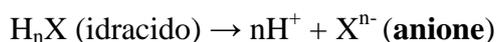


## Nomenclatura degli Anioni – Regole di nomenclatura

La **nomenclatura IUPAC** è ufficialmente riconosciuta e utilizzata oggi, ma alcuni composti sono meglio noti col nome dettato dalla **nomenclatura tradizionale**. Altri ancora vengono identificati con un *nome comune* che esula da entrambe le regole codificate. Farò menzione solo dei più importanti. La nomenclatura richiede la conoscenza del *numero di ossidazione*.

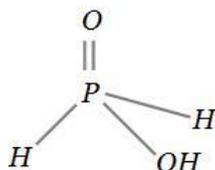
### Introduzione sugli Anioni

Gli ioni sono atomi o complessi **elettricamente carichi**, suddivisibili in anioni e cationi. I primi hanno una carica netta negativa, i secondi positiva. La comparsa degli anioni è principalmente dovuta a **reazioni di dissociazione** in ambiente acquoso di idracidi e ossiacidi. Scendendo nel dettaglio, una reazione di dissociazione può essere schematizzata in questo modo:



Lo ione  $H^+$  in realtà non esiste perché è estremamente instabile. Questa è una semplificazione grafica adottata in chimica per rappresentare il catione ossonio  $H_3O^+$ , che avremmo ottenuto se avessimo bilanciato la reazione aggiungendo  $H_2O$ , caratteristica dell'ambiente acquoso. In chimica l' $H^+$  è chiamato **protone** e rappresenta, pertanto, il catione chiamato ossonio (o, più frequentemente, idronio).

Infine, gli idrogeni legati all'ossigeno negli ossiacidi sono capaci di dissociarsi in ambiente acquoso e vengono perciò chiamati **idrogeni acidi**. Fanno eccezione alcuni idrogeni dell' $H_3PO_2$  (acido ipofosforoso) e dell' $H_3PO_3$  (acido fosforoso) poiché legati al fosforo. Sono denominati allo stesso modo gli idrogeni negli idracidi anche se non legati all'ossigeno.



In Figura è rappresentato l'acido ipofosforoso – un solo idrogeno dei tre presenti è legato all'ossigeno e di conseguenza è l'unico capace di dissociarsi in ambiente acquoso.

### La dissociazione in ambiente acquoso

Gli acidi, siano essi ossiacidi o idracidi, sono classificati in base al numero di idrogeni acidi posseduti:

<b>Acido monoprotico</b>	$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$
<b>Acido biprotico</b>	$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + (SO_4)^{2-}$
<b>Acido triprotico</b>	$H_3PO_4 \rightarrow 3H^+ + (PO_4)^{3-}$

La dissociazione di acidi diprotici, triprotici e, in generale, poliprotici non avviene in un unico step. Inoltre, un acido quasi mai riesce a dissociarsi completamente. A titolo di esempio, consideriamo l'acido fosforico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) e rappresentiamo un teorico cammino dissociativo in ambiente acquoso:

Inizio	1°Step	2°Step	3°Step
$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$	$\text{H}^+ + (\text{H}_2\text{PO}_4)^- \rightarrow$	$\text{H}^+ + (\text{HPO}_4)^{2-} \rightarrow$	$\text{H}^+ + (\text{PO}_4)^{3-}$

**Inizio:** l'acido fosforico è inserito in ambiente acquoso.

**1°Step:** la polarità delle molecole d'acqua riesce a strappare un protone all'ossiacido. L'acido prodotto dalla reazione  $(\text{H}_2\text{PO}_4)^-$  ha ora una carica totale negativa pari a -1.

**2°Step:** il processo dissociativo continua, sebbene con maggiore difficoltà. Difatti, l'ulteriore perdita di un protone da parte dell' $(\text{H}_2\text{PO}_4)^-$  comporta un ulteriore aumento di carica negativa. Il prodotto di tale reazione, l' $(\text{HPO}_4)^{2-}$ , risulta poco stabile e la sua formazione il più delle volte è abbastanza difficile. Gli atomi tendono in natura a legarsi tra loro per stabilizzarsi: formare un legame è un processo **energeticamente favorevole**. In questo caso avviene l'esatto contrario, motivo per cui l'acido pone resistenza a cedere protoni  $\text{H}^+$ .

**3°Step:** l'energia richiesta per strappare un nuovo protone  $\text{H}^+$  dall' $(\text{HPO}_4)^{2-}$  è molto elevata e, generalmente, si giunge ad una situazione di **equilibrio** che blocca la dissociazione. Solo attraverso specifiche condizioni sperimentali è possibile osservare la comparsa dell'anione  $(\text{PO}_4)^{3-}$ .

## Nomenclatura degli Anioni

Per prima cosa si effettua una distinzione tra **anioni monoatomici**, che derivano dagli idracidi, e **ossoanioni**, che derivano dagli ossiacidi. Gli anioni monoatomici e gli ossoanioni possono aver subito **dissociazione** sia **completa** che **incompleta** e, dunque, possono sia avere un certo numero di idrogeni acidi che esserne privi. Ogni casistica descritta risponde a precise regole di nomenclatura degli anioni. Gli anioni si possono suddividere anche in **monovalenti**, **divalenti** e quindi **polivalenti** a seconda del numero di cariche negative. Vi consiglio di imparare bene la nomenclatura tradizionale degli ossoanioni, in caso di dissociazione completa e incompleta, perché è assai diffusa in chimica. La memorizzazione della nomenclatura degli anioni monoatomici è più semplice.

### Nomenclatura degli Anioni monoatomici

#### Dissociazione completa (solo IUPAC)

La nomenclatura IUPAC per questi composti è:

**ione** + (prefisso numerico) + **radice dell'elemento** + **uro**

*Esempi:*

Formula chimica	Nome IUPAC

$\text{Al}^{3-}$	Ione allumin-uro
$\text{As}^{3-}$	Ione arsen-uro
$\text{Cl}^-$	Ione clor-uro
$\text{S}_2^{2-}$	Ione disolf-uro

**Eccezione:**  $\text{N}^{3-}$  ione nitruro;  $\text{K}^-$  ione caluro;  $\text{Na}^-$  ione natruro;  $\text{O}^{2-}$  ione ossido.

### Dissociazione incompleta

La nomenclatura IUPAC per questi composti è:

**ione + idrogeno + radice dell'elemento + uro**

*Esempio:*

Dissociazione e formula chimica	Nome IUPAC
$\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}^+ + \text{HS}^-$	Ione idrogeno solf-uro

La nomenclatura tradizionale si forma:

**ione + (prefisso numerico) + radice dell'elemento + uro + acido**

*Esempi:*

Formula chimica	Nome tradizionale
$\text{HS}^-$	Ione solf-uro acido
$\text{HS}_2^-$	Ione disolf-uro acido

**Eccezione:**  $\text{OH}^-$  ione idrossido o idrossile (IUPAC e tradizionale).

**Ricorda:**  $\text{HCN} \rightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$  ione cianuro

## Nomenclatura degli Ossoanioni

### Dissociazione completa

La nomenclatura IUPAC per questi composti si ottiene:

**ione + prefisso numerico di O + osso + radice dell'elemento + ato**

*Esempi:*

Formula chimica	Nome IUPAC
$(\text{ClO})^-$	Ione monossoclor-ato
$(\text{SO}_4)^{2-}$	Ione tetraossosolf-ato
$(\text{SO}_3)^{2-}$	Ione triossosolf-ato

La nomenclatura tradizionale è più complessa. Ad esempio, per denominare l'anione  $\text{SO}_4^{2-}$  si inizia a individuare il suo **acido coniugato** ossia l'acido **neutro** che si ottiene aggiungendo tanti  $\text{H}^+$  all'anione quante sono le sue cariche negative. In questo caso si tratta dell'acido solforico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) e si prosegue a:

- 1) Sostituire la parola 'acido' (riferito all' $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) con 'ione' (riferito all' $\text{SO}_4^{2-}$ );
- 2) se il suffisso dell'acido coniugato è -ico quello dell'anione diventa -ato
- 3) se il suffisso dell'acido coniugato è -oso quello dell'anione diventa -ito

In sintesi: **ione + radice dell'elemento + ato o ito** (raram.)

*Esempi:*

Formula chimica	Acido coniugato	Nome tradizionale
$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{H}_2\text{SO}_4$ (acido solforico)	Ione solf-ato
$\text{SO}_3^{2-}$	$\text{H}_2\text{SO}_3$ (acido solforoso)	Ione solf-ito

### Dissociazione incompleta

La nomenclatura IUPAC, trattandosi di complessi **parzialmente dissociati**, prevede una numerazione degli idrogeni legati all'anione. Schematicamente:

**ione + prefisso numerico di H + idrogeno + prefisso numerico di O + osso + radice dell'elemento + ato**

*Esempi:*

Formula chimica	Nome IUPAC
$(\text{HPO}_4)^{2-}$	Ione ( <i>mono</i> )idrogeno tetraossofosf-ato
$(\text{H}_2\text{PO}_4)^-$	Ione diidrogeno tetraossofosf-ato

La nomenclatura tradizionale degli ossoanioni parzialmente dissociati sfrutta regole simili a quelle viste nel caso di dissociazione completa. Per prima cosa bisogna individuare l'acido coniugato dell'ossoanione e denominarlo secondo nomenclatura tradizionale. Successivamente si procede a:

i) Sostituire la parola 'acido' con 'ione';

ii) se il suffisso dell'acido coniugato è -ico quello dell'anione diventa -ato

ii) se il suffisso dell'acido coniugato è -oso quello dell'anione diventa -ito

In sintesi: **ione + radice dell'elemento + ato o ito (raram.) + prefisso numerico riferito ad H + acido**

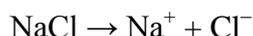
*Esempi:*

Formula chimica	Acido coniugato	Nome tradizionale
$\text{HCO}_3^-$	$\text{H}_2\text{CO}_3$ (acido carbonico)	Ione carbon-ato acido
$(\text{HPO}_4)^{2-}$	$\text{H}_3\text{PO}_4$ (acido fosforico)	Ione fosf-ato acido
$(\text{H}_2\text{PO}_4)^-$	$\text{H}_3\text{PO}_4$ (acido fosforico)	Ione fosf-ato biacido

**Eccezione:**  $\text{HCO}_3^-$  è detto anche ione bicarbonato in nomenclatura tradizionale. Il prefisso 'bi' **non** si riferisce al numero di idrogeni.

## Nomenclatura dei Cationi – Regole di nomenclatura

Un catione è anche definito come una specie chimica in cui il **numero di protoni è maggiore del numero di elettroni**: per questo motivo tutti i cationi sono contraddistinti dal segno + nella formula chimica. Questo risultato lo si può realizzare fornendo energia all'atomo neutro di un elemento o ad una molecola neutra in modo da strappargli degli elettroni e realizzare la disuguaglianza precedentemente descritta. Tale energia deve essere **superiore** a quella di ionizzazione caratteristica dell'elemento o della molecola che si vuole ionizzare. In alternativa, si può immergere un sale in ambiente acquoso e ottenere, così, la scissione del composto in una specie di carica positiva e una di carica negativa, come mostrato di seguito:



dove il cloruro di sodio, un sale, è passato in soluzione e si è diviso in un catione e un anione. Questo tipo di dissociazioni sono molto comuni, soprattutto in composti come i sali che si formano mediante **legame ionico**. I cationi liberi si trovano in grosse quantità, ad esempio, nelle nebulose: le alte temperature e quindi l'elevata energia sono sufficienti a ionizzare gli atomi dei vari gas. Le spettacolari immagini dell'universo sono in parte dovute a questo tipo di fenomeno. Distinguiamo i cationi in **monoatomici e poliatomici** se sono formati da un solo elemento o da più di uno.

### Cationi monoatomici

#### Nomenclatura IUPAC

**ione + nome dell'elemento** (con n.o tra parentesi ove necessario)

*Esempi:*

Formula chimica	Nome IUPAC
$\text{Cu}^+$	Ione rame (I)
$\text{Cu}^{2+}$	Ione rame (II)
$\text{Na}^+$	Ione sodio
$\text{Zn}^{2+}$	Ione zinco

#### Nomenclatura tradizionale

La nomenclatura tradizionale è simile a quella degli ossidi basici e differisce solo per il termine "ione" che sostituisce "ossido". Si distinguono i casi:

**1** – Il metallo ha un unico numero di ossidazione. Il nome sarà **ione + radice dell'elemento + ico**

*Esempio:*

<b>Formula chimica</b>	<b>Nome tradizionale</b>
Na <sup>+</sup>	Ione sod-ico

Questa regola è ormai obsoleta.

2 – Il metallo ha due numeri di ossidazione:

se ha n.o maggiore allora il nome sarà **ione + radice dell'elemento + ico**

se ha n.o minore allora il nome sarà **ione + radice dell'elemento + oso**

*Esempi:*

<b>Formula chimica</b>	<b>Nome tradizionale</b>
Cu <sup>+</sup>	Ione rame-oso
Cu <sup>2+</sup>	Ione rame-ico
Fe <sup>2+</sup>	Ione ferr-oso
Fe <sup>3+</sup>	Ione ferr-ico
Zn <sup>2+</sup>	*mancante*

### **Cationi poliatomici**

Derivano direttamente da idracidi o da idruri. Molti di questi ioni sono formati da un non metallo (Non-Me). L'unica nomenclatura dei cationi poliatomici utilizzata è la IUPAC.

#### **Nomenclatura IUPAC**

**ione + radice di Non-Me + onio**

*Esempi:*

<b>Formula chimica</b>	<b>Nome IUPAC</b>
------------------------	-------------------

$\text{H}_3\text{O}^+$	Ione ossonio, Ione idronio
$\text{H}_3\text{S}^+$	Ione solf-onio
$\text{H}_2\text{F}^+$	Ione fluor-onio

**Eccezione:**  $\text{NH}_4^+$  **ione ammonio** (in riferimento all'ammoniaca  $\text{NH}_3$ ).

FONTE:

<https://www.inparolechimiche.it>