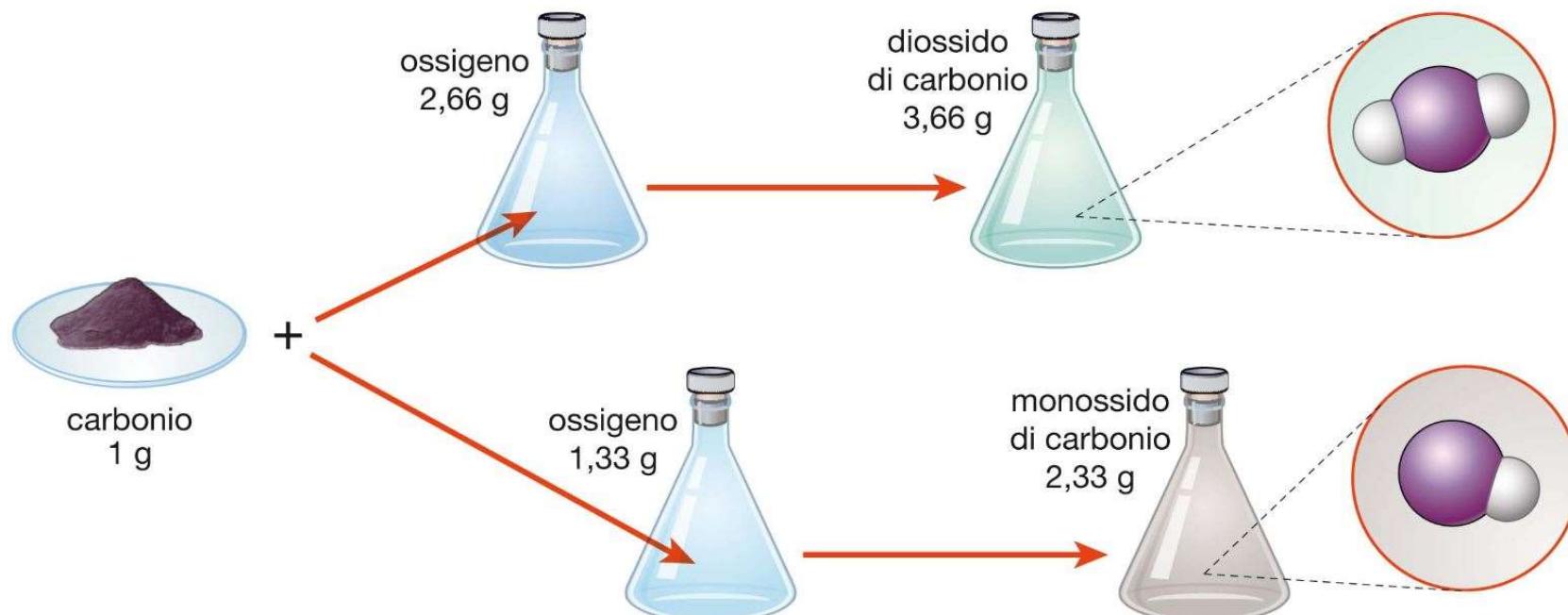


Campioni diversi dello stesso composto contengono proporzioni definite degli stessi elementi.



Legge delle proporzioni multiple:

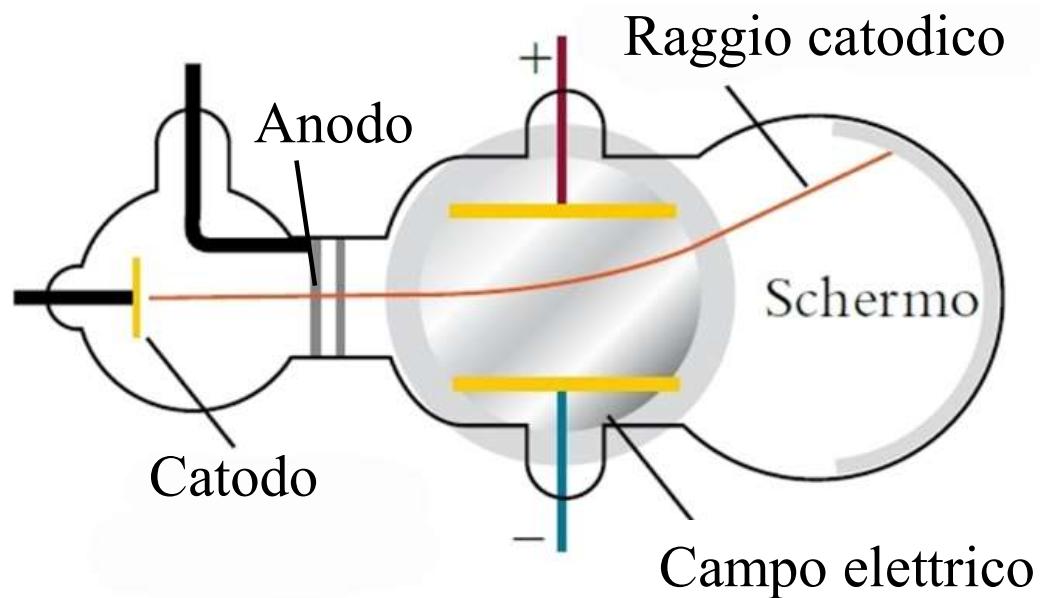
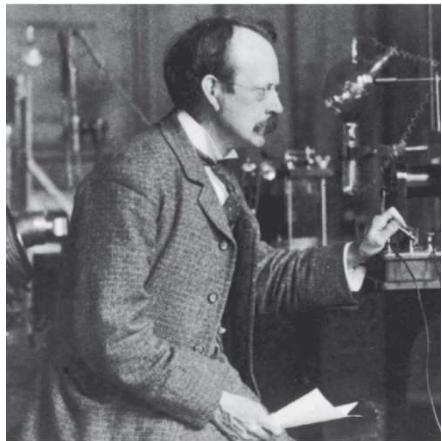
Se un elemento può combinarsi con un secondo in proporzioni diverse, le masse del primo elemento che si combinano con una stessa quantità del secondo stanno tra loro in proporzioni definite da numeri piccoli.



Struttura degli atomi

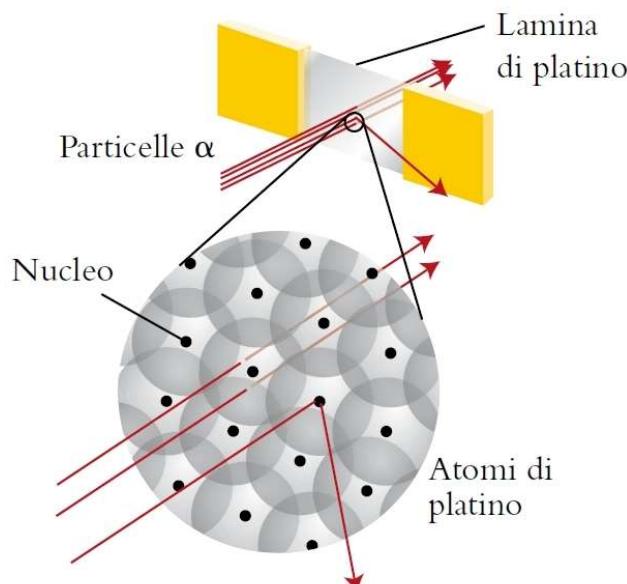
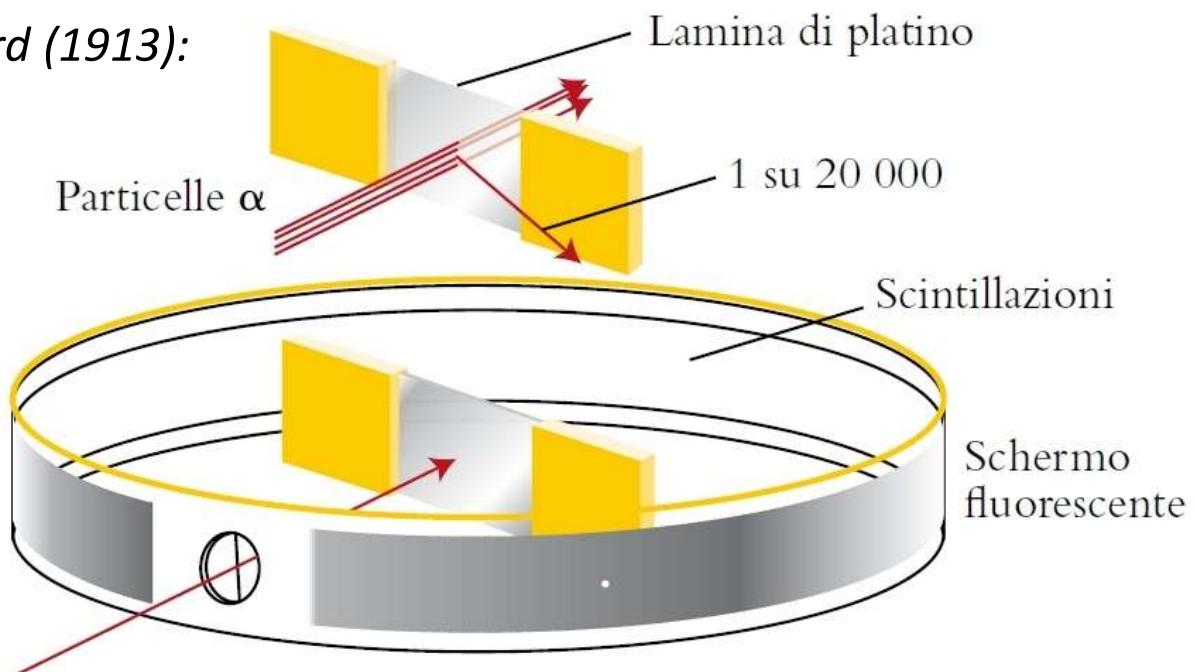
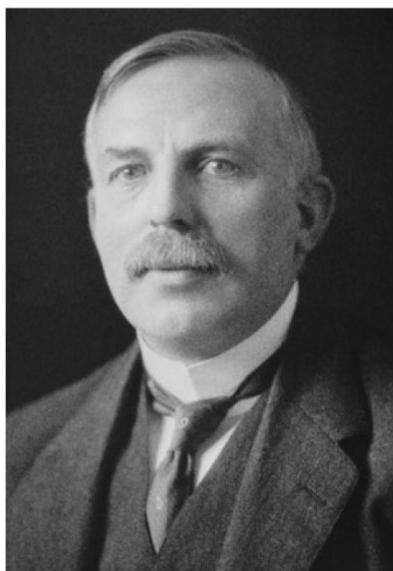
Dalla fine del XIX secolo, la fisica ha cominciato a studiare la struttura interna degli atomi, scoprendo l'esistenza di particelle subatomiche.

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: $100 \text{ pm} = 10^{-10} \text{ m} = 1 \text{ \AA}$

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

Dal confronto tra:

- H: 1 protone
- He: 2 protoni, ma circa 4 volte il peso 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: ${}_Z^A X$

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

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

Tavola Periodica degli Elementi

Periodo	Gruppo																		STATI DI AGGREGAZIONE a 20 °C	
	Metalli Alcalini		Metalli Alcalino-Terrosi		Lantanidi		Attinidi		Elementi di Transizione		Metalloidi / Non Metalli		Alogenici		Gas Nobili					
1	H	Be	Li	Na	Mg	Ca	K	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Pd	Ag	Cd	Stati	
2	Li	Berillio	Be	Scandio	Titanio	Vanadio	Cromo	Zirconio	Nibbio	Molibdeno	Tecnecio	Rutenio	Rodio	Palladio	Argento	Cadmio	Indio	Stagno	Antimonio	SOLIDI
3	Sodio	Magnesio	Calceo	Scandio	Titanio	Vanadio	Cromo	Zirconio	Nibbio	Molibdeno	Tecnecio	Rutenio	Rodio	Palladio	Argento	Cadmio	Indio	Stagno	Antimonio	LIQUIDI
4	Potassio	Calcio	Scandio	Titanio	Vanadio	Cromo	Manganese	Scandio	Titanio	Vanadio	Cromo	Ferro	Cobalto	Nikel	Rame	Zinco	Gallo	Germanio	Arsenico	GASSOSI
5	Rubidio	Stronzio	Yttrio	Zirconio	Nibbio	Tungsteno	Re	Rhenio	Rutenio	Ruthenio	Rutenio	Rutenio	Rutenio	Rutenio	Rutenio	Rutenio	Tellurio	Iodio	Xenon	ARTIFICIALI
6	Cesio	Bario	Lantano	Afnio	Tantalo	Tungsteno	Re	Os	Ir	Platino	Oro	Mercurio	Talio	Piombo	Bismuto	Polonio	Astatina	Radon		
7	Francio	Radio	Attinio	Rutherfordio	Dubnicio	Seaborgio	Bohrio	Hassio	Meitnerio	Darmstadio	Roentgenio	Copernicio								
6	Cerio	Praseodimio	Neodimio	Promezio	Samario	Eurogio	Gadolonio	Terbio	Disprosio	Olimio	Erbio	Erbio	Tm	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Serie dei Lantanidi
7	Thorio	Protoattinio	Uranio	Nettunio	Plutonio	Americio	Curio	Berchelio	Californio	Einsteinio	Fermio	Mendelevio	Nobelio	Laurenzio						Serie degli Attinidi
																				drogaster.it

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.



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

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



58	140,12 4,3	59	140,9077 4,3	60	144,24 3 -3	61	(145) 3 -3	62	150,4 3,2	63	151,96 3,2	64	157,25 3 +3	65	158,9254 4,3	66	162,5 3 -3	67	164,9304 3 -3	68	167,26 3 +3	69	168,9342 3,2 +3	70	173,04 3,2 -3	71	174,96		
68	93,3 3426	Ce	4,48 909,0 3512	Pr	6,86 1080 3668	Nd	7,22 1080 2460	Pm	7,75 1071,9 1791	Sm	5,24 826 1597	Eu	7,9 1311,9 3266	Gd	8,23 1356,8 3223	Tb	8,55 1407 2562	Dy	8,7 1469,9 2895	Ho	9,07 1497 2863	Er	9,32 1545,9 1947	Tm	9,87 2023,9 1184	Yb	9,84 1662,8 3395	Lu	
Cerio		Praseodimio		Neodimio		Promezio		Samario		Europio		Gadolionio		Terbio		Disprosio		Olmio		Erbio		Tulio		Itterbio		Lutezio			
90	232,0381 4	91	(209) 5,4,3	92	238,029 6,5,4,3	93	237,048 6,5,4,3	94	(244) 6,5,4,3	95	(243) 6,5,4,3	96	(247) 4,3	97	(247) 4,3	98	(251) 4,3	99	(252) 4,3	100	(257) 3 -3	101	(258) 3 -3	102	(259) 3,2 -3	103	(26)		
11,3		Th	18,7 1560	Pa	18,7 1029,4 4734	U	20,25 636,9 3602	Np	19,84 865 3230	Pu	13,67 1175 2616	Am	13,51 1340	Cm	-	Bk	-	Cf	-	Es	-	Fm	-	Md	-	No	-	L	
Torio		Protoattinio		Uranio		Nettunio		Plutonio		Americio		Curio		Berchelio		Californio		Einsteinio		Fermio		Mendelevio		Nobelio		Laurenzio			

Metalli e non metalli

Non-metalli:

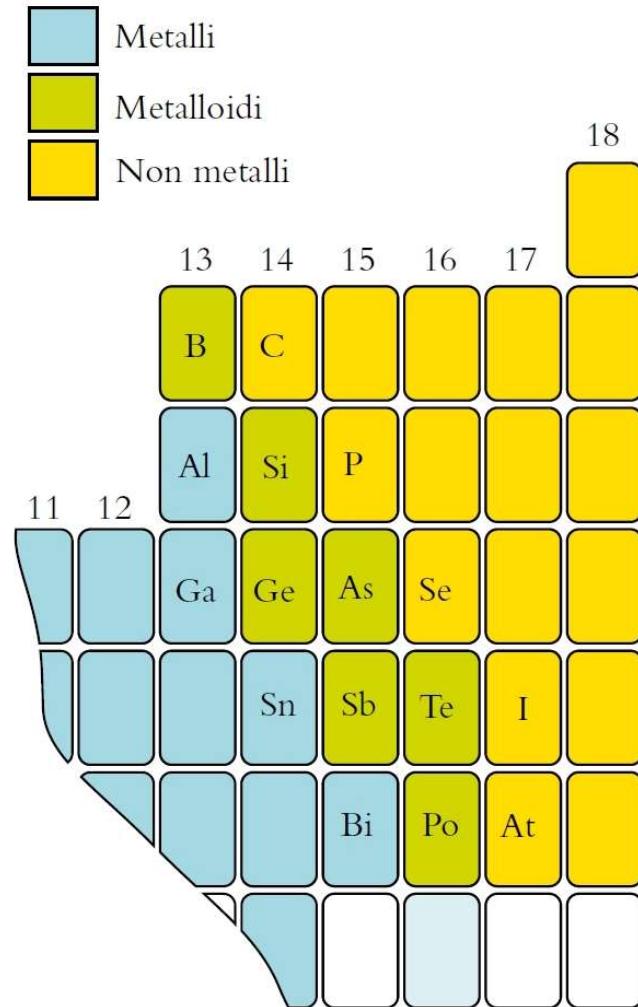
- Gas o solidi opachi a temperatura ambiente
- Cattivi conduttori di elettricità
- Quando reagiscono, producono ioni con carica negativa

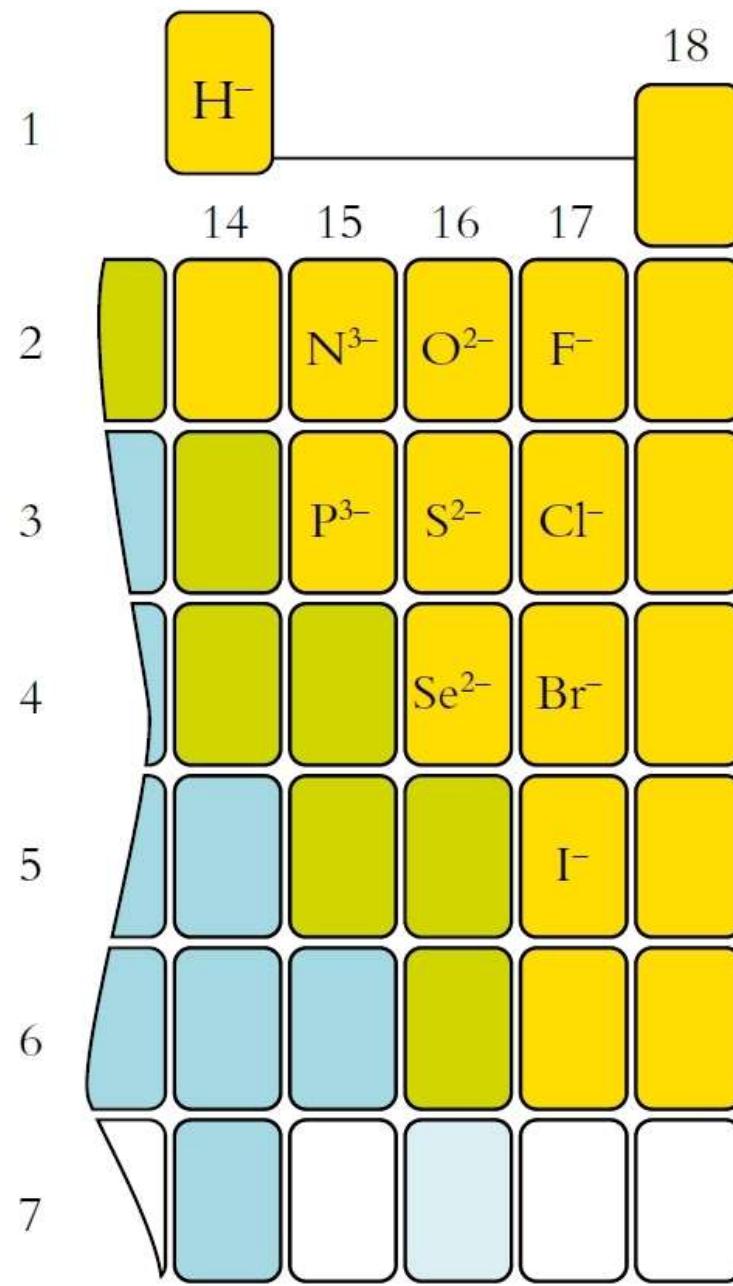
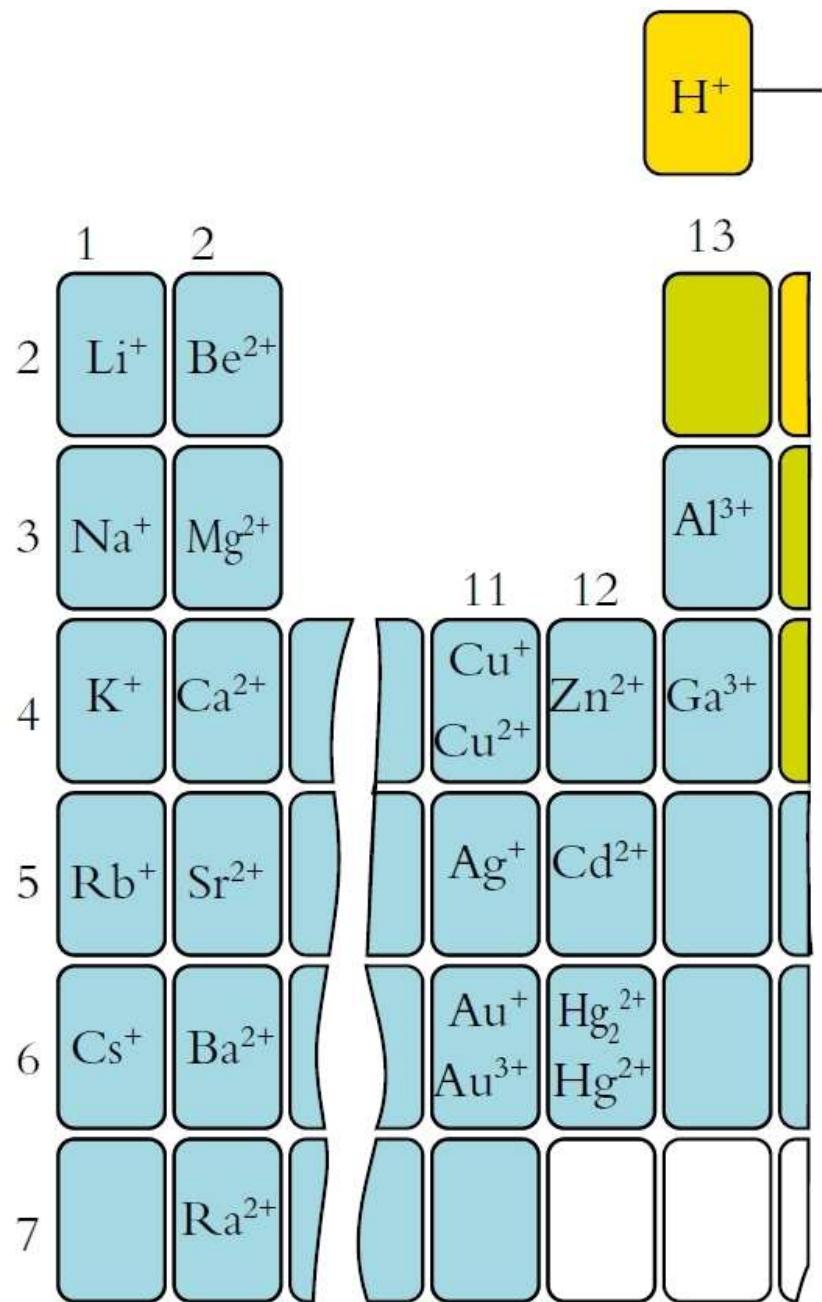
Metalli:

- 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



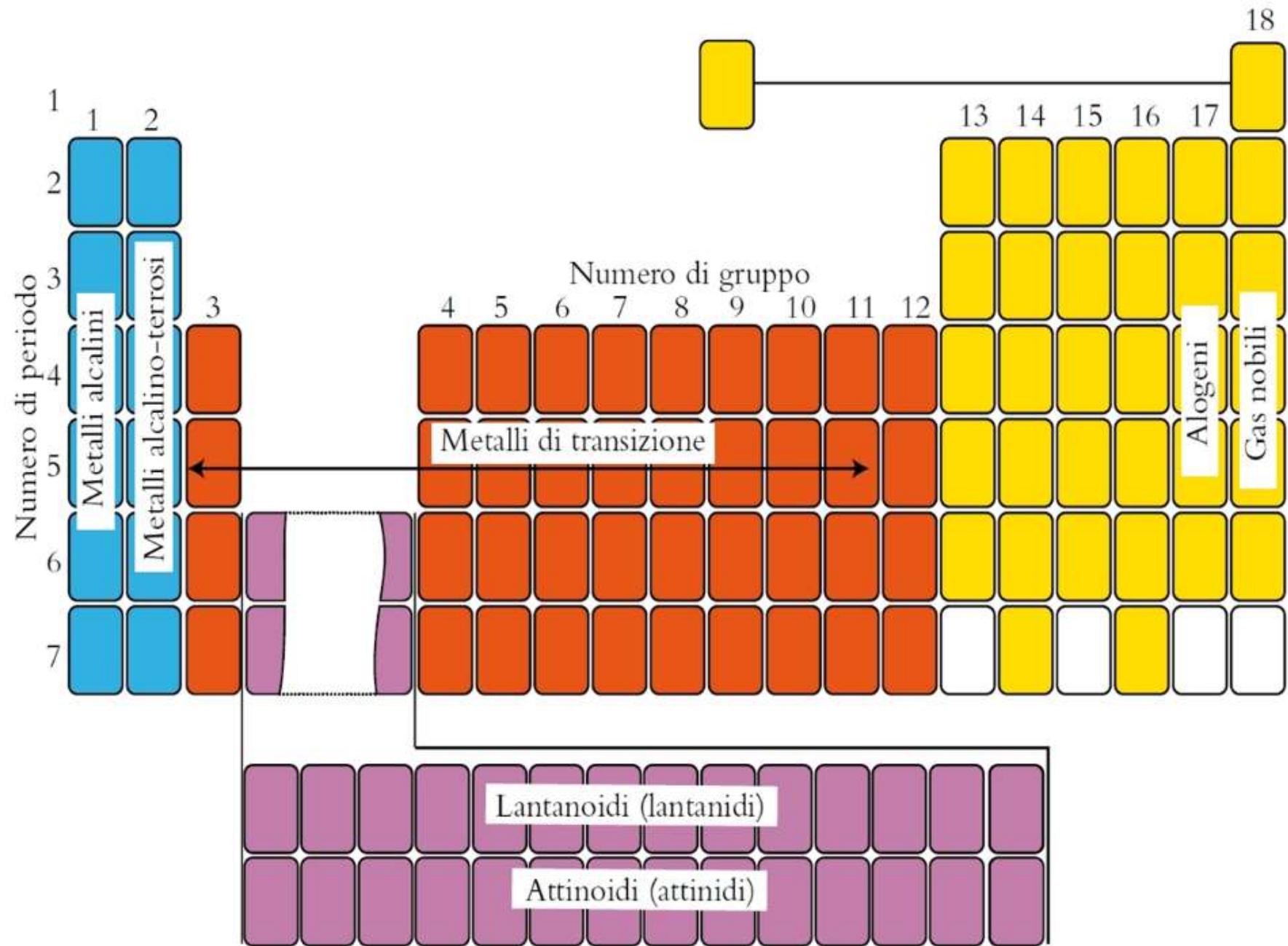


Periodi: orizzontali

Dimensioni crescenti

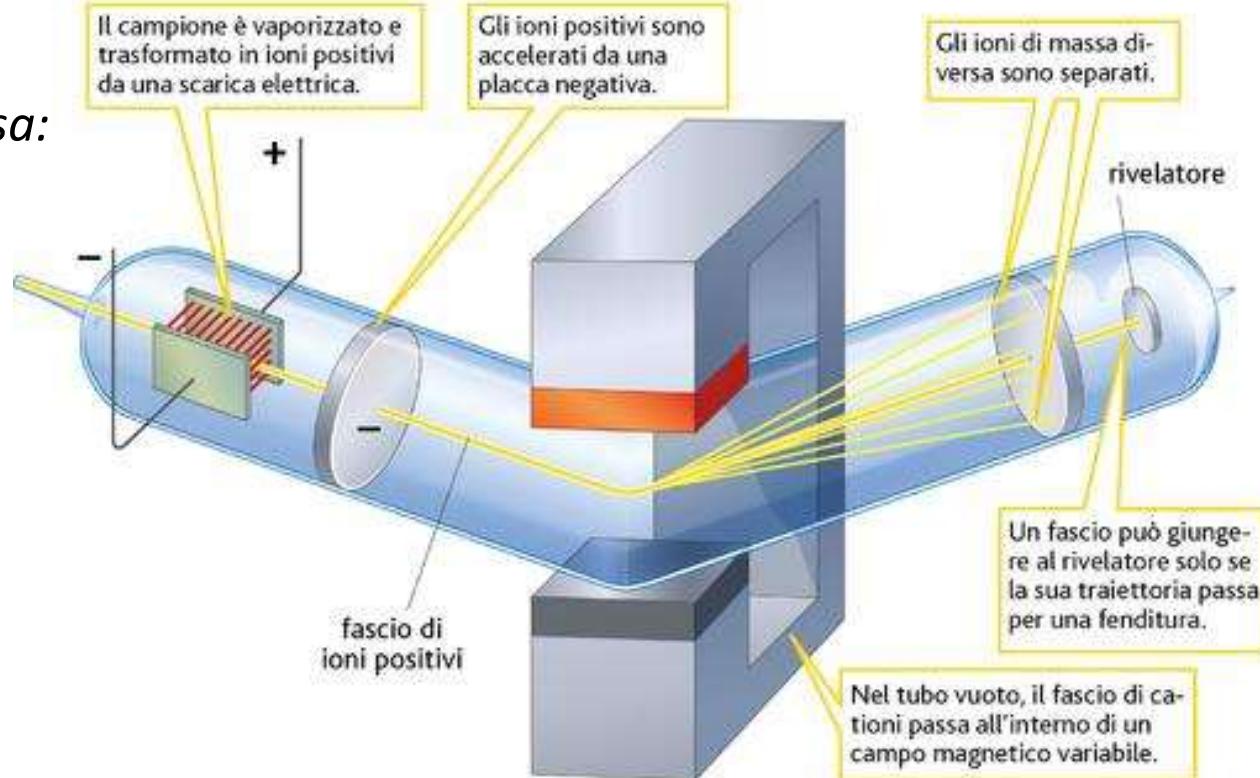
Gruppi: verticali

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

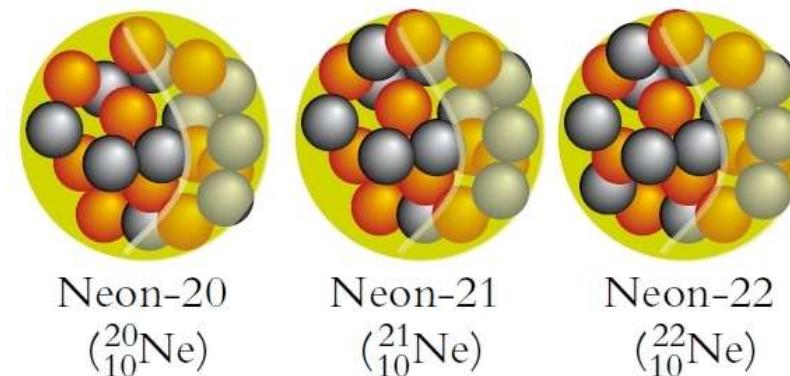


Isotopi

Spettrometro di massa:



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



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 ($A=12$, $^{12}_6C$) cioè $1.661 \cdot 10^{-24}$ g.

Il valore della massa atomica indicato sulla Tavola Periodica 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:

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

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%.

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

Esercizi

- 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.

$$m_{\text{Ne}} = \frac{m^{20}\text{Ne} \cdot \%^{20}\text{Ne} + m^{21}\text{Ne} \cdot \%^{21}\text{Ne} + m^{22}\text{Ne} \cdot \%^{22}\text{Ne}}{100}$$
$$= \frac{19.992435 \cdot 90.5 + 20.993843 \cdot 0.27 + 21.991383 \cdot (100 - 90.5 - 0.27)}{100}$$
$$m_{\text{Ne}} = 20.2$$

- 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.

$$m_{\text{Cu}} = \frac{m^{63}\text{Cu} \cdot \%^{63}\text{Cu} + m^{65}\text{Cu} \cdot \%^{65}\text{Cu}}{100} = 63.546$$
$$\frac{62.9298 \cdot \%^{63}\text{Cu} + 64.9278 \cdot (100 - \%^{63}\text{Cu})}{100} = 63.546$$
$$\%^{63}\text{Cu} = 69.159\% \quad \text{e} \quad \%^{65}\text{Cu} = 30.841\%$$