

MASSE ATOMICHE

Sono a volte impropriamente chiamate **pesi atomici**.

All'epoca di Dalton non era possibile pesare i singoli atomi ma solo trovare la massa di un atomo relativa a quella di un altro di riferimento.

Es.: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

1,000 g di idrogeno reagiscono con 7,94 g di ossigeno

massa atomica ossigeno = $2 \times 7,94 = 15,88$ (relativa all'idrogeno)

Difficoltà legate alla conoscenza della formula molecolare.

Fino al 1850 la formula dell'acqua non era nota con certezza e si ipotizzava fosse proprio HO per cui la massa dell'ossigeno era 7,94

Solo in seguito si capì che la formula era H_2O e la massa relativa dell'ossigeno fu fissata pari a 15,88.

Inizialmente Dalton riferì le masse atomiche all'**idrogeno**.

Successivamente si passò ad una scala basata sull'**ossigeno** (1925)



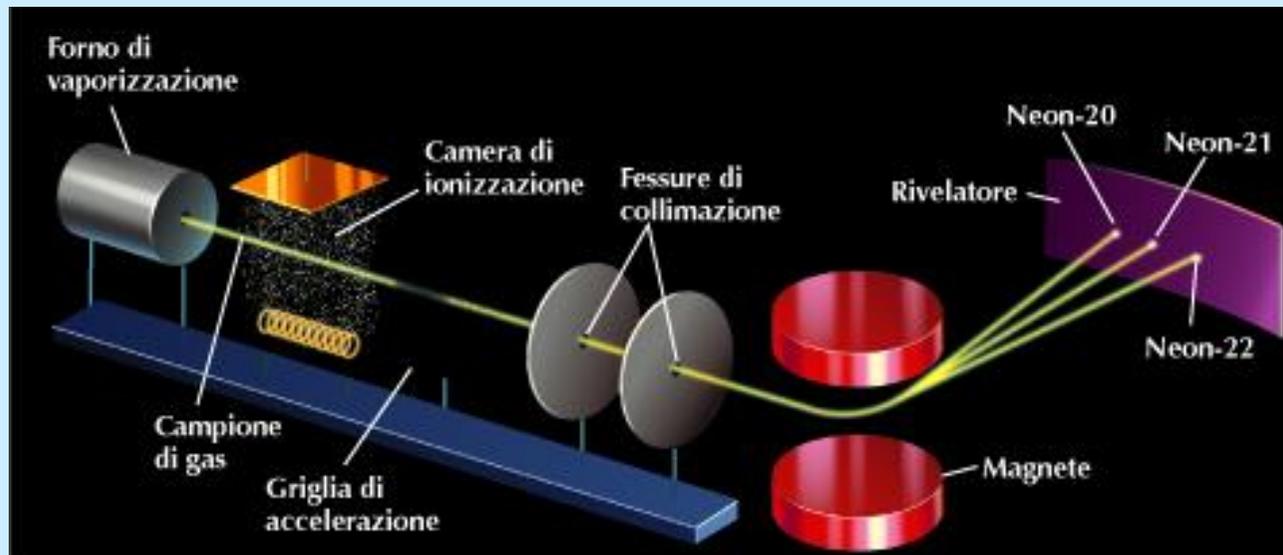
Dal 1961 si usa una scala basata sul **carbonio-12** ossia sull'isotopo ^{12}C

A tale isotopo è stata arbitrariamente assegnata una massa di 12 unità di massa atomica.

Una **unità di massa atomica** (a.m.u.)= un dodicesimo della massa dell'atomo di carbonio-12 = $1,661 \times 10^{-27}$ Kg

Peso atomico= massa atomica **media** di un elemento allo stato naturale espresso in unità di massa atomica

Oggi è possibile misurare accuratamente le masse atomiche tramite uno strumento chiamato **spettrometro di massa**



Masse atomiche ed abbondanza isotopica

Calcolo della massa atomica media di un elemento note le abbondanze relative degli isotopi costituenti.

Cloro:	isotopo	massa isotopo	abbondanza relativa
	${}_{17}^{35}\text{Cl}$	34,96885	0,75771
	${}_{17}^{37}\text{Cl}$	36,96590	0,24229
		$34,96885 \text{ uma} \times 0,75771 = 26,49625 \text{ uma}$	+
		$36,96590 \text{ uma} \times 0,24229 = 8,95647 \text{ uma}$	
		<hr/>	
	massa atomica media	= 35,45272	uma

Lo stesso procedimento può essere applicato ad elementi costituiti da tre o più isotopi di cui sono note le abbondanze relative.

La somma delle abbondanze relative di tutti gli isotopi di un dato elemento è uno.



TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

Nel 1869 i chimici Mendeleev (russo) e Meyer (tedesco) indipendentemente trovarono che ordinando gli elementi in ordine di peso atomico e disponendoli in file orizzontali una sopra l'altra, gli elementi di ogni colonna avevano proprietà simili.

Tale disposizione tabulare degli elementi è nota come tavola periodica:

- ❖ un **periodo** è composto dagli elementi di una qualsiasi fila **orizzontale**
- ❖ un **gruppo** è costituito dagli elementi di una qualsiasi colonna **verticale**

Il **primo** periodo è costituito da due elementi: idrogeno e elio.

Il **secondo** e il **terzo** periodo sono costituiti da 8 elementi.

Il **quarto** e il **quinto** periodo sono costituiti da 18 elementi.

Il **sesto** periodo è costituito da 32 elementi (14 a parte).

Il **settimo** periodo è incompleto (fino al 109?).

La tabella è costituita da 18 gruppi più i 14 elementi di **transizione interna** (lantanidi e attinidi). I gruppi sono numerati secondo due convenzioni:

1) I A - VIII A e I B - VIII B oppure 1 A - 8 A e 1 B - 8 B

2) 1 - 18 nell'ordine



Metalli, Non-metalli e Semimetalli

Gli elementi sono classificati in due categorie principali **metalli** e **non-metalli** divisi sulla tavola da una linea a zigzag

I **metalli** sono solidi (eccetto il mercurio) con una caratteristica lucentezza, malleabilità e duttilità; sono inoltre buoni conduttori di calore ed elettricità

I **non-metalli** sono gas o solidi (eccetto il bromo) che non presentano caratteristiche metalliche

Gli elementi attorno alla linea a zigzag hanno caratteristiche intermedie fra metalli e non-metalli e sono noto come **semimetalli** o **metalloidi**.

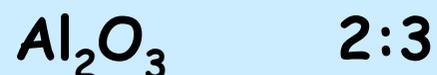
Le caratteristiche metalliche aumentano da destra verso sinistra e dall'alto verso il basso.



FORMULA CHIMICA

È una notazione che usa i simboli atomici con dei numeri a pedice per indicare le quantità relative degli elementi che costituiscono la sostanza.

In tale accezione è anche nota come **formula empirica** o **formula minima**.



Questo è il tipo più semplice di formula chimica.

Prima di passare a formule chimiche più elaborate occorre considerare la classificazione delle sostanze in due tipi principali:

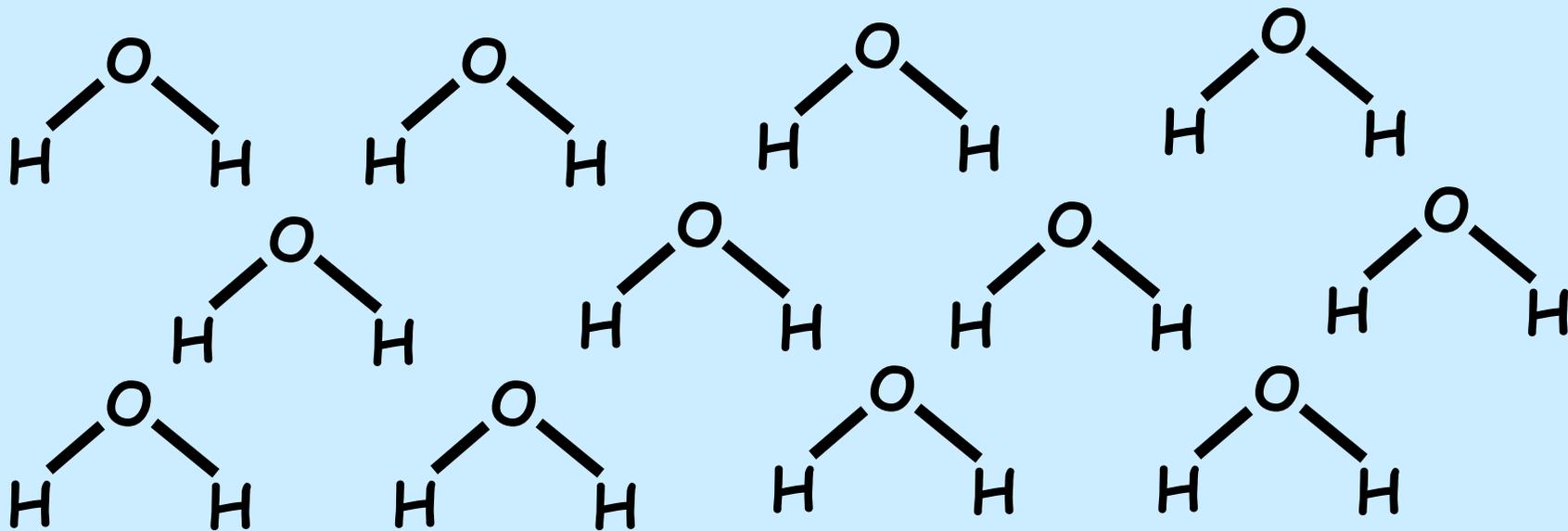
sostanze molecolari o **sostanze ioniche**



Sostanze molecolari

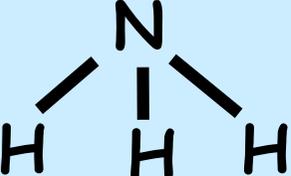
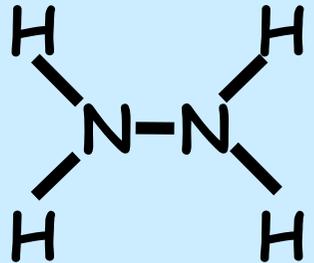
Una **molecola** è un gruppo di atomi connessi da legami chimici (forti).

Una **sostanza molecolare** è una sostanza composta da molecole tutte uguali.



Una formula molecolare è una formula chimica che dà l'esatto numero degli atomi di una molecola.

La formula di struttura mostra come sono legati fra di loro gli atomi di una molecola.

	Acqua	Ammoniaca	Idrazina
Formula empirica	H_2O	NH_3	NH_2
Formula molecolare	H_2O	NH_3	N_2H_4
Formula di struttura			

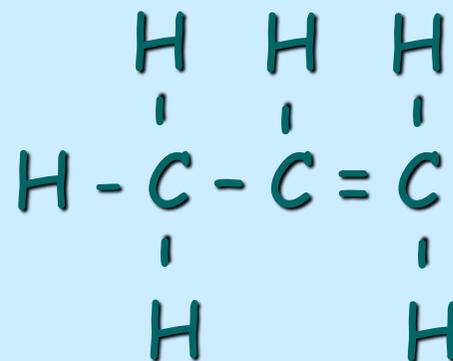


propene (propilene)

formula minima: CH_2

formula molecolare: C_3H_6

formula di struttura:



Sostanze ioniche

Uno **ione** è una particella carica ottenuta da un atomo o un gruppo di atomi legati chimicamente per addizione o sottrazione di elettroni.

Anione: ione carico **negativamente** Cl^- SO_4^{2-}

Catione: ione carico **positivamente** Na^+ Ca^{2+}

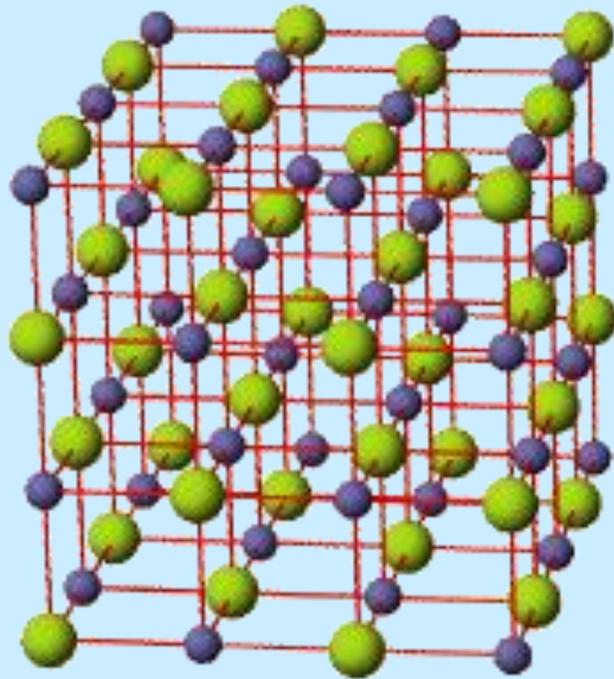
Un **composto ionico** è un composto costituito da cationi ed anioni tenuti assieme da forze elettrostatiche in una disposizione spaziale regolare.

In tali casi si parla di unità formula più che di formula chimica e non si può definire una molecola

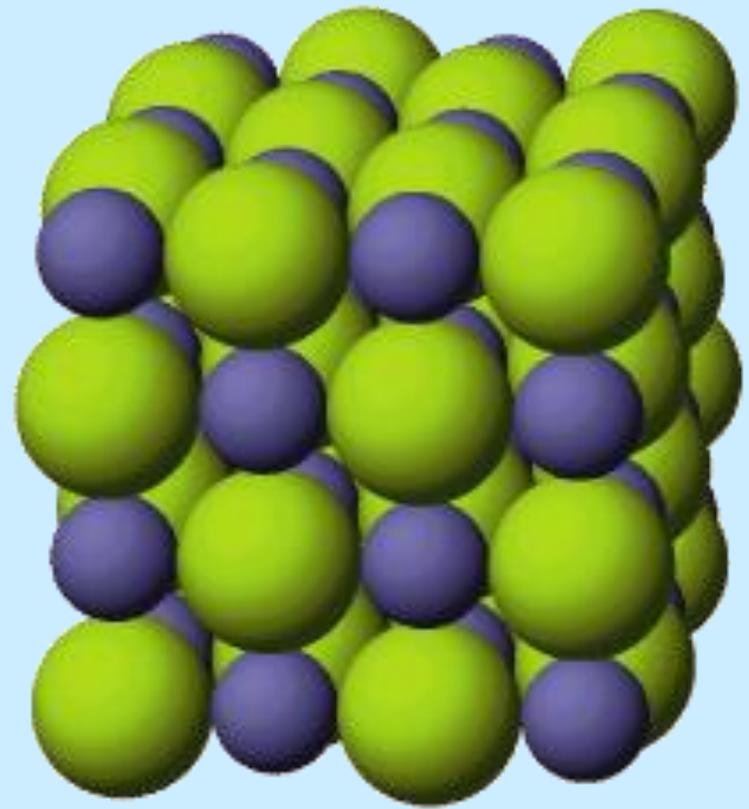
NaCl 1 ione Na^+ per ogni ione Cl^-

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 2 ioni Fe^{3+} per 3 ioni SO_4^{2-}





(a)

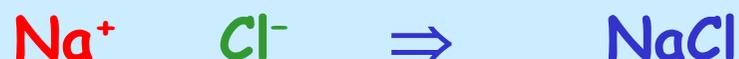


(b)

Scrittura corretta delle unità formula per le sostanze ioniche

Le unità formula per le sostanze ioniche vanno scritte in modo che siano elettricamente neutre.

L'elettroneutralità può essere raggiunta prendendo tanti cationi quante sono le unità di carica dell'anione e viceversa:



I composti chimici sono suddivisi in:

- ❖ Composti organici: composti del carbonio, considerabili come derivati da idrocarburi (composti di carbonio e idrogeno)
- ❖ Composti inorganici: composti formati da tutti gli altri elementi, inclusi alcuni composti semplici del carbonio (CO , CO_2 , ecc.)



Nomenclatura composti inorganici

Composti ionici

Un composto ionico prende il nome dagli ioni che contiene scrivendo prima il **catione** e poi l'**anione**



sodio cloruro

È anche molto usata una variante in cui si inverte l'ordine e si fa precedere il nome del catione da "di"



cloruro di sodio

Uno **ione monoatomico** è uno ione formato da un singolo atomo

Uno **ione poliatomico** è uno ione costituito da due o più atomi legati chimicamente



ioni monoatomici



ioni poliatomici



Un catione monoatomico prende il nome dall'**elemento**

Na^+	ione sodio
Ca^{2+}	ione calcio
Al^{3+}	ione alluminio

Molti **elementi di transizione** formano cationi con diverse cariche che sono distinti da un numero romano (fra parentesi) pari alla carica

Fe^{2+}	ione ferro (II)	o ione <u>ferroso</u>
Fe^{3+}	ione ferro (III)	o ione <u>ferrico</u>

In una vecchia nomenclatura si usano i suffissi **-oso** e **-ico** per gli ioni con carica **minore** e **maggiore**



1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
H ⁺													C ⁴⁻	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Li ⁺														P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	Al ³⁺					
K ⁺	Ca ²⁺		Ti ²⁺		Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺				Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ⁴⁺		Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ⁴⁺	Bi ⁵⁺			

I **metalli** formano cationi, per quelli non di transizione (**arancioni** nella figura) la carica del catione è uguale al numero del gruppo nella nomenclatura non IUPAC.



PRINCIPALI CATIONI

formula

nome

Cr^{3+}	Cromo(III) o cromico
Mn^{2+}	Manganese(II) o manganoso
Fe^{2+}	Ferro(II) o ferroso
Fe^{3+}	Ferro(III) o ferrico
Co^{2+}	Cobalto(II) o cobaltoso
Ni^{2+}	Nichel(II) o nichel
Cu^{2+}	Rame(II) o rameico
Zn^{2+}	Zinco
Ag^{+}	Argento
Cd^{2+}	Cadmio
Hg^{2+}	Mercurio(II) o mercurico

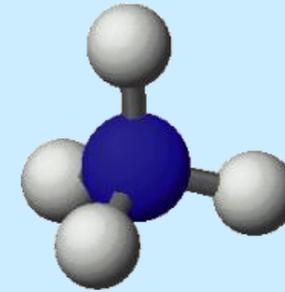


Ioni poliatomici

L'unico catione poliatomico di rilievo è:



ione ammonio



ione ammonio (NH_4^+)

La maggior parte degli anioni poliatomici sono ossianioni,
contenenti **ossigeno** più un altro elemento:



ione nitrato



ione carbonato



ione solfato



ione solfato (SO_4^{2-})



Esempi di composti ionici



Solfato di ferro (II)



Bromuro di alluminio



Ossido di titanio (IV)



Solfato di ferro (III)



Nitrato di rame (I)



Nitrato di rame (II)



Nitruro di magnesio



Composti molecolari binari

Un composto binario è un composto formato da **due** soli elementi.
I composti binari fra un **metallo** e un **non-metallo** sono solitamente **ionici**.

Sono invece **molecolari** i composti binari formati fra due **non-metalli** o **metalloidi**.

Il non-metallo o metalloide che compare per primo nella seguente sequenza è scritto per primo nella formula e secondo nel nome:



L'ordine è quello dei gruppi dal III A al VII A e dal basso verso l'alto con le eccezioni di **H** e **O**

Il nome viene dato al composto prendendo la radice del secondo elemento con il suffisso **-uro** seguito dal nome del primo elemento preceduto da "di"



cloruro di idrogeno
bromuro di iodio



Quando i due elementi formano più di un composto questi si distinguono usando i seguenti prefissi

1	mono-	6	esa-
2	bi-	7	epta-
3	tri-	8	octa-
4	tetra-	9	nona-
5	penta-	10	deca-

Esempi



Monossido di carbonio



Biossido di carbonio



Biossido di azoto



Tetrossido di diazoto



Biossido di cloro



Eptossido di dicloro



Dicloruro di dizolfo



Trisolfuro di tetrafosforo



Esafluoruro di zolfo



Acidi ed Anioni

Per il momento definiamo **acido** un composto che produce ioni H^+ ed un anione quando viene sciolto in acqua:



Un **ossiacido** è un acido contenente idrogeno, ossigeno ed un altro elemento (un non-metallo). In acqua un ossiacido produce uno o più ioni H^+ ed un ossianione.

Il nome di un ossiacido si ottiene dalla radice del nome dell'elemento centrale più il suffisso **-ico**



Se l'elemento forma due ossiacidi essi sono distinti dai suffissi -oso (con meno atomi di ossigeno) e -ico (con più atomi di ossigeno)

HNO_2 Acido nitrooso

HNO_3 Acido nitrico

Se l'elemento forma tre o quattro ossiacidi si usano i prefissi ipo- e per- associati con i due suffissi -oso e -ico

HClO Acido ipoclorooso

HClO_2 Acido clorooso

HClO_3 Acido clorico

HClO_4 Acido perclorico



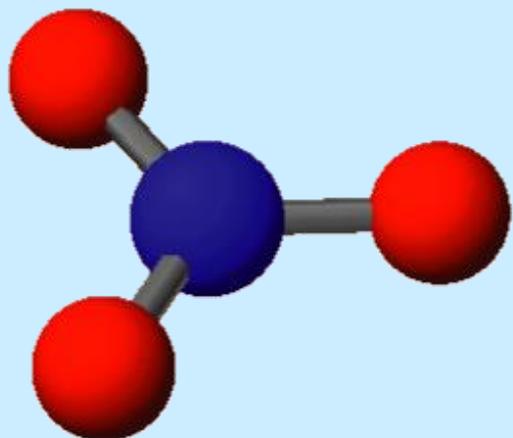
I nomi degli ossiacidi e quelli degli ossianioni sono strettamente correlati. Per ottenere il nome dall'ossianione da quello dell'ossiacido si sostituiscono i suffissi -oso con -ito e -ico con -ato:

HNO_2 Acido nitroso

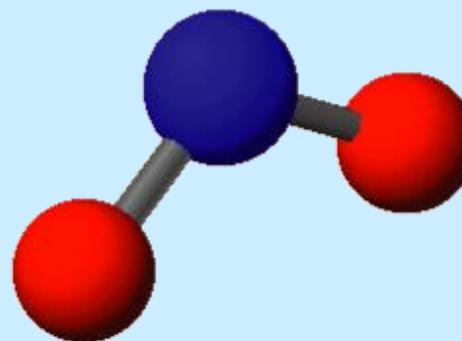
NO_2^- Ione nitrito

HNO_3 Acido nitrico

NO_3^- Ione nitrato



ione nitrato



ione nitrito





Acido ipocloroso



Ione ipoclorito



Acido cloroso



Ione clorito



Acido clorico



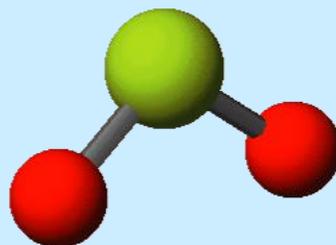
Ione clorato



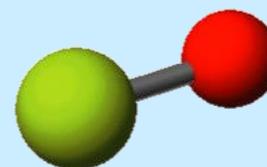
Acido perclorico



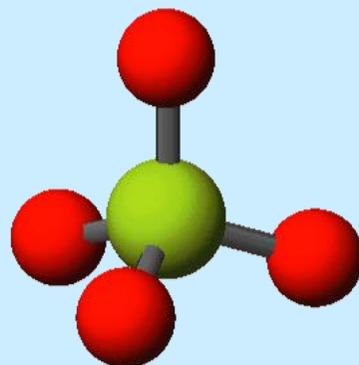
Ione perclorato



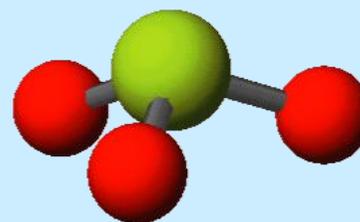
ClO_2^- è lo ione *clorito*



ClO^- è lo ione *ipoclorito*



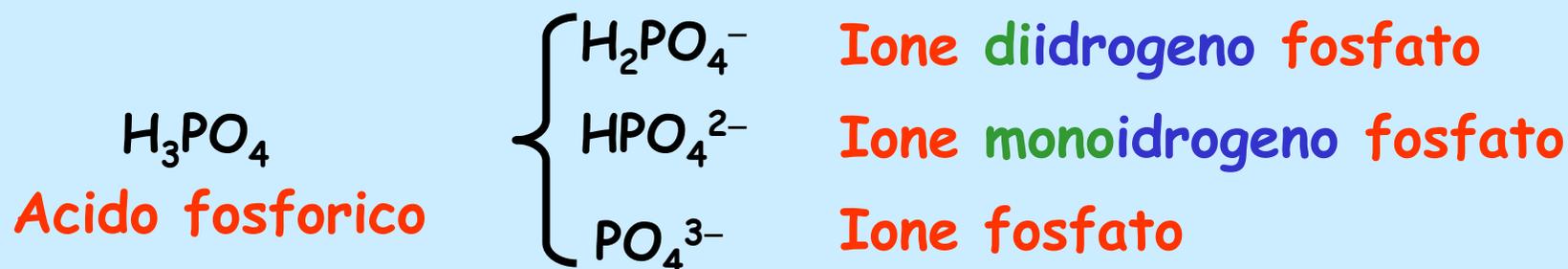
ClO_4^- è lo ione *perclorato*



ClO_3^- è lo ione *clorato*

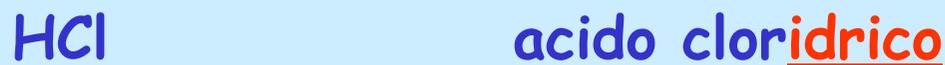


Alcuni acidi possono perdere più di uno ione H^+ e dare anioni intermedi di tipo acido:

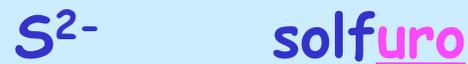
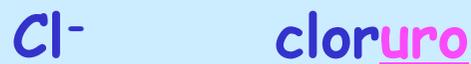


Idracidi

Alcuni composti binari di idrogeno e non metalli producono soluzioni acide in acqua e sono detti **idracidi**. Tali composti prendono il nome dell'elemento più il suffisso -idrico preceduto da acido



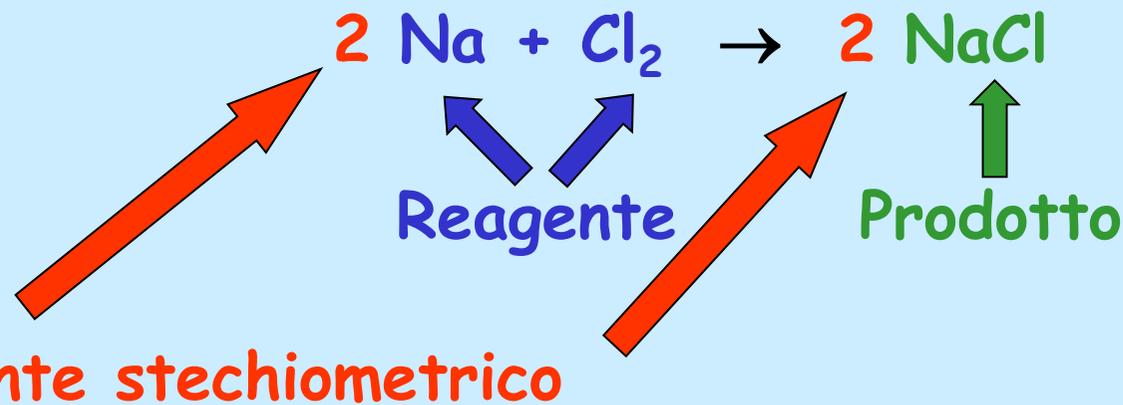
Si noti l'analogia con i corrispondenti anioni dove -idrico diventa -uro



REAZIONI CHIMICHE

Equazioni chimiche

Una equazione chimica è la rappresentazione simbolica di una reazione chimica in termini di formule chimiche



In molti casi è utile indicare gli stati o le fasi delle sostanze ponendo appropriati simboli fra parentesi indicanti le fasi dopo le formule

(g) = gas (l) = liquido (s) = solido (aq) = soluzione acquosa

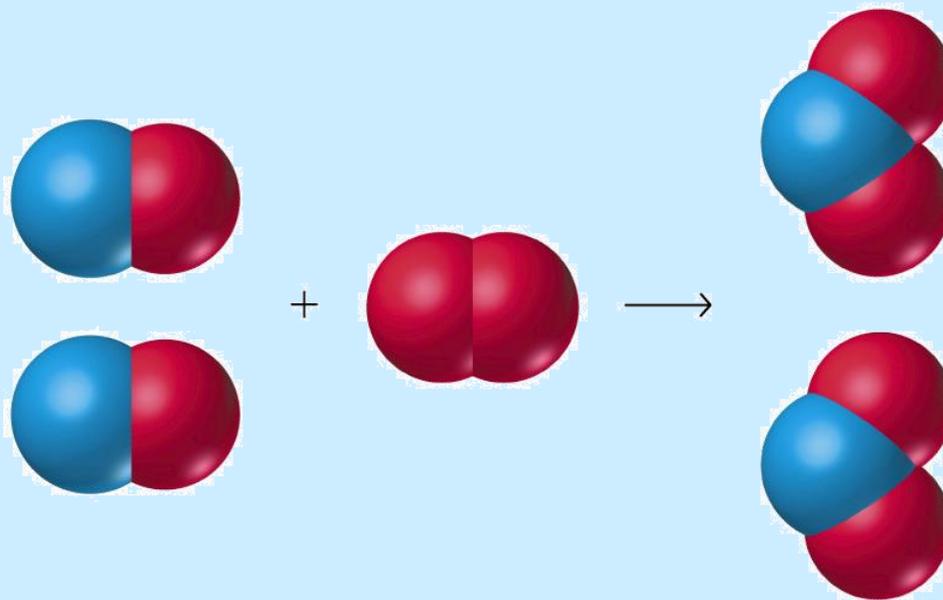
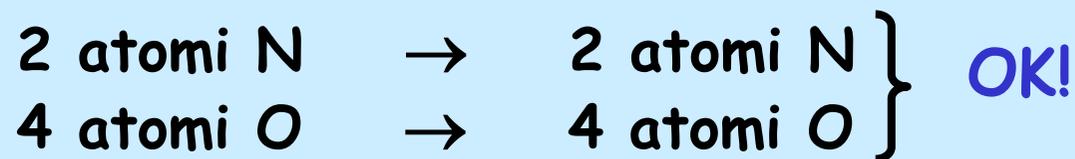
L'equazione precedente diventa così:



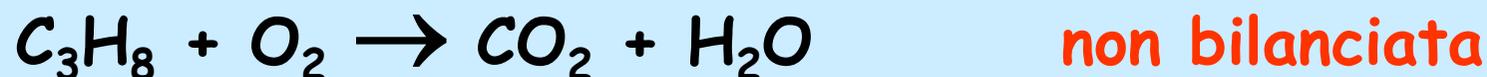
BILANCIAMENTO DI REAZIONI CHIMICHE

Quando in una equazione chimica i coefficienti stechiometrici sono scritti correttamente il totale degli atomi di ogni elemento è uguale in entrambi i membri dell'equazione.

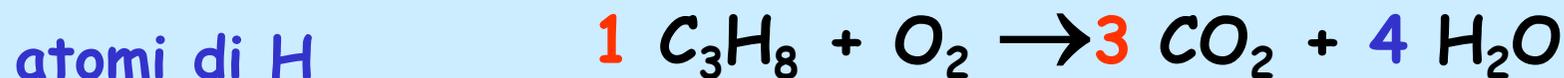
L'equazione chimica è allora **bilanciata**.



Un'equazione chimica va bilanciata scegliendo opportunamente i coefficienti stechiometrici



Procedimento per tentativi



I coefficienti possono essere moltiplicati per una costante qualsiasi, ma in genere sono scelti in modo da essere i più piccoli numeri interi



N.B.:

- bilanciare prima gli atomi contenuti in una sola sostanza ai reagenti e/o ai prodotti
- attenzione al numero di atomi.
Es.: in $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ci sono $4 \times 3 = 12$ atomi di O



Reazioni in soluzione acquosa

Elettroliti

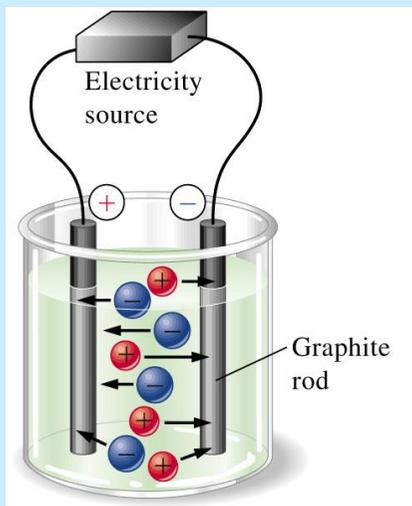
Un **elettrolita** è una sostanza che si scioglie in acqua producendo ioni e formando una soluzione che conduce l'elettricità.

Un **non-elettrolita** è una sostanza che si scioglie in acqua senza produrre ioni e forma una soluzione che non conduce l'elettricità.

Un elettrolita può essere un composto ionico o molecolare:



Un non-elettrolita è un composto molecolare che non ionizza



Acidi e Basi

Sono fra gli elettroliti più importanti.

Definizione secondo Arrhenius:

Un **acido** è una sostanza che in acqua libera ioni H^+ (H_3O^+)



Una **base** è una sostanza che in acqua libera ioni OH^-



Neutralizzazione

E' una reazione fra un acido e una base per dare acqua e un composto ionico detto sale

