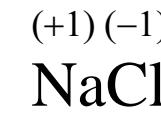
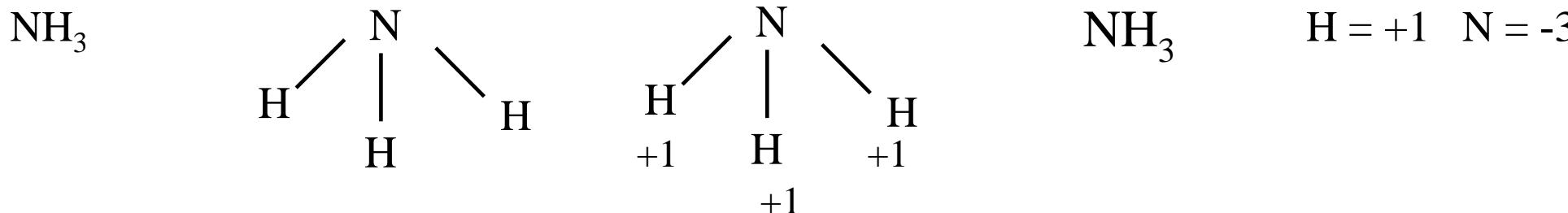
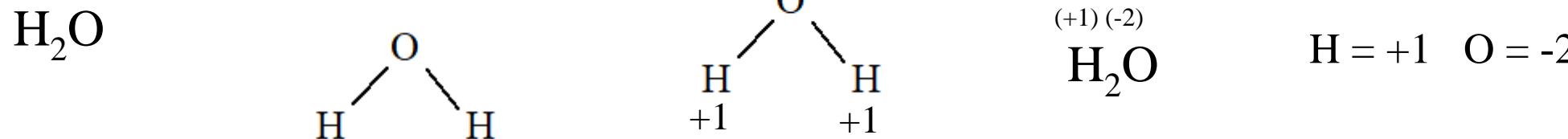
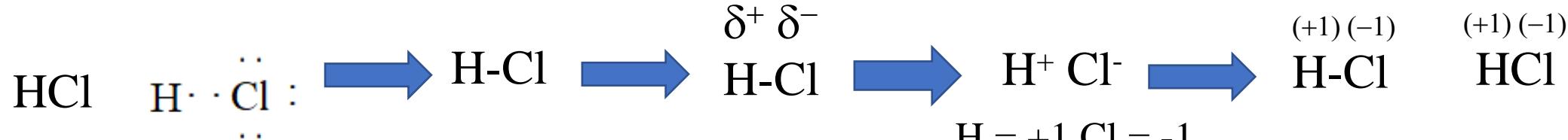


## NUMERO DI OSSIDAZIONE

**numero di ossidazione**  
di un elemento chimico  
in un composto

la carica elettrica che l'elemento avrebbe se tutti i legami che forma con elementi aventi differente elettronegatività fossero ionici

la carica che l'elemento assumerebbe se gli elettroni di legame venissero ceduti all'elemento più elettronegativo del composto.



Il numero di ossidazione di tutti gli elementi allo stato elementare è uguale a zero.

Es. H-H, O=O , Cu, Fe  $N_{ox} = 0$

Numeri di ossidazione più comuni:

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

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

Metalli alcalini (I gruppo): +1

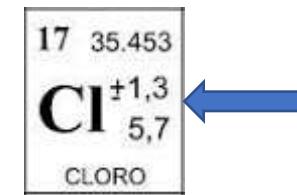
Metalli alcalino-terrosi (II gruppo): +2

Gruppi pari:  $N_{ox}$  pari

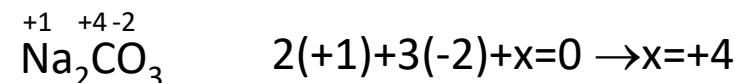
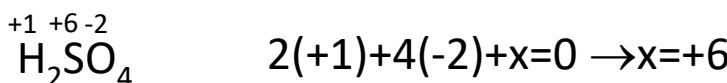
Gruppi dispari:  $N_{ox}$  dispari

Metalli:  $N_{ox}$  positivi

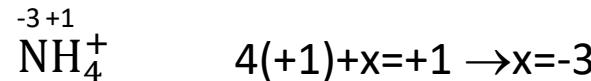
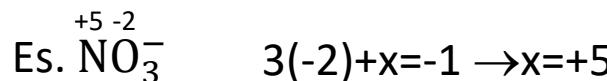
Non metalli:  $N_{ox}$  positivi, negativi



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



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



# COMPOSTI BINARI

Gli elementi si scrivono in ordine di elettronegatività; l'elemento più elettronegativo prende il suffisso -URO.

Es.	$\text{Na}^{+1}\text{Cl}^{-1}$ $\text{NaCl}$	cloruro di sodio	$\text{Na}_2^{+1}\text{S}^{-2}$ $\text{Na}_2\text{S}$	solfuro di sodio
	$\text{Ca}^{+2}\text{Cl}^{-1}$ $\text{CaCl}_2$	cloruro di calcio	$\text{Ca}^{+2}\text{S}^{-2}$ $\text{CaS}$	solfuro di calcio
	$\text{Al}^{+3}\text{Cl}^{-1}$ $\text{AlCl}_3$	cloruro di alluminio	$\text{Al}_2^{+3}\text{S}^{-2}$ $\text{Al}_2\text{S}_3$	solfuro di alluminio

Se il metallo forma due composti diversi in cui presenta diverso  $N_{\text{ox}}$

IUPAC: Si indica il  $N_{\text{ox}}$  del metallo      Tradizionale - OSO per il  $N_{\text{ox}}$  più basso, -ICO per il  $N_{\text{ox}}$  più alto.

	IUPAC	Tradizionale	
$\text{Fe}^{+2}\text{Cl}^{-1}$ $\text{FeCl}_2$	cloruro di ferro (II)	cloruro feroso	
$\text{Fe}^{+3}\text{Cl}^{-1}$ $\text{FeCl}_3$	cloruro di ferro (III)	cloruro ferrico	1 mono 2 di 3 tri 4 tetra 5 penta 6 esa 7 epta

Per i non metalli si usano i numeri greci per indicare il n. di atomi di ogni elemento

$\text{P}^{+3}\text{Cl}^{-1}$ $\text{PCl}_3$	tricloruro di fosforo	
$\text{P}^{+5}\text{Cl}^{-1}$ $\text{PCl}_5$	pentacloruro di fosforo	

OSSIDI  Composti binari con l'ossigeno  $N_{ox} = -2$

OSSIDI METALLICI  IONICI



Se il metallo forma due ossidi diversi in cui presenta diverso  $N_{ox}$

IUPAC: Si indica il  $N_{ox}$  del metallo

Tradizionale - OSO per il  $N_{ox}$  più basso, -ICO per il  $N_{ox}$  più alto.



# OSSIDI DEI NON METALLI (ANIDRIDI) → COVALENTI

$N_{OX} = +4$	$\begin{array}{c} +4 \\ -2 \end{array} \\ CO_2$	diossido di carbonio	anidride <u>carbonica</u>
$N_{OX} = +4$	$\begin{array}{c} +4 \\ -2 \end{array} \\ SO_2$	diossido di zolfo	anidride <u>solfososa</u>
$N_{OX} = +6$	$\begin{array}{c} +6 \\ -2 \end{array} \\ SO_3$	triossido di zolfo	anidride <u>solfosica</u>
$N_{OX} = +1$	$\begin{array}{c} +1 \\ -2 \end{array} \\ Cl_2O$	monossido di dicloro	anidride <u>ipoclorosa</u>
$N_{OX} = +3$	$\begin{array}{c} +3 \\ -2 \end{array} \\ Cl_2O_3$	triossido di dicloro	anidride <u>clorosa</u>
$N_{OX} = +5$	$\begin{array}{c} +5 \\ -2 \end{array} \\ Cl_2O_5$	pentaossido di dicloro	anidride <u>clorica</u>
$N_{OX} = +7$	$\begin{array}{c} +7 \\ -2 \end{array} \\ Cl_2O_7$	eptaossido di dicloro	anidride <u>perclorica</u>
$N_{OX} = +2$	$\begin{array}{c} +2 \\ -2 \end{array} \\ NO$	monossido di azoto	
$N_{OX} = +3$	$\begin{array}{c} +3 \\ -2 \end{array} \\ N_2O_3$	triossido di diazoto	anidride <u>nitrosa</u>
$N_{OX} = +4$	$\begin{array}{c} +4 \\ -2 \end{array} \\ NO_2$	diossido di azoto	
$N_{OX} = +5$	$\begin{array}{c} +5 \\ -2 \end{array} \\ N_2O_5$	pentaossido di diazoto	anidride <u>nitrica</u>

Razionale:

numeri greci per indicare  
il n. di atomi dell'elemento

Tradizionale:

- OSA per il  $N_{OX}$  più basso
- ICA per il  $N_{OX}$  più alto

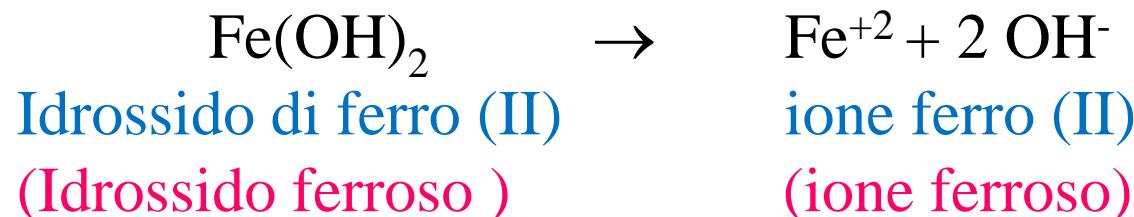
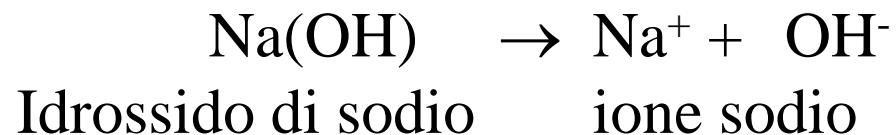
Più di due anidridi ( $N_{OX}$ ):

$N_{OX}$  più basso di tutti → prefisso IPO-  
 $N_{OX}$  più alto di tutti → prefisso PER-

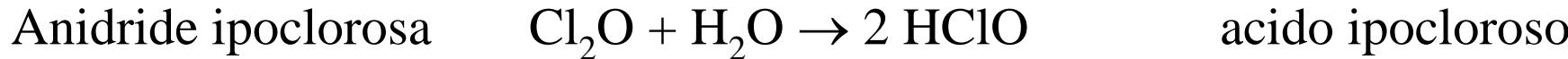
Per reazione con l'acqua gli ossidi metallici formano IDROSSIDI.

$N_{OX} = +1$	$Na_2O + H_2O \rightarrow 2 Na(OH)$	idrossido di sodio	$NaOH$
$N_{OX} = +2$	$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$	idrossido di calcio	$Ca(OH)_2$
$N_{OX} = +2$	$FeO + H_2O \rightarrow Fe(OH)_2$	idrossido <b>di ferro (II)</b>	$Fe(OH)_2$
		<b>feroso</b>	
$N_{OX} = +3$	$Fe_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2 Fe(OH)_3$	idrossido <b>di ferro (III)</b>	$Fe(OH)_3$
		<b>ferrico</b>	

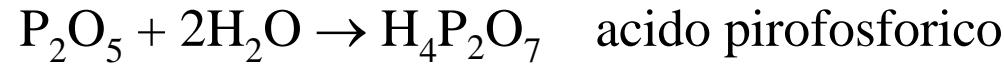
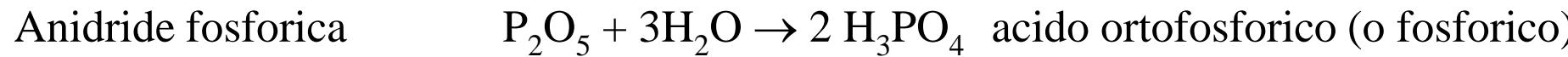
Gli idrossidi in acqua si dissociano rilasciando ioni metallici e ioni  $OH^-$  (ossidrile).



Gli ossidi dei non metalli reagiscono con l'acqua producendo ACIDI.



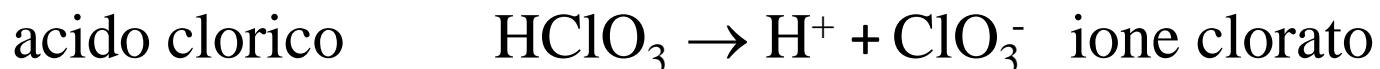
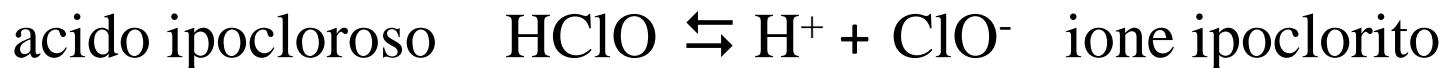
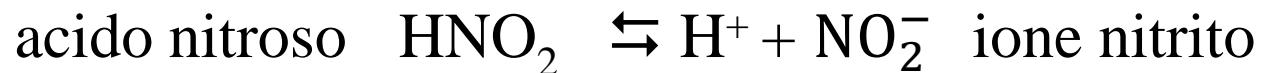
Gli acidi possono distinguersi anche per il diverso grado di IDRATAZIONE;  
massimo grado di idratazione → prefisso ORTO,  
minimo grado di idratazione → prefisso META'.  
grado di idratazione intermedio → prefisso PIRO.



Gli acidi in acqua si dissociano in ioni H<sup>+</sup> ed ANIONI.

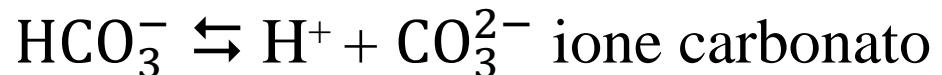
ACIDO suffisso -ICO → ANIONE suffisso -ATO,

ACIDO suffisso -OSO → ANIONE suffisso -ITO.



Da un acido diprotico o poliprotico possono derivare più di un anione.

Es.  $\text{H}_2\text{CO}_3$  acido carbonico



$\text{H}_3\text{PO}_4$  acido ortofosforico (o fosforico)



## IDRURI

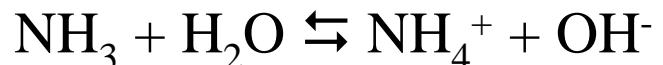
I metalli formano IDRURI ionici, nei quali l'idrogeno ha  $N_{OX=}$  -1.

Es. NaH (idruro di sodio), CaH<sub>2</sub> (idruro di calcio)

I non metalli formano idruri covalenti:

CH<sub>4</sub> metano      NH<sub>3</sub> ammoniaca      H<sub>2</sub>O acqua

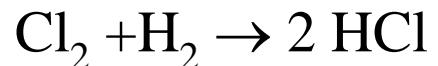
Dall'ammoniaca deriva lo ione ammonio (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>).



Elementi VI e VII gruppo: idruri a carattere acido (IDRACIDI)

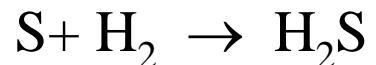
Razionale: **elemento -URO di idrogeno**

Tradizionale: **acido -IDRICO; ione -URO**



cloruro di idrogeno

acido cloridrico



solfuro di idrogeno

acido solfidrico



ione cloruro



ione idrogenosolfuro (**bisolfuro**)



ione sulfuro

I sali sono composti ionici formati da ANIONI e CATIONI.

Le cariche negative (anioni) devono bilanciare quelle positive (cationi).

Solfuro di alluminio:  $\text{Al}_2\text{S}_3$        $\text{Al}^{3+}$   $\text{S}^{2-}$   $\text{Al}_2\text{S}_3$

Clorato di sodio  $\rightarrow$  (ione  $\text{Na}^+$  + ione clorato  $\text{ClO}_3^-$ )  $\rightarrow \text{NaClO}_3$

Fosfato di calcio  $\rightarrow$  (ione  $\text{Ca}^{2+}$  + ione fosfato  $\text{PO}_4^{3-}$ )  $\rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

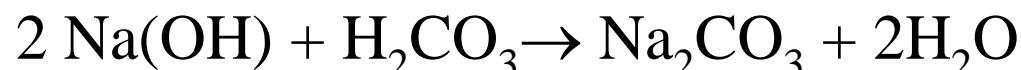
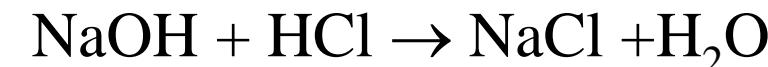
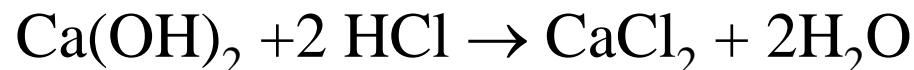
Idrogenosolfato di sodio  $\rightarrow$  (ione  $\text{Na}^+$  + ione idrogenosolfato  $\text{HSO}_4^-$ )  $\rightarrow \text{NaHSO}_4$

Solfato di sodio  $\rightarrow$  (ione  $\text{Na}^+$  + ione solfato  $\text{SO}_4^{2-}$ )  $\rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$

Cloruro di ferro (II) - feroso  $\rightarrow$  (ione  $\text{Fe}^{2+}$  + ione cloruro  $\text{Cl}^-$ )  $\rightarrow \text{FeCl}_2$

Cloruro di ferro (III) - ferrico  $\rightarrow$  (ione  $\text{Fe}^{3+}$  + ione cloruro  $\text{Cl}^-$ )  $\rightarrow \text{FeCl}_3$

I sali si formano per reazione tra un acido e una base



$\text{CaCl}_2$  = cloruro di calcio

$\text{NaCl}$  = cloruro di sodio

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  = carbonato di sodio

### Schema riassuntivo composti degli elementi del VI gruppo (Es. S)

Numero di ossidazione		anidride		reazione con l'acqua	acido		Reazione di dissociazione		anione	
		formula	nome		formula	nome			formula	nome
positivi	+6	SO <sub>3</sub>	anidride <u>solforica</u>	SO <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O → H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	acido <u>solforico</u>	1°	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> → H <sup>+</sup> + HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	ione idrogenosolfato
							2°	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> → H <sup>+</sup> + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	ione solfato
	+4	SO <sub>2</sub>	anidride <u>solforosa</u>	SO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O → H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	acido <u>solforoso</u>	1°	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> → H <sup>+</sup> + HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	ione idrogenosolfito
							2°	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup> → H <sup>+</sup> + SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	ione solfito
negativi	-2				H <sub>2</sub> S	acido <u>solfidrico</u>	1°	H <sub>2</sub> S → H <sup>+</sup> + HS <sup>-</sup>	HS <sup>-</sup>	ione idrogenosolfuro
							2°	HS <sup>-</sup> → H <sup>+</sup> + S <sup>2-</sup>	S <sup>2-</sup>	ione solfuro

### Schema riassuntivo composti degli elementi del VII gruppo (Es. Cl)

Numero di ossidazione		anidride		reazione con l'acqua	acido		Reazione di dissociazione	anione	
		formula	nome		formula	nome		formula	nome
positivi	+7	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	anidride <u>perclorica</u>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> + H <sub>2</sub> O → 2 HClO <sub>4</sub>	HClO <sub>4</sub>	acido <u>perclorico</u>	HClO <sub>4</sub> → H <sup>+</sup> + ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	ione <u>perclorato</u>
	+5	Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	anidride <u>clorica</u>	Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub> + H <sub>2</sub> O → 2 HClO <sub>3</sub>	HClO <sub>3</sub>	acido <u>clorico</u>	HClO <sub>3</sub> → H <sup>+</sup> + ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	ione <u>clorato</u>
	+3	Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	anidride <u>clorosa</u>	Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O → 2 HClO <sub>2</sub>	HClO <sub>2</sub>	acido <u>cloroso</u>	HClO <sub>2</sub> → H <sup>+</sup> + ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	ione <u>clorito</u>
	+1	Cl <sub>2</sub> O	anidride <u>ipoclorosa</u>	Cl <sub>2</sub> O + H <sub>2</sub> O → 2 HClO	HClO	acido <u>ipocloroso</u>	HClO → H <sup>+</sup> + ClO <sup>-</sup>	ClO <sup>-</sup>	ione <u>ipoclorito</u>
negativo	-1				HCl	acido <u>cloridrico</u>	HCl → H <sup>+</sup> + Cl <sup>-</sup>	Cl <sup>-</sup>	ione <u>cloruro</u>