

# Molecole, ioni e loro composti



Antoine 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 Bologne, de la Société Helvétique de Basle, de celles de Philadelphie, Harlem, Manchester, Padoue, &c.

TOME PREMIER.



A PARIS,

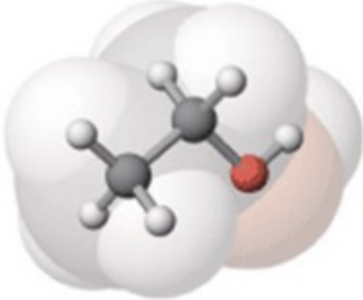
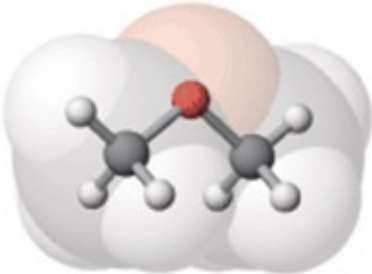
Chez CUCHET, Libraire, rue & hôtel Serpente.

M. DCC LXXXIX.

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

# Le formule

Per molecole più complesse esiste più di un modo di scrivere la formula

NOME	FORMULA MOLECOLARE	FORMULA ESTESA	FORMULA DI STRUTTURA	MODELLO MOLECOLARE
Etanolo	$C_2H_6O$	$CH_3CH_2OH$	$\begin{array}{ccccccc} & & H & & H & & \\ & &   & &   & & \\ H & - & C & - & C & - & O - H \\ & &   & &   & & \\ & & H & & H & & \end{array}$	
Etere dimetilico	$C_2H_6O$	$CH_3OCH_3$	$\begin{array}{ccccccc} & & H & & & & H \\ & &   & & & &   \\ H & - & C & - & O & - & C - H \\ & &   & & & &   \\ & & H & & & & H \end{array}$	

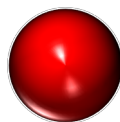
colori standard per gli atomi nei modelli molecolari



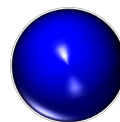
C



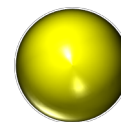
H



O



N



S

# Composti ionici

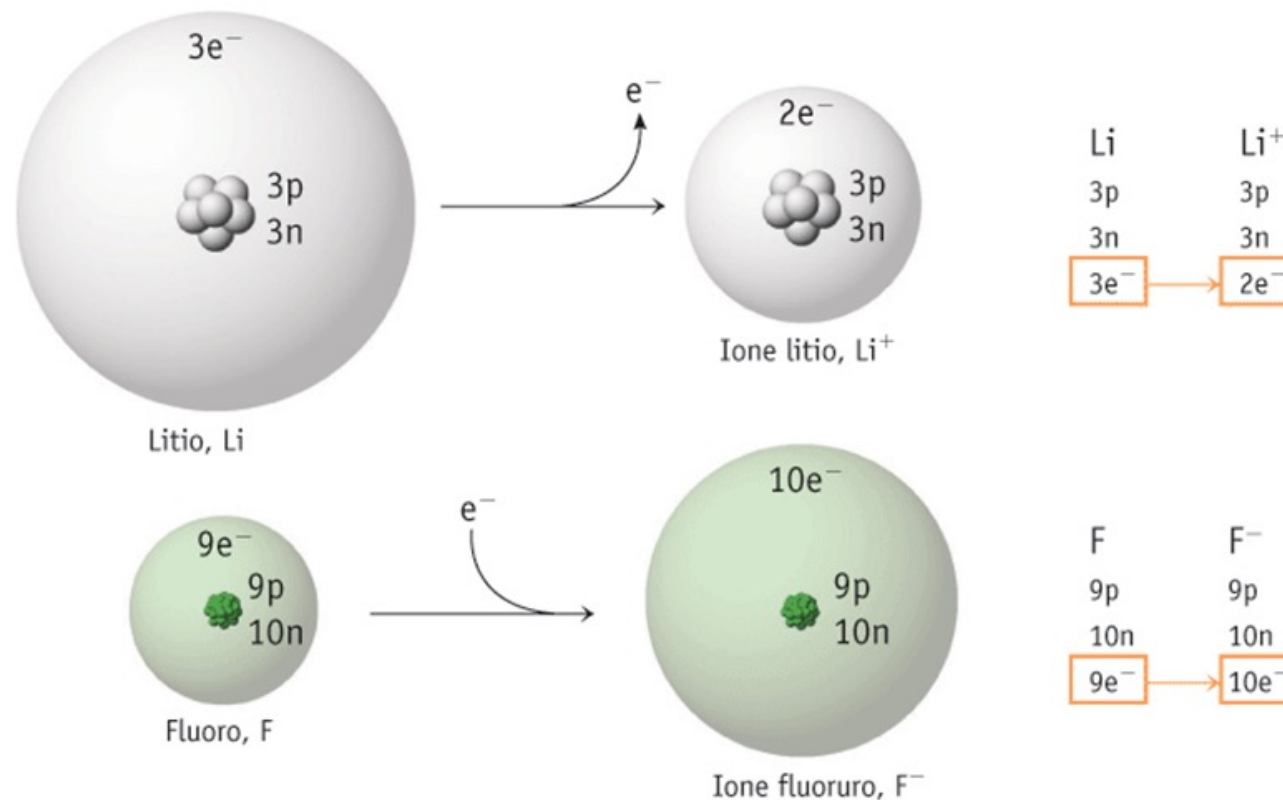
I composti ionici consistono di ioni, atomi o gruppi di atomi che possiedono cariche positive o negative.

nome comune	nome	formula	ioni presenti
sale	cloruro di sodio	NaCl	Na <sup>+</sup> , Cl <sup>-</sup>
calce	ossido di calcio	CaO	Ca <sup>2+</sup> , O <sup>2-</sup>
calcite	carbonato di calcio	CaCO <sub>3</sub>	Ca <sup>2+</sup> , CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
fluorite	fluoruro di calcio	CaF <sub>2</sub>	Ca <sup>2+</sup> , F <sup>-</sup>
gesso	solfo di calcio biidrato	CaSO <sub>4</sub> · 2 H <sub>2</sub> O	Ca <sup>2+</sup> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
ematite	ossido di ferro (III)	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Fe <sup>3+</sup> , O <sup>2-</sup>
orpimento	solfo d'arsenico	As <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	As <sup>3+</sup> , S <sup>2-</sup>



Gli atomi di molti elementi possono **cedere o acquistare elettroni** nel corso di una reazione chimica. Per essere in **grado di predire il risultato di una reazione chimica**, bisogna sapere se un elemento è in grado di acquistare o cedere elettroni, e in caso affermativo, quanti.

Quando un atomo **cede uno più elettroni** (che è trasferito ad un altro atomo in una reazione), si ottiene uno **ione carico positivamente** chiamato **catione**. Quando un atomo **acquista un elettrone** si ottiene uno **ione carico negativamente** chiamato **anione**.



Si può prevedere se un atomo di un elemento formerà preferenzialmente un anione o un catione?

- I metalli, nel corso delle reazioni chimiche, generalmente cedono elettroni dando origine a cationi
- I non metalli, nel corso delle reazioni chimiche, frequentemente acquistano elettroni dando origine ad anioni

1A																	8A
1	2A											3A	4A	5A	6A	7A	2
H																	He
3	4											5	6	7	8	9	10
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
11	12											13	14	15	16	17	18
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	Al	Si	P	S	Cl	Ar
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116		
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	-	-	-	-			

metalli

metalli di transizione

metalloidi

non metalli  
5



gruppo	elemento	variazione di elettroni	catione risultante
<b>metalli</b>			
1A	Na (11 protoni, 11 elettroni)	-1	Na <sup>+</sup> (11 protoni, 10 elettroni)
2A	Ca (20 protoni, 20 elettroni)	-2	Ca <sup>2+</sup> (20 protoni, 18 elettroni)
3A	Al (13 protoni, 13 elettroni)	-3	Al <sup>3+</sup> (13 protoni, 10 elettroni)
<b>metalli di transizione</b>			
7B	Mn (25 protoni, 25 elettroni)	-2	Mn <sup>2+</sup> (25 protoni, 23 elettroni)
8B	Fe (26 protoni, 26 elettroni)	-2	Fe <sup>2+</sup> (26 protoni, 24 elettroni)
8B	Fe (26 protoni, 26 elettroni)	-3	Fe <sup>3+</sup> (26 protoni, 23 elettroni)
<b>non metalli</b>			
5A	N (7 protoni, 7 elettroni)	+3	N <sup>3-</sup> (7 protoni, 10 elettroni)
6A	S (16 protoni, 16 elettroni)	+2	S <sup>2-</sup> (16 protoni, 18 elettroni)
7A	Br (35 protoni, 35 elettroni)	+1	Br <sup>-</sup> (35 protoni, 36 elettroni)

## Assegnare il nome agli ioni positivi (cationi).

Escluse poche eccezioni (quale  $\text{NH}_4^+$ , ammonio) gli ioni positivi sono ioni metallici. I loro nomi vengono assegnati secondo le seguenti regole:

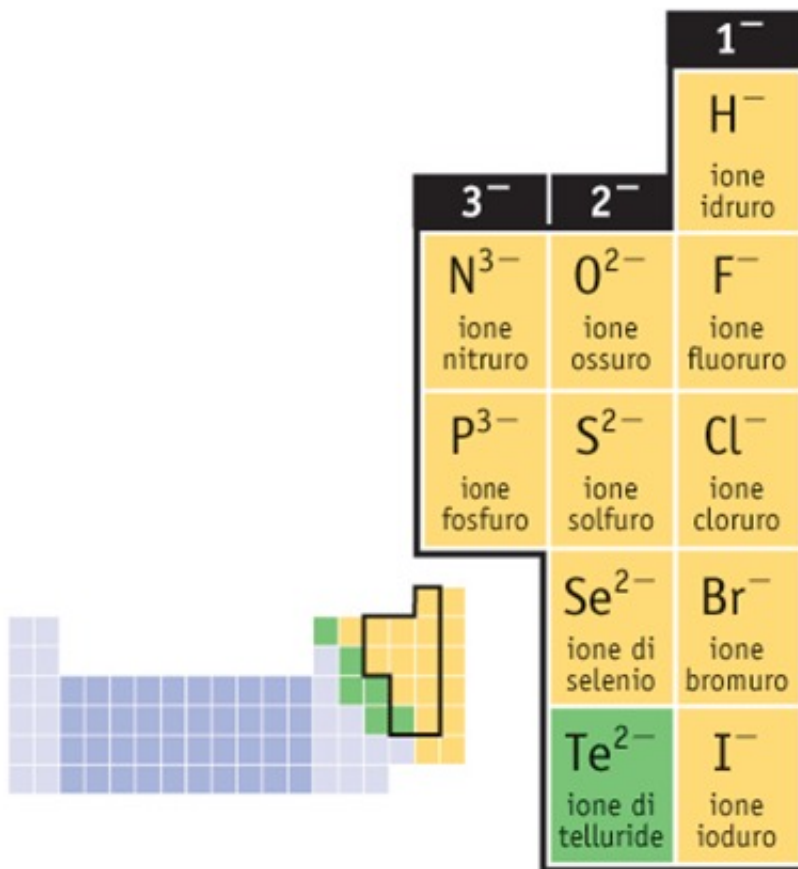
1) Per uno ione positivo **monoatomico** il nome è quello del **metallo** preceduto dalla parola “**catione**”. Es.  $\text{Al}^{3+}$  viene chiamato catione alluminio.

2) Vi sono alcuni casi, specialmente tra i metalli di transizione, in cui un metallo può formare **più di uno ione positivo di diversa carica**. In questo caso la carica dello ione viene indicata con il **numero romano** tra parentesi immediatamente dopo il **nome dello ione**. Es.  $\text{Co}^{2+}$  è il catione cobalto (II) e  $\text{Co}^{3+}$  è il catione cobalto (III).



## Assegnare il nome agli ioni negativi (anioni).

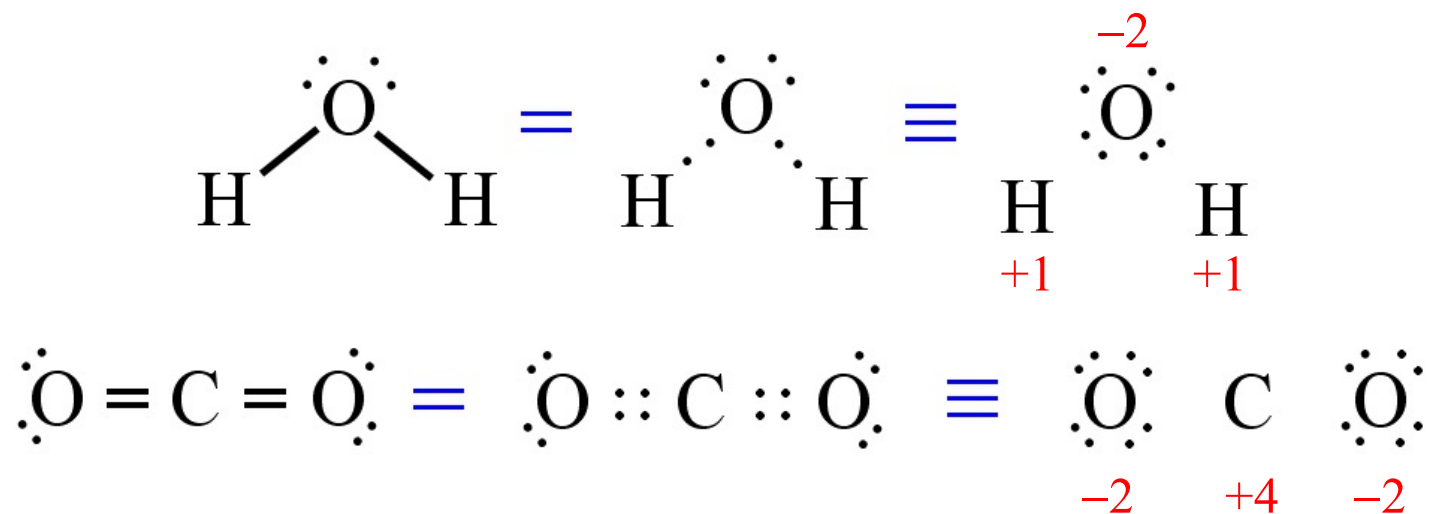
Vi sono 2 tipi di ioni negativi: gli ioni monoatomici e poliatomici  
Il nome di uno ione **monoatomico** negativo si ottiene aggiungendo il suffisso **-uro** alla radice del nome del **non metallo** dal quale deriva. Es.  $\text{Cl}^-$  viene chiamato anione clor**uro**. Gli anioni del gruppo 7A vengono chiamati **alogenuri**.



		1 <sup>-</sup>	
		$\text{H}^-$ ione idruro	
3 <sup>-</sup>	2 <sup>-</sup>		
$\text{N}^{3-}$ ione nitruro	$\text{O}^{2-}$ ione ossuro	$\text{F}^-$ ione fluoruro	
$\text{P}^{3-}$ ione fosfuro	$\text{S}^{2-}$ ione solfuro	$\text{Cl}^-$ ione cloruro	
		$\text{Se}^{2-}$ ione di selenio	$\text{Br}^-$ ione bromuro
		$\text{Te}^{2-}$ ione di telluride	$\text{I}^-$ ione ioduro

## Numero di ossidazione

Il numero di ossidazione è la **carica** che **assumerebbe** un **elemento** in un composto, se si attribuissero gli **elettroni di legame** all'elemento più **elettronegativo**. La carica che l'elemento "assume", si determina dal **confronto** con la **configurazione elettronica esterna dell'elemento**, nel suo stato fondamentale.



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

I numeri di ossidazione permettono di **distribuire gli elettroni** tra gli atomi di una molecola. Poiché la distribuzione degli elettroni **cambia nelle reazioni di ossidoriduzione** (redox), questo metodo viene utilizzato per stabilire se è **avvenuta una reazione redox**, per **identificare** gli agenti ossidante e riducente, e per **bilanciare** le equazione delle reazioni redox.



Alluminio e bromo si combinano per formare il bromuro di alluminio.



n.o. = 0

n.o. = 0

n.o. Al = +3 e n.o. Br = -1

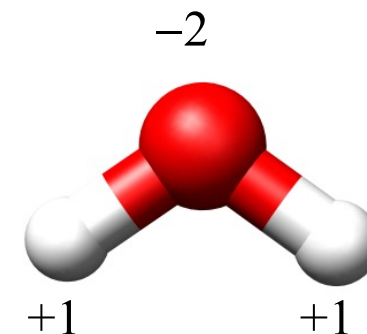
# Calcolo del numero di ossidazione (n.o.)

1. Tutte le sostanze allo stato **elementare** hanno n.o. pari a 0  $\text{Na, Fe, C, H}_2, \text{Cl}_2, \text{O}_2, \text{etc.}$
2. Il n.o. di un qualsiasi **ione monoatomico** é uguale alla **carica dello ione**  
 $\text{ioni Na}^+, \text{Ba}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Br}^-, \text{S}^{2-}$  n.o. +1, +2, +3, -1, -2
3. Il n.o. dell' **idrogeno** nei suoi composti é sempre uguale a +1, tranne negli **idruri** metallici in cui é uguale a -1  
n.o.  $\text{H} = +1, \text{HCl, H}_2\text{O, HNO}_3, \text{NH}_3, \text{NH}_4^+, \text{etc.}$   
n.o.  $\text{H} = -1 \text{ NaH, KH, CaH}_2$
4. Il n.o. dell' **ossigeno** nei suoi composti é sempre uguale a -2, tranne nei **perossidi** in cui é uguale a -1 e nei composti con il fluoro in cui é uguale a +2  
n.o.  $\text{O} = -2, \text{H}_2\text{O, BaO, H}_2\text{SO}_4, \text{Cl}_2\text{O}_5, \text{etc.}$   
n.o.  $\text{O} = -1, \text{H}_2\text{O}_2, \text{Na}_2\text{O}_2, \text{etc.}$   
n.o.  $\text{O} = +2, \text{OF}_2$   
altri casi particolari: **superossidi** ( $\text{NaO}_2, \text{KO}_2$  n.o.= -0.5) e **peracidi** ( $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ , n.o.= -1)
5. La **somma algebrica** nei n.o. degli atomi in un **composto neutro** deve essere uguale a 0  
nel  $\text{NaCl}$ , n.o.  $\text{Na} = +1$  e n.o.  $\text{Cl} = -1$
6. La **somma algebrica** dei n.o. di tutti gli atomi in uno **ione poliatomico** ( $\text{NH}_4^+, \text{SO}_4^{2-}, \text{PO}_4^{3-}$ , etc.) deve essere uguale alla **carica dello ione**: nello ione  $\text{PO}_4^{3-}$ : n.o.  $\text{O} = -2$  e n.o.  $\text{P} = +5$

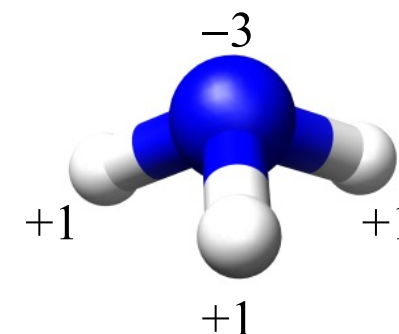
Per calcolare i numeri di ossidazione degli elementi di un composto:

- si stabilisce quale di essi è il **più elettronegativo**
- si attribuiscono ad esso **tutti gli elettroni di legame**
- si contano gli **elettroni guadagnati o persi** dagli atomi dopo questa fittizia attribuzione

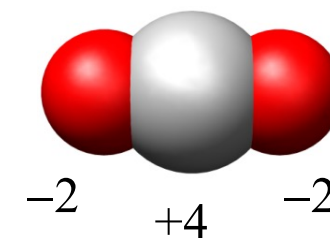
H <sub>2</sub> O	Z	elettronegatività	configurazione elettronica	numero di ossidazione
H	1	2.2	1s <sup>1</sup>	+1 (1s <sup>0</sup> )
O	8	3.5	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	-2 (1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> )



NH <sub>3</sub>	Z	elettronegatività	configurazione elettronica	numero di ossidazione
H	1	2.2	1s <sup>1</sup>	+1 (1s <sup>0</sup> )
N	7	3.0	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	-3 (1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> )



CO <sub>2</sub>	Z	elettronegatività	configurazione elettronica	numero di ossidazione
C	6	2.5	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	+4 (1s <sup>2</sup> )
O	8	3.5	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	-2 (1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> )



# Composti della chimica inorganica

**Ossidi:** composti di combinazione degli elementi con l'ossigeno

- ossidi
- perossidi
- superossidi
- idrossidi

**Acidi:**

- composti di combinazione degli ossidi con l'acqua (**ossiacidi**)
- composti di combinazione di elementi con l'idrogeno (**idruri**)

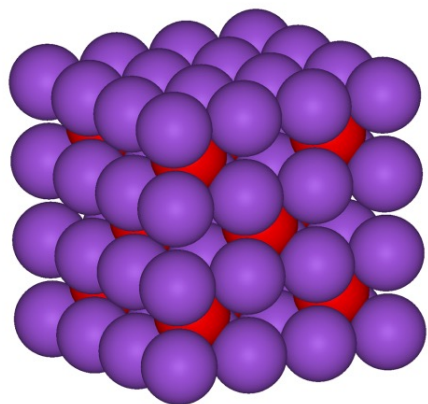
**Sali:** composti di combinazione di un acido con un idrossido

**Composti di coordinazione:**

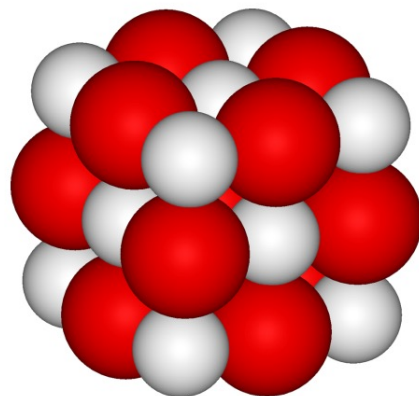
composto in cui un atomo o ione lega un numero di altre specie chimiche superiore al suo numero di ossidazione ricavabile dalla regola dell'ottetto.

## Gli ossidi dei metalli

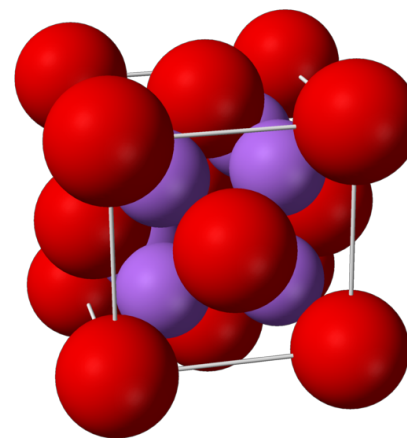
Gli ossidi degli elementi del I e II gruppo sono **solidi ionici** (il metallo non è legato all'ossigeno con legame covalente ma con **legame ionico**). Il **metallo** è presente come **catione** e l'**ossigeno** come **dianione  $O^{2-}$** .



$K_2O$



$CaO$



$Na_2O$



$2 K^+ e 1 O^{2-}$



$1 Ca^{2+} e 1 O^{2-}$



$2 Na^+ e 1 O^{2-}$

Gli ossidi della maggior parte dei **metalli** hanno proprietà **basiche**. Reagendo con l'acqua generano **idrossidi**.

$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH}$	idrossido di sodio
$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$	diidrossido di calcio
$\text{FeO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2$	diidrossido di ferro
$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Fe(OH)}_3$	triidrossido di ferro
$\text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Al(OH)}_3$	triidrossido di alluminio



## Gli ossidi dei non metalli (ANIDRIDI)

Negli ossidi, l'ossigeno ha sempre **numero di ossidazione -2**.

Gli ossidi dei **non metalli** vengono anche detti **anidridi**:

$\text{CO}_2$  (anidride carbonica)

$\text{SO}_2$  (anidride solforosa)

$\text{SO}_3$  (anidride solforica)

Attualmente la IUPAC impone di usare i prefissi **mono-**, **di-**, **tri-**, **tetra-**, **penta-**, etc. per indicare il numero degli elementi che compongono l'ossido:

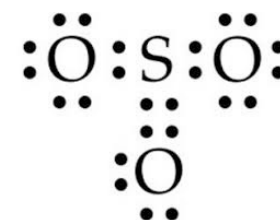
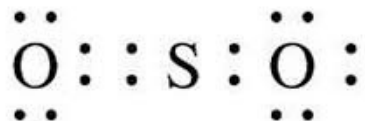
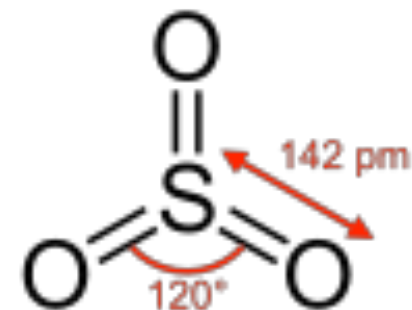
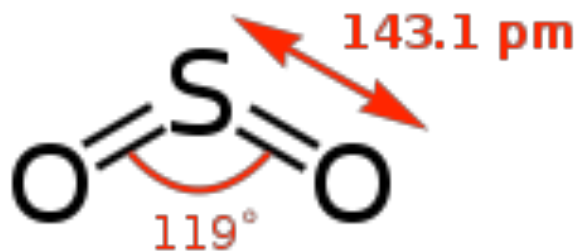
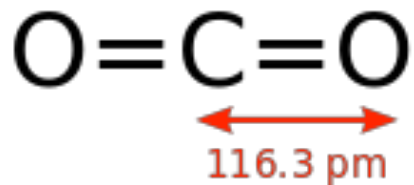
$\text{NO}$ : monossido di azoto (ossido nitrico)

$\text{N}_2\text{O}$ : ossido di diazoto (ossido nitroso)

$\text{NO}_2$ : diossido di azoto

NB: desinenza **-oso** = numero di ossidazione **minore**

desinenza **-ico** = numero di ossidazione **maggiore**

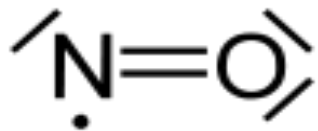
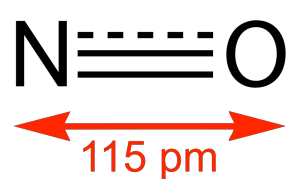


Diossido di carbonio  
(anidride carbonica)

Diossido di zolfo  
(anidride solforosa)

Triossido di zolfo  
(anidride solforica)

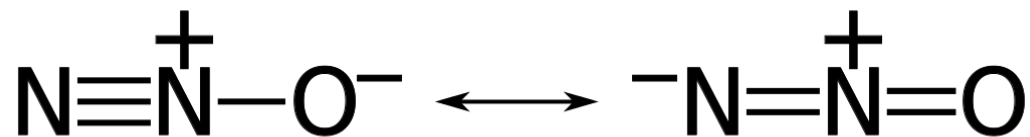
NB: desinenza **-oso** = numero di ossidazione **minore**  
desinenza **-ico** = numero di ossidazione **maggiore**



Monossido di azoto



Diossido di azoto o ipozotite



Ossido di diazoto o protossido di azoto

## Alcuni ossidi comuni (il numero di ossidazione dell'ossigeno = -2)

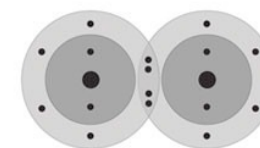
	composto	nomenclatura consigliata	nomenclatura alternativa (obsoleta)	numero di ossidazione del catione
metalli	$\text{Na}_2\text{O}$	ossido di sodio	-	+1
	$\text{K}_2\text{O}$	ossido di potassio	-	+1
	$\text{MgO}$	ossido di magnesio	-	+2
	$\text{CaO}$	ossido di calcio	-	+2
	$\text{Al}_2\text{O}_3$	ossido di alluminio	-	+3
	$\text{FeO}$	ossido di ferro	ossido ferroso	+2
	$\text{Fe}_2\text{O}_3$	ossido di triferro	ossido ferrico	+3
non metalli	$\text{CO}$	monossido di carbonio	-	+2
	$\text{CO}_2$	biossido di carbonio	anidride carbonica	+4
	$\text{N}_2\text{O}$	ossido di diazoto	protossido di azoto	+1
	$\text{NO}$	monossido di azoto	-	+2
	$\text{N}_2\text{O}_3$	triossido di diazoto	anidride nitrosa	+3
	$\text{NO}_2$	diossido di azoto	-	+4
	$\text{N}_2\text{O}_5$	pentossido di diazoto	anidride nitrica	+5
	$\text{SO}_2$	biossido di zolfo	anidride solforosa	+4
	$\text{SO}_3$	triossido di zolfo	anidride solforica	+6
	$\text{Cl}_2\text{O}$	ossido di dicloro	anidride ipoclorosa	+1
	$\text{Cl}_2\text{O}_3$	triossido di dicloro	anidride clorosa	+3
	$\text{Cl}_2\text{O}_5$	pentossido di dicloro	anidride clorica	+5
	$\text{Cl}_2\text{O}_7$	eptossido di dicloro	anidride perclorica	+7

Gli ossidi dei **non metalli** hanno proprietà **acide**. La maggior parte di essi, reagendo con l'acqua, generano infatti **acidi ossigenati (ossiacidi)**.

$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_2$	acido nitroso
$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3$	acido nitrico
$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$	acido solforoso
$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	acido solforico
$\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HClO}$	acido ipocloroso
$\text{Cl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HClO}_2$	acido cloroso
$\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HClO}_3$	acido clorico
$\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HClO}_4$	acido perclorico
$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$	acido carbonico
$\text{P}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{PO}_3$	acido fosforoso
$\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{PO}_4$	acido fosforico

NB: desinenza **-oso** = numero di ossidazione **minore**  
desinenza **-ico** = numero di ossidazione **maggiore**

## Perossidi



Oxygen Molecule (O<sub>2</sub>)



Composti contenenti il gruppo perossido: -O - O -  
Nei perossidi, l'ossigeno ha **numero di ossidazione -1**

Possono essere **covalenti** (ad es. perossido di idrogeno o acqua ossigenata, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>)  
o **ionici** (ad esempio, perossido di sodio, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, perossido di calcio, CaO<sub>2</sub>) in cui il gruppo perossidico è in forma ionica: O<sub>2</sub><sup>2-</sup>

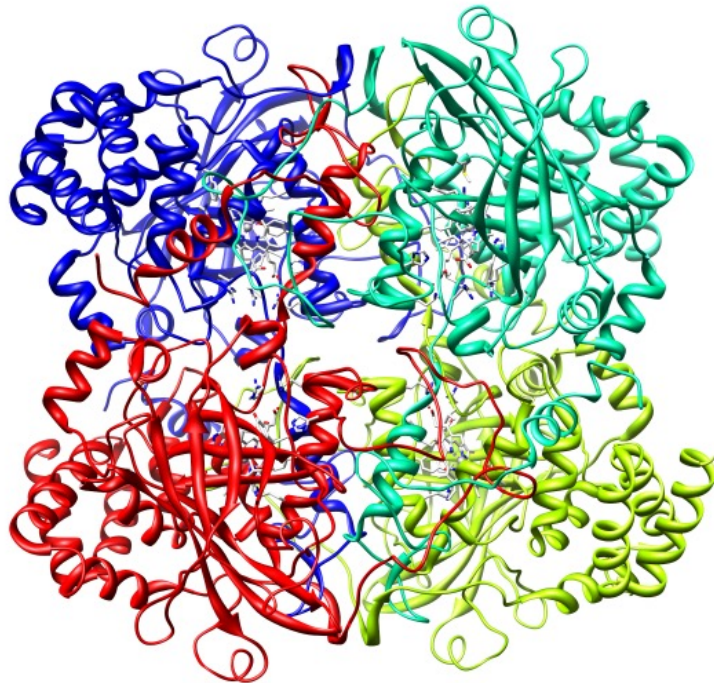
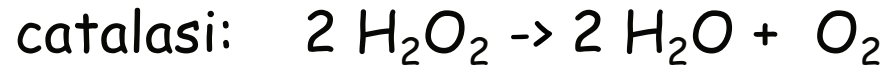
## Superossidi



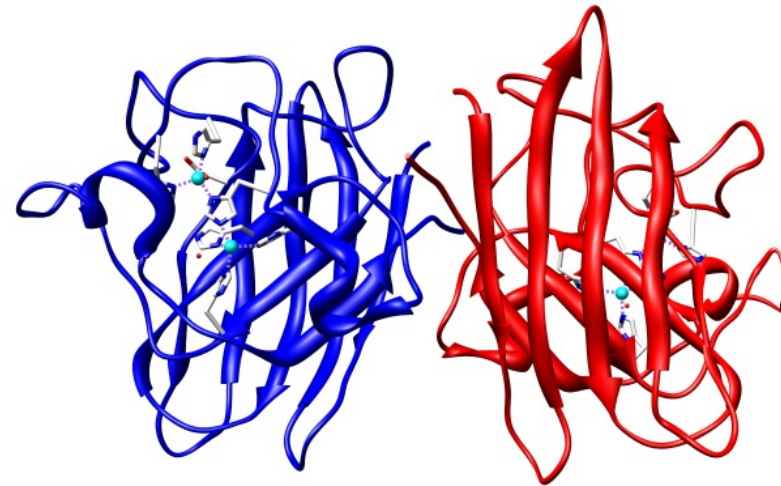
Composti ionici contenenti lo ione superossido: O<sub>2</sub><sup>-</sup>  
Nei superossidi, l'ossigeno ha **numero di ossidazione -1/2**

Sono composti di combinazione dello ione metallico con lo ione superossido (O<sub>2</sub><sup>-</sup>), es. NaO<sub>2</sub>, KO<sub>2</sub>

L'acqua ossigenata e lo ione superossido sono **agenti ossidanti tossici** per la cellula. Nelle cellule sono presenti 2 **enzimi** in grado di trasformare questi composti in prodotti meno tossici.



catalasi umana



superossido dismutasi bovina

# Idrossidi

Composti **ternari** formati da H, O e un metallo. Si possono definire come **composti formati da un metallo e ioni  $\text{OH}^-$**  (lo ione idrossido), mettendone in evidenza la natura ionica.

Le formule degli idrossidi si scrivono secondo lo schema: **XOH** (metallo - ione idrossido).

Gli idrossidi hanno generalmente proprietà **basiche**. Gli idrossidi dei metalli alcalini (gruppo IA) sono tipiche **basi forti**.

idrossido	nome
NaOH	idrossido di sodio
KOH	idrossido di potassio
Mg(OH) <sub>2</sub>	diidrossido di magnesio
Ca(OH) <sub>2</sub>	diidrossido di calcio
Zn(OH) <sub>2</sub>	diidrossido di zinco
Fe(OH) <sub>2</sub>	diidrossido di ferro
Al(OH) <sub>3</sub>	triidrossido di alluminio
Cr(OH) <sub>3</sub>	triidrossido di cromo
Fe(OH) <sub>3</sub>	triidrossido di ferro



## L' elettronegatività determina la polarizzazione del legame chimico.

- I **metalli**, nel corso delle reazioni chimiche, generalmente cedono elettroni dando origine a **cationi**
- I **non metalli**, nel corso delle reazioni chimiche, frequentemente acquistano elettroni dando origine ad **anioni**

1A	2A												3A	4A	5A	6A	7A	8A	
1 H																			2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne		
11 Na	12 Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar		
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr		
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe		
55 Cs	56 Ba	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	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 -	113 -	114 -	115 -	116 -				

metalli

metalli di transizione

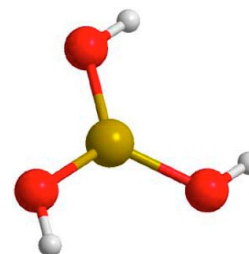
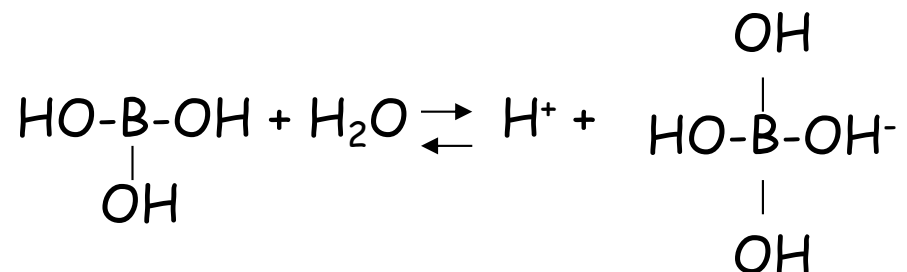
metalloidi

non metalli  
25

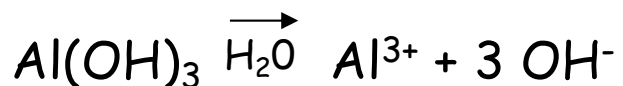
## Elementi del III Gruppo: B vs Al

$\text{H}_3\text{BO}_3$  Acido borico (acido)

Reagisce con l'acqua secondo la reazione:



$\text{Al}(\text{OH})_3$  Idrossido di alluminio (base)  
in acqua reagisce:



Questa differenza dipende dalla differente polarizzazione del legame B-O e Al-O

# Acidi ossigenati o ossiacidi

Composti **ternari** formati da **H**, **O** e un **non-metallo**, oppure un metallo il cui ossido abbia proprietà acide (esempio: Cr, Mn, V).

Le **formule** degli ossiacidi si scrivono secondo lo schema **HXO**, ovvero indicando **nell'ordine** l'idrogeno, l'elemento caratteristico e l'ossigeno. Viceversa le formule degli idrossidi seguono lo schema **XOH**, metallo-ione idrossido.

Questa convenzione consente un immediato riconoscimento della natura acida o basica del composto.

La nomenclatura degli ossiacidi è strutturata in modo da mettere in evidenza il **grado di ossidazione** dell'elemento caratteristico:

desinenza **-oso** = numero di ossidazione **minore**

desinenza **-ico** = numero di ossidazione **maggiore**

esempio: acido solfor**oso** ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ , n.o. S = **+4**)

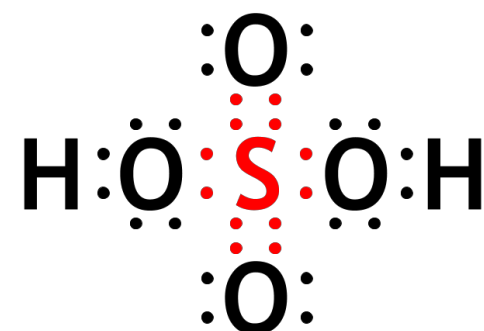
acido solfor**ico** ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ , n.o. S = **+6**)

## Alcuni ossiacidi comuni (l'ossigeno ha sempre numero di ossidazione -2)

NB: -ICO → -ATO ; -OSO → -ITO

	<i>acido</i>	<i>anione</i>		<i>n.o.</i>
HBO <sub>2</sub>	metaborico	metaborato	BO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	+3
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	(orto) borico	ortoborato	BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	+3
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	(meta) carbonico	carbonato	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	+4
H <sub>4</sub> CO <sub>4</sub>	ortocarbonico	ortocarbonato	CO <sub>4</sub> <sup>4-</sup>	+4
H <sub>6</sub> C <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	pirocarbonico	pirocarbonato	C <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>6-</sup>	+4
HNO <sub>2</sub>	nitroso	nitrito	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	+3
HNO <sub>3</sub>	nitrico	nitrato	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	+5
H <sub>3</sub> PO <sub>2</sub>	ipofosforoso	ipofosfito	H <sub>2</sub> PO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	+1
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	(orto) fosforoso	fosfito	HPO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	+3
(HPO <sub>3</sub> ) <sub>n</sub>	metafosforico	(vedi testo)	-	+5
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	(orto) fosforico	fosfato	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	+5
H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	pirofosforico	pirofosfato	P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>4-</sup>	+5
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	solforoso	solfito	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	+4
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	solforico	solfato	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	+6
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	disolforico	disolfato	S <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	+6
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	cromico	cromato	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	+6
H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	dicromico	dicromato	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	+6
HClO	ipocloroso	ipoclorito	ClO <sup>-</sup>	+1
HClO <sub>2</sub>	cloroso	clorito	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	+3
HClO <sub>3</sub>	clorico	clorato	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	+5
HClO <sub>4</sub>	perclorico	perclorato	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	+7
H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>	manganico	manganato	MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	+6
HMnO <sub>4</sub>	permanganico	permanganato	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	+7

acido nitroso ( $\text{HNO}_2$ , n.o. N = +3)  
acido nitrico ( $\text{HNO}_3$ , n.o. N = +5)  
acido solforoso ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ , n.o. S = +4)  
acido solforico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ , n.o. S = +6)

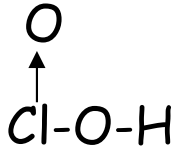


Qualora tali desinenze non siano sufficienti -e solo allora - si fa ricorso ai prefissi **ipo-** (per indicare il numero di ossidazione più basso) e **per-** (per indicare quello più alto).

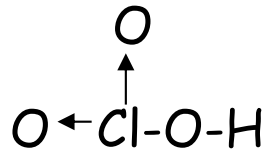
acido **ipocloroso** ( $\text{HClO}$ , n.o. +1)  
acido **cloroso** ( $\text{HClO}_2$ , n.o. +3)  
acido **clorico** ( $\text{HClO}_3$ , n.o. +5)  
acido **perclorico** ( $\text{HClO}_4$ , n.o. +7)



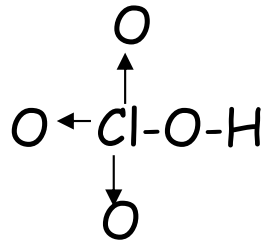
A. Ipocloroso



A. Cloroso



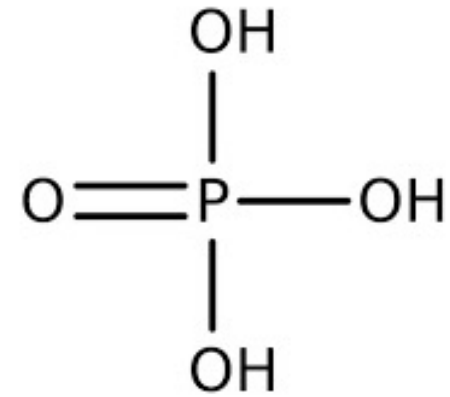
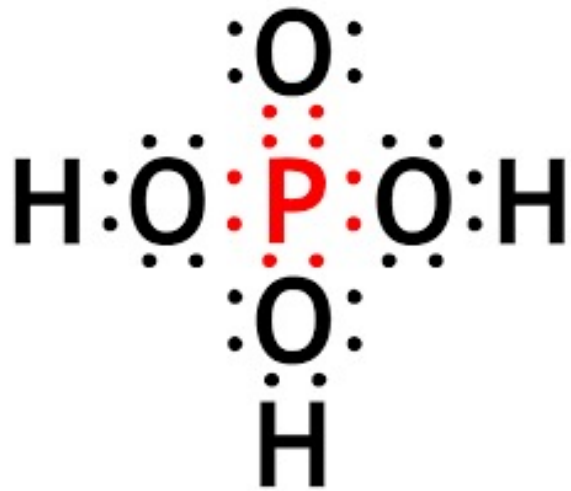
A. Clorico



A. Perclorico

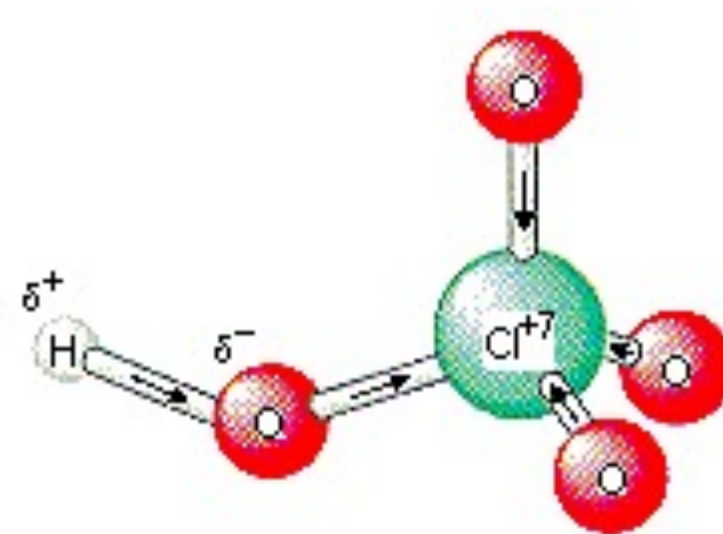
*Gli atomi di ossigeno si aggiungono con legami dativi (o di coordinazione).*

*Il numero massimo atomi di ossigeno dipende dal numero di coppie di elettroni disponibili e dal raggio dell'atomo.*



ACIDO FOSFORICO    H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

## Differenti caratteristiche degli Ossiacidi di uguali elementi



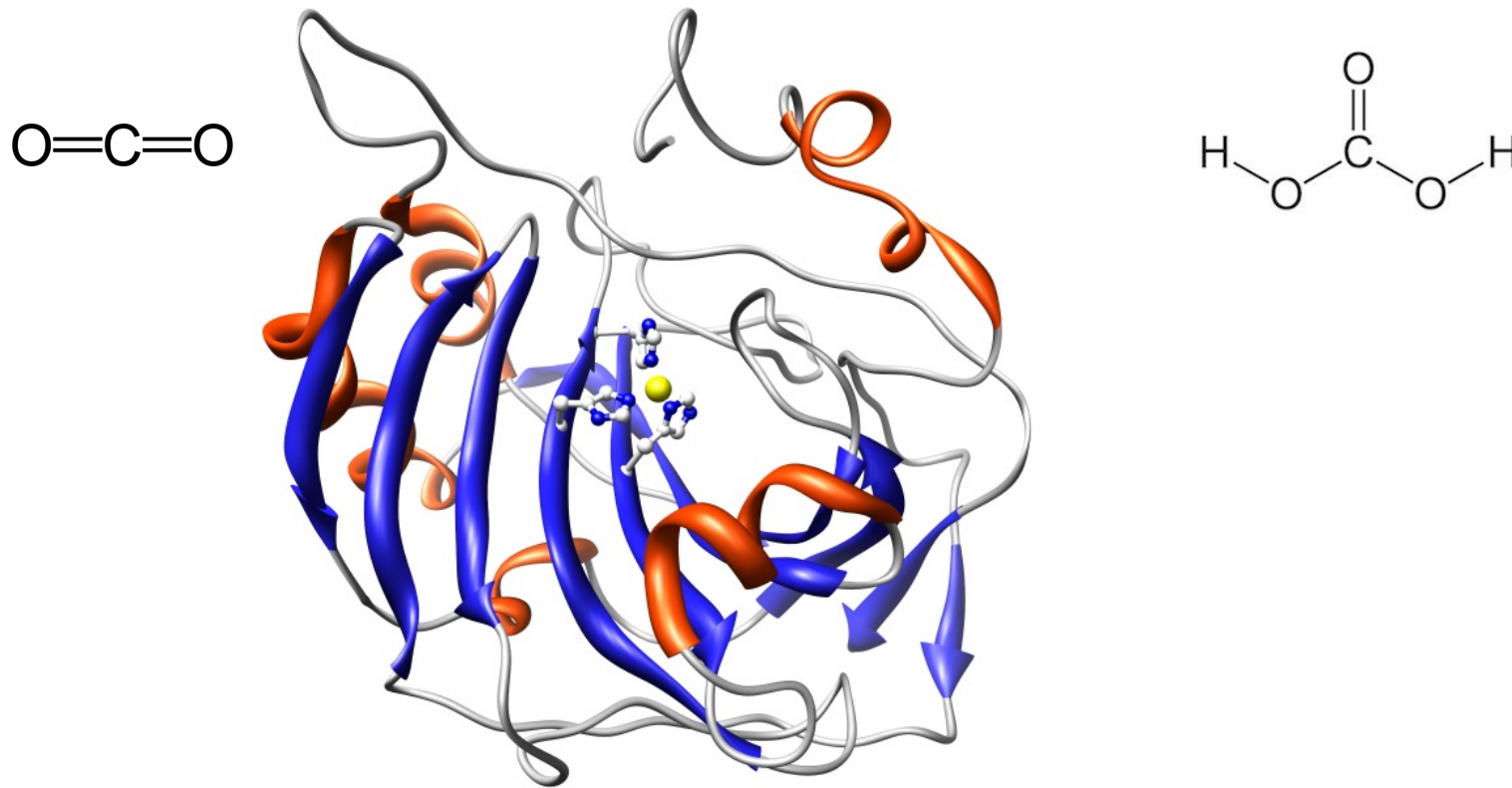
La differente polarizzazione del legame O-H dipende dall'effetto elettron-attrattore degli atomi di ossigeno.

acido **ipocloroso** ( $\text{HClO}$ , n.o. +1) Debolissimo  
acido **cloroso** ( $\text{HClO}_2$ , n.o. +3) Debole  
acido **clorico** ( $\text{HClO}_3$ , n.o. +5) Forte  
acido **perclorico** ( $\text{HClO}_4$ , n.o. +7) Forte



L' anidrasi carbonica: un enzima importante per il trasporto della CO<sub>2</sub> nel sangue.

sangue venoso:  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$



sangue arterioso:  $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

# Idruri

Sono composti **binari dell'idrogeno**. I rapporti con cui l'idrogeno si lega con gli elementi dal I al VII gruppo sono fissi e si ripetono con estrema periodicità: **1, 2, 3, 4, 3, 2, 1** (LiH, CaH<sub>2</sub>, AlH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O, HF)

**Idruri metallici**: gli idruri dei gruppi **IA** e **IIA**. In questi l'H ha numero di ossidazione **-1**. Ad eccezione LiH e BeH<sub>2</sub>, gli altri hanno caratteristiche nettamente ioniche. In essi l'idrogeno è presente come **ione idruro** (H<sup>-</sup>).

**Idruri covalenti**: gli idruri degli elementi dal IV gruppo in avanti hanno natura molecolare (CH<sub>4</sub>, metano; SiH<sub>4</sub>, silano; NH<sub>3</sub>, ammoniaca; PH<sub>3</sub>, fosfina)

**Idracidi**: Sono composti binari dell'idrogeno con elementi del VI e del VII gruppo. Per la loro nomenclatura si premette il termine **acido** e si aggiunge la desinenza **-idrico** al nome dell'elemento caratteristico.

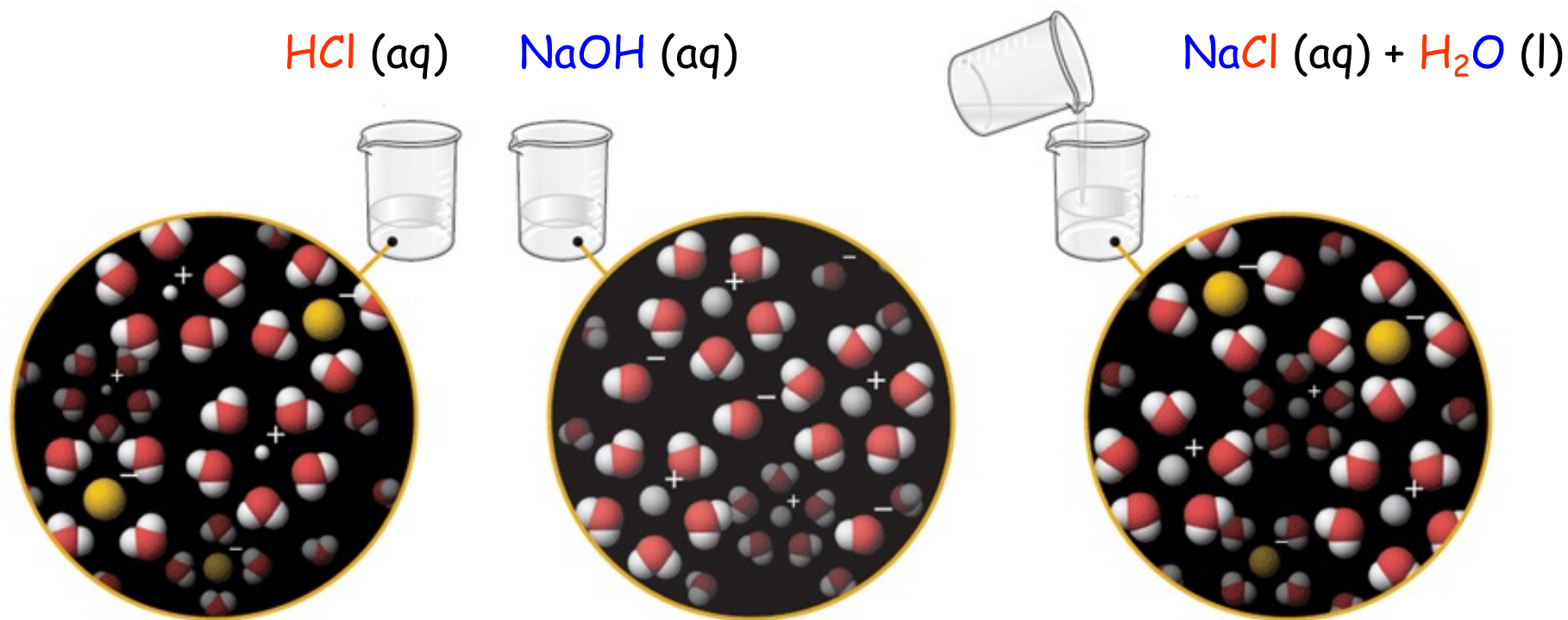
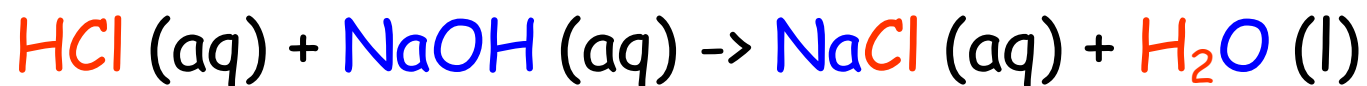
Es. H<sub>2</sub>S, **acido solfidrico**; HF, **acido fluoridrico**; HCl, **acido cloridrico**; HBr, **acido bromidrico**; HI, **acido iodidrico**.

I **cationi** derivati da idruri prendono il suffisso **-onio**.

Ad esempio: PH<sub>4</sub><sup>+</sup>, **fosfonio**; NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, **ammonio**; H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, **ossonio** (o idronio).

# Sali

Sono composti ionici che si ottengono, normalmente, dalla reazione di un **acido** con una **base** (reazioni acido-base):



## Nomenclatura dei sali

La parte **metallica** (positiva) del sale viene scritta per prima a cui segue la parte **non metallica** o **radicale acido** (negativa).

Il nome di un sale deriva dal nome del radicale dell'acido corrispondente, seguito dal nome del catione

tipo	desinenza acido	desinenza sale	esempio acido	esempio sale
ossiacido	-oso	-ito	HNO <sub>2</sub> acido nitroso	NaNO <sub>2</sub> nitrito di sodio
ossiacido	-ico	-ato	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> acido solforico	CaSO <sub>4</sub> solfato di calcio
idracido	-idrico	-uro	HCl acido cloridrico	KCl cloruro di potassio

## Alcuni sali

acido	base	sale	nome IUPAC	nome tradizionale
HCl	NaOH	NaCl	cloruro di sodio	cloruro di sodio
HF	Ca(OH) <sub>2</sub>	CaF <sub>2</sub>	difluoruro di calcio	fluoruro di calcio
HBr	Al(OH) <sub>3</sub>	AlBr <sub>3</sub>	tribromuro di alluminio	bromuro di alluminio
H <sub>2</sub> S	Fe(OH) <sub>2</sub>	FeS	solfo di ferro	solfo ferroso
H <sub>2</sub> S	Fe(OH) <sub>3</sub>	Fe <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	trisolfuro di ferro	solfo ferrico
H <sub>2</sub> S	KOH	K <sub>2</sub> S	solfo di dipotassio	solfo di potassio
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	NaOH	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	carbonato di sodio	carbonato di sodio
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	KOH	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	solfo di dipotassio	solfo di potassio
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Fe(OH) <sub>2</sub>	FeSO <sub>4</sub>	solfo di ferro	solfo ferroso
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>	Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	trisolfato di ferro	solfo ferrico
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ca(OH) <sub>2</sub>	Ca <sub>2</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	trifosfato di calcio	fosfato di calcio
HMnO <sub>4</sub>	KOH	KMnO <sub>4</sub>	permanganato di potassio	permanganato di potassio

# Composti di coordinazione

Composto in cui un atomo o ione lega un numero di altre specie chimiche **superiore al suo numero di ossidazione**.

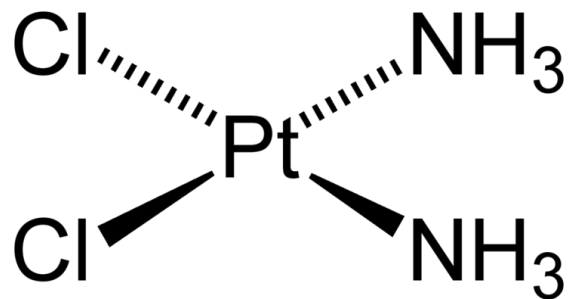
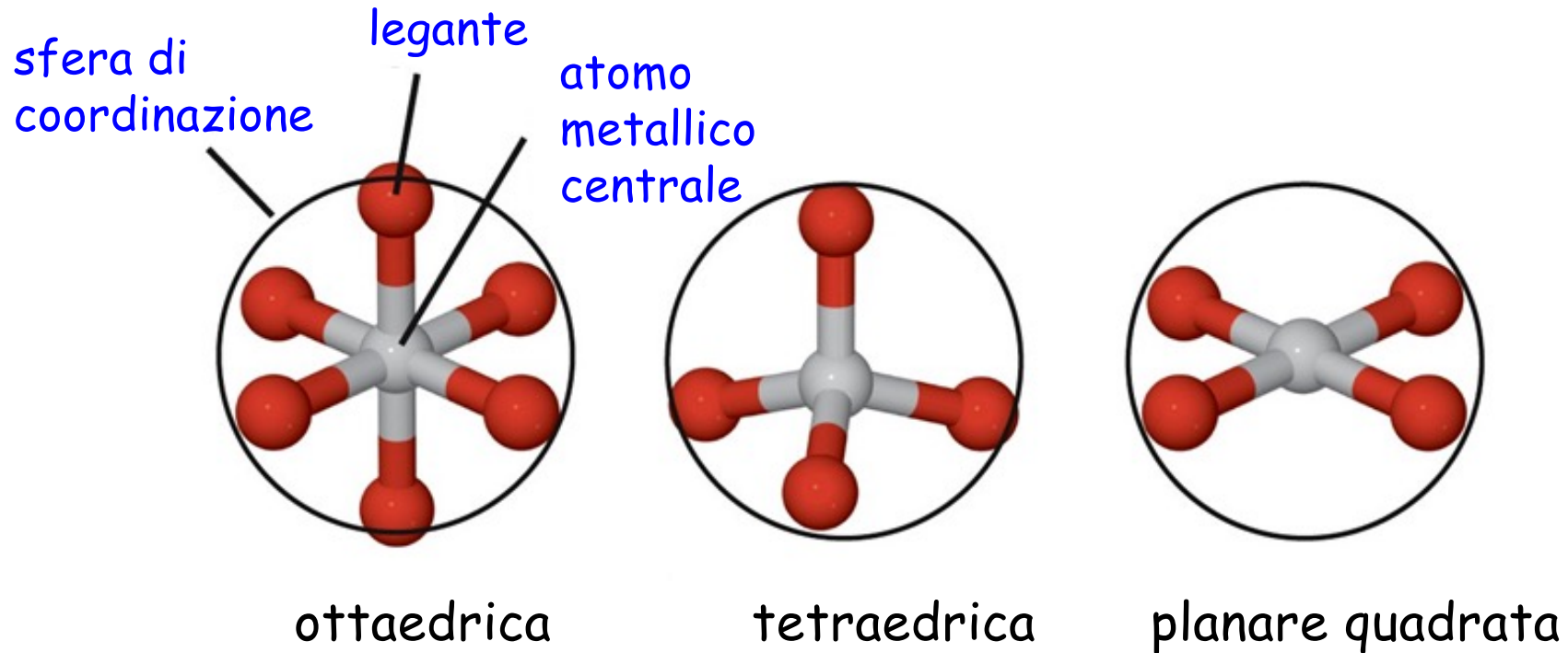
In genere l'atomo centrale è il **catione di un metallo di transizione** e gli ioni o le molecole che lo circondano si chiamano **leganti** (o anche ligandi).

L'insieme dei leganti forma la **sfera di coordinazione** del complesso ed il numero dei ligandi è detto **numero di coordinazione**. Tale numero varia, in genere, da 1 a 12.

Il legame chimico nei complessi deriva fundamentalmente dalle interazioni tra gli **orbitali  $d$  vuoti dell'atomo centrale** e **orbitali  $s$  e  $p$  dei leganti** (lone pairs).

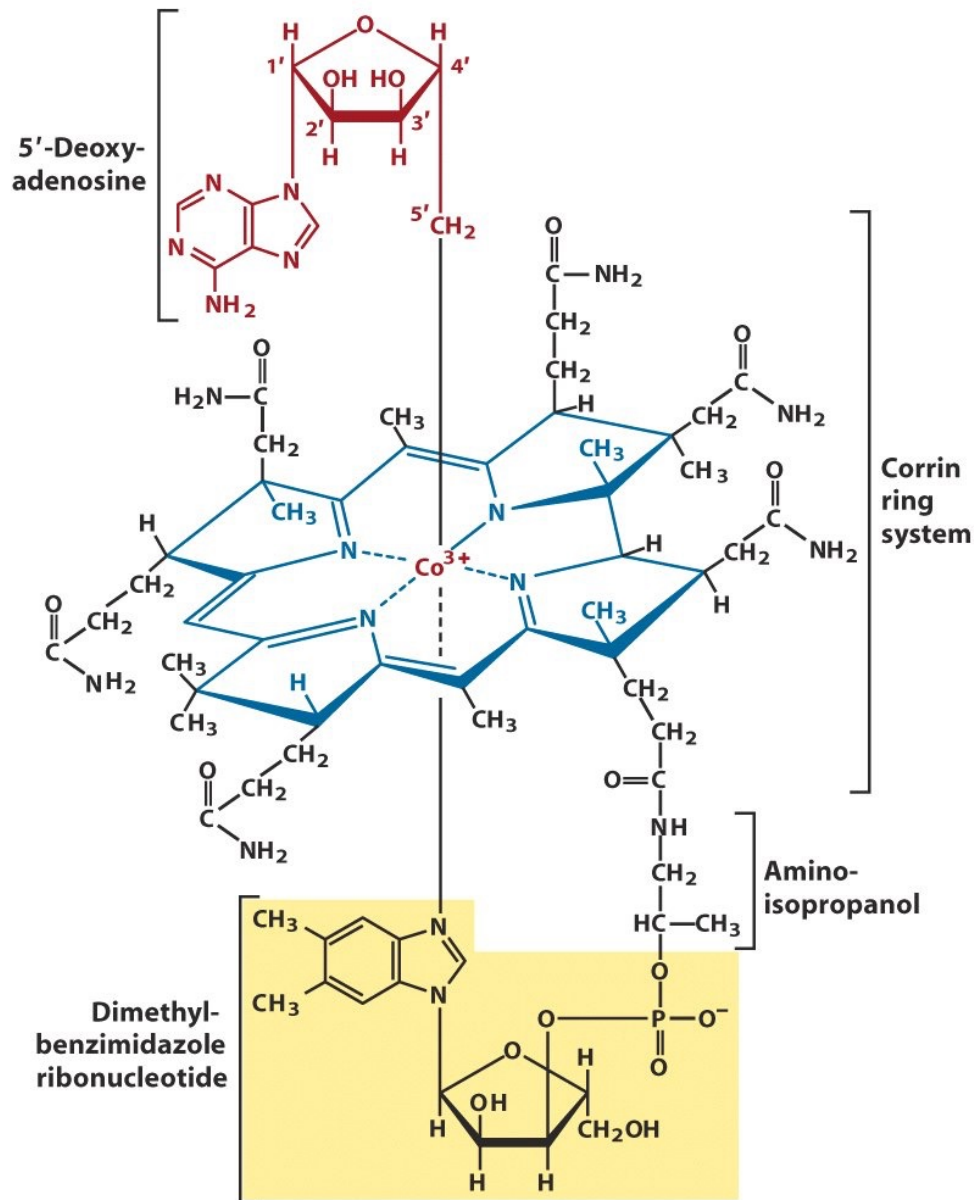
I legami risultanti, hanno energie tali che le transizioni elettroniche hanno lunghezze d'onda che cadono nel **visibile**: molti ioni complessi sono per questo motivo **colorati** (es. emoglobina e clorofilla).

Esempi: un metallo in soluzione acquosa (coordinato da molecole d'acqua o altri leganti).

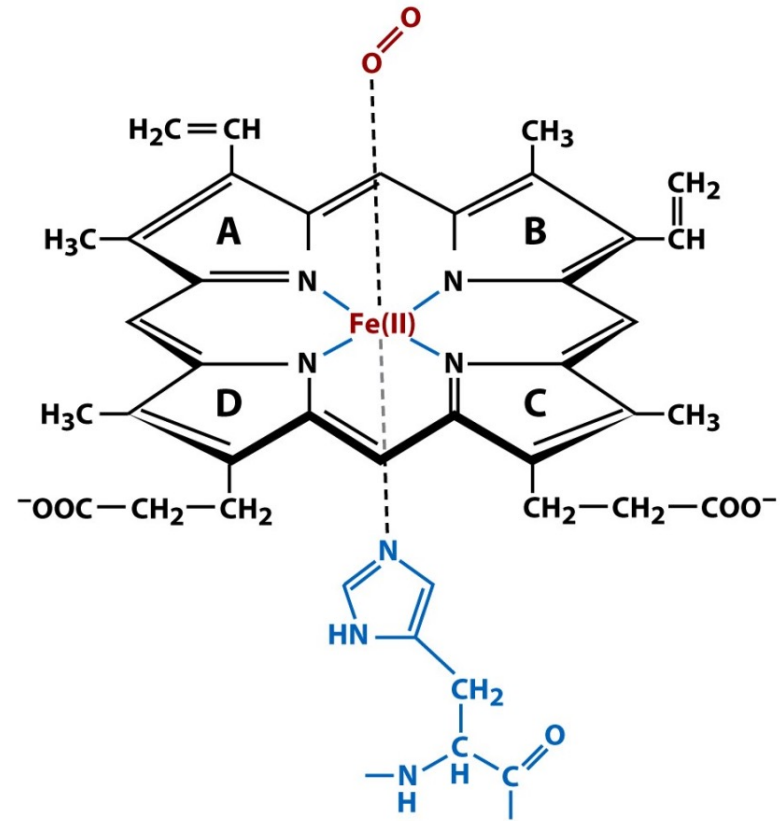


Il cis-platino (I), un farmaco anticancro usato nella chemioterapia

# La vitamina B<sub>12</sub>



# L'eme nella mioglobina ed emoglobina





## Ioni poliatomici

Sono costituiti da 2 o più atomi e l'insieme possiede una carica



Esempio: lo ione carbonato  $\text{CO}_3^{2-}$  è costituito da 1 atomo di C e 3 di O. Ha 2 cariche negative perchè possiede 2 elettroni in eccesso.

I composti ionici sono elettricamente neutri  
il rubino è costituito principalmente da ioni  $\text{Al}^{3+}$  e ioni ossido  $\text{O}^{2-}$ . Per avere un composto con carica complessivamente nulla 2 ioni  $\text{Al}^{3+}$  [carica totale =  $2 \times (3+) = 6+$ ] si combinano con 3 ioni  $\text{O}^{2-}$  [carica totale =  $3 \times (2-) = 6+$ ] per dare  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .



Gli ioni negativi **poliatomici** sono frequenti, specialmente quelli contenenti ossigeno, chiamati **ossianioni**. Alcune linee guida.

- All'ossianione che ha il maggior numero di atomi di ossigeno viene assegnata la desinenza **-ato** e all'ossianione con il minor numero di atomi di ossigeno la desinenza **-ito**.

$\text{NO}_3^-$  è lo ione nitr**ato** e  $\text{NO}_2^-$  è lo ione nitri**to**  
 $\text{SO}_4^{2-}$  è lo ione solf**ato** e  $\text{SO}_3^{2-}$  è lo ione solfi**to**

- Per una famiglia di ossianioni che ha più di due componenti si utilizza il prefisso **per-** e la desinenza **-ato** per lo ione con il numero più elevato di atomi di ossigeno, mentre per quello col numero minore si usa il prefisso **ipo-** e la desinenza **-ito**.

$\text{ClO}_4^-$  è lo ione **perclorato** e  $\text{ClO}_3^-$  è lo ione clor**ato**  
 $\text{ClO}_2^-$  è lo ione clori**to** e  $\text{ClO}^-$  è lo ione ipoclori**to**

- Negli ossianioni contenenti idrogeno il nome dell'ossianione viene preceduto da "idrogeno"

$\text{HPO}_4^{2-}$  è lo ione **idrogeno** fosfato e  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  è lo ione **diidrogeno** fosfato  
 $\text{HCO}_3^-$  è lo ione **idrogeno** carbonato (bicarbonato) e  $\text{HSO}_4^{2-}$  è lo ione **idrogeno** solfat**o**

Formula	Nome	Formula	Nome
<b>Con un elemento del gruppo 4A</b>		<b>Con un elemento del gruppo 7A</b>	
CN <sup>-</sup>	ione cianuro	ClO <sup>-</sup>	ione ipoclorito
CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	ione acetato	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	ione clorito
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	ione carbonato	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	ione clorato
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	ione bicarbonato	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	ione perclorato
<b>Con un elemento del gruppo 5A</b>		<b>Con un metallo di transizione</b>	
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	ione nitrito	CrO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	ione cromato
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	ione nitrato	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	ione dicromato
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	ione fosfato	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	ione permanganato
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	ione idrogeno fosfato		
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	ione diidrogeno fosfato		
<b>Con un elemento del gruppo 6A</b>			
OH <sup>-</sup>	ione idrossido		
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	ione solfito		
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	ione solfato		
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	ione idrogeno solfato		

# Nomenclatura dei composti chimici

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

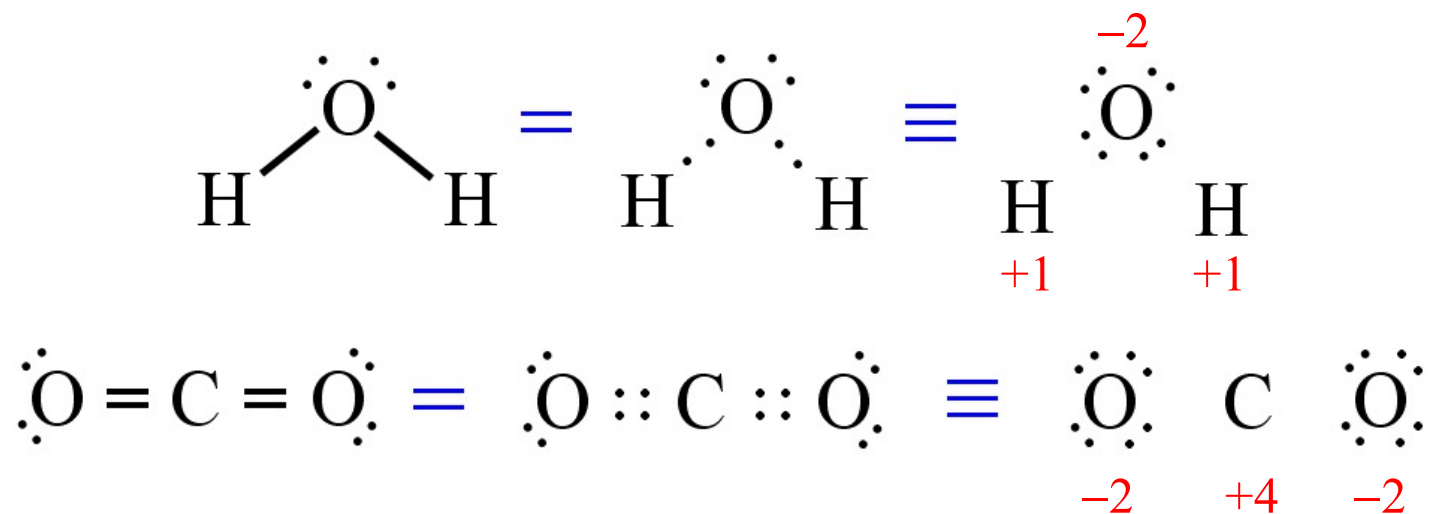
Lo scopo della **nomenclatura** è fornire **regole** per individuare un composto, attribuendogli in modo **univoco e chiaro** un **nome** preciso ed una **formula**, utilizzando il minor numero possibile di parole

Le regole della nomenclatura sono pubblicate dalla IUPAC (**I**nternational **U**nion of **P**ure and **A**ppplied **C**hemistry). <http://www.iupac.org/> Esiste, tuttavia, una nomenclatura tradizionale che è ancora utilizzata.



## Numero di ossidazione

Il numero di ossidazione è la **carica** che **assumerebbe** un **elemento** in un composto, se si attribuissero gli **elettroni di legame** all'elemento più **elettronegativo**. La carica che l'elemento "assume", si determina dal **confronto** con la **configurazione elettronica esterna dell'elemento**, nel suo stato fondamentale.



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

I numeri di ossidazione permettono di **distribuire gli elettroni** tra gli atomi di una molecola. Poiché la distribuzione degli elettroni **cambia nelle reazioni di ossidoriduzione** (redox), questo metodo viene utilizzato per stabilire se è **avvenuta una reazione redox**, per **identificare** gli agenti ossidante e riducente, e per **bilanciare** le equazione delle reazioni redox.



Alluminio e bromo si combinano per formare il bromuro di alluminio.



n.o. = 0

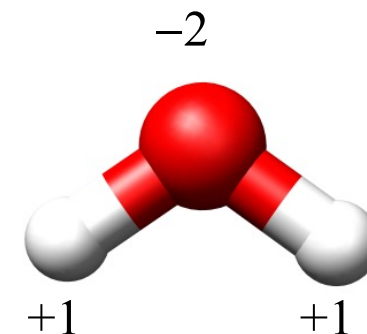
n.o. = 0

n.o. Al = +3 e n.o. Br = -1

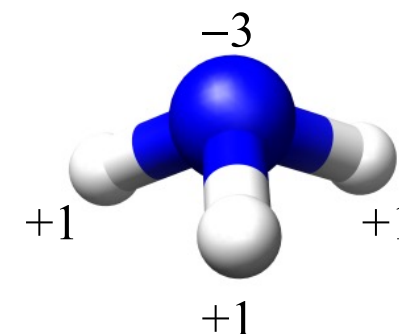
Per calcolare i numeri di ossidazione degli elementi di un composto:

- si stabilisce quale di essi è il **più elettronegativo**
- si attribuiscono ad esso **tutti gli elettroni di legame**
- si contano gli **elettroni guadagnati o persi** dagli atomi dopo questa fittizia attribuzione

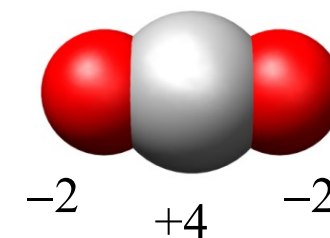
H <sub>2</sub> O	Z	elettronegatività	configurazione elettronica	numero di ossidazione
H	1	2.2	1s <sup>1</sup>	+1 (1s <sup>0</sup> )
O	8	3.5	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	-2 (1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> )



NH <sub>3</sub>	Z	elettronegatività	configurazione elettronica	numero di ossidazione
H	1	2.2	1s <sup>1</sup>	+1 (1s <sup>0</sup> )
N	7	3.0	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	-3 (1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> )



CO <sub>2</sub>	Z	elettronegatività	configurazione elettronica	numero di ossidazione
C	6	2.5	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	+4 (1s <sup>2</sup> )
O	8	3.5	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	-2 (1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> )

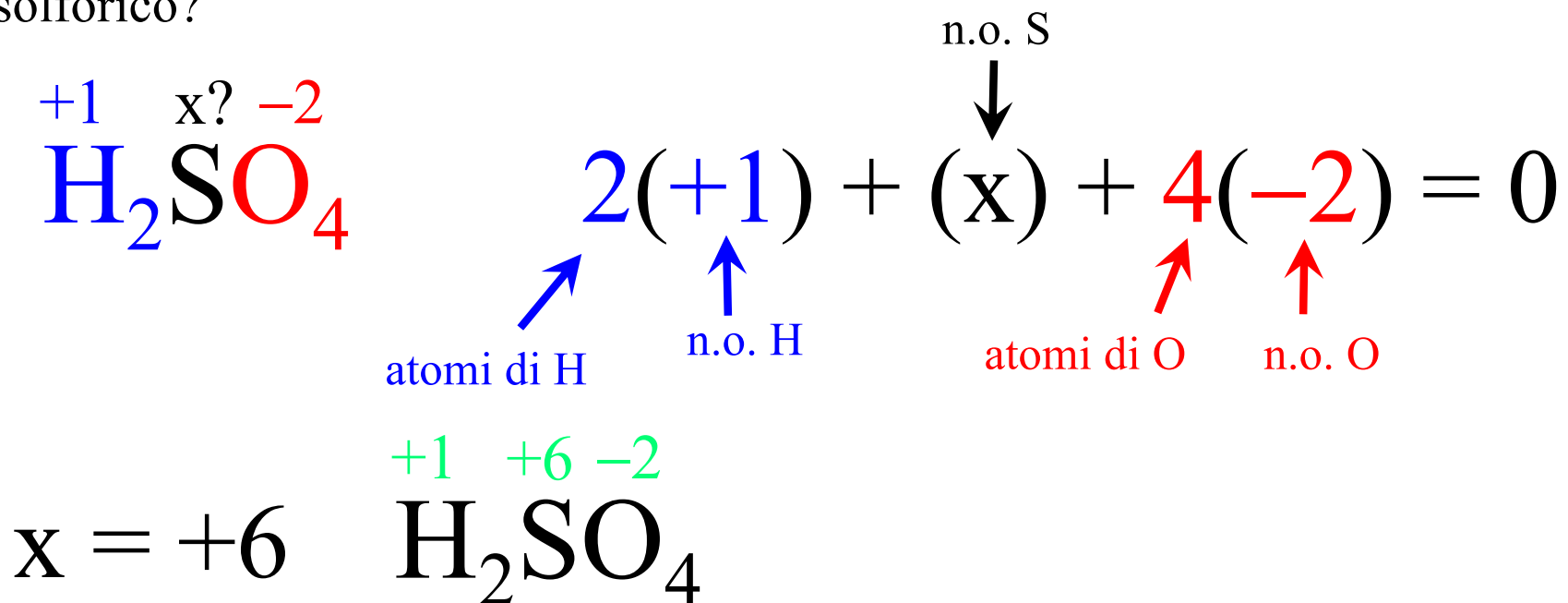


# Calcolo del numero di ossidazione (n.o.)

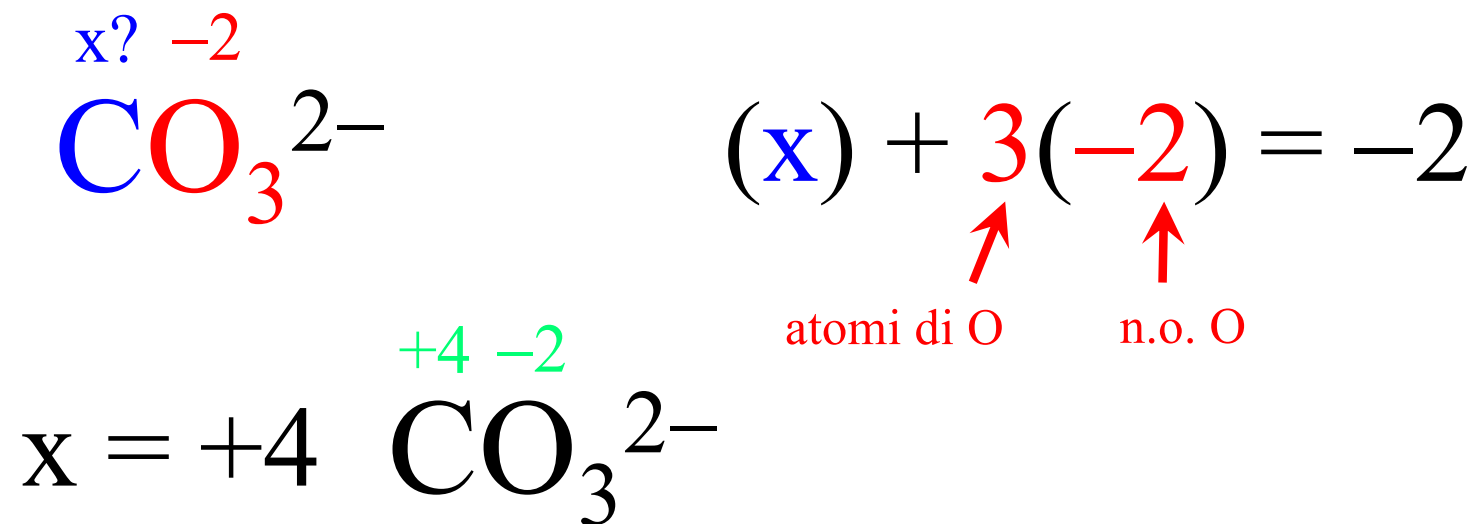
1. Tutte le sostanze allo stato elementare hanno n.o. pari a 0 Na, Fe, C, H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, etc.
2. Il n.o. di un qualsiasi ione monoatomico é uguale alla carica dello ione  
ioni Na<sup>+</sup>, Ba<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup>, Br<sup>-</sup>, S<sup>2-</sup> n.o. +1, +2, +3, -1, - 2
3. Il n.o. dell' idrogeno nei suoi composti é sempre uguale a +1, tranne negli idruri metallici in cui é uguale a -1  
n.o. H = +1, HCl, H<sub>2</sub>O, HNO<sub>3</sub>, NH<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, etc.  
n.o. H = -1 NaH, KH, CaH<sub>2</sub>
4. Il n.o. dell' ossigeno nei suoi composti é sempre uguale a -2, tranne nei perossidi in cui é uguale a -1 e nei composti con il fluoro in cui é uguale a +2  
n.o. O = -2, H<sub>2</sub>O, BaO, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, etc.  
n.o. O = -1, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, etc.  
n.o. O = +2, OF<sub>2</sub>  
altri casi particolari: superossidi (NaO<sub>2</sub>, KO<sub>2</sub> n.o.= -0.5) e peracidi (H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>8</sub>, n.o.= -1)
5. La somma algebrica nei n.o. degli atomi in un composto neutro deve essere uguale a 0  
nel NaCl, n.o. Na = +1 e n.o. Cl = -1
6. La somma algebrica dei n.o. di tutti gli atomi in uno ione poliatomico (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>, etc.) deve essere uguale alla carica dello ione: nello ione PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>: n.o. O = -2 e n.o. P = + 5



Esempio 1: qual' è il numero di ossidazione dello zolfo nell' acido solforico?



Esempio 2: qual' è il numero di ossidazione del carbonio nel dianione carbonato?



Esempio 2: determinare il numero di ossidazione dell' elemento indicato in ciascuno dei seguenti composti o ioni.

- a) alluminio nell' ossido di alluminio,  $\text{Al}_2\text{O}_3$
- b) fosforo nell' acido fosforico,  $\text{H}_3\text{PO}_4$
- c) zolfo nello ione solfato  $\text{SO}_4^{2-}$
- d) ciascun atomo di cromo nello ione bicromato  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

a)  $\text{Al}_2\text{O}_3$  è un composto neutro. Assumendo che l' **ossigeno** abbia l' usuale numero di ossidazione  $-2$ , il numero di ossidazione di **Al** deve essere  $+3$ , in accordo con la sua posizione nella tavola periodica (gruppo 3A):

carica netta di  $\text{Al}_2\text{O}_3 = 0$

somma dei n.o. degli atomi di Al + somma dei n.o. degli atomi di O = 0

$$2 (+3) + 3 (-2) = 0$$

b)  $\text{H}_3\text{PO}_4$  è un composto neutro. Assumendo che l' **ossigeno** abbia numero di ossidazione  $-2$ , e ciascuno degli H  $+1$ , il numero di ossidazione del **P** deve essere  $+5$ , in accordo con la sua posizione nella tavola periodica (gruppo 3A):

carica netta di  $\text{H}_3\text{PO}_4 = 0$

somma n.o. H + somma n.o. P + somma n.o. O = 0

$$3 (+1) + (+5) + 4 (-2) = 0$$

c) lo ione solfato  $\text{SO}_4^{2-}$  ha una carica totale pari a  $2-$ , e poiché questo composto non è un perossido, ad O è assegnato un numero di ossidazione  $-2$ , il che significa che S ha un numero di ossidazione  $+6$ .

carica netta di  $\text{SO}_4^{2-} = 2-$

somma n.o. S + somma n.o. O =  $-2$

$$(+6) + 4(-2) = -2$$

d) la carica netta dello ione  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  è  $2-$ . Assegnando all'ossigeno il numero di ossidazione  $-2$  porta al risultato che il numero di ossidazione per ciascuno degli atomi di Cr è  $+6$

carica netta di  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = 2-$

somma n.o. Cr + somma n.o. O =  $-2$

$$2(+6) + 7(-2) = -2$$