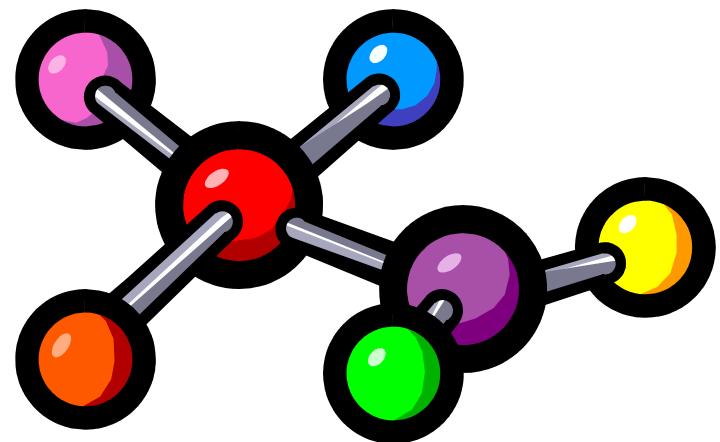
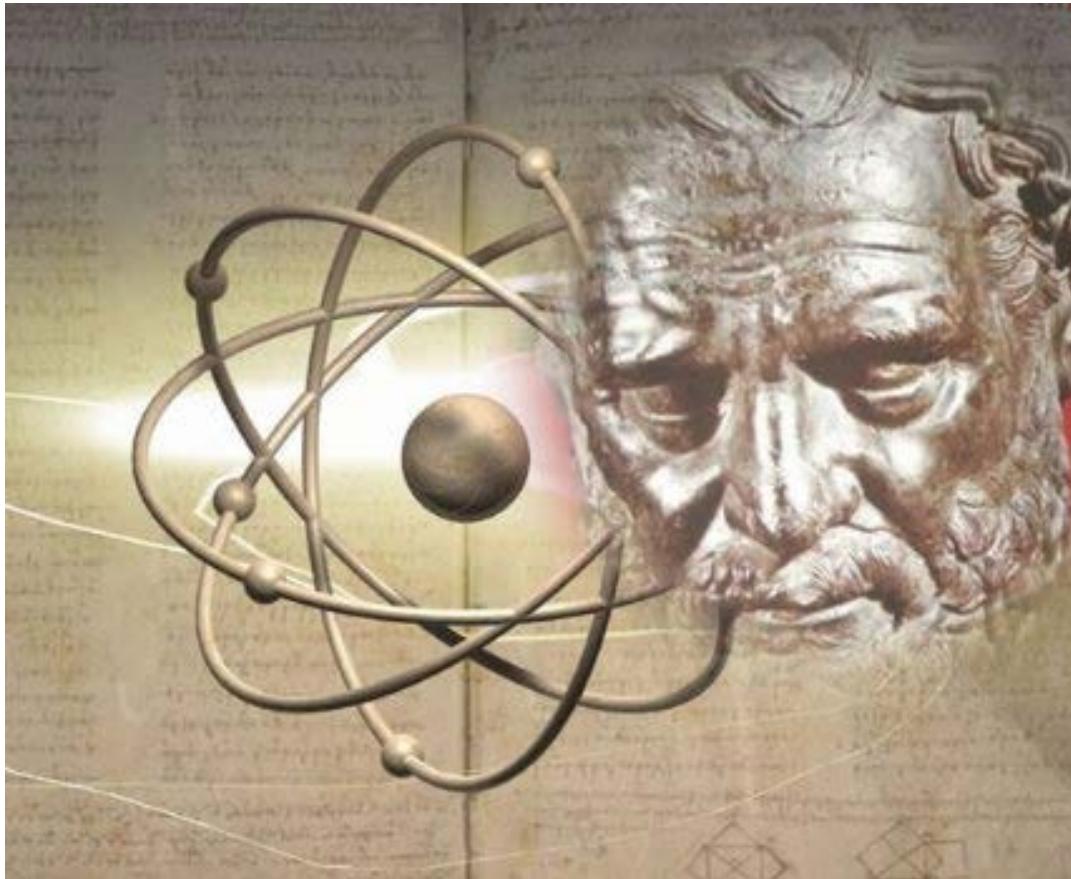


Atomi, Molecole e Ioni

- Struttura dell'atomo
- Tavola periodica
- Nomenclatura



1.1 La Teoria Atomica

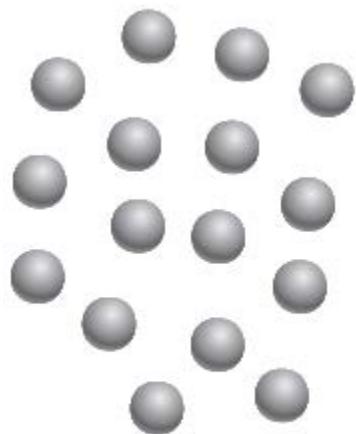


Da Democrito a John Dalton

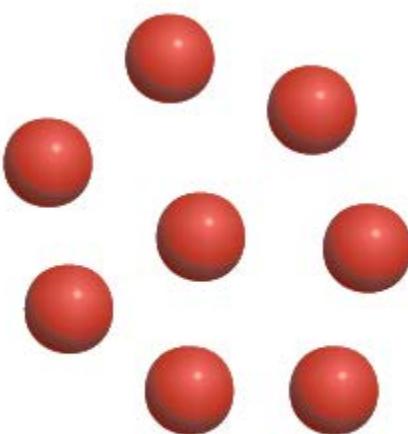
La Teoria Atomica di Dalton (1808)

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.

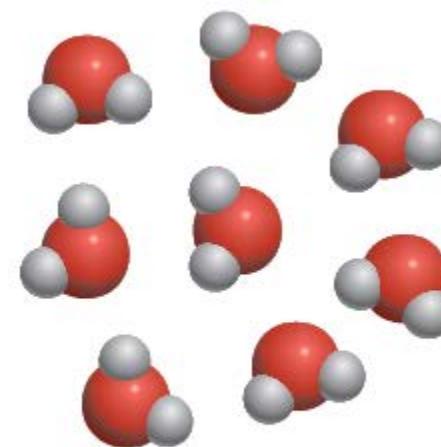
La Teoria Atomica di Dalton (1808)



Atomi dell'elemento X



Atomi dell'elemento Y



Composto degli elementi X e Y

In questo caso di 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

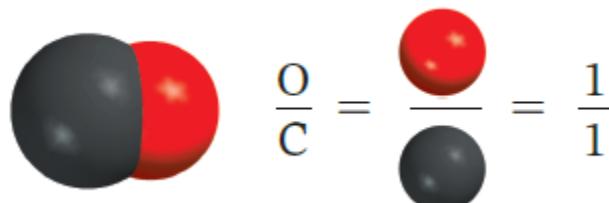
Quando due atomi reagiscono per formare un composto, si combinano sempre secondo rapporti in peso definiti e costanti

La Teoria Atomica di Dalton (1808)

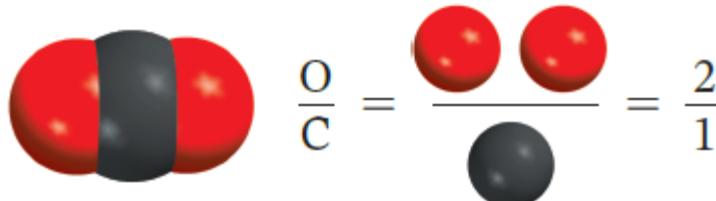
I **composti** sono formati da atomi di almeno due elementi diversi. In qualsiasi composto, il rapporto del numero di atomi di qualsiasi coppia di elementi presenti è o un numero intero o una frazione semplice

Ossigeno in CO e in CO₂

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

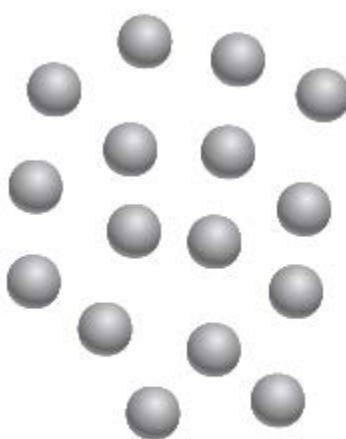
H	O	Cl	C
1g	7,99g		
1g		35,2g	
1g			2,98g

Legge delle proporzioni multiple-Legge di Dalton

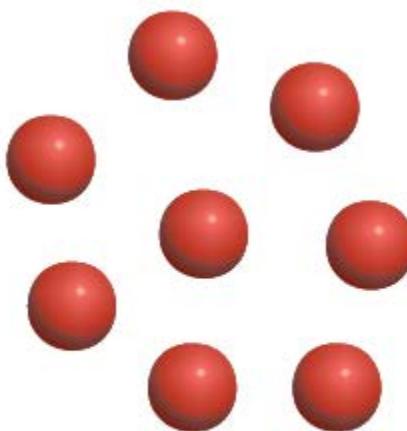
Ossidi di azoto	N (azoto)	O (ossigeno)	Formula molecolare
Composto A	14g	8g	N_2O
Composto B	14g	16g	NO
Composto C	14g	24g	N_2O_3
Composto D	14g	32g	NO_2
Composto E	14g	40g	N_2O_5

La Teoria Atomica di Dalton (1808)

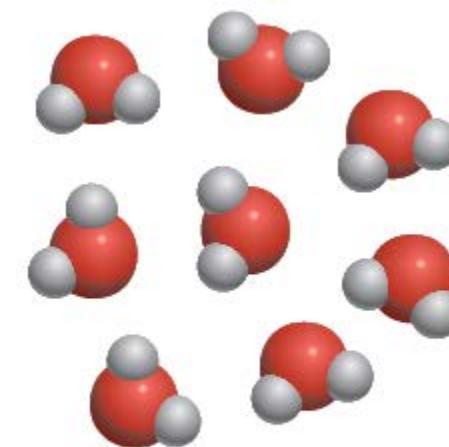
La materia non può essere né creata né distrutta



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)

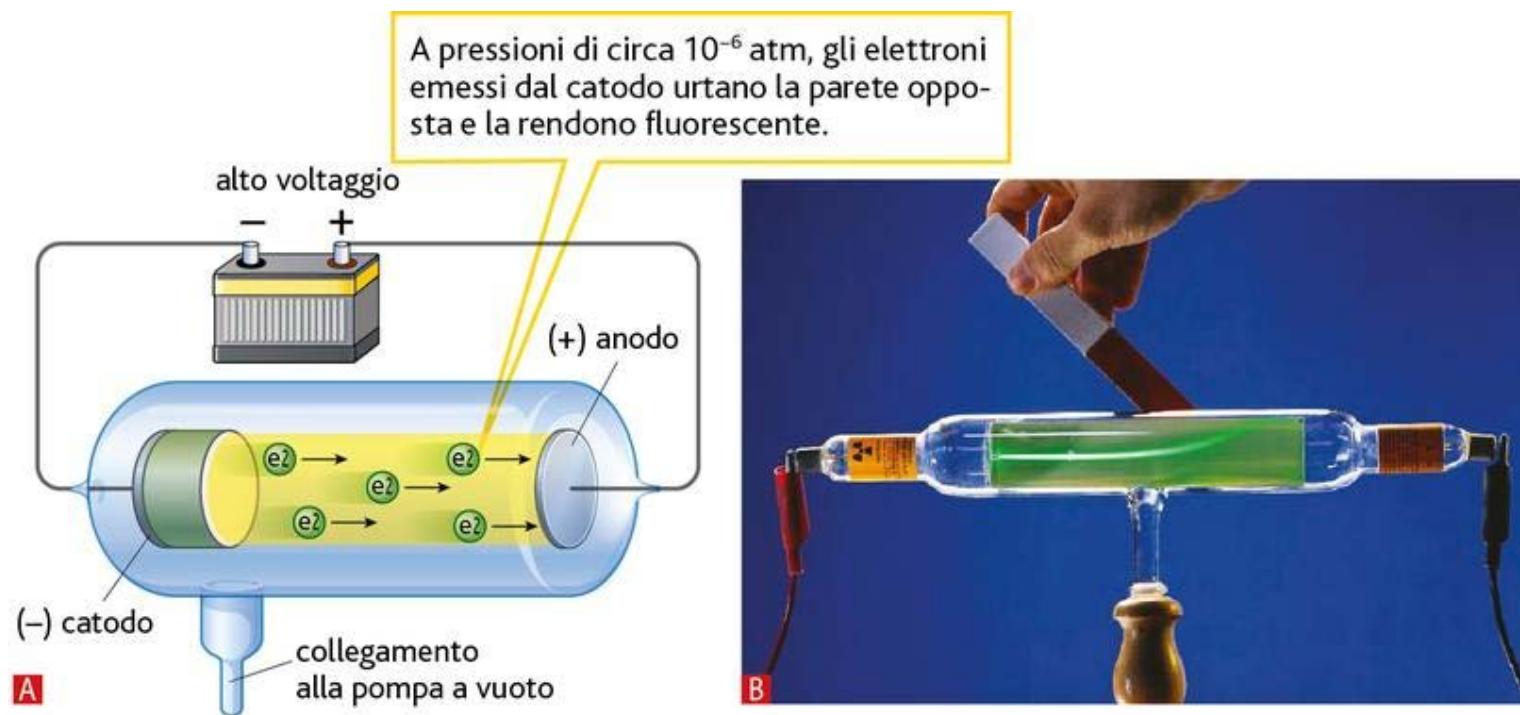
Possiamo asserire basandoci sulla teoria atomica di Dalton che **un atomo è l'unità base della materia**, la più piccola porzione di un elemento chimico che conserva le proprietà dell'elemento stesso.

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).

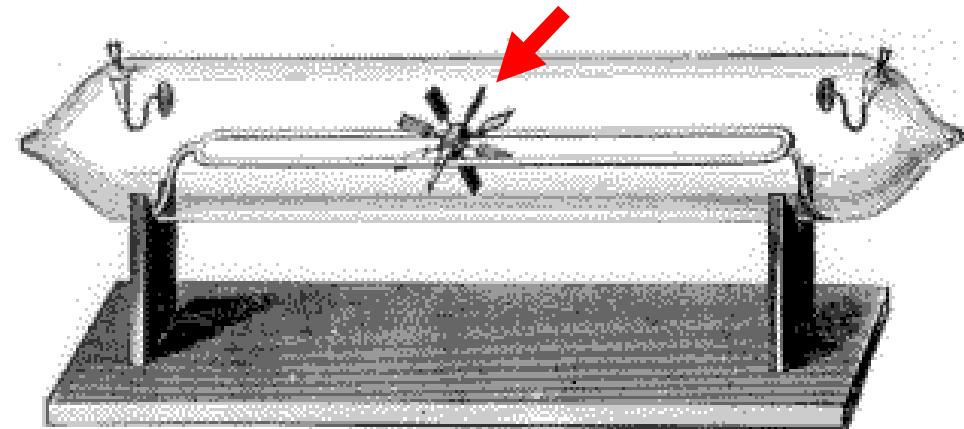


- ✓ $P = 1 \text{ atm}$ $I = 0$
- ✓ $P \sim 10^{-3} \text{ atm}$ $I > 0$ (bagliore emanato da tutta la massa gassosa)
- ✓ $P \sim 10^{-6} \text{ atm}$ $I > 0$ (debole luce fluorescente sulle pareti di fronte al catodo)

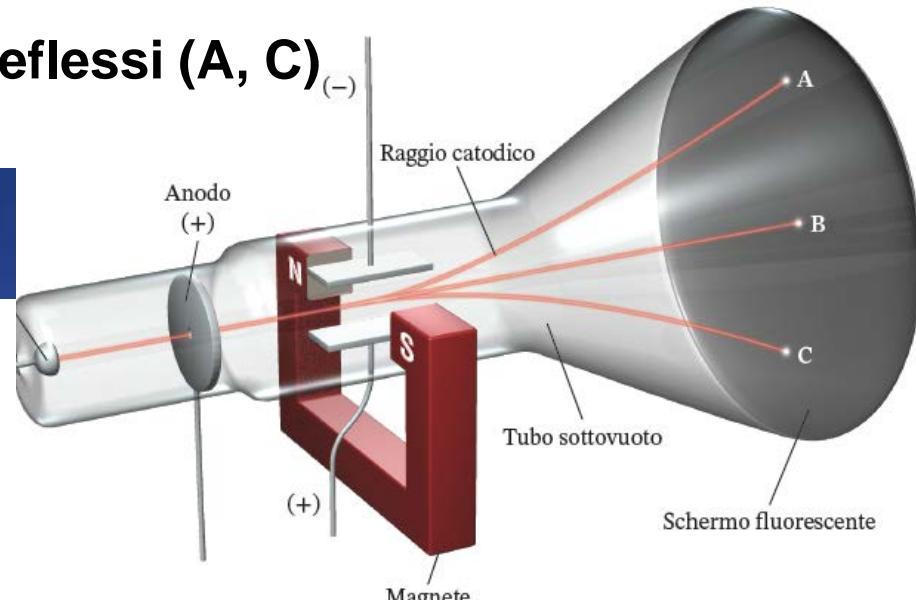
Tubo a raggi catodici

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) $(-)$



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.

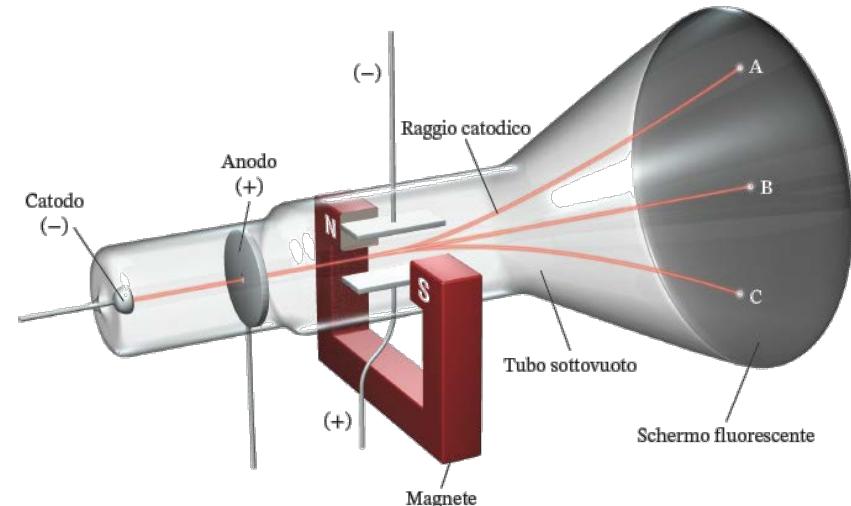
- A in presenza di campo magnetico
- B in assenza di campi elettrici/magnetici
- C in presenza di campo elettrico esterno

Tubo a raggi catodici

2.2.1 L'elettrone

J.J. Thomson misurò carica/massa di un e⁻

(1906 Premio Nobel in Fisica)

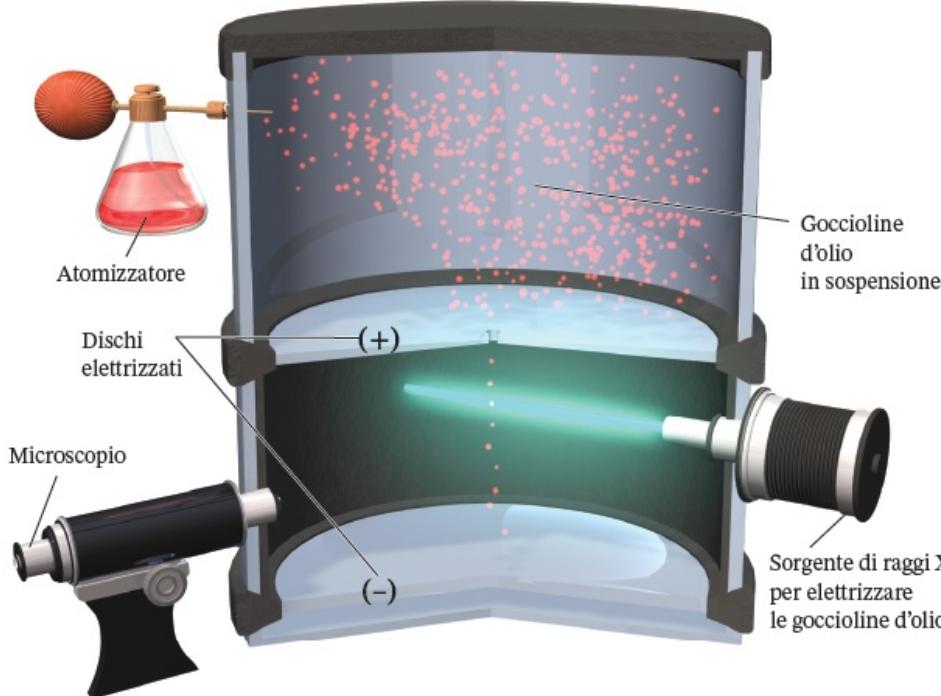


Misurando le deviazioni che gli elettroni subiscono per effetto del campo elettrico applicato alle armature.

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

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

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).
 $Eq = mg$

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

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

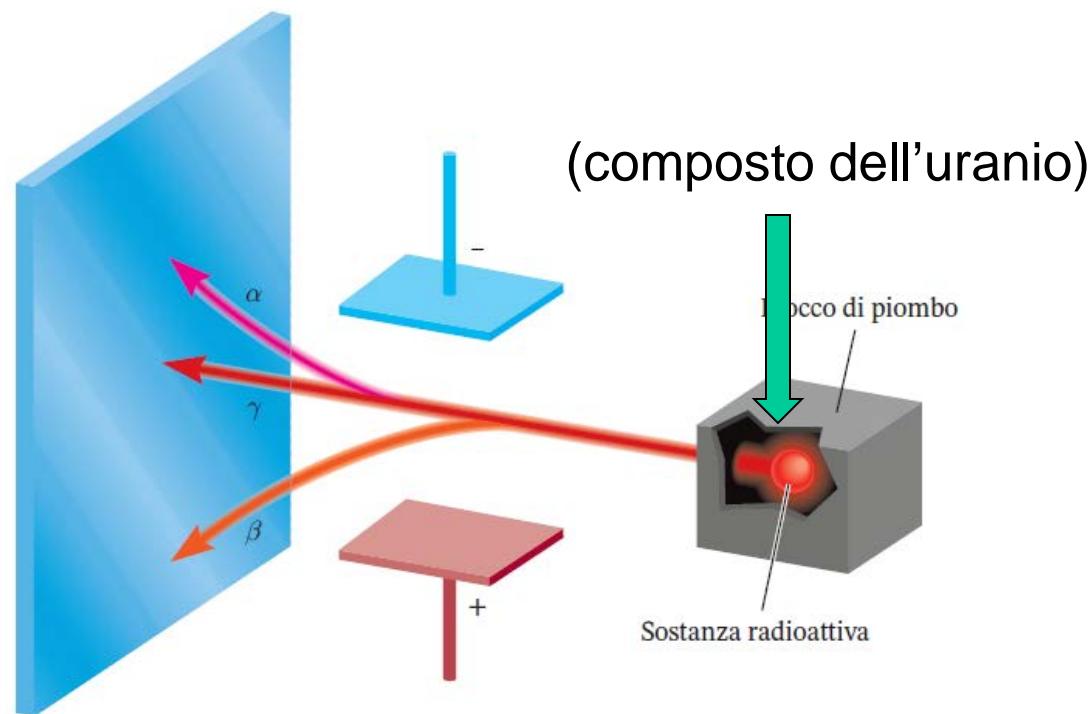
$$e^- \text{ massa} = 9.10 \times 10^{-28} \text{ g}$$

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

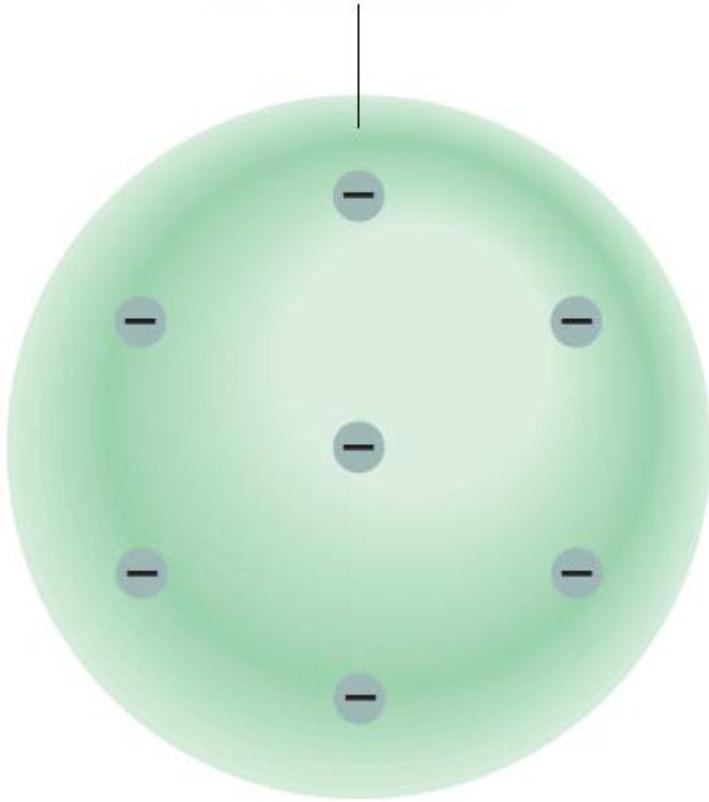


Pochi anni più tardi P. Villard in Francia scoprì che tra le radiazioni emesse da una sostanza radioattiva ve ne sono di un **terzo tipo, chiamate (gamma)**, che si riconoscono simili ai raggi X. Bisogna aspettare il 1904 perché Rutherford dimostri che la **radiazione alfa è costituita da nuclei di Elio**.

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} m)*

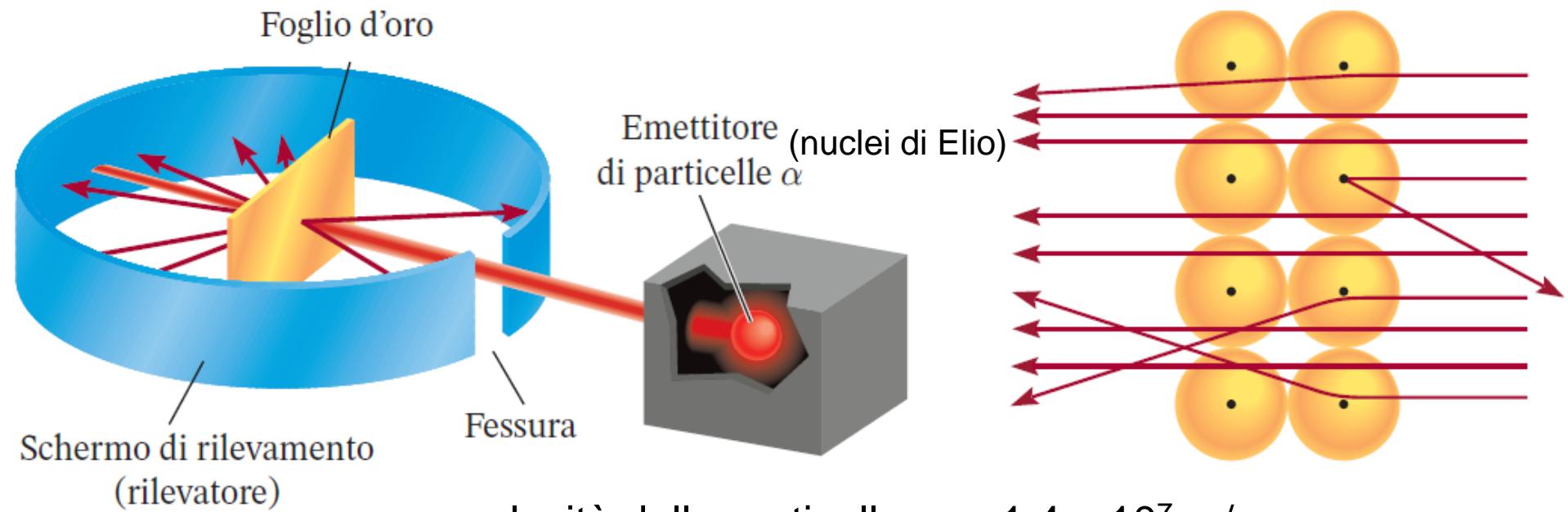
*gli elettroni sono distribuiti in questa sfera
agendo da “collante” per le cariche
positive, e sono in numero tale da rendere
neutro l’atomo*

Il modello atomico di J.J. Thomson

modello a sfera piena

L' esperimento di Rutherford

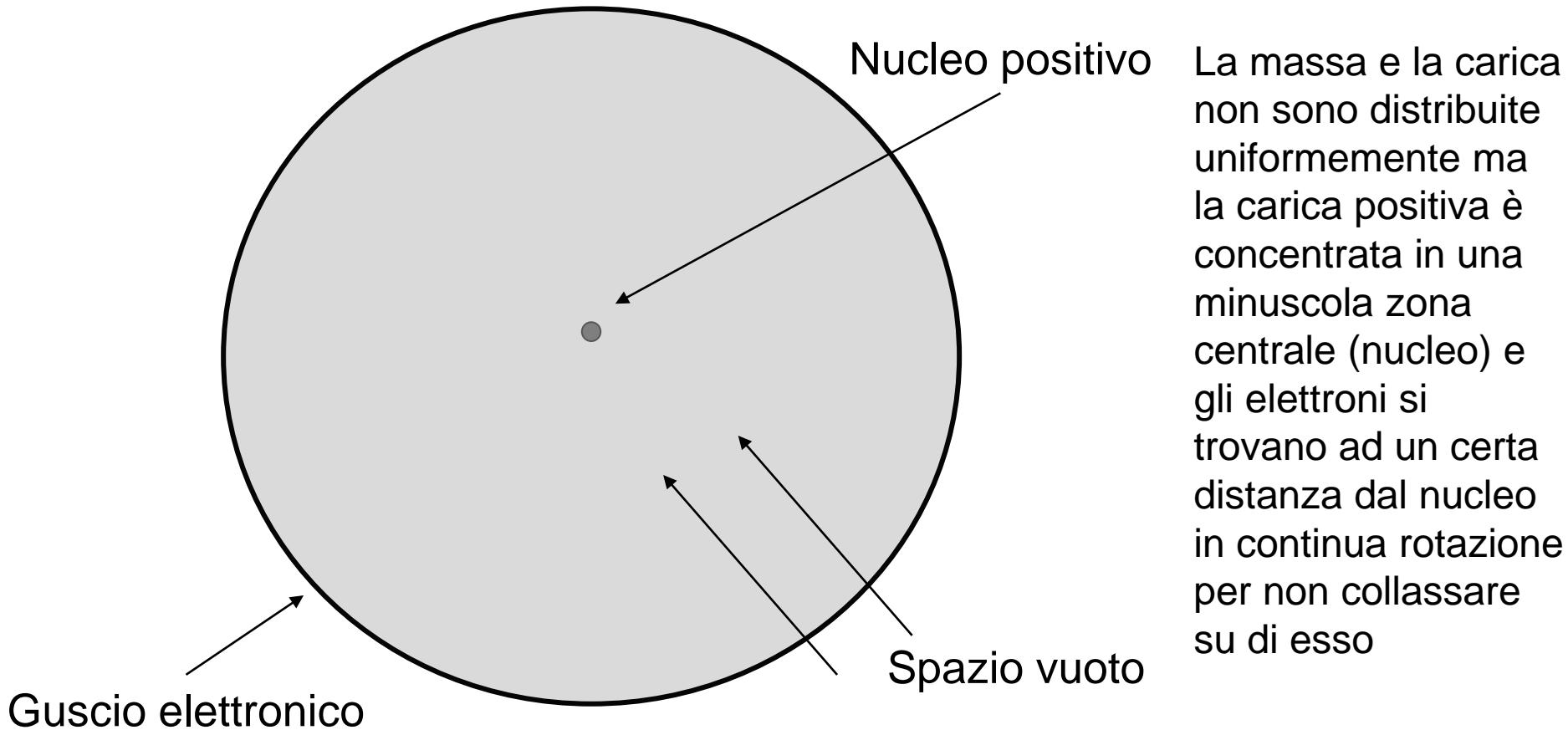
(1908 Premio Nobel in Chimica)



velocità delle particelle α $\sim 1.4 \times 10^7$ m/s
(~5% velocità della luce)

La maggior parte delle particelle forza 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».

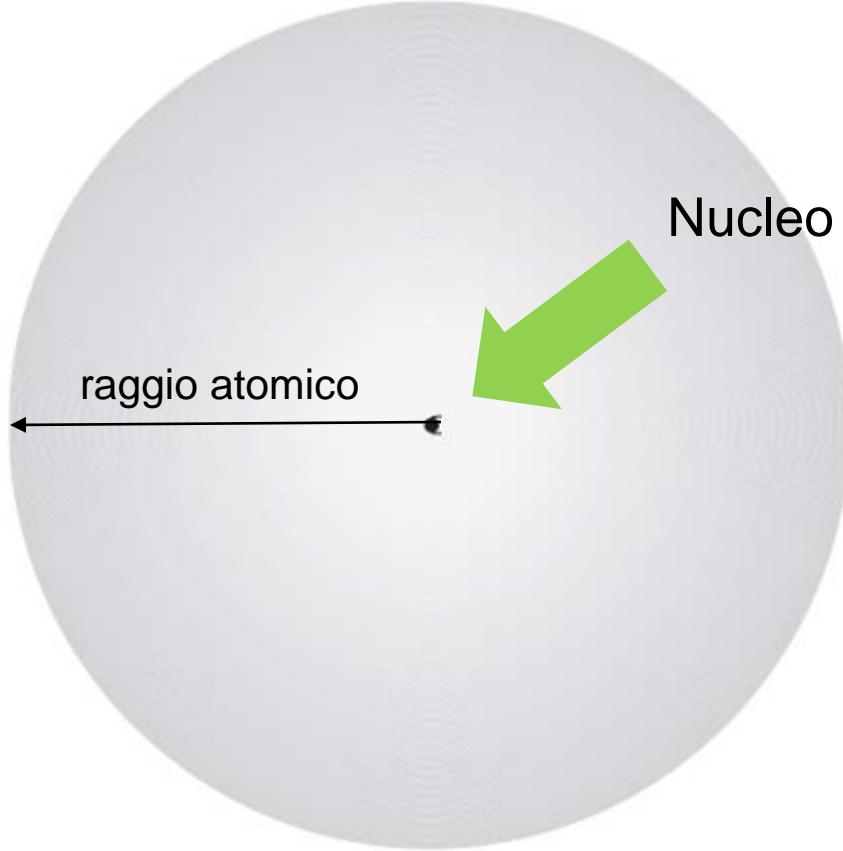
Il modello atomico di Rutherford (a sfera cava)



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 un 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^- (1.67×10^{-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

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

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

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

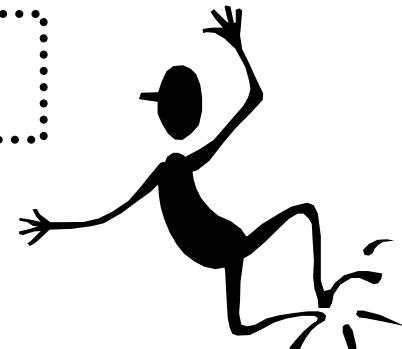
invece massa He/massa H = 4



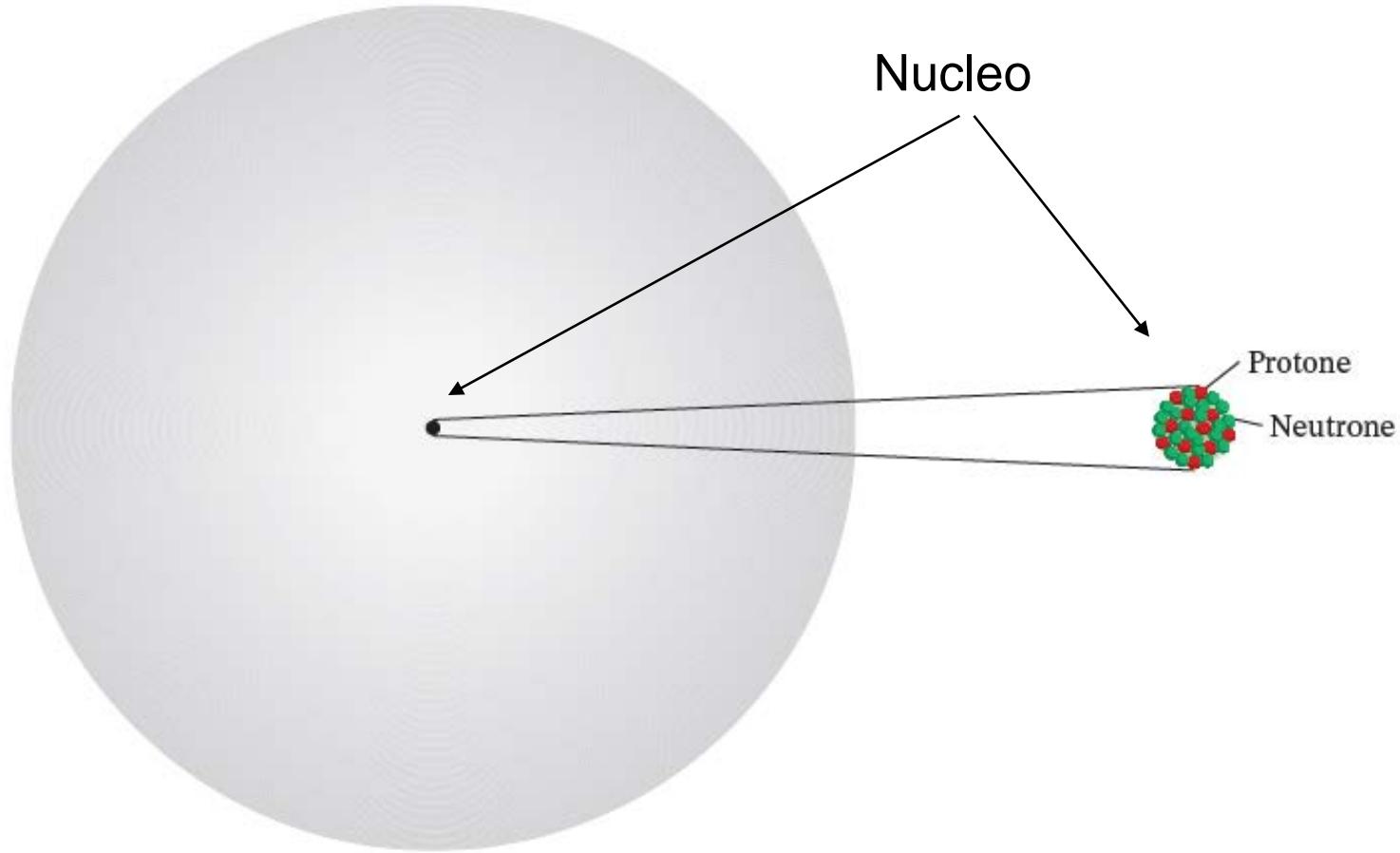
H atomi: 1 p e 0 n; He atomi: 2 p e 2n

neutrone (n) è neutro (carica = 0)

massa n ~ massa p = 1.67×10^{-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*	9.10938×10^{-28}	-1.6022×10^{-19}	-1
Protone	1.67262×10^{-24}	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutrone	1.67493×10^{-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

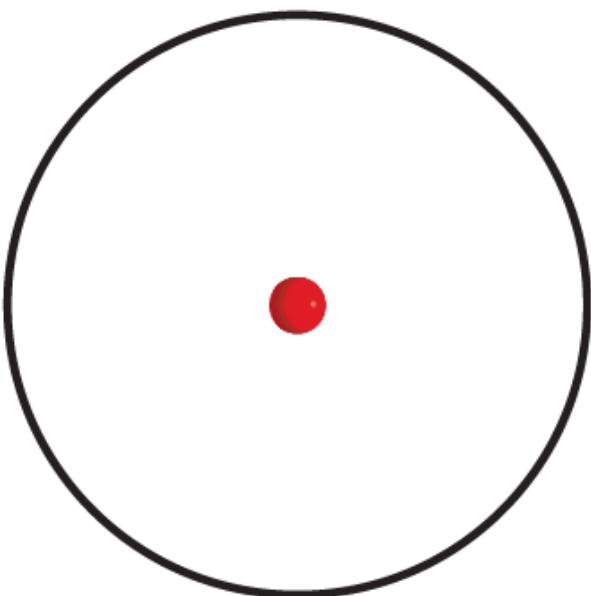
numero di massa (A) = numero di protoni + numero di neutroni
= numero atomico (Z) + numero di neutroni

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

Numero di Massa → A
Numero Atomico → Z X ← Simbolo dell'elemento

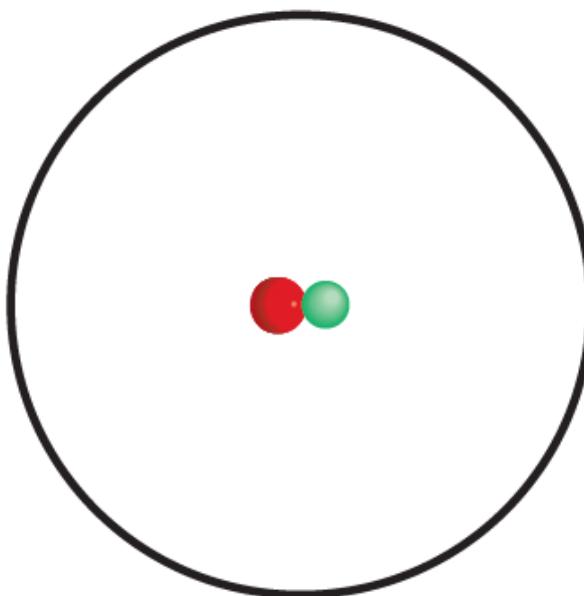


Gli isotopi dell'idrogeno



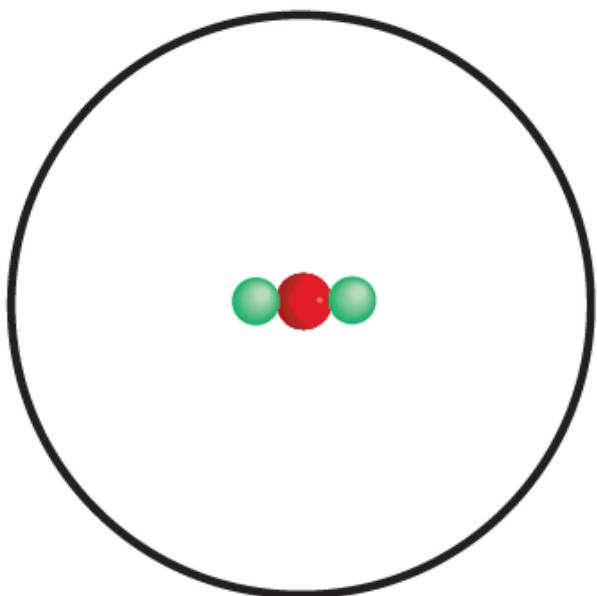
^1_1H

idrogeno



^2_1H

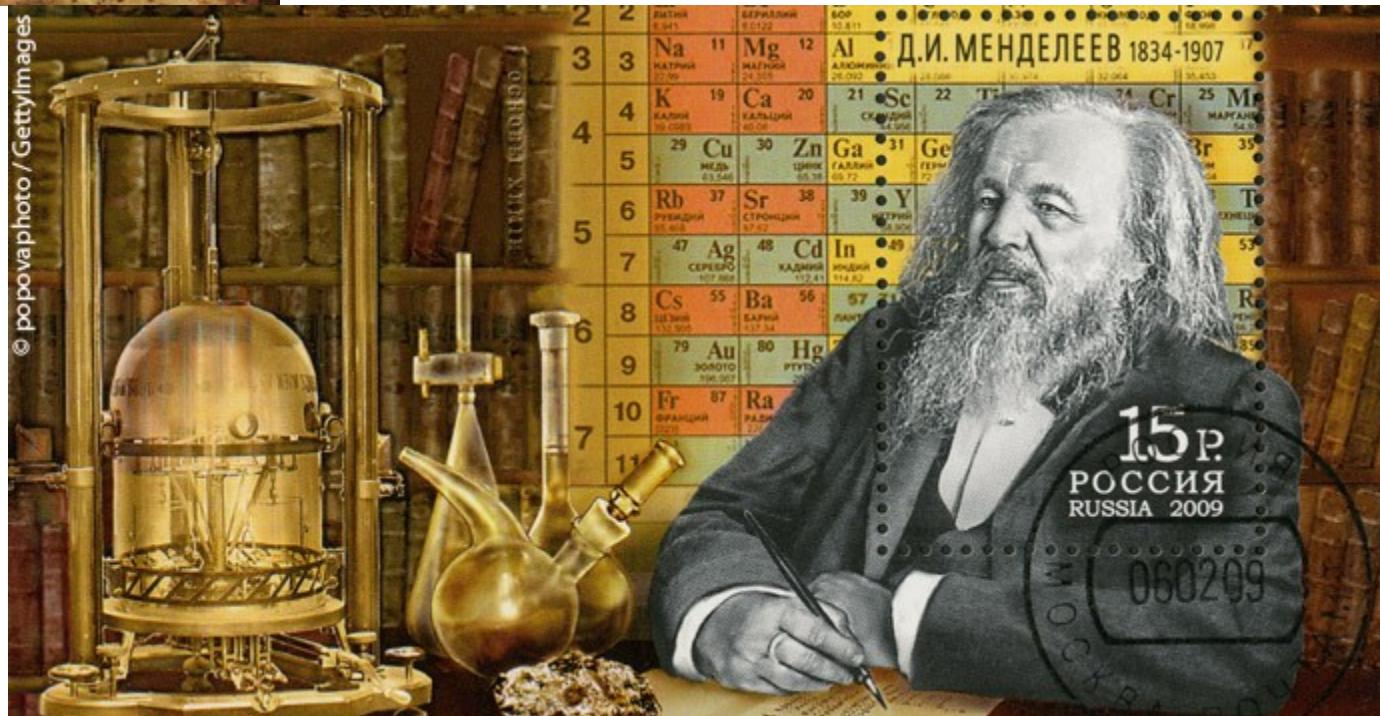
deuterio



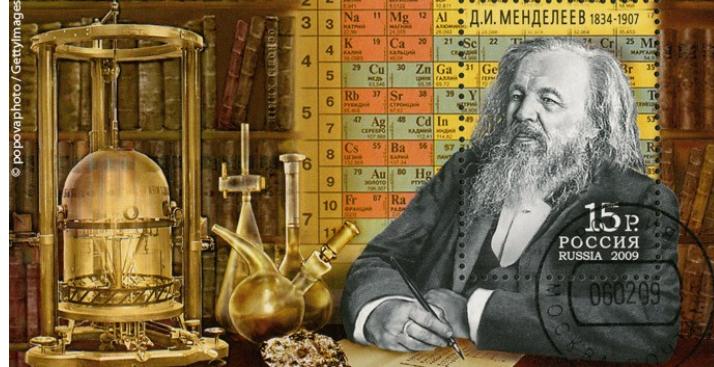
^3_1H

trizio

1.4 La tavola periodica



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 previde 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	Metalli di transizione										18 8A				
1 H	2 Li	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	2 He
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	35 Cl	36 Ar	Gas nobili	
39 Y	40 Zr	41 Nb	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	51 Sb	52 Te	53 I	54 Po	55 At	56 Rn	Alogenzi	
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	
87 Fr	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

Gruppo

Periodo

Metalli alcalino-terrosi

Metalli

Metalloidi

Non metalli

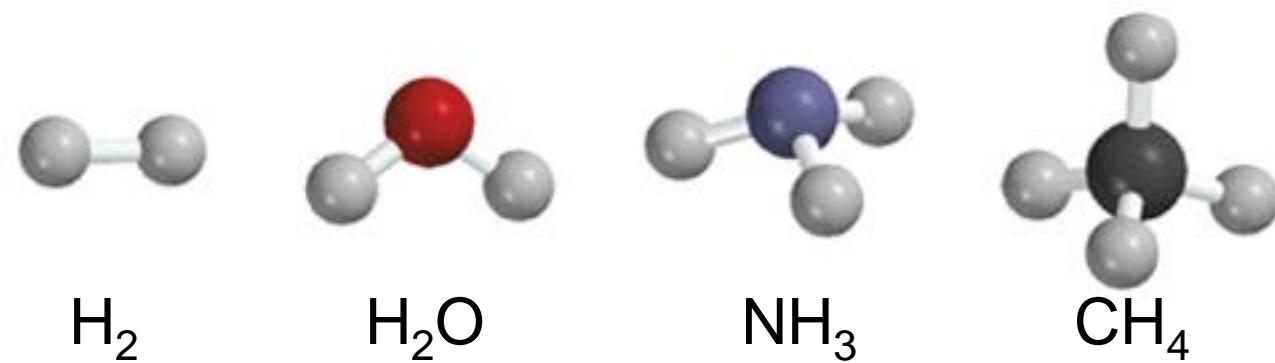
**Le proprietà chimiche e fisiche
di un elemento dipendono
dalla configurazione
elettronica dell'ultimo livello
(associata al gruppo)**

GRUPPO		PERIODO																		0	
IA		PERIODO																		2	
1	H																			He	
1	H	1.0079	IIA																	0.0026	
2	Li	6.941	Be	9.012																He	
3	Na	22.99	Mg	24.30	IIIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIIIB	IB	IB	IIIB	5	6	7	8	9	10	
4	K	39.10	Ca	40.08	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	85.47	Sr	87.62	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	132.91	Ba	137.33	*La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	(223)	Ra	226.02	†Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	§	§	§							

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.



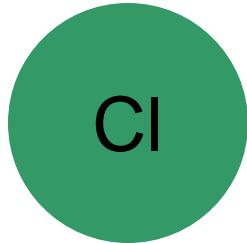
11 protoni
11 elettroni



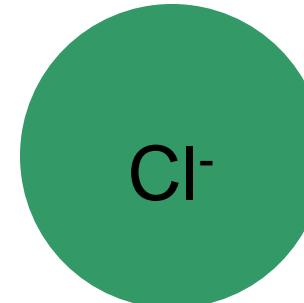
11 protoni
10 elettroni

anione – uno ione con una carica negativa

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



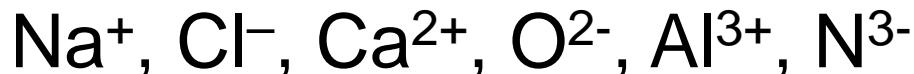
17 protoni
17 elettroni



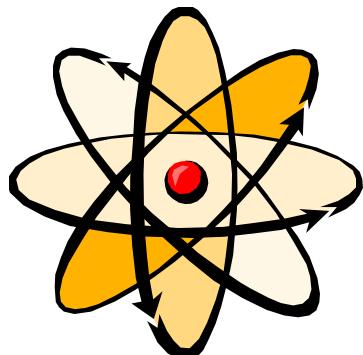
17 protoni
18 elettroni

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	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9	10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A	
Li^+													C^{4-}	N^{3-}	O^{2-}	F^-		
Na^+	Mg^{2+}											Al^{3+}		P^{3-}	S^{2-}	Cl^-		
K^+	Ca^{2+}				Cr^{2+} Cr^{3+}	Mn^{2+} Mn^{3+}	Fe^{2+} Fe^{3+}	Co^{2+} Co^{3+}	Ni^{2+} Ni^{3+}	Cu^+ Cu^{2+}	Zn^{2+}				Se^{2-}	Br^-		
Rb^+	Sr^{2+}											Ag^+	Cd^{2+}		Sn^{2+} Sn^{4+}		Te^{2-}	I^-
Cs^+	Ba^{2+}											Au^+ Au^{3+}	Hg_2^{2+} Hg^{2+}		Pb^{2+} Pb^{4+}			

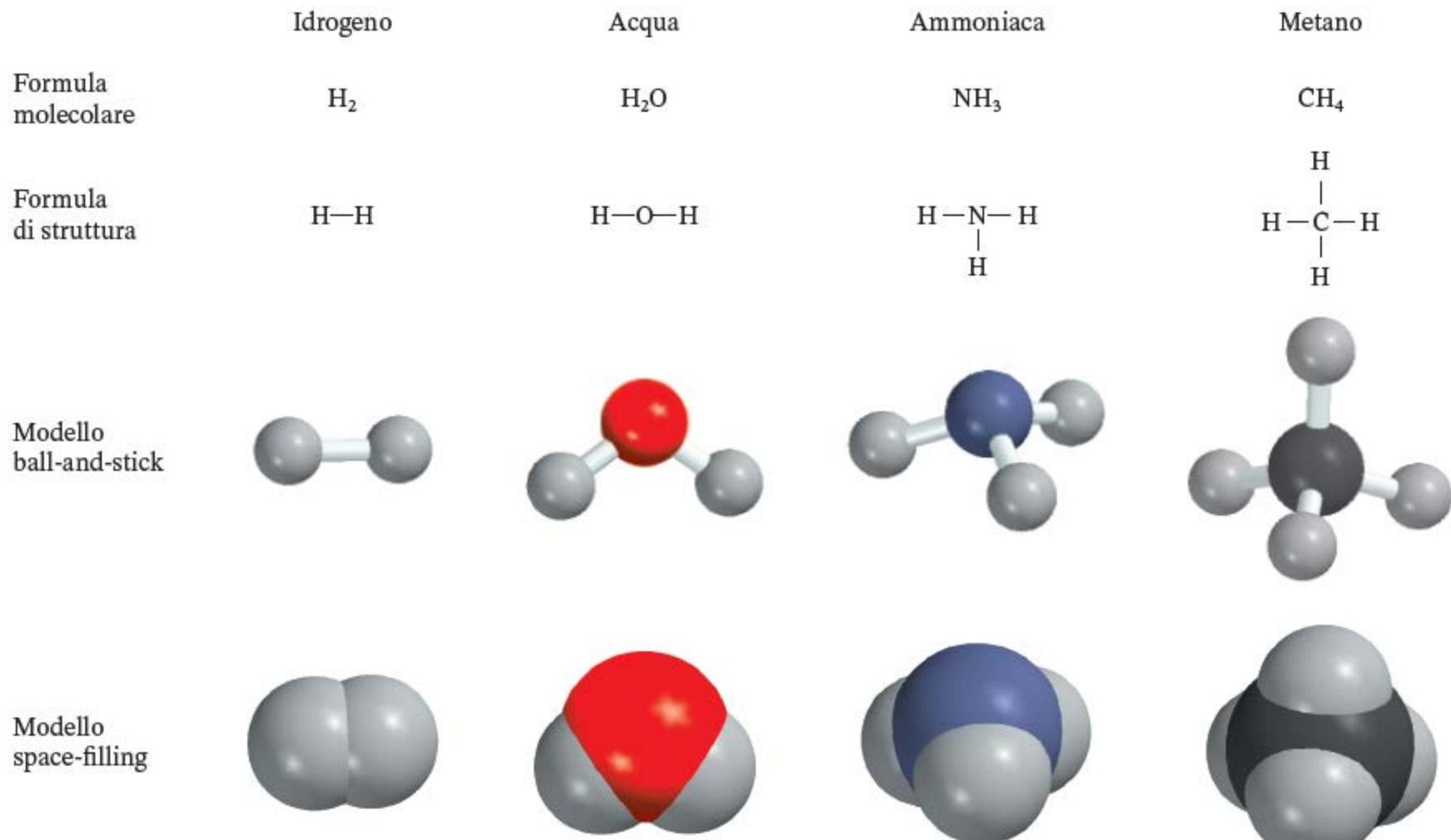
Ioni monoatomici comuni nella loro posizione in tavola periodica

I Metalli tendono a cedere elettroni formando cationi

I Non Metalli tendono ad acquistarli generando anioni

1.6 Le formule chimiche

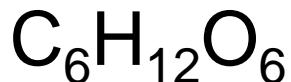
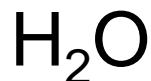
Formule molecolari e di struttura e modelli molecolari di quattro molecole comuni.



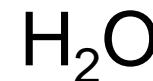
La ***formula molecolare*** mostra il tipo e il numero esatto di atomi che compaiono nella più piccola unità di una sostanza

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

molecolare



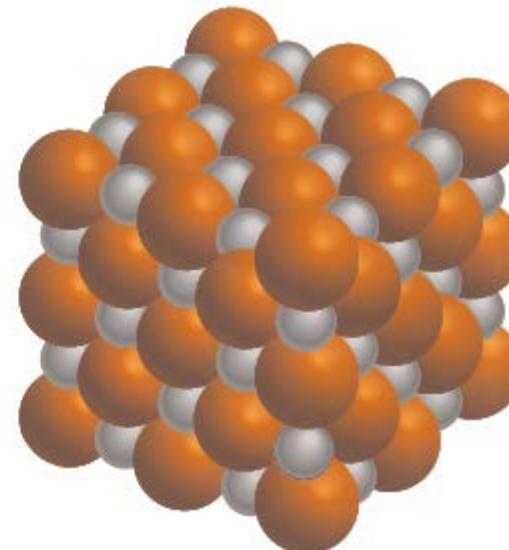
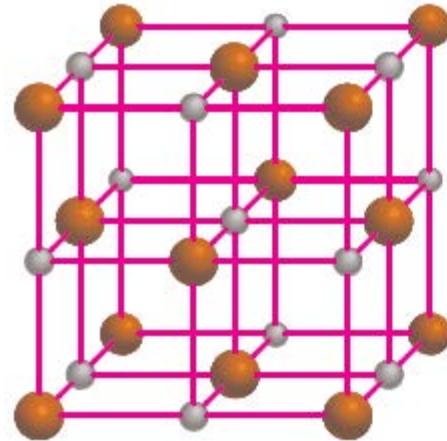
empirica



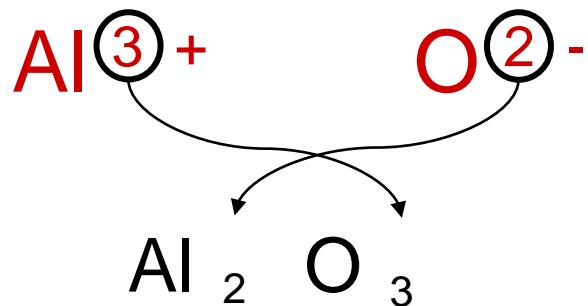
I composti ionici sono formati dall'unione di cationi e anioni

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

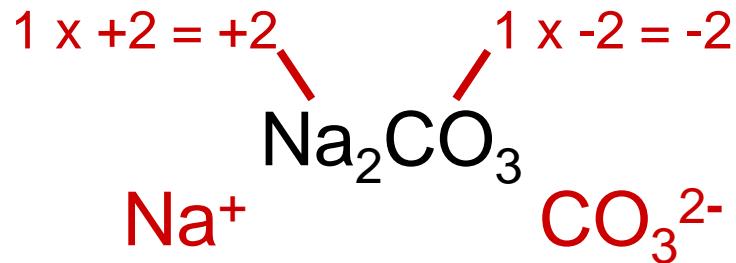
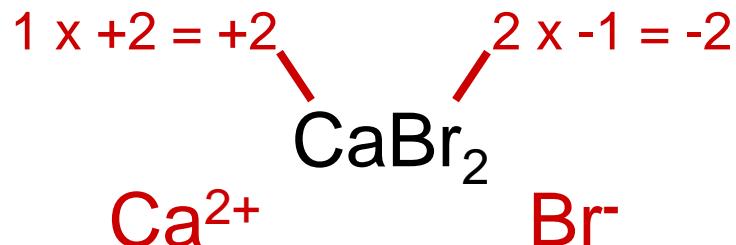
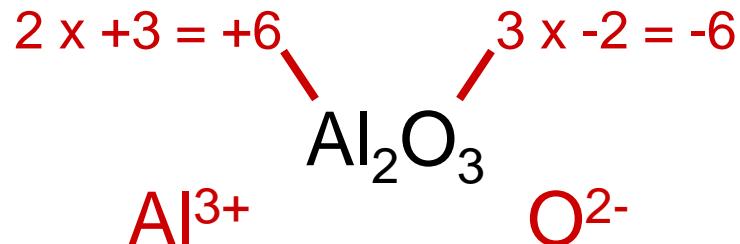
Il composto ionico NaCl



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.

+2 -1



+1 +6 -2



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

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: CO_2 O::C::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

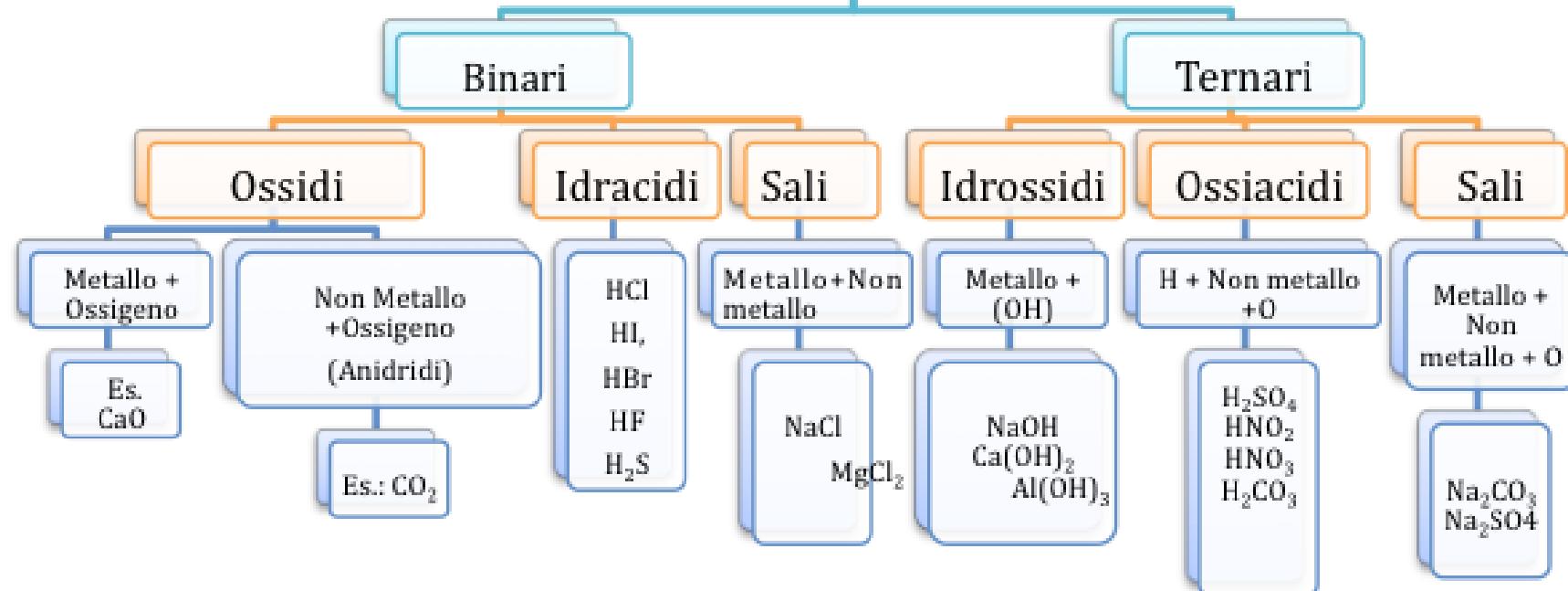
Acidi & Basi

1.7 Nomenclatura sistematica e tradizionale

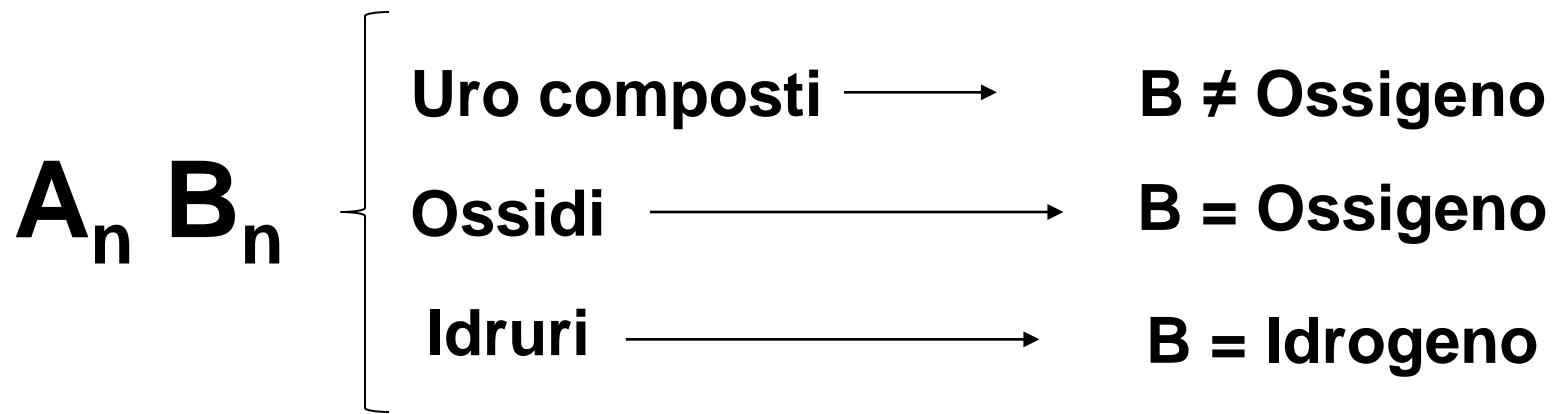
Quando un elemento si presenta sotto forma di molecola poliatomica, il suo nome deve essere preceduto da un prefisso che indica il numero di atomi di ogni molecola. Questi stessi prefissi saranno utilizzati in molte formule chimiche per indicare le proporzioni stechiometriche, il grado di sostituzione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

		Simbolo	Nome IUPAC	Nome corrente
1	mono-			
2	di-	O	(mono)ossigeno	ossigeno atomico
3	tri-	O_2	diossigeno	ossigeno
4	tetra-	O_3	triossigeno	ozono
5	penta-	F_2	difluoro	Fluoro
6	esa-	P_4	tetrafosforo	fosforo bianco
7	epta-	S_8	ottazolfo	zolfo-λ
8	otta-			
9	nona-			
10	deca-			
11	undeca-			
12	dodeca-			

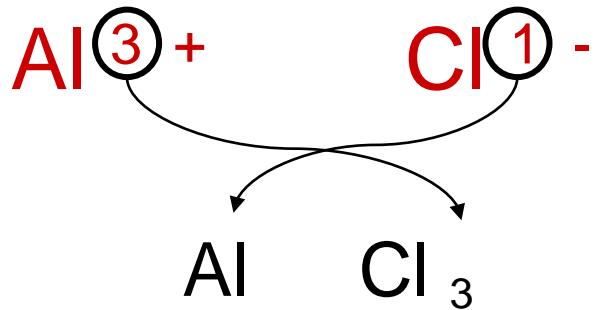
Classificazione dei composti chimici inorganici



COMPOSTI BINARI



Uro composti



Tricloruro di alluminio
(Nome IUPAC)

Cloruro di alluminio
(nome d'uso)

COMPOSTI BINARI

Uro composti

Fe (+2); Cl (-1)



Cloruro ferroso

Di-cloruro di ferro

Cloruro di ferro (II) (Metodo di Stok)

Fe (+3); Cl (-1)



Cloruro ferrico

Tri-cloruro di ferro

Cloruro di ferro (III)

oso → n.o. più basso ico → n.o. più alto

COMPOSTI BINARI

Idrogeno

+1 -b

H_b B → **Uro-composti**

Quando l'idrogeno è legato ad un atomo più elettronegativo

B = 6° e 7° gruppo → **Idracidi**

H₂S **Solfuro di diidrogeno o acido solfidrico**

H Cl **Cloruro di idrogeno o acido cloridrico**

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</i> o <i>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 ₂ S	solfuro di diidrogeno	<i>acido solfidrico</i>
H ₂ 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 tipo idrurico

NH₃ **Tri-idruro di azoto o ammoniaca**

PH₃ **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 ₂	<i>diidruro di calcio</i>	<i>idruro di calcio o calcico</i>
→ FeH ₂	<i>diidruro di ferro (II)</i>	<i>idruro ferroso</i>

Le principali eccezioni sono:

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
NH ₃	triidruro di azoto	ammoniaca
PH ₃	triidruro di fosforo	fosfina
AsH ₃	triidruro di arsenico	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		
n.o. unico o maggiore	ossido	radice di Me	ico
n.o. minore	ossido	radice di Me	oso

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
Al_2O_3	triossalido di dialuminio	ossido di alluminio o allumina
CaO	ossido di calcio	ossido di calcio o calce viva
K_2O	ossido di potassio	ossido di potassio o potassa caustica
PbO	ossido di piombo (II)	ossido piomboso
PbO_2	diossido di piombo (IV)	ossido piombico

Con elementi del I^A, II^A e III^A gruppo

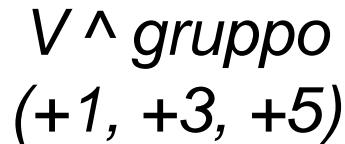
Ossidi non metallici o acidi

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
n.o. minore	<i>anidride</i>	<i>ipo</i>	radice di X
			<i>osa</i>

Con elementi dal IV ^ gruppo in poi



Ossidi non metallici o acidi

COMPOSTI BINARI

Con elementi dal IV^o gruppo in poi

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



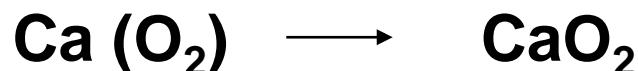
Ossidi non metallici

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
N_2O_5	pentossido di diazoto (V)	anidride nitrica
CO_2	diossido di carbonio*	anidride carbonica
SO_2	diossido di zolfo (IV)	anidride solforosa
SO_3	trirossido di zolfo (VI)	anidride solforica
SiO_2	diossido di silicio (IV)	anidride silicica o silice
Cl_2O	ossido di dicloro (I)	anidride ipoclorosa
Cl_2O_3	trirossido di dicloro (III)	anidride clorosa
Cl_2O_5	pentossido di dicloro (V)	anidride clorica
Cl_2O_7	eptossido di dicloro (VII)	anidride perclorica

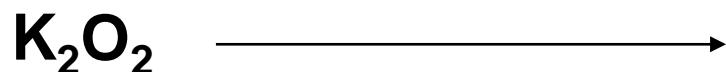
Perossidi

O_2^- Gruppo Perossido

+2 -2



Perossido di calcio
(ottenuta semplificando $Ca_2(O_2)_2$)



Perossido di potassio
(la formula non può essere modificata)

Superossidi

O_2^- Gruppo Superossido

+2 -



COMPOSTI TERNARI

Idrossidi

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

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

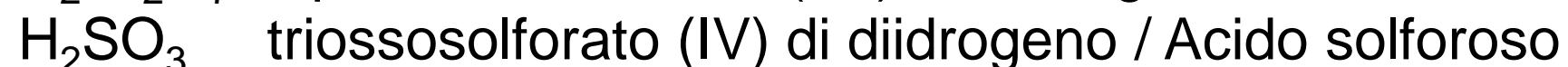
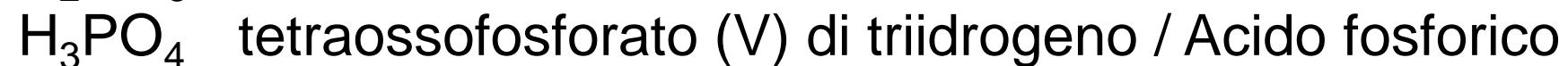
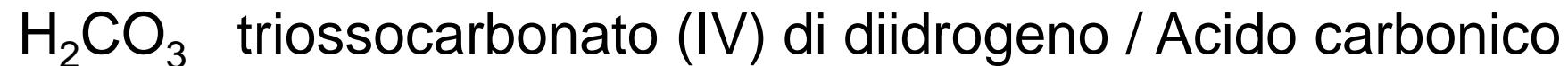
COMPOSTI TERNARI

Ossiacidi (acidi ossigenati)

Composti formati da idrogeno, non metallo (X) e ossigeno: $H_aX_bO_c$.

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.



COMPOSTI TERNARI

Ossiacidi (acidi ossigenati)

P (+1, +3,+5)

V^A gruppo

H₃PO₂ Acido ipofosforoso

H₃PO₃ Acido fosforoso

H₃PO₄ Acido fosforico

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

VII^A gruppo

HClO Acido ipocloroso

HClO₂ Acido cloroso

HClO₃ Acido clorico

HClO₄ Acido iperclorico

COMPOSTI TERNARI

Ossiacidi (acidi ossigenati)

Poliaci di



Anioni

Formula	Nome	Formula	Nome tradizionale	n.o.
Al ³⁻	<i>ione alluminuro</i>	O ²⁻	ione ossido	-2
As ³⁻	<i>ione arsenuro</i>	O ₂ ²⁻	ione perossido	-1
B ³⁻	<i>ione boruro</i>	O ₂ ⁻	ione superossido	-1/2
Br ⁻	<i>ione bromuro</i>	O ₃ ⁻	ione ozonuro	-1/3
C ⁴⁻	<i>ione carburo</i>			
Cl ⁻	<i>ione cloruro</i>			
F ⁻	<i>ione fluoruro</i>			
H ⁻	<i>ione idruro</i>			
I ⁻	<i>ione ioduro</i>			
K ⁻	<i>ione caluro</i>			
N ³⁻	<i>ione nitruro</i>			
N ₃ ⁻	<i>ione trinitruro o azoturo</i>	HS ⁻	ione <i>idrogeno</i> solfuro	ione solfuro <i>acido</i>
Na ⁻	<i>ione natruro</i>	OH ⁻	ione idrossido	ione idrossido
P ³⁻	<i>ione fosfuro</i>	HSe ⁻	ione <i>idrogeno</i> selenuro	ione selenuro <i>acido</i>
S ²⁻	<i>ione solfuro</i>	HS ₂ ⁻	ione <i>idrogeno</i> disolfuro	ione disolfuro <i>acido</i>

Tutti gli acidi dissociano in H₂O cedendo ioni H⁺

Da <i>acido solforico</i>	H ₂ SO ₄ → 2H ⁺ +
Da <i>acido solforoso</i>	H ₂ SO ₃ → 2H ⁺ +
Da <i>acido nitrico</i>	HNO ₃ → H ⁺ +
Da <i>acido nitroso</i>	HNO ₂ → H ⁺ +
Da <i>acido permanganico</i>	HMnO ₄ → H ⁺ +
Da <i>acido perclorico</i>	HClO ₄ → H ⁺ +
Da <i>acido ipocloroso</i>	HClO → H ⁺ +
Da <i>acido fosforico</i>	H ₃ PO ₄ → 3H ⁺ +

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
(SO ₄) ²⁻	<i>ione tetraossosolfato</i> (VI)	<i>ione sulfato</i>
(SO ₃) ²⁻	<i>ione triossosolfato</i> (IV)	<i>ione solfito</i>
(NO ₃) ⁻	<i>ione triossonitrato</i> (V)	<i>ione nitrato</i>
(NO ₂) ⁻	<i>ione diossonitrato</i> (III)	<i>ione nitrito</i>
(MnO ₄) ⁻	<i>ione tetraossomanganato</i> (VII)	<i>ione permanganato</i>
(ClO ₄) ⁻	<i>ione tetraossoclorato</i> (VII)	<i>ione perclorato</i>
(ClO) ⁻	<i>ione monossoclorato</i> (I)	<i>ione ipoclorito</i>
(PO ₄) ³⁻	<i>ione tetraossofosfato</i> (V)	<i>ione fosfato</i>

Residuo acido

Nome dell'ione

ico → ato
oso → ito

Cationi

monoatomici

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

Cationi

poliatomici

-onio

H_3O^+ Ione ossonio

NH_4^+ Ione ammonio

PH_4^+ Ione fosfonio

H_2I^+ Ione iodonio

-ile

CO (monossido di carbonio) \longrightarrow CO^{++} Ione carbonile

NO (monossido di azoto) \longrightarrow NO^+ Ione nitrosile

SO_2 (diossido di zolfo) \longrightarrow SO_2^{2+} Ione solforile

COCl_2 \longrightarrow Cloruro di carbonile

I **salì** 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
CaF_2	difluoruro di calcio	fluoruro calcico
$\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$	bis(diossonitrato) (III) di ferro (II)	nitrito feroso
$\text{Pb}(\text{ClO})_4$	tetra(monossoclorato) (I) di piombo (IV)	ipoclorito piombico
NaClO	monossoclorato (I) di sodio	ipoclorito di sodio (in soluzione acquosa assume molti nomi come amuchina, candeggina, varechina ecc.)
SiC	carburo di silicio	carborundum
NH_4Cl	cloruro di ammonio	cloruro di ammonio
CuSO_4	tetraossosolfato (VI) di rame (II)	solfato rameico o solfato di rame
KCN	cianuro di potassio	cianuro di potassio
$\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$	idrossicloruro di calcio	cloruro basico di calcio
COCl_2	ossidicloruro di carbonio	cloruro di carbonile o fosgene
NaBO_3	trirossoborato di sodio	perborato sodico

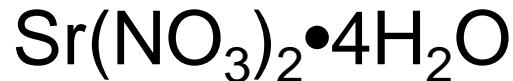
Si legge prima il gruppo a destra

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)	SO_4^{2-}	Na_2SO_4	Solfato di sodio
K (+1)	HCO_3^{-1}	KHCO_3	Idrogeno carbonato di potassio
Cu (+2)	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

