

- Elementi

- Composti

- ionici (forze elettrostatiche, edifici ionici)
- molecolari (ripetersi periodico di molecole)

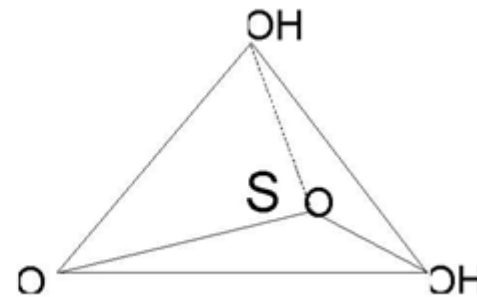
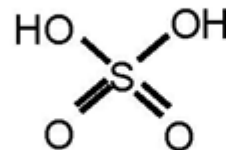
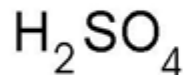
- Simboli

C Ca Ce Cf Co Cr Cs Cu

- Formule

- Indici

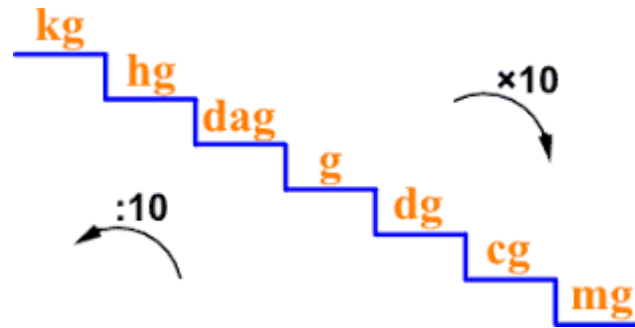
$H_2SO_4$   $CO_2$   $H_2O$   $N_2$   $Na_2CO_3$   $O_2$   $Mg(NO_3)_2$



Formula bruta

Formule di struttura

# Peso atomico



1 dozzina = 12 unità



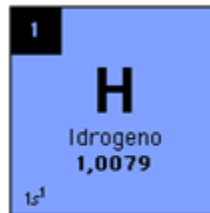
1 paio = 2 unità



1 cinquina = 5 unità

H; O; <sup>12</sup>C

Numero atomico



Configurazione elettronica

Simbolo atomico  
Nome dell'elemento  
Peso atomico

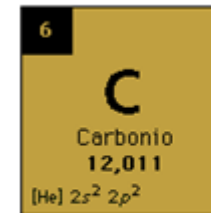
Numero atomico



Configurazione elettronica

Simbolo atomico  
Nome dell'elemento  
Peso atomico

Numero atomico



Configurazione elettronica

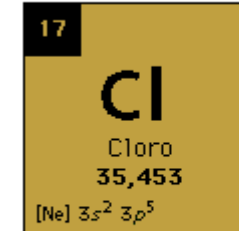
Simbolo atomico  
Nome dell'elemento  
Peso atomico

- media pesata
- abbondanza isotopica

- numero atomico (Z) : n° di protoni nel nucleo
- numero di massa (A) : somma del n° (protoni + neutroni)



Numero atomico



Simbolo atomico  
Nome dell'elemento  
Peso atomico

Configurazione elettronica

Cloro-35 ( ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ ) (75%) Cloro-37 ( ${}_{17}^{37}\text{Cl}$ ) (25%)

$$P_{Cl} = 35 \cdot 0.75 + 37 \cdot 0.25 = \frac{35 \cdot 75 + 37 \cdot 25}{100} = 35.5 \text{ u.m.a.}$$

# Mole

La quantità in grammi di una sostanza che contiene un numero di particelle uguali al numero di atomi presenti in 12 g di  $^{12}\text{C}$

## Numero di Avogadro

$$N = 6.022 \times 10^{23}$$

1 atomo di  $^{12}\text{C}$

12 u.m.a.

N atomi di  $^{12}\text{C}$

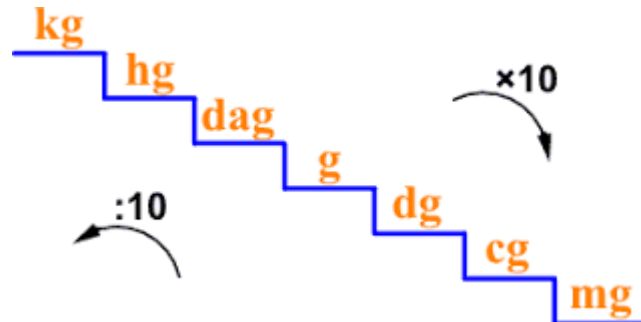
12 grammi

1 atomo di Fe

55.845 u.m.a.

1 mole di atomi di Fe  $\rightarrow$  N atomi di Fe

55.845 grammi

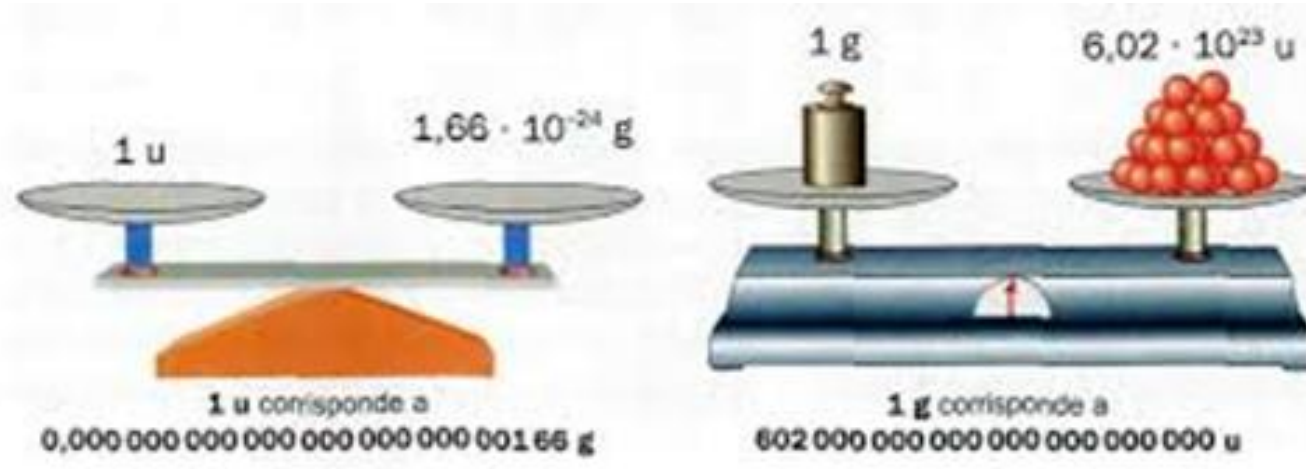


$$1\text{g} = N \text{ u.m.a.}$$

$$1\text{u.m.a.} = 1/N \text{ g}$$

$$1\text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ u.m.a.}$$

$$1 \text{ uma} = 1/6.022 \times 10^{23} \text{ g} = 1.67 \times 10^{-24} \text{ g}$$

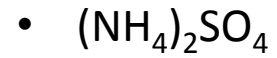


- Microscopico → Macroscopico

$$1\text{g} = \mathbf{N} \text{ u.m.a.} \quad \rightarrow \quad p.g. = n.moli \times p.mol$$

$$n.moli = \frac{p.g.}{p.mol}$$

Esprimere in u.m.a. e in grammi il peso molecolare dei seguenti composti:



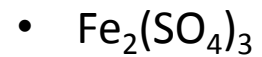
H = 1.00 u.m.a.

N = 14.01 u.m.a.

O = 16.00 u.m.a.

S = 32.06 u.m.a.

132.08 u.m.a. –  $2.19 \cdot 10^{-22}$  g



Fe = 55.85 u.m.a.

O = 16.00 u.m.a.

S = 32.06 u.m.a.

399.88 u.m.a. –  $6.64 \cdot 10^{-22}$  g

A quante moli corrispondono 50 gr di Carbonato di Litio  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  ?

$$n.moli = \frac{p.g.}{p.mol}$$

Li	=	6.94	u.m.a.
C	=	12.01	u.m.a.
O	=	16.00	u.m.a.

$$p.m. = 73.89$$

$$n. moli = 6.8 \cdot 10^{-1}$$

A quante moli corrispondono  $3.011 \cdot 10^{20}$  molecole di Azoto  $\text{N}_2$

$$5.00 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

- Valenza

- Capacità di un atomo di formare legami covalenti con un atomo di idrogeno
- Numero di elettroni spaiati nel livello di valenza

Gruppo	Stato fondamentale	Stati di covalenza tipici	
		Configurazione elettronica	Osservazioni ed esempi
II	$ns^2$ ↑↓	$ns^1$ $np^1$ ↓   ↓ ○ ○	stato di bivalenza: BeO, BeF <sub>2</sub> , Be <sub>2</sub> C
III	$ns^2$ $np^1$ ↑↓   ↓ ○ ○	$ns^2$ $np^1$ ↑↓   ↓ ○ ○	stato di monovalenza: AlH, GaCl
		$ns^1$ $np^2$ ↓   ↓ ↓ ○	stato di trivalenza: BF <sub>3</sub> , BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> , Al(OH) <sub>3</sub>
IV	$ns^2$ $np^2$ ↑↓   ↓ ↓ ○	$ns^2$ $np^2$ ↑↓   ↓ ↓ ○	stato di bivalenza: Sn(C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> ) <sub>2</sub> , Pb(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
		$ns^1$ $np^3$ ↓   ↓ ↓ ↓	stato di tetravalenza: CH <sub>4</sub> , C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> , CO <sub>2</sub> , SiO <sub>2</sub> e silicati
V	$ns^2$ $np^3$ ↑↓   ↓ ↓ ↓	$ns^2$ $np^3$ ↑↓   ↓ ↓ ↓	stato di trivalenza: NH <sub>3</sub> , PH <sub>3</sub> , AsH <sub>3</sub>
		$ns^1$ $np^3$ $nd^1$ ↓   ↓ ↓ ↓   ↓ ○ ○ ○ ○	stato di pentavalenza: P <sub>4</sub> O <sub>10</sub> , PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> , PCl <sub>5</sub> , AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
VI	$ns^2$ $np^4$ ↑↓   ↑↓ ↓ ↓	$ns^2$ $np^4$ ↑↓   ↑↓ ↓ ↓	stato di bivalenza: OH <sub>2</sub> , SH <sub>2</sub> , CS <sub>2</sub>
		$ns^2$ $np^3$ $nd^1$ ↑↓   ↓ ↓ ↓   ↓ ○ ○ ○ ○	stato di tetravalenza: SO <sub>2</sub> , SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , Cl <sub>2</sub> SO
		$ns^1$ $np^3$ $nd^2$ ↓   ↓ ↓ ↓   ↓ ↓ ○ ○ ○	stato di esavalenza: SO <sub>3</sub> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , Cl <sub>2</sub> SO <sub>2</sub>
VII	$ns^2$ $np^5$ ↑↓   ↑↓ ↑ ↓	$ns^2$ $np^5$ ↑↓   ↑↓ ↑ ↓	stato di monovalenza: HF, HCl, HBr, HI F <sub>2</sub> O, Cl <sub>2</sub> O, ClO <sup>-</sup>
		$ns^2$ $np^4$ $nd^1$ ↑↓   ↑↓ ↓ ↓   ↓ ○ ○ ○ ○	stato di trivalenza: ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>
		$ns^2$ $np^3$ $nd^2$ ↑↓   ↓ ↓ ↓   ↓ ↓ ○ ○ ○	stato di pentavalenza: ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , IO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
		$ns^1$ $np^3$ $nd^3$ ↓   ↓ ↓ ↓   ↓ ↓ ↓ ○ ○	stato di eptavalenza: Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> , ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> , IO <sub>4</sub> <sup>-</sup>



## Numero di ossidazione

- la carica elettrica posseduta idealmente da un atomo all'interno di un composto ipotizzando che tutti gli elettroni di legame appartengano all'atomo più elettronegativo
- rispetto alla valenza ci indica chi tende ad "acquistare" e chi tende a "cedere" elettroni



- la carica formale fittizia che un elemento o un composto assumono ipotizzando una completa separazione delle cariche di legame

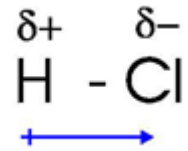


$$\text{Na} = + 1$$

$$\text{Cl} = - 1$$

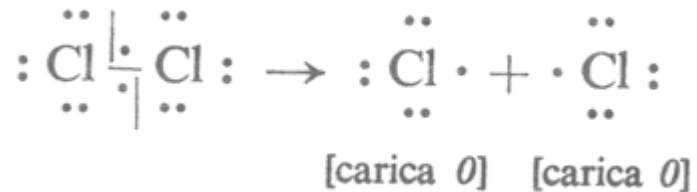
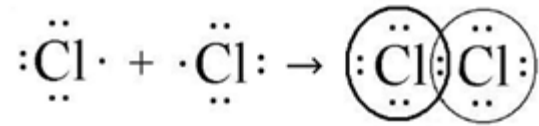
- in uno ione la somma dei numeri di ossidazione dei suoi elementi deve essere uguale alla carica dello ione stesso

- si ipotizza che tutti i legami covalenti si trasformino in legami ionici e le specie più elettronegative attraggano su di loro gli elettroni (caricandosi ipoteticamente negativamente), le meno elettronegative li perdano (caricandosi ipoteticamente positivamente)

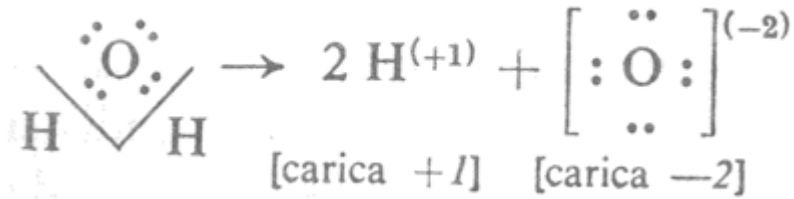


- Atomi uguali  $\rightarrow$  uguale elettronegatività  $\rightarrow$  carica suddivisa in maniera uguale

- **Cl<sub>2</sub>**

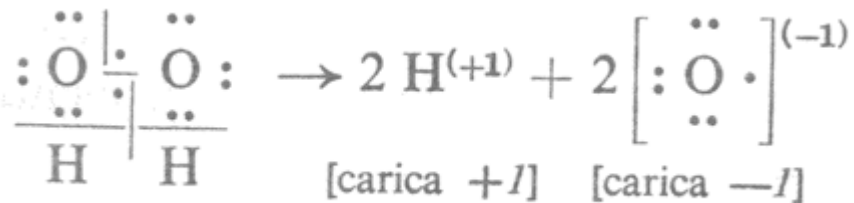


- **H<sub>2</sub>O**



- Il numero di ossidazione degli elementi costituenti una molecola biatomica omonucleare è zero
- la somma dei numeri di ossidazione degli elementi di una molecola neutra è zero
- ciascun elemento chimico può presentare più di un numero di ossidazione

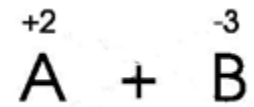
- **H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>**



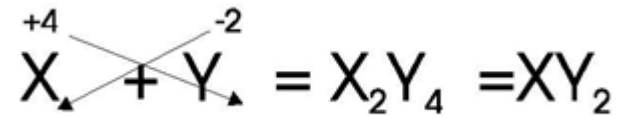
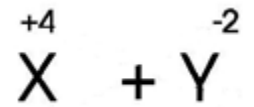
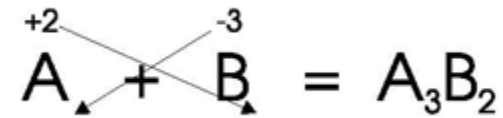
## Regole empiriche per determinare il numero di ossidazione

1. per gli atomi di una qualsiasi specie chimica allo stato elementare il numero di ossidazione è 0
2. per gli elementi del gruppo I (metalli alcalini) nei composti il numero di ossidazione è +1
3. per gli elementi del gruppo II (metalli alcalino terrosi) nei composti il numero di ossidazione è +2
4. nei suoi composti, l'idrogeno ha numero di ossidazione +1, negli idruri dei metalli ha numero di ossidazione -1
5. nei suoi composti, l'ossigeno ha numero di ossidazione -2, (poche eccezioni: -1 nei perossidi, -1/2 nei superossidi, in  $\text{OF}_2$  è +2)
6. per qualsiasi elemento allo stato di ione monoatomico il numero di ossidazione è uguale alla carica dello ione
7. **la somma dei numeri di ossidazione degli elementi presenti in una molecola neutra è uguale a zero; in uno ione poliatomico la somma dei numeri di ossidazione coincide con la carica dello ione**

## COMPOSTI BINARI (2 COMPONENTI)



- L'elemento con n.ox più negativo (più elettronegativo) si scrive per secondo



Il mcm è il prodotto di tutti i fattori primi comuni e non comuni, presi una sola volta e con il massimo esponente

$$36 = 3^2 \times 2^2$$

$$\rightarrow 3^2 \times 2^2 \times 5^2 = 900$$

$$75 = 3^1 \times 5^2$$

la somma dei numeri di ossidazione degli elementi presenti in una molecola neutra è uguale a zero

in uno ione poliatomico la somma dei numeri di ossidazione coincide con la carica dello ione

$$X + Y = 0$$

$$\text{NH}_3 \quad X + 3 \times (+1) = 0 \quad X + 3 = 0 \quad X = -3$$

$$\text{HNO}_2 \quad 1 + X + 2 \times (-2) = 0 \quad X = 3$$

$$\text{HNO}_3 \quad 1 + X + 3 \times (-2) = 0 \quad X = 5$$

$$\text{N}_2\text{O}_3 \quad 2X + 3 \times (-2) = 0 \quad 2X = 6 \quad X = 3$$

$$\text{N}_2\text{O}_5 \quad 2X + 5 \times (-2) = 0 \quad 2X = 10 \quad X = 5$$

$$\text{NH}_4\text{Cl} \quad X + 4 \times (1) + (-1) = 0 \quad X = -3$$

$$\text{Cl}_2\text{O} \quad 2X + (-2) = 0 \quad X = 1$$

$$\text{Cl}_2\text{O}_3 \quad 2X + 3 \times (-2) = 0 \quad X = 3$$

$$\text{Cl}_2\text{O}_5 \quad 2X + 5 \times (-2) = 0 \quad X = 5$$

$$\text{Cl}_2\text{O}_7 \quad 2X + 7 \times (-2) = 0 \quad X = 7$$

$$\text{HClO} \quad 1 + X + (-2) = 0 \quad X = 1$$

$$\text{HClO}_2 \quad 1 + X + 2 \times (-2) = 0 \quad X = 3$$

$$\text{HClO}_3 \quad 1 + X + 3 \times (-2) = 0 \quad X = 5$$

$$\text{HClO}_4 \quad 1 + X + 4 \times (-2) = 0 \quad X = 7$$



$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \quad 2 \times 1 + 2X + 7 \times (-2) = 0 \quad 2X = 12 \quad X = 6$$





$$2 \times 1 + X + 4 \times (-2) = 0$$

$$X = 6$$

- IDRURI

Composti dell'Idrogeno con metalli meno elettronegativi

- n.ox H = - 1
- H va scritto per secondo (in quanto + elettronegativo)

Metalli I gruppo

MeH

LiH

Metalli II gruppo

MeH<sub>2</sub>

MgH<sub>2</sub>

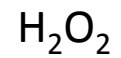
Nome:                    idruro di .....

- PEROSSIDI

Composti in cui è presente il gruppo perossido ( - O – O - ) unito ad elementi meno elettronegativi

- n.ox O = - 1

Nome: perossido di .....

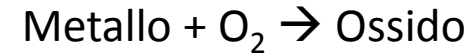


- OSSIDI

composti binari di un metallo con l'ossigeno

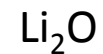
- n.ox O = - 2

Si formano per la reazione di un metallo con l'ossigeno



- reazione rapida con i metalli del I gruppo
- meno rapida con gli altri con minore carattere metallico

Metalli I gruppo



Metalli II gruppo



Nome:                   ossido di .....

- ANIDRIDI

composti binari dei non metalli con l'ossigeno

- n.ox O = - 2

Si formano per la reazione di un non metallo con l'ossigeno

non metallo + O<sub>2</sub> → Anidride

Nome: anidride di .....

- IDRACIDI

composti binari dei non metalli con l'idrogeno

- unione dell'idrogeno con i non metalli del VI e del VII

Nome: *acido "nome del non metallo" – idrico*

- Negli idracidi del VII gruppo i non metalli presentano sempre n. ox = - 1

acido fluoridrico	HF
acido cloridrico	HCl (acido muriatico)
acido bromidrico	HBr
acido Iodidrico	HI

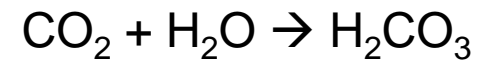
- Negli idracidi del VI gruppo i non metalli presentano sempre n. ox = - 2

acido solfidrico	H <sub>2</sub> S
acido selenidrico	H <sub>2</sub> Se
acido telluridrico	H <sub>2</sub> Te

## COMPOSTI TERNARI (3 COMPONENTI)

- Ossiacidi

Anidride + acqua = Acido Ossigenato (Ossiacido)



- Idrossidi

Ossido + acqua = Idrossido

