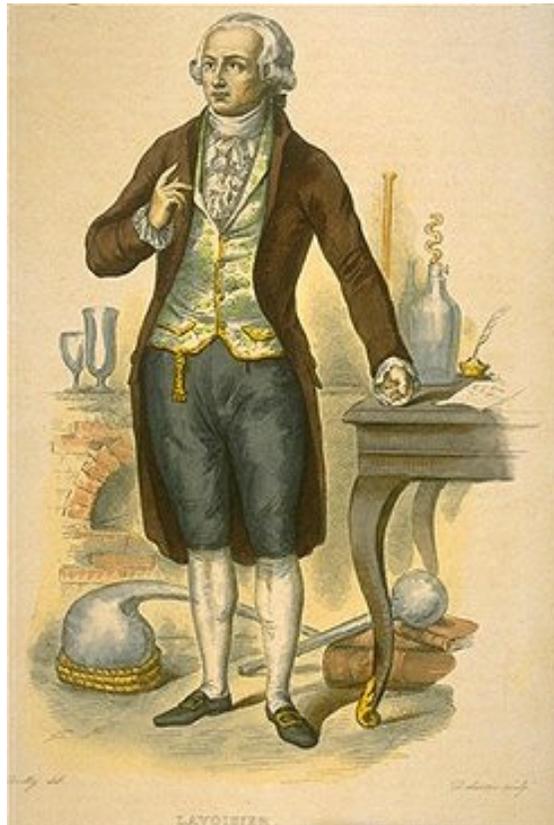


# Molecole, ioni e loro composti



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,

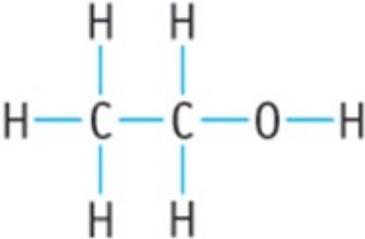
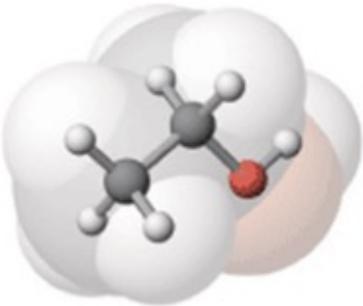
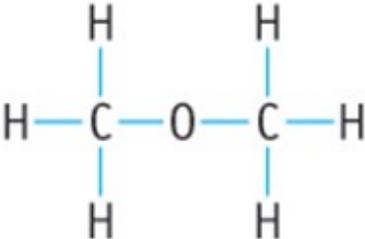
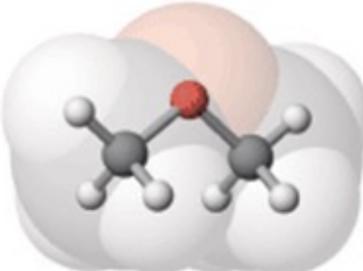
Chez CUCHET, Libraire, rue & hôtel Serpente.

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	$C_2H_6O$	$CH_3CH_2OH$		
Etere dimetilico	$C_2H_6O$	$CH_3OCH_3$		

colori standard per gli atomi nei modelli molecolari



C



H



O



N



S

# 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**)

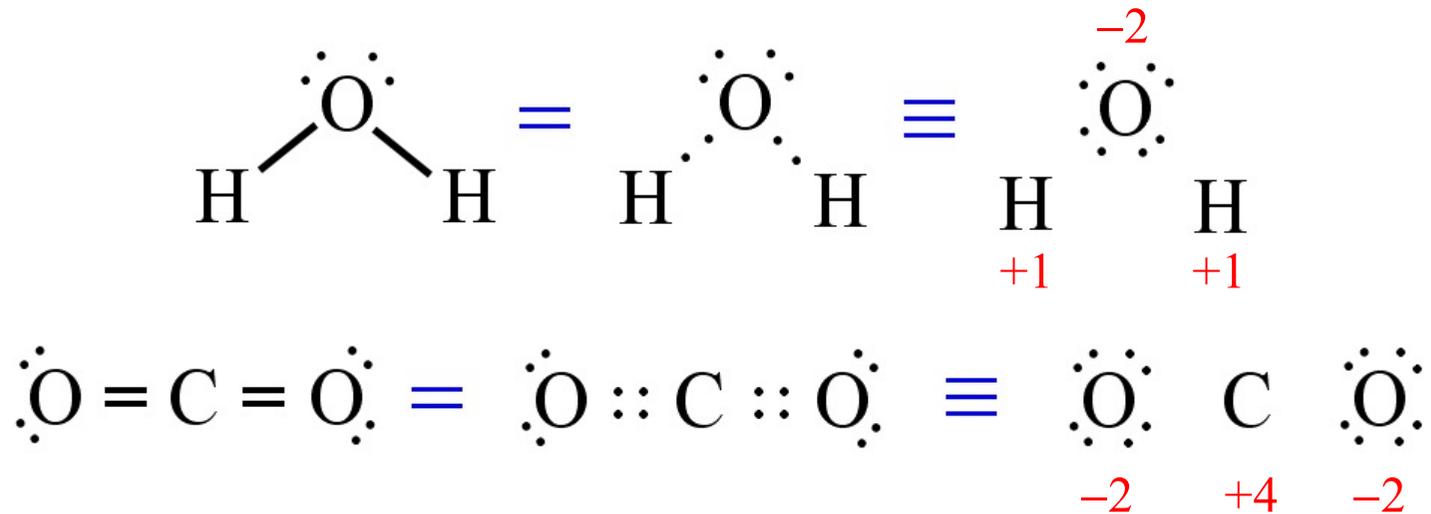
**Sali:** composti di combinazione di un acido con un idrossido (o una base). Sono **composti ionici**.

**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.

## Numero di ossidazione

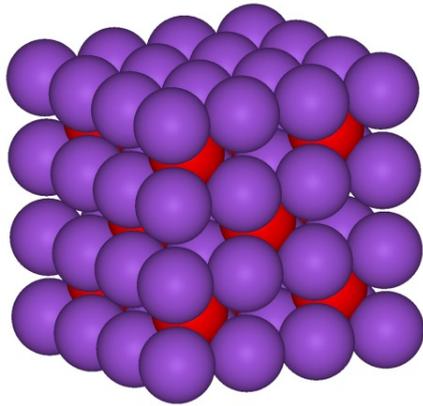
Il numero di ossidazione è la **carica** che **assumerebbe** un **elemento** in un composto, se si attribuissero gli **elettroni di legame** all'elemento più **elettronegativo**. La carica che l'elemento "assume", si determina dal **confronto** con la **configurazione elettronica esterna dell'elemento**,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



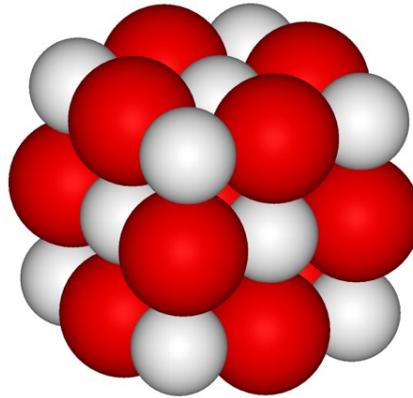
Il numero di ossidazione **non è una carica reale**, bensì fittizia, attribuita formalmente a ciascun elemento in un composto.

## Gli ossidi dei metalli

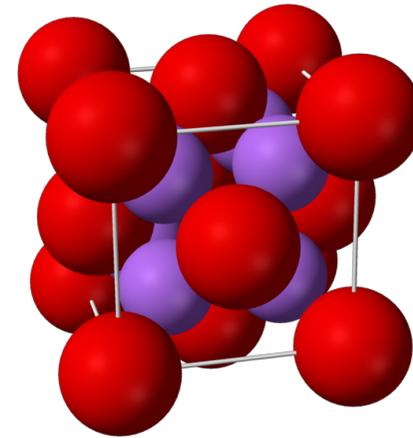
Gli ossidi degli elementi del I e II gruppo sono **solidi ionici** (il metallo non è legato all'ossigeno con legame covalente ma con **legame ionico**). Il **metallo** è presente come **catione** e l'**ossigeno** come **dianione  $O^{2-}$** .



$K_2O$



$CaO$



$Na_2O$



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



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



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

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

# 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
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	diidrossido di magnesio
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	diidrossido di calcio
$\text{Zn}(\text{OH})_2$	diidrossido di zinco
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	diidrossido di ferro
$\text{Al}(\text{OH})_3$	triidrossido di alluminio
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	triidrossido di cromo
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	triidrossido di ferro

## 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:

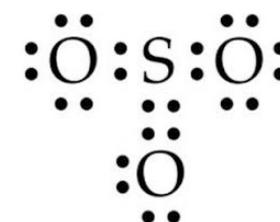
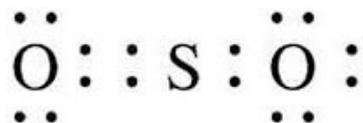
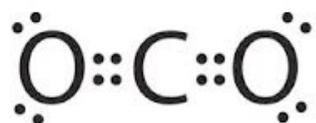
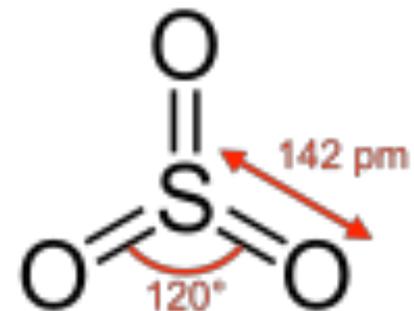
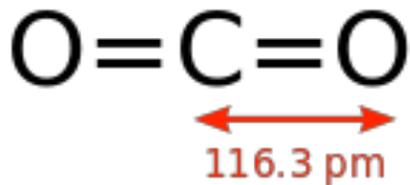
$\text{NO}$ : monossido di azoto (ossido nitrico)

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

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

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

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



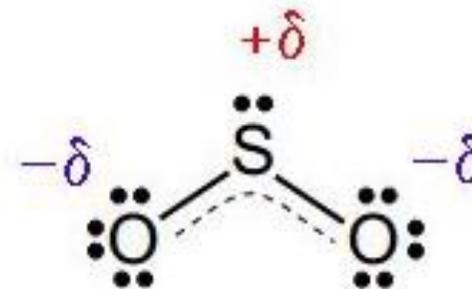
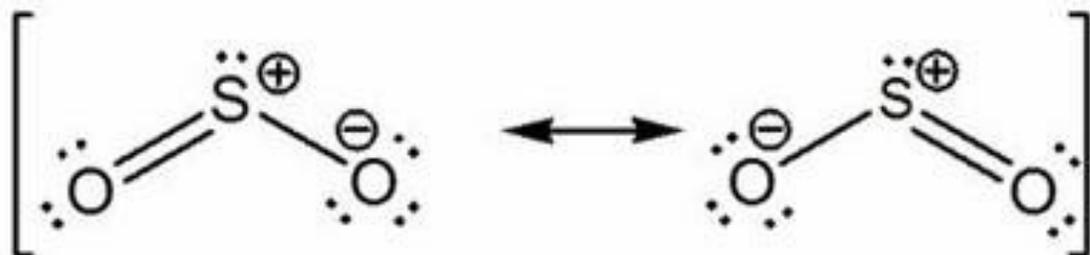
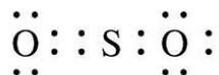
Diossido di carbonio  
(anidride carbonica)

Diossido di zolfo  
(anidride solforosa)

Triossido di zolfo  
(anidride solforica)

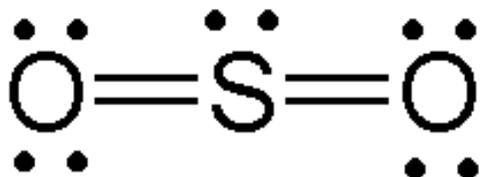
NB: desinenza **-oso** = numero di ossidazione **minore**  
desinenza **-ico** = numero di ossidazione **maggiore**

Diossido di zolfo  
(anidride solforosa)



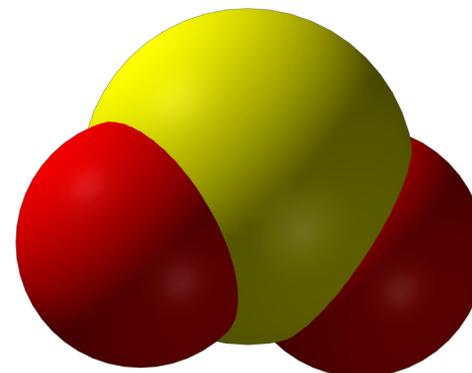
Formule di risonanza e struttura ibrida

Struttura in cui lo zolfo ha orbitali ibridi che includono l'orbitale 3d e,  
quindi, può accettare 10 elettroni



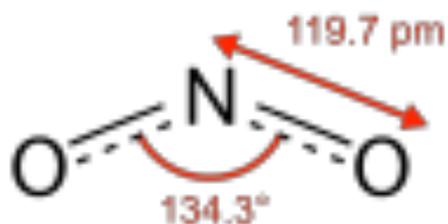
Experimental data would point towards the hybrid model; partial charges on all atoms would be present, and the molecule's double bonds have single bond character as well.

So, as a conclusion, all three structures are valid; the one with two double bonds is preferable from a theoretical point of view, while the other two come closer to what experimental data show for the SO<sub>2</sub> molecule.

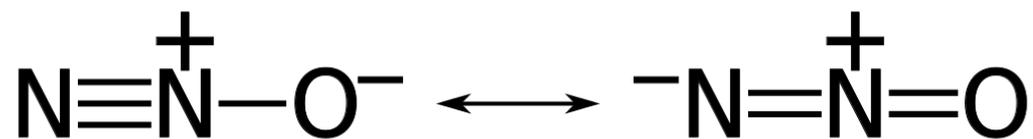




Monossido di azoto



Diossido di azoto o ipoazotide



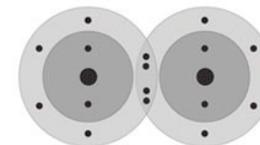
Ossido di diazoto o protossido di azoto

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

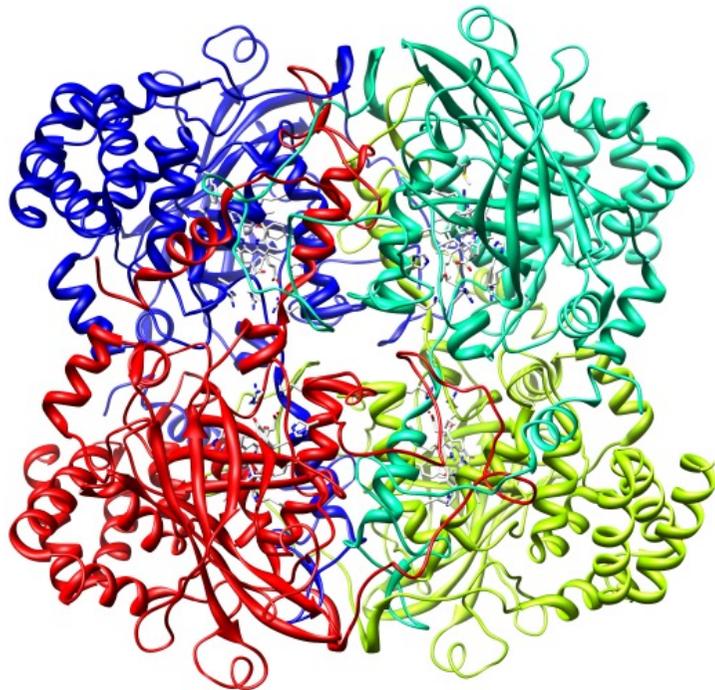


Composti ionici contenenti lo ione superossido: O<sub>2</sub><sup>-</sup>

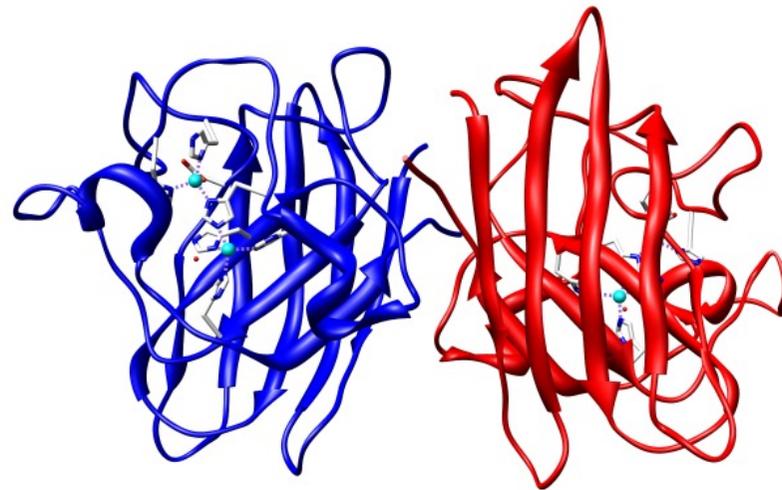
Nei superossidi, l'ossigeno ha **numero di ossidazione -1/2**

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

## 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

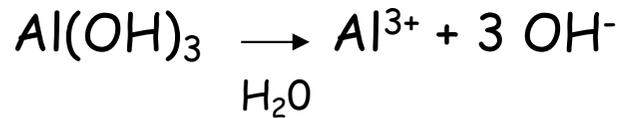
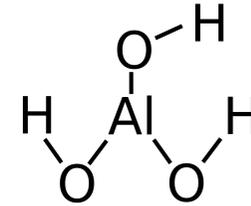
metalli di transizione

metalloidi

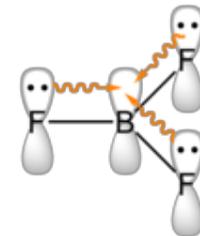
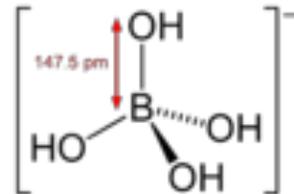
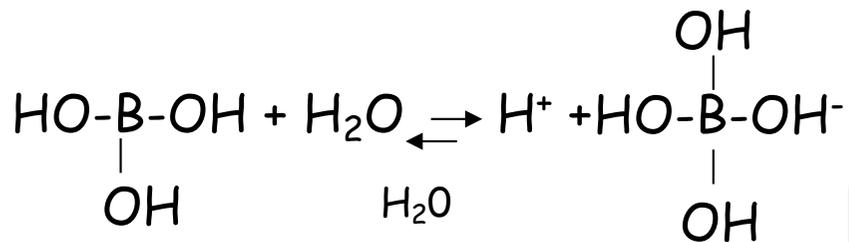
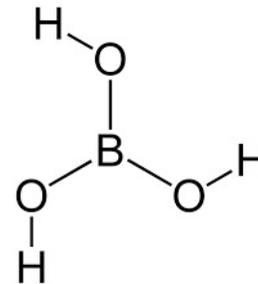
non metalli  
15

## Elementi del III Gruppo: B vs Al

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



$\text{H}_3\text{BO}_3$  Acido borico (acido) in acqua reagisce:



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

## Acidi ossigenati o ossiacidi (anidridi+H<sub>2</sub>O)

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** (H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, n.o. S = **+4**)

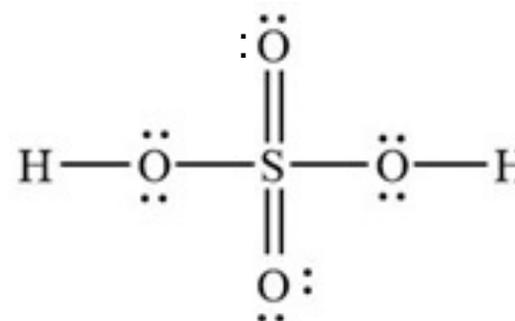
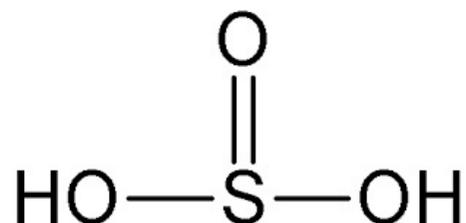
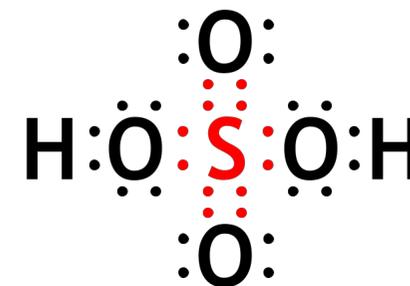
acido solfor**ico** (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, n.o. S = **+6**)

# 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)

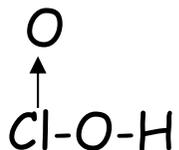


Qualora tali desinenze non siano sufficienti -e solo allora - si fa ricorso ai prefissi **ipo-** (per indicare il numero di ossidazione più basso) e **per-** (per indicare quello più alto).

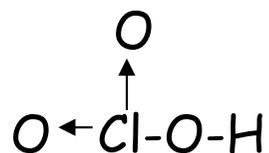
acido **ipocloroso** ( $\text{HClO}$ , n.o. +1)  
 acido **cloroso** ( $\text{HClO}_2$ , n.o. +3)  
 acido **clorico** ( $\text{HClO}_3$ , n.o. +5)  
 acido **perclorico** ( $\text{HClO}_4$ , n.o. +7)



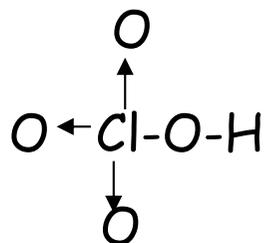
A. Ipocloroso



A. Cloroso



A. Clorico

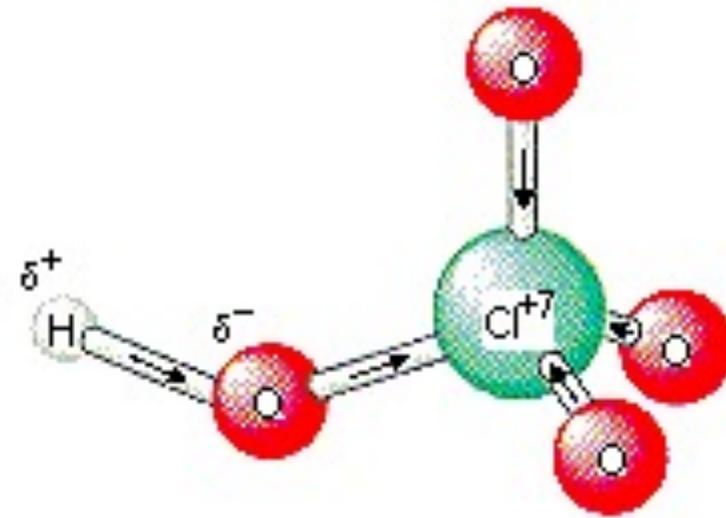


A. Perclorico

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

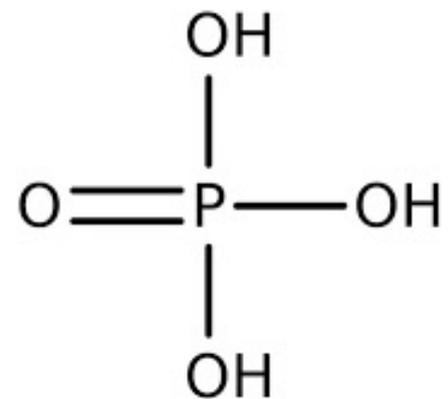
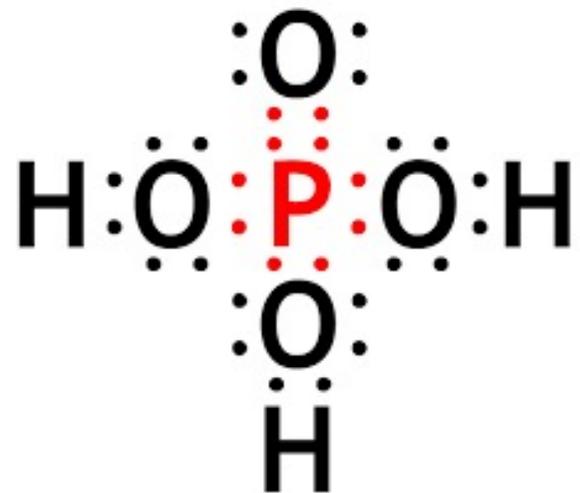
*Il numero massimo atomi di ossigeno dipende dal numero di coppie di elettroni disponibili e dal raggio dell'atomo.*

## Differenti caratteristiche degli Ossiacidi di uguali elementi



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

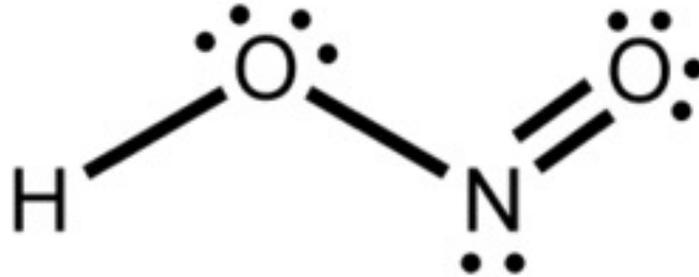
acido **ipo**cloroso ( $\text{HClO}$ , n.o. +1) Debolissimo  
acido cloroso ( $\text{HClO}_2$ , n.o. +3) Debole  
acido clorico ( $\text{HClO}_3$ , n.o. +5) Forte  
acido **per**clorico ( $\text{HClO}_4$ , n.o. +7) Forte



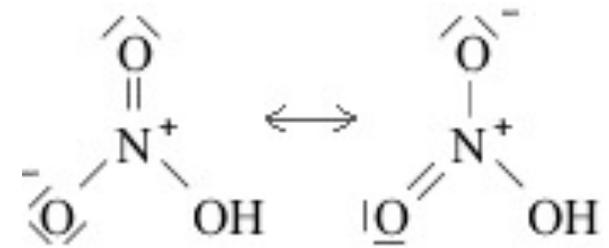
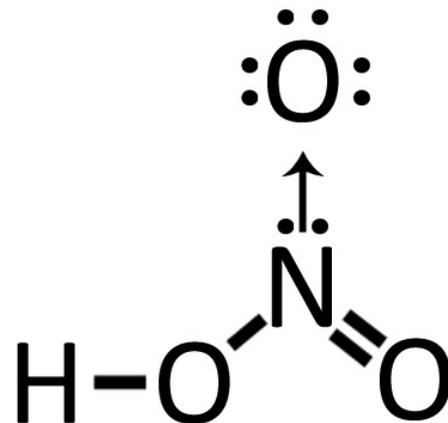
ACIDO FOSFORICO    H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

# ACIDI NITROSO E NITRICO

Acido nitroso

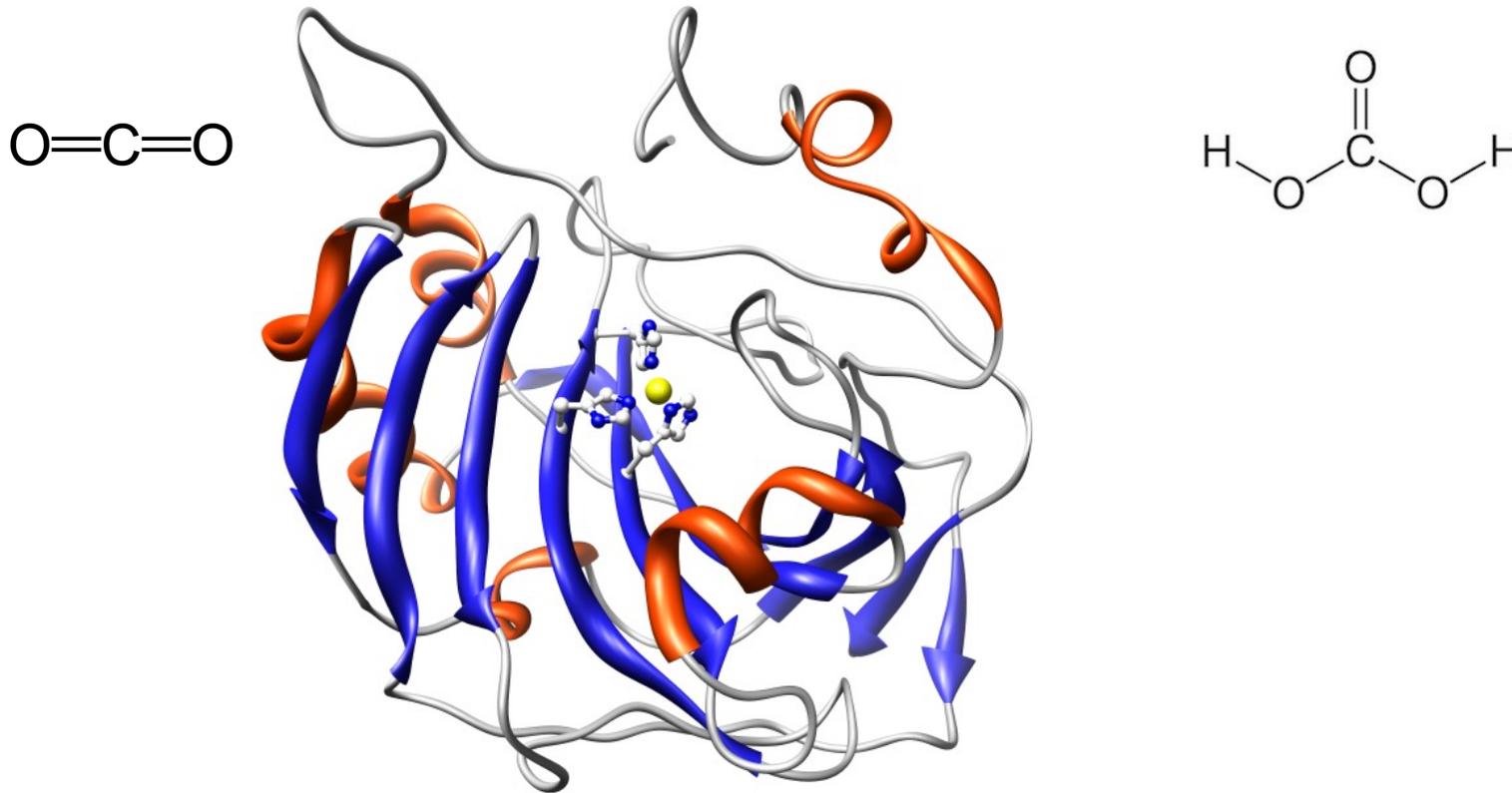


Acido nitrico



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.

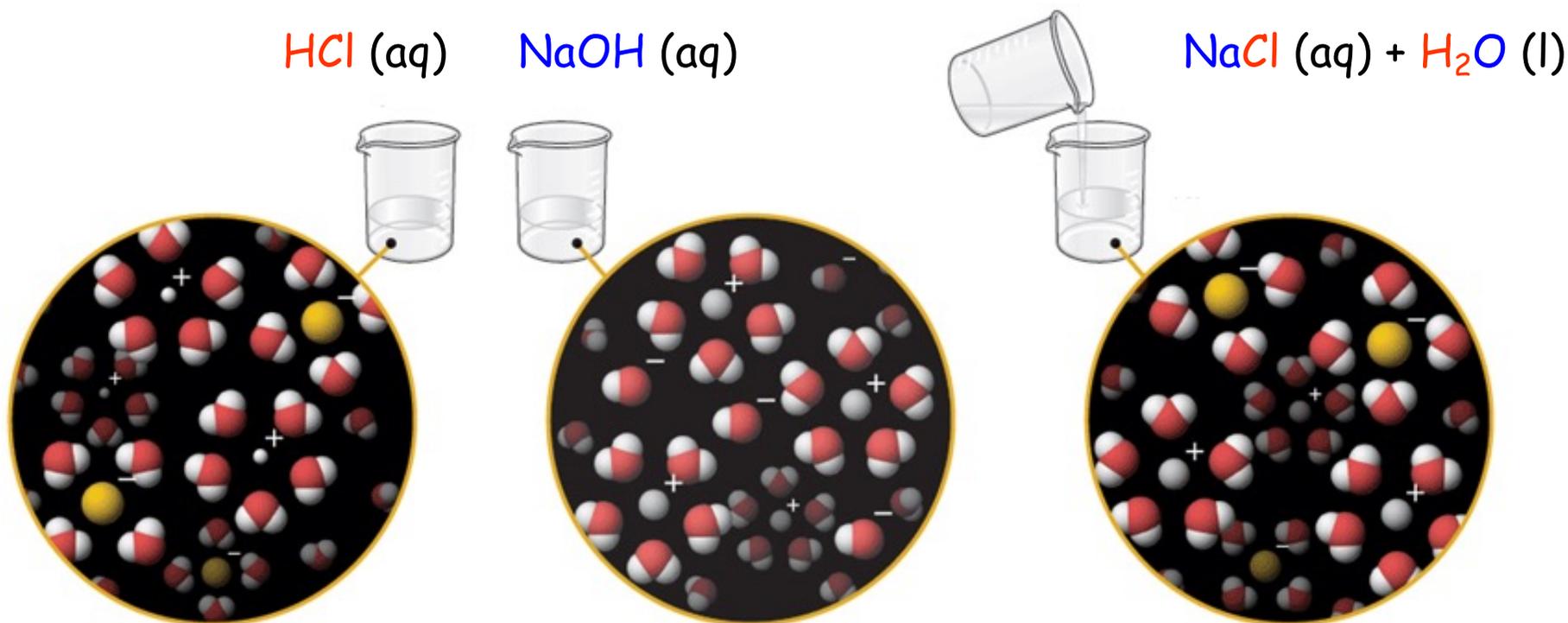
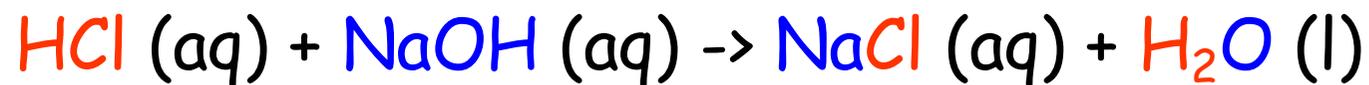
Es. H<sub>2</sub>S, **acido solfidrico**; HF, **acido fluoridrico**; HCl, **acido cloridrico**; HBr, **acido bromidrico**; HI, **acido iodidrico**.

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):



# I sali sono composti ionici

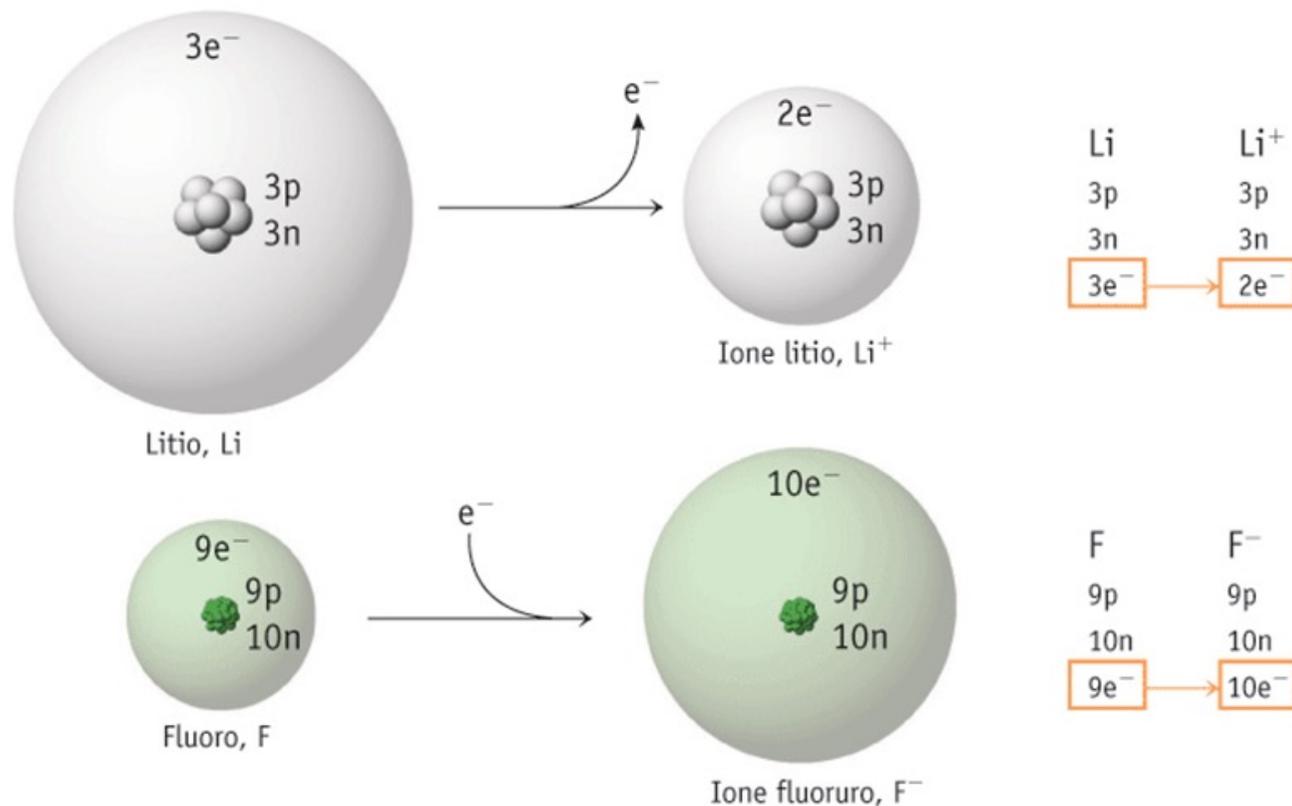
I composti ionici consistono di ioni, atomi o gruppi di atomi che possiedono cariche positive o negative.

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  
29



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).

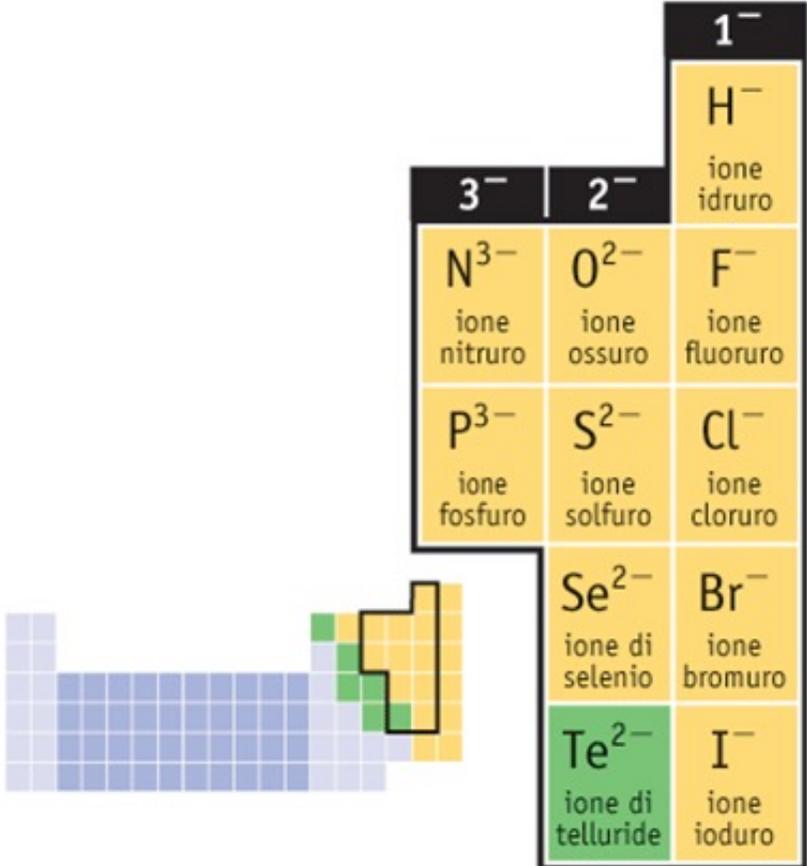
Escluse poche eccezioni (quale  $\text{NH}_4^+$ , ammonio) gli ioni positivi sono ioni metallici. I loro nomi vengono assegnati secondo le seguenti regole:

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 cloruro. 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

## Nomenclatura dei sali degli ossiacidi

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

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 nitr**ito**  
 $\text{SO}_4^{2-}$  è lo ione solf**ato** e  $\text{SO}_3^{2-}$  è lo ione solf**ito**

- 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 clor**ito** e  $\text{ClO}^-$  è lo ione ipoclor**ito**

- 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** solfato

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		

## 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 diferro	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 disodio	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 diferro	solfo ferrico
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ca(OH) <sub>2</sub>	Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	di-tetrossofosfato di tricalcio	fosfato di calcio
HMnO <sub>4</sub>	KOH	KMnO <sub>4</sub>	permanganato di potassio	permanganato di potassio

## Composti Chimici di Interesse Biologico-Medico

### **ACIDI (ac)**

HCl	ac cloridrico	forte	succo gastrico
HNO <sub>3</sub>	ac nitrico	forte	caustico
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	ac solforico	forte	caustico
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	ac solforoso	forte	caustico
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	ac fosforico	debole	tampone sangue e liquidi biologici
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	ac borico	debole	antisettico superficie
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	ac carbonico	debole	tampone sangue e liquidi biologici
HCOOH	ac formico	debole	capostipite ac carbossilici
CH <sub>3</sub> COOH	ac acetico	debole	tampone laboratorio + <i>aceto</i>

### **BASI (IDROSSIDI, Id)**

NaOH	Id di sodio	forte	caustico ( <i>soda</i> )
KOH	Id di potassio	forte	caustico ( <i>potassa</i> )
Ca(OH) <sub>2</sub>	Id di calcio	forte	caustico
Mg(OH) <sub>2</sub>	Id di magnesio	forte	caustico
Al(OH) <sub>3</sub>	Id di alluminio	forte	caustico
NH <sub>3</sub> .H <sub>2</sub> O	ammoniaca	debole	coadiuvante deterzione superfici
NH <sub>4</sub> OH	Id di ammonio		

## Composti Chimici di Interesse Biologico-Medico

### SALI

#### *Sali che non inducono idrolisi (Neutri)*

NaCl	cloruro di sodio	ubiquitario
KCl	cloruro di potassio	ubiquitario
KBr	bromuro di potassio	sedativo
KI	ioduro di potassio	supporto tiroideo
CaCl <sub>2</sub>	cloruro di calcio	supporto ionico
MgCl <sub>2</sub>	cloruro di magnesio	supporto ionico
MgSO <sub>4</sub>	solfo di magnesio	poco solubile/lassativo
KNO <sub>3</sub>	nitro di potassio	fertilizzanti/ agricolo
NaNO <sub>3</sub>	nitro di sodio	fertilizzanti/ agricolo
CuSO <sub>4</sub>	solfo di rame	antimicrobico/ agricolo
AgNO <sub>3</sub>	nitro di argento	antisettico/ topico
KMnO <sub>4</sub>	permanganato di K	antisettico/ossidante
HgCl <sub>2</sub>	cloruro di mercurico	tossico
BaSO <sub>4</sub>	solfo di bario	poco solubile – radiopaco

#### *Sali che inducono idrolisi acida*

NH <sub>4</sub> Cl	cloruro di ammonio	urina fermentata
CH <sub>3</sub> COO(NH <sub>4</sub> )	acetato di ammonio	laboratorio
(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	solfo di ammonio	laboratorio

## SALI

*Sali che inducono idrolisi alcalina*

$\text{CH}_3\text{COONa}$	acetato di sodio	tampone laboratorio
$\text{CH}_3\text{COOK}$	acetato di potassio	tampone laboratorio
$\text{CaCO}_3$	carbonato di calcio	antiacido
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	fosfato di calcio	matrice ossea
$\text{Na}_3\text{PO}_4$	fosfato di sodio	industria
$\text{Na}_2\text{HPO}_4$	fosfato acido bisodico	sangue-tampone
$\text{NaH}_2\text{PO}_4$	fosfato acido monosodico	sangue-tampone
$\text{NaHCO}_3$	carbonato acido di sodio	<i>bicarbonato</i> – sangue

## OSSIDI

$\text{Na}_2\text{O}$	ossido di sodio	in acqua $\rightarrow$ idrossido
$\text{CaO}$	ossido di calcio	in acqua $\rightarrow$ idrossido
<i>etc.</i>		

---

$\text{CO}$	monossido di carbonio	gas letale
$\text{CO}_2$	biossido di carbonio	respirazione cell., aria, etc.
$\text{NO}$	monossido di azoto	messaggero cell., vasodilata, tossico, etc.
$\text{NO}_2$	biossido di azoto	gas scarico (+ $\text{H}_2\text{O}$ piogge acide). $2 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_2 + \text{HNO}_3$
$\text{SO}_2$	anidride solforosa	gas scarico (+ $\text{H}_2\text{O}$ piogge acide) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
$\text{SO}_3$	anidride solforica	gas scarico (+ $\text{H}_2\text{O}$ piogge acide) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

# Composti di coordinazione

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

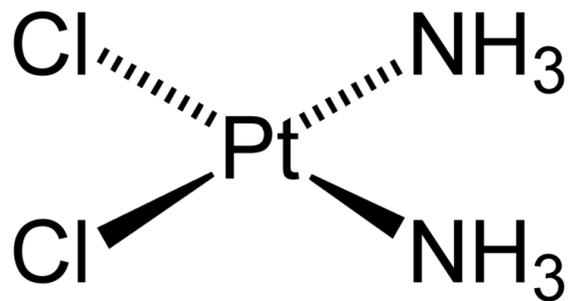
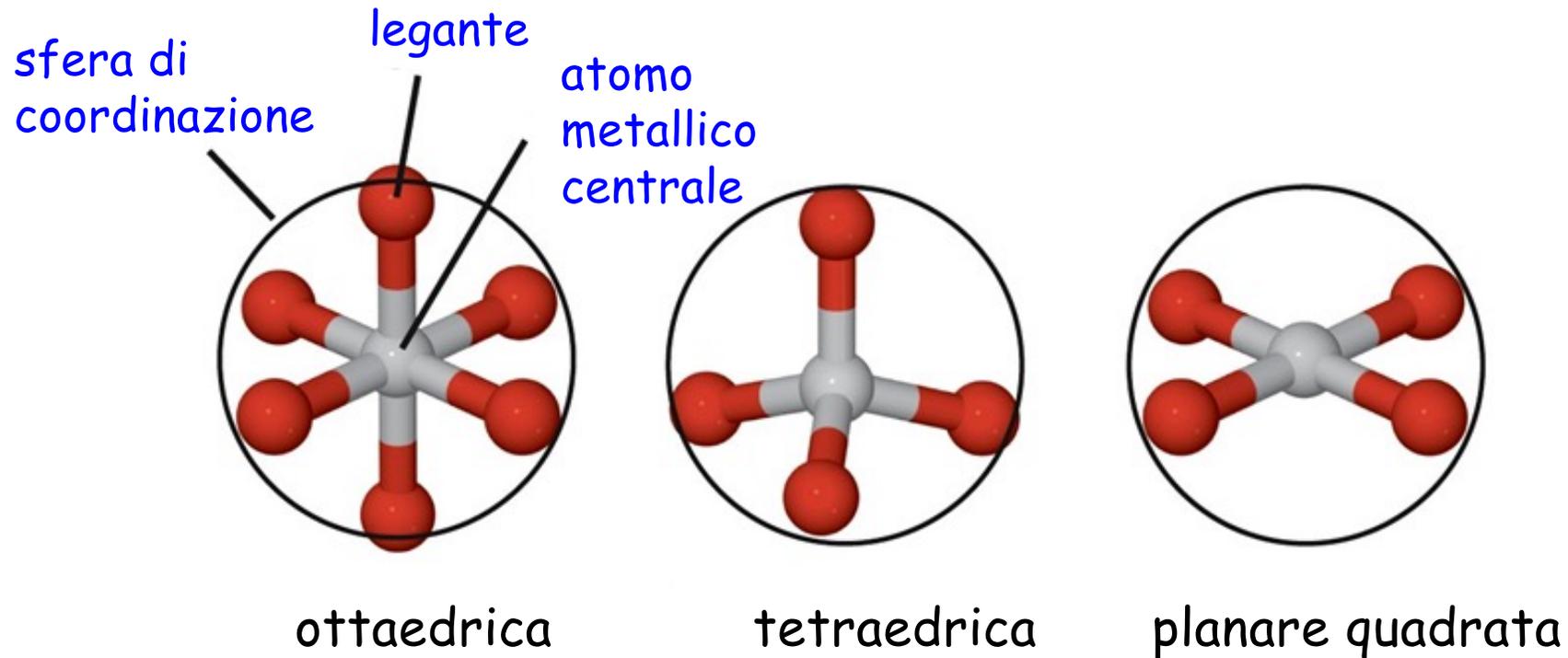
In genere l'atomo centrale è il **catione di un metallo di transizione** e gli ioni o le molecole che lo circondano si chiamano **leganti** (o anche ligandi).

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).

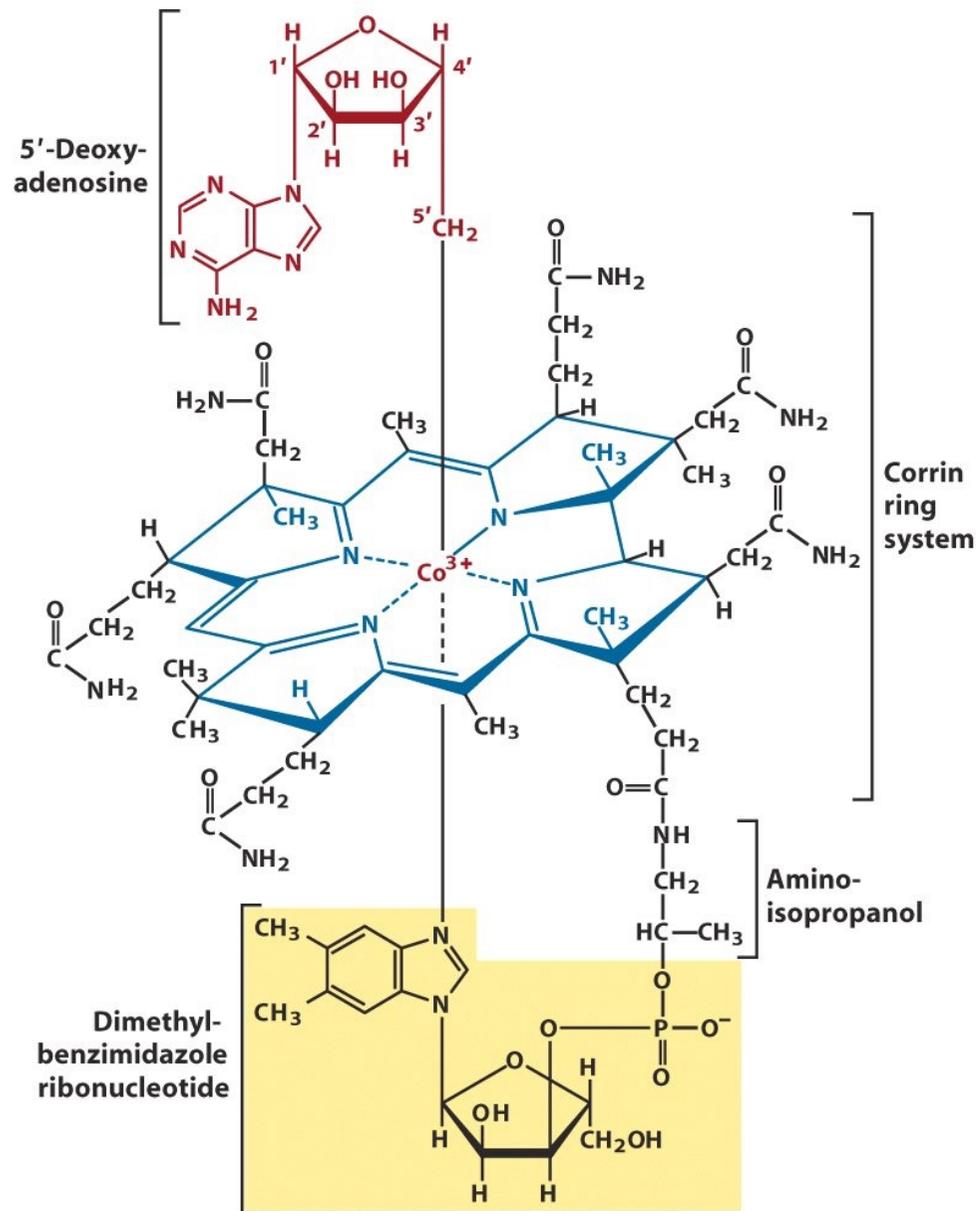
I legami risultanti, hanno energie tali che le transizioni elettroniche hanno lunghezze d'onda che cadono nel **visibile**: molti ioni complessi sono per questo motivo **colorati** (es. emoglobina e clorofilla).

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

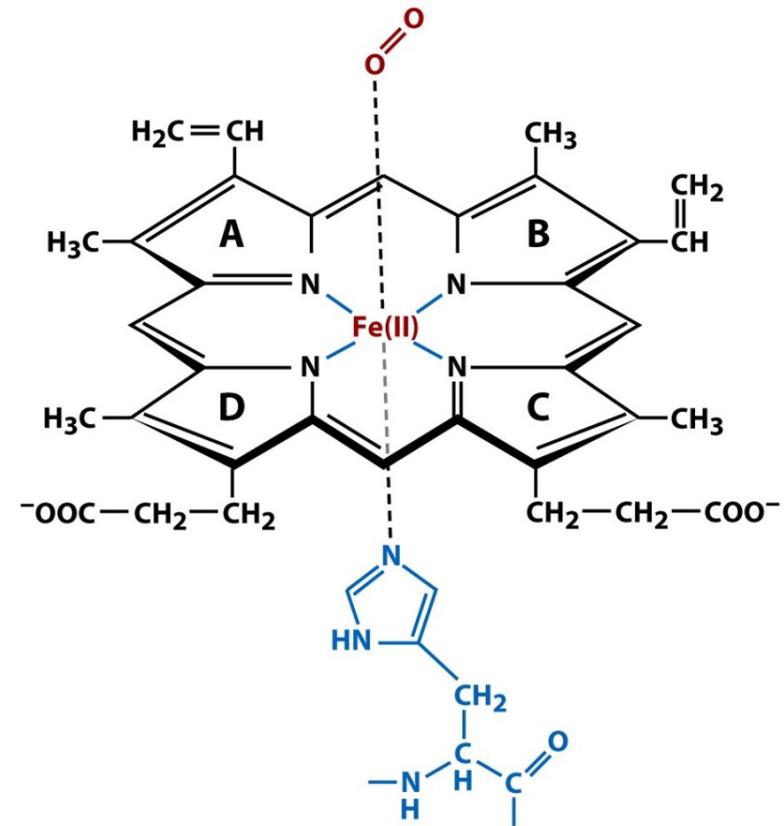


Il cis-platino (I), un farmaco anticancro usato nella chemioterapia

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



# L'eme nella mioglobina ed emoglobina



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

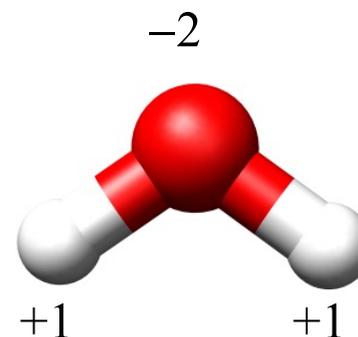
# Calcolo del numero di ossidazione (n.o.)

1. Tutte le sostanze allo stato **elementare** hanno n.o. pari a 0 **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**

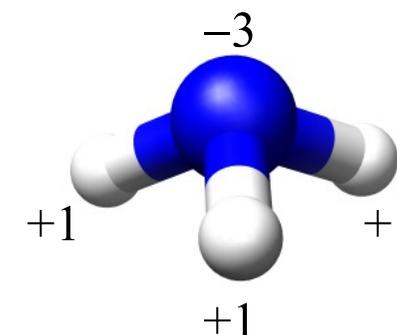
Per calcolare i numeri di ossidazione degli elementi di un composto:

- 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> )

