

ELEMENTI, COMPOSTI, NOMENCLATURA

Gli **elementi** presenti in natura, attualmente noti, sono 92: alcuni sono presenti in concentrazioni più o meno elevate, altri in tracce.

A seconda della loro natura, e quindi delle loro proprietà, essi possono dare origine a composti complessi (**molecole**) catalogabili in due grandi classi:

1. **Composti inorganici**, presenti cioè nel regno minerale o che possono essere ottenuti da questi mediante trasformazioni chimiche (es.: sale da cucina, marmo, zolfo, solfato di rame, ecc.);
2. **Composti organici**, costituenti cioè gli esseri viventi, oppure quelli che, preparati artificialmente, hanno una costituzione molecolare simile ad essi (zuccheri, grassi, proteine, aspirina, materie plastiche, ecc.).

Un'altra differenza è che i composti inorganici hanno una struttura molecolare relativamente semplice (pochi atomi in ogni molecola) mentre quelli organici hanno una struttura ben più complessa (migliaia di atomi per molecola).

Possiamo quindi dividere la Chimica in due branche: inorganica ed organica.

Interessiamoci, per ora, solo del primo aspetto.

La classificazione dei composti inorganici si fonda sulla suddivisione degli elementi in metalli e non metalli.

Caratteristiche dei metalli

Sono tutti solidi (fa eccezione il mercurio, che è liquido); possono assumere una notevole lucentezza, sono malleabili (si possono laminare), duttili (si possono tirare in fili), tenaci (non sono fragili), conducono calore ed elettricità.

Caratteristiche dei non metalli

In condizioni normali, alcuni sono allo stato gassoso ed incolore (azoto, ossigeno, idrogeno, ecc.) o colorati (fluoro e cloro); uno è un liquido, colorato in rosso bruno (bromo; altri sono solidi, ma con aspetto diverso (giallo e cristallino lo zolfo; giallo ma tenero il fosforo; nero il carbonio, ecc.); inoltre non hanno né l'aspetto, né le proprietà dei metalli.

Bisogna aggiungere che alcuni elementi possono comportarsi e da metalli e da non metalli e sono detti semimetalli o metalloidi.

I composti inorganici sono raggruppabili nelle seguenti cinque categorie di composti:

Ossidi = metallo + ossigeno

Sono detti anche **ossidi basici**, per distinguerli dagli ossidi acidi o anidridi (derivati da non metallo + ossigeno).

Sono **tutti solidi**; alcuni sono presenti in natura e costituiscono i minerali dai quali si ricava il rispettivo metallo.

Se **il metallo ha una sola valenza** (ricordiamo che la valenza è definita come la capacità di una determinata specie atomica di contrarre legami, capacità intesa come numero di legami che possono essere formati) si premette il nome **ossido di** a quello del **metallo** oppure il nome **ossido** seguito dalla **radice del nome del metallo** e dalla **desinenza -ico**.

L'ossigeno normalmente ha valenza 2.

Esempi:

Na ₂ O	Ossido di sodio	Ossido sodico
CaO	Ossido di calcio	Ossido calcico
Al ₂ O ₃	Ossido di alluminio	Ossido alluminico

Nella lingua italiana, per evitare una cacofonia (cattivo suono) si tende a preferire la prima modalità; resta inteso che la seconda non viene esclusa.

Se **il metallo ha due valenze**, si premette il termine **ossido**, seguito da quello della **radice del nome del metallo**, aggettivato con **desinenza -oso** quando il metallo manifesta **valenza minore** ed **-ico** quando il metallo manifesta **valenza maggiore**.

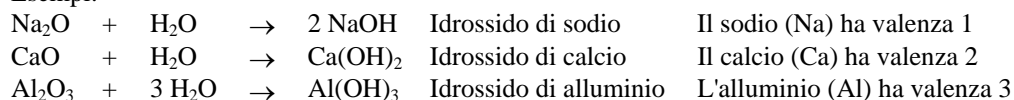
Esempi:

Hg ₂ O	Ossido mercurioso	Il mercurio (Hg) ha valenza 1
HgO	Ossido mercurico	Il mercurio (Hg) ha valenza 2
FeO	Ossido ferroso	Il ferro (Fe) ha valenza 2
Fe ₂ O ₃	Ossido ferrico	Il ferro (Fe) ha valenza 3

Idrossidi = ossido + acqua

Poiché sono caratterizzati dalla presenza del gruppo monovalente **-OH⁻¹**, detto **ossidrile**, possono essere considerati come formati da **metallo** (che indicheremo con **Me**) + **(OH)_n**, a seconda della **valenza n del metallo**, generando composti **Me(OH)_n**.

Esempi:



Analogamente agli ossidi, anche per gli idrossidi si usano le desinenze -oso (valenza inferiore del metallo) ed -ico (valenza superiore del metallo):

Fe(OH)_2 Idrossido ferroso Il ferro ha valenza 2

Fe(OH)_3 Idrossido ferrico Il ferro ha valenza 3

Gli idrossidi sono definiti anche basi per il loro comportamento in soluzioni acquose (il pH è superiore a 7); hanno sapore caustico, bruciante.

Anidridi = non metallo + ossigeno

Sono anche definite come **ossidi acidi** poiché, combinandosi con l'acqua, danno origine agli **acidi** (meglio: agli **ossoacidi inorganici**).

Si usa la desinenza **-ica** per **una sola valenza** del non metallo **valenze** nella sua combinazione con l'ossigeno.

Esempio:

CO_2 Anidride carbonica Il **carbonio** ha valenza **4**

Nel caso in cui il **non metallo** presenti **due sole valenze** nella sua combinazione con l'ossigeno, si usano le desinenze **-osa** (valenza inferiore del non metallo) ed **-ica** (valenza superiore del non metallo).

Esempi:

P_2O_5 Anidride fosforica Il **fosforo** ha valenza **5**

P_2O_3 Anidride fosforosa Il **fosforo** ha valenza **3**

SO_3 Anidride solforica Lo **zolfo** ha valenza **6**

SO_2 Anidride solforosa Lo **zolfo** ha valenza **4**

Nel caso in cui il **non metallo** presenti **quattro valenze** (è il caso, per esempio degli alogeni: 1, 3, 5,7) nella sua combinazione con l'ossigeno, **si opera in due fasi successive**:

1. **Si distinguono le due valenze più elevate dalle due valenze più basse.**

A livello di **desinenza**, rispetto alla radice del nome del non metallo, si usano le desinenze **-ica** (per le due valenze superiori del non metallo) ed **-osa** (per le due valenze inferiori del non metallo)

2. **Tra le due valenze più alte si distingue chi è, a sua volta, la valenza più alta e chi è la valenza più bassa:**

- **per la valenza massima** (generalmente è **7**) si scrivono:
 - il prefisso **per-** (dal greco **iper**, che significa: in alto);
 - la radice del nome del non metallo;
 - la desinenza **-ica** (infatti siamo nell'ambito delle due valenze più alte);
- **per la valenza immediatamente inferiore** (generalmente è **5**), si scrivono:
 - la **radice del nome del non metallo**;
 - la desinenza **-ica** (infatti siamo nell'ambito delle due valenze più alte).

3. **Tra le due valenze più basse si distingue chi è, a sua volta, la valenza più alta e chi è la valenza più bassa in assoluto:**

- **per la valenza più alta** (generalmente è **3**) si scrivono:
 - la **radice del nome del non metallo**;
 - la desinenza **-osa** (infatti siamo nell'ambito delle due valenze più basse);
- **per la valenza più bassa in assoluto** (è chiaramente **1**), si scrivono:
 - il prefisso **ipo-** (dal greco **ipò**, che significa: **in basso, sotto**);
 - la **radice del nome del non metallo**;
 - la desinenza **-osa** (infatti siamo nell'ambito delle due valenze più basse).

Esempi:

Cl_2O_7 Anidride **perclorica** Il cloro ha valenza 7

Cl_2O_5 Anidride **clorica** Il cloro ha valenza 5

Cl_2O_3 Anidride **clorosa** Il cloro ha valenza 3

Cl_2O Anidride **ipoclorosa** Il cloro ha valenza 1

Acidi inorganici

Hanno un **sapore**, detto appunto **acido**; in soluzione acquosa presentano proprietà opposte a quelle delle basi, poiché **nella loro molecola contengono uno o più atomi di idrogeno**, sostituibili con atomi di metallo per formare dei sali.

Gli acidi inorganici si dividono in **idracidi** e in **acidi ossigenati** (o **ossoacidi inorganici**).

Gli **idracidi** sono generalmente dei **composti binari**, cioè formati da due tipi di atomi: idrogeno e non metallo (alogeni: fluoro F, cloro Cl, bromo Br, iodio I; zolfo bivalente S).

Una importante **eccezione** è quella dell'**acido cianidrico (HCN)** che è un **idracido ternario**.

Gli idracidi sono generalmente **gassosi** a temperatura e a pressione ambiente.

Gli idracidi sono **molto solubili in acqua**.

Per la nomenclatura, si scrive la parola **acido**, seguita dalla **radice del nome del non metallo**, seguita a sua volta dalla **desinenza -idrico**:

Esempi:

HF	Acido fluor-idrico
HCl	Acido clor-idrico
HBr	Acido brom-idrico
HI	Acido iod-idrico
H₂S	Acido solf-idrico
HCN (eccezione)	Acido cian-idrico

Ossoacidi inorganici = non metallo + acqua

Sono dei **composti ternari**, costituiti da **idrogeno, non metallo ed ossigeno**.

Presentano una formula generale **H_xMe_yO_z**, dove **Me** indica un **non metallo** e gli indici **x, y, z** indicano i **rapporti minimi di combinazione tra i vari elementi** che partecipano alla costituzione della molecola.

Un ossiacido prende sempre il nome dall'anidride da cui deriva.

Esempi:

CO ₂	+ H ₂ O	→	H ₂ CO ₃	Il carbonio ha valenza 4
Anidride carbonica	Acqua		Acido carbonico	
N ₂ O ₅	+ H ₂ O	→	HNO ₃	L' azoto ha valenza 5
Anidride nitrica	Acqua		Acido nitrica	
N ₂ O ₃	+ H ₂ O	→	HNO ₂	L' azoto ha valenza 3
Anidride nitrosa	Acqua		Acido nitrosa	
P ₂ O ₅	+ H ₂ O	→	HPO ₃	Il fosforo ha valenza 5
Anidride fosforica	Acqua		Acido metafosforico	
P ₂ O ₅	+ 2 H ₂ O	→	H ₄ P ₂ O ₇	Il fosforo ha valenza 5
Anidride fosforica	Acqua		Acido pirofosforico	
P ₂ O ₅	+ 3 H ₂ O	→	H ₃ PO ₄	Il fosforo ha valenza 5
Anidride fosforica	Acqua		Acido ortofosforico	
SO ₃	+ H ₂ O	→	H ₂ SO ₄	Lo zolfo ha valenza 6
Anidride solforica	Acqua		Acido solforico	
SO ₂	+ H ₂ O	→	H ₂ SO ₃	Lo zolfo ha valenza 4
Anidride solforosa	Acqua		Acido solforoso	
Cl ₂ O ₇	+ H ₂ O	→	HClO ₄	Il cloro ha valenza 7
Anidride perclorica	Acqua		Acido perclorico	
Cl ₂ O ₅	+ H ₂ O	→	HClO ₃	Il cloro ha valenza 5

Anidride clorica	Acqua		Acido clorico	
Cl_2O_3	+ H_2O	→	HClO_2	Il cloro ha valenza 3
Anidride clorosa	Acqua		Acido cloroso	
Cl_2O	+ H_2O	→	HClO	Il cloro ha valenza 1
Anidride ipoclorosa	Acqua		Acido ipocloroso	

Gli idracidi e gli ossoacidi inorganici possono essere classificati anche in relazione alla quantità di idrogeni che, per ogni molecola, riescono a liberare (più o meno facilmente) in soluzione acquosa.

Si hanno quindi:

1. **acidi monobasici o monopròtici**, se contengono **un solo atomo di idrogeno nella loro molecola**;
esempi: acido cloridrico (HCl), acido nitrico (HNO_3)
2. **acidi bibasici o bipròtici**, se contengono **due atomi di idrogeno nella loro molecola**;
esempi: acido solfidrico (H_2S), acido carbonico (H_2CO_3)
3. **acidi tribasici o tripròtici**, se contengono **tre atomi di idrogeno nella loro molecola**;
esempi: acido ortofosforico (H_3PO_4), acido arsenioso (H_3AsO_3)
4. **acidi tetrabasici o tetrapròtici**, se contengono **quattro atomi di idrogeno nella loro molecola**;
esempi: acido silicico (H_4SiO_4), acido pirofosforico ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$).

Si definisce come radicale acido, ciò che rimane della molecola dell'acido quando si tolgono gli atomi di idrogeno. Viene esclusa l'acqua: in questo caso di forma lo ione ossido O^{2-} .

Ricordando che gli atomi di idrogeno vengono liberati dagli acidi in soluzione acquosa sotto forma di **ioni H^+** (**ioni idrogeno, idrogenioni o protoni**), risulta evidente che il radicale acido assume una o più cariche negative. Il radicale acido è pertanto un **anione (ione negativo) semplice o polioatomico**.

Esempi di radicali acidi monoatomici:

- ione solfuro, S^{2-}
- ione fluoruro, F^{-1}
- ione cloruro, Cl^{-1}
- ione bromuro, Br^{-1}
- ione ioduro, I^{-1}

Esempi di radicali acidi poliatomici:

	HCN	CN^{-1}		
	Acido cianidrico	Ione cianuro		
CO_2	H_2CO_3	HCO_3^{-1}	CO_3^{-2}	Il carbonio ha valenza 4
Anidride carbonica	Acido carbonico	Ione idrogenocarbonato, ione carbonato acido, ione bicarbonato	Ione carbonato	
N_2O_5	HNO_3	NO_3^{-1}		L' azoto ha valenza 5
Anidride nitrica	Acido nitrico	Ione nitrato		
N_2O_3	HNO_2	NO_2^{-1}		L' azoto ha valenza 3
Anidride nitrosa	Acido nitroso	Ione nitrito		
P_2O_5	HPO_3	PO_3^{-1}		Il fosforo ha valenza 5
Anidride fosforica	Acido metafosforico	Ione metafosfato		
P_2O_5	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$\text{P}_2\text{O}_7^{-4}$		Il fosforo ha valenza 5
Anidride fosforica	Acido pirofosforico	Ione pirofosfato		
P_2O_5	H_3PO_4	PO_4^{-3}		Il fosforo ha valenza 5
Anidride fosforica	Acido ortofosforico	Ione ortofosfato		
P_2O_3	H_3PO_3	PO_3^{-3}		Il fosforo ha valenza 3

Anidride fosforosa	Acido fosforoso	Ione fosfito		
SO ₃	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻¹	SO ₄ ⁻²	Lo zolfo ha valenza 6
Anidride solforica	Acido solforico	Ione solfato acido	Ione solfato	
SO ₂	H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻¹	SO ₃ ⁻²	Lo zolfo ha valenza 4
Anidride solforosa	Acido solforoso	Ione solfito acido	Ione solfito	
Cl ₂ O ₇	HClO ₄	ClO ₄ ⁻¹		Il cloro ha valenza 7
Anidride perclorica	Acido perclorico	Ione perclorato		
Cl ₂ O ₅	HClO ₃	ClO ₃ ⁻¹		Il cloro ha valenza 5
Anidride clorica	Acido clorico	Ione clorato		
Cl ₂ O ₃	HClO ₂	ClO ₂ ⁻¹		Il cloro ha valenza 3
Anidride clorosa	Acido cloroso	Ione clorito		
Cl ₂ O	HClO	ClO ⁻¹		Il cloro ha valenza 1
Anidride ipoclorosa	Acido ipocloroso	Ione ipoclorito		

I SALI

I sali si possono considerare dei composti derivati dagli acidi (in senso lato) per sostituzione degli atomi di idrogeno con atomi di metalli.

Ci possono essere:

- sali binari**, costituiti dal **metallo (A)** e dal **non metallo (B)**, secondo la **formula generale A_xB_y**; gli indici **x** ed **y** rappresentano i valori dei **rapporti di combinazione** per ottenere una molecola elettricamente neutra nella sua globalità.

Dal punto di vista della **nomenclatura**, in generale, si scrive:

- la **radice del non metallo**;
- la **desinenza -uro**;
- la **radice del metallo**;
- la **desinenza -ico** oppure **-oso** (se il metallo ha due valenze, una alta e una bassa);
- oppure: la **desinenza -ico** (se il metallo ha una sola valenza)

Esempi di **sali binari**, per **metalli con una sola valenza**:

Acido	Ione	Sali		
HCl	Cl ⁻¹	NaCl	CaCl ₂	AlCl ₃
Acido cloridrico	Ione cloruro	Cloruro sodico (o di sodio)	Cloruro calcico (o di calcio)	Cloruro di alluminio
H ₂ S	S ⁻²	Na ₂ S	CaS	Al ₂ S ₃
Acido solfidrico	Ione solfuro	Solfuro sodico (o di sodio)	Solfuro calcico (o di calcio)	Solfuro di alluminio

Esempi di **sali binari**, per **metalli con due valenze**:

Acido	Ione	Sali	
HCl	Cl ⁻¹	FeCl ₂	FeCl ₃
Acido cloridrico	Ione cloruro	Cloruro ferroso (il ferro ha valenza 2)	Cloruro ferrico (il ferro ha valenza 3)
H ₂ S	S ⁻²	Cu ₂ S	CuS
Acido solfidrico	Ione solfuro	Solfuro rameoso (il rame ha valenza 1)	Solfuro rameico (il rame ha valenza 2)

2. **sali ternari**, costituiti da un **metallo (A)** e da un **radicale acido poliatomico (B)**, secondo la **formula generale A_xB_y** ; gli indici x ed y rappresentano i valori dei **rapporti di combinazione** per ottenere una molecola elettricamente neutra nella sua globalità.
- Dal punto di vista della **nomenclatura**, in generale, si cambia la **desinenza degli ossoacidi inorganici** rispettivamente da **-oso** in **-ito** e da **-ico** in **-ato**. E' chiaro che devono essere considerati come elementi cardine il non metallo ed il suo stato di valenza.
- Eccezione:** l'**acido cianidrico (HCN)** dà origine ad un **anione cianuro (CN^{-1})** che è monovalente negativo; quindi i sali derivati saranno definiti **cianuri** dei rispettivi metalli con cui si combinano, secondo la formula generale $A_x(CN)_y$; se $x=y=1$ le parentesi non vengono scritte.

Esempi di sali ternari

Acido	Ione	Sali		
HClO	ClO^{-1}	NaClO	Ca(ClO) ₂	Al(ClO) ₃
Acido ipocloroso	Ione ipoclorito	Ipoclorito sodico (o di sodio)	Ipoclorito calcico (o di calcio)	Ipoclorito di alluminio
HClO ₃	ClO_3^{-1}	NaClO	Fe(ClO ₃) ₂	Fe(ClO ₃) ₃
Acido clorico	Ione clorato	Clorato sodico (o di sodio)	Clorato ferroso	Clorato ferrico
H ₂ SO ₃	SO_3^{-2}	Na ₂ SO ₃	MgSO ₃	Fe ₃ (SO ₃) ₂
Acido solforoso	Ione solfito	Solfito sodico (o di sodio)	Solfito di magnesio	Solfito ferrico
H ₂ SO ₄	SO_4^{-2}	Na ₂ SO ₄	MgSO ₄	Fe ₃ (SO ₄) ₂
Acido solforico	Ione solfato	Solfato sodico (o di sodio)	Solfato di magnesio	Solfato ferrico
H ₃ PO ₃	PO_3^{-3}	Na ₃ PO ₃	Fe ₃ (PO ₃) ₂	FePO ₃
Acido fosforoso	Ione fosfito	Fosfito sodico (o di sodio)	Fosfito ferroso	Fosfito ferrico
H ₃ PO ₄	PO_4^{-3}	Na ₃ PO ₄	Ca ₃ (PO ₄) ₂	FePO ₄
Acido ortofosforico	Ione ortofosfato	Ortofosfato sodico (di sodio)	Ortofosfato di calcio	Ortofosfato ferrico

E' molto importante imparare a scrivere le formule dei composti senza dover ricorrere ogni volta agli ossidi o alle anidridi.

Così, ricordando che un **idrossido** si scrive facendo seguire il gruppo OH al simbolo del metallo e che il gruppo OH ha valenza uno, la formula generale di un idrossido, per esempio, sarà **Me(OH)_x**, dove Me è il simbolo del metallo ed x la sua valenza. Se $x=1$, la parentesi viene omessa.

Esempi:

Idrossido di	Valenza del metallo	Formula
Sodio	1	MeOH
Calcio	2	Me(OH) ₂
Alluminio	3	Me(OH) ₃

Per gli ossoacidi inorganici ci sono due categorie principali: gli ossoacidi ottenuti da un non metallo con valenza dispari e gli ossoacidi ottenuti da un non metallo con valenza pari.

Nel primo caso, la molecola conterrà un solo idrogeno, nel secondo conterrà due idrogeni.

Il numero degli ossigeni si ottiene sommando la valenza del non metallo con il numero degli idrogeni, dividendo poi la somma per due.

Esempi:

1. Acido carbonico

La valenza del carbonio è 4, cioè è un numero pari.

Quindi l'acido avrà due idrogeni:

$$4 \text{ (valenza del non metallo)} + 2 \text{ (idrogeni)} = 6$$

$$6 : 2 = 3 \text{ ossigeni}$$

pertanto la formula sarà: **H₂CO₃**

2. Acido nitrico

La valenza dell'azoto è 5, cioè è un numero dispari.

Quindi l'acido avrà un solo idrogeno:

$$5 \text{ (valenza del non metallo)} + 1 \text{ (idrogeni)} = 6$$

6 : 2 = 3 ossigeni
 pertanto la formula sarà: **HNO₃**

E' importante notare anche in questo caso che **la formula dipende solo dalla valenza del non metallo** e che tutte le formule degli ossoacidi possiamo dividerle in pochi casi., secondo la tabella seguente.

Valenze dei non metalli →	3	4	5	6	7
Formula generale →	HXO₂	H₂XO₃	HXO₃	H₂XO₄	HXO₄
Esempi di acido	HClO₂ cloroso	H₂SO₃ solforoso	HClO₃ clorico	H₂SO₄ solforico	HClO₄ perclorico
	HNO₂ nitroso	H₂CO₃ carbonico	HNO₃ nitrico	H₂CrO₄ cromico	HMnO₄ permanganico

Come si vede, a valenza uguale corrisponde formula generale ananloga.

Per quanto riguarda i sali, la formula si ottiene combinando il simbolo del metallo con il radicale acido in modo che ciascuno dei due compaia nella formula un numero di volte pari alla valenza dell'altro (regola della ricerca del minimo comune multiplo delle valenze, presente anche nella formazione degli ossidi e delle anidridi).

La valenza del radicale acido (con la massima carica negativa) è uguale al numero degli idrogeni presenti nell'acido di partenza.

Ad esempio, l'acido carbonico (**H₂CO₃**) ha due idrogeni, quindi il radicale carbonato CO₃⁻² ha valenza due. L'acido nitrico (**HNO₃**) ha un solo idrogeno, quindi il radicale nitrato NO₃⁻¹ ha valenza uno.

Se volessimo **scrivere la formula del solfato di potassio**, dovremmo fare questi ragionamenti:

- il potassio (K) ha valenza 1;
- l'acido solforico (H₂SO₄) ha due idrogeni;
- il radicale acido SO₄⁻² ha valenza due;
- per la regola della ricerca del minimo comune multiplo delle valenze, nella formula del solfato di potassio compariranno due atomi di potassio e un radicale solfato;
- la formula del composto sarà: **K₂SO₄**

Se volessimo **scrivere la formula del carbonato di alluminio**, dovremmo fare questi ragionamenti:

- l'alluminio (Al) ha valenza 3;
- l'acido carbonico (H₂CO₃) ha due idrogeni;
- il radicale acido CO₃⁻² ha valenza due;
- per la regola della ricerca del minimo comune multiplo delle valenze, nella formula del carbonato di alluminio compariranno due atomi di alluminio e per tre volte il radicale carbonato;
- la formula del composto sarà: **Al₂(CO₃)₃**.