

NOMENCLATURA ovvero come imparare a passare da nome a formula (e viceversa)

1. NOME e SIMBOLO degli ELEMENTI. Occorre innanzitutto imparare nome e simbolo degli elementi! Classici tranelli (in alcuni casi il simbolo dell'elemento deriva dal nome latino) e alcuni simboli difficili da ricordare: il **Sodio è Na** e non **S** che è lo Zolfo. Il **Potassio è K** e non **P** che è il Fosforo. **F è il Fluoro** (e non il Fosforo!). Il **rame è Cu**. Il **magnesio è Mg** mentre il **Manganese è Mn**. Il **Cerio** (il primo elemento dei Lantanidi) è **Ce** mentre il **Cesio** (un metallo alcalino) è **Cs**. Il Mercurio è **Hg**, lo **Stagno è Sn**, l'**Antimonio è Sb**.

2. I GRUPPI DELLA TAVOLA PERIODICA: gruppo 1 (IA) METALLI ALCALINI, gruppo 2 (IIA) METALLI ALCALINO TERROSI, dal gruppo 3 al gruppo 12 METALLI DI TRANSIZIONE, gruppo 17 (VIIA) ALOGENI, gruppo 18 (VIIIA) GAS NOBILI

3. MOLECOLE BIATOMICHE OMONUCLEARI (sostanze elementari): la molecola H_2 si chiama idrogeno *molecolare*, idrogeno *diatomico*, *diidrogeno* o semplicemente (ma impropriamente...) idrogeno. Lo stesso vale per O_2 , N_2 , Cl_2 , F_2 , I_2 , Br_2 , Li_2 (nota: durante il nostro corso, i nomi "idrogeno, ossigeno, azoto, cloro, fluoro, bromo iodio" faranno generalmente riferimento alle rispettive molecole biatomiche. Verrà invece specificato se la sostanza è considerata in forma atomica, ad es. H = idrogeno atomico).

4. COMPOSTI: Esistono diversi tipi di nomenclatura: *Comune* (o Tradizionale), *IUPAC* (International Union of Pure and Applied Chemistry), *di Stock*. Molti composti hanno un solo nome "ritenuto" (acqua H_2O , ammoniaca NH_3 , metano CH_4 e molti altri composti organici).

4.1 OSSIDI Quasi tutti gli elementi si combinano con l'ossigeno formando degli ossidi

- METALLI + OSSIGENO = OSSIDI BASICI o OSSIDI di METALLI.**
- NON METALLI + OSSIGENO = OSSIDI ACIDI o ANIDRIDI o OSSIDI di NON METALLI**

Nota: Alcuni elementi come Mn e Cr possono dare ossidi acidi pur essendo dei metalli! (Vedi pag. 4)

4.1.1 OSSIDI BASICI Es. Ossido di calcio CaO . La formula viene scritta mettendo prima il metallo poi l'ossigeno. In questa formula Ca e O sono in rapporto atomico 1:1. Ciò dipende dal **numero di ossidazione**, ovvero un numero positivo o negativo da cui dipendono le possibilità di combinazione tra gli elementi (La definizione corretta del numero di ossidazione verrà fornita durante il corso di teoria). Prima di affrontare la nomenclatura occorre dunque imparare alcune **REGOLE FONDAMENTALI** nell'attribuzione dei numeri di ossidazione (n.o.):

- Nelle **sostanze elementari** l'elemento ha sempre n.o. = 0. Es. Il C nel diamante o nella grafite, l'O nell'ossigeno molecolare O_2 o nell'ozono O_3 , il Fe nel ferro metallico, il Na nel sodio metallico, l'Al nell'alluminio metallico (ovvero qualunque metallo nella sua forma elementare metallica) etc. hanno sempre numero di n.o. = 0
- Nei composti, tutti i **metalli alcalini** hanno sempre n.o. = **+1**
- Nei composti, tutti i **metalli alcalino terrosi** hanno sempre n.o. = **+2**
- Nei composti, l'**Al** ha sempre n.o. = **+3** e lo **Zn** ha sempre n.o. = **+2**. I metalli di transizione possono dare diversi composti con diverso n.o.: poiché particolarmente importanti (e ricorrenti) occorre ricordare che il **Fe** nei composti ha n.o. = **+2** o **+3**, mentre il rame **Cu** nei composti ha n.o. **+1** o **+2**.
- Nei composti, l'**ossigeno** ha n.o. = **-2**, eccetto che nei **PEROSSIDI** (Es. H_2O_2) dove ha n.o. = -1, nei **SUPEROSSIDI** (Es. KO_2) dove ha n.o. = -1/2, e nel **difluoruro di ossigeno** OF_2 dove ha n.o. = +2.
- Nei composti, l'**idrogeno** ha n.o. = **+1**, eccetto che negli **idruri ionici** (Es. NaH) dove ha n.o. = -1.
- La somma dei n.o. degli elementi di un composto neutro (che non ha carica + o -) è uguale a zero.
- La somma dei n.o. degli elementi di uno ione è uguale alla carica dello ione.

Dunque se devo scrivere la formula dell'ossido di calcio devo combinare il Ca che ha n.o. = +2 con l'O che ha n.o. = -2 in modo che la somma dia zero. Ovvero li combino in rapporto atomico 1:1 e scrivo la formula CaO . Se devo scrivere la formula dell'ossido di sodio, devo combinare il Na che ha n.o. = +1 con l'O che ha n.o. = -2, e scriverò Na_2O (nell'ossido di sodio Na e O sono presenti in rapporto atomico 2:1). Poiché i metalli

alcalini e alcalino terroso nei composti (ossidi compresi) hanno n.o. fisso, non vi è ambiguità nella correlazione nome-formula, e i **nomi comuni "ossido di sodio" e "ossido di calcio"** sono più che sufficienti a identificare i composti **Na₂O** e **CaO** (tali nomi sono pertanto accettati e usati anche da IUPAC).

Se invece consideriamo il Fe o il Cu (che hanno due n.o.), dovremo dare due nomi diversi che identifichino i diversi composti (nota: il numero di ossidazione può essere scritto sopra l'elemento cui si riferisce; es. $^{+2}_{Fe}$).

Scriviamo le formule dei due possibili composti tra ossigeno e ferro:

Considerato che l'O negli ossidi ha sempre n.o. = -2 (regola 5), se il Fe ha n.o. = **+2** avremo **FeO**, se il Fe ha n.o. = **+3** avremo **Fe₂O₃** (rapporto atomico Fe:O = 2:3, dove 2 e 3 sono i più piccoli numeri interi che definiscono il rapporto atomico tra Fe e O). Si noti come anche in Fe₂O₃ la regola 7 sia rispettata in quanto [(+3)*2]+[(-2)*3] = 0).

Vediamo le tre nomenclature usate per distinguere i due composti:

- **FeO** è l'**ossido Ferroso** (nome comune) o **ossido di Fe(II)** (nome di Stock) o **monossido di ferro** (IUPAC)

- **Fe₂O₃** è l'**ossido Ferrico** (comune) o **ossido di Fe(III)** (Stock) o **triossido di diferro** (IUPAC)

In sostanza la **nomenclatura comune** (o tradizionale) utilizza i suffissi **-oso** e **-ico** per identificare rispettivamente il numero di ossidazione più basso (+2 nel caso del Fe) e quello più alto (+3 nel caso del Fe). La nomenclatura di **Stock** indica direttamente il numero di ossidazione con un **numero romano tra parentesi**. La **IUPAC** utilizza prefissi **mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, esa-, epta-**, etc... per specificare i rapporti atomici nei composti.

Scriviamo ora le formula dell'ossido rameoso e dell'ossido rameico, ricordando che il rame Cu può avere n.o. = +1 o +2 (regola 4):

L'**ossido rameoso** è **Cu₂O**, e si chiama anche **ossido di Cu(I)** (Stock) o ossido di **dirame** (IUPAC).

L'**ossido rameico** è **CuO**, e si chiama anche **ossido di Cu(II)** o ossido di rame (IUPAC).

Che nome do al composto **Mn₂O₃**? Riconosco innanzitutto che è un ossido di un metallo (di transizione).

Poiché non conosco tutti i numeri di ossidazione del Mn, potrò dare in questo caso solo il nome IUPAC **triossido di dimanganese** o quello di Stock **ossido di Mn(III)**. Il Mn in questo composto ha infatti n.o. = +3

Che formula ha l'**ossido di zinco**? Noto subito che non mi viene fornita alcuna indicazione sul n.o. dello Zn, ne' sono presenti suffissi nel nome del composto. Questo perché lo Zn in tutti i suoi composti ha sempre n.o. = +2. Dunque il suo ossido ha formula **ZnO**.

Che nome do al composto **SnO₂**? Riconosco che è un ossido di un metallo (cosiddetti "*metalli del blocco p*")

Non conoscendo tutti i numeri di ossidazione dello stagno Sn, chiamerò il composto **diossido di stagno** (IUPAC) o **ossido di Sn(IV)** (Stock). Lo Sn in questo composto ha infatti n.o. = +4.

4.1.2 OSSIDI ACIDI o ANIDRIDI o OSSIDI DI NON-METALLI. La **formula degli ossidi acidi si scrive sempre mettendo prima il non-metallo poi l'ossigeno**, ad es. **CO₂** è l'**anidride carbonica** (nome comune) o **diossido di carbonio** (IUPAC)¹. Poiché l'ossigeno ha n.o. = -2, il non-metallo avrà n.o. positivo. Vediamo di seguito i principali ossidi di non-metalli:

Ossidi del Cloro, del Bromo, e dello Iodio (alogeni). Nei suoi ossidi più importanti il Cl (e così pure il Br e lo I) ha n.o. = +1, +3, +5, o +7

¹ La nomenclatura di Stock verrà da noi utilizzata prevalentemente per indicare il n.o. dei metalli nei loro composti. Tuttavia alcuni testi la utilizzano anche per i non metalli. La CO₂ può essere pertanto chiamata anche ossido di C(IV).

<i>n.o. del NON-MET.</i>	<i>FORMULA</i>	<i>Nome Comune</i>	<i>Nome IUPAC</i>
+1	Cl ₂ O	Anidride ipoclorosa	Monossido di dicloro
+3	Cl ₂ O ₃	Anidride clorosa	Triossido di dicloro
+5	Cl ₂ O ₅	Anidride clorica	Pentossido di dicloro
+7	Cl ₂ O ₇	Anidride perclorica	Eptossido di dicloro

Per questi composti, la nomenclatura comune utilizza, oltre ai già noti suffissi **-oso** e **-ico** anche dei prefissi **ipo-** (per il numero di ossidazione più basso) e **per-** (per quello più alto)². La nomenclatura IUPAC è invece sistematica e utilizza sempre i prefissi mono-, di-, tri-, tetra, etc...

Bromo e Iodio si comportano esattamente allo stesso modo del Cl (formando le anidridi ipobromosa, ipiodosa, bromosa, iodosa, bromica, iodica, perbromica periodica), con n.o. sempre uguale a +1, +3, +5, +7. Al contrario il Fluoro (il primo degli alogeni) forma con l'ossigeno il solo composto OF₂ (vedi eccezioni alla regola 5) che NON è un ossido, ma un Fluoruro di Ossigeno dove il F ha n.o. = -1 e l'O ha n.o. = +2.

Ossidi del Carbonio (n.o. = +2, +4)

<i>n.o. del NON-MET.</i>	<i>FORMULA</i>	<i>Nome Comune</i>	<i>Nome IUPAC</i>
+2	CO	Monossido di Carbonio	Monossido di carbonio
+4	CO ₂	Anidride carbonica	Diossido di carbonio

Si noti come il monossido di carbonio NON SI CHIAMI anidride carboniosa ma mantenga il nome "ritenuto" di monossido di carbonio (questo perché il CO non ha un comportamento acido come tutte le anidridi – vedi paragrafo 4.3)

Ossidi dello Zolfo (n.o. = +4, +6)

<i>n.o. del NON-MET.</i>	<i>FORMULA</i>	<i>Nome Comune</i>	<i>Nome IUPAC</i>
+4	SO ₂	Anidride solforosa	Diossido di zolfo
+6	SO ₃	Anidride solforica	Triossido di zolfo

Ossidi del Fosforo (n.o. = +3, +5)

<i>n.o. del NON-MET.</i>	<i>FORMULA</i>	<i>Nome Comune</i>	<i>Nome IUPAC</i>
+3	P ₂ O ₃	Anidride fosforosa	Triossido di difosforo
+5	P ₂ O ₅	Anidride fosforica ³	Pentossido di difosforo

Ossidi di Azoto (n.o. = +1, +2, +3, +4, +5). L'elevato numero di composti che l'azoto forma con l'ossigeno rende la nomenclatura classica piuttosto inadeguata. Alcuni di questi composti hanno un nome comune che in tabella viene riportato tra parentesi poiché la loro memorizzazione non è di prioritaria importanza. Per questi composti ben si presta la sistematicità della nomenclatura IUPAC!

² Oltre agli ossidi mostrati in tabella esiste anche il diossido di cloro ClO₂ in cui il Cl ha n.o. = +4

³ Le anidridi del fosforo formano facilmente dei "dimeri", ovvero due molecole che si legano assieme per formare una molecola più "complessa": $2P_2O_3 \rightarrow P_4O_6$ e $2P_2O_5 \rightarrow P_4O_{10}$.

Si noti come il n.o. non cambi passando da ciascuna anidride al suo dimerico.

<i>n.o. del NON-MET.</i>	<i>FORMULA</i>	<i>Nome Comune</i>	<i>Nome IUPAC</i>
+1	N ₂ O	(Protossido di azoto)	Monossido di diazoto
+2	NO	(Monossido di azoto)	Monossido di azoto
+3	N ₂ O ₃	Anidride nitrosa	Triossido di diazoto
+4	NO ₂	(Anidride nitroso-nitrica)	Diossido di azoto
+4 (dimero)	N ₂ O ₄	(Ipoazotide)	Tetrossido di diazoto
+5	N ₂ O ₅	Anidride Nitrica	Pentossido di diazoto

Ossido del Boro (n.o. = +3) e ossido del Silicio (n.o. = +4)

<i>n.o. del NON-MET.</i>	<i>FORMULA</i>	<i>Nome Comune</i>	<i>Nome IUPAC</i>
+3	B ₂ O ₃	Anidride Borica	Triossido di diboro
+4	SiO ₂	Silice	Diossido di silicio

Anidridi del Cromo e del Manganese. Cromo Cr e Manganese Mn sono dei metalli di transizione che possono assumere nei loro composti diversi numeri di ossidazione. Gli ossidi di Cr e Mn nei loro stati di ossidazione più elevati hanno un carattere acido e prendono il nome di anidride. Questi composti sono importanti (indicati in grassetto nella tabella), poiché da loro derivano dei sali molto ricorrenti (*i.e.* permanganati e dicromati, vedi paragrafo 4.5)

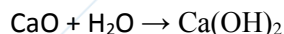
<i>n.o. del Cr</i>	<i>FORMULA</i>	<i>Nome Comune</i>	<i>Nome IUPAC</i>	<i>Nome di Stock</i>
+2	CrO	-	Monossido di cromo	Ossido di Cr(II)
+3	Cr ₂ O ₃	-	Triossido di dicromo	Ossido di Cr(III)
+6	CrO₃	Anidride Cromica	Triossido di cromo	Ossido di Cr(VI)

<i>n.o. del Mn</i>	<i>FORMULA</i>	<i>Nome Comune</i>	<i>Nome IUPAC</i>	<i>Nome di Stock</i>
+2	MnO	-	Monossido di manganese	Ossido di Mn(II)
+3	Mn ₂ O ₃	-	Triossido di dimanganese	Ossido di Mn(III)
+4	MnO ₂	-	Diossido di manganese	Ossido di Mn(IV)
+6	MnO ₃	Anidride manganica	Triossido di manganese	Ossido di Mn(VI)
+7	Mn₂O₇	Anidride permanganica	Eptossido di dimanganese	Ossido di Mn(VII)

IMPORTANTE: La tavola periodica che verrà fornita in sede d'esame non riporta i numeri di ossidazione degli elementi. Al fine di saper correlare correttamente nome-formula (e viceversa) di un composto occorrerà un buon compromesso tra memoria e ragionamento. Sicuramente occorre ricordare le regole elencate a pagina 1, così come i suffissi/prefissi usati nelle varie nomenclature. Per quanto riguarda il n.o. dei non-metalli (o di metalli di transizione quali Mn e Cr), un punto chiave molto importante sarà quello di imparare a memoria nome e formula dei rispettivi acidi (vedi paragrafo 4.3 e 4.4). La memorizzazione di queste informazioni darà accesso (mediante opportuno ragionamento) a tutta una serie di altre informazioni, risultando molto più efficace della memorizzazione dei soli numeri di ossidazione.

4.2 BASI o IDROSSIDI. Per reazione con acqua, un ossido basico forma un idrossido. Ad es.:

Ossido di calcio + acqua → idrossido di calcio



Nella **formula** degli idrossidi si scrive prima il metallo, poi tanti gruppi (OH) quanto è il n.o. del metallo. In questo modo la regola 7 di pag. 1 è rispettata (Ca = +2; H = +1; O = -2 quindi (+2) + (+1)*2 + (-2)*2 = 0) Come visto per gli ossidi di metalli alcalini (n.o. = +1) e alcalino terrosi (n.o. = +2), anche per gli idrossidi dei metalli dei primi due gruppi non vi è ambiguità nella correlazione nome-formula. Il **nome comune** è semplicemente **idrossido di calcio**⁴. Vediamo un secondo esempio, scrivendo la formula dell'idrossido di cesio. Il cesio Cs è un metallo alcalino e nei suoi composti ha sempre n.o. = +1, quindi la formula dell'idrossido di cesio è **CsOH**.

Consideriamo ora nomi e formule degli **idrossidi di ferro e di rame**, seguendo le stesse regole viste per i rispettivi ossidi:

n.o. del MET.	FORMULA	Nome Comune	Nome IUPAC	Nome di Stock
+2	Fe(OH) ₂	Idrossido ferroso	Diidrossido di ferro	Idrossido di Fe(II)
+3	Fe(OH) ₃	Idrossido ferrico	Triidrossido di ferro	Idrossido di Fe(III)
+1	CuOH	Idrossido rameoso	Idrossido di rame	Idrossido di Cu(I)
+2	Cu(OH) ₂	Idrossido rameico	Diidrossido di rame	Idrossido di Cu(II)

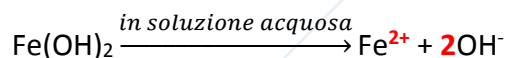
Vediamo altri esempi:

Che nome ha il composto **Mn(OH)₂**? Riconosco che è un idrossido perché nella formula c'è un metallo seguito da uno o più gruppi OH (in questo caso 2). Quindi è un **idrossido di Mn(II)** o **diidrossido di manganese** (in questo caso non sono in grado di dare il nome comune).

Che formula ha l'**idrossido di piombo(II)**? Scrivo prima il metallo poi un numero di gruppi OH pari al n.o. del piombo, quindi **Pb(OH)₂** (che può essere anche chiamato **diidrossido di piombo**)

Che formula ha l'**idrossido di Alluminio**? L'Alluminio nei suoi composti ha sempre n.o. = +3 (regola 4), quindi il suo idrossido è **Al(OH)₃**. Ulteriori esempi si trovano negli esercizi di riepilogo a fine capitolo.

Gli IDROSSIDI sono degli "**elettroliti**" ovvero delle sostanze che dissociano in ioni quando sono in soluzione. In particolare tutti gli idrossidi in soluzione dissociano in un catione e tanti ioni OH⁻ quanto è la carica del catione, ad es.:

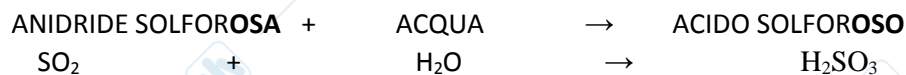
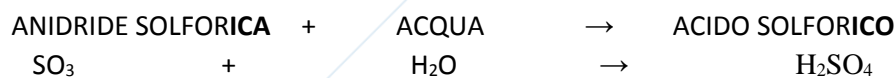


Ovvero l'idrossido ferroso in soluzione dissocia in 1 **ione ferroso** o ione Fe(II) (CATIONE carico +) e 2 **ioni IDROSSIDO** (ANIONE carico -). Analogamente, l'idrossido di sodio (metallo alcalino) NaOH in soluzione dissocia in uno ione Na⁺ ed uno ione OH⁻, così come l'idrossido di magnesio (metallo alcalino terroso) Mg(OH)₂ in soluzione dissocia in uno ione Mg²⁺ e due ioni OH⁻.

NOTA: gli ioni dei metalli alcalini sono sempre cationi con 1 carica positiva; gli ioni dei metalli alcalino terrosi sono sempre cationi con 2 cariche positive.

⁴ Si può trovare anche diidrossido di calcio, in accordo con la nomenclatura IUPAC.

4.3 OSSOACIDI. Si ottengono per reazione tra un anidride (ossido acido) e acqua. Ad esempio



La **formula** di un ossoacido è sempre costituita da H (a sinistra), NON-MET (al centro), O (a destra). Per gli acidi utilizzeremo sempre la **nomenclatura comune**. In pratica gli ossoacidi prendono il nome dall'anidride da cui derivano. Il n.o. del non-metallo **NON CAMBIA** passando da anidride a ossoacido:

$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	H_2SO_3	Acido solforoso
$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	H_2SO_4	Acido solforico
$\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	2HClO	Acido ipocloroso
$\text{Cl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	2HClO_2	Acido cloroso
$\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	2HClO_3	Acido clorico
$\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	2HClO_4	Acido perclorico
$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	2HNO_2	Acido nitroso
$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	2HNO_3	Acido nitrico
$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	H_2CO_3	Acido carbonico ⁵
$\text{P}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$2 \text{H}_3\text{PO}_3$	Acido fosforoso
$\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$2 \text{H}_3\text{PO}_4$	Acido fosforico ⁶
$2 \text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Acido dicromico ⁷
$\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	2HMnO_4	Acido permanganico ⁸
$\text{B}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$2 \text{H}_3\text{BO}_3$	Acido boricco
$\text{SiO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	H_4SiO_4	Acido silicico

Gli ossoacidi di bromo Br e iodio I sono analoghi in nome e formula a quelli del Cloro⁹.

Data la formula di un qualunque ossoacido, è possibile calcolare il numero di ossidazione del non-metallo. Ad esempio nell'acido fosforoso H_3PO_3 si hanno tre atomi di H (+1*3 = +3) e 3 atomi di O (-2*3 = -6). Quindi, poiché la somma dei n.o. nella molecola deve essere uguale a zero, il P avrà n.o. = +3 (noto il n.o. ricavo facilmente la formula dell'anidride fosforosa P_2O_3 !).

Si noti inoltre come nelle reazioni elencate in tabella il numero di molecole coinvolte (anidride, acqua, acido) vari di caso in caso. E' dunque conveniente **imparare a memoria nome e formula degli ossoacidi** (e degli idracidi che vedremo nel prossimo paragrafo), da cui si ricava facilmente il n.o. del non-metallo e, di

⁵ Non esiste invece l'acido carbonioso!

⁶ L'acido fosforico è anche noto come acido ortofosforico, per distinguerlo dal pirofosforico e dal metafosforico. Questi ultimi sono ottenuti sempre dall'anidride fosforica (P con n.o. = +5) per reazione rispettivamente con 2 e 1 molecole d'acqua: $\text{P}_2\text{O}_5 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ (Acido pirofosforico) e $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HPO}_3$ (Acido metafosforico). Si noti come il P nell'anidride e nei tre ossoacidi abbia sempre n.o. = +5

⁷ Esiste anche l'acido cromico ottenuto per reazione tra una sola molecola di anidride cromica ed una molecola di acqua: $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CrO}_4$. Si noti come il Cr nell'anidride e nei due ossoacidi abbia sempre n.o. = +6

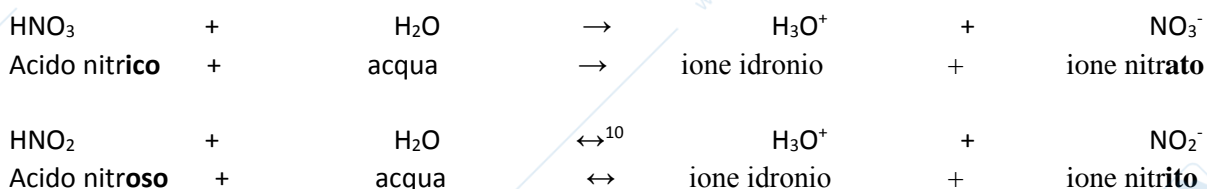
⁸ Anche l'anidride manganica Mn_2O_7 (Mn con n.o. = +6) forma un acido (meno importante del permanganico) per reazione con acqua: $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{MnO}_4$ (Acido manganico).

⁹ L'unico ossoacido del F che sia stato isolato è l'acido ipofluoroso HFO, un composto molto instabile ed esplosivo!

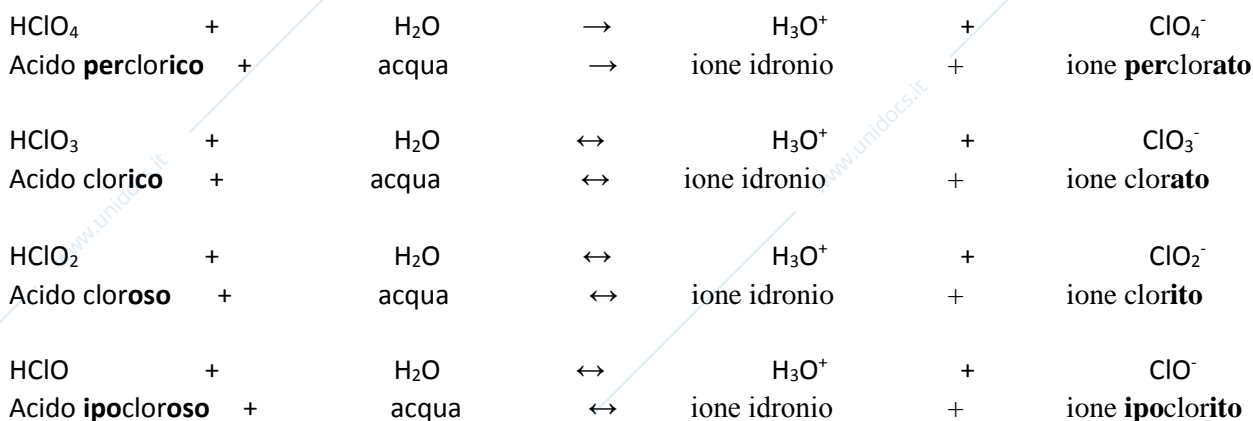
conseguenza, la formula dell'anidride. Un piccolo accorgimento può aiutare a memorizzare le formule degli ossoacidi. Consideriamo gli ossoacidi del cloro: se si memorizza che l'acido **perclorico** (quello in cui il Cl ha n.o. maggiore) è HClO_4 , è facile ricavare il **clorico** (HClO_3), il **cloroso** (HClO_2) e l'**ipocloroso** (HClO) semplicemente sottraendo progressivamente un atomo di ossigeno (lo stesso vale per il nitrico, il solforico ed il fosforico). Si noti inoltre come l'acido **permanganico** (HMnO_4) sia del tutto analogo in formula al **perclorico**! Infine si noti come il **dicromico** sia l'unico in cui l'atomo centrale è presente con pedice uguale a due. La memorizzazione di nome e formula degli acidi sarà inoltre di grande aiuto nella correlazione di nome e formula dei sali ed è pertanto un punto chiave della nomenclatura chimica.

Tutti gli acidi (ossoacidi, idracidi e acidi organici) sono elettroliti, ovvero dissociano in ioni quando sono in soluzione. Mentre la peculiarità degli idrossidi è di rilasciare in soluzione anioni OH^- , la peculiarità degli acidi è di liberare **protoni**, ovvero **ioni H^+** (In realtà i protoni rilasciati in soluzione si legano ad una molecola d'acqua per formare lo **ione idronio**: $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$). Osservando le formule degli ossoacidi riportate in tabella, si noti come gli ossoacidi possano liberare uno o più protoni.

Ci occuperemo ora di dare il nome comune agli ioni derivanti dalla dissociazione degli ossoacidi, iniziando con l'esempio degli ossoacidi dell'azoto:



La **nomenclatura comune** degli ioni (e dei sali – vedi paragrafo 4.5) utilizza sempre dei suffissi: dal suffisso per acido (e anidride) **-ICO** si passa a quello per lo ione (e il sale) **-ATO**; dal suffisso per acido (e anidride) **-OSO** si passa a quello per lo ione (e il sale) **-ITO**. Vediamo la dissociazione degli altri acidi:



¹⁰ La differenza tra una reazione scritta con la freccia unidirezionale \rightarrow o con la freccia bidirezionale \leftrightarrow sta nel fatto che nel primo caso la reazione è "completamente spostata verso i prodotti" (in questo caso significa che l'acido è un elettrolita "forte" completamente dissociato in soluzione), mentre nel secondo caso la dissociazione è solo parziale (ovvero l'acido è un elettrolita "debole" e si instaura una situazione di equilibrio in cui sono presenti sia l'acido indissociato che i suoi prodotti di dissociazione). Questo argomento verrà trattato in dettaglio più avanti nel corso; al momento l'attenzione è focalizzata sulla nomenclatura degli ioni.

Un acido che può liberare più di un protone è detto poliprotico:

H_2SO_4	+	H_2O	\rightarrow	H_3O^+	+	HSO_4^-
Acido solforico	+	acqua	\rightarrow	ione idronio	+	ione idrogenosolfato (o ione solfato acido)
HSO_4^-	+	H_2O	\leftrightarrow	H_3O^+	+	SO_4^{2-}
ione idrogenosolfato (o ione solfato acido)	+	acqua	\leftrightarrow	ione idronio	+	ione solfato

Se l'anione derivante dall'ossoacido contiene ancora un protone, il suo nome è preceduto dal prefisso **idrogeno-**.

Si noti come in tutti gli ioni (cationi e anioni) **la somma dei numeri di ossidazione è pari alla carica dello ione!** (regola n°8 di pagina 1). Ad esempio nello ione solfato lo zolfo S ha n.o. = +6 (esattamente come nell'acido solforico) e l'ossigeno ha n.o. = -2. Sommando $(+6) + (-2)*4 = -2$ che è anche la carica dell'anione. Si noti infine che tutte le reazioni di dissociazione sono "bilanciate" sia nella massa (tanti atomi di ciascun elemento) nei prodotti e nei reagenti che nella carica (stessa carica totale nei prodotti e nei reagenti). Si riportano di seguito le formule e i nomi dei più importanti ioni derivanti dalla "de-protonazione" degli altri ossoacidi:

H_2CO_3 Acido carbonico	HCO_3^- ione idrogenocarbonato o carbonato acido	CO_3^{2-} ione carbonato	-
H_3PO_3 Acido fosforoso	H_2PO_3^- ione diidrogenofosfito	HPO_3^{2-} ione idrogenofosfito	(PO_3^{3-} ione fosfito) ¹¹
H_3PO_4 Acido fosforico	H_2PO_4^- ione diidrogenofosfato (o fosfato diacido)	HPO_4^{2-} ione idrogenofosfato (o fosfato monoacido)	PO_4^{3-} ione fosfato
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ Acido dicromico	-	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ione dicromato	-
HMnO_4 Acido permanganico	MnO_4^- ione permanganato	-	-

Lo ione idrogenocarbonato (o carbonato acido) è storicamente chiamato ione **bicarbonato**. Tale termine è obsoleto e fuorviante e andrebbe abbandonato. Tuttavia esso è ancora utilizzato in alcuni testi e in prodotti commerciali.

4.4 IDRACIDI

Gli idracidi sono costituiti solamente da H e da un non-metallo (non è presente ossigeno). La **formula** si scrive sempre mettendo prima l'H poi il NON-MET. Ad esempio **HCl** è l'**acido cloridrico**. Il **nome comune** degli idracidi (non considereremo quello IUPAC) si ottiene utilizzando il **suffisso -IDRICO**. Anche in questo

¹¹ In realtà l'acido fosforoso (anche noto come acido fosfonico) è diprotico, nel senso che può liberare al massimo 2 protoni, e l'anione PO_3^{3-} non esiste in composti inorganici (per questo è indicato tra parentesi)!

caso è importante imparare nome e formula degli idracidi. Gli idracidi più importanti sono sei: 4 costituiti da H e un ALOGENO (F, Cl, Br, I), uno da H e S, ed uno da H e il gruppo CN. Come tutti gli acidi, anche gli idracidi sono **elettroliti** e dissociano in ioni in soluzione. Il nome dell'anione derivante dalla dissociazione si ottiene sostituendo il suffisso -IDRICO con il suffisso -URO

Acido fluoridrico $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$ **ione fluoruro**

Acido cloridrico $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ **ione cloruro**

Acido bromidrico $\text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Br}^-$ **ione bromuro**

Acido iodidrico $\text{HI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{I}^-$ **ione ioduro**

Acido solfidrico $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^-$ **ione idrogenosolfuro** (o solfuro acido)

Ione **idrogenosolfuro** $\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{S}^{2-}$ **ione solfuro**

Acido cianidrico $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$ **ione cianuro**

I primi quattro idracidi sono formati da H e un Alogeno e sono tutti monoprotici. L'alogeno nell'idracido e nello ione che ne deriva ha n.o. = -1 (e lo ione ha 1 carica negativa). L'acido solfidrico è l'unico idracido diprotico, e può formare sia lo ione idrogenosolfuro, sia lo ione solfuro. Lo zolfo ha n.o. = -2 e lo ione solfuro ha 2 cariche negative. Si noti come il non-metallo negli idracidi abbia n.o. negativo (a differenza degli ossoacidi dove ha n.o. positivo). Infine l'acido cianidrico è costituito da H e dal gruppo CN (carbonio e azoto). Lo ione cianuro ha una carica negativa e può essere considerato come un unico gruppo avente n.o. totale = -1.

La seguente tabella riassume i suffissi usati nella nomenclatura comune degli acidi (e anidridi) e dei rispettivi anioni

Suffisso anidride/acido	Suffisso anione derivato
-ICO	-ATO
-OSO	-ITO
-IDRICO	-URO

4.5 SALI

Il modo più semplice (ma non l'unico!) di ottenere un sale è la reazione tra un acido ed una base, ad es.:



Il sale che si forma nella reazione di neutralizzazione tra acido nitrico e idrossido di sodio si chiama **nitrato di sodio**.

Per **scrivere la formula del nitrato di sodio** può essere inizialmente utile pensare alla dissociazione completa dell'idrossido e dell'ossoacido di partenza. In questo caso specifico, la dissociazione dell'idrossido di sodio porta a uno **ione Na^+** (il Na è un metallo alcalino e forma sempre ioni con 1 carica positiva) e uno ione OH^- , mentre la dissociazione dell'acido nitrico porta a uno **ione nitrato NO_3^-** e uno ione H^+ . Questo primo esempio è molto semplice perché per formare il sale devo combinare un catione con 1 carica + ed un anione con 1 carica -. Il sale è un composto neutro, perciò le due parti si combinano in rapporto 1:1, e il nitrato di sodio è per l'appunto **NaNO_3** . La formula è costituita da una parte "cationica" (Na) a sinistra e da una "anionica" (NO_3) a destra. Il nome comune riporta invece prima la parte anionica (nitrato) poi quella cationica (di sodio).

Consideriamo un altro sale, ad esempio un solfato di ferro. Poiché il ferro ha due n.o. (+2 e +3), esisteranno due solfati di ferro. Questi si chiameranno **solfato ferrico** (nome comune) o **solfato di Fe(III)** (nome di Stock) e **solfato ferroso** o **solfato di Fe(II)**. Scriviamone le formule:

Il **solfato ferrico** o **solfato di Fe(III)** è costituito dallo **ione ferrico Fe³⁺** (parte cationica) e dallo **ione solfato SO₄²⁻** (se ricordo che l'acido solforico è H₂SO₄, ottengo facilmente lo ione solfato per sottrazione di due protoni H⁺). Per scrivere la formula del sale occorre combinare un catione con 3 cariche + e un anione con 2 cariche -. Per garantire l'elettroneutralità del sale combino 2 cationi Fe³⁺ (in tot. 6 cariche +) e 3 anioni SO₄²⁻ (in tot. 6 cariche -). Il solfato ferrico è pertanto **Fe₂(SO₄)₃**.

Il **solfato ferroso** o **solfato di Fe(II)** è costituito dallo **ione ferroso Fe²⁺** (parte cationica) e dallo **ione solfato SO₄²⁻**. Occorre combinare un catione con 2 cariche + e un anione con 2 cariche -. Per avere un composto neutro combino 1 catione Fe²⁺ e 1 anione SO₄²⁻. Il solfato ferroso è pertanto **FeSO₄**.

Si noti come anche nei sali la somma dei n.o. dei vari elementi sia uguale a zero.

Proviamo a fare l'esercizio inverso, ovvero diamo un nome al composto **Ca(ClO)₂**. La parte cationica è Ca (Calcio), ovvero un metallo alcalino terroso che forma sempre ioni Ca²⁺. Da quale acido deriva la parte anionica "ClO"? Deriva dall'acido **ipocloroso HClO**, che per sottrazione del protone porta allo ione **ipoclorito ClO⁻**. Il sale è dunque l'**ipoclorito di calcio**. Si noti come vi siano 2 ioni ipoclorito ogni ione calcio (eletttroneutralità del sale).

Che composto è **MnCO₃**? La formula riporta in sequenza un metallo, un non metallo, ossigeno. Il gruppo "CO₃" deve ricordarmi l'acido carbonico H₂CO₃. Il composto è quindi un sale formato dalla parte anionica **CO₃²⁻ ione carbonato**, e dalla parte cationica **Mn²⁺ ione manganese (II)**. La carica del catione è per forza 2+ perché catione e anione sono in rapporto 1:1. Il sale in oggetto è il **carbonato di Mn(II)** (Nota: in questo caso è sufficiente usare la nomenclatura di Stock per la parte cationica!).

Che composto è **KMnO₄**? In questo caso la formula potrebbe creare qualche difficoltà: infatti sono presenti due metalli (potassio - un metallo alcalino - e manganese - un metallo di transizione) e ossigeno. Occorre infatti riconoscere il gruppo "MnO₄" come parte anionica di un sale! L'anione è **MnO₄⁻ ione permanganato** (Mn con n.o. = +7); il catione è **K⁺** (ione potassio con carica +1 perché ione di un met. alcalino). Il sale è un **permanganato di potassio**.

La parte anionica di un sale può anche derivare da un idracido:



Vediamo alcuni esempi. Che formula ha il **cloruro rameico**? La parte anionica del sale è uno ione cloruro **Cl⁻** (che deriva dall'acido cloridrico HCl). Il rame ha n.o. +1 o +2 e forma rispettivamente ioni Cu⁺ e Cu²⁺ (regola n°8). Il suffisso **-ico** indica che la parte cationica del sale è lo ione rameico **Cu²⁺**. La formula è pertanto **CuCl₂**.

Che composto è **FeCl₃**? E' un sale la cui parte anionica è uno ione cloruro **Cl⁻**. Poiché nella formula ci sono 3 atomi di Cl per ogni atomo di Fe, la parte cationica del sale deve essere uno ione Fe³⁺. Il composto è un **cloruro ferrico** o **cloruro di Fe(III)** o **tricloruro di ferro**¹².

¹² Tutti i SALI ALOGENURI (fluoruri, cloruri, bromuri, ioduri) vengono anche spesso chiamati col nome IUPAC, utilizzando il prefisso di-, tri-, tetra-. Avendo gli ioni alogenuri F⁻, Cl⁻, Br⁻, I⁻ una sola carica negativa, il prefisso utilizzato identifica allo stesso tempo il numero di atomi di alogeno presenti in formula e carica/n.o. della parte cationica. Ad esempio, il **tricloruro di manganese** è MnCl₃ in cui il manganese ha n.o. = +3, ovvero la parte cationica del sale è Mn³⁺.

Che formula ha il **solfo di alluminio**? La parte anionica è uno ione solfo S^{2-} (dall'acido solfidrico H_2S). La parte cationica è uno ione Al^{3+} (nei composti l'Al ha sempre n.o. = +3 e forma ioni con carica 3+). Per garantire l'elettroneutralità del sale, devono esserci 2 cationi Al^{3+} ogni 3 anioni S^{2-} . Il solfo di Al è pertanto **Al_2S_3**

Che composto è **$Pb(CN)_2$** ? Pb è un metallo. Il gruppo "CN" deve ricordarmi l'acido cianidrico HCN, ed quindi la parte anionica di un sale. Poiché lo ione cianuro CN^- ha una carica negativa, e ci sono due gruppi CN e un Pb, il sale sarà un **cianuro di Pb(II)**.

La parte cationica di un sale è generalmente un catione metallico. Esiste tuttavia un catione non metallico molto importante, lo **ione ammonio NH_4^+** , uno ione poliatomico che si ottiene per addizione di 1 protone H^+ ad una molecola di **ammoniaca NH_3** (quest'ultima è un composto binario tra il non metallo azoto N e idrogeno H). Sia nell'ammoniaca che nello ione ammonio l'azoto N ha n.o. = -3 e l'idrogeno ha n.o. = +1. Si noti come la somma dei n.o. di N e H nello ione ammonio sia pari alla sua carica (+1). I sali di ammonio sono molto importanti e molto ricorrenti! Scriviamo la formula del **nitrito d'ammonio**. La parte anionica è uno ione nitrito NO_2^- (che deriva dall'acido nitroso HNO_2); la parte cationica è lo ione ammonio NH_4^+ . Il nitrito d'ammonio ha quindi formula **NH_4NO_2** . Si noti come nella stessa formula l'azoto compaia sia nella parte cationica (con n.o. = -3) che in quella anionica (con n.o. = +3)! La somma dei n.o. di tutti gli elementi è ovviamente uguale a zero.

Qual è la formula del **fosfato d'ammonio**? L'anione fosfato è PO_4^{3-} (dall'acido fosforico H_3PO_4). Quindi il fosfato d'ammonio è **$(NH_4)_3PO_4$** (ovvero tre ioni ammonio ogni ione fosfato)

Che composto è **NH_4Br** ? È un sale di ammonio in cui la parte anionica è Br^- ione bromuro (dall'acido bromidrico). Quindi è il bromuro di ammonio.

Tutti i sali sono elettroliti, ovvero in soluzione dissociano negli ioni costituenti (quasi tutti i sali sono elettroliti FORTI, completamente dissociati).

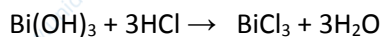
4.5.1 SALI ACIDI (e basici). La parte anionica di un sale può essere anche costituita da un anione che deriva da un acido poliprotico, ma che contiene ancora un (o più) atomo/i di idrogeno. Ad esempio il composto **$NaHCO_3$** è un sale in cui la parte cationica è lo ione Na^+ e la parte anionica è lo ione **idrogenocarbonato HCO_3^-** . Il sale si chiama **idrogenocarbonato di sodio** o **carbonato acido di sodio** comunemente noto come *bicarbonato di sodio*. Quest'ultimo termine (come già anticipato) è obsoleto e fuorviante (nella formula $NaHCO_3$ di "bi-" non c'è proprio nulla!!) e ma è ancora utilizzato. In generale, tutti i sali derivanti da un ossoacido poliprotico in cui la parte anionica contiene uno o più atomi di idrogeno sono detti **sali acidi**¹³. Che formula ha l'**idrogenosolfato di zinco**? Lo ione **idrogenosolfato** deriva dall'acido solforoso H_2SO_3 per rimozione di uno solo dei due protoni, ed è quindi HSO_3^- . Lo zinco Zn in tutti i suoi composti ha n.o. = +2, quindi la parte cationica del sale è lo ione Zn^{2+} . Il sale è dunque **$Zn(HSO_3)_2$** .

Che composto è **$(NH_4)HS$** ? Riconosco che è un sale poiché è costituito dalla parte cationica **NH_4^+ ione ammonio** e dalla parte anionica **HS^- ione idrogenosolfuro** (o solfo acido, derivante dall'acido solfidrico H_2S per rimozione di un solo protone). Il sale è quindi un **idrogenosolfuro di ammonio** (o solfo acido di ammonio).

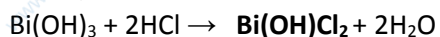
Che formula ha l'**idrogenofosfato di Ni(II)** o **fosfato monoacido di Ni(II)**? La parte cationica è lo ione Ni^{2+} . La parte anionica è lo ione **idrogenofosfato** (o fosfato monoacido) HPO_4^{2-} (dall'acido fosforico H_3PO_4 per sottrazione di 2 H^+). La formula è dunque **$NiHPO_4$**

Se pur meno ricorrenti, oltre ai sali acidi esistono anche i sali basici, ottenuti da idrossidi che hanno più di un gruppo OH, ad es.:

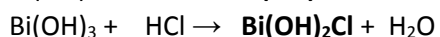
¹³ Il comportamento di questi sali in soluzione verrà affrontato nella lezione sugli "equilibri di idrolisi". In tale contesto si vedrà come la definizione di sale acido NON sia "un sale che dà una soluzione acida"



Cloruro di Bi(III) (o tricloruro di bismuto)



Cloruro monobasico di Bi(III) (o idrossidicloruro di bismuto)



Cloruro dibasico di Bi(III) (o diidrossicloruro di bismuto)

4.5.2 SALI IDRATI. Un sale idrato è un sale che contiene delle molecole d'acqua combinate in un rapporto definito come parte integrante del cristallo¹⁴. Ad esempio la formula $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ corrisponde al cloruro di magnesio esaidrato. Questo significa che in un cristallo di questo sale idrato ci saranno 6 molecole d'acqua ogni ione Mg^{2+} (e ogni 2 ioni Cl^-). Il grado di idratazione può variare da composto a composto, e viene indicato nel nome dal prefisso mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, etc. idrato.

Qual è la formula del **nitrate di Co(II) nonaidrato**? La formula è $\text{Co(NO}_3)_2 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$

4.5.3 SALI DOPPI. I più comuni sali doppi sono costituiti da 1 anione e da 2 cationi diversi, ad es.: $\text{KAl(SO}_4)_2$ è un **solfo di potassio e alluminio**.

4.6 IDRURI ionici. Sono composti tra un metallo alcalino o alcalino terroso e idrogeno. Come anticipato a pag. 1 (regola 6), sono gli unici composti in cui l'idrogeno ha n.o. = -1. (L'anione H^- è detto ione idruro). LiH è l'**idruro di litio**; NaH è l'idruro di sodio; CaH_2 è l'**idruro di calcio**, MgH_2 è l'idruro di magnesio etc...

4.7 PEROSSIDI Sono composti in cui l'ossigeno ha n.o. = -1. I più comuni sono il **perossido di idrogeno** (noto come "acqua ossigenata") H_2O_2 e i perossidi di metalli alcalini e alcalino terrosi, ad esempio Na_2O_2 **perossido di sodio** e CaO_2 **perossido di calcio**.

¹⁴ Come vedremo nel corso di teoria, i sali sono *composti ionici*. Essi formano dei solidi ionici cristallini in cui le "posizioni reticolari" sono occupate da ioni. Nei sali idrati una parte delle posizioni reticolari è occupata da molecole d'acqua.

5. ESERCIZI. Scrivere la formula dei seguenti composti

- | | | |
|-------------------------------|---|------------------------------------|
| 1) triossido di diarsenico | 20) triidrossido di oro | 34) cianuro di manganese(III) |
| 2) ossido di berillio | 21) anidride fosforica | 35) solfuro ferrico |
| 3) ossido di alluminio | 22) idrossido di platino (IV) | 36) tricloruro di alluminio |
| 4) perossido di litio | 23) solfuro di molibdeno (IV) | 37) fluoruro d'ammonio |
| 5) ossido di rubidio | 24) nitrito di stronzio | 38) solfato di scandio (III) |
| 6) idruro di bario | 25) carbonato di stagno(IV) | 39) ipoclorito di cromo (III) |
| 7) anidride bromosa | 26) idrogenosolfato di piombo(II) | 40) idruro di potassio |
| 8) anidride iodica | 27) diidrogenofosfato (o fosfato diacido) di sodio tetraidrato. | 41) iodato di cerio (IV) |
| 9) anidride ipobromosa | 28) cloruro di bismuto(III) | 42) dicromato di zinco |
| 10) diossido di selenio | 29) nitrato d'ammonio | 43) permanganato di sodio |
| 11) anidride solforica | 30) idrogenocarbonato (o carbonato acido) di cadmio(II) | 44) idrogenosolfato di magnesio |
| 12) anidride permanganica | 31) perclorato di zinco | 45) nitrito di stagno (II) |
| 13) pentossido di divanadio | 32) ipobromito di alluminio | 46) carbonato ferrico |
| 14) ossido di titanio(IV) | 33) ioduro ferrico | 47) carbonato rameoso |
| 15) anidride nitrosa | | 48) idrogenosolfuro di cobalto(II) |
| 16) idrossido di cobalto(III) | | 49) trifluoruro di oro |
| 17) idrossido rameoso | | 50) monossido di diazoto |
| 18) idrossido di cesio | | |
| 19) diidrossido di nichel | | |

Dare un nome ai seguenti composti:

- | | | |
|---------------------------------|----------------------------------|--|
| 51) HNO_3 | 68) NO_2 | 85) MnO_4^- |
| 52) RuO_2 | 69) AsPO_4 | 86) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ |
| 53) BeH_2 | 70) Ag_2SO_4 | 87) Fe^{3+} |
| 54) $\text{Co}(\text{HCO}_3)_2$ | 71) $\text{Fe}(\text{ClO}_3)_2$ | 88) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ |
| 55) $\text{Ni}(\text{NO}_2)_2$ | 72) CuNO_2 | 89) PtCl_2 |
| 56) Cl_2O_7 | 73) $\text{Ba}(\text{CN})_2$ | 90) IrBr_2 |
| 57) Na_2O_2 | 74) Cs_2HPO_4 | 91) NaH_2PO_3 |
| 58) CdO | 75) NaClO | 92) CaCr_2O_7 |
| 59) KF | 76) Br_2O_7 | 93) Cl_2O |
| 60) LiOH | 77) NH_3 | 94) HBrO_3 |
| 61) NH_4OH | 78) FeS | 95) HIO_4 |
| 62) Cu_3PO_4 | 79) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ | 96) LiClO_4 |
| 63) $\text{Mn}(\text{HS})_2$ | 80) BaO_2 | 97) B_2O_3 |
| 64) KBr | 81) K_2O | 98) SiO_2 |
| 65) NaCl | 82) H_3PO_3 | 99) $\text{Ni}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ |
| 66) ZnCO_3 | 83) I_2O_5 | 100) K_3PO_4 |
| 67) CrO_3 | 84) CO | |

SOLUZIONI

- 1) As_2O_3 triossido di diarsenico
- 2) BeO ossido di berillio
- 3) Al_2O_3 ossido di alluminio
- 4) Li_2O_2 perossido di litio
- 5) Rb_2O ossido di rubidio
- 6) BaH_2 idruro di bario
- 7) Br_2O_3 anidride bromosa
- 8) I_2O_5 anidride iodica
- 9) Br_2O anidride ipobromosa
- 10) SeO_2 diossido di selenio
- 11) SO_3 anidride solforica
- 12) Mn_2O_7 anidride permanganica
- 13) V_2O_5 pentossido di divanadio
- 14) TiO_2 ossido di titanio(IV)
- 15) N_2O_3 anidride nitrosa
- 16) $\text{Co}(\text{OH})_3$ idrossido di cobalto(III)
- 17) CuOH idrossido rameoso
- 18) CsOH idrossido di cesio
- 19) $\text{Ni}(\text{OH})_2$ diidrossido di nichel
- 20) $\text{Au}(\text{OH})_3$ triidrossido di oro
- 21) P_2O_5 anidride fosforica
- 22) $\text{Pt}(\text{OH})_4$ idrossido di platino (IV)
- 23) MoS_2 solfuro di molibdeno (IV)
- 24) $\text{Sr}(\text{NO}_2)_2$ nitrito di stronzio
- 25) $\text{Sn}(\text{CO}_3)_2$ carbonato di stagno(IV)
- 26) $\text{Pb}(\text{HSO}_3)_2$ idrogenosolfito di piombo(II)
- 27) $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ diidrogenofosfato (o fosfato diacido) di sodio tetraidrato.
- 28) BiCl_3 cloruro di bismuto(III)
- 29) NH_4NO_3 nitrato d'ammonio
- 30) $\text{Cd}(\text{HCO}_3)_2$ idrogenocarbonato (o carbonato acido) di cadmio(II)
- 31) $\text{Zn}(\text{ClO}_4)_2$ perclorato di zinco
- 32) $\text{Al}(\text{BrO}_3)_3$ ipobromito di alluminio
- 33) FeI_3 ioduro ferrico
- 34) $\text{Mn}(\text{CN})_3$ cianuro di manganese(III)
- 35) Fe_2S_3 solfuro ferrico
- 36) AlCl_3 tricloruro di alluminio
- 37) NH_4F fluoruro d'ammonio
- 38) $\text{Sc}_2(\text{SO}_4)_3$ solfato di scandio (III)
- 39) $\text{Cr}(\text{ClO})_3$ ipoclorito di cromo (III)
- 40) KH idruro di potassio
- 41) $\text{Ce}(\text{IO}_3)_4$ iodato di cerio (IV)
- 42) ZnCr_2O_7 dicromato di zinco
- 43) NaMnO_4 permanganato di sodio
- 44) MgHPO_3 idrogenofosfito di magnesio
- 45) $\text{Sn}(\text{NO}_2)_2$ nitrito di stagno (II)
- 46) $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ carbonato ferrico
- 47) Cu_2CO_3 carbonato rameoso
- 48) $\text{Co}(\text{HS})_2$ idrogenosolfuro di cobalto(II)
- 49) AuF_3 trifluoruro di oro
- 50) N_2O monossido di diazoto
- 51) HNO_3 acido nitrico
- 52) RuO_2 diossido di rutenio o ossido di Ru(IV)
- 53) BeH_2 idruro di berillio
- 54) $\text{Co}(\text{HCO}_3)_2$ idrogenocarbonato (o carbonatoacido) di cobalto(II)
- 55) $\text{Ni}(\text{NO}_2)_2$ nitrito di Nichel(II)
- 56) Cl_2O_7 eptossido di dicloro o anidride perclorica
- 57) Na_2O_2 perossido di sodio
- 58) CdO ossido di cadmio(II)
- 59) KF fluoruro di potassio
- 60) LiOH idrossido di litio
- 61) NH_4OH idrossido d'ammonio
- 62) Cu_3PO_4 fosfato rameoso o di rame(I)
- 63) $\text{Mn}(\text{HS})_2$ idrogenosolfuro (o solfuro acido) di manganese(II)
- 64) KBr bromuro di potassio
- 65) NaCl cloruro di sodio
- 66) ZnCO_3 carbonato di zinco
- 67) CrO_3 triossido di cromo o ossido di Cr(VI) o anidride cromica
- 68) NO_2 diossido di azoto
- 69) AsPO_4 fosfato di arsenico(III)
- 70) Ag_2SO_4 solfato di argento(I)
- 71) $\text{Fe}(\text{ClO}_3)_2$ clorato ferroso o di ferro(II)
- 72) CuNO_2 nitrito rameoso o di rame(I)
- 73) $\text{Ba}(\text{CN})_2$ cianuro di bario
- 74) Cs_2HPO_4 idrogenofosfato (o fosfato monoacido) di cesio
- 75) NaClO ipoclorito di sodio
- 76) Br_2O_7 anidride perbromica o eptossido di dibromo
- 77) NH_3 ammoniaca
- 78) FeS solfuro ferroso o di ferro(II)
- 79) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ carbonato di alluminio
- 80) BaO_2 perossido di bario
- 81) K_2O ossido di potassio
- 82) H_3PO_3 acido fosforoso
- 83) I_2O_5 pentossido di diiodio o anidride iodica

84) CO monossido di carbonio
85) MnO_4^- ione permanganato
86) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ione dicromato
87) Fe^{3+} ione ferro(III) o ferrico
88) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ nitrato
ferrico (o di Fe(III)) nonaidrato
89) PtCl_2 cloruro di platino(II)
o dicloruro di platino
90) IrBr_2 bromuro di iridio(II) o
dibromuro di iridio

91) NaH_2PO_3 diidrogenofosfito
di sodio
92) CaCr_2O_7 dicromato di
calcio
93) Cl_2O monossido di dicloro
o anidride ipoclorosa
94) HBrO_3 acido bromico
95) HIO_4 acido periodico
96) LiClO_4 perclorato di litio

97) B_2O_3 triossido di diboro o
anidride borica
98) SiO_2 diossido di silicio o
silice
99) $\text{Ni}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
didrogenofosfato (o fosfato
diacido) di nichel(II)
100) K_3PO_4 fosfato di potassio