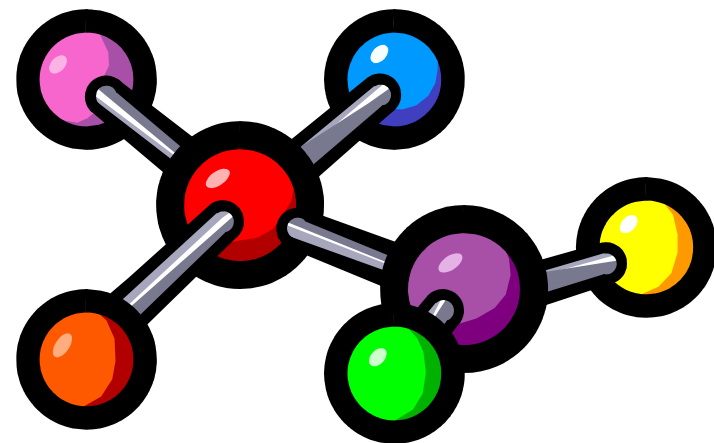
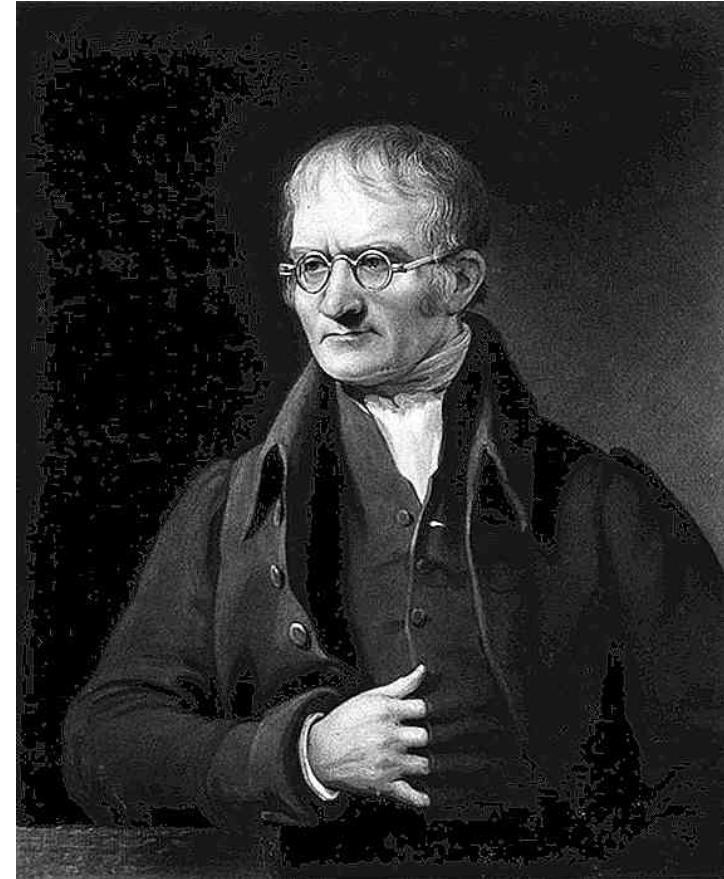
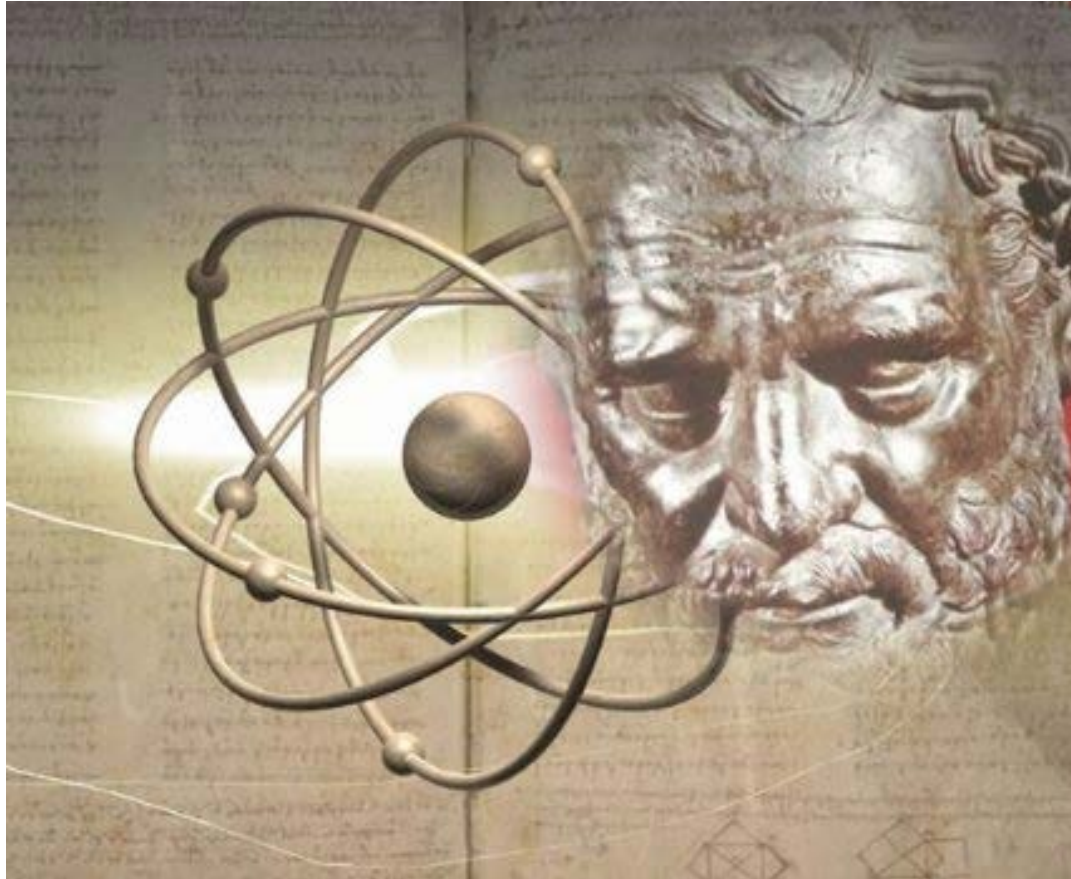


# Atomi, Molecole e Ioni

- **Struttura dell'atomo**
- **Tavola periodica**
- **Nomenclatura**



# 1.1 La Teoria Atomica

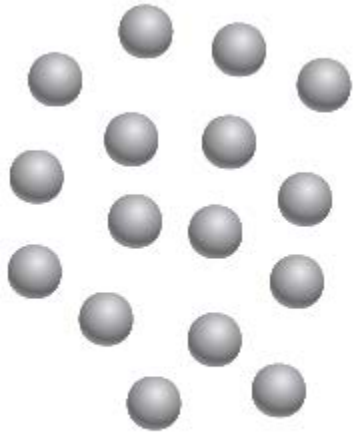


**Da Democrito a John Dalton**

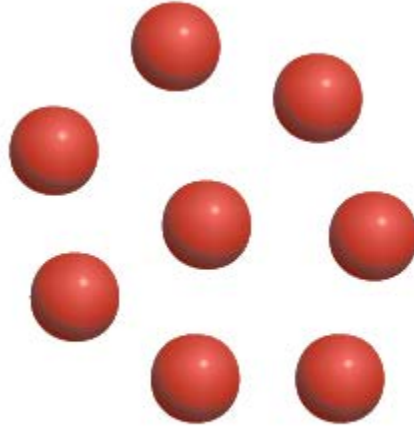
# La Teoria Atomica di Dalton (1808)

1. Gli **elementi** sono composti da particelle estremamente piccole, denominate **atomi**.
2. Tutti gli **atomi** di un dato elemento sono identici ed hanno le stesse dimensioni, masse e proprietà chimiche, ma differiscono dagli atomi di tutti gli altri elementi.
3. I **composti** sono formati da atomi di almeno due elementi diversi. In qualsiasi composto, il rapporto del numero di atomi di qualsiasi coppia di elementi presenti è o un numero intero o una frazione semplice
4. Una **reazione chimica** coinvolge solo la separazione, la combinazione, o il riarrangiamento di atomi; il suo risultato non è la loro creazione dal nulla o la loro distruzione.

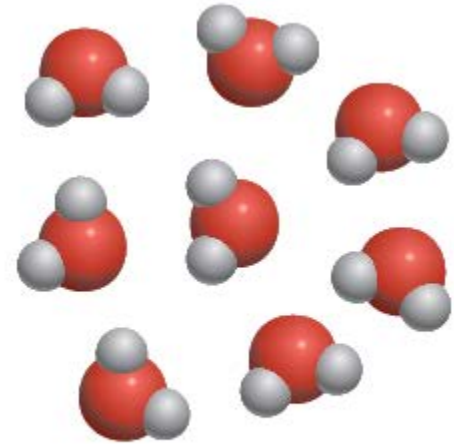
# La Teoria Atomica di Dalton (1808)



Atomi dell'elemento X



Atomi dell'elemento Y



Composto degli elementi X e Y

In questo caso si forma il composto XY in cui il rapporto tra gli atomi X e Y è di 2:1.

## Legge di conservazione delle proporzioni fisse-Legge di Proust

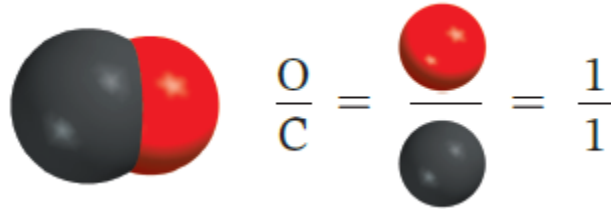
*Quando due atomi reagiscono per formare un composto, si combinano sempre secondo rapporti in peso definiti e costanti*

# La Teoria Atomica di Dalton (1808)

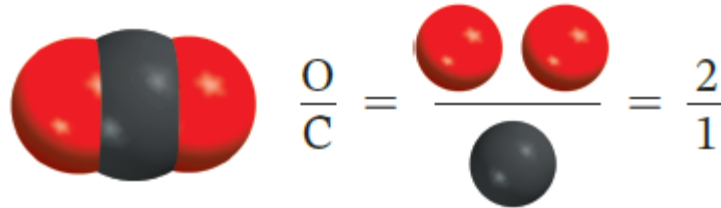
I **composti** sono formati da atomi di almeno due elementi diversi. In qualsiasi composto, il rapporto del numero di atomi di qualsiasi coppia di elementi presenti è o un numero intero o una frazione semplice

## Ossigeno in CO e in CO<sub>2</sub>

### Monossido di carbonio



### Diossido di carbonio



## Legge delle proporzioni multiple-Legge di Dalton

*Quando due elementi possono formare più di un composto, la quantità in peso di uno dei due elementi che si combina con una quantità fissa dell'altro, è sempre multipla della più piccola quantità che compare in uno dei composti che essi formano*

# La Teoria Atomica di Dalton (1808)

## Legge di conservazione delle proporzioni fisse-Legge di Proust

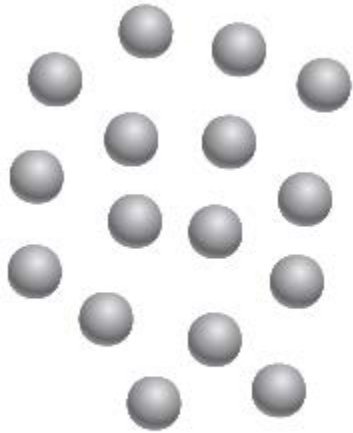
H	O	Cl	C
1g	7,99g		
1g		35,2g	
1g			2,98g

## Legge delle proporzioni multiple-Legge di Dalton

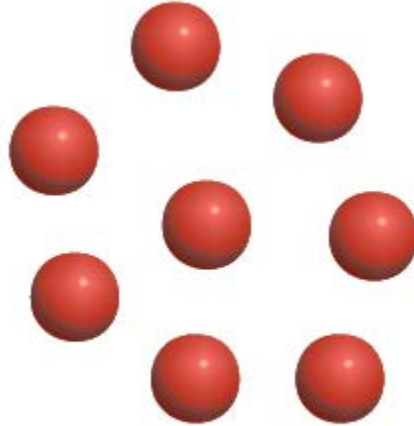
Ossidi di azoto	N (azoto)	O (ossigeno)	Formula molecolare
Composto A	14g	8g	N <sub>2</sub> O
Composto B	14g	16g	NO
Composto C	14g	24g	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
Composto D	14g	32g	NO <sub>2</sub>
Composto E	14g	40g	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>

# La Teoria Atomica di Dalton (1808)

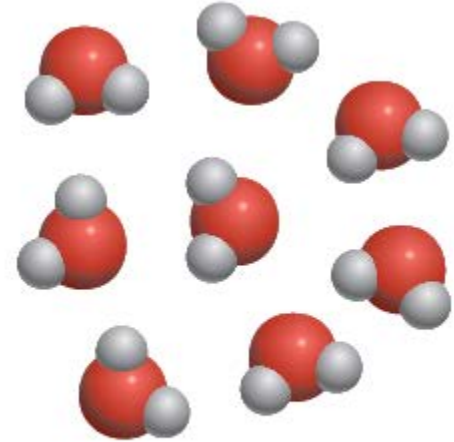
La materia non può essere né creata né distrutta



Atomi dell'elemento X



Atomi dell'elemento Y



Composto degli elementi X e Y



## Legge di conservazione della massa-Legge di Lavoisier

*In ogni trasformazione della materia la somma delle masse delle sostanze prima di reagire (reagenti) è uguale alla somma delle masse delle sostanze che si formano nella trasformazione (prodotti).*

# La Teoria Atomica di Dalton (1808)

Possiamo asserire basandoci sulla teoria atomica di Dalton che **un atomo è l'unità base della materia**, la più piccola porzione di un elemento chimico che conserva le proprietà dell'elemento stesso.

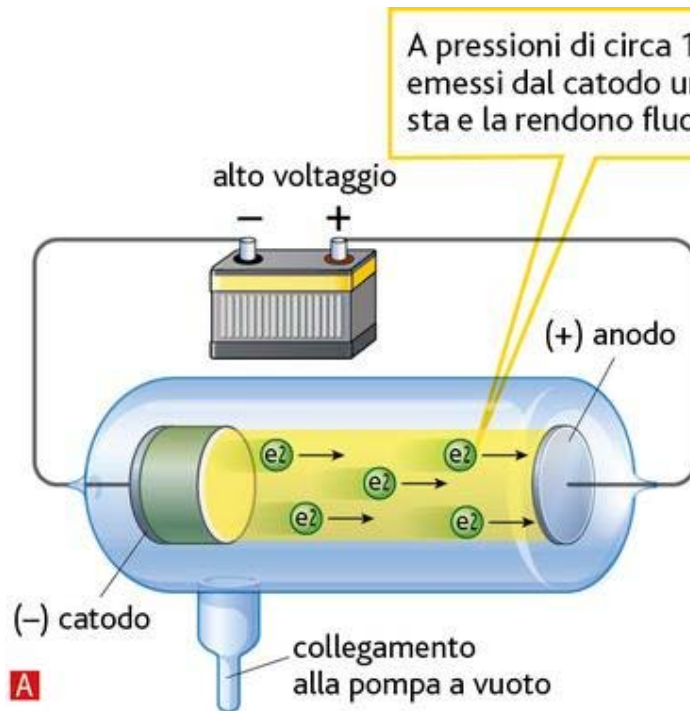
Già...ma com'è fatto un atomo?



## 1.2 La Struttura dell'atomo

# Tubo a raggi catodici

La scoperta dell'elettrone avvenne grazie ad una serie di esperimenti condotti durante gran parte dell'Ottocento sulla **conduzione elettrica attraverso i gas rarefatti**. Esperimenti di **J.J. Thomson (1897)**.

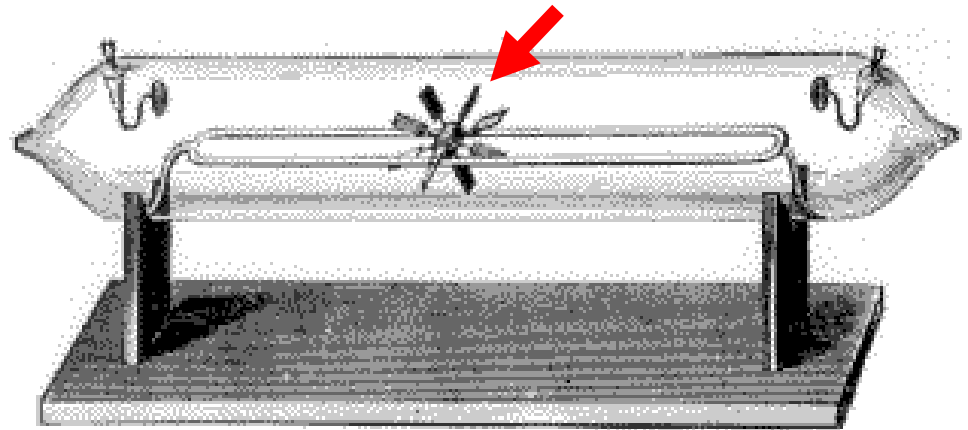


- ✓  $P = 1 \text{ atm}$                        $I = 0$
- ✓  $P \sim 10^{-3} \text{ atm}$                    $I > 0$  (bagliore emanato da tutta la massa gassosa)
- ✓  $P \sim 10^{-6} \text{ atm}$                    $I > 0$  (debole luce fluorescente sulle pareti di fronte al catodo)

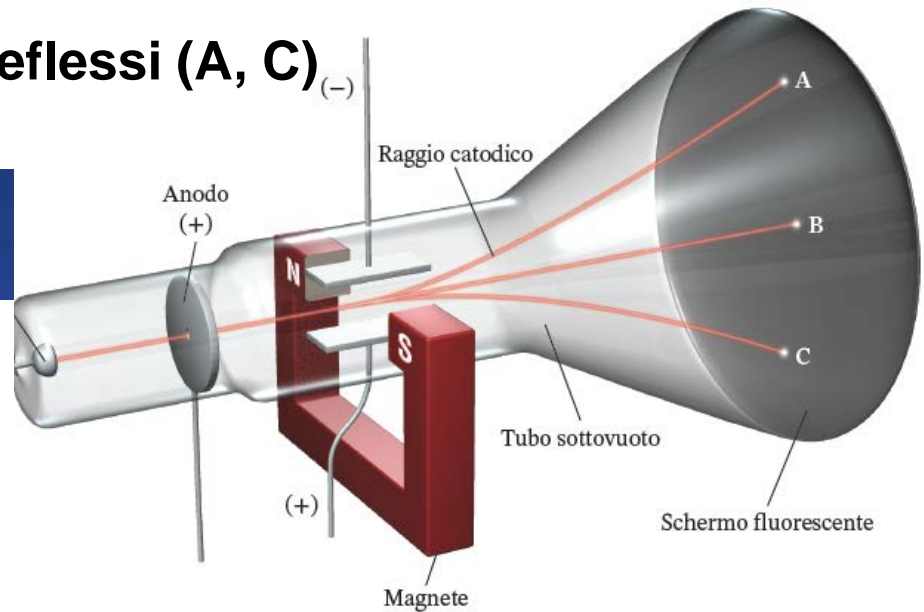
# Tubo a raggi catodici

**Thomson** riuscì a dimostrare con i suoi esperimenti, che il raggio catodico era formato da **un insieme di corpuscoli di carica negativa**, gli **elettroni**. Gli esperimenti ne dimostrarono:

- ° natura corpuscolare
- ° natura elettrica



## Raggi deflessi (A, C) (-)



- A** in presenza di campo magnetico
- B** in assenza di campi elettrici/magnetici
- C** in presenza di campo elettrico esterno



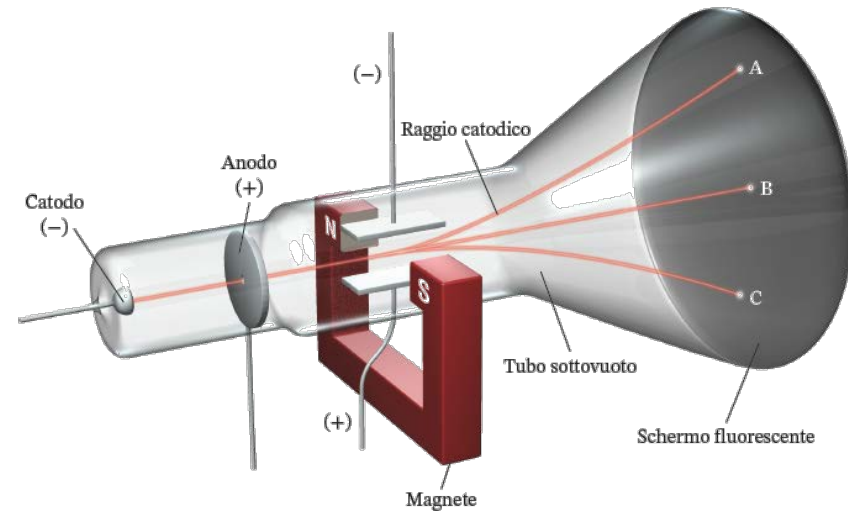
**Gli effetti del magnete non dipendono dal tipo di materiale di cui è fatto il catodo, per cui Thomson fu uno dei primi a dedurre che gli elettroni sono particelle che appartengono a tutti i tipi di atomo.**



# Tubo a raggi catodici

## 2.2.1 L'elettrone

J.J. Thomson **misurò carica/massa di un  $e^-$**   
(1906 Premio Nobel in Fisica)

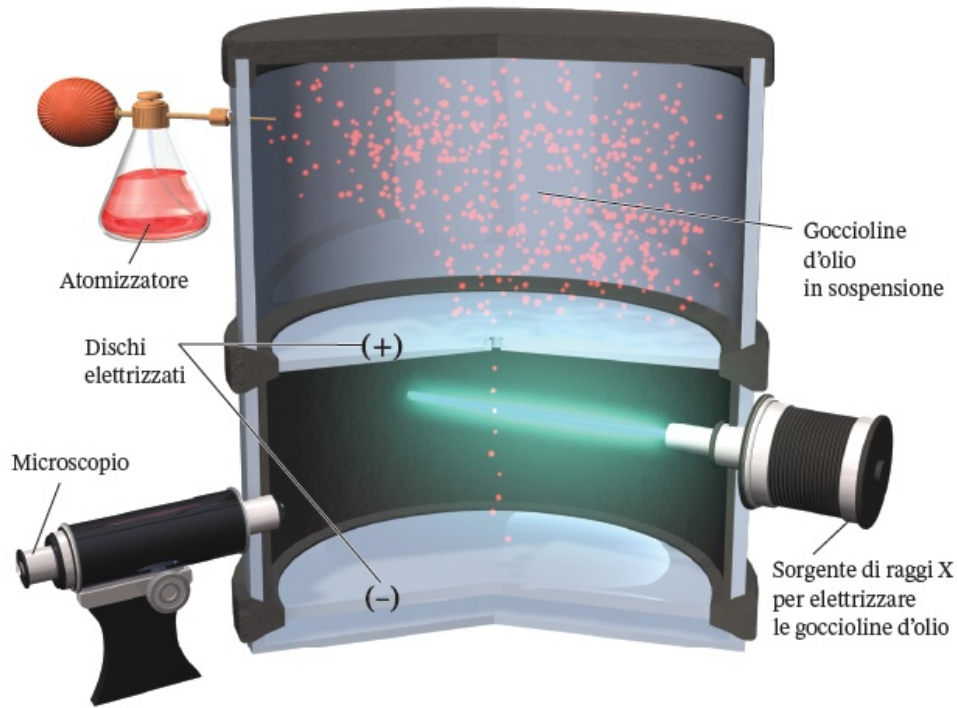


**Misurando le deviazioni che gli elettroni subiscono per effetto del campo elettrico applicato alle armature.**

**Su questo criterio sono stati realizzati gli spettrometri di massa, strumentazioni in grado di fornire la massa esatta di atomi, molecole con elevata precisione.**

$$\frac{e}{m} = \frac{E}{H^2 r} = 1,758820150.108 \text{ C/g (con C = Coulomb*)}$$

# Esperimento di Millikan



Misurò la massa di un  $e^-$

(1923 Premio Nobel in Fisica)

Minutissime goccioline d'olio, caricate negativamente con una carica incognita  $q$  mediante irradiazione con raggi X, vengono immesse tra le armature di un condensatore che produce un campo elettrico di intensità  $E$ . Ciascuna gocciolina è sottoposta ad una forza elettrica  $F_e = Eq$  ed alla forza peso  $F_p = mg$ .

<https://www.viddler.com/embed/9e764772>

Variando opportunamente l'intensità  $E$  del campo elettrico è possibile variare la forza elettrica, per una goccia, fino a renderla uguale alla sua forza peso (la goccia rimarrà sospesa in equilibrio).  
 $Eq = mg$

$$e^- \text{ carica} = -1.60 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$(\text{Thomson}) \text{ carica/massa di un } e^- = -1.76 \times 10^8 \text{ C/g}$$

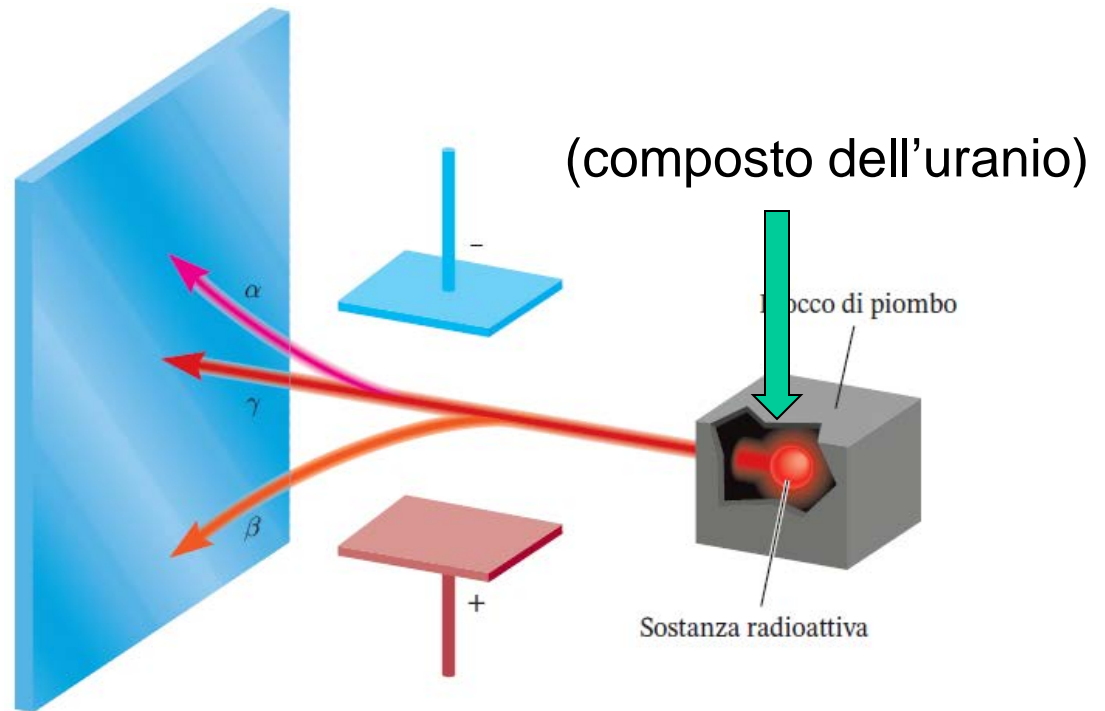
$$e^- \text{ massa} = 9.10 \times 10^{-28} \text{ g}$$

### 2.2.2 La radioattività

Nel 1896 Antoine Becquerel scoprì casualmente la radioattività dell'Uranio. Le sue ricerche vennero proseguite dai coniugi Curie e poi da Rutherford, il quale per primo nel 1898 riconosce le radiazioni da lui chiamate (**alfa**) e (**beta**), emesse da elementi radioattivi.

Ben presto risulta chiaro che le radiazioni beta sono costituite **da elettroni** come i raggi catodici, mentre per lungo tempo resta oscura la natura delle radiazioni alfa.

# Tre tipi di radiazioni (e particelle) emessi da elementi radioattivi



Pochi anni più tardi P. Villard in Francia scoprì che tra le radiazioni emesse da una sostanza radioattiva ve ne sono di un **terzo tipo, chiamate (gamma)**, che si riconoscono simili ai raggi X. Bisogna aspettare il 1904 perché Rutherford dimostri che la **radiazione alfa è costituita da nuclei di Elio**.

# Il protone e il nucleo

Cariche positive distribuite  
sull'intera sfera



*tutta la carica positiva e quasi tutta  
la massa sono distribuite  
uniformemente in una sfera di raggio  
 $\sim 1\text{\AA}$  ( $10^{-10}\text{ m}$ )*

*gli elettroni sono distribuiti in questa sfera  
agendo da “collante” per le cariche  
positive, e sono in numero tale da rendere  
neutro l’atomo*

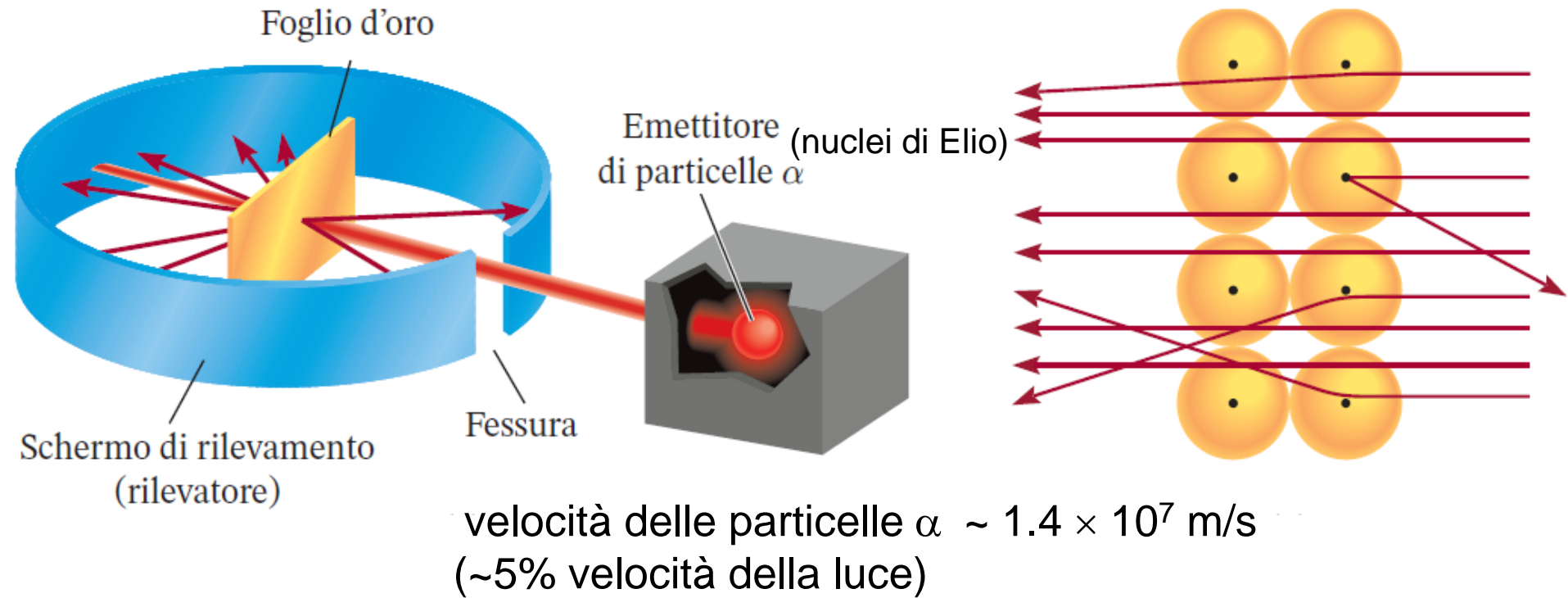
## Il modello atomico di J.J. Thomson

modello a sfera piena



# L' esperimento di Rutherford

(1908 Premio Nobel in Chimica)

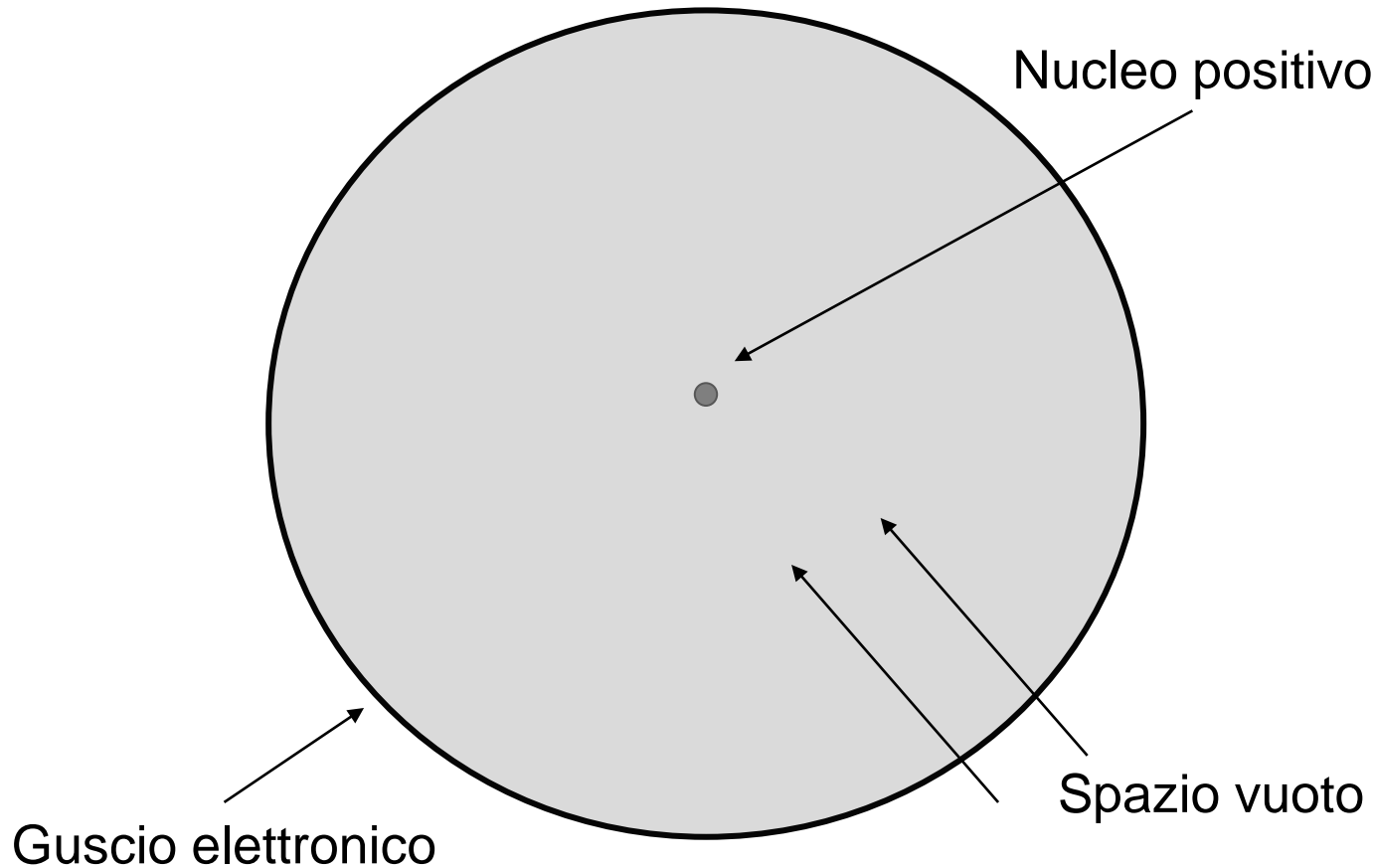


La maggior parte delle particelle forano la lamina indisturbata ma una parte di esse viene deviata e addirittura alcune vengono respinte nella direzione opposta.

*«Come se avessi sparato un colpo di artiglieria su un foglio di carta ed il proiettile fosse rimbalzato».*



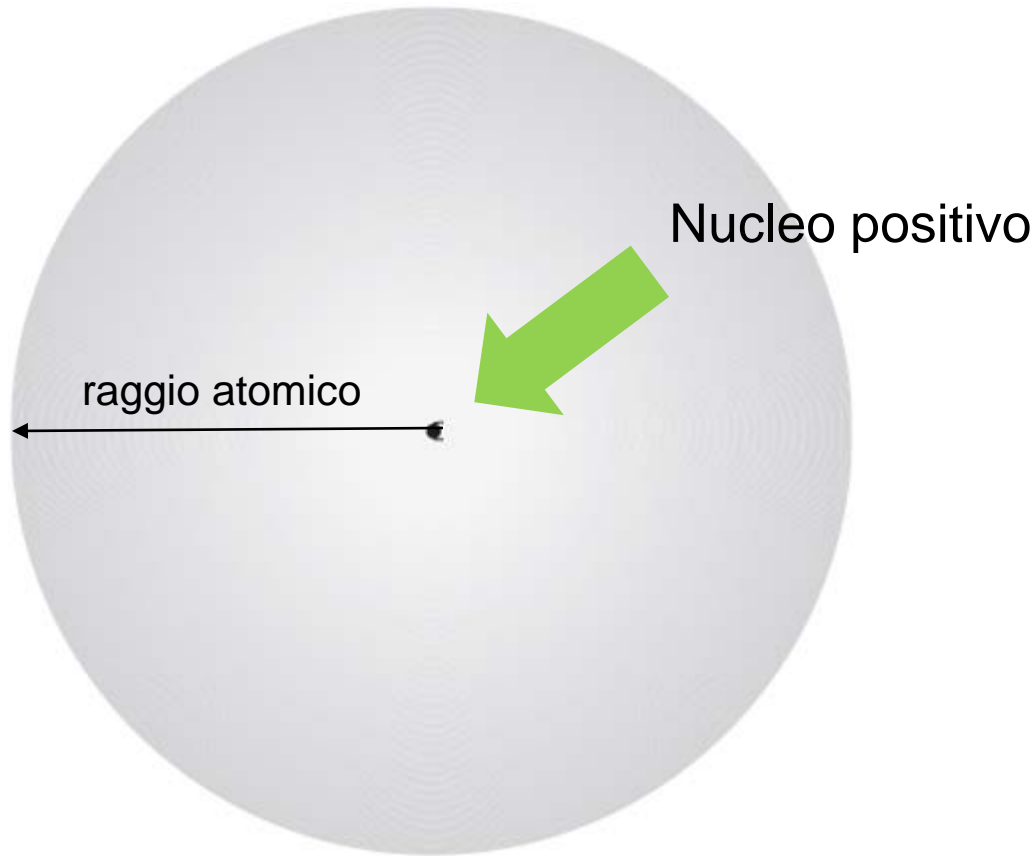
# Il modello atomico di Rutherford (a sfera cava)



La massa e la carica non sono distribuite uniformemente ma la carica positiva è concentrata in una minuscola zona centrale (nucleo) e gli elettroni si trovano ad una certa distanza dal nucleo in continua rotazione per non collassare su di esso

1. La carica positiva dell'atomo è concentrata nel nucleo
2. Il protone (p) ha carica opposta (+) rispetto all'elettrone (–)
3. La massa di p è  $1840 \times$  massa di  $e^-$  ( $1.67 \times 10^{-24}$  g)

# Il modello atomico di Rutherford



Non spiegava perché il rapporto delle masse tra H e He fosse 1:4

Non spiegava come fosse possibile la coesistenza di più cariche positive nel ristretto volume nucleare

raggio atomico  $\sim 100 \text{ pm} = 1 \times 10^{-10} \text{ m}$

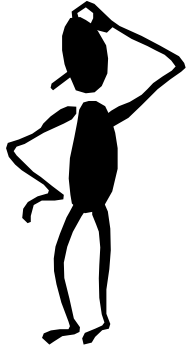
raggio nucleare  $\sim 5 \times 10^{-3} \text{ pm} = 5 \times 10^{-15} \text{ m}$

Se l'atomo avesse le dimensioni di uno stadio, il volume del suo nucleo sarebbe confrontabile con quello di una piccola biglia

## Il neutrone

# Esperimento di Chadwick (1932)

(1935 Premio Nobel in Fisica)



H atomi: 1 p; He atomi: 2 p

massa He/massa H dovrebbe essere = 2

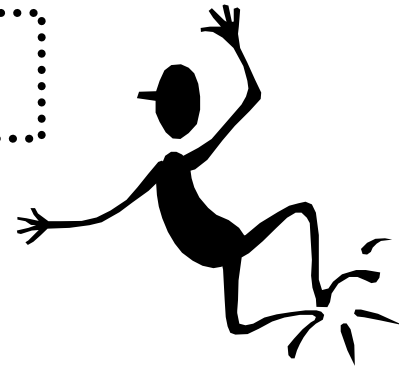
invece massa He/massa H = 4



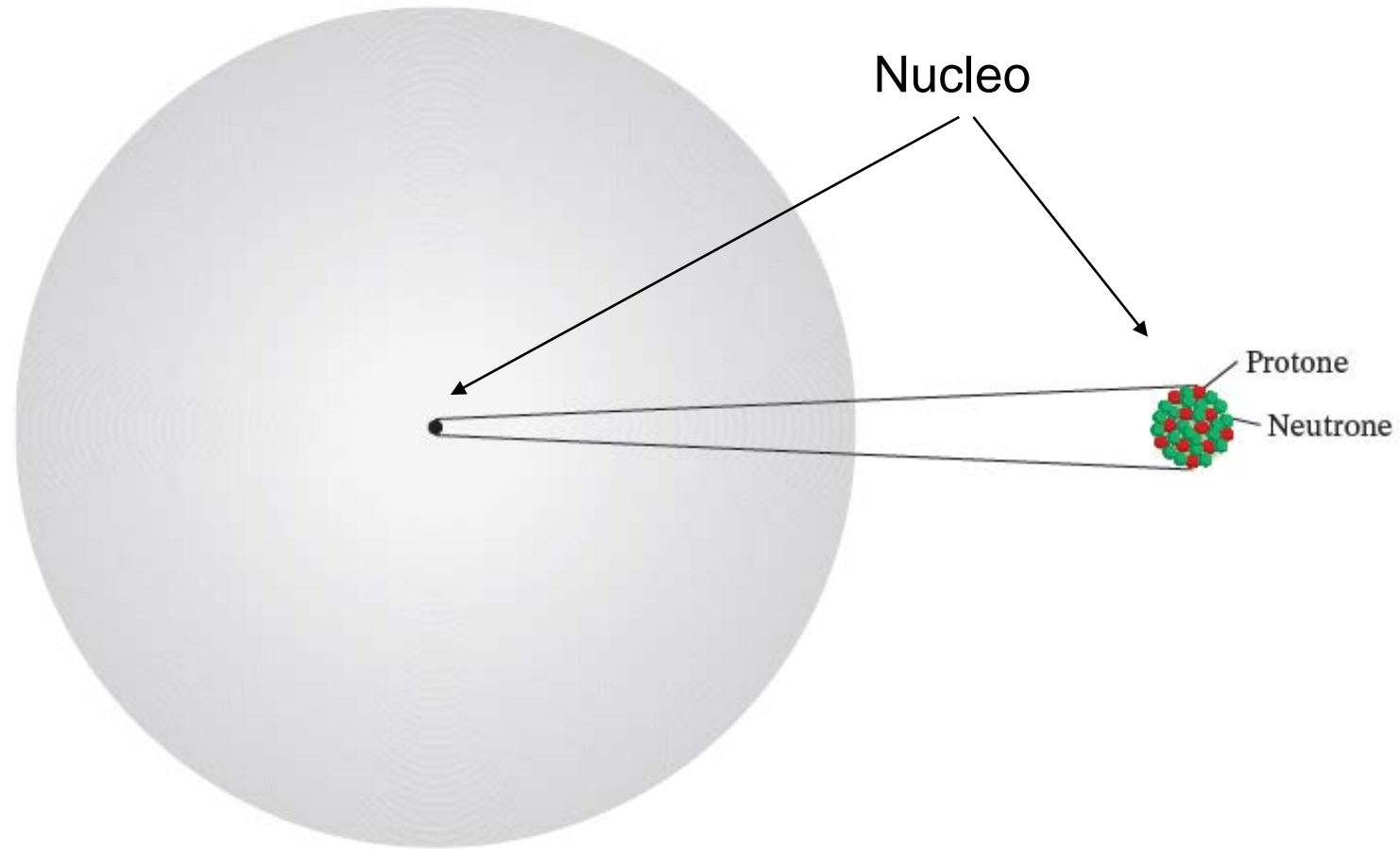
H atomi: 1 p e 0 n; He atomi: 2 p e 2n

neutrone (n) è neutro (carica = 0)

massa n ~ massa p =  $1.67 \times 10^{-24}$  g



## Il neutrone



**Elettrone ( $e^-$ )**  
**Protone (p)**  
**Neutrone (n)**

$$\text{massa } p = \text{massa } n = 1840 \times \text{massa } e^-$$

# Il neutrone

**Tabella 2.1** Massa e carica delle particelle subatomiche

Particella	Massa (g)	Carica	
		Coulomb	Unità di carica
Elettrone*	$9.10938 \times 10^{-28}$	$-1.6022 \times 10^{-19}$	-1
Protone	$1.67262 \times 10^{-24}$	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutrone	$1.67493 \times 10^{-24}$	0	0

\* Esperimenti successivi hanno determinato un valore più accurato della massa dell'elettrone, rispetto al valore di Millikan.

# 1.3 Il numero atomico, il numero di massa e gli isotopi

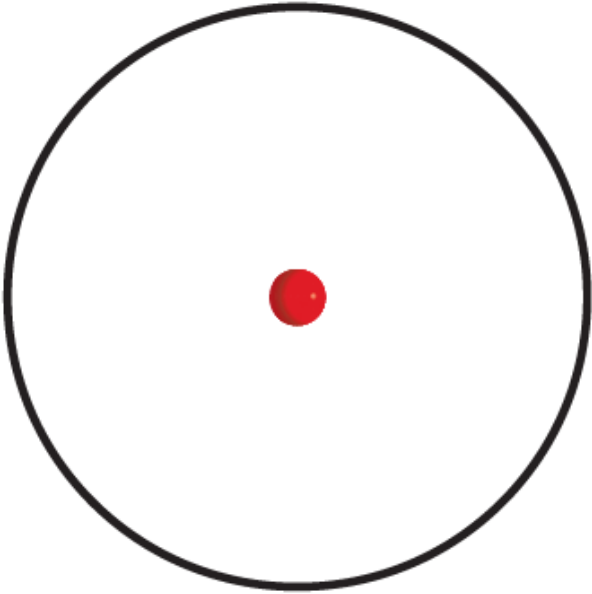
**numero atomico** (Z) = numero di protoni nel nucleo

**numero di massa** (A) = numero di protoni + numero di neutroni  
= numero atomico (Z) + numero di neutroni

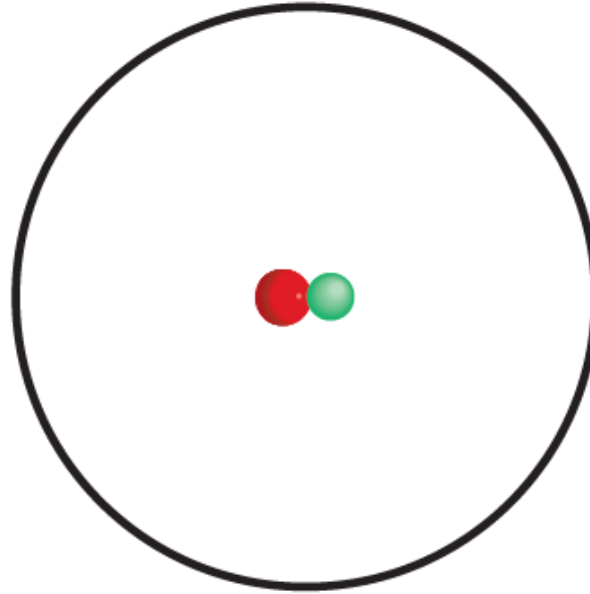
**Isotopi** sono atomi di uno stesso elemento (X) con un diverso numero di neutroni nel nucleo



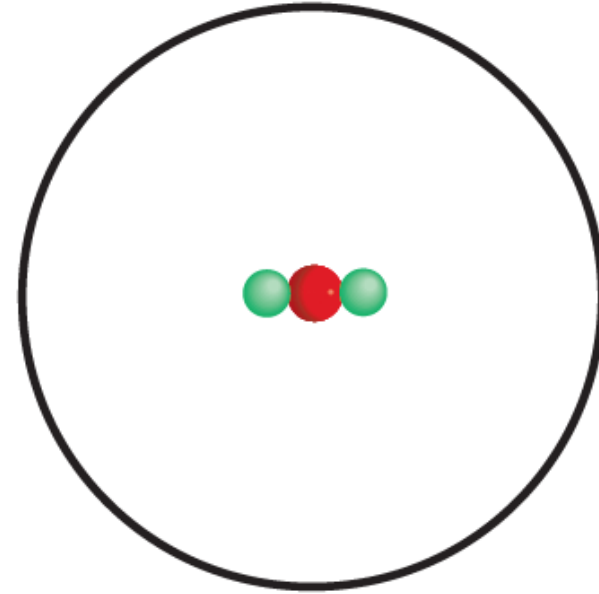
# Gli isotopi dell'idrogeno



**idrogeno**



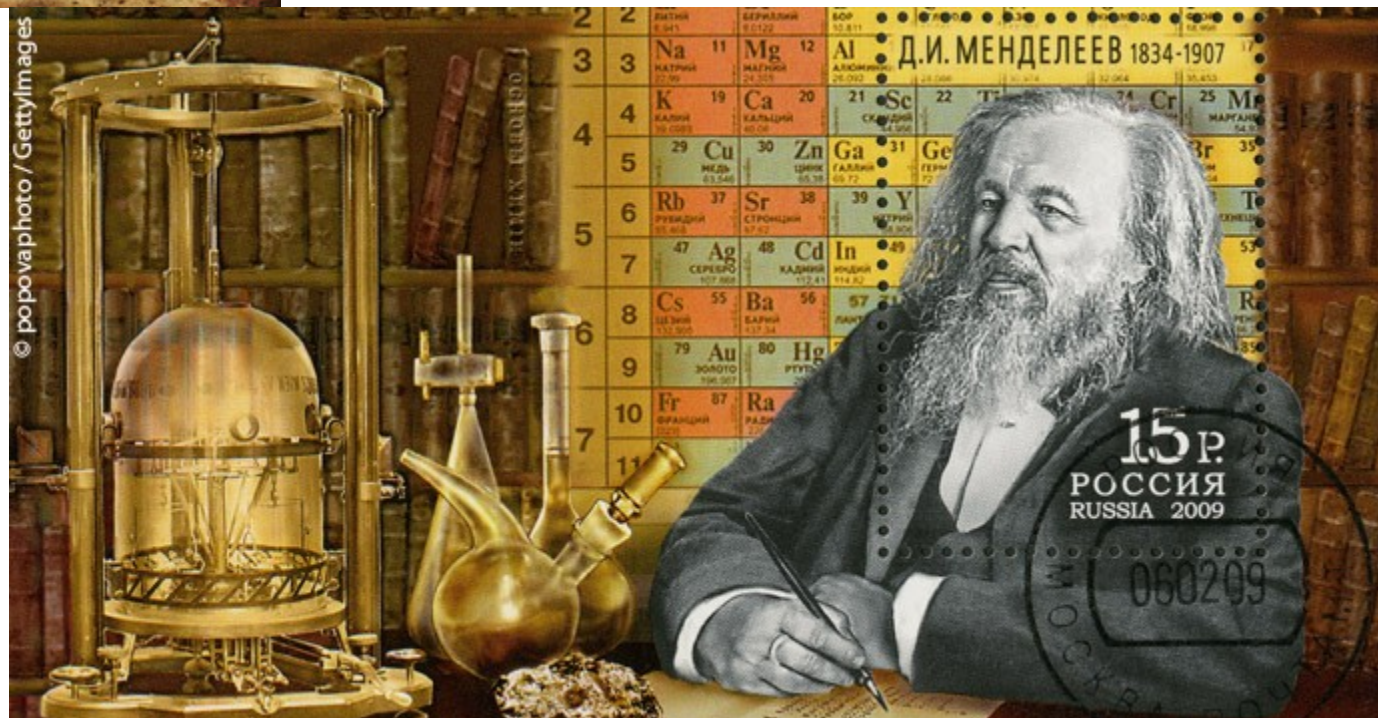
**deuterio**



**trizio**

## 1.4 La tavola periodica

Tavola Periodica degli Elementi  
e dei Procedimenti Alchemici





# 1.4 La tavola periodica



Oltre la metà degli elementi oggi noti fu scoperta tra il 1800 e il 1900. In questo periodo gli scienziati notarono che molti elementi mostravano forti analogie.

Il grande scienziato russo prevede l'esistenza di altri elementi (vedi alla voce Scoperta degli elementi chimici), e ne descrisse anche le proprietà chimiche e fisiche con impressionante precisione (vedi tabella). L'importanza della tavola periodica e delle previsioni di Mendeleev furono riconosciute pochi anni dopo, in seguito alla scoperta degli elementi scandio, gallio e germanio, che andarono ad occupare alcuni posti lasciati vuoti nella tavola e possedevano le proprietà fisiche previste dalla loro posizione in essa.

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3 Li												13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	
		3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B		10 10	11 1B	12 2B						
		21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga		33 As	34 Se		
		39 Y	40 Zr	41 Nb			44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In		51 Sb	52 Te		
		57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
		89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

Metalli di transizione

Metalli alcalino-terrosi

Metalli alcalini

Periodo

Gruppo

Alogeni

Gas nobili

	Metalli
	Metalloidi
	Non metalli

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Le proprietà chimiche e fisiche di un elemento dipendono dalla configurazione elettronica dell'ultimo livello (associata al gruppo)

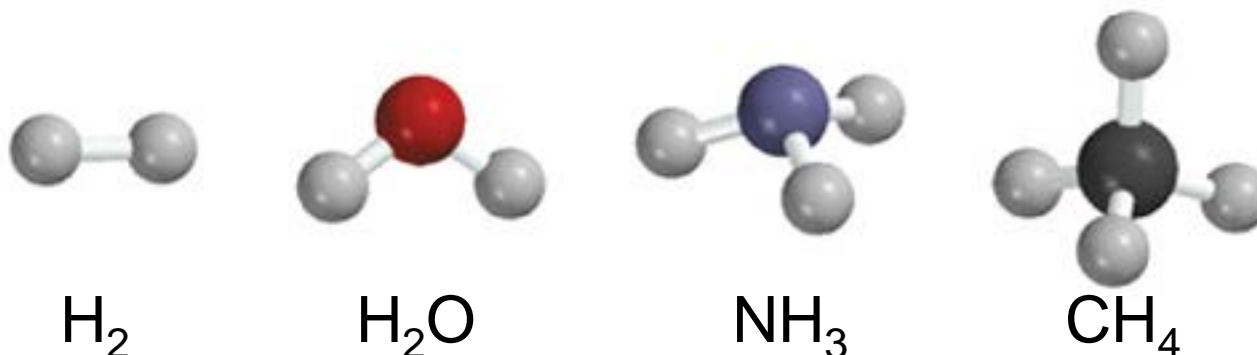
di un elemento dipendono  
dalla configurazione  
elettronica dell'ultimo livello  
(associata al gruppo)

GRUPPO																		0					
IA												IIIA		IVA		VA		VIA		VIIA		2	
PERIODO	1	1											5	6	7	8	9	10					
	H	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne				
	1.0079	6.941	9.012											10.811	12.011	14.007	16.00	19.00	20.179				
	2	3	4											13	14	15	16	17	18				
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar															
	22.99	24.30	26.98	28.09	30.974	32.06	35.453	39.948															
	3	11	12	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII B		IB	IIB											
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36					
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr					
	39.10	40.08	44.96	47.90	50.94	52.00	54.938	55.85	58.93	58.69	63.55	65.39	69.72	72.59	74.92	78.96	79.90	83.80					
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54					
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe					
	85.47	87.62	88.91	91.22	92.91	95.94	(98)	101.1	102.91	106.42	107.87	112.41	114.82	118.71	121.75	127.60	126.91	131.29					
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86					
	Cs	Ba	*La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn					
	132.91	137.33	138.91	178.49	180.95	183.85	186.21	190.2	192.2	195.08	196.97	200.59	204.38	207.2	208.98	(209)	(210)	(222)					
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112											
	Fr	Ra	†Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	§	§	§											
	(223)	226.02	227.03	(261)	(262)	(263)	(262)	(265)	(266)	(269)	(272)	(277)											

La configurazione elettronica verrà affrontata in seguito

# 1.5 Le molecole e gli ioni

Una **molecola** è costituita da almeno due atomi in proporzioni definite e costanti, legati da forze chimiche



Una **molecola biatomica** contiene solo due atomi



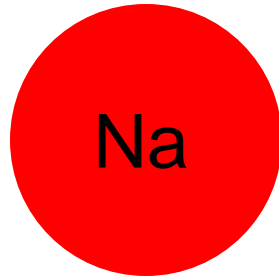
Una **molecola poliatomica** contiene più di due atomi



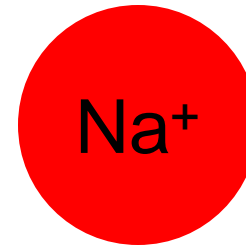
Uno **ione** è un atomo, o un gruppo di atomi, che presenta una carica positiva o negativa

**catione** – ione con una carica positiva

Se un atomo neutro **perde** uno o più elettroni diventa un catione.



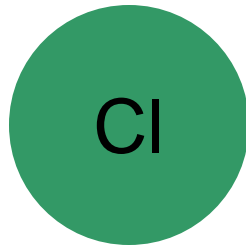
11 protoni  
11 elettroni



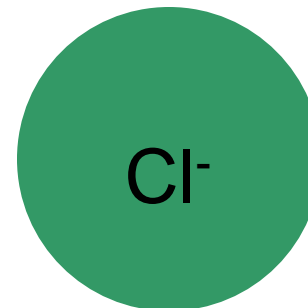
11 protoni  
10 elettroni

**anione** – uno ione con una carica negativa

Se un atomo neutro **guadagna** uno o più elettroni diventa un anione.



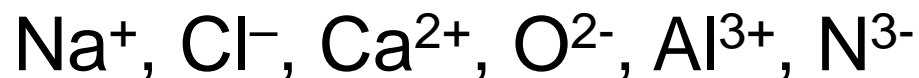
17 protoni  
17 elettroni



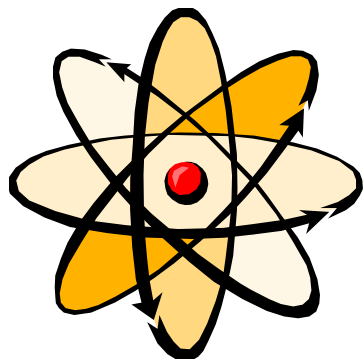
17 protoni  
18 elettroni

# 1.5 Le molecole e gli ioni

Uno ***ione monatomico*** è costituito da un singolo atomo



Uno ***ione poliatomico*** è formato da più di un atomo



# 1.5 Le molecole e gli ioni



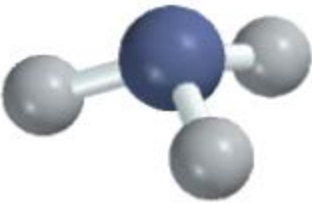
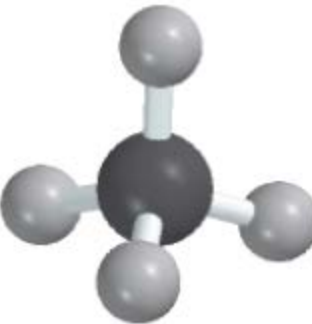

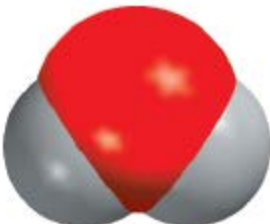

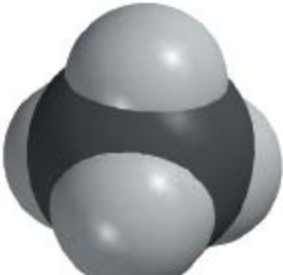
1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
Li <sup>+</sup>													C <sup>4-</sup>	N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>	
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B		10	11 1B	12 2B	Al <sup>3+</sup>		P <sup>3-</sup>	S <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>	
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>				Cr <sup>2+</sup> Cr <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup> Mn <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup> Fe <sup>3+</sup>	Co <sup>2+</sup> Co <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup> Ni <sup>3+</sup>	Cu <sup>+</sup> Cu <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>				Se <sup>2-</sup>	Br <sup>-</sup>	
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>									Ag <sup>+</sup>	Cd <sup>2+</sup>		Sn <sup>2+</sup> Sn <sup>4+</sup>		Te <sup>2-</sup>	I <sup>-</sup>	
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>									Au <sup>+</sup> Au <sup>3+</sup>	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> Hg <sup>2+</sup>		Pb <sup>2+</sup> Pb <sup>4+</sup>				

Ioni monoatomici comuni nella loro posizione in tavola periodica

- I Metalli tendono a cedere elettroni formando cationi
- I Non Metalli tendono ad acquistarli generando anioni

# 1.6 Le formule chimiche

Formule molecolari e di struttura e modelli molecolari di quattro molecole comuni.

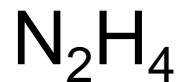
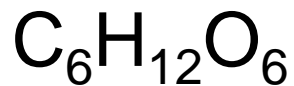
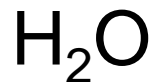
	Idrogeno	Acqua	Ammoniaca	Metano
Formula molecolare	$\text{H}_2$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{NH}_3$	$\text{CH}_4$
Formula di struttura	$\text{H}-\text{H}$	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
Modello ball-and-stick				
Modello space-filling				



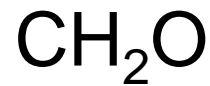
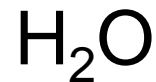
La ***formula molecolare*** mostra il tipo e il numero esatto di atomi che compaiono nella più piccola unità di una sostanza

La ***formula empirica (o formula bruta)*** indica quali elementi sono presenti all'interno di un composto e il rapporto minimo tra essi

**molecolare**



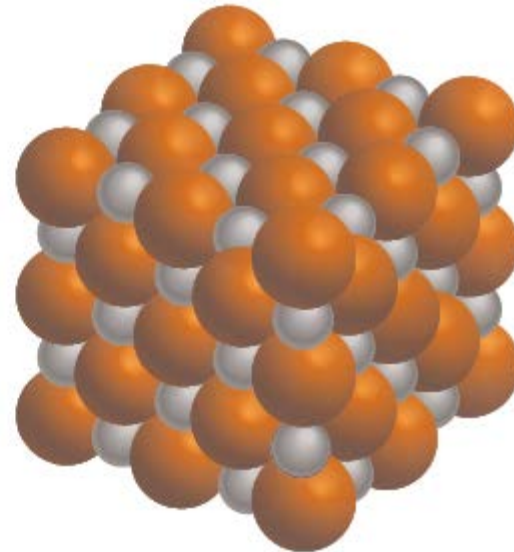
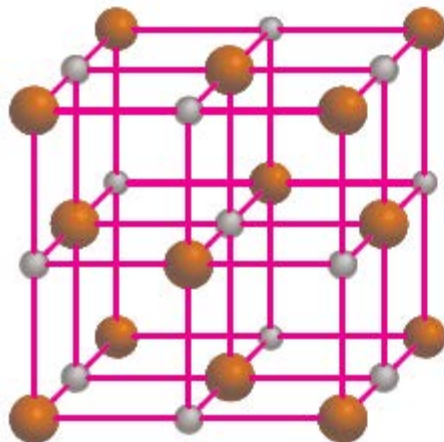
**empirica**



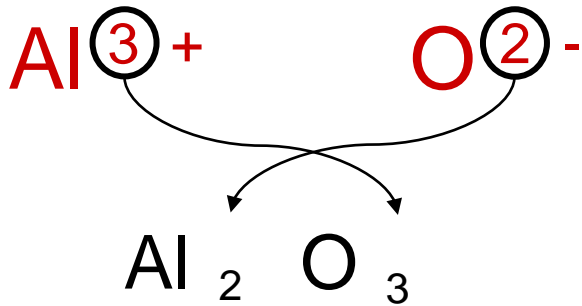
***I composti ionici*** sono formati dall'unione di cationi e anioni

- la formula del composto coincide sempre con la formula empirica
- la somma delle cariche del catione e anione in ogni formula deve essere uguale a zero, per ottenere un composto elettricamente neutro

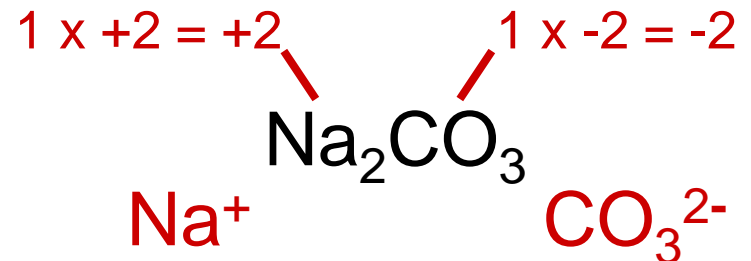
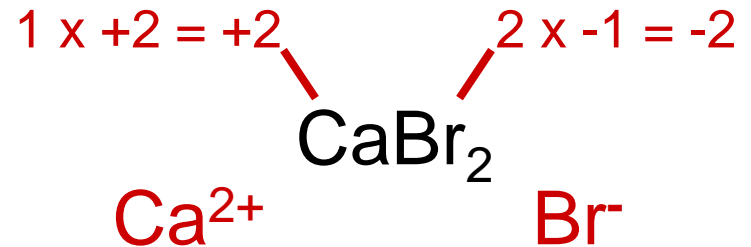
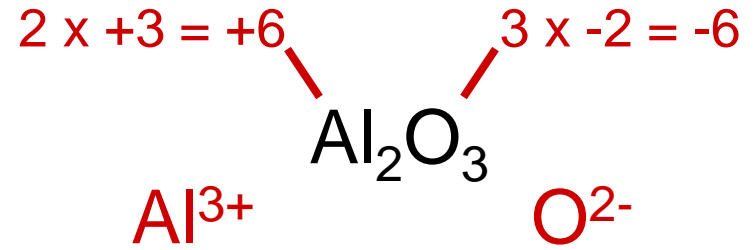
### Il composto ionico NaCl



# Formula di un composto ionico



*L'indice del catione deve essere numericamente uguale alla carica dell'anione e viceversa*

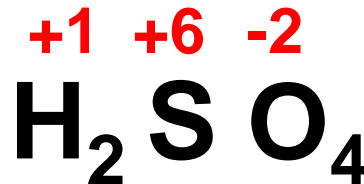
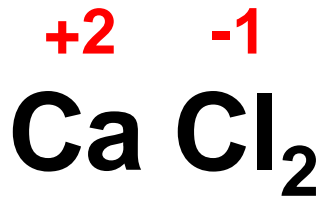


# NUMERO DI OSSIDAZIONE



Si intende, limitatamente ai composti ionici, il numero di elettroni che un atomo cede o acquista quando si lega ed ha segno negativo se acquista, positivo se cede.

e<sup>-</sup>



$$+2 + 6 - 8 = 0$$

Il **numero di ossidazione** è una valenza fittizia che si ottiene assegnando all'elemento più elettronegativo gli elettroni di ciascun legame. La somma algebrica di tutte le cariche degli elementi nella formula così ottenuta deve essere zero. Gli atomi più elettronegativi nella formula sono identificabili dalla loro posizione nella tabella periodica: l'elettronegatività cresce da sinistra a destra nei periodi e diminuisce scendendo nei gruppi.

Esempio:  $\text{CO}_2$   $\text{O}::\text{C}::\text{O}$  L'ossigeno è l'elemento più elettronegativo e di conseguenza assume su di sé gli 8 elettroni dei due doppi legami.

La **carica formale** sarà pertanto -2 su ciascun atomo di ossigeno e +4 sul carbonio

**n° di ossidazione di ciascun ossigeno** = -2

**n° di ossidazione del carbonio** = + 4

# 1.7 Nomenclatura sistematica e tradizionale

Le regole di nomenclatura attualmente in uso sono state formulate dalla **COMMISSIONE dell'UNIONE di CHIMICA PURA e APPLICATA (IUPAC)**. In base a tali regole è possibile stabilire la formula del composto e risalire al nome dalla formula.

- Ad ogni numero atomico (Z) corrisponde un dato elemento.
- Ogni elemento può essere rappresentato con un simbolo.

**Composti molecolari**

**Composti ionici**

**Acidi & Basi**

# 1.7 Nomenclatura sistematica e tradizionale

Quando un elemento si presenta sotto forma di molecola poliatomica, il suo nome deve essere preceduto da un prefisso che indica il numero di atomi di ogni molecola. Questi stessi prefissi saranno utilizzati in molte formule chimiche per indicare le proporzioni stechiometriche, il grado di sostituzione ed il numero di gruppi coordinati uguali.

Il prefisso *mono-*, in genere, si può omettere.

1	mono-
2	di-
3	tri-
4	tetra-
5	penta-
6	esa-
7	epta-
8	otta-
9	nona-
10	deca-
11	undeca-
12	dodeca-

Simbolo	Nome IUPAC	Nome corrente
O	(mono)ossigeno	ossigeno atomico
O <sub>2</sub>	diossigeno	ossigeno
O <sub>3</sub>	triossigeno	ozono
F <sub>2</sub>	difluoro	Fluoro
P <sub>4</sub>	tetrafosforo	fosforo bianco
S <sub>8</sub>	ottazolfo	zolfo-λ

# Classificazione dei composti chimici inorganici

## Binari

### Ossidi

Metallo + Ossigeno

Es.  
CaO

Non Metallo + Ossigeno  
(Anidridi)

Es.: CO<sub>2</sub>

### Idracidi

HCl  
HI,  
HBr  
HF  
H<sub>2</sub>S

### Sali

Metallo + Non metallo

NaCl  
MgCl<sub>2</sub>

### Idrossidi

Metallo + (OH)

NaOH  
Ca(OH)<sub>2</sub>  
Al(OH)<sub>3</sub>

## Ternari

### Ossiacidi

H + Non metallo + O

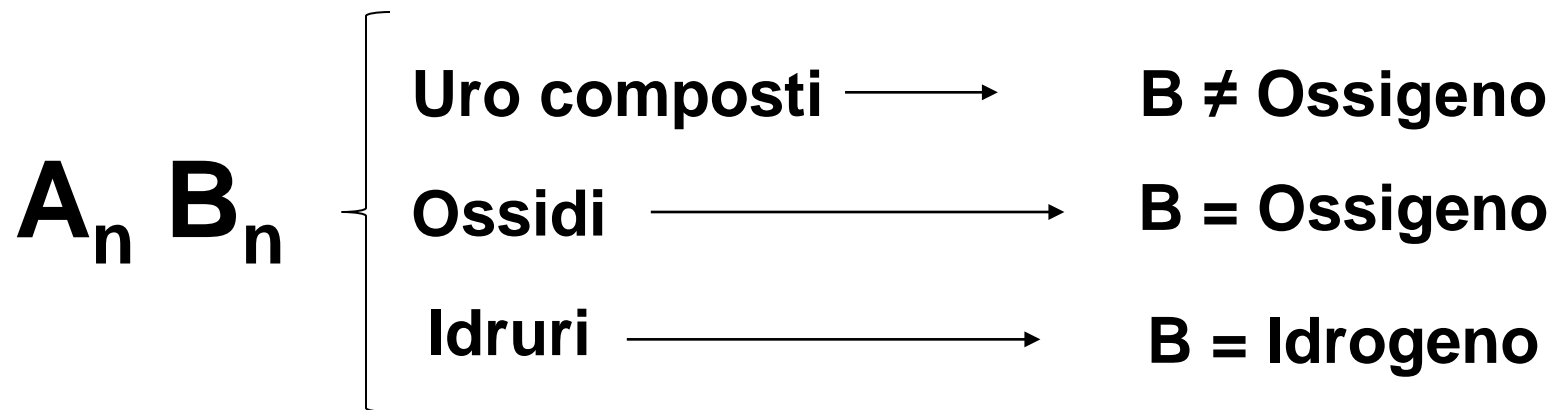
H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
HNO<sub>2</sub>  
HNO<sub>3</sub>  
H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

### Sali

Metallo + Non metallo + O

Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>  
Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

# COMPOSTI BINARI



Tricloruro di alluminio

(Nome IUPAC)

Cloruro di alluminio

(nome d'uso)



# COMPOSTI BINARI

## Uro composti

Fe (+2); Cl (-1)

Fe Cl<sub>2</sub>

Cloruro ferroso

Di-cloruro di ferro

Cloruro di ferro (II) (Metodo di Stok)

Fe (+3); Cl (-1)

Fe Cl<sub>3</sub>

Cloruro ferrico

Tri-cloruro di ferro

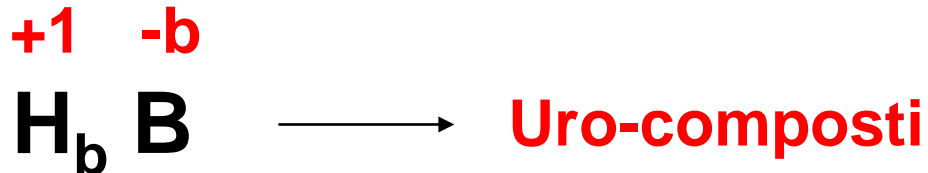
Cloruro di ferro (III)

oso → n.o. più basso

ico → n.o. più alto

# COMPOSTI BINARI

## Idrogeno



*Quando l'idrogeno è legato ad un atomo più elettronegativo*



$\text{H}_2\text{S}$       Solfuro di diidrogeno o acido solfidrico

$\text{H Cl}$       Cloruro di idrogeno o acido cloridrico

$\text{H Br}$       Bromuro di idrogeno o acido bromidrico

# Idracidi

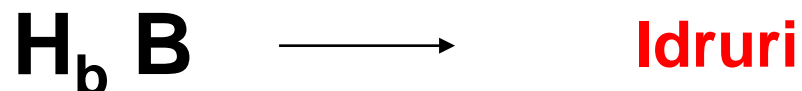
Sono composti (per lo più ionici) in cui uno o più atomi di idrogeno si legano con un atomo di un nonmetallo (X). Il n.o. di H è sempre +1.

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
HCl	cloruro di idrogeno	<i>acido cloridrico o muriatico</i>
HF	fluoruro di idrogeno	<i>acido fluoridrico</i>
HBr	bromuro di idrogeno	<i>acido bromidrico</i>
HI	ioduro di idrogeno	<i>acido iodidrico</i>
H <sub>2</sub> S	solfuro di diidrogeno	<i>acido solfidrico</i>
H <sub>2</sub> Se	seleniuro di diidrogeno	<i>acido selenidrico</i>

# COMPOSTI BINARI

## Idrogeno

**-1    +b**



*Quando l'idrogeno è legato ad un atomo meno elettronegativo*

**NaH      Idruro di sodio**

**KH      Idruro di potassio**

**AlH      Idruro di alluminio**


*Sono un'eccezione gli elementi del 5° gruppo, sebbene siano uro-composti, hanno nome e formula di tipi idrurico*

**NH<sub>3</sub>      Tri-idruro di azoto o ammoniaca**

**PH<sub>3</sub>      Tri-idruro di fosforo o fosfina**

# Idracidi

Gli idruri sono composti binari che l'idrogeno può formare con quasi tutti gli elementi ma soprattutto con quelli poco elettronegativi. Nelle formule H compare sempre per ultimo e ha sempre n.o. = -1.

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
KH	<i>idruro di potassio</i>	<i>idruro di potassio o potassico</i>
CaH <sub>2</sub>	<i>diidruro di calcio</i>	<i>idruro di calcio o calcico</i>
 FeH <sub>2</sub>	<i>diidruro di ferro (II)</i>	<i>idruro ferroso</i>

Le principali eccezioni sono:

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale	
NH <sub>3</sub>	<del>triidruro di azoto</del>	ammoniaca	-3+1
PH <sub>3</sub>	<i>triidruro di fosforo</i>	fosfina	NH <sub>3</sub>
AsH <sub>3</sub>	<i>triidruro di arsenico</i>	arsina	

# Ossidi metallici o basici

Gli ossidi metallici, o semplicemente ossidi per la nomenclatura tradizionale, sono **composti binari** (solitamente solidi ionici) in cui un metallo (Me) si lega con l'ossigeno avente n.o. = -2.

	suffisso		
<i>n.o. unico o maggiore</i>	<i>ossido</i>	radice di Me	<i>ico</i>
<i>n.o. minore</i>	<i>ossido</i>	radice di Me	<i>oso</i>

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	triossido di dialluminio	ossido di alluminio o allumina
CaO	ossido di calcio	ossido di calcio o calce viva
K <sub>2</sub> O	ossido di potassio	ossido di potassio o potassa caustica
PbO	ossido di piombo (II)	ossido piomboso
PbO <sub>2</sub>	diossido di piombo (IV)	ossido piombico

*Con elementi del I<sup>^</sup>, II<sup>^</sup> e III<sup>^</sup> gruppo*

# Ossidi non metallici o acidi

## COMPOSTI BINARI

Detti anche anidridi sono composti (solitamente covalenti) in cui un non metallo (X) si lega con l'ossigeno avente n.o. = -2.

	prefisso		suffisso	
n.o. maggiore	<i>anidride</i>	<i>per</i>	radice di X	<i>ica</i>
			radice di X	<i>ica</i>
			radice di X	<i>osa</i>
n.o. minore	<i>anidride</i>	<i>ipo</i>	radice di X	<i>osa</i>

*Con elementi dal IV ^ gruppo in poi*

**P<sub>2</sub>O**      **Anidride ipofosforosa**      V ^ gruppo  
(+1, +3, +5)

**P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**      **Anidride fosforosa**

**P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>**      **Anidride fosforica**

# Ossidi non metallici o acidi

## COMPOSTI BINARI

*Con elementi dal IV ^ gruppo in poi*

*VII^ gruppo (+7, +5, +3,+1)*

**$\text{Cl}_2\text{O}$       Anidride ipoclorosa**

**$\text{Cl}_2\text{O}_3$       Anidride clorosa**

**$\text{Cl}_2\text{O}_5$       Anidride clorica**

**$\text{Cl}_2\text{O}_7$       Anidride perclorica**



# Ossidi non metallici

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
$\text{N}_2\text{O}_5$	pentossido di diazoto (V)	anidride nitrica
$\text{CO}_2$	diossido di carbonio*	anidride carbonica
$\text{SO}_2$	diossido di zolfo (IV)	anidride solforosa
$\text{SO}_3$	triossido di zolfo (VI)	anidride solforica
$\text{SiO}_2$	diossido di silicio (IV)	anidride silicica o silice
$\text{Cl}_2\text{O}$	ossido di dicloro (I)	anidride ipoclorosa
$\text{Cl}_2\text{O}_3$	triossido di dicloro (III)	anidride clorosa
$\text{Cl}_2\text{O}_5$	pentossido di dicloro (V)	anidride clorica
$\text{Cl}_2\text{O}_7$	eptossido di dicloro (VII)	anidride perclorica

# Perossidi



# Superossidi



# COMPOSTI TERNARI

## Idrossidi

Sono composti ionici formati dall'anione idrossido  $\text{OH}^-$  e dal catione di un metallo (Me). Hanno formula generale  $\text{Me}(\text{OH})_n$  con n pari al n.o. (n.o. al max pari a +3).

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	diidrossido di magnesio	idrossido di magnesio
$\text{Al}(\text{OH})_3$	triidrossido di alluminio	idrossido di alluminio
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	idrossido di calcio	idrossido di calcio o calce spenta
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	diidrossido di piombo (II)	idrossido piomboso
$\text{Pb}(\text{OH})_4$	tetraidrossido di piombo (IV)	idrossido piombico

# COMPOSTI TERNARI

## Ossiacidi (acidi ossigenati)

Composti formati da idrogeno, non metallo (X) e ossigeno:  $\text{H}_a\text{X}_b\text{O}_c$ .

La nomenclatura sistematica è poco usata.

Si formano per lo più dalla reazione tra l'anidride corrispondente e una (o più) molecole d'acqua e il nome tradizionale segue regole delle anidridi.

$\text{H}_2\text{CO}_3$  triossocarbonato (IV) di diidrogeno / Acido carbonico

$\text{H}_3\text{PO}_4$  tetraossofosforato (V) di triidrogeno / Acido fosforico

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  eptaossodicromato (VII) di diidrogeno / Acido dicromico

$\text{H}_2\text{SO}_3$  triossosolforato (IV) di diidrogeno / Acido solforoso

# COMPOSTI TERNARI

## Ossiacidi (acidi ossigenati)

**P (+1, +3,+5)**

*V<sup>^</sup> gruppo*

H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub>    Acido ipofosforoso

H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>    Acido fosforoso

H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>    Acido fosforico

**Cl (+1, +3,+5, +7)**

*VII<sup>^</sup> gruppo*

HClO    Acido ipocloroso

HClO<sub>2</sub>    Acido cloroso

HClO<sub>3</sub>    Acido clorico

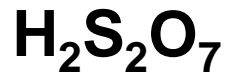
HClO<sub>4</sub>    Acido iperclorico

# COMPOSTI TERNARI

Ossiacidi (acidi ossigenati)

## Poliacidi

**+6**



Acido **disolforico**

**+5**



Acido **difosforico**

**+5**



Acido **trifosforico**

# Anioni


Formula	Nome
Al <sup>3-</sup>	<i>ione alluminuro</i>
As <sup>3-</sup>	<i>ione arsenuro</i>
B <sup>3-</sup>	<i>ione boruro</i>
Br <sup>-</sup>	<i>ione bromuro</i>
C <sup>4-</sup>	<i>ione carburo</i>
Cl <sup>-</sup>	<i>ione cloruro</i>
F <sup>-</sup>	<i>ione fluoruro</i>
H <sup>-</sup>	<i>ione idruro</i>
I <sup>-</sup>	<i>ione ioduro</i>
K <sup>-</sup>	<i>ione caluro</i>
N <sup>3-</sup>	<i>ione nitruro</i>
N <sub>3</sub> <sup>-</sup>	<i>ione trinitruro o azoturo</i>
Na <sup>-</sup>	<i>ione natruro</i>
P <sup>3-</sup>	<i>ione fosfuro</i>
S <sup>2-</sup>	<i>ione solfuro</i>

Formula	Nome tradizionale	<i>n.o.</i>
O <sup>2-</sup>	ione ossido	-2
O <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	ione perossido	-1
O <sub>2</sub> <sup>-</sup>	ione superossido	-1/2
O <sub>3</sub> <sup>-</sup>	ione ozonuro	-1/3

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
HS <sup>-</sup>	ione <i>idrogeno</i> solfuro	ione solfuro <i>acido</i>
OH <sup>-</sup>	ione idrossido	ione idrossido
HSe <sup>-</sup>	ione <i>idrogeno</i> selenuro	ione selenuro <i>acido</i>
HS <sub>2</sub> <sup>-</sup>	ione <i>idrogeno</i> disolfuro	ione disolfuro <i>acido</i>

# Tutti gli acidi dissociano in H<sub>2</sub>O cedendo ioni H<sup>+</sup>

	Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
Da <i>acido solforico</i> $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ +$	$(\text{SO}_4)^{2-}$	<i>ione tetraossosolfato (VI)</i>	<i>ione solfato</i>
Da <i>acido solforoso</i> $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow 2\text{H}^+ +$	$(\text{SO}_3)^{2-}$	<i>ione triossosolfato (IV)</i>	<i>ione solfito</i>
Da <i>acido nitrico</i> $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ +$	$(\text{NO}_3)^{-}$	<i>ione triossonitrato (V)</i>	<i>ione nitrato</i>
Da <i>acido nitroso</i> $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{H}^+ +$	$(\text{NO}_2)^{-}$	<i>ione diossonitrato (III)</i>	<i>ione nitrito</i>
Da <i>acido permanganico</i> $\text{HMnO}_4 \rightarrow \text{H}^+ +$	$(\text{MnO}_4)^{-}$	<i>ione tetraossomanganato (VII)</i>	<i>ione permanganato</i>
Da <i>acido perclorico</i> $\text{HClO}_4 \rightarrow \text{H}^+ +$	$(\text{ClO}_4)^{-}$	<i>ione tetraossoclorato (VII)</i>	<i>ione perclorato</i>
Da <i>acido ipocloroso</i> $\text{HClO} \rightarrow \text{H}^+ +$	$(\text{ClO})^{-}$	<i>ione monossoclorato (I)</i>	<i>ione ipoclorito</i>
Da <i>acido fosforico</i> $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3\text{H}^+ +$	$(\text{PO}_4)^{3-}$	<i>ione tetraossofosfato (V)</i>	<i>ione fosfato</i>

  
**Residuo acido**

**Nome dell'ione**

ico → ato  
oso → ito



# Cationi

*monoatomici*

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
$\text{Cu}^+$	<i>ione rame (I)</i>	<i>ione rameoso</i>
$\text{Cu}^{2+}$	<i>ione rame (II)</i>	<i>ione rameico</i>
$\text{Fe}^{2+}$	<i>ione ferro (II)</i>	<i>ione ferroso</i>
$\text{Fe}^{3+}$	<i>ione ferro (III)</i>	<i>ione ferrico</i>
$\text{H}^+$	<i>ione idrogeno</i>	–
$\text{Na}^+$	<i>ione sodio</i>	<i>ione sodico</i>
$\text{Zn}^{2+}$	<i>ione zinco</i>	–
$\text{Au}^{3+}$	<i>ione oro (III)</i>	<i>ione aurico</i>
$\text{Sn}^{2+}$	<i>ione stagno (II)</i>	<i>ione stannoso</i>
$\text{Sn}^{4+}$	<i>ione stagno (IV)</i>	<i>ione stannico</i>

# Cationi *poliatomici*

## -onio

$\text{H}_3\text{O}^+$  lone ossonio

$\text{NH}_4^+$  lone ammonio

$\text{PH}_4^+$  lone fosfonio

$\text{H}_2\text{I}^+$  lone iodonio

## -ile

$\text{CO}$  (monossido di carbonio)  $\longrightarrow$   $\text{CO}^{++}$  lone carbonile

$\text{NO}$  (monossido di azoto)  $\longrightarrow$   $\text{NO}^+$  lone nitrosile

$\text{SO}_2$  (diossido di zolfo)  $\longrightarrow$   $\text{SO}_2^{2+}$  lone solforile

$\text{COCl}_2 \longrightarrow$  Cloruro di carbonile

I **sali** sono composti ionici tra cationi e anioni. Un sale si dice di un certo acido se deriva dal suo anione e si dice di un certo metallo se il suo catione è costituito da quel metallo.

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
$\text{CaF}_2$	difluoruro di calcio	fluoruro calcico
$\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$	bis(diossonitrato) (III) di ferro (II)	nitrito ferroso
$\text{Pb}(\text{ClO})_4$	tetra(monossoclorato) (I) di piombo (IV)	ipoclorito piombico
$\text{NaClO}$	monossoclorato (I) di sodio	ipoclorito di sodio (in soluzione acquosa assume molti nomi come amuchina, candeggina, varechina ecc.)
$\text{SiC}$	carburo di silicio	carborundum
$\text{NH}_4\text{Cl}$	cloruro di ammonio	cloruro di ammonio
$\text{CuSO}_4$	tetraossosolfato (VI) di rame (II)	solfato rameico o solfato di rame
$\text{KCN}$	cianuro di potassio	cianuro di potassio
$\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$	idrossicloruro di calcio	cloruro basico di calcio
$\text{COCl}_2$	ossidicloruro di carbonio	cloruro di carbonile o fosgene
$\text{NaBO}_3$	triossoborato di sodio	perborato sodico

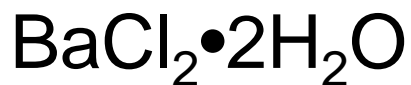
*Si legge prima il gruppo a destra*

I **sali** sono composti ionici tra cationi e anioni. Un sale si dice di un certo acido se deriva dal suo anione e si dice di un certo metallo se il suo catione è costituito da quel metallo.

Me (n.o)	Residuo acido	Formula	Nome
Na (+1)	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Na}_2\text{SO}_4$	Solfato di sodio
K (+1)	$\text{HCO}_3^{-1}$	$\text{KHCO}_3$	Idrogeno carbonato di potassio
Cu (+2)	$\text{ClO}_4^{-1}$	$\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2$	Per-clorato di rame (II) o per-clorato rameico

*Si legge prima il gruppo a destra*

Gli **Idrati** sono composti che hanno uno specifico numero di molecole d'acqua annesse a ciascuna molecola.



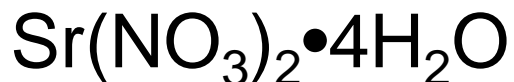
Cloruro di bario diidrato



Cloruro di litio monoidrato



Solfato di magnesio eptaidrato



Nitrato di stronzio tetraidrato

©Ken Karp/  
McGraw-Hill Education

