

I composti chimici e la nomenclatura

La **valenza** è il numero di elettroni esterni che l'atomo acquista o cede, oppure condivide, con altri elementi cui è legato. Al posto della valenza si può usare il **numero di ossidazione** che è la carica che ogni atomo avrebbe se gli elettroni di legame appartenessero all'elemento più elettronegativo.

Gli atomi di ogni elemento hanno numero di ossidazione **0** in quanto nella molecola non si ha alcuno spostamento di elettroni. Ad esempio:

-in N_2 , l'azoto ha n.o.=0

-in O_2 , l'ossigeno ha n.o.=0

L'**idrogeno ha numero di ossidazione +1**, perché cede facilmente il suo unico elettrone, fatta eccezione quando si trova legato a un metallo meno elettronegativo per formare un idruro; in tal caso si ha numero di ossidazione **-1**.

L'**ossigeno ha numero di ossidazione -2**, perché nella molecola dell'acqua attira verso di sé gli elettroni dei due atomi di idrogeno cui è legato. Presenta però due eccezioni:

-nei perossidi, come H_2O_2 , dove ha n.o.= -1

- nell'ossido di fluoro, F_2O , dove ha n.o.= +2, perché tra i due elementi il fluoro è quello più elettronegativo.

Gli **ioni monoatomici** hanno numero di ossidazione uguale alla loro carica elettrica. Ad esempio:

-lo ione Cl^- ha n.o.=-1

-lo ione Ca^{2+} ha n.o.=+2

Se uno ione contiene più atomi (**ione poliatomico**), la somma dei numeri di ossidazione dei singoli atomi deve essere uguale alla carica elettrica dello ione. Ad esempio:

- nello ione $(SO_4)^{2-}$ l'atomo di zolfo ha n.o. = +6

- ciascun atomo di ossigeno ha n.o. = -2

- quindi complessivamente: $+6+4 \cdot (-2) = 6-8 = -2 =$ carica dello ione.

Il numero di ossidazione di un elemento dipende dalla posizione che questo occupa nella tavola periodica.

- Gli elementi del **gruppo I**, avendo un solo elettrone di valenza e elettronegatività bassa, tendono a cedere in un legame quell'unico elettrone, quindi hanno tutti n.o. = +1; fanno eccezione l'idrogeno, che può avere anche n.o. = -1, il rame (nelle due forme +1, +2) e l'oro (nelle due forme +1,+3);
- Gli elementi del **gruppo II**, avendo due elettroni di valenza, hanno n.o. =+2; fa eccezione il mercurio che talvolta è monovalente e ha quindi n.o.=+1;
- Gli elementi del **gruppo III** hanno n.o.=+3;
- Gli elementi del **gruppo IV** hanno n.o.=+4, ma carbonio, stagno e piombo possono anche essere bivalenti e quindi hanno numero di ossidazione +2. Inoltre, nei composti con l'idrogeno, il carbonio, essendo molto più elettronegativo dell'idrogeno, rimane tetravalente, ma assume numero di ossidazione negativo, quindi ha n.o.=-4;
- Gli elementi che appartengono ai **gruppi centrali** della tavola periodica, oltre al numero di ossidazione corrispondente al proprio gruppo, possono avere numeri di ossidazione diversi a seconda del composto di cui fanno parte;
- Gli elementi del **VII gruppo**, se sono uniti a un metallo, hanno n.o.=-1 poiché tendono ad acquisire l'elettrone mancante per raggiungere l'ottetto; nei composti in cui è presente anche l'ossigeno, hanno invece numero di ossidazione positivo, variabile a seconda del composto;
- Tutti gli elementi del **gruppo VIII** hanno n.o.=0 perché non si legano ad altri elementi e quindi non danno composti.

ESEMPIO. Calcola il numero di ossidazione del carbonio nei seguenti composti:

1. CO (ossido di carbonio)
2. CO₂ (diossido di carbonio)
3. CH₄ (metano)

1) Sia x il n.o. del carbonio (i numeri di ossidazione si scrivono sopra i singoli elementi). Sappiamo che n.o. di O=-2 e che n.o. totale di CO=0.
Applichiamo l'equazione:

$$C \times 0^{-2} \text{ deve essere: } x - 2 = 0 \rightarrow \mathbf{x = +2}$$

2) Sappiamo che n.o. di O=-2 e che n.o. totale di CO₂=0. Scriviamo:

$$C \times O_2^{-2} \text{ deve essere: } x + 2 \cdot (-2) = 0 \rightarrow \mathbf{x = +4}$$

3) Sappiamo che n.o. di H=+1 e che n.o. totale di CH₄=0. Scriviamo:

$$C \times H_4^{+1} \text{ deve essere: } x + 4 \cdot (+1) = 0 \rightarrow \mathbf{x = -4}$$

Nel dare il nome ai composti, si segue la nomenclatura **IUPAC** (Unione Internazionale di Chimica Pura e Applicata) con la notazione di Stock che la stessa IUPAC ha ufficializzato, detta anche **nomenclatura razionale**.

Per quanto riguarda gli **elementi**, la classificazione IUPAC li suddivide in:

- **Metalli**, riconoscibili da alcune proprietà come lucentezza, malleabilità, buona conducibilità termica ed elettrica;
- **Non metalli**, con le caratteristiche opposte, corrispondenti ai metalloidi del linguaggio tradizionale;
- **Semimetalli**, quelli come il silicio e il germanio che hanno particolari proprietà elettriche, intermedie tra quelle dei metalli e quelle dei non metalli e vengono anche detti semiconduttori.

Per quanto riguarda i **composti inorganici**, questi si possono suddividere in base al numero di elementi legati tra loro in composti binari, ternari e quaternari.

Il composto binario di un elemento con l'ossigeno si chiama **ossido di** ... facendo seguire il nome dell'elemento legato all'ossigeno.

Gli ossidi sono di due tipi:

- **ossidi dei metalli**: sono formati da un metallo unito all'ossigeno. Non tutti i metalli hanno la stessa capacità di reagire con l'ossigeno. Se un metallo si ossida più facilmente di un altro, ha maggiore **affinità** per l'ossigeno rispetto all'altro. Gli ossidi dei metalli sono solidi e, al contrario dei metalli, sono cattivi conduttori sia del calore sia della corrente elettrica. Se l'ossido di un metallo viene disciolto in acqua e si immerge nella soluzione una cartina al tornasole, questa si colora in blu, indicando che la soluzione è basica. Per questo motivo, gli ossidi dei metalli sono classificati come **ossidi basici**. Il carattere basico è dovuto alla natura ionica degli ossidi, che in acqua si dissociano e reagiscono dando origine agli ioni *idrossido* (OH)⁻ che caratterizzano le sostanze basiche.

- **ossidi dei non metalli**: sono formati da ossigeno e non metalli, che corrispondono alle *anidridi*, sono composti molecolari, in quanto la differenza di elettronegatività tra i non metalli e l'ossigeno è minima. Questi ossidi sono dei gas, solubili in acqua, con la quale reagiscono formando ioni idrogeno H^+ . Questi vengono immediatamente solvatati e si uniscono a una molecola di acqua formando ioni idronio H_3O^+ , caratteristici del carattere acido delle sostanze. Per questo loro carattere acido, gli ossidi dei non metalli si chiamano **ossidi acidi**. Per quanto riguarda la denominazione, essa si avvale delle stesse regole in entrambe le categorie di ossidi e se nella molecola sono presenti più atomi dello stesso elemento, si indica il loro numero usando i prefissi: **mono- di- tri- tetra- penta- esa-...**

Ad esempio:

- SnO si chiama monossido di stagno
- N_2O_3 si chiama triossido di diazoto

Nella notazione di Stock, quando l'elemento legato all'ossigeno ha valenza variabile, invece di usare i prefissi, si indica tra parentesi la valenza dell'elemento:

- SnO si chiama ossido di stagno (II)
- N_2O_3 si chiama ossido di azoto (III)

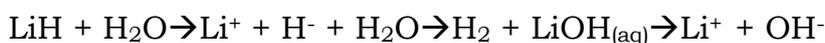
Un particolare tipo di ossido è costituito dai **perossidi**, nella cui molecola ci sono due atomi di ossigeno legati tra loro. I perossidi più comuni sono:

- il perossido di idrogeno H_2O_2 (acqua ossigenata)
- il perossido di sodio Na_2O_2
- il perossido di bario BaO_2

I perossidi sono solubili in acqua e instabili, poiché tendono a perdere quell'atomo di ossigeno in più; vengono perciò detti ossidanti e sbiancanti.

Gli **idruri** sono composti binari che vedono l'idrogeno legato a un altro elemento, quasi sempre un metallo; in tal caso vengono detti idruri salini. Gli **idruri salini** sono solidi e hanno molecole fortemente polari, in cui l'elemento più elettronegativo è l'idrogeno. Ad esempio: LiH idruro di litio

In soluzione acquosa si libera lo ione H^+ : $LiH_{(aq)} \rightarrow Li^+ + H^-$ Gli idruri salini tendono a reagire con l'acqua sviluppando idrogeno gassoso e formando l'idrossido del metallo che si dissocia e rende basica la soluzione:



Esistono anche **idruri covalenti**, costituiti da idrogeno legato a un non metallo o a un semimetallo che non appartenga al gruppo VII. Questi composti sono gassosi, hanno molecole covalenti, quasi sempre non polari.

Gli **idracidi** sono particolari idruri, essendo costituiti dall'idrogeno con gli alogeni del gruppo VII della tavola periodica (F, Cl, Br, I) o con lo zolfo S. Sono composti molecolari, ma con molecole fortemente polari. Allo stato puro sono gassosi e vengono definiti aggiungendo al nome del non metallo la desinenza **-uro**. Ad esempio: $\text{HCl}_{(g)}$ si chiama cloruro di idrogeno

Un metallo unito a un alogeno o allo zolfo costituisce un **sale binario** che è anche il sale di un idracido. Ad esempio:

- HBr si chiama bromuro di idrogeno

- NaBr si chiama bromuro di sodio

I **Sali degli ossiacidi** sono composti ternari costituiti da un metallo, un non metallo e ossigeno; l'idrogeno dell'acido da cui derivano è stato sostituito dal metallo. Se non tutto l'idrogeno è stato sostituito, si forma un composto quaternario che contiene metallo, idrogeno, non metallo, ossigeno, cioè un **sale idrogenato**. Ad esempio: Na_2SO_4 solfato di sodio

Ogni composto è formato da due parti: una positiva (metallo o ione positivo) e una negativa (non metallo o ione negativo). Nelle formule si scrive prima la parte positiva, poi quella negativa, mentre si legge prima la parte negativa, poi la parte positiva.