CAPITOLO

8

La nomenclatura dei composti inorganici

Un buon nome chimico è una formula scritta a parole: chi lo legge deve poter ricostruire la sostanza.

OBIETTIVI

1. Definire il numero di ossidazione e calcolarlo in composti e ioni poliatomici, distinguendolo dalla valenza.
2. Classificare i composti inorganici in ossidi, perossidi, idruri, idracidi, idrossidi, ossiacidi e sali.
3. Dare il nome a un composto con la nomenclatura IUPAC, di Stock e tradizionale, e leggere tutte e tre.
4. Scrivere la formula di un composto a partire dal nome, usando le cariche degli ioni.
5. Scrivere e bilanciare le reazioni di formazione delle principali classi di composti.
6. Riconoscere i composti inorganici di uso quotidiano e collegarne i pericoli alla classe del composto.

INDICE DEL CAPITOLO

8.1 Il numero di ossidazione 2
8.2 Le famiglie dei composti inorganici 6
8.3 Tre nomenclature per gli stessi composti 8
8.4 Dalla formula al nome e dal nome alla formula 12
8.5 Le reazioni di formazione 14
8.6 I composti inorganici di uso quotidiano 16

Scienze naturali 3 · Parte II · Legami, composti e soluzioni · versione 1.0
Capitolo 8: La nomenclatura dei composti inorganici · pagine 193–214 del volume completo · estratto per lo studio

Sull'etichetta di un detersivo per il bagno si legge «contiene acido cloridrico»; su quella della candeggina «ipoclorito di sodio»; il farmacista chiama «bicarbonato» ciò che il chimico chiama «idrogenocarbonato di sodio», e un enologo parla di «anidride solforosa» dove un articolo scientifico scrive «diossido di zolfo». I composti inorganici conosciuti sono moltissimi e ognuno ha bisogno di un nome che dica, senza ambiguità, di che cosa è fatto. Un nome chimico non è un'etichetta arbitraria come il nome di una persona: è una formula scritta a parole, che si può tradurre nella formula e viceversa.

In questo capitolo impari le regole per farlo. Si parte dal **numero di ossidazione**, lo strumento che permette di «contare» le cariche anche nei composti senza ioni; si classificano poi i composti inorganici in poche famiglie, secondo gli elementi che li formano; infine si confrontano le tre nomenclature che userai, quella IUPAC con i prefissi, quella di Stock e quella tradizionale, e le reazioni con cui le diverse classi di composti si formano l'una dall'altra.

8.1 Il numero di ossidazione

> **DA RICORDARE**
>
> **Richiamo.** Una formula chimica indica quali elementi formano un composto e in quale rapporto (*Scienze naturali 1*, cap. 5). Un atomo che perde elettroni diventa un catione, uno che li acquista un anione (cap. 3). L'elettronegatività misura la tendenza di un atomo legato ad attirare verso di sé gli elettroni di legame: è massima per il fluoro (3,98) e per l'ossigeno (3,44), minima per i metalli alcalini (cap. 5). Nel cap. 6 hai visto che gli elettroni di un legame fra atomi diversi non sono condivisi in parti uguali.

Nel cloruro di sodio le cariche sono reali: il cristallo è fatto di ioni Na^+ e Cl^-. Nell'acqua, invece, non ci sono ioni: gli atomi di idrogeno e di ossigeno condividono coppie di elettroni. Eppure l'ossigeno, più elettronegativo, attira gli elettroni dei due legami più vicino a sé. Per descrivere in modo uniforme composti ionici e molecolari i chimici usano una «contabilità» delle cariche: il **numero di ossidazione** (n.o.) di un atomo è la carica che quell'atomo avrebbe se tutti i suoi legami fossero ionici, cioè se gli elettroni di ogni legame appartenessero per intero all'atomo più elettronegativo. Gli elettroni di un legame fra due atomi uguali, invece, si dividono a metà.

Il numero di ossidazione si scrive con il segno davanti al numero (+2, −1), per distinguerlo dalla carica di uno ione, che si scrive con il segno dopo (2+, 1−). Nell'acqua l'ossigeno riceve, in questa contabilità, tutti gli 8 elettroni che ha intorno: ne aveva 6 di valenza come atomo libero, e così ottiene n.o. −2; ciascun idrogeno perde il suo unico elettrone e ha n.o. +1 (Figura 8.1). Sono cariche **convenzionali**: nella molecola d'acqua l'ossigeno non porta davvero due cariche

negative, ma il n.o. permette di trattare con le stesse regole una molecola e un cristallo ionico. Non va confuso nemmeno con la carica formale del cap. 6, che divide a metà gli elettroni di **tutti** i legami.

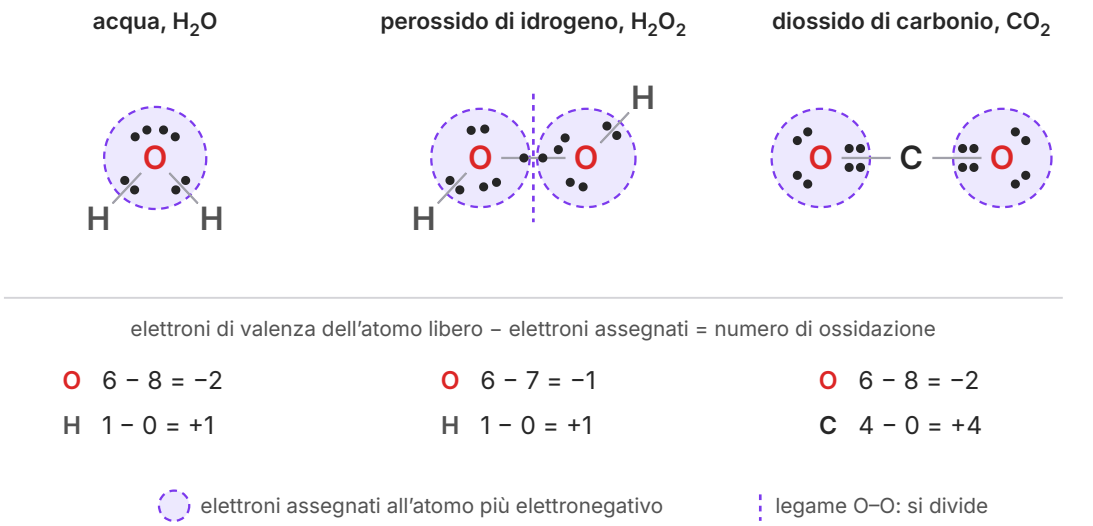


Figura 8.1 Come si assegna il numero di ossidazione a partire dalla formula di Lewis (cap. 6). Gli elettroni di ogni legame si attribuiscono all'atomo più elettronegativo (zona violetta); quelli del legame fra due atomi uguali, come O–O nel perossido di idrogeno, si dividono a metà. Il n.o. è la differenza fra gli elettroni di valenza dell'atomo libero e quelli che gli vengono assegnati.

8.1.1 Le regole per assegnarlo

Disegnare ogni volta la formula di Lewis sarebbe lento. Nella pratica il n.o. si ricava da poche regole, applicate in quest'ordine:

1. un atomo in una **sostanza elementare** ha n.o. 0: Fe, Na, O_2, Cl_2, S_8;
2. in uno **ione monoatomico** il n.o. è uguale alla carica dello ione: Na^+ +1, Fe^{3+} +3, S^{2-} −2;
3. il **fluoro**, l'elemento più elettronegativo, nei composti ha sempre n.o. −1;
4. l'**ossigeno** ha di solito n.o. −2; fanno eccezione i perossidi, come H_2O_2, dove ha −1, e il difluoruro di ossigeno, OF_2, dove ha +2, perché il fluoro è più elettronegativo;
5. l'**idrogeno** ha di solito n.o. +1, ma −1 negli idruri metallici, come NaH e CaH_2, dove è legato a un metallo meno elettronegativo;
6. i **metalli alcalini** (gruppo 1) hanno sempre +1, i **metalli alcalino-terrosi** (gruppo 2) sempre +2; l'alluminio +3;
7. la **somma** dei n.o. di tutti gli atomi è 0 in un composto neutro ed è uguale alla carica in uno ione poliatomico.

L'ultima regola è quella che permette di calcolare il n.o. degli elementi che ne hanno più di uno, come lo zolfo, l'azoto, il cloro o il ferro: si sommano i n.o. noti e si ricava quello mancante. Uno **ione poliatomico** è un gruppo di atomi legati fra loro che porta, nel suo insieme, una carica: lo ione solfato SO_4^{2-}, lo ione nitrato NO_3^-, lo ione ammonio NH_4^+. I più comuni sono raccolti nella Tabella C.1 dell'appendice.

IN SINTESI

Le regole del numero di ossidazione

sostanza elementare: 0 ione monoatomico: n.o. = carica F: −1 O: −2 (perossidi −1) H: +1 (idruri metallici −1) gruppo 1: +1 gruppo 2: +2 Al: +3

Σ n.o. = 0 in un composto neutro; Σ n.o. = carica in uno ione poliatomico

ESEMPIO SVOLTO

Calcolare i numeri di ossidazione

Problema. Calcola il n.o. dello zolfo nell'acido solforico, H_2SO_4, dell'azoto nello ione ammonio, NH_4^+, e del cromo nello ione dicromato, $Cr_2O_7^{2-}$.

Soluzione. In H_2SO_4: $2 \times (+1) + x + 4 \times (-2) = 0$, da cui $x = +6$. In NH_4^+: $x + 4 \times (+1) = +1$, da cui $x = -3$. In $Cr_2O_7^{2-}$ ci sono due atomi di cromo: $2x + 7 \times (-2) = -2$, quindi $2x = +12$ e $x = +6$.

Risultato. S +6; N −3; Cr +6. Il n.o. si riferisce sempre a **un** atomo: nel dicromato la somma +12 va divisa per i due atomi di cromo.

La Figura 8.2 riassume i n.o. più frequenti degli elementi che incontrerai. Si nota una regolarità che dipende dalla configurazione elettronica (cap. 4 e 5): nei composti comuni i metalli hanno solo n.o. positivi, e per quelli dei gruppi 1 e 2 e per l'alluminio il valore coincide con il numero di elettroni di valenza; i non metalli possono avere n.o. negativi, legati a metalli o all'idrogeno, e positivi, legati all'ossigeno o al fluoro. Il n.o. massimo di un elemento dei gruppi 13–17 corrisponde di solito al numero dei suoi elettroni di valenza: +5 per l'azoto e il fosforo, +6 per lo zolfo, +7 per il cloro. Il fluoro e l'ossigeno, che sono i più elettronegativi, fanno eccezione.

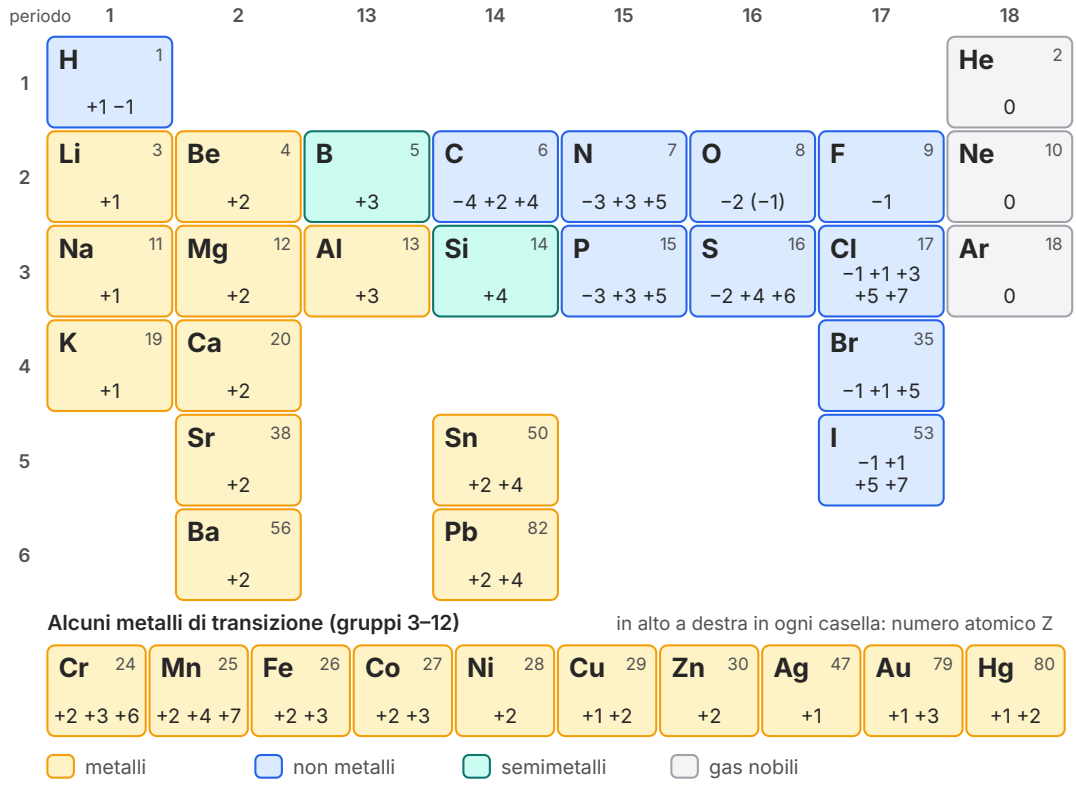


Figura 8.2 I numeri di ossidazione più comuni di alcuni elementi, sulla forma della tavola periodica (gruppi 1, 2 e 13–18; sotto, alcuni metalli di transizione). Sono indicati solo i valori che si incontrano più spesso: l'azoto, per esempio, ha anche +1, +2 e +4 nei suoi ossidi, e lo xeno forma pochi composti con n.o. positivi. Dati: Atkins e coll.; Greenwood ed Earnshaw, *Chemistry of the Elements*.

8.1.2 Numero di ossidazione e valenza

Nei libri più vecchi, e nel linguaggio di molti laboratori, si parla ancora di «valenza» di un elemento. La **valenza** è il numero di legami che un atomo forma, o il numero di elettroni che usa per legarsi: è un numero senza segno. Il n.o. è una cosa diversa. Il carbonio forma sempre quattro legami, ma il suo n.o. è −4 nel metano, CH_4, 0 nella formaldeide, CH_2O, e +4 nel diossido di carbonio, CO_2: cambia secondo gli atomi a cui è legato. Il n.o. può anche non essere un numero intero, quando è una media fra atomi diversi dello stesso elemento: negli esercizi lo incontrerai nella magnetite, il minerale magnetico del ferro.

ERRORE FREQUENTE

«Il n.o. è la carica dell'atomo» oppure «la valenza negativa del cloro». Il n.o. coincide con una carica reale solo negli ioni monoatomici. Nei composti molecolari, come HCl o CO_2, nessun atomo porta davvero una carica intera: il cloro ha n.o. −1 in HCl, ma nella molecola porta solo una carica parziale δ−. E la valenza non ha segno: è un numero di legami. Nei calcoli di questo capitolo usa sempre il n.o., con il suo segno.

8.2 Le famiglie dei composti inorganici

I composti inorganici si dividono in **composti binari**, formati da due soli elementi, e **composti ternari**, formati da tre. La distinzione fondamentale è fra metalli e non metalli, perché i due gruppi danno composti con proprietà opposte. I loro ossidi, sciolti in acqua, danno sostanze di comportamento opposto: basi e acidi, che si neutralizzano a vicenda formando sali. La Figura 8.3 mostra come le famiglie discendono l'una dall'altra; qui le passiamo in rassegna.

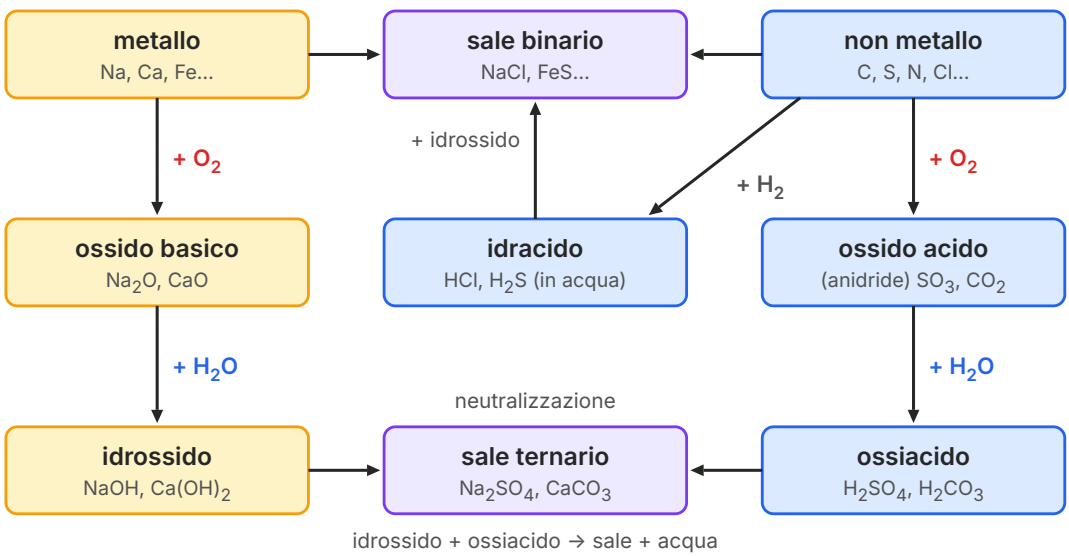


Figura 8.3 Lo schema di formazione dei composti inorganici. A sinistra i composti dei metalli (in arancio), a destra quelli dei non metalli (in blu), al centro i sali (in violetto), che si formano quando un composto della colonna di sinistra reagisce con uno della colonna di destra. Gli idruri e i perossidi non sono riportati.

8.2.1 I composti binari

Gli **ossidi** sono i composti binari dell'ossigeno, con n.o. −2. Si distinguono in due classi. Un **ossido basico** è l'ossido di un metallo: Na_2O, CaO, Fe_2O_3. Con l'acqua forma un idrossido, una base.

Un **ossido acido** è l'ossido di un non metallo: CO_2, SO_3, N_2O_5. Con l'acqua forma un ossiacido. Nella nomenclatura tradizionale gli ossidi acidi si chiamano **anidridi**, cioè «senz'acqua»: l'anidride è ciò che resta dell'acido quando gli si toglie l'acqua. La divisione non è netta: alcuni ossidi, come Al_2O_3 e ZnO, si comportano da basi con gli acidi e da acidi con le basi, e altri, come il monossido di carbonio, CO, non reagiscono con l'acqua.

I **perossidi** contengono il gruppo O_2^{2-}, in cui due atomi di ossigeno sono legati fra loro e hanno n.o. −1. Il più noto è il perossido di idrogeno, H_2O_2, la cui soluzione acquosa si vende come «acqua ossigenata»; un altro è il perossido di sodio, Na_2O_2.

I composti binari dell'idrogeno sono di tre tipi. Gli **idruri** metallici, come NaH e CaH_2, contengono lo ione H^- (n.o. −1). Gli idruri covalenti dei non metalli dei gruppi 14 e 15 si chiamano quasi sempre con nomi d'uso, accettati anche dalla IUPAC: **metano**, CH_4, e **ammoniaca**, NH_3; lo stesso vale per l'**acqua**, H_2O. Gli **idracidi** sono i composti dell'idrogeno con gli alogeni e con lo zolfo (HF, HCl, HBr, HI, H_2S): sono gas a 25 °C (il fluoruro di idrogeno solo di poco: bolle a 19,5 °C) che, sciolti in acqua, danno soluzioni acide. Per questo lo stesso composto ha due nomi: HCl puro, un gas, è il **cloruro di idrogeno**; la sua soluzione acquosa è l'**acido cloridrico**.

Infine i **sali binari** sono formati da un metallo e da un non metallo diverso dall'ossigeno: NaCl, KBr, CaF_2, FeS. Il metallo vi ha n.o. positivo, il non metallo negativo.

8.2.2 I composti ternari

Gli **idrossidi** contengono un metallo e uno o più gruppi OH^-, lo ione idrossido: NaOH, $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_3$. Il numero di gruppi OH è uguale al n.o. del metallo. Sono le basi più comuni: hanno sapore amaro (da non provare mai), sono saponosi al tatto e fanno cambiare colore agli indicatori, come vedrai nel cap. 10.

Gli **ossiacidi** sono formati da idrogeno, un non metallo (o un metallo con n.o. alto, come il manganese +7 o il cromo +6) e ossigeno: H_2SO_4, HNO_3, H_2CO_3, H_3PO_4. In acqua cedono uno o più ioni H^+ e lasciano un anione poliatomico, detto ossoanione: il solfato SO_4^{2-}, il nitrato NO_3^-, il carbonato CO_3^{2-}, il fosfato PO_4^{3-}.

I **sali** sono composti ionici formati da un catione diverso da H^+ e da un anione diverso da OH^- e da O^{2-}. I sali binari derivano dagli idracidi; i **sali ternari** derivano dagli ossiacidi: Na_2SO_4, KNO_3, $CaCO_3$. Se l'acido aveva più atomi di idrogeno e non tutti sono stati sostituiti da un metallo, si ottiene un **sale acido**, che contiene ancora idrogeno nell'anione: l'idrogenocarbonato di sodio, $NaHCO_3$, o il diidrogenofosfato di potassio, KH_2PO_4, usato nei concimi. Molti sali cristallizzano con molecole d'acqua: sono gli idrati del cap. 1, come $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

ERRORE FREQUENTE

«L'anidride carbonica è un acido». Un'anidride (ossido acido) non contiene idrogeno e non è un acido: lo **diventa** reagendo con l'acqua. CO_2 è l'anidride; H_2CO_3, che si forma in piccola parte quando CO_2 si scioglie in acqua, è l'acido carbonico. Allo stesso modo, il «perossido» non è il «per-...-ico»: il primo contiene il gruppo O–O, il secondo indica solo il n.o. più alto di un elemento.

8.3 Tre nomenclature per gli stessi composti

Il nome di un composto si può costruire in tre modi, che userai tutti. La **nomenclatura IUPAC** dice quanti atomi di ciascun elemento ci sono nella formula, con prefissi numerici. La **nomenclatura di Stock** indica il n.o. del metallo (o dell'elemento meno elettronegativo) con un numero romano fra parentesi. La **nomenclatura tradizionale** distingue i n.o. con suffissi e prefissi (-oso/-ico, ipo-, per-). La IUPAC, l'Unione internazionale di chimica pura e applicata, raccomanda le prime due nelle sue regole per la chimica inorganica (2005). La terza è ancora diffusissima nei laboratori italiani, sulle etichette dei prodotti e nei testi meno recenti: per questo occorre saperla leggere (Figura 8.4).

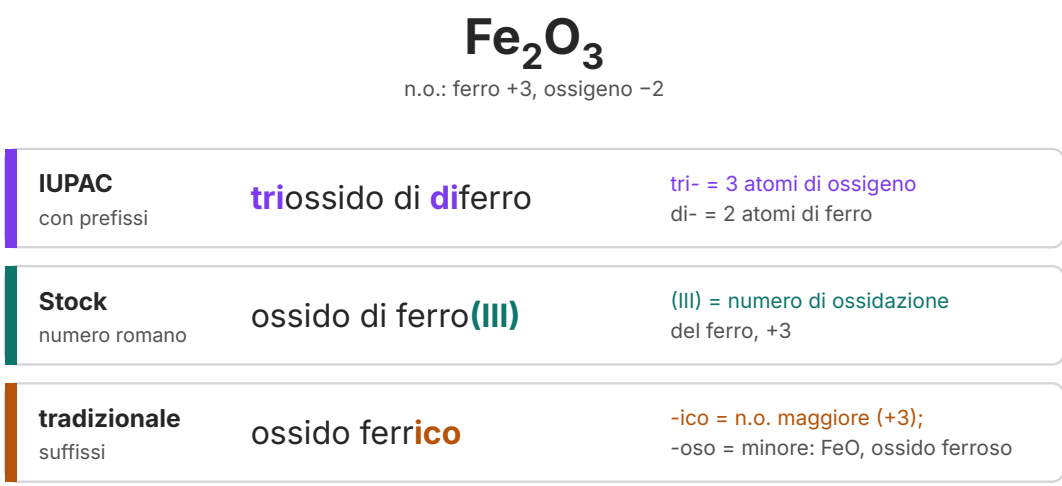


Figura 8.4 Lo stesso composto, Fe_2O_3, nelle tre nomenclature. Il nome IUPAC conta gli atomi con i prefissi; quello di Stock indica il numero di ossidazione del ferro; quello tradizionale lo distingue con un suffisso, che ha senso solo confrontando i due ossidi del ferro, FeO e Fe_2O_3.

8.3.1 La nomenclatura IUPAC con i prefissi

Il nome si legge al contrario della formula: prima l'elemento più elettronegativo, scritto a destra, con la desinenza **-uro** (cloruro, bromuro, solfuro, idruro) oppure, per l'ossigeno, la parola **ossido**; poi «di» e il nome dell'altro elemento. Ciascuno è preceduto dal prefisso che indica quanti atomi ne contiene la formula: mono- (1), di- (2), tri- (3), tetra- (4), penta- (5), esa- (6), epta- (7). Il prefisso mono- si usa solo davanti a «ossido» o al nome dell'anione, quando serve a distinguere composti diversi, e mai davanti al nome del secondo elemento; davanti a «ossido» cade la vocale finale -a o -o del prefisso (monossido, tetrossido, pentossido), mentre di- e tri- restano interi (diossido, triossido).

Così CO è il **monossido di carbonio**, CO_2 il **diossido di carbonio**, N_2O_5 il **pentossido di diazoto**, Fe_2O_3 il **triossido di diferro**, $FeCl_3$ il **tricloruro di ferro**, CaH_2 il **diidruro di calcio**. È il sistema più semplice da applicare: basta leggere la formula, senza calcolare nulla. Se un elemento forma un solo composto con l'altro, i prefissi si possono omettere: NaCl è semplicemente il cloruro di sodio, Al_2O_3 l'ossido di alluminio.

8.3.2 La nomenclatura di Stock

Quando un metallo ha più n.o., come il ferro (+2 e +3) o il rame (+1 e +2), il nome di Stock lo indica con un numero romano fra parentesi, scritto subito dopo il nome dell'elemento, senza spazio: $FeCl_2$ è il **cloruro di ferro(II)**, $FeCl_3$ il **cloruro di ferro(III)**; Cu_2O è l'**ossido di rame(I)**, CuO l'**ossido di rame(II)**. Per gli elementi che hanno un solo n.o., come i metalli dei gruppi 1 e 2, lo zinco e l'alluminio, il numero si omette: ossido di calcio, cloruro di zinco. Il sistema si applica anche agli ossidi dei non metalli: SO_2 è l'ossido di zolfo(IV), SO_3 l'ossido di zolfo(VI). Per scrivere un nome di Stock bisogna prima calcolare il n.o.: la formula da sola non basta.

8.3.3 La nomenclatura tradizionale

Nella nomenclatura tradizionale, quando un elemento ha due n.o., il nome del composto in cui ha il n.o. minore prende il suffisso **-oso**, quello in cui ha il maggiore il suffisso **-ico**: FeO è l'ossido **ferroso** (Fe +2), Fe_2O_3 l'ossido **ferrico** (Fe +3); Cu_2O l'ossido **rameoso** (Cu +1), CuO l'ossido **rameico** (Cu +2). Si vede subito il limite del metodo: «-oso» indica +2 nel ferro e +1 nel rame. Il suffisso dice solo quale dei due n.o., non quale valore.

Per gli ossidi dei non metalli si usa la parola «anidride»: CO_2 è l'anidride carbonica, SO_2 l'anidride solforosa, SO_3 l'anidride solforica. Gli ossiacidi prendono lo stesso aggettivo dell'anidride da cui derivano: acido solforoso, H_2SO_3, e acido solforico, H_2SO_4. Se l'elemento ha quattro n.o. positivi, come il cloro, si aggiungono i prefissi **ipo-** (sotto) per il n.o. più basso e **per-** (oltre) per il più alto: acido ipocloroso (+1), cloroso (+3), clorico (+5), perclorico (+7) (Figura 8.5). Lo schema dei nomi vale, almeno formalmente, anche per gli ossidi del cloro, anche se non tutti sono stabili.

Per i sali, la desinenza dell'acido si trasforma: **-idrico** diventa **-uro** (acido cloridrico → cloruri), **-oso** diventa **-ito** (acido solforoso → solfiti), **-ico** diventa **-ato** (acido solforico → solfati). I prefissi ipo- e per- restano: l'acido ipocloroso dà gli ipocloriti, l'acido perclorico i perclorati. Per gli ossiacidi e i loro anioni la IUPAC conserva questi nomi tradizionali, e li userai anche tu: acido solforico, solfato di sodio, nitrato di potassio. Le regole IUPAC prevedono anche nomi sistematici per gli ossoanioni, che però sono lunghi e si usano poco.

n.o. del cloro	ossiacido	anione (e sali)	sale di sodio
+1	**$HClO$** acido **ipocloroso**	**ClO^-** **ipoclorito**	**$NaClO$** ipoclorito di sodio
+3	**$HClO_2$** acido **cloroso**	**ClO_2^-** **clorito**	**$NaClO_2$** clorito di sodio
+5	**$HClO_3$** acido **clorico**	**ClO_3^-** **clorato**	**$NaClO_3$** clorato di sodio
+7	**$HClO_4$** acido **perclorico**	**ClO_4^-** **perclorato**	**$NaClO_4$** perclorato di sodio

Regola: -oso → -ito, -ico → -ato. ipo- … -oso = il n.o. più basso; per- … -ico = il più alto.

Con due soli n.o. bastano i suffissi: zolfo +4 acido solforoso, H_2SO_3 → solfito; +6 acido solforico, H_2SO_4 → solfato.

Figura 8.5 I quattro ossiacidi del cloro, i loro anioni e i sali di sodio corrispondenti. Il prefisso (in verde) e il suffisso (in arancio) indicano la posizione del numero di ossidazione nella serie; nel passaggio dall'acido al sale -oso diventa -ito e -ico diventa -ato. L'ipoclorito di sodio è il principio attivo della candeggina; $HClO$, $HClO_2$ e $HClO_3$ esistono solo in soluzione acquosa.

DA RICORDARE

Dai nomi degli acidi ai nomi dei sali. acido …idrico → …uro acido …oso → …ito acido …ico → …ato. Il prefisso (ipo-, per-) resta invariato. Il sale si chiama con il nome dell'anione seguito da «di» e dal nome del catione: K_2SO_3 solfito di potassio, $Ca(ClO_4)_2$ perclorato di calcio.

Gli idrossidi si chiamano «idrossido di» seguito dal nome del metallo, con il numero di Stock quando serve: $Fe(OH)_2$ idrossido di ferro(II), o idrossido ferroso; $Fe(OH)_3$ idrossido di ferro(III), o idrossido ferrico. Nei sali acidi l'idrogeno si indica con il prefisso **idrogeno-**: $NaHCO_3$ è l'idrogenocarbonato di sodio, $NaHSO_4$ l'idrogenosolfato di sodio, KH_2PO_4 il diidrogenofosfato di potassio. I nomi tradizionali «bicarbonato» e «bisolfato» sono ancora molto usati: il prefisso «bi-» non indica due anioni, ma ricorda che, rispetto al carbonato di sodio, Na_2CO_3, il sale contiene il doppio di carbonato per ogni atomo di sodio. La Tabella 8.1 raccoglie tutte le classi.

Tabella 8.1 Le classi dei composti inorganici nelle tre nomenclature. Per il perossido di idrogeno, gli ossiacidi, gli ossoanioni e i loro sali la IUPAC accetta i nomi tradizionali, riportati nella colonna di Stock; il nome tradizionale è in corsivo quando è diverso.

Classe	Formula	IUPAC (prefissi)	Stock	Tradizionale
ossido basico	FeO	monossido di ferro	ossido di ferro(II)	*ossido ferroso*
ossido basico	Fe_2O_3	triossido di diferro	ossido di ferro(III)	*ossido ferrico*
ossido acido	SO_2	diossido di zolfo	ossido di zolfo(IV)	*anidride solforosa*
ossido acido	Cl_2O_7	eptossido di dicloro	ossido di cloro(VII)	*anidride perclorica*
perossido	H_2O_2	diossido di diidrogeno	perossido di idrogeno	*acqua ossigenata* (soluzione)
idruro metallico	CaH_2	diidruro di calcio	idruro di calcio	idruro di calcio
idracido	HCl	cloruro di idrogeno	cloruro di idrogeno	*acido cloridrico* (in acqua)
sale binario	$FeCl_3$	tricloruro di ferro	cloruro di ferro(III)	*cloruro ferrico*
idrossido	$Fe(OH)_3$	triidrossido di ferro	idrossido di ferro(III)	*idrossido ferrico*
ossiacido	H_2SO_4	—	acido solforico	acido solforico
sale ternario	$FeSO_4$	—	solfato di ferro(II)	*solfato ferroso*
sale acido	$NaHCO_3$	—	idrogenocarbonato di sodio	*bicarbonato di sodio*

APPROFONDIMENTO

Approfondimento · Dall'«olio di vetriolo» all'acido solforico

Fino alla fine del Settecento le sostanze chimiche avevano nomi presi dall'aspetto, dal luogo di provenienza o dallo scopritore: l'acido solforico era l'«olio di vetriolo», per il suo aspetto oleoso; l'ossido di zinco i «fiori di zinco»; i solfati di ferro e di rame il vetriolo «verde» e «azzurro». Nel 1787, a Parigi, quattro chimici francesi, Louis-Bernard Guyton de Morveau, Antoine-Laurent Lavoisier, Claude-Louis Berthollet e Antoine-François de Fourcroy, pubblicarono il *Méthode de nomenclature chimique*. L'idea era che il nome di un composto dovesse dire da quali sostanze semplici è formato. Nel libro compaiono le coppie di nomi che usi ancora oggi: acido solforico e solforoso, per lo zolfo unito a più o meno ossigeno; solfati e solfiti, nitrati e nitriti per i sali corrispondenti. La loro tavola dei sinonimi accosta, per esempio, «huile de vitriol» e «acide sulfurique».

I suffissi, però, distinguono solo «più» e «meno», e funzionano male quando un elemento ha molti n.o. Nel 1919 il chimico tedesco Alfred Stock propose di indicare direttamente il valore con un numero; nella forma attuale, con i numeri romani fra parentesi, il sistema si affermò negli anni successivi e oggi è una delle nomenclature raccomandate dalla IUPAC.

8.4 Dalla formula al nome e dal nome alla formula

Per dare il nome a un composto conviene seguire sempre lo stesso percorso: riconoscere la classe dalla formula (ci sono due o tre elementi? c'è ossigeno? c'è idrogeno all'inizio della formula? c'è un gruppo OH?); calcolare, se serve, il n.o. dell'elemento che ne ha più di uno; scegliere il nome secondo la nomenclatura richiesta. Per i sali conviene riconoscere subito lo ione poliatomico: SO_4 nella formula è quasi sempre lo ione solfato SO_4^{2-}.

ESEMPIO SVOLTO

Dalla formula al nome

Problema. Dai il nome di Stock e quello tradizionale a $Fe(NO_3)_3$ e a $CuSO_4$.

Soluzione. Entrambi sono sali ternari: contengono un metallo e un ossoanione. In $Fe(NO_3)_3$ ci sono tre ioni nitrato NO_3^-, con carica totale 3–; il ferro deve quindi avere n.o. +3. In $CuSO_4$ c'è uno ione solfato SO_4^{2-}; il rame ha n.o. +2, il maggiore dei suoi due.

Risultato. $Fe(NO_3)_3$: nitrato di ferro(III), o nitrato ferrico. $CuSO_4$: solfato di rame(II), o solfato rameico: è il sale dell'esperienza sugli idrati del cap. 1.

Il percorso inverso, dal nome alla formula, richiede di conoscere le cariche degli ioni. Il nome di Stock dà quella del catione; quella dell'anione si ricava dalla Tabella C.1 dell'appendice, o dal n.o. del non metallo. Poi si combinano i due ioni nel rapporto che rende nulla la carica totale.

Un modo rapido è la **regola dell'incrocio**: il valore della carica di ciascuno ione diventa l'indice dell'altro (Figura 8.6). Il risultato va poi semplificato al rapporto minimo, e un indice riferito a uno ione poliatomico richiede le parentesi.

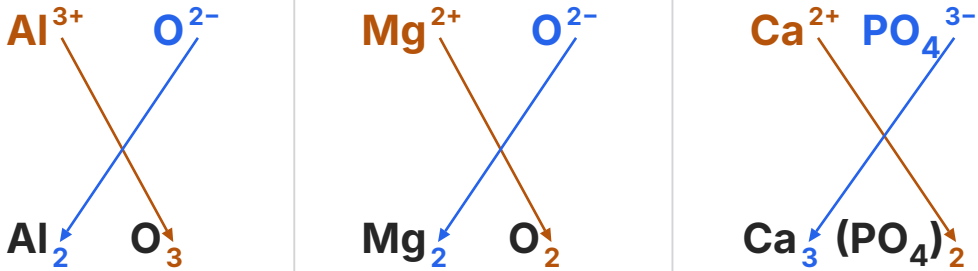


Figura 8.6 La regola dell'incrocio. Il valore della carica del catione diventa l'indice dell'anione e viceversa; il risultato si riduce al rapporto minimo (Mg_2O_2 → MgO) e, se l'indice si riferisce a uno ione poliatomico, lo ione si scrive fra parentesi. La somma delle cariche deve sempre risultare zero.

ESEMPIO SVOLTO

Dal nome alla formula

Problema. Scrivi la formula del solfato di alluminio e dell'ossido di piombo(IV).

Soluzione. L'alluminio forma solo lo ione Al^{3+}; lo ione solfato è SO_4^{2-}. Incrociando le cariche si ottiene $Al_2(SO_4)_3$: $2 \times (+3) + 3 \times (-2) = 0$. Nell'ossido di piombo(IV) il piombo ha n.o. +4 e l'ossigeno −2: l'incrocio dà Pb_2O_4, che si semplifica in PbO_2.

Risultato. $Al_2(SO_4)_3$ (massa formula 342,14); PbO_2, il diossido di piombo. Scrivere «$AlSO_4$» o «Al_2SO_43» sarebbe sbagliato: la prima formula non è neutra, la seconda ha perso le parentesi e indicherebbe un solo zolfo legato a 43 ossigeni.

Attenzione a non estendere la regola dell'incrocio, con la sua semplificazione, ai composti molecolari. Funziona per i composti ionici, dove la formula esprime il rapporto minimo fra gli ioni. Per le molecole la formula è quella reale: il perossido di idrogeno è H_2O_2, non HO, e il tetrossido di diazoto è N_2O_4, non NO_2, che è un'altra sostanza. Per i composti molecolari il nome IUPAC con i prefissi è il più sicuro, perché conta gli atomi reali.

8.5 Le reazioni di formazione

Lo schema della Figura 8.3 non è solo una classificazione: ogni freccia è una reazione che si può scrivere e bilanciare. Il magnesio brucia all'aria con una fiamma bianca abbagliante e lascia una polvere bianca di ossido; il carbonio e lo zolfo bruciano formando ossidi gassosi.

Con l'acqua, l'ossido basico dà l'idrossido e l'ossido acido dà l'ossiacido. Nell'ossiacido l'elemento centrale conserva il n.o. che aveva nell'ossido: lo zolfo è +6 sia in SO_3 sia in H_2SO_4, l'azoto +5 sia in N_2O_5 sia in HNO_3. È un modo rapido per ricavare la formula di un ossiacido: si sommano gli atomi dell'ossido e dell'acqua e si dividono per il numero di molecole di acido che si formano.

Quando un idrossido incontra un acido, gli ioni OH^- della base e gli ioni H^+ dell'acido formano acqua, e restano il catione del metallo e l'anione dell'acido: è la neutralizzazione, che studierai nel cap. 10. Infine un metallo può reagire direttamente con un non metallo e formare un sale binario: il sodio brucia nel cloro formando cloruro di sodio. La Tabella 8.2 raccoglie le equazioni bilanciate di tutte queste reazioni.

Tabella 8.2 Le reazioni di formazione delle principali classi di composti, con due esempi bilanciati per ciascuna (lo schema della Figura 8.3 in forma di equazioni).

Reazione	Esempio	Esempio
metallo + ossigeno → ossido basico	$2\ Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ MgO(s)$	$4\ Na(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ Na_2O(s)$
non metallo + ossigeno → ossido acido	$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$	$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$
ossido basico + acqua → idrossido	$CaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(s)$	$Na_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2\ NaOH(aq)$
ossido acido + acqua → ossiacido	$SO_3(l) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(aq)$	$N_2O_5(s) + H_2O(l) \rightarrow 2\ HNO_3(aq)$
idrossido + acido → sale + acqua	$2\ NaOH(aq) + H_2SO_4(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$	$Ca(OH)_2(aq) + 2\ HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + 2\ H_2O(l)$
metallo + non metallo → sale binario	$2\ Na(s) + Cl_2(g) \rightarrow 2\ NaCl(s)$	$Fe(s) + S(s) \rightarrow FeS(s)$

Nelle reazioni del metallo con l'ossigeno o con un non metallo i n.o. cambiano: il magnesio passa da 0 a +2, l'ossigeno da 0 a −2. Sono ossidoriduzioni, che imparerai a riconoscere nel cap. 10. Nelle reazioni con l'acqua e nella neutralizzazione, invece, nessun n.o. cambia.

COLLEGAMENTI

Ambiente e beni culturali · Le piogge acide. La combustione del carbone e dei derivati del petrolio, che contengono un po' di zolfo, libera SO_2 nell'aria; le alte temperature nei motori e nelle centrali fanno reagire azoto e ossigeno dell'aria, formando ossidi di azoto. In atmosfera questi ossidi acidi si ossidano ulteriormente e reagiscono con l'acqua delle nuvole, formando acido solforico e acido nitrico: le precipitazioni che li contengono si chiamano piogge acide. Gli acidi attaccano il carbonato di calcio del marmo e del calcare (cap. 12): per questo le statue e le facciate esposte all'aria inquinata si erodono e si coprono di croste nere. In Europa, l'uso di combustibili a basso contenuto di zolfo e la depurazione dei fumi hanno ridotto molto le emissioni di SO_2 negli ultimi decenni (Agenda 2030, obiettivi 3 e 11).

ESPERIENZA DI LABORATORIO

Ossidi basici e ossidi acidi

Obiettivo. Preparare un ossido basico e un ossido acido e riconoscere, con un indicatore, il comportamento opposto dei prodotti della loro reazione con l'acqua.

Materiale. Nastro di magnesio (un pezzo di 2–3 cm); pinza metallica; becco Bunsen; capsula di porcellana; due becher con 50 mL di acqua distillata; soluzione di fenolftaleina; soluzione di blu di bromotimolo; cannuccia pulita, una per studente; occhiali di protezione e camice.

1. Versa nel primo becher qualche goccia di fenolftaleina: l'acqua resta incolore.
2. Afferra il nastro di magnesio con la pinza e accendilo sulla fiamma tenendolo sopra la capsula. **Non guardare direttamente la fiamma**: la luce del magnesio che brucia è intensissima.
3. Raccogli nella capsula la polvere bianca che si forma, trasferiscila nel primo becher e mescola: dopo qualche minuto la soluzione si colora di rosa.
4. Nel secondo becher aggiungi qualche goccia di blu di bromotimolo e poi, se l'acqua è gialla o verde, una goccia alla volta di idrossido di sodio molto diluito (preparato dall'insegnante) finché diventa blu. Con la cannuccia soffia lentamente nell'acqua per un paio di minuti: il colore vira al giallo.

Sicurezza. Occhiali per tutta l'esperienza; capelli lunghi legati; lontano dalla fiamma qualunque materiale infiammabile, compresa la soluzione di fenolftaleina, che è preparata in alcol. Guanti per maneggiare l'idrossido di sodio, che anche diluito irrita occhi e pelle. Il magnesio acceso non si spegne con l'acqua: si lascia bruciare sopra la capsula. Con la cannuccia si soffia e non si aspira. Evita il contatto della fenolftaleina con la pelle. Smaltimento: le soluzioni finali, molto diluite, si scaricano nel lavandino con abbondante acqua; il nastro di magnesio non usato si restituisce all'insegnante e non si getta nel cestino.

Risultato atteso. $2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$; $MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2$: l'idrossido di magnesio, poco solubile, rende l'acqua debolmente basica e la fenolftaleina diventa rosa. La CO_2 dell'aria espirata, un ossido acido, si scioglie nell'acqua e in piccola parte forma acido carbonico: il blu di bromotimolo vira al giallo, il colore che assume in ambiente acido.

Domande. Scrivi il nome IUPAC, di Stock e tradizionale dei composti formati. Perché nel secondo becher si parte da una soluzione appena basica, blu? Prevedi, motivando, che cosa accadrebbe soffiando nel primo becher dopo che è diventato rosa.

8.6 I composti inorganici di uso quotidiano

Molte sostanze di casa sono composti inorganici con nomi d'uso, che ora puoi tradurre in nomi chimici (Tabella 8.3). Il bicarbonato da cucina è l'idrogenocarbonato di sodio; il calcare che si deposita nel bollitore e il marmo sono carbonato di calcio; il gesso è solfato di calcio diidrato,

$CaSO_4 \cdot 2H_2O$, un idrato come quelli del cap. 1, che per riscaldamento perde parte della sua acqua: la polvere che si ottiene, impastata con acqua, si riidrata e fa presa. L'acido muriatico usato per pulire è una soluzione di acido cloridrico; la soda caustica, idrossido di sodio, serve a sturare gli scarichi; le batterie al piombo delle automobili contengono una soluzione di acido solforico.

Tabella 8.3 Alcuni composti inorganici di uso quotidiano: nome d'uso, nome chimico, formula e classe. Le concentrazioni dei prodotti in commercio variano: per i pericoli fa fede l'etichetta.

Nome d'uso	Nome chimico	Formula	Classe	Uso
sale da cucina	cloruro di sodio	NaCl	sale binario	alimentazione, conservazione
bicarbonato	idrogenocarbonato di sodio	$NaHCO_3$	sale acido	cucina, antiacido
calcare, marmo	carbonato di calcio	$CaCO_3$	sale ternario	edilizia, gessetti
gesso	solfato di calcio diidrato	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	sale idrato	edilizia, ingessature
candeggina	ipoclorito di sodio (in acqua)	NaClO	sale ternario	candeggiante, disinfettante
acido muriatico	acido cloridrico	HCl(aq)	idracido	pulizia, disincrostante
soda caustica	idrossido di sodio	NaOH	idrossido	sturalavandini, saponi
acido delle batterie	acido solforico	H_2SO_4(aq)	ossiacido	batterie al piombo
calce viva	ossido di calcio	CaO	ossido basico	malte, edilizia
calce spenta	idrossido di calcio	$Ca(OH)_2$	idrossido	malte, intonaci

Questi prodotti vanno usati leggendo l'etichetta, con i pittogrammi di pericolo del regolamento europeo CLP che hai imparato a riconoscere in *Scienze naturali 1*, cap. 4. Ora puoi leggere anche la composizione e collegare il pericolo alla classe del composto. Sui prodotti di casa si trovano soprattutto il simbolo «corrosivo», con un liquido che intacca una mano e una superficie, che compare, secondo la concentrazione, su soda caustica, acido muriatico e molti disincrostanti; il punto esclamativo per gli irritanti; il pesce con l'albero secco per i prodotti pericolosi per l'ambiente acquatico, presente su molte candeggine.

COLLEGAMENTI

Salute · Mai mescolare la candeggina con un acido. Se l'ipoclorito di sodio incontra un acido, per esempio un disincrostante a base di acido cloridrico, si libera cloro, Cl_2, un gas tossico che irrita gravemente occhi e vie respiratorie:

$NaClO(aq) + 2\ HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + Cl_2(g) + H_2O(l)$

Per questo sulle etichette dei prodotti a base di ipoclorito si trovano avvertenze come «A contatto con acidi libera gas tossici» e l'invito a non usarli insieme ad altri prodotti. Anche la miscela con prodotti che contengono ammoniaca libera gas irritanti. I prodotti per la pulizia non si mescolano mai e si usano in ambienti aerati; in caso di malessere ci si rivolge a un medico o a un centro antiveleni. Nota i n.o. del cloro: +1 in NaClO, −1 in HCl, 0 in Cl_2: è un'ossidoriduzione.

SINTESI

- Il numero di ossidazione (n.o.) è la carica che un atomo avrebbe se tutti i suoi legami fossero ionici: gli elettroni di legame si attribuiscono all'atomo più elettronegativo, quelli fra atomi uguali si dividono a metà.
- Regole: sostanze elementari 0; ioni monoatomici uguale alla carica; F −1; O −2 (perossidi −1, OF_2 +2); H +1 (idruri metallici −1); gruppo 1 +1, gruppo 2 +2; la somma è 0 nei composti e uguale alla carica negli ioni poliatomici.
- Il n.o. ha un segno e può cambiare da composto a composto; la valenza è un numero di legami, senza segno.
- Gli ossidi dei metalli sono ossidi basici e con l'acqua danno idrossidi; gli ossidi dei non metalli sono ossidi acidi (anidridi) e con l'acqua danno ossiacidi.
- Gli idruri metallici contengono H^-; gli idracidi (HF, HCl, HBr, HI, H_2S) sono acidi in soluzione acquosa; acqua, ammoniaca e metano hanno nomi d'uso.
- I sali sono composti ionici formati da un catione e da un anione: binari (dagli idracidi) o ternari (dagli ossiacidi); i sali acidi conservano idrogeno nell'anione.
- La nomenclatura IUPAC conta gli atomi con i prefissi (triossido di diferro); quella di Stock indica il n.o. con un numero romano (ossido di ferro(III)); quella tradizionale usa -oso/-ico e ipo-/per- (ossido ferrico).
- Nei sali: -idrico → -uro, -oso → -ito, -ico → -ato. La IUPAC conserva i nomi tradizionali degli ossiacidi e degli ossoanioni.
- Dal nome alla formula: cariche degli ioni, regola dell'incrocio, semplificazione al rapporto minimo, parentesi per gli ioni poliatomici.
- Le reazioni di formazione collegano le classi: metallo → ossido basico → idrossido; non metallo → ossido acido → ossiacido; idrossido + acido → sale + acqua.
- Sulle etichette si leggono la composizione e i pittogrammi di pericolo; candeggina e acidi non vanno mai mescolati perché si libera cloro.

ESERCIZI

Comprendere e ricordare

1. ● Il numero di ossidazione dell'ossigeno nel perossido di idrogeno, H_2O_2, è:

   A. −2

   B. −1

   C. 0

   D. +1

2. ● Un ossido acido si forma dalla reazione dell'ossigeno con:
   - **A.** un metallo alcalino
   - **B.** un metallo di transizione
   - **C.** l'idrogeno
   - **D.** un non metallo

3. ● Nel nome «cloruro di rame(II)» il numero romano indica:
   - **A.** il numero di ossidazione del rame
   - **B.** il numero di atomi di rame nella formula
   - **C.** il numero di atomi di cloro nella formula
   - **D.** il numero di elettroni di valenza del rame

4. ●● Il nome tradizionale di $HClO_2$ è:
   - **A.** acido ipocloroso
   - **B.** acido clorico
   - **C.** acido cloroso
   - **D.** acido perclorico

5. ●● Il numero di ossidazione dello zolfo nello ione solfito, SO_3^{2-}, è:
   - **A.** +6
   - **B.** +4
   - **C.** −2
   - **D.** +2

6. ●● Quale nome corrisponde a $FeCl_3$?
   - **A.** cloruro di ferro(II)
   - **B.** cloruro ferroso
   - **C.** dicloruro di ferro
   - **D.** cloruro di ferro(III)

7. ●● Quale dei seguenti composti è un sale acido?
   - **A.** $NaHCO_3$
   - **B.** Na_2CO_3
   - **C.** H_2CO_3
   - **D.** NaOH

8. ●●● Il numero di ossidazione del manganese nel permanganato di potassio, $KMnO_4$, è:
   - **A.** +2
   - **B.** +4
   - **C.** +7
   - **D.** +6

9. ●●● Quale affermazione su una reazione con l'acqua è corretta?
   A. $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ è la formazione di un ossiacido
   B. $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$: un ossido acido forma un ossiacido con lo stesso n.o. dello zolfo
   C. $N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2\ HNO_2$ è bilanciata e corretta
   D. $Na_2O + H_2O \rightarrow NaOH$ è già bilanciata

Vero o falso

10. ● Il numero di ossidazione di un atomo in una sostanza elementare, come O_2 o Fe, è sempre zero.

11. ● In tutti i suoi composti l'ossigeno ha numero di ossidazione −2.

12. ● «Ossido di ferro(III)» e «ossido ferrico» sono due nomi dello stesso composto.

13. ●● Nella nomenclatura tradizionale, il suffisso -ito indica un sale dell'acido che termina in -ico.

14. ●● Il numero di ossidazione di un atomo coincide sempre con la sua valenza.

15. ●●● Nel «bicarbonato di sodio» il prefisso bi- indica che l'unità formula contiene due ioni carbonato.

Applicare

16. ● Calcola il numero di ossidazione di ciascun elemento in: HNO_3; Na_2SO_4; NH_3; CaH_2.

17. ● Calcola il numero di ossidazione dell'elemento centrale in questi ioni: NH_4^+; ClO_3^-; PO_4^{3-}; HCO_3^-.

18. ● Scrivi il nome IUPAC, di Stock e tradizionale di: CuO; Cu_2O; SO_2; Cl_2O.

19. ●● Scrivi la formula di: idrossido di ferro(III); nitrato di calcio; solfato di alluminio; carbonato di ammonio; fosfato di potassio; ossido di cromo(III).

20. ●● Dai il nome ai composti: K_2SO_3; $NaClO_4$; $Mg(NO_2)_2$; $FeSO_4$; HBr in soluzione acquosa; PbI_2.

21. ●● Completa e bilancia le reazioni, e dai il nome ai prodotti: $Li + O_2 \rightarrow$; $Li_2O + H_2O \rightarrow$; $SO_2 + H_2O \rightarrow$; $Ca(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$.

22. ●● Classifica ciascun composto (ossido basico, ossido acido, perossido, idruro metallico, idracido, idrossido, ossiacido, sale acido): K_2O; HF in acqua; NaH; Cl_2O; $Ba(OH)_2$; HNO_2; $KHSO_4$; BaO_2.

23. ●●● Un ossido di manganese contiene il 63,2 % in massa di manganese. Trova la formula minima (cap. 1) e scrivi il nome di Stock e quello IUPAC del composto.

24. ●●● La magnetite, un minerale del ferro, ha formula Fe_3O_4. Calcola il n.o. medio del ferro e spiega il risultato, sapendo che la magnetite si può descrivere come $FeO \cdot Fe_2O_3$.

25. ●●● Una muratrice spegne 5,60 g di calce viva con un eccesso di acqua. Scrivi l'equazione, dai il nome chimico ai due composti e calcola la massa di calce spenta che si forma.

Leggere dati e figure

26. ● Usando la Figura 8.2 e la Figura 8.5, indica i numeri di ossidazione positivi che il cloro può avere negli ossiacidi, e scrivi formula e nome tradizionale dell'acido corrispondente a ciascuno.

27. ●● Usando la Tabella 8.3, indica quali dei prodotti elencati sono acidi, quali basi (idrossidi) e quali sali. Per il gesso, scrivi il nome della sostanza che si ottiene se perde tutta l'acqua di cristallizzazione.

28. ●● Seguendo le frecce della Figura 8.3, scrivi e bilancia la serie di reazioni che, partendo dallo zolfo e dal sodio, porta al solfato di sodio. Lo zolfo, bruciando, forma SO_2, che si ossida a SO_3 con altro ossigeno.

29. ● Applica la regola dell'incrocio della Figura 8.6 agli ioni Ca^{2+} e NO_3^-, e allo stagno con n.o. +4 e all'ossigeno. Scrivi le formule e i nomi di Stock.

Indagare e argomentare

30. ●● Progetta un esperimento per stabilire se un ossido sconosciuto, una polvere bianca, è basico o acido. Indica il materiale, la prova di controllo, la variabile che osservi e le norme di sicurezza.

31. ●●● Un detersivo anticalcare contiene acido cloridrico. Spiega perché non deve mai essere usato insieme alla candeggina: scrivi l'equazione della reazione, dai il nome ai composti e indica come cambia il numero di ossidazione del cloro.

32. ●●● Argomenta perché la IUPAC raccomanda la nomenclatura con i prefissi e quella di Stock invece di quella tradizionale. Usa almeno due esempi (il rame e il ferro, il manganese o il cloro) e un cenno alla storia della nomenclatura.

PER APPROFONDIRE

- [IUP] N. G. Connelly e coll. (a cura di), *Nomenclature of Inorganic Chemistry: IUPAC Recommendations 2005*: le regole ufficiali, con i nomi con i prefissi, quelli di Stock e i nomi accettati degli ossiacidi e degli ossoanioni.
- [ATK] P. Atkins, L. Jones, L. Laverman, *Chemical Principles*: le sezioni sui numeri di ossidazione e sulla nomenclatura dei composti inorganici, con molti esempi.
- [TRO] N. J. Tro, *Chemistry: A Molecular Approach*: il capitolo sui composti e i loro nomi, con le regole per gli ioni poliatomici e gli acidi.

Glossario del capitolo

Composto binario
Composto formato da due soli elementi, come un ossido, un idruro o un sale binario (NaCl).

Composto ternario
Composto formato da tre elementi, come un idrossido, un ossiacido o un sale ternario.

Idracido
Composto binario dell'idrogeno con un alogeno o con lo zolfo (HCl, H_2S) che in soluzione acquosa si comporta da acido.

Idrossido
Composto ternario formato da un metallo e da uno o più ioni idrossido, OH^-; si forma da un ossido basico e acqua.

Idruro
Composto binario dell'idrogeno; negli idruri metallici (NaH) l'idrogeno ha numero di ossidazione −1.

Ione poliatomico
Gruppo di atomi legati fra loro che porta nel suo insieme una carica elettrica, come SO_4^{2-} o NH_4^+.

Nomenclatura di Stock
Sistema di nomi che indica il numero di ossidazione di un elemento con un numero romano fra parentesi: ossido di ferro(III).

Nomenclatura IUPAC
Sistema di nomi raccomandato dalla IUPAC che indica con prefissi numerici quanti atomi di ogni elemento contiene la formula: triossido di diferro.

Nomenclatura tradizionale
Sistema di nomi che distingue i numeri di ossidazione con i suffissi -oso/-ico (-ito/-ato nei sali) e i prefissi ipo- e per-.

Numero di ossidazione
Carica che un atomo avrebbe se tutti i suoi legami fossero ionici, attribuendo gli elettroni di legame all'atomo più elettronegativo.

Ossiacido
Acido ternario formato da idrogeno, un non metallo (o un metallo con n.o. alto) e ossigeno; si forma da un ossido acido e acqua.

Ossido
Composto binario dell'ossigeno con numero di ossidazione −2.

Ossido acido
Ossido di un non metallo, detto anidride nella nomenclatura tradizionale; con l'acqua forma un ossiacido.

Ossido basico
Ossido di un metallo; con l'acqua forma un idrossido.

Perossido
Composto che contiene il gruppo O_2^{2-}, in cui l'ossigeno ha numero di ossidazione −1 (H_2O_2).

Regola dell'incrocio
Metodo per scrivere la formula di un composto ionico: il valore della carica di ciascuno ione diventa l'indice dell'altro, poi si semplifica.

Sale
Composto ionico formato da un catione diverso da H^+ e da un anione diverso da OH^- e O^{2-}; può essere binario o ternario.

Sale acido
Sale il cui anione contiene ancora atomi di idrogeno dell'acido di partenza, come $NaHCO_3$.

Valenza
Numero di legami che un atomo forma in un composto; a differenza del numero di ossidazione non ha segno.

Soluzioni

1. B. Nei perossidi i due atomi di ossigeno sono legati fra loro: gli elettroni del legame O–O si dividono a metà e ogni ossigeno ha −1. Verifica: 2 × (+1) + 2 × (−1) = 0.

2. D. Gli ossidi dei non metalli sono ossidi acidi (anidridi); quelli dei metalli sono basici.

3. A. Nel sistema di Stock il numero romano è il n.o. del metallo: Cu +2, quindi $CuCl_2$.

4. C. Il cloro ha n.o. +3 (+1 + x − 4 = 0): è il secondo dei quattro, «-oso» senza prefisso.

5. B. $x + 3 \times (-2) = -2$, quindi $x = +4$: è lo ione dell'acido solforoso.

6. D. Fe ha n.o. +3 ($3 \times (-1) + x = 0$): cloruro di ferro(III), o cloruro ferrico, o tricloruro di ferro.

7. A. $NaHCO_3$ deriva dall'acido carbonico, H_2CO_3, sostituendo con il sodio uno solo dei due idrogeni.

8. C. $+1 + x + 4 \times (-2) = 0$, quindi $x = +7$.

9. B. CaO è un ossido basico e dà un idrossido (A sbagliata); da N_2O_5 (N +5) si ottiene 2 HNO_3, non HNO_2 (C); l'equazione corretta è $Na_2O + H_2O \rightarrow 2\ NaOH$ (D).

10. V.

11. F. Nei perossidi l'ossigeno ha −1 (H_2O_2), nel difluoruro di ossigeno, OF_2, +2.

12. V. Fe_2O_3: il ferro ha +3, il maggiore dei suoi due n.o. comuni.

13. F. -ito corrisponde ad -oso (solforoso → solfito); ad -ico corrisponde -ato (solforico → solfato).

14. F. Il carbonio forma sempre quattro legami (valenza 4), ma ha n.o. −4 in CH_4, 0 in CH_2O e +4 in CO_2.

15. F. $NaHCO_3$ contiene un solo ione idrogenocarbonato, HCO_3^-. Il vecchio nome ricorda che, rispetto a Na_2CO_3, c'è il doppio di carbonato per ogni atomo di sodio.

16. HNO_3: H +1, N +5, O −2. Na_2SO_4: Na +1, S +6, O −2. NH_3: N −3, H +1. CaH_2: Ca +2, H −1 (idruro metallico).

17. N −3 ($x + 4 = +1$); Cl +5 ($x - 6 = -1$); P +5 ($x - 8 = -3$); C +4 ($1 + x - 6 = -1$).

18. CuO: monossido di rame; ossido di rame(II); ossido rameico. Cu_2O: monossido di dirame; ossido di rame(I); ossido rameoso. SO_2: diossido di zolfo; ossido di zolfo(IV); anidride solforosa. Cl_2O: monossido di dicloro; ossido di cloro(I); anidride ipoclorosa.

19. $Fe(OH)_3$; $Ca(NO_3)_2$; $Al_2(SO_4)_3$; $(NH_4)_2CO_3$; K_3PO_4; Cr_2O_3.

20. Solfito di potassio; perclorato di sodio; nitrito di magnesio; solfato di ferro(II) (solfato ferroso); acido bromidrico; ioduro di piombo(II).

21. $4\ Li + O_2 \rightarrow 2\ Li_2O$ (ossido di litio); $Li_2O + H_2O \rightarrow 2\ LiOH$ (idrossido di litio); $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$ (acido solforoso); $Ca(OH)_2 + 2\ HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2\ H_2O$ (nitrato di calcio e acqua).

22. K_2O ossido basico; HF in acqua idracido; NaH idruro metallico; Cl_2O ossido acido; $Ba(OH)_2$ idrossido; HNO_2 ossiacido; $KHSO_4$ sale acido; BaO_2 perossido (O −1, Ba +2).

23. In 100 g: 63,2 g di Mn e 36,8 g di O. n(Mn) = 63,2 / 54,94 = 1,150 mol; n(O) = 36,8 / 16,00 = 2,300 mol; rapporto O : Mn = 2,00. Formula minima MnO_2: ossido di manganese(IV), diossido di manganese. Verifica: 54,94 / 86,94 = 63,2 %.

24. Con O −2: $3x + 4 \times (-2) = 0$, $x = +8/3 \approx +2{,}67$. Non esistono atomi con n.o. frazionario: è una media. In $FeO \cdot Fe_2O_3$ un atomo di ferro ha +2 e due hanno +3: $(2 + 3 + 3)/3 = 8/3$.

25. $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$. Calce viva: ossido di calcio; calce spenta: idrossido di calcio. M(CaO) = 56,08 g/mol; n = 5,60 g / 56,08 g/mol = 0,0999 mol; $M(Ca(OH)_2)$ = 74,10 g/mol; m = 0,0999 mol × 74,10 g/mol = 7,40 g.

26. +1, +3, +5, +7: HClO acido ipocloroso; $HClO_2$ acido cloroso; $HClO_3$ acido clorico; $HClO_4$ acido perclorico.

27. Acidi: acido muriatico (HCl) e acido delle batterie (H_2SO_4). Basi: soda caustica (NaOH) e calce spenta ($Ca(OH)_2$). Sali: cloruro di sodio, idrogenocarbonato di sodio, carbonato di calcio, gesso, ipoclorito di sodio. La calce viva, CaO, è un ossido basico. Il gesso senza acqua è solfato di calcio anidro, $CaSO_4$.

28. $S + O_2 \rightarrow SO_2$; $2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3$; $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$; $4\ Na + O_2 \rightarrow 2\ Na_2O$; $Na_2O + H_2O \rightarrow 2\ NaOH$; $2\ NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$.

29. $Ca(NO_3)_2$, nitrato di calcio (parentesi perché l'indice 2 si riferisce allo ione poliatomico). $Sn_2O_4 \rightarrow SnO_2$, ossido di stagno(IV) (diossido di stagno).

30. Traccia: si scioglie (o si sospende) una piccola quantità dell'ossido in acqua distillata e si aggiunge un indicatore (fenolftaleina, blu di bromotimolo o tornasole); controllo: la stessa acqua distillata con l'indicatore, senza ossido. Variabile osservata: il colore. Se l'indicatore vira come con una base (fenolftaleina rosa, tornasole blu) l'ossido è basico, quindi probabilmente di un metallo; se vira come con un acido, è acido. Sicurezza: occhiali e guanti, piccole quantità, non toccare né annusare la polvere, smaltimento secondo le indicazioni. Alcuni ossidi sono insolubili (Al_2O_3) e non danno risultato: è un limite del metodo.

31. $NaClO + 2\ HCl \rightarrow NaCl + Cl_2 + H_2O$: ipoclorito di sodio e acido cloridrico formano cloruro di sodio, cloro e acqua. Il cloro è un gas tossico che danneggia occhi e vie respiratorie. Il cloro passa da +1 (in NaClO) e da −1 (in HCl) a 0 (in Cl_2): un'ossidoriduzione. Dei due atomi di cloro di HCl, uno passa a 0 nel Cl_2 e l'altro resta −1 nel NaCl prodotto.

32. Traccia: -oso/-ico dicono solo «minore/maggiore», non il valore: ossido rameoso è Cu +1, ossido ferroso Fe +2. Per elementi con più di due n.o. (Mn +2, +4, +7; Cl +1, +3, +5, +7) servono prefissi aggiuntivi e i nomi diventano ambigui o inesistenti. Il numero di Stock indica il valore senza ambiguità; i prefissi IUPAC contano gli atomi e si leggono direttamente dalla formula. La nomenclatura di Lavoisier e colleghi (1787) fu un grande progresso perché legava il nome alla composizione; Stock (1919) la completò indicando il numero.