

ZANICHELLI

Simonetta Klein

Il racconto della chimica

ZANICHELLI

Capitolo 7

Nomenclatura e reazioni inorganiche

Sommario

1. La nomenclatura chimica
2. L'elettronegatività e i numeri di ossidazione
3. I composti binari
4. Gli ossidi: come si nominano e come si formano
5. I composti binari dell'idrogeno
6. Gli ossiacidi e i loro ioni poliatomici
7. Gli ioni idrossido e altri ioni molecolari
8. La formazione di sali

La nomenclatura chimica

La **chimica organica** si occupa di tutti i composti del carbonio, esclusi i pochi in cui il carbonio è legato esclusivamente a ossigeno, azoto o a ioni metallici.

La **chimica inorganica** si occupa di tutti gli altri elementi e dei composti del carbonio che sono stati esclusi nella definizione delle sostanze organiche.

La nomenclatura chimica

La denominazione di tutte le sostanze è affidata a un'organizzazione internazionale chiamata **IUPAC** (International Union of Pure and Applied Chemistry).

La IUPAC stabilisce come devono essere scritte le formule, quali nomi assegnare a ogni specie chimica e mantiene aggiornata la tavola periodica.



L'elettronegatività e i numeri di ossidazione

Gli elementi si indicano con il simbolo stesso dell'elemento.

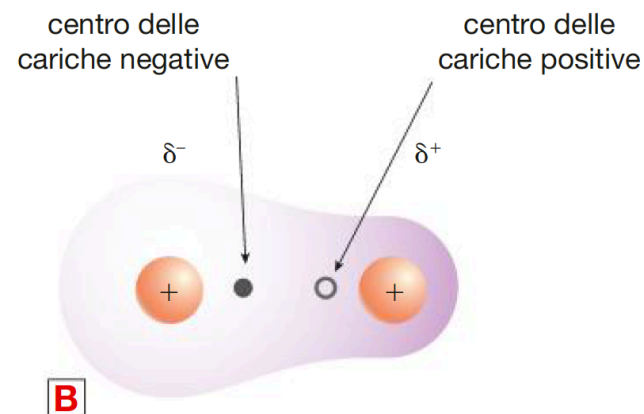
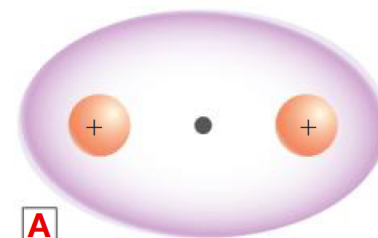
I gas elementari, esclusi i gas nobili, formano **molecole biatomiche** e quindi hanno formula H_2 , O_2 , ecc.

Gli atomi si legano tra loro e formano un legame. Questo può avvenire tra atomi simili o tra atomi diversi tra loro.

L'elettronegatività e i numeri di ossidazione

Se **due atomi sono uguali** gli elettroni trascorrono circa lo stesso tempo intorno a entrambi i nuclei.

Se **due atomi sono diversi** hanno diversa elettronegatività, gli elettroni trascorrono in media più tempo vicino all'atomo più elettronegativo inducendo su di esso una parziale carica negativa. L'atomo meno elettronegativo è impoverito di elettroni e ha una parziale carica positiva.



L'elettronegatività e i numeri di ossidazione

Il **numero di ossidazione** (n.o.), detto anche stato di ossidazione o grado di ossidazione, è una carica elettrica attribuita per convenzione a un atomo in una sostanza.

Negli ioni monoatomici il n.o. coincide con la carica dello ione.

Se l'atomo forma legami covalenti è necessario conteggiare gli elettroni.

I composti chimici sono tutti neutri quindi sommando tutti i n.o. si deve ottenere zero.

L'elettronegatività e i numeri di ossidazione

Ogni atomo ha uno o più n.o. che acquisisce quando forma legami con altri atomi. Nel caso in cui il legame covalente unisce atomi uguali, n.o. è zero.

nome	idrogeno		
numero atomico	1	-259	temperatura di fusione (°C)
		-253	temperatura di ebollizione (°C)
simbolo	H	1312	energia di prima ionizzazione (kJ/mol)
		2,20	elettronegatività (secondo Pauling)
massa atomica (u)	1,008	0,0899	densità (g/L)
		± 1	numeri di ossidazione
		1s ¹	configurazione elettronica

La tavola periodica aiuta nell'assegnare i numeri di ossidazione agli elementi.

L'elettronegatività e i numeri di ossidazione

I **metalli** hanno sempre n.o. positivo.

I **non metalli** hanno n.o. sia positivo che negativo, esclusi O e F che l'hanno solo negativo.

Nei **gas nobili** il n.o. non è definito.

Gli elementi del **I gruppo** nei composti hanno sempre n.o. +1, eccetto H che ha anche n.o. -1 quando lega i metalli.

Gli elementi del **II gruppo** hanno sempre n.o. +2.

I **metalli di transizione** hanno più n.o. tra cui, quasi sempre n.o. +2.

L'elettronegatività e i numeri di ossidazione

Anche gli altri elementi hanno quasi sempre più n.o.

Nei **non metalli** il n.o. positivo più alto è pari all'unità del numero che indica il gruppo.

L'**ossigeno** ha quasi sempre n.o. -2, tranne nei perossidi in cui n.o. è -1.

L'elettronegatività e i numeri di ossidazione

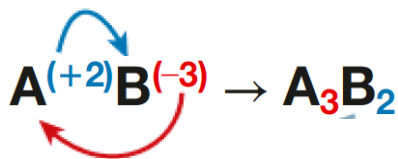
GRUPPI	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
PERIODI	I	II	III										IV	V	VI	VII	VIII		
1	idrogeno H																		elio He
2	litio Li	berillio Be											boro B	carbonio C	azoto N	ossigeno O	fluoro F	neon Ne	
3	sodio Na	magnesio Mg											alluminio Al	silicio Si	fosforo P	zolfo S	cloro Cl	argon Ar	
4	potassio K	calcio Ca	scandio Sc	titanio Ti	vanadio V	cromo Cr	manganese Mn	ferro Fe	cobalto Co	nichel Ni	rame Cu	zinc Zn	gallo Ga	germanio Ge	arsenico As	selenio Se	bromo Br	cripton Kr	
5	rubidio Rb	stronzio Sr	ittrio Y	zirconio Zr	niobio Nb	molibdeno Mo	tecnecio Tc	rutenio Ru	rodio Rh	rodio Pd	argento Ag	cadmio Cd	indio In	stagno Sn	antimonio Sb	tellurio Te	iodio I	xenon Xe	
6	cesio Cs	bario Ba	lantano La	hafnio Hf	tungsteno Ta	tungsteno W	renio Re	osmio Os	iridio Ir	platino Pt	oro Au	mercurio Hg	tallio Tl	piombo Pb	bismuto Bi	polonio Po	astato At	radone Rn	
7	francio Fr	radio Ra	attinio Ac	rutherfordio Rf	dubnio Db	seaborgio Sg	bohrio Bh	hassio Hs	meitnerio Mt	darmstadtio Ds	roentgenio Rg	copernicio Cn	nihonio Nh	flerovio Fl	moscovio Mc	livermorio Lv	tennessio Ts	oganessio Og	
	LANTANIDI																		
	ATTINIDI																		

I composti binari

I **composti binari** sono costituiti da due soli tipi di atomi diversi.

Nelle formule l'atomo con n.o. positivo deve essere scritto a sinistra e quello con n.o. negativo a destra.

Regola dell'incrocio per scrivere le formule minime dei composti binari: la carica del primo atomo diventa l'indice del secondo atomo, mentre la carica del secondo sarà l'indice del primo.



I composti binari

Nomenclatura

L'atomo con n.o. positivo mantiene il nome inalterato.

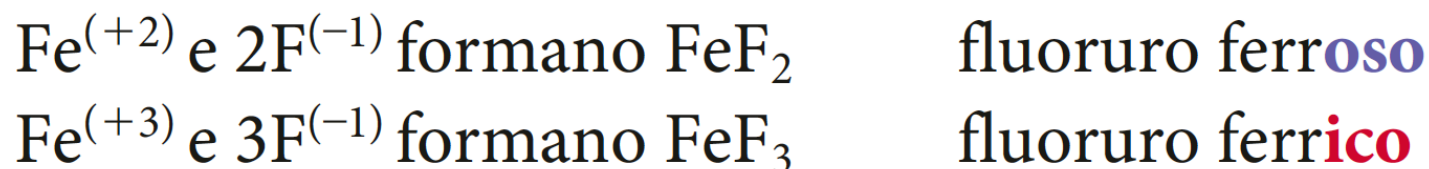
L'atomo con n.o. negativo prende la desinenza **-uro**; fa eccezione l'ossigeno che nei composti binari prende il nome di **ossido**.

KCl	clor uro di potassio
CaF ₂	fluor uro di calcio
MgO	ossido di magnesio

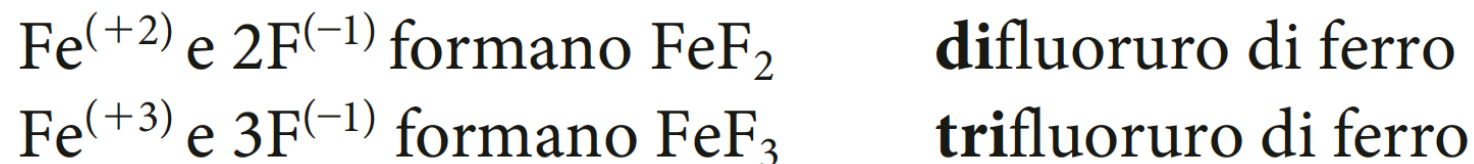
Per gli elementi con più di un numero di ossidazione sono possibili tre diverse nomenclature.

I composti binari

Nella **nomenclatura tradizionale**: l'atomo con n.o positivo prende il suffisso **-oso** se ha n.o. minore, mentre prende il suffisso **-ico** se ha n.o. maggiore.



Nella **nomenclatura IUPAC**: si usano prefissi numerici **mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, esa-** ecc. in base all'indice del rispettivo atomo presente nella formula.



I composti binari

Nome secondo Stock: usata per i metalli che possono formare più di un catione, segnalando direttamente nel nome il n.o. e omettendo prefissi e suffissi.

FeF_2 fluoruro di ferro (II)

FeF_3 fluoruro di ferro (III)

Cu_2O ossido di rame (I)

CuO ossido di rame (II)

Gli ossidi: come si nominano e come si formano

Gli **ossidi** sono tutti i composti che si formano dalla reazione di un elemento con l'ossigeno.

Si dividono **ossidi metallici** e **ossidi non metallici**.

Ossidi metallici: metallo + ossigeno

$4\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O}$ ossido di sodio o *ossido di disodio*

$2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$ ossido di calcio

$4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ ossido ferrico o *triossido di diferro*

Gli ossidi: come si nominano e come si formano

Ossidi non metallici: non metallo + ossigeno

Nella **nomenclatura tradizionale** sono detti **anidridi**. Per i non metalli con più di un numero di ossidazione si usa il suffisso **-oso** per il n.o. minore e il suffisso **-ico** per il n.o. maggiore. Se i n.o. sono più di due si usano anche i prefissi **-ipo** e **-per**.

Nella **nomenclatura IUPAC** si usano prefissi numerici **mono-**, **di-**, **tri-**, **tetra-**, **penta-**, **esa-**, ecc. in base all'indice del rispettivo atomo presente nella formula.

Gli ossidi: come si nominano e come si formano

Esempi di anidridi (nomi tradizionali) e ossidi (nomi IUPAC).

Formula	Nome tradizionale	Nome IUPAC	Reazione di formazione
B_2O_3	Anidride borica	Triossido di diboro	$4B + 3O_2 \rightarrow 2B_2O_3$
CO_2	Anidride carbonica	Diossido (anche biossido) di carbonio	$C + O_2 \rightarrow CO_2$
N_2O_3	Anidride nitrosa	Triossido di diazoto	$2N_2 + 3O_2 \rightarrow 2N_2O_3$
N_2O_5	Anidride nitrica	Pentossido di diazoto	$2N_2 + 5O_2 \rightarrow 2N_2O_5$
P_2O_3	Anidride fosforosa	Triossido di difosforo	$P_4 + 3O_2 \rightarrow P_4O_6 \rightarrow P_2O_3$
P_2O_5	Anidride fosforica	Pentossido di difosforo	$P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10} \rightarrow P_2O_5$
SO_2	Anidride solforosa	Diossido di zolfo	$S + O_2 \rightarrow SO_2$
SO_3	Anidride solforica	Triossido di zolfo	$2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_3$
Cl_2O	Anidride ipoclorosa	Monossido di dicloro	$2Cl_2 + O_2 \rightarrow 2Cl_2O$
Cl_2O_3	Anidride clorosa	Triossido di dicloro	$2Cl_2 + 3O_2 \rightarrow 2Cl_2O_3$
Cl_2O_5	Anidride clorica	Pentossido di dicloro	$2Cl_2 + 5O_2 \rightarrow 2Cl_2O_5$
Cl_2O_7	Anidride perclorica	Eptossido di dicloro	$2Cl_2 + 7O_2 \rightarrow 2Cl_2O_7$

Composti binari dell'idrogeno

L'idrogeno forma composti con i metalli, detti **idruri**, in cui ha n.o. -1.

Con il C forma gli **idrocarburi**, come i derivati del petrolio.

Idrogeno e ossigeno formano due composti binari:

il **monossido di idrogeno**, H_2O , acqua

il **diossido di diidrogeno**, H_2O_2 , acqua ossigenata.

Composti binari dell'idrogeno

Con gli elementi dei gruppi 16 e 17 l'idrogeno forma gli acidi binari, detti **idracidi**.

Esempi di acidi con idrogeno ed elementi dei gruppi 16 e 17 della tavola periodica.

Formula	Nome tradizionale	Nome IUPAC	Reazione di formazione
HF	Acido fluoridrico	Fluoruro di idrogeno	$H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$
HCl	Acido cloridrico	Cloruro di idrogeno	$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$
HBr	Acido bromidrico	Bromuro di idrogeno	$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$
HI	Acido iodidrico	Ioduro di idrogeno	$H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$
H ₂ S	Acido solfidrico	Solfuro di diidrogeno	$H_2 + S \rightarrow 2H_2S$

Uno dei più importanti composti dell'idrogeno con un non metallo è l'**ammoniaca** NH₃.

Ossiacidi e loro ioni poliatomici

L'**ossiacido** è un composto ternario di H, non metallo e O che si ottiene facendo reagire un'anidride con l'acqua.

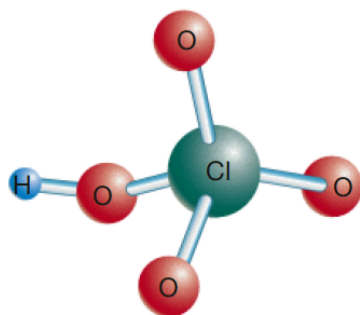
Formula dell'ossiacido	Nome dell'ossiacido	Reazione di formazione
H_3BO_3	Acido borico	$\text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{BO}_3$
H_2CO_3	Acido carbonico	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
HNO_2	Acido nitroso	$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_2$
HNO_3	Acido nitrico	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3$
H_3PO_3	Acido fosforoso	$\text{P}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_3$

La **nomenclatura** è analoga a quella delle anidridi da cui gli acidi derivano.

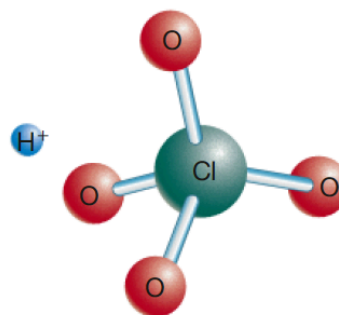
Ossiacidi e loro ioni poliatomici

Gli **ioni molecolari** derivano da molecole che hanno ceduto o acquistato elettroni, acquisendo rispettivamente una carica elettrica positiva o negativa.

Gli ossiacidi possono scindersi liberando ioni H^+ e ioni molecolari negativi costituiti da quello che resta della molecola.



acido perclorico
 $HClO_4$



ione perclorato
 ClO_4^-

Ossiacidi e loro ioni poliatomici

Formula ione	Nome dello ione
BO_3^{3-}	ione borato
CO_3^{2-}	ione carbonato
NO_2^-	ione nitrito
NO_3^-	ione nitrato
PO_4^{3-}	ione fosfato
SO_3^{2-}	ione solfito
SO_4^{2-}	ione solfato
ClO^-	ione ipoclorito
ClO_2^-	ione clorito
ClO_3^-	ione clorato
ClO_4^-	ione perclorato

I nomi tradizionali hanno un suffisso che deriva dal nome dell'ossiacido:

- l'acido –oso diviene lo ione **-ito**
- l'acido –ico diviene lo ione **-ato**

Ossiacidi e loro ioni poliatomici

Gli **ossiacidi poliprotici** hanno più di un atomo di H che si può scindere dalla molecola, come H_2SO_4 .

La scissione di un acido poliprotico può essere parziale:

HCO_3^- è lo ione **idrogenocarbonato**, detto anche **bicarbonato**

HSO_3^- è lo ione **idrogeno solfito** (o **bisolfito**)

HP_4^{2-} è il **monoidrogenofosfato**

H_2PO_4^- è il **diidrogenofosfato**

L'acido fosforoso, per esempio, non cede mai tutti i suoi protoni e forma i seguenti ioni:

HP_3^{2-} è il **monoidrogenofosfito**

H_2PO_3^- è il **diidrogenofosfito**

Ossiacidi e loro ioni poliatomici

Gli **ossiacidi** si formano a partire da cationi metallici e dagli ioni ottenuti dalla dissociazione degli ossiacidi.

Per scrivere le formule si usa la regola dell'incrocio.

I nomi tradizionali si ottengono abbinando le denominazioni degli ioni positivi e negativi:

Ca^{2+} e CO_3^{2-} formano il sale CaCO_3	carbonato di calcio
Ca^{2+} e HCO_3^- formano il sale $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	idrogenocarbonato di calcio o <i>bicarbonato di calcio</i>
Fe^{2+} e SO_4^{2-} formano il sale FeSO_4	solfo ferroso (-oso perché il ferro ha il suo n.o. minore)
2Fe^{3+} e CO_3^{2-} formano il sale $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$	carbonato ferrico
Mg^{2+} e ClO_4^- formano il sale $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$	perclorato di magnesio
2Na^+ e SO_4^{2-} formano il sale Na_2SO_4	solfo di sodio

Gli ioni idrossido e altri ioni molecolari

Gli **idrossidi** sono composti ternari costituiti da ioni metallici e ioni idrossido (OH^-). Si ottengono dalla reazione tra acqua e ossidi metallici.

Per scrivere le formule si usa la regola dell'incrocio.

Formula	Nome tradizionale	Nome IUPAC	Reazione di formazione
NaOH	idrossido di sodio	idrossido di sodio	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$
KOH	idrossido di potassio	idrossido di potassio	$\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	idrossido di calcio	diidrossido di calcio	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	idrossido di magnesio	diidrossido di magnesio	$\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	idrossido ferroso	diidrossido di ferro	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_2$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	idrossido ferrico	triidrossido di ferro	$\text{FeO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$

Gli ioni idrossido e altri ioni molecolari

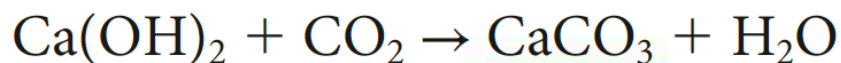
Nello studio della chimica si incontrano alcuni ioni positivi e negativi abbastanza comuni:

- NH_4^+ ione **ammonio**, che forma, per esempio, il *cloruro d'ammonio*, NH_4Cl
- O_2^{2-} ione **perossido**, che forma, per esempio, il *perossido di sodio*, Na_2O_2
- MnO_4^- ione permanganato, che troviamo nel *permanganato di potassio*, KMnO_4
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ione bicromato, che forma il *bicromato di potassio*, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- SiO_4^{4-} ione silicato, che si trova nel *silicato ferroso*, Fe_2SiO_4
- CN^- ione cianuro, che si trova nel micidiale veleno *cianuro di potassio*, KCN
- CNO^- ione cianato, che forma il *cianato di ammonio*, NH_4CNO
- CNS^- ione tiocianato, nel *tiocianato di potassio*, KCNS

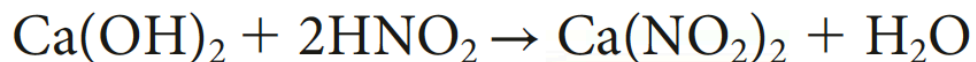
La formazione di sali

I **sali** sono composti ternari costituiti da un metallo, un non metallo e ossigeno. Si ottengono dalla reazione tra fra un idrossido metallico e un ossiacido o un idracido.

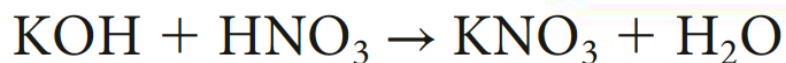
Si formano con una **reazione di neutralizzazione**, e si ottiene sempre H_2O .



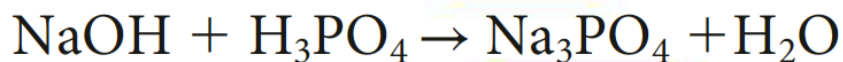
carbonato di calcio



nitrito di calcio



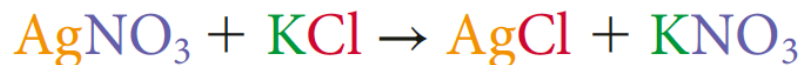
nitrato di potassio



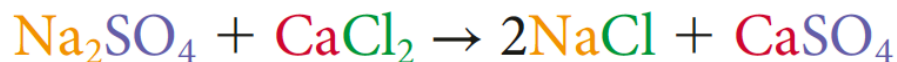
fosfato di sodio

La formazione di sali

I sali possono reagire tra loro scambiandosi gli ioni di cui sono costituiti e generando altri sali.



nitrate d'argento + cloruro di potassio \rightarrow cloruro d'argento + nitrate di potassio



solfoato di sodio + cloruro di calcio \rightarrow cloruro di sodio + solfoato di calcio