

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.

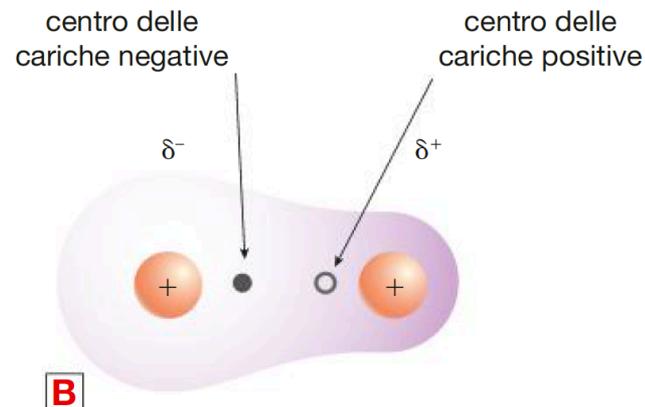
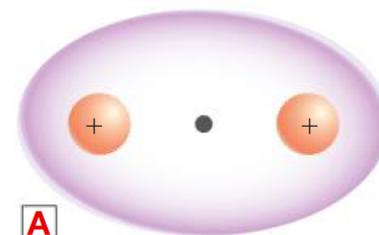
I gas elementari, esclusi i gas nobili, formano **molecole biatomiche** e quindi hanno formula H_2, O_2 , ecc.

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

n.o. = +2

n.o. = +1
H anche
n.o. = -1

n.o. = -2
nei perossidi
n.o. = -1

n.o. sia positivo
sia negativo

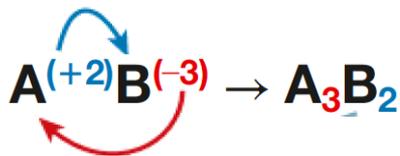
GRUPPI																		18	
PERIODI																		VIII	
1	idrogeno																18	elio	
1	H																	He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	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.

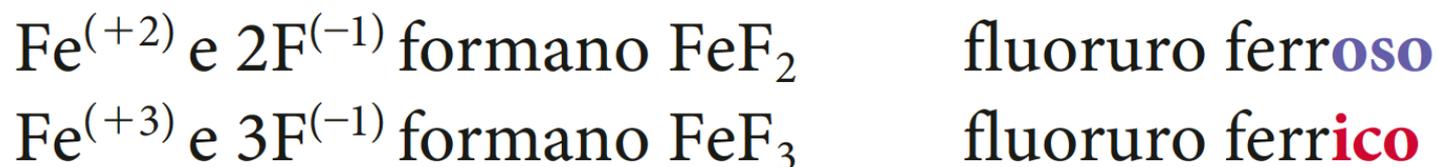
L'atomo con n.o. negativo prende la desinenza **-uro**; fa eccezione l'ossigeno che nei composti binari prende il nome di **ossido**.

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

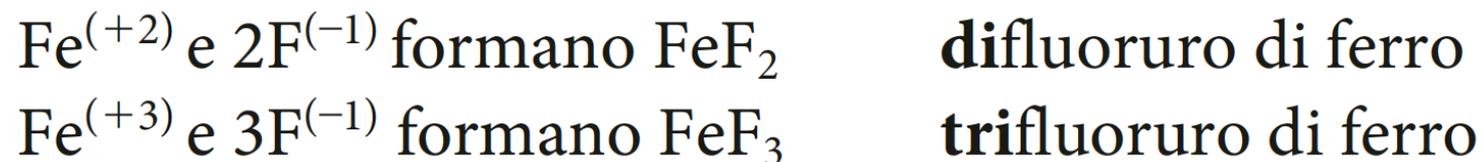
Per gli elementi con più di un numero di ossidazione sono possibili tre diverse nomenclature.

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.

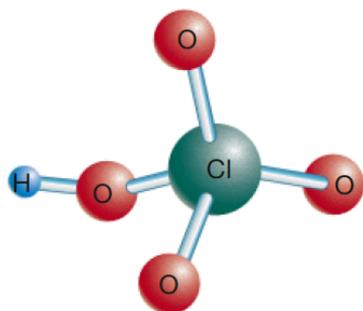
Formula dell'ossiacido	Nome dell'ossiacido	Reazione di formazione
H_3BO_3	Acido borico	$\text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{BO}_3$
H_2CO_3	Acido carbonico	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
HNO_2	Acido nitroso	$\text{N}_2\text{O}_3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

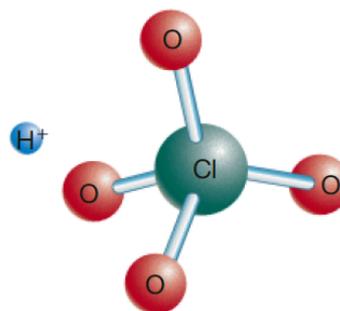
Ossiacidi e loro ioni poliatomici

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	solfato 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	solfato 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

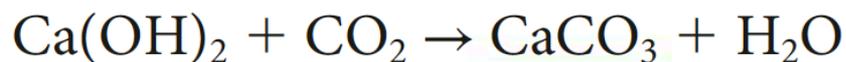
Nello studio della chimica si incontrano alcuni ioni positivi e negativi abbastanza comuni:

- 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

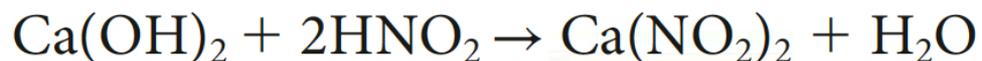
La formazione di sali

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.

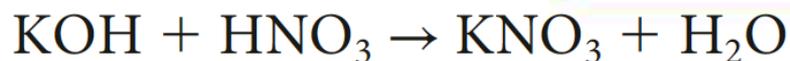
Si formano con una **reazione di neutralizzazione**, e si ottiene sempre H_2O .



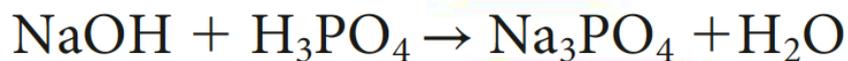
carbonato di calcio



nitrito di calcio



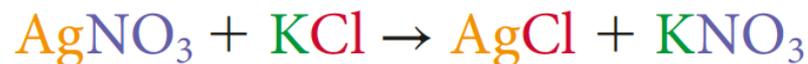
nitrato di potassio



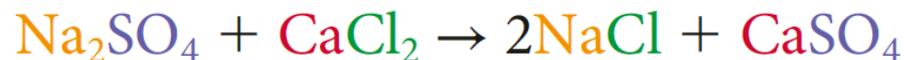
fosfato di sodio

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