

Università degli studi di MILANO  
Facoltà di AGRARIA

El. di Chimica e Chimica Fisica

Mod. 1 CHIMICA

Mod. 2 CHIMICA FISICA

Lezione 5

Docente: Dimitrios Fessas

Anno Accademico 2010-2011

Visualizza Preferiti Strumenti ?

Tabella Periodica (Rabin Periodic Table)

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

1 H Idrogeno 1.00794  
2 He Elio 4.002602

3 Li Litio 6.941  
4 Be Berillio 9.012182

5 B Boro 10.811  
6 C Carbono 12.0107  
7 N Azoto 14.0064  
8 O Ossigeno 15.9994  
9 F Fluoro 18.9984032  
10 Ne Neon 20.1797

11 Na Sodio 22.98976928  
12 Mg Magnesio 24.304  
13 Al Alluminio 26.9815386  
14 Si Silicio 28.0855  
15 P Fosforo 30.973762  
16 S Zolfo 32.06  
17 Cl Cloro 35.453  
18 Ar Argon 39.948

19 K Potassio 39.0983  
20 Ca Calcio 40.078  
21 Sc Scandio 44.955912  
22 Ti Titanio 47.88  
23 V Vanadio 50.9415  
24 Cr Cromo 51.9961  
25 Mn Manganeso 54.938044  
26 Fe Ferro 55.845  
27 Co Cobalto 58.933195  
28 Ni Nichel 58.6934  
29 Cu Rame 63.546  
30 Zn Zinco 65.38  
31 Ga Gallio 69.723  
32 Ge Germanio 72.64  
33 As Arsenico 74.9216  
34 Se Selenio 78.96  
35 Br Bromo 79.904  
36 Kr Krypton 83.798

37 Rb Rubidio 85.4678  
38 Sr Stronzio 87.62  
39 Y Ittrio 88.90584  
40 Zr Zirconio 91.224  
41 Nb Niobio 92.90638  
42 Mo Molibdeno 95.94  
43 Tc Tecnecio 98  
44 Ru Rutenio 101.07  
45 Rh Rodio 106.42  
46 Pd Palladio 106.367  
47 Ag Argento 107.8682  
48 Cd Cadmio 112.411  
49 In Indio 114.818  
50 Sn Stagno 118.710  
51 Sb Stibio 121.757  
52 Te Tellurio 127.6  
53 I Iodio 126.905447  
54 Xe Xenon 131.29  
55 Cs Cesio 132.9054  
56 Ba Bario 137.327  
57-71 Lantanidi  
58 Ce Cerio 140.12  
59 Pr Praseodimio 140.90768  
60 Nd Neodimio 144.242  
61 Pm Prometeo 144.9126  
62 Sm Samario 150.36  
63 Eu Europio 151.964  
64 Gd Gadolinio 157.25  
65 Tb Terbio 158.92535  
66 Dy Disprosio 162.5003  
67 Ho Holmio 164.93032  
68 Er Erbio 167.259  
69 Tm Tullio 168.93047  
70 Yb Itrio 173.054  
71 Lu Lutetio 174.967  
72 Hf Hafnio 178.49  
73 Ta Tantalio 180.94788  
74 W Tungsteno 183.84  
75 Re Rhenio 186.207  
76 Os Osmio 190.23  
77 Ir Iridio 192.222  
78 Pt Platino 195.084  
79 Au Oro 196.966569  
80 Hg Mercurio 200.59  
81 Tl Talio 204.3833  
82 Pb Piombo 207.2  
83 Bi Bismuto 208.9804  
84 Po Polonio 209  
85 At Astatina 210  
86 Rn Radon 222  
87 Fr Francio 223  
88 Ra Radium 226  
89-103 Attinidi  
90 Th Torio 232.0377  
91 Pa Protattinio 231.03688  
92 U Uranio 238.02891  
93 Np Neptunio 237  
94 Pu Plutonio 244  
95 Am Americio 243  
96 Cm Curcio 247  
97 Bk Berkelio 247  
98 Cf Californio 251  
99 Es Einsteinio 252  
100 Fm Fermio 257  
101 Md Mendelevio 258  
102 No Nobelio 259  
103 Lr Lawrencio 260  
104 Rf Rifornio 261  
105 Db Dubnio 262  
106 Sg Seaborgio 263  
107 Bh Bohrio 264  
108 Hs Hassio 265  
109 Mt Meitnerio 266  
110 Ds Darmstadtio 267  
111 Rg Rognondio 268  
112 Cn Copernicio 284  
113 Uut Ununtrio 285  
114 Uuq Ununquadio 286  
115 Uup Ununpentio 287  
116 Uuh Ununsextio 288  
117 Uus Ununseptio 289  
118 Uuo Ununoctio 290

Per gli elementi senza isotopi stabili, le masse atomiche indicate sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

Tabella Periodica Design and Interface Copyright © 1997 Michael Dayah. <http://www.ptable.com/> Last updated September 22, 2009

57 La Lantanio 138.9048  
58 Ce Cerio 140.12  
59 Pr Praseodimio 140.90768  
60 Nd Neodimio 144.242  
61 Pm Prometeo 144.9126  
62 Sm Samario 150.36  
63 Eu Europio 151.964  
64 Gd Gadolinio 157.25  
65 Tb Terbio 158.92535  
66 Dy Disprosio 162.5003  
67 Ho Holmio 164.93032  
68 Er Erbio 167.259  
69 Tm Tullio 168.93047  
70 Yb Itrio 173.054  
71 Lu Lutetio 174.967  
89 Ac Actinio 227  
90 Th Torio 232.0377  
91 Pa Protattinio 231.03688  
92 U Uranio 238.02891  
93 Np Neptunio 237  
94 Pu Plutonio 244  
95 Am Americio 243  
96 Cm Curcio 247  
97 Bk Berkelio 247  
98 Cf Californio 251  
99 Es Einsteinio 252  
100 Fm Fermio 257  
101 Md Mendelevio 258  
102 No Nobelio 259  
103 Lr Lawrencio 260

## Nomenclatura Chimica

### *LEGAMI CHIMICI*

Obiettivo: Minimizzare l'energia

Basi dei meccanismi principali: Elettrostatica, Meccanica Quantistica

Classi principali:

Legame **ionico**: (prevalenza El.)

Legame **covalente**: (prevalenza della M.Q)

**Molti altri (legame idrogeno, coordinazione, etc...**

Legame **covalente**: (prevalenza della M.Q)

**Lewis Dot Structures**: The structures are written as the element symbol surrounded by dots that represent the valence electrons.

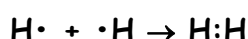
The Lewis structures for the elements in the first two periods of the Periodic Table are shown below.

H•	Lewis Dot Structures						He••
Li •	Be • •	• B • •	• C • •	• N • ••	• O • ••	• F • ••	• Ne • ••

In realtà l'approccio di Lewis venne introdotto per la descrizione del legame covalente prima dello sviluppo della meccanica quantistica.

Tale approccio è basato sull'ipotesi che un legame covalente è formato dalla condivisione di coppie di elettroni fra due atomi.

Ad esempio la formazione del legame covalente in  $H_2$  può essere rappresentata:



Quindi in una molecola il legame covalente viene rappresentato da una coppia di punti fra due atomi o , in alternativa, da una linea.

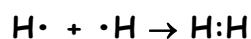


Nella formazione di uno o più legami covalenti ognuno degli atomi raggiunge la configurazione elettronica di un gas nobile.

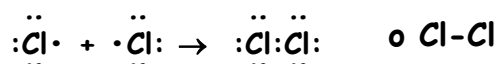
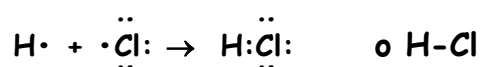
A parte l'idrogeno, che ne ha due, tutti gli altri atomi possono contenere otto elettroni nel loro guscio di valenza.

La tendenza di un atomo in una molecola ad avere otto elettroni nel proprio guscio di valenza è detta regola dell'ottetto.

Questa regola è seguita dalla maggior parte delle molecole ma non da tutte.



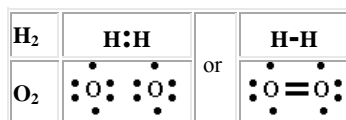
Analogamente la formazione di molecole quali HCl o Cl<sub>2</sub> può essere schematizzata come



### Polar and Non-Polar Covalent Bonding

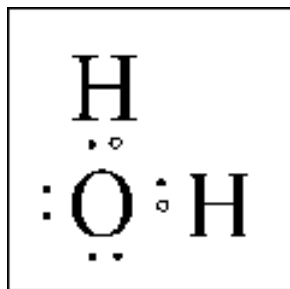
There are, in fact, two sub-types of covalent bonds.

The H<sub>2</sub> molecule is a good example of the first type of covalent bond, the non-polar bond. Because both atoms in the H<sub>2</sub> molecule have an equal attraction (or affinity) for electrons, the bonding electrons are equally shared by the two atoms, and a non-polar covalent bond two is formed. Whenever atoms of the same element bond together, a non-polar bond is formed.

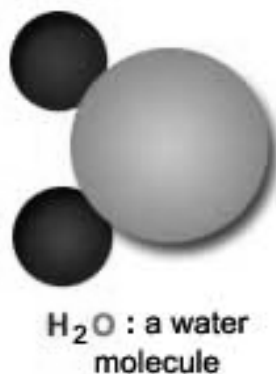


NON POLARI

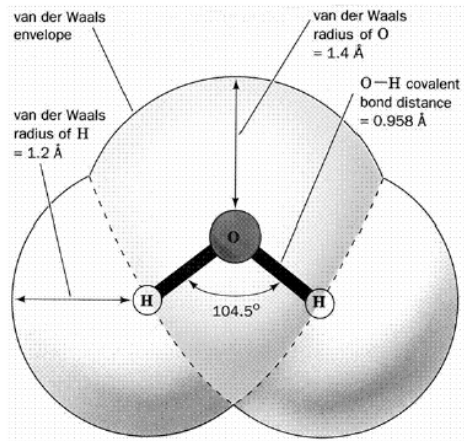
A polar bond is formed when electrons are unequally shared between two atoms. Polar covalent bonding occurs because one atom has a stronger affinity for electrons than the other (yet not enough to pull the electrons away completely and form an ion). In a polar covalent bond, the bonding electrons will spend a greater amount of time around the atom that has the stronger affinity for electrons. A good example of a polar covalent bond is the hydrogen-oxygen bond in the water molecule.



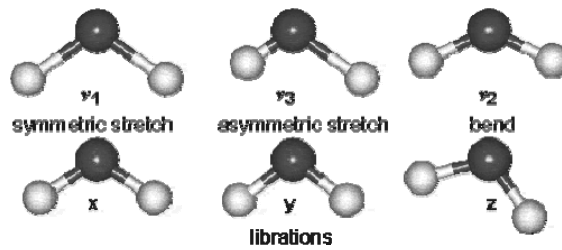
Water molecules contain two hydrogen atoms (pictured in red) bonded to one oxygen atom (blue). Oxygen, with 6 valence electrons, needs two additional electrons to complete its valence shell. Each hydrogen contains one electron. Thus oxygen shares the electrons from two hydrogen atoms to complete its own valence shell, and in return shares two of its own electrons with each hydrogen, completing the H valence shells.



Life ... it's all about the water molecule



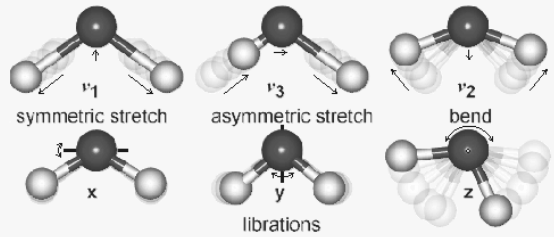
Voet and Voet, Biochemistry, 1995, 2<sup>nd</sup> ed, chapter 2, figure 1



Water vapor spectroscopy has been recently reviewed [348]. The water molecule may vibrate in a number of ways. In the gas state, the vibrations [607] involve combinations of symmetric stretch ( $\nu_1$ ), asymmetric stretch ( $\nu_3$ ) and bending ( $\nu_2$ ) of the covalent bonds with absorption intensity ( $\text{H}_2^{16}\text{O}$ )  $\nu_1, \nu_2, \nu_3 = 0.07; 1.47; 1.00$  [8]. The stretch vibrations of  $\text{HD}^{16}\text{O}$  refer to the single bond vibrations, not the combined movements of both bonds.

	$\nu_1, \text{cm}^{-1}$	$\nu_2, \text{cm}^{-1}$	$\nu_3, \text{cm}^{-1}$
$\text{H}_2^{16}\text{O}$	3657.05	1594.75	3755.93
$\text{H}_2^{17}\text{O}$	3653.15	1591.32	3748.32
$\text{H}_2^{18}\text{O}$	3649.69	1588.26	3741.57
$\text{HD}^{16}\text{O}$	2723.68	1403.48	3707.47
$\text{D}_2^{16}\text{O}$	2669.40	1178.38	2787.92
$\text{T}_2^{16}\text{O}$	2233.9	995.37	2366.61

Shown opposite are the main vibrations occurring in water. The movements are animated using the cursor. The dipole moments change in the direction of the movement of the oxygen atoms as shown by the arrows.



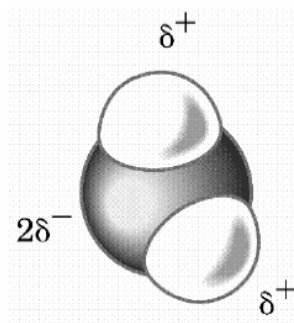
... and asymmetries in electron distributions.

Dipole moment ( $\delta^+ \rightarrow \delta^-$ )

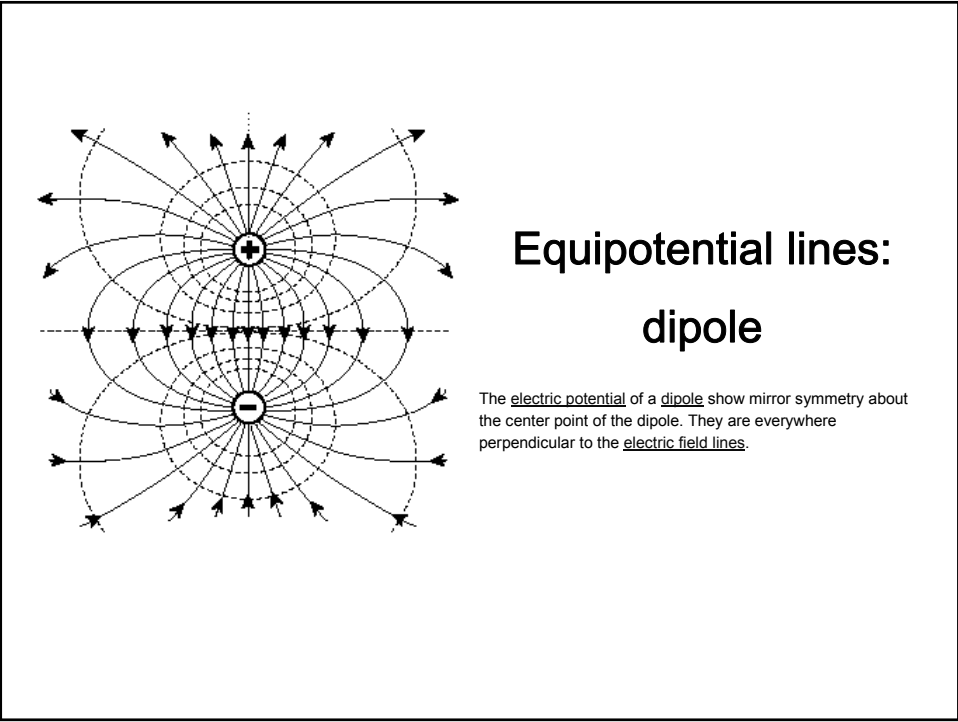
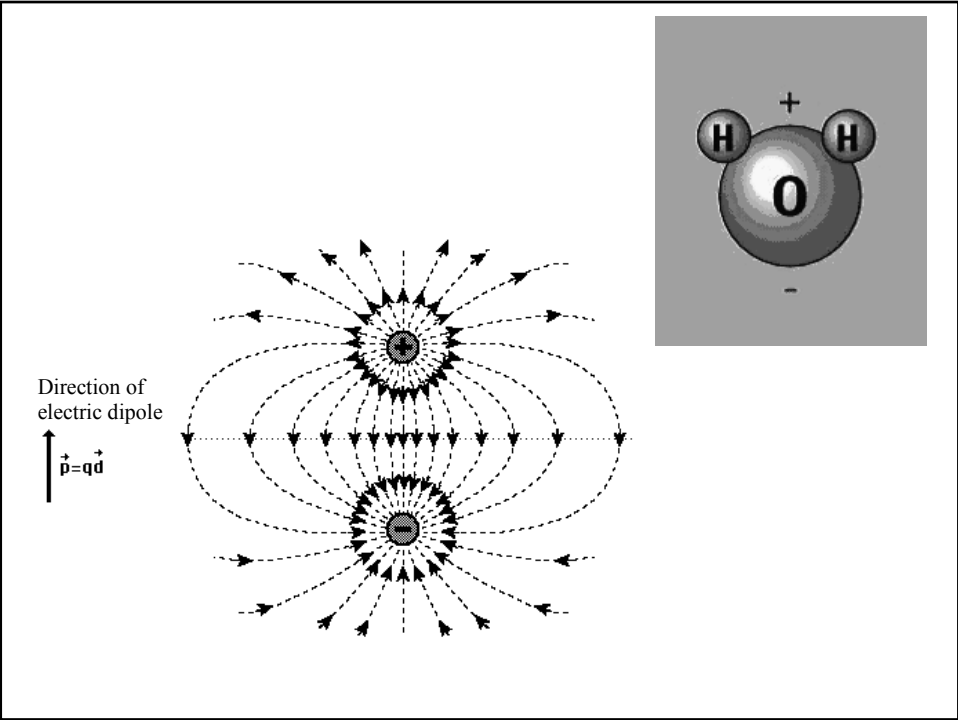
$$\mu = Q r$$

$$\mu(\text{H}_2\text{O}) = 1.85 \text{ Debye}$$

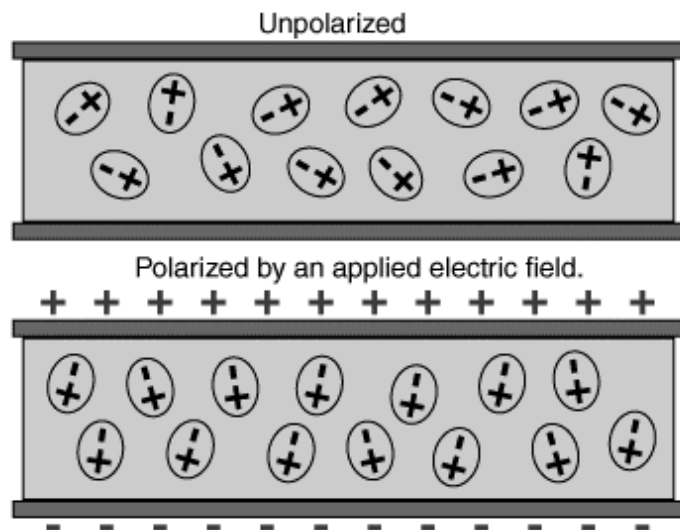
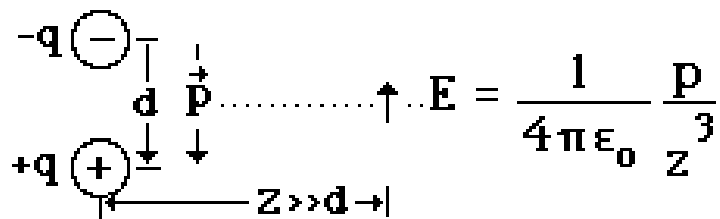
$$1 \text{ Debye} = 3.33 \times 10^{-30} \text{ Cm}$$



Cox, Lehninger Principles in Biochemistry, chapter 4, figure 1





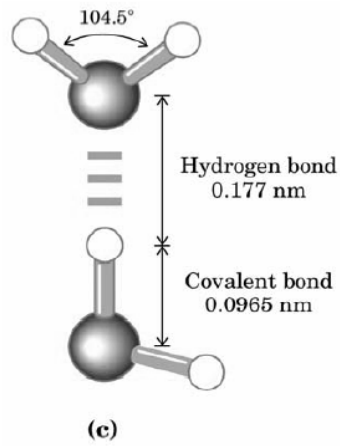


- Costante dielettrica relativa a 25 °C = 78,5

O - H bond distances:

Covalent = 0.958Å  
Hydrogen = 1.8Å  
Van der Waals = 2.6Å

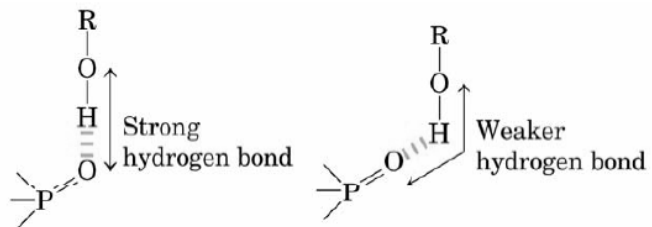
1Å = 0.1nm = 10<sup>-10</sup>m



Cox, Lehninger Principles in Biochemistry, chapter 4, figure 1

Hydrogen bonds are linear structures.

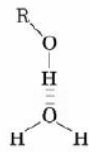
Hydrogen bonds stabilize molecular interactions of select orientation.



Cox, Lehninger Principles in Biochemistry, chapter 4, figure 5

### Important hydrogen bonds in biological molecules

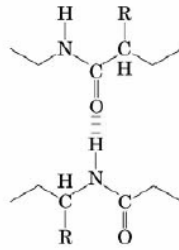
Between the hydroxyl group of an alcohol and water



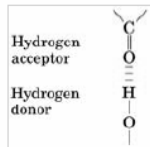
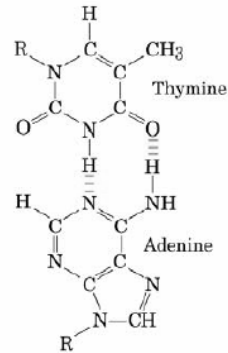
Between the carbonyl group of a ketone and water



Between peptide groups in polypeptides

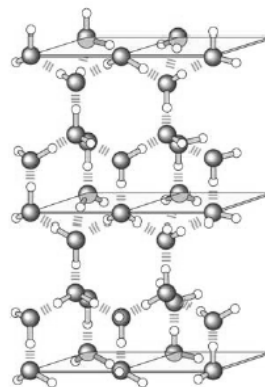
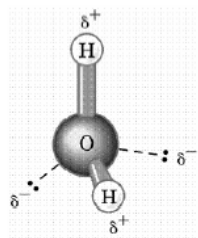


Between complementary bases of DNA

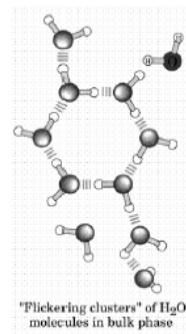


Cox, Lehninger Principles in Biochemistry, chapter 4, figure 4

The crystal structure of ice demonstrates the tetrahedral dipole structure of water molecules. In liquid water, less than 3 hydrogen bonds are formed per water molecule at any given time.



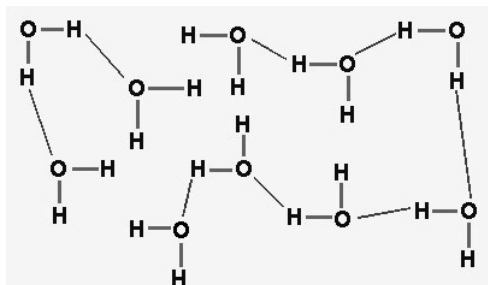
Solid



"Fllickering clusters" of H<sub>2</sub>O molecules in bulk phase

Liquid

Cox, Lehninger Principles in Biochemistry, chapter 4, figure 1, 2

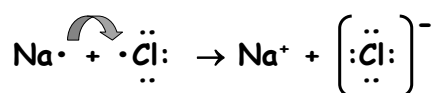


Rappresentazione schematica planare di molecole di acqua con legami di idrogeno. Nel disegno i legami OH di ogni molecola appaiono, per semplicità, disegnati a 90° tra loro (sappiamo che non è vero!); in verde i legami covalenti normali; in rosso i legami a idrogeno.

Quanto più questi ultimi sono lunghi, tanto più essi sono allentati, perciò o si stanno formando o si stanno rompendo.

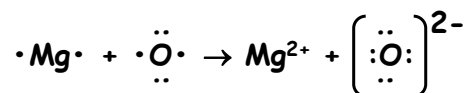
Quando un legame di idrogeno si forma, si possono allentare quelli covalenti preesistenti, che si possono rompere a loro volta, in una situazione di totale dinamicità.

La formazione del legame ionico visto prima può essere rappresentata tramite le formule di Lewis con la seguente equazione



Tale scrittura rende evidente come gli atomi assumano la configurazione elettronica di un gas nobile nella formazione degli ioni.

Analogamente:



La differenza di elettronegatività fra due atomi legati dà una stima della polarità del legame.

Se la differenza di elettronegatività è grande il legame è ionico altrimenti è covalente polare.

H-H       $\Delta\chi=0,0$  covalente non polare

H-Cl       $\Delta\chi=0,9$  covalente polare

Na<sup>+</sup> Cl<sup>-</sup>       $\Delta\chi=2,1$  ionico

## Nomenclatura Chimica

I composti attualmente conosciuti sono circa 6 milioni ed il loro numero aumenta di circa 6000 alla settimana

Una tale massa di sostanze ha bisogno di essere organizzata secondo regole chiare, semplici ed universalmente condivise

Lo scopo della nomenclatura è fornire regole per individuare un composto, attribuendogli in modo univoco e chiaro un nome preciso ed una formula, utilizzando il minor numero possibile di parole

### Nomenclatura tradizionale



A.L. Lavoisier (1743 - 1794)

TRAITÉ  
ÉLÉMENTAIRE  
DE CHIMIE,  
PRÉSENTÉ DANS UN ORDRE NOUVEAU  
ET D'APRÈS LES DÉCOUVERTES MODERNES,

Avec Figures:  
Par M. LAVOISIER, de l'Académie des Sciences, de la Société Royale de Médecine, des Sociétés d'Agriculture de Paris & d'Orléans, de la Société Royale de Londres, de l'Institut de Belgique, de la Société Helvétique de Basle, de celle de Philadelphie, de Berlin, de Manchester, Padoue, &c.

TOME PREMIER.



A PARIS,  
Chez CUCHET, Libraire, rue & hôtel Serpente.

M. DCC LXXXIX.  
Sous le Privilège de l'Académie des Sciences & de la Société Royale de Médecine.

1789

composti chimici e nomenclatura

27

### Nomenclatura IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry)

E' la nomenclatura ufficiale, introdotta a partire dagli anni '70 del '900, che sta lentamente soppiantando la nomenclatura tradizionale

Le regole della nomenclatura, affidate a Commissioni permanenti della IUPAC, sono tuttavia in continua evoluzione e seguono di pari passo lo sviluppo stesso della chimica..

Composti binari: contengono atomi di due diversi elementi



Composti ternari: contengono atomi di tre diversi elementi



composti chimici e nomenclatura

28

La **valenza** è il numero di elettroni che l'atomo di un elemento condivide, cede o acquista quando si lega con altri atomi (Es. valenza del Cl è 1, dell'H è 1.....). Tuttavia la valenza non fornisce indicazioni effettive sul "comportamento" degli atomi nelle molecole, per questo motivo al concetto di valenza si affianca quello del numero di ossidazione.

**Valenza ionica:** Termine usato per identificare la carica che uno ione può assumere.

**NUMERO DI OSSIDAZIONE o STATO DI OSSIDAZIONE:** indica la carica elettrica, espressa con numero e segno, che un atomo assumerebbe in un composto, se gli elettroni di legame fossero assegnati all'elemento più elettronegativo.

Nei composti molecolari il numero di ossidazione non equivale ad una carica reale, perché gli atomi non cedono o acquistano elettroni, ma indica la **CARICA FORMALE**, cioè la carica che ciascun atomo avrebbe, teoricamente, se il legame fosse ionico.

### Il numero o grado di ossidazione

"La carica che assumerebbe un elemento in un composto, se si attribuissero gli elettroni di legame all'elemento più elettronegativo".

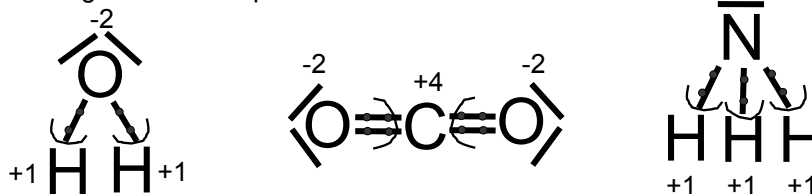
Tale definizione richiede un paio di precisazioni affinché possa essere di utilità pratica:

- (a) Nel caso di un legame fra due elementi uguali (o della stessa elettronegatività) si assegna un elettrone a ciascun elemento.
- (b) La carica che l'elemento "*assume*", si determina dal confronto con la configurazione elettronica esterna dell'elemento, nel suo stato fondamentale.

### Numero di ossidazione:

è una carica positiva o negativa che viene *attribuita formalmente* a ciascun elemento in un composto.

Essa è determinata dal numero di elettroni che l'elemento possiede in più (carica negativa) o in meno (carica positiva) rispetto all'atomo neutro, quando gli elettroni di legame vengono attribuiti all'elemento più elettronegativo del composto.



Il numero di ossidazione non è una carica reale, bensì *fittizia*, *attribuita* a ciascun elemento in un composto

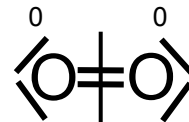
Per calcolare i numeri di ossidazione degli elementi di un composto si deve innanzitutto stabilire quale di essi è il più elettronegativo

Poi si attribuiscono ad esso tutti gli elettroni di legame

Si vede quindi la carica assunta dagli atomi dopo questa fittizia attribuzione

#### REGOLE PER IL CALCOLO DEI NUMERI DI OSSIDAZIONE

1) Tutte le sostanze allo stato elementare hanno numero di ossidazione zero



2) Negli ioni monoatomici gli elementi hanno numero di ossidazione uguale alla carica ionica

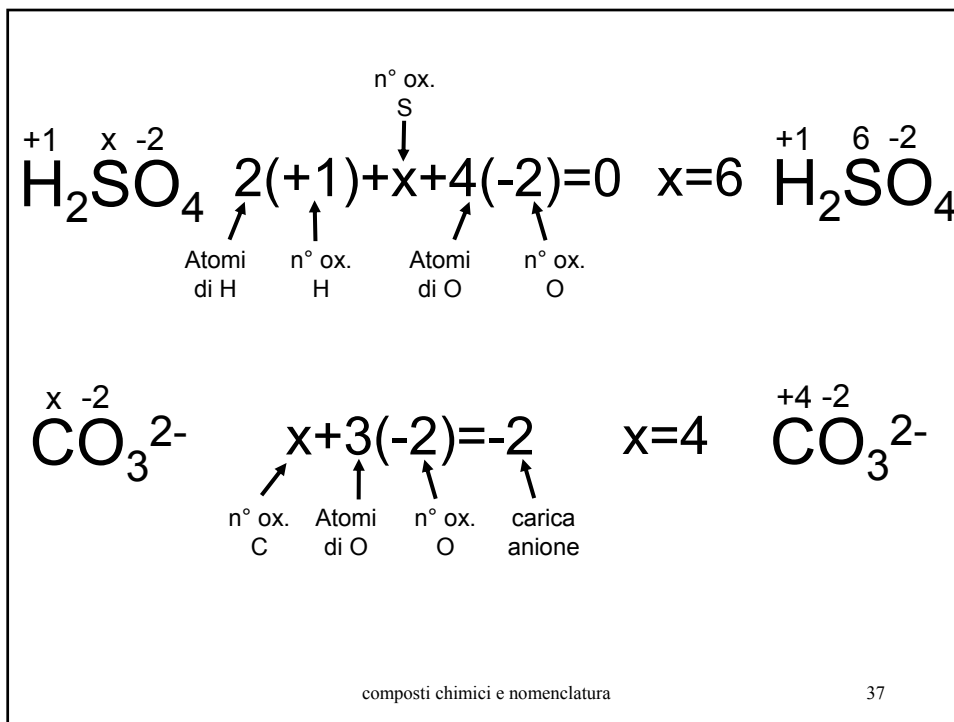


3) Alcuni elementi mantengono costante il loro numero di ossidazione in tutti i composti che formano, mentre altri lo variano da un composto all'altro









**Regole per la scrittura delle formule dei composti binari**

Noti i numeri di ossidazione dei due elementi, si deve ricordare che la somma dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi di uno deve essere uguale, in valore assoluto, alla somma dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi dell'altro

$\begin{array}{c} +1 \quad -2 \\ \text{K} \quad \text{O} \\ +2 \quad -2 \end{array}$

$\begin{array}{c} +2 \quad -2 \\ \text{Ca} \quad \text{O} \\ +2 \quad -2 \end{array}$

$\begin{array}{c} +3 \quad -2 \\ \text{Al} \quad \text{O} \\ +6 \quad -6 \end{array}$

**La regola di "Zaza"**

Si ricava il deponente di un elemento dal valore assoluto del numero di ossidazione dell'elemento che gli sta accanto

In pratica si incrociano gli indici ed i numeri di ossidazione

Si deve tuttavia ricordare che:

- Gli indici vanno generalmente ridotti ai minimi termini;
- L'indice 1 si omette sempre;

$\begin{array}{c} +2 \quad -2 \\ \text{Ca} \quad \text{O} \\ 2 \quad 2 \end{array}$

$\begin{array}{c} +3 \quad -2 \\ \text{Al} \quad \text{O} \\ 2 \quad 3 \end{array}$

$\begin{array}{c} +1 \quad -2 \\ \text{K} \quad \text{O} \\ 2 \quad 1 \end{array}$

### Nomenclatura tradizionale:

Prevede l'uso di prefissi e suffissi, in base al numero di ossidazione dei vari elementi

### Nomenclatura ufficiale (o IUPAC):

Si indica il numero di atomi di ogni elemento presenti all'interno del composto, tramite prefissi di origine greca; quando è presente un solo atomo di un elemento non si utilizza alcun prefisso

In alcuni casi il numero di ossidazione viene indicato tra parentesi a fianco del nome del composto

n° atomi	prefisso
2	bi (o di)
3	tri
4	tetra
5	penta
6	esa
7	epta

Alcuni nomi tradizionali, fortemente radicati nell'uso comune, quali acqua, ammoniaca ( $\text{NH}_3$ ) o metano ( $\text{CH}_4$ ), sono stati accettati come internazionalmente validi.

### COMPOSTI BINARI = composti formati da due elementi diversi

A) COMPOSTI SENZA OSSIGENO		B) COMPOSTI CONTENENTI OSSIGENO	
Metallo + non metallo (zolfo + alogeni)	Sali binari	ossigeno + metallo	Ossidi basici
idrogeno + alogeno o zolfo	Idracidi	ossigeno + non metallo	Ossidi acidi (anidridi)
idrogeno + elementi (-alogeni e zolfo)	Idruri	Ossidi con legami O-O	Perossidi

### OSSIDI (o OSSIDI BASICI)

Composti binari formati dall'unione di un metallo con l'ossigeno

Poiché l'ossigeno è molto più elettronegativo dei metalli, tutti gli ossidi sono composti ionici e quindi solidi a temperatura ambiente

#### Nomenclatura tradizionale

a) se il metallo ha un solo numero di ossidazione:  
• ossido di + nome metallo (es. ossido di sodio  $\text{Na}_2\text{O}$ )

b) se il metallo ha due numeri di ossidazione:  
• ossido + nome metallo con desinenza **OSO**, per il numero di ossidazione minore. Ad es. ossido piomboso  $\text{PbO}$  (numero di ossidazione +2);  
• ossido + nome metallo con desinenza **ICO**, per il numero di ossidazione maggiore. Ad es. ossido piombico  $\text{PbO}_2$  (numero di ossidazione +4).

#### Nomenclatura ufficiale

Si conta il numero di atomi di ogni elemento e si utilizzano i relativi prefissi, insieme al termine "ossido di". Ad es.  $\text{Na}_2\text{O}$  ossido di **disodio**;  $\text{PbO}$  ossido di **piombo (+2)**;  $\text{PbO}_2$  **biossido di piombo (+4)**.

Se presenti più numeri di ossidazione:

Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura di Stock	Nomenclatura tradizionale
$\text{CuO}$ = ossido di rame	ossido di rame (II)	ossido rameico
$\text{Cu}_2\text{O}$ = ossido di dirame	ossido di rame (I)	ossido rameoso

**Tabella 6.1:** Alcuni ossidi comuni

	<i>nomenclatura consigliata</i>	<i>alternativa (obsoleta)</i>	<i>n.o.</i>
Na <sub>2</sub> O	ossido di sodio		+1
K <sub>2</sub> O	ossido di potassio		+1
MgO	ossido di magnesio		+2
CaO	ossido di calcio		+2
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	ossido di alluminio		+3
FeO	ossido di ferro (II)	ossido ferroso	+2
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	ossido di ferro (III)	ossido ferrico	+3
CO	(mon)ossido di carbonio	(è un ossido basico)	+2
CO <sub>2</sub>	biossido di carbonio	anidride carbonica	+4
N <sub>2</sub> O	ossido di diazoto	protossido di azoto	+1
NO	(mon)ossido di azoto		+2
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	triossido di diazoto	anidride nitrosa	+3
NO <sub>2</sub>	biossido di azoto		+4
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	pentossido di diazoto	anidride nitrica	+5
SO <sub>2</sub>	biossido di zolfo	anidride solforosa	+4
SO <sub>3</sub>	triossido di zolfo	anidride solforica	+6
Cl <sub>2</sub> O	ossido di dicloro	anidride ipoclorosa	+1
Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	triossido di dicloro	anidride clorosa	+3
Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	pentossido di dicloro	anidride clorica	+5
Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	eptossido di dicloro	anidride perclorica	+7

### ANIDRIDI (o OSSIDI ACIDI)

Composti binari formati dall'unione di un non metallo con l'ossigeno

La differenza di elettronegatività tra l'ossigeno e non metalli è piccola; le anidridi sono quindi composti covalenti più o meno polari, che a temperatura ambiente possono essere solidi, liquidi o gassosi.

#### Nomenclatura tradizionale

a) se il non metallo ha un solo numero di ossidazione:  
anidride + nome non metallo con desinenza **ICA** (es. anidride carbonica CO<sub>2</sub>)

b) se il non metallo ha due numeri di ossidazione:  
anidride + nome non metallo con desinenza **OSA**, per il numero di ossidazione minore. Ad es. anidride solforosa SO<sub>2</sub> (+4);  
anidride + nome non metallo con desinenza **ICA**, per il numero di ossidazione maggiore. Ad es. anidride solforica SO<sub>3</sub> (+6).

c) se il non metallo ha quattro numeri di ossidazione, come gli elementi del 7° gruppo (+1,+3,+5,+7):

anidride IPO nome non metallo con desinenza OSA per il numero di ossidazione +1. Es.  $\text{Cl}_2\text{O}$  anidride **ipoclorosa**;

anidride + nome non metallo con desinenza OSA, per il numero di ossidazione +3. Es. **anidride clorosa**  $\text{Cl}_2\text{O}_3$ ;

anidride + nome non metallo con desinenza ICA, per il numero di ossidazione +5. Es. anidride clorica  $\text{Cl}_2\text{O}_5$ ;

anidride PER nome non metallo con desinenza ICA per il numero di ossidazione +7. Es.  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  anidride **perclorica**;

### Nomenclatura ufficiale

Anche i composti tra ossigeno e non metalli sono chiamati ossidi; si utilizzano sempre i prefissi relativi al numero di atomi degli elementi.

Ad esempio:  $\text{SO}_2$  **biossido** di zolfo (+4);  $\text{SO}_3$  **triossido** di zolfo (+6),  $\text{Cl}_2\text{O}$  ossido di **dicloro** (+1);  $\text{Cl}_2\text{O}_3$  **triossido** di **dicloro** (+3);  $\text{Cl}_2\text{O}_5$  **pentaossido** di **dicloro** (+5);  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  **eptaossido** di **dicloro** (+7).

### Numeri di ossidazione particolari

Zolfo e Selenio: +4; +6      Carbonio e Silicio: +4

Cloro, Bromo e Iodio: +1; +3; +5; +7

Azoto, Fosforo, Arsenico e Antimonio: +3; +5

Mercurio: mercurioso e mercurico      **Nomi particolari**

Stagno: stannoso e stannico      Azoto: nitroso e nitrico

Rame: rameoso e rameico      Oro: auroso e aurico

Nei **composti binari** (costituiti da due elementi), si distinguono due casi.

- Uno dei due elementi è **O**. La denominazione del composto è “*ossido di...*” seguita dal nome del secondo elemento della molecola. Se il secondo elemento ha un solo possibile **N.O.**, come nel caso dei metalli alcalini (+1), alcalino terrosi (+2) e terrosi (+3), questa denominazione non cambia anche se la molecola contiene più di un atomo di **O**.

Na <sub>2</sub> O	ossido di sodio
CaO	ossido di calcio
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	ossido di alluminio.

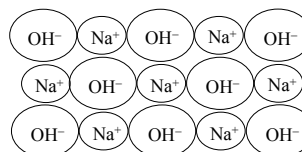
In tutti gli altri casi, se gli atomi **O** sono 2, 3, 4, ecc., la denominazione diventa “*bioossido di...*”, “*trioossido di...*”, “*tetrossido di...*”, ecc., ma se il secondo elemento ha **N.O.** = +1, si aggiunge il prefisso “*proto*” al termine ossido. Se il secondo elemento può avere differenti valori del **N.O.**, si può aggiungere, tra parentesi, il valore di **N.O.** espresso con numero romano (I, II, III, IV, ecc.).

CO	ossido di carbonio (II)
CO <sub>2</sub>	bioossido di carbonio
SiO <sub>2</sub>	bioossido di silicio
FeO	ossido di ferro (II), ossido <b>ferroso</b>
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	ossido di ferro (III), ossido <b>ferrico</b>
N <sub>2</sub> O	<b>protossido</b> di azoto, oppure, ossido di azoto (I)
NO	ossido di azoto (II)
NO <sub>2</sub>	bioossido di azoto, oppure ossido di azoto (IV)
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	pentossido di azoto, oppure ossido di azoto (V)
ClO	ossido di cloro (II)
ClO <sub>2</sub>	bioossido di cloro, oppure ossido di cloro (IV)

## IDROSSIDI

Composti ternari di ossigeno, idrogeno e metalli; in essi compare il gruppo ossidrile (OH<sup>-</sup>), che si comporta come se avesse numero di ossidazione -1.

Gli idrossidi sono tutti composti ionici e quindi solidi a temperatura ambiente.



Derivano dalla reazione tra ossidi (basici) e acqua, in cui tutti gli elementi mantengono il proprio numero di ossidazione.



Le formule si scrivono utilizzando le regole già viste per i composti binari, compresa la regola di Zaza, considerando l'ossidrile come un elemento a numero di ossidazione -1.



### Nomenclatura tradizionale

a) se il metallo ha un solo numero di ossidazione:  
idrossido di nome metallo (es. idrossido di sodio Na(OH))

b) se il metallo ha due numeri di ossidazione:  
idrossido + nome metallo con desinenza **OSO**, per il numero di ossidazione minore. Ad es. idrossido rame**oso** Cu(OH) (numero di ossidazione +1);  
idrossido + nome metallo con desinenza **ICO**, per il numero di ossidazione maggiore. Ad es. **idrossido rameico** Cu(OH)<sub>2</sub> (numero di ossidazione +2).

### Nomenclatura ufficiale

Si indica il numero dei gruppi ossidrilici ponendo i soliti prefissi davanti al termine "idrossido", cui segue "di" ed il nome del metallo:  
Na(OH) idrossido di sodio; Fe(OH)<sub>2</sub> **di**idrossido di ferro (+2);  
Fe(OH)<sub>3</sub> **tri**idrossido di ferro (+3); Pb(OH)<sub>4</sub> **tetra**idrossido di piombo (+4).

1. La molecola non contiene atomi di **O**. Dal nome dell'elemento con maggiore elettronegatività si deriva il termine con desinenza "**uro**", ad esempio, **cloruro**, **solfuro**, **idruro**, **nitruro**, **carburo**, **siliciuro**, ecc., e ad esso si fa seguire il nome del secondo elemento, tranne che nel caso in cui questo sia **H**:

NaH	idruro di sodio
KCl	cloruro di potassio
CaF <sub>2</sub>	fluoruro di calcio
MgI <sub>2</sub>	ioduro di magnesio
SiF <sub>4</sub>	fluoruro di silicio
Na <sub>3</sub> N	nitruro di sodio
SiC	carburo di silicio

Rientra in questa nomenclatura il caso particolare del gruppo biatomico (CN), denominato **cianuro**, che si comporta come un elemento ad elevata elettronegatività.

Se l'elemento con minore elettronegatività è **H** e la molecola tende a formare ioni (H<sub>3</sub>O)<sup>+</sup> in ambiente acquoso, la denominazione del composto è "**acido ...drico**":

HCl	acido clorid <b>rico</b>
H <sub>2</sub> S	acido solfid <b>rico</b>
HI	acido iodid <b>rico</b>
HCN	acido cianid <b>rico</b>

### IDRACIDI o ACIDI BINARI

Composti binari dell'idrogeno con uno dei seguenti non metalli: F, Cl, Br; I, S e Se.

Sono composti covalenti polari ed a temperatura ambiente sono tutti gassosi, tranne HF, che è liquido a causa del legame a ponte di idrogeno.

Negli idracidi gli elementi del 7° gruppo hanno sempre numero di ossidazione -1, mentre gli elementi del 6° gruppo hanno sempre numero di ossidazione -2.

#### Nomenclatura tradizionale

acido + nome non metallo terminante in IDRICO: HF acido fluoridrico; HCl acido cloridrico; HBr acido bromidrico; HI acido iodidrico; H<sub>2</sub>S acido solfidrico; H<sub>2</sub>Se acido selenidrico

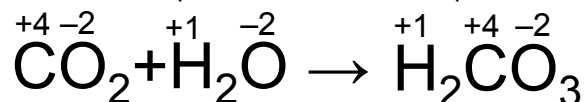
#### Nomenclatura ufficiale

Nome non metallo, terminate in URO, col numero degli atomi di idrogeno indicati dai soliti prefissi; seguito da "di idrogeno": HF fluoruro di idrogeno; HCl cloruro di idrogeno; HBr bromuro di idrogeno; HI ioduro di idrogeno; H<sub>2</sub>S solfuro di diidrogeno; H<sub>2</sub>Se seleniuro di diidrogeno

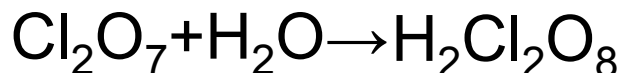
### OSSIACIDI o ACIDI TERNARI

Sono composti ternari tra idrogeno, ossigeno ed un non metallo; sono composti covalenti polari solidi o liquidi a temperatura ambiente

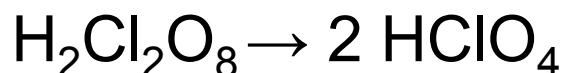
Derivano dalla reazione tra anidridi e acqua (tutti gli elementi mantengono il proprio numero di ossidazione); inoltre nella formula dell'ossiacido il non metallo è presente, tranne qualche eccezione, sempre con un solo atomo



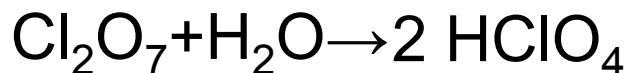
Per trovare la formula dell'ossoacido si deve scrivere a destra nell'ordine idrogeno, non metallo e ossigeno, mettendo per ognuno di questi elementi tanti atomi quanti ce ne sono a sinistra



Il composto  $H_2Cl_2O_8$  in realtà non esiste e per trovare la vera formula dell'ossiacido dobbiamo dividere per due tutti gli indici del composto



La reazione complessiva diventa allora:



#### Nomenclatura tradizionale

a) se il non metallo ha un solo numero di ossidazione:

acido + nome non metallo con desinenza **ICO** (es. acido carbonico  $H_2CO_3$ )

b) se il non metallo ha due numeri di ossidazione:

acido + nome non metallo con desinenza **OSO**, per il numero di ossidazione minore. Ad es. acido solforoso  $H_2SO_3$  (+4);

acido + nome non metallo con desinenza **ICO**, per il numero di ossidazione maggiore. Ad es. acido solforico  $H_2SO_4$  (+6).

c) se il non metallo ha quattro numeri di ossidazione, come gli elementi del 7° gruppo (+1,+3,+5,+7):

acido **IPO** nome non metallo con desinenza **OSO** per il numero di ossidazione +1. Es.  $HClO$  acido **ipocloroso**;

acido + nome non metallo con desinenza **OSO**, per il numero di ossidazione +3. Es. **acido cloroso**  $HClO_2$ ;

acido + nome non metallo con desinenza **ICO**, per il numero di ossidazione +5. Es. acido **clorico**  $HClO_3$ ;

acido **PER** nome non metallo con desinenza **ICO** per il numero di ossidazione +7. Es. acido **perclorico**  $HClO_4$ ;

#### Nomenclatura ufficiale

Al termine acido si attribuisce un aggettivo riferito al numero di atomi di ossigeno presenti nell'acido ed al nome del non metallo, terminante in ICO; segue poi, tra parentesi, il numero di ossidazione del non metallo. Ad es.

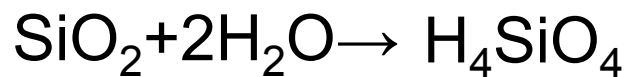
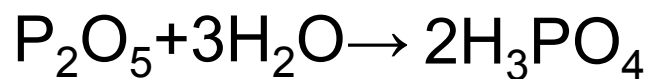
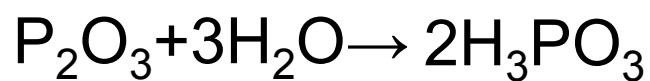
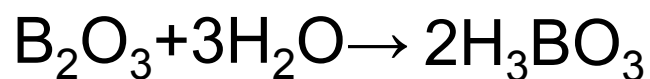
$HClO$  acido ossoclorico (+1);  $HClO_2$  acido diossoclorico (+3);

$HClO_3$  acido triossoclorico (+5);  $HClO_4$  acido tetraossoclorico (+7);

$H_2SO_4$  acido tetraossosolfurico (+6);  $H_2SO_3$  acido triossosolfurico (+4)

### Alcune eccezioni

Tutte le formule degli ossiacidi sono state ottenute facendo reagire la relativa anidride con una molecola di acqua. A questa regola fanno eccezione le anidridi del fosforo e del boro, che reagiscono con tre molecole di acqua, e quella del silicio, che reagisce invece con due molecole di acqua



composti chimici e nomenclatura

55

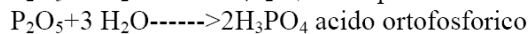
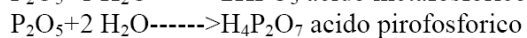
### Alcune eccezioni

**META-** se la reazione prevede **una** molecola di acqua per una di anidride

**PIRO-** se la reazione prevede **due** molecole di acqua per una di anidride

**ORTO-** se la reazione prevede **tre** molecole di acqua per una di anidride

Ad esempio:

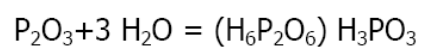
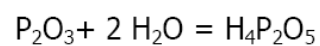
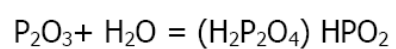


### Alcune eccezioni

ECCEZIONI ACIDI POLIPROTICI (le anidridi di alcuni elementi possono dare più di un acido a seconda del numero di molecole di acqua con cui reagiscono)

**Fosforo**

Anidride fosforosa



Acido META fosforOSO

Acido PIRO fosforOSO

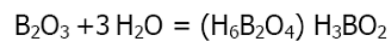
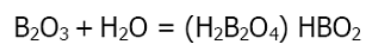
Acido ORTO fosforOSO

### Alcune eccezioni

ECCEZIONI ACIDI POLIPROTICI (le anidridi di alcuni elementi possono dare più di un acido a seconda del numero di molecole di acqua con cui reagiscono)

**Boro**

Anidride borica



Acido META borICO

Acido ORTO borICO

### Nomenclatura tradizionale degli anioni poliatomici

I nomi degli anioni poliatomici sono simili a quelli degli acidi da cui derivano

<b>ICO</b>	→	<b>ATO</b>	<b>Acido ternario</b>	→	<b>Anione poliatomico</b>
<b>OSO</b>	→	<b>ITO</b>	<b>lpo....oso</b>	→	<b>lpo....ito</b>
			<b>....oso</b>	→	<b>....ito</b>
Federico malato, valoroso e ferito			<b>....ico</b>	→	<b>....ato</b>
			<b>Per....ico</b>	→	<b>Per....ato</b>

#### Riassumendo

a) se il non metallo ha un solo numero di ossidazione:  
ione + nome non metallo con desinenza **ATO** (es. ione carbonato  $\text{CO}_3^{2-}$ )

b) se il non metallo ha due numeri di ossidazione:  
ione + nome non metallo con desinenza **ITO**, per il numero di ossidazione minore. Ad es. ione solfito  $\text{SO}_3^{2-}$  (+4);  
ione + nome non metallo con desinenza **ATO**, per il numero di ossidazione maggiore. Ad es. ione solfato  $\text{SO}_4^{2-}$  (+6).

c) se il non metallo ha quattro numeri di ossidazione, come gli elementi del 7° gruppo (+1,+3,+5,+7):

ione **IPO** nome non metallo con desinenza **ITO** per il numero di ossidazione +1. Es.  $\text{ClO}^-$  ione **ipoclorito**;

ione + nome non metallo con desinenza **ITO**, per il numero di ossidazione +3. Es. ione **clorito**  $\text{ClO}_2^-$ ;

ione + nome non metallo con desinenza **ATO**, per il numero di ossidazione +5. Es. ione **clorato**  $\text{ClO}_3^-$ ;

ione **PER** nome non metallo con desinenza **ATO** per il numero di ossidazione +7. Es. ione **perclorato**  $\text{ClO}_4^-$ ;

### Nomenclatura ufficiale degli anioni poliatomici

I termine anione è seguito da un aggettivo indicante, coi soliti prefissi, il numero degli atomi di ossigeno presenti e contenente il nome del non metallo con desinenza **ato**; segue, tra parentesi, il numero di ossidazione di questo

$\text{ClO}^-$  anione ossoclorato (1);  $\text{ClO}_2^-$  anione diossoclorato (3);  $\text{ClO}_3^-$  anione triossoclorato (5);  $\text{ClO}_4^-$  anione tetraossoclorato (7)

### Decomposizione in acqua degli acidi binari

In soluzione si formano anioni monoatomici, costituiti dal non metallo, con tante cariche negative quanti sono gli ioni  $\text{H}^+$  liberati



composti chimici e nomenclatura

61

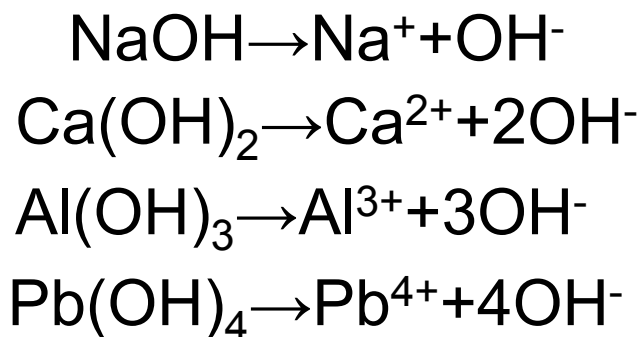
### Nomenclatura degli anioni monoatomici

In entrambe le nomenclature il nome dell'anione monoatomico si ottiene aggiungendo la desinenza **uro** al nome del non metallo.

$\text{F}^-$  anione fluoruro;  $\text{Cl}^-$  anione cloruro;  $\text{Br}^-$  anione bromuro;  $\text{I}^-$  anione ioduro;  $\text{S}^{2-}$  anione solfuro;  $\text{Se}^{2-}$  anione seleniuro.

### DECOMPOSIZIONE IN ACQUA DEGLI IDROSSIDI

Gli idrossidi sono composti ionici ed in acqua si dissociano liberando tutti gli anioni  $\text{OH}^-$  ed un catione metallico con tante cariche positive quanti sono gli  $\text{OH}^-$  liberati.



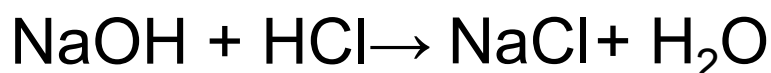
composti chimici e nomenclatura

62

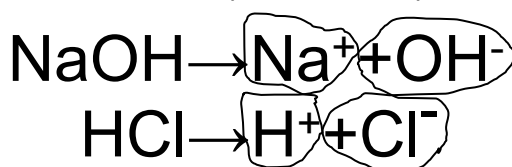
### SALI BINARI

Sono composti ionici, formati da un metallo e da un non metallo, che derivano dalla reazione tra un acido binario ed un idrossido

Idrossido + acido binario → sale binario + acqua



Per trovare la formula del sale binario si deve innanzitutto scrivere la reazione di decomposizione in acqua dell'idrossido e dell'acido binario



Unendo graficamente il catione metallico con l'anione non metallico si ottiene la formula del sale

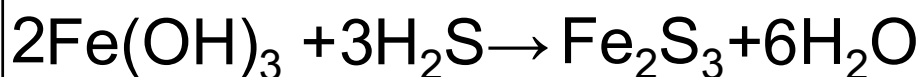
Unendo graficamente l'ossidrile con lo ione  $\text{H}^+$  si ottiene invece l'acqua

Se è necessario si deve infine bilanciare la reazione

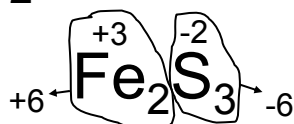
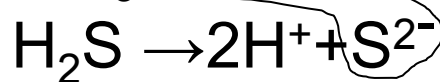
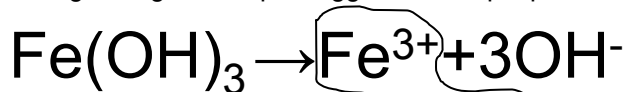
composti chimici e nomenclatura

63

Passiamo adesso ad un caso più complicato:



Si seguono gli stessi passaggi dell'esempio precedente



Per scrivere la formula del sale, (che è un composto neutro) si deve considerare che la somma delle cariche positive dei cationi dovrà essere uguale alla somma delle cariche negative degli anioni

Poi si aggiunge l'acqua

Si procede infine al bilanciamento, secondo le solite regole

composti chimici e nomenclatura

64



### Nomenclatura tradizionale

a) se il metallo ha un solo numero di ossidazione:  
nome non metallo terminante in URO + di nome metallo  
Ad es. cloruro di sodio (NaCl), fluoruro di potassio (KF);

b) se il metallo ha due numeri di ossidazione:  
nome non metallo terminante in URO + nome metallo con desinenza **OSO**,  
per il numero di ossidazione minore. Ad es. cloruro ferroso FeCl<sub>2</sub> (+2);  
nome non metallo terminante in URO + nome metallo con desinenza **ICO**,  
per il numero di ossidazione maggiore. Ad es. cloruro ferrico FeCl<sub>3</sub> (+3).

### Nomenclatura ufficiale

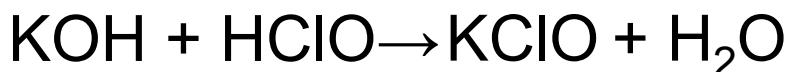
Si scrive il nome del non metallo, terminante in URO, cui segue di ed il nome del metallo; ciascuno nome viene preceduto dai soliti prefissi riferiti al numero di atomi di ciascun elemento.

Ad esempio: FeCl<sub>2</sub> **dicloruro** di ferro; FeCl<sub>3</sub> **tricloruro** di ferro; NaCl **cloruro** di sodio; Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub> **trisolfuro** di **dialluminio**; Li<sub>2</sub>S **solfuro di dilithio**.

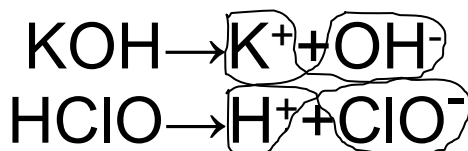
### SALI TERNARI

Sono composti ionici, formati da metallo, non metallo ed ossigeno, che derivano dalla reazione tra un acido ternario ed un idrossido

Idrossido + acido ternario → sale ternario + acqua



Per trovare la formula del sale ternario si deve sempre scrivere la reazione di decomposizione in acqua dell'idrossido e dell'acido ternario

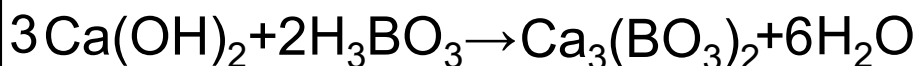


Unendo graficamente il catione metallico con l'anione poliatomico si ottiene la formula del sale

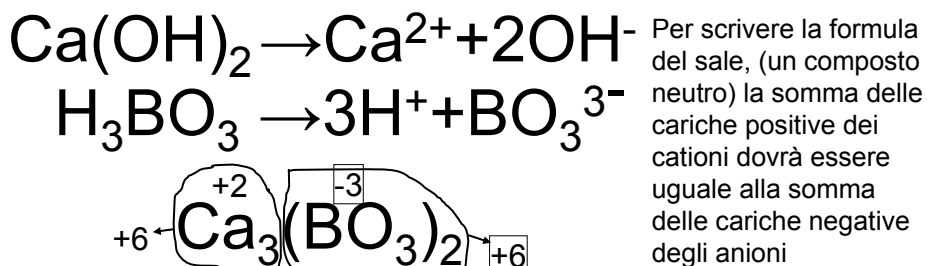
Unendo graficamente l'ossidrile con lo ione H<sup>+</sup> si ottiene invece l'acqua

Se è necessario si deve infine bilanciare la reazione

Passiamo ad un caso più complicato:



Si seguono gli stessi passaggi dell'esempio precedente



Poi si aggiunge l'acqua

Si procede infine al bilanciamento, secondo le solite regole

### Nomenclatura tradizionale

Si indica per primo il nome dell'anione poliatomico derivante dalla decomposizione dell'acido, cui segue il nome del catione metallico

•Se il metallo ha un solo numero di ossidazione lo si indica con **di + nome metallo**

•Se il metallo ha due numeri di ossidazione si utilizzano le solite desinenze OSO per il numero di ossidazione minore ed ICO per il numero di ossidazione maggiore.

Ecco alcuni esempi:

$\text{CaCO}_3$  carbonato di calcio

$\text{FeCO}_3$  carbonato ferroso

$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$  carbonato ferrico

$\text{Na}_2\text{SO}_3$  solfito di sodio

$\text{Na}_2\text{SO}_4$  solfato di sodio

$\text{Cu}_2\text{SO}_4$  solfato rameoso

$\text{CuSO}_4$  solfato rameico

$\text{KClO}$  ipoclorito di potassio

$\text{KClO}_2$  clorito di potassio

$\text{KClO}_3$  clorato di potassio

$\text{KClO}_4$  perclorato di potassio

$\text{Sn}(\text{BrO})_2$  ipobromito stannoso

$\text{Sn}(\text{BrO}_4)_4$  perbromato stannico

### Nomenclatura ufficiale

**Nome del non metallo**, terminante in **ATO** (seguito tra parentesi dal suo numero di ossidazione), + **di** ed il **nome del metallo** (seguito tra parentesi dal suo numero di ossidazione, qualora ne abbia più di uno). Con le solite desinenze, si indicano poi il numero di atomi di ossigeno presenti nell'anione ed il numero di atomi del metallo.

Ecco alcuni esempi:

$\text{CaCO}_3$  triossocarbonato (4) di calcio

$\text{FeCO}_3$  triossocarbonato (4) di ferro (2)

$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$  triossocarbonato (4) di di ferro (3)

$\text{Na}_2\text{SO}_3$  triossosolfato (4) di sodio

$\text{Na}_2\text{SO}_4$  tetraossosolfato (4) di di sodio

$\text{Cu}_2\text{SO}_4$  tetraossosolfato (4) di di rame (1)

$\text{CuSO}_4$  tetraossosolfato (4) di rame (2)

$\text{KClO}$  ossoclorato (1) di potassio

$\text{KClO}_2$  diossoclorato (3) di potassio

$\text{Sn}(\text{BrO})_2$  ossobromato (1) di stagno (2)

$\text{Sn}(\text{BrO}_4)_4$  tetraossobromato (7) di stagno (4)

composti chimici e nomenclatura

69

**Metallo + Ossigeno → Ossido**

**Non Metallo + Ossigeno → Anidride**

**Ossido + Acqua → Idrossido**

**Anidride + Acqua → Acido**

**Idrossido + Acido → Sale+Acqua**