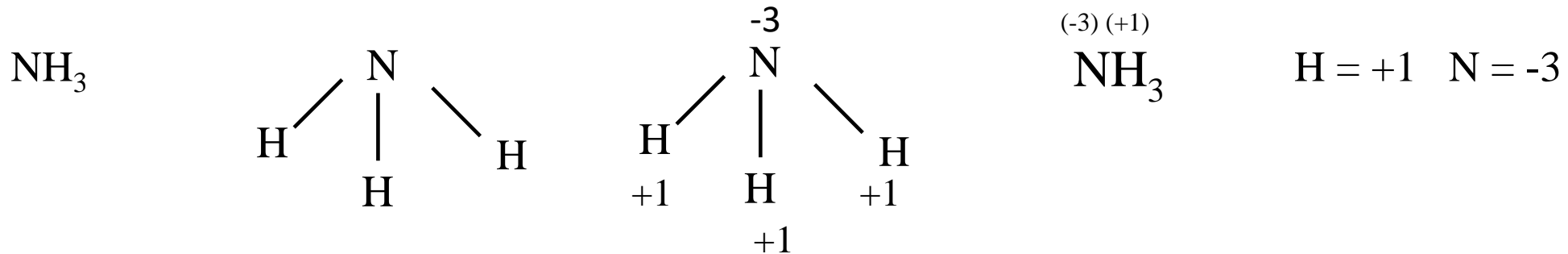
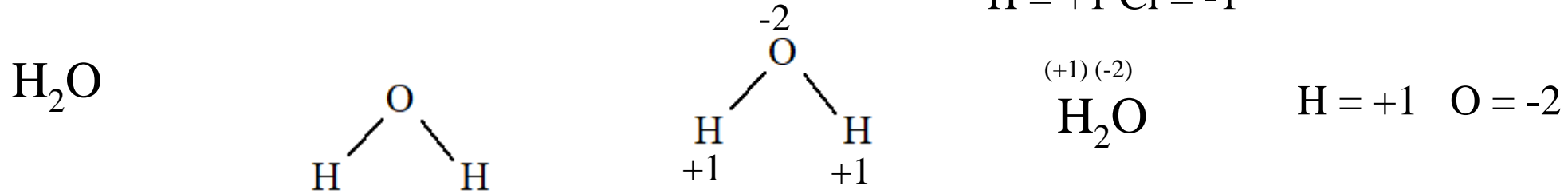
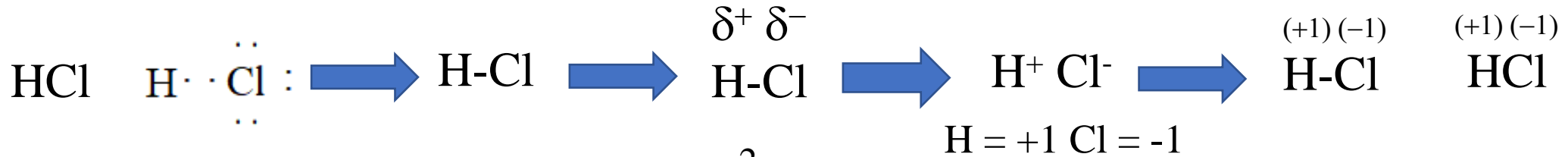


NUMERO DI OSSIDAZIONE

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

Metalli: N_{OX} positivi

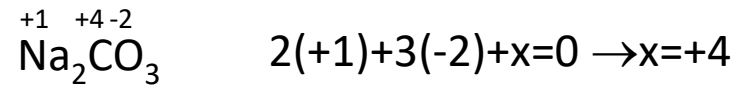
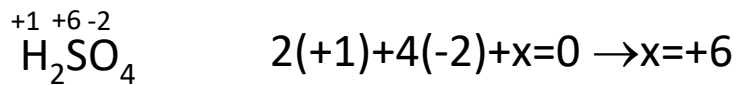
Gruppi dispari: N_{OX} dispari

Non metalli: N_{OX} positivi, negativi

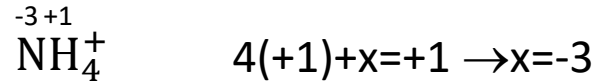
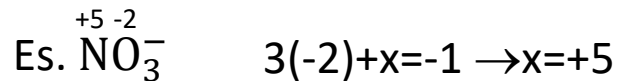
17	35.453
Cl	+1,3 5,7
CLORO	



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.	$+1 \quad -1$ NaCl	cloruro di sodio	$+1 \quad -2$ Na ₂ S	solfo di sodio
	$+2 \quad -1$ CaCl ₂	cloruro di calcio	$+2 \quad -2$ CaS	solfo di calcio
	$+3 \quad -1$ AlCl ₃	cloruro di alluminio	$+3 \quad -2$ Al ₂ S ₃	solfo di alluminio

Se il metallo forma due composti 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.

	IUPAC	Tradizionale
$+2 \quad -1$ FeCl ₂	cloruro di ferro (II)	cloruro ferroso
$+3 \quad -1$ FeCl ₃	cloruro di ferro (III)	cloruro ferrico

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

$+3 \quad -1$ PCl ₃	tricloruro di fosforo
$+5 \quad -1$ PCl ₅	pentacloruro di fosforo

1 mono
2 di
3 tri
4 tetra
5 penta
6 esa
7 epta



OSSIDI \longrightarrow Composti binari con l'ossigeno $N_{OX} = -2$

OSSIDI METALLICI \longrightarrow 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

$N_{OX} = +4$	^{+4 -2} CO ₂	diossido di carbonio	anidride carbonica
$N_{OX} = +4$	^{+4 -2} SO ₂	diossido di zolfo	anidride solforosa
$N_{OX} = +6$	^{+6 -2} SO ₃	triossido di zolfo	anidride solforica
$N_{OX} = +1$	^{+1 -2} Cl ₂ O	monossido di dicloro	anidride ipoclorosa
$N_{OX} = +3$	^{+3 -2} Cl ₂ O ₃	triossido di dicloro	anidride clorosa
$N_{OX} = +5$	^{+5 -2} Cl ₂ O ₅	pentaossido di dicloro	anidride clorica
$N_{OX} = +7$	^{+7 -2} Cl ₂ O ₇	eptaossido di dicloro	anidride perclorica
$N_{OX} = +2$	^{+2 -2} NO	monossido di azoto	
$N_{OX} = +3$	^{+3 -2} N ₂ O ₃	triossido di diazoto	anidride nitrosa
$N_{OX} = +4$	^{+4 -2} NO ₂	diossido di azoto	
$N_{OX} = +5$	^{+5 -2} N ₂ O ₅	pentaossido di diazoto	anidride nitrica

Razionale (IUPAC):

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}):

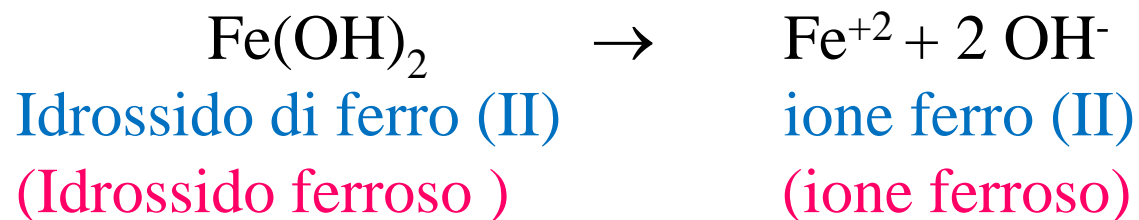
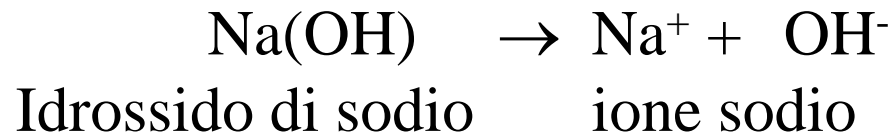
N_{OX} più basso di tutti → prefisso IPO-
N_{OX} più alto di tutti → prefisso PER-



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 di ferro (II) ferroso	$Fe(OH)_2$
$N_{OX} = +3$	$Fe_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2 Fe(OH)_3$	idrossido di ferro (III) ferrico	$Fe(OH)_3$

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



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

Anidride carbonica	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$	acido carbonico
Anidride solforosa	$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$	acido solforoso
Anidride solforica	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	acido solforico
Anidride nitrosa	$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{HNO}_2$	acido nitroso
Anidride nitrica	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6 \rightarrow 2 \text{HNO}_3$	acido nitrico
Anidride ipoclorosa	$\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HClO}$	acido ipocloroso
Anidride clorosa	$\text{Cl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HClO}_2$	acido cloroso
Anidride clorica	$\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HClO}_3$	acido clorico
Anidride perclorica	$\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HClO}_4$	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.

Anidride fosforica	$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{PO}_4$	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 in ioni H^+ ed ANIONI.

ACIDO suffisso -ICO \rightarrow ANIONE suffisso -ATO,

ACIDO suffisso -OSO \rightarrow ANIONE suffisso -ITO.

Es. acido nitrico $HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$ ione nitrato

 acido nitroso $HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-$ ione nitrito

 acido ipocloroso $HClO \rightleftharpoons H^+ + ClO^-$ ione ipoclorito

 acido cloroso $HClO_2 \rightleftharpoons H^+ + ClO_2^-$ ione clorito

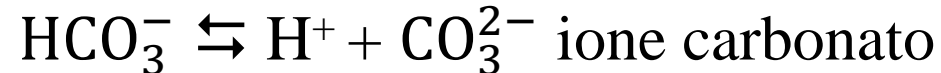
 acido clorico $HClO_3 \rightarrow H^+ + ClO_3^-$ ione clorato

 acido perclorico $HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$ ione perclorato



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

Es. H_2CO_3 acido carbonico



H_3PO_4 acido ortofosforico (o fosforico)



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:

CH₄ metano NH₃ ammoniaca H₂O acqua

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



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

Razionale: **elemento -URO di idrogeno**

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

Cl₂ + H₂ → 2 HCl cloruro di idrogeno acido cloridrico

S + H₂ → H₂S solfuro di idrogeno acido solfidrico

HCl → H⁺ + Cl⁻ ione cloruro

H₂S ⇌ H⁺ + HS⁻ ione idrogenosolfuro (**bisolfuro**)

HS⁻ ⇌ H⁺ + S²⁻ ione solfuro



I sali sono composti ionici formati da ANIONI e CATIONI.

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

Solfuro di alluminio: Al_2S_3 $\text{Al}^{3+} \text{S}^{2-} \text{Al}_2\text{S}_3$

Clorato di sodio \rightarrow (ione Na^+ + ione clorato ClO_3^-) $\rightarrow \text{NaClO}_3$

Fosfato di calcio \rightarrow (ione Ca^{2+} + ione fosfato PO_4^{3-}) $\rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

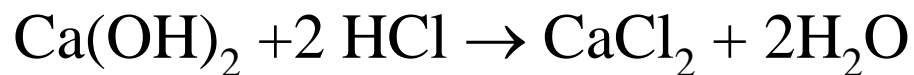
Idrogenosolfato di sodio \rightarrow (ione Na^+ + ione idrogenosolfato HSO_4^-) $\rightarrow \text{NaHSO}_4$

Solfato di sodio \rightarrow (ione Na^+ + ione solfato SO_4^{2-}) $\rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$

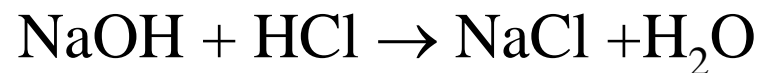
Cloruro di ferro (II) - ferroso \rightarrow (ione Fe^{2+} + ione cloruro Cl^-) $\rightarrow \text{FeCl}_2$

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

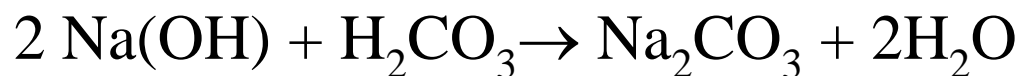
I sali si formano per reazione tra un acido e una base



CaCl_2 = cloruro di calcio



NaCl = cloruro di sodio



Na_2CO_3 = carbonato di sodio

