

NUMERO DI OSSIDAZIONE

“Il **numero di ossidazione** di un elemento chimico in un composto è la carica elettrica che l’elemento avrebbe se tutti i legami che forma con elementi aventi differente elettronegatività fossero ionici”, ovvero la carica che l’elemento assumerebbe se gli elettroni di legame venissero ceduti all’elemento più elettronegativo del composto.



Per uno ione il numero di ossidazione coincide con la carica elettrica dello ione.



Il numero di ossidazione di un atomo che forma legami con altri atomi uguali è zero. Per tutti gli elementi allo stato elementare il numero di ossidazione è zero.



Numeri di ossidazione più comuni:

H: +1, (tranne che negli idruri metallici es. NaH -1)

O: -2, (tranne che nei perossidi -1 es. H₂O₂)

Metalli alcalini (I gruppo): +1

Metalli alcalino-terrosi (II gruppo): +2

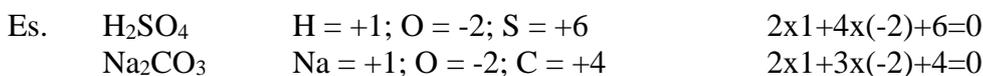
I metalli hanno quasi esclusivamente numeri di ossidazione positivi.

I non metalli hanno numeri di ossidazione sia positivi che negativi.

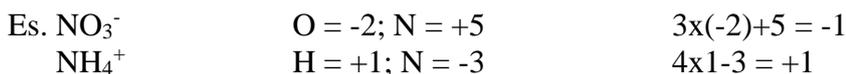
Gli elementi dei gruppi pari hanno generalmente numeri di ossidazione pari, quelli dei gruppi dispari numeri di ossidazione dispari (ci sono delle eccezioni).

I numeri di ossidazione più comuni degli elementi sono indicati sulla tavola periodica (ad eccezione del numero di ossidazione 0).

In un composto chimico la somma dei numeri di ossidazione degli elementi moltiplicata per i rispettivi coefficienti stechiometrici deve dare zero.



In una molecola ione la somma dei numeri di ossidazione deve dare la carica dello ione.



RIASSUNTO DI NOMENCLATURA DELLA CHIMICA INORGANICA

COMPOSTI BINARI

I composti formati da due elementi sono detti binari; tra i due elementi uno sarà più elettronegativo, l'altro meno elettronegativo. L'elemento più elettronegativo prende il suffisso -URO.

Nel composto gli elementi si scrivono in ordine di elettronegatività. La necessità di bilanciare la carica formale data dai numeri di ossidazione determina la stechiometria, ovvero i rapporti atomici nel composto.

Es.	⁺¹ ⁻¹ NaCl	cloruro di sodio	⁺¹ ⁻² Na ₂ S	solfuro di sodio
	⁺² ⁻¹ CaCl ₂	cloruro di calcio	⁺² ⁻² CaS	solfuro di calcio
	⁺³ ⁻¹ AlCl ₃	cloruro di alluminio	⁺³ ⁻² Al ₂ S ₃	solfuro di alluminio

I composti binari in cui l'elemento meno elettronegativo è il metallo sono composti ionici.

Se il metallo forma due composti diversi in cui presenta diverso numero di ossidazione, il nome del metallo viene sostituito dall'aggettivo che da esso deriva, al quale viene aggiunta il suffisso -OSO per indicare il n. di ossidazione più basso, -ICO per indicare il più alto (nomenclatura tradizionale). Nella nomenclatura IUPAC si indica il numero di ossidazione del metallo.

	Tradizionale	IUPAC
⁺² ⁻¹ FeCl ₂	cloruro ferroso	cloruro di ferro (II)
⁺³ ⁻¹ FeCl ₃	cloruro ferrico	cloruro di ferro (III)

Se entrambi gli elementi sono non metalli, il legame nel composto è di tipo covalente; se un elemento forma due diversi composti con due numeri di ossidazione diversi, per distinguerli si usa indicare il numero di atomi di ogni elemento con i numeri greci.

⁺³ ⁻¹ PCl ₃	tricloruro di fosforo
⁺⁵ ⁻¹ PCl ₅	cloruro di fosforo

OSSIDI

Quasi tutti gli elementi formano composti con l'ossigeno; in tali composti l'ossigeno presenta sempre numero di ossidazione -2 . I composti derivati dai metalli si chiamano OSSIDI ed hanno carattere ionico.

Es.	numero di ossidazione +1	$+1 \quad -2$	Na_2O	ossido di sodio
	numero di ossidazione +2	$+2 \quad -2$	CaO	ossido di calcio

Se il metallo forma due ossidi diversi in cui presenta diverso numero di ossidazione, valgono le regole definite per i composti binari.

			Tradizionale	IUPAC
ES.	numero di ossidazione +2	FeO	ossido ferroso	ossido di ferro (II)
	numero di ossidazione +3	Fe_2O_3	ossido ferrico	ossido di ferro (III)
	numero di ossidazione +1	Cu_2O	ossido rameoso	ossido di rame (I)
	numero di ossidazione +2	CuO	ossido rameico	ossido di rame (II)

I composti derivati dai non metalli si chiamano ANIDRIDI (+ aggettivo derivato dal nome del non metallo) ed hanno carattere covalente.

Se il non metallo forma una sola anidride, l'aggettivo prende il suffisso $-ICA$, se ne forma due si usa il suffisso $-OSA$ per l'anidride in cui si ha il numero di ossidazione più basso, $-ICA$ per il più alto.

Nella nomenclatura IUPAC questi composti si chiamano ossidi, indicando il numero di atomi di ogni elemento con i numeri greci.

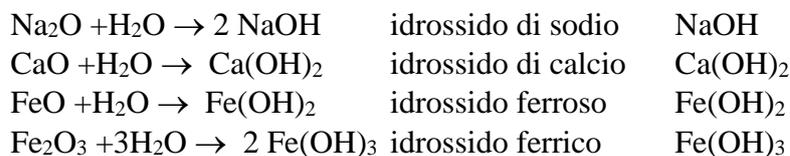
			Tradizionale	IUPAC
Es.	numero di ossidazione +4	CO_2	anidride carbonica	diossido di carbonio
	numero di ossidazione +4	SO_2	anidride solforosa	diossido di zolfo
	numero di ossidazione +6	SO_3	anidride solforica	triossido di zolfo
	numero di ossidazione +2	NO		monossido di azoto
	numero di ossidazione +3	N_2O_3	anidride nitrosa	triossido di diazoto
	numero di ossidazione +4	NO_2		diossido di azoto
	numero di ossidazione +5	N_2O_5	anidride nitrica	pentaossido di diazoto
	numero di ossidazione +3	P_2O_3	anidride fosforosa	triossido di difosforo
	numero di ossidazione +5	P_2O_5	anidride fosforica	pentaossido di difosforo

Alcuni non metalli, ad es. gli alogeni formano più di due anidridi; in questo caso, per l'anidride in cui il non metallo presenta il numero di ossidazione più basso di tutti l'aggettivo è preceduto dal prefisso $IPO-$; per quella in cui presenta il numero di ossidazione più alto di tutti l'aggettivo è preceduto dal prefisso $PER-$.

			Tradizionale	IUPAC
Es.	numero di ossidazione +1	Cl_2O	Anidride ipoclorosa	ossido di dicloro
	numero di ossidazione +3	Cl_2O_3	Anidride clorosa	triossido di dicloro
	numero di ossidazione +5	Cl_2O_5	Anidride clorica	pentaossido di dicloro
	numero di ossidazione +7	Cl_2O_7	Anidride perclorica	eptaossido di dicloro

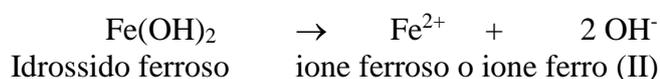
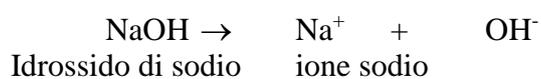
IDROSSIDI

In seguito a reazione con l'acqua gli ossidi metallici formano i corrispondenti IDROSSIDI.



Gli idrossidi sono composti ionici contenenti lo ione ossidrile (OH^-). La formula di un idrossido è data dal simbolo dell'elemento e da un numero di gruppi OH^- pari al numero di ossidazione dell'elemento.

In acqua gli idrossidi si dissociano rilasciando ioni metallici e ioni OH^- .



ACIDI

Le anidridi invece, reagiscono con l'acqua producendo ACIDI; anche in questo caso, i nomi degli acidi vengono indicati seguendo le stesse regole usate per le anidridi da cui derivano.

$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$	acido carbonico
$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$	acido solforoso
$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	acido solforico
$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_2$	acido nitroso
$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3$	acido nitrico
$\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HClO}$	acido ipocloroso
$\text{Cl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HClO}_2$	acido cloroso
$\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HClO}_3$	acido clorico
$\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HClO}_4$	acido perclorico

Gli acidi possono distinguersi anche per il diverso grado di IDRATAZIONE;
massimo grado di idratazione → prefisso ORTO,
minimo grado di idratazione → prefisso META.
grado di idratazione intermedio → prefisso PIRO.

Es	$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{PO}_4$	acido ortofosforico (o fosforico)
	$\text{P}_2\text{O}_5 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	acido pirofosforico
	$\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HPO}_3$	acido metafosforico

Gli acidi in acqua si dissociano producendo ioni H^+ ed anioni.

Se il nome dell'acido termina con il suffisso -ICO il nome dell'anione corrispondente termina con il suffisso -ATO.

Se il nome dell'acido termina con il suffisso -OSO il nome dell'anione corrispondente termina con il suffisso -ITO.

Es.	acido nitroso	$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	ione nitrito
	acido nitrico	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	ione nitrato
	acido ipocloroso	$\text{HClO} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{ClO}^-$	ione ipoclorito
	acido cloroso	$\text{HClO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{ClO}_2^-$	ione clorito
	acido clorico	$\text{HClO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_3^-$	ione clorato
	acido perclorico	$\text{HClO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$	ione perclorato

Da un acido diprotico (che può cedere due protoni) o poliprotico (che può cedere più protoni) possono derivare più di un anione.

Es.	H_2CO_3	acido carbonico		
	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	ione idrogenocarbonato o bicarbonato	(se perde un solo protone)	
	$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	ione carbonato	(se perde entrambi i protoni)	

IDRURI

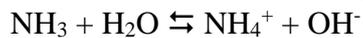
I metalli formano IDRURI ionici, nei quali l'idrogeno ha $N_{OX} = -1$.

Es. NaH (idruro di sodio), CaH₂ (idruro di calcio)

I non metalli formano idruri covalenti; alcuni di questi composti sono noti con nomi non IUPAC.

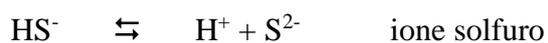
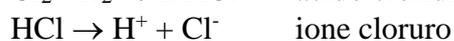
NH₃ ammoniaca H₂O acqua

Dall'ammoniaca deriva lo ione ammonio (NH₄⁺).



Gli elementi del VI e VII gruppo formano idruri a carattere acido (IDRACIDI).

Gli idracidi si formano per reazione di un dato elemento (es. alogeni, zolfo) direttamente con l'idrogeno e non contengono ossigeno; i nomi degli anioni che ne derivano terminano con la desinenza -URO.



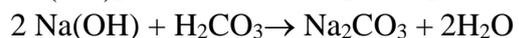
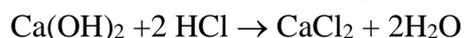
SALI

I sali sono composti ionici formati da anioni e cationi; il loro nome deriva dal nome del catione e dell'anione che li formano.

I sali sono sostanze neutre, perciò le cariche negative degli anioni devono bilanciare le cariche positive dei cationi. Per scrivere la formula di un sale si scrivono in ordine catione ed anione e si bilanciano le loro cariche.

Clorato di sodio	NaClO_3	(ione Na^+ + ione clorato ClO_3^-)
Idrogenosolfato di sodio	NaHSO_4	(ione Na^+ + ione idrogenosolfato HSO_4^-)
Solfato di sodio	Na_2SO_4	(ione Na^+ + ione solfato SO_4^{2-})
Cloruro ferroso	FeCl_2	(ione Fe^{2+} + ione cloruro Cl^-)
Cloruro ferrico	FeCl_3	(ione Fe^{3+} + ione cloruro Cl^-)
Carbonato di potassio	K_2CO_3	(ione K^+ + ione carbonato CO_3^{2-})

Formalmente derivano dalla reazione di un acido e da una base. La loro nomenclatura segue le regole fin qui spiegate per gli acidi e le basi.



NaCl = cloruro di sodio

CaCl_2 = cloruro di calcio

Na_2CO_3 = carbonato di sodio