

Numero di Ossidazione (n.o.)

Rappresenta la carica elettrica formale che l'elemento assume nel composto se si pensa di associare gli elettroni di ciascun legame all'atomo considerato più *elettronegativo*.

1 H 2,1			
3 Li 1,0	4 Be 1,5		
11 Na 1,0	12 Mg 1,2		
19 K 0,9	20 Ca 1,0	21 Sc 1,3	22 Ti 1,4
37 Rb 0,9	38 Sr 1,0	39 Y 1,2	40 Zr 1,3
55 Cs 0,8	56 Ba 1,0	57 La 1,1	72 Hf 1,3
87 Fr 0,8	88 Ra 1,0	89 Ac 1,1	

■ <1,0	■ 2,0-2,4
■ 1,0-1,4	■ 2,5-2,9
■ >2,9	■ <0,4

Elettronegatività di Pauling

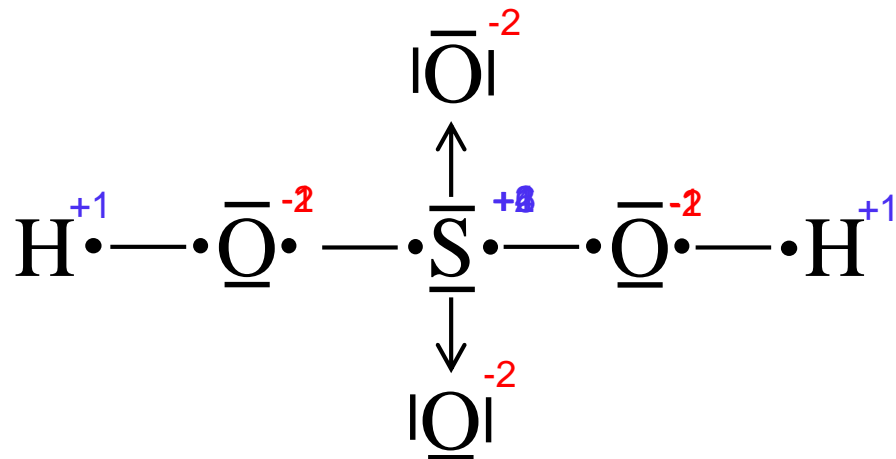
5 B 2,0	6 C 2,5	7 N 3,0	8 O 3,5	9 F 4,0
---------------	---------------	---------------	---------------	---------------

Nei composti nei quali gli elementi hanno differenza di *elettronegatività*:

$$|\chi(\text{el}_1) - \chi(\text{el}_2)| \geq 2.0 \quad \text{composti ionici}$$

$$2 > |\chi(\text{el}_1) - \chi(\text{el}_2)| > 0.4 \quad \text{composti covalenti-polari}$$

$$|\chi(\text{el}_1) - \chi(\text{el}_2)| \approx 0.4 \quad \text{composti covalenti}$$



Acido Solforoso

	H	S	O
<i>val</i>	1	4	2
<i>n.o.</i>	+1	+4	-2



Acido Solforico

<i>val</i>	1	6	2
<i>n.o.</i>	+1	+6	-2

elettronegatività:

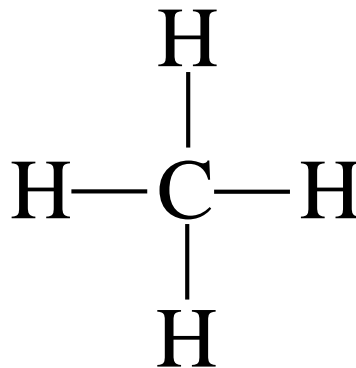
$$\begin{array}{l}
 \chi(\text{O}) > \chi(\text{S}) > \chi(\text{H}) \\
 3.5 > 2.5 > 2.1
 \end{array}$$

Formula di Lewis		<i>n.o.</i>	<i>n.o.</i>
Acido cloridrico, HCl	H:Cl	-1(Cl)	+1(H)
Acqua, H ₂ O	H:O:H	-2(O)	+1(H)
Acqua ossigenata, H ₂ O ₂	H:O:O:H	-1(O)	+1(H)
Idrogeno, H ₂	H:H	0(H)	
Difluoruro di ossigeno, OF ₂	F:O:F	-1(F)	+2(O)

Tabella 4.1

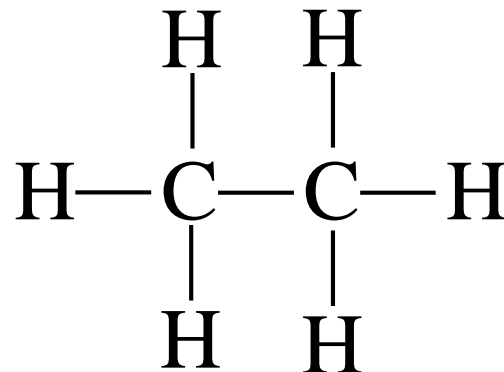
Un elemento viene considerato tanto più ossidato quanto più elevato è il suo *n.o.*

$$V(\text{H}) = 1 \quad n.o.(\text{H}) = +1$$
$$V(\text{C}) = 4 \quad n.o.(\text{C}) = -4$$



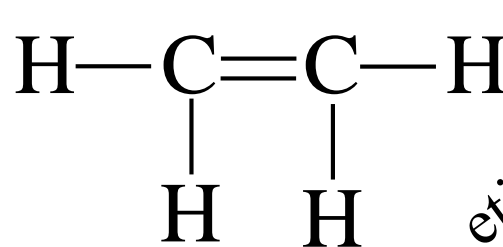
metano

$$V(\text{H}) = 1 \quad n.o.(\text{H}) = +1$$
$$V(\text{C}) = 4 \quad n.o.(\text{C}) = -3$$



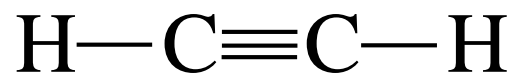
etano

$$V(\text{H}) = 1 \quad n.o.(\text{H}) = +1$$
$$V(\text{C}) = 4 \quad n.o.(\text{C}) = -2$$



etilene (etene)

$$V(\text{H}) = 1 \quad n.o.(\text{H}) = +1$$
$$V(\text{C}) = 4 \quad n.o.(\text{C}) = -1$$



acetilene (etino)

Regole per la determinazione del numero di ossidazione (*n.o.*)

a) Atomi di una qualsiasi specie chimica allo stato elementare $n.o. = 0$
(He, H₂, N₂, O₂, P₄, S₈ ecc).

b) Qualsiasi ione monoatomico (Na⁺, S²⁻, ecc) $n.o. =$ carica dello ione

c) La somma dei *n.o.* degli elementi presenti

in una molecola neutra

$$\Sigma n.o. = 0$$

in uno ione poliatomico

$$\Sigma n.o. = \text{carica dello ione}$$

d) Nei composti i seguenti elementi hanno:

• il Fluoro è sempre

$$n.o. = -1$$

• l'Ossigeno è *quasi* sempre

$$n.o. = -2$$

eccetto:

perossidi (Na₂O₂)

$$n.o. = -1$$

superossidi (KO₂)

$$n.o. = -\frac{1}{2}$$

difluoruro di ossigeno (OF₂)

$$n.o. = +2$$

• l'Idrogeno

$$n.o. = +1$$

negli idruri dei metalli I° e II° gruppo (NaH, MgH₂) $n.o. = -1$

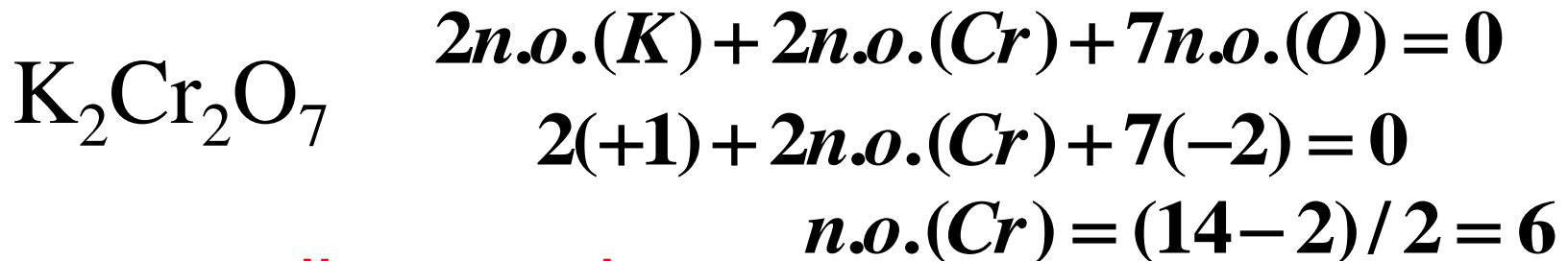
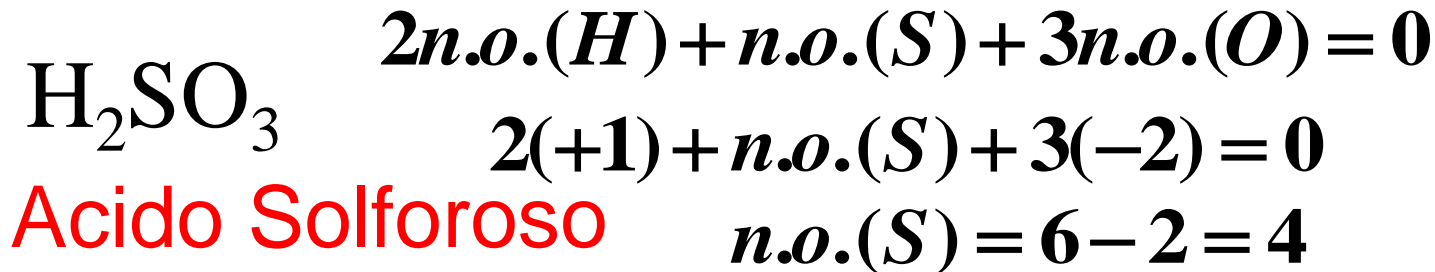
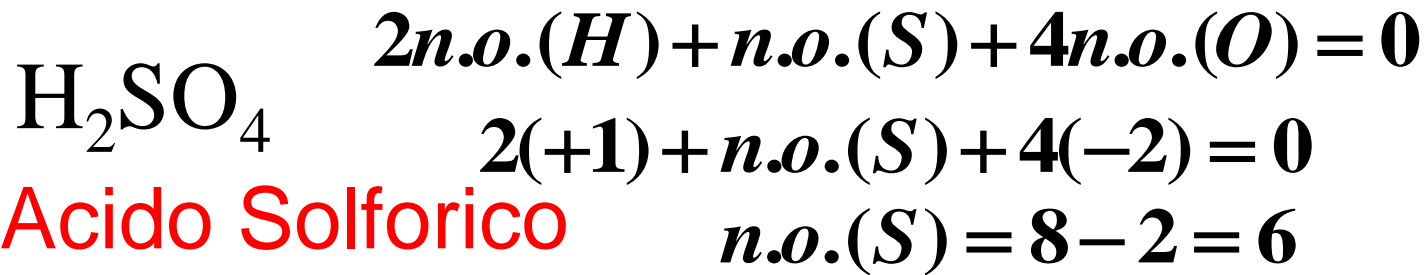
• Gli elementi del 1° gruppo (metalli alcalini) $n.o. = +1$

• Gli elementi del 2° gruppo (metalli alcalino-terrosi) $n.o. = +2$

• Per i non-metalli (es. alogeni, etc) se hanno elettronegatività più alta tendono a completare l'ottetto acquistando elettroni.

Molecole neutre

$$\Sigma n.o. = 0$$



dicromato di potassio

Ioni Poliatomici

$\Sigma n.o.$ = carica dello ione



$$n.o.(Mn) + 4n.o.(O) = -1$$

$$n.o.(Mn) + 4(-2) = -1$$

Ione Permanganato

$$n.o.(Mn) = 8 - 1 = 7$$

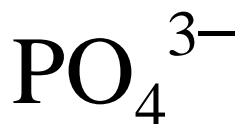


$$2n.o.(H) + n.o.(P) + 4n.o.(O) = -1$$

$$2(+1) + n.o.(P) + 4(-2) = -1$$

Ione diidrogenofosfato

$$n.o.(P) = 8 - 2 - 1 = 5$$



$$n.o.(P) + 4n.o.(O) = -3$$

$$n.o.(P) + 4(-2) = -3$$

$$n.o.(P) = 8 - 3 = 5$$

Ione fosfato

Numeri di ossidazione possibili per alcuni elementi:
per i non-metalli è riportato il valore minimo.

1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H ⁺																H ⁻	
Li ⁺																F ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺											Al ³⁺				Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺		Ti ²⁺		Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺				Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺		Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺	Bi ³⁺			

In genere - Per i non-metalli, ad eccezione degli elementi del *secondo periodo*, i possibili **n.o.** aumentano di 2 in 2 a partire dal minimo, fino al massimo valore che corrisponde al numero di elettroni nel guscio di valenza (GRUPPO)

Nomenclatura dei composti inorganici

I **composti** formati da tutti gli *elementi* ad eccezione del *carbonio* sono considerati ***inorganici***.

Per il **carbonio** solo gli **ossidi**, **carbonati**, **carburi** e **cianuri** sono intesi come **inorganici**

Le regole di Nomenclatura sono redatte ed aggiornate da una commissione della IUPAC (Unione Internazionale di Chimica Pura ed Applicata)

Composti binari dei
metalli

con

idrogeno

ossigeno

idruri **ionici**

ossidi **ionici**

Composti binari dei
non metalli

con

idrogeno

ossigeno

idruri **covalenti**

ossidi **covalenti**

nomenclatura degli idruri

metalli (carattere ionico): NaH idruro di sodio CaH₂ idruro di calcio

Non metalli (carattere covalente)

Nomenclatura moderna –

*Suffisso alla radice dell'elemento **-uro** + **di idrogeno***

Nomenclatura tradizionale –

Acido** + suffisso alla radice dell'elemento **-idrico

Nomenclatura

moderna

tradizionale

HF fluor**uro di idrogeno**

acido fluoridrico

HI iod**uro di idrogeno**

acido iodidrico

H₂S sol**furo di idrogeno**

acido solfidrico

HCN cian**uro di idrogeno**

acido cianidrico

Nomi d'uso

CH₄ metano

NH₃ ammoniaca

H₂O acqua

Tabella 1.8 Esempi di idracidi

Composto	Nome corrente	Nome IUPAC
HF	acido fluoridrico	fluoruro di idrogeno
HCl	acido cloridrico	cloruro di idrogeno
HBr	acido bromidrico	bromuro di idrogeno
HI	acido iodidrico	ioduro di idrogeno
H ₂ S	acido solfidrico	solfo di diidrogeno
H ₂ Se	acido selenidrico	seleniuro di diidrogeno
HCN	acido cianidrico	cianuro di idrogeno

nomenclatura degli ossidi

Nomenclatura moderna: - *tutte le combinazioni binarie con l'ossigeno vengono chiamati **ossidi**.*

Si utilizzano prefissi numerici tipo **di-**, **tri-**, **tetra-** ecc.

CaO	ossido	di calcio	N ₂ O	ossido	di diazoto
NO ₂	diossido	di azoto	CO ₂	diossido	di carbonio
Al ₂ O ₃	triossido	di dialluminio			
P ₂ O ₅	pentaossido	di difosforo			

Caratterizzazione dello stato di ossidazione (notazione di Stock)

FeO	ossido di ferro(II)	Fe ₂ O ₃	ossido di ferro(III)
PbO	ossido di piombo(II)	PbO ₂	ossido di piombo(IV)

Numeri di ossidazione possibili per alcuni elementi:
per i non-metalli è riportato il valore minimo.

1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H ⁺																H ⁻	
Li ⁺												Al ³⁺	C ⁴⁻	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺		Ti ²⁺		Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺			P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺														Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺		Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺	Bi ³⁺			

In genere - Per i non-metalli, ad eccezione degli elementi del *primo periodo*, i possibili **n.o.** aumentano di 2 in 2 a partire dal minimo, fino al massimo valore che corrisponde al numero di elettroni nel guscio di valenza (GRUPPO)

Tabella 1.4 Alcuni esempi di ossidi basici

N.O.	Formula	Nome comune	Nome IUPAC
+1	Li ₂ O	ossido di litio	ossido di dilitio
+1	Na ₂ O	ossido di sodio	ossido di disodio
+2	MgO	ossido di magnesio	ossido di magnesio
+2	CaO	ossido di calcio	ossido di calcio
+2	CrO	ossido cromoso	ossido di cromo
+3	Cr ₂ O ₃	ossido cromico	triossido di dicromo
+2	MnO	ossido manganoso	ossido di manganese
+3	Mn ₂ O ₃	ossido manganico	triossido di dimanganese
+2	SnO	ossido stannoso	monossido di stagno
+3	Tl ₂ O ₃	ossido di tallio	triossido di ditallio

Tabella 1.5 Alcuni esempi di ossidi acidi

N.O.	Formula	Nome comune	Nome IUPAC
+3	B ₂ O ₃	anidride borica	triossido di diboro
+2	CO	ossido di carbonio	(mon)ossido di carbonio
+4	CO ₂	anidride carbonica	diossido di carbonio
+1	N ₂ O	protossido di azoto	ossido di diazoto
+2	NO	ossido di azoto	(mon)ossido di azoto
+3	N ₂ O ₃	anidride nitrosa	triossido di diazoto
+4	NO ₂	anidride nitroso-nitrica	diossido di azoto
+4	N ₂ O ₄	ipoazotide	tetraossido di diazoto
+5	N ₂ O ₅	anidride nitrica	pentaossido di diazoto
+3	P ₄ O ₆	anidride fosforosa	esaossido di tetrafosforo
+5	P ₄ O ₁₀	anidride fosforica	decaossido di tetrafosforo
+4	SO ₂	anidride solforosa	diossido di zolfo
+6	SO ₃	anidride solforica	triossido di zolfo
+1	Cl ₂ O	anidride ipoclorosa	ossido di dicloro
+3	Cl ₂ O ₃	anidride clorosa	triossido di dicloro
+5	Cl ₂ O ₅	anidride clorica	pentaossido di dicloro
+7	Cl ₂ O ₇	anidride perclorica	eptaossido di dicloro
+6	CrO ₃	anidride cromica	triossido di cromo
+7	Mn ₂ O ₇	anidride permanganica	eptaossido di dimanganese

Tabella 1.6 Alcuni esempi di ossidi anfoteri

N.O.	Formula	Nome comune	Nome IUPAC
+2	ZnO	ossido di zinco	ossido di zinco
+4	SnO ₂	ossido stannico	diossido di stagno
+3	Al ₂ O ₃	sesquiossido di alluminio o ossido di alluminio (allumina)	triossido di dialluminio
+3	Cr ₂ O ₃	sesquiossido di cromo o ossido cromico	triossido di dicromo
+3	Mn ₂ O ₃	ossido manganico	triossido di dimanganese

I **perossidi** sono composti in cui esiste un *legame covalente* tra 2 atomi di O.

H_2O_2 (H—O—O—H) **perossido** di idrogeno o acqua ossigenata

Na_2O_2 ($2\text{Na}^+ \text{ } ^-\text{O—O}^-$) **perossido** di sodio

Idrossidi

sono costituiti da ioni metallici (+) e ioni OH^-

Vengono indicati con la **nomenclatura tradizionale** o con **la notazione di Stock**

KOH idrossido di potassio

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ idrossido di calcio

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ idrossido di ferro(II) o idrossido ferro**so**

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ idrossido di ferro(III) o idrossido ferro**ico**

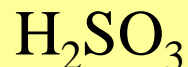
Ossoacidi

(acidi ossigenati)

composti *covalenti* costituiti da idrogeno, ossigeno e un elemento **non metallico**.

La **nomenclatura tradizionale** utilizza i suffissi **-oso** e **-ico** alla radice del nome dell'elemento non metallico.

-oso → *n.o.* più basso

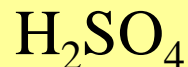


acido solfor**oso**

-ico → *n.o.* più alto



acido nitro**so**



acido solforico



acido nitri**co**

Per più di due stati di ossidazione si utilizzano anche i prefissi

ipo- → *n.o.* più basso

HClO acido ipocloro**so**

per- → *n.o.* più alto

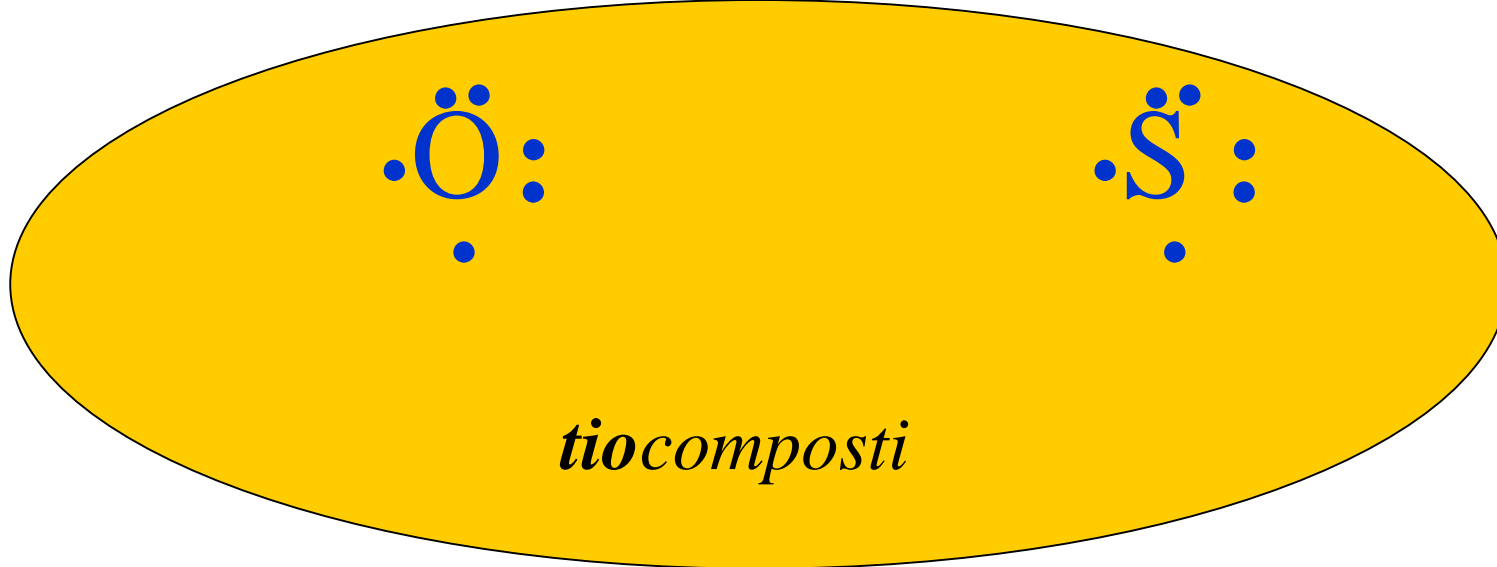
HClO_2 acido cloro**so**



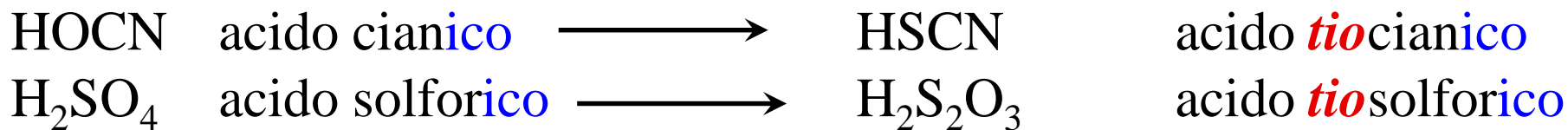
acido clori**co**

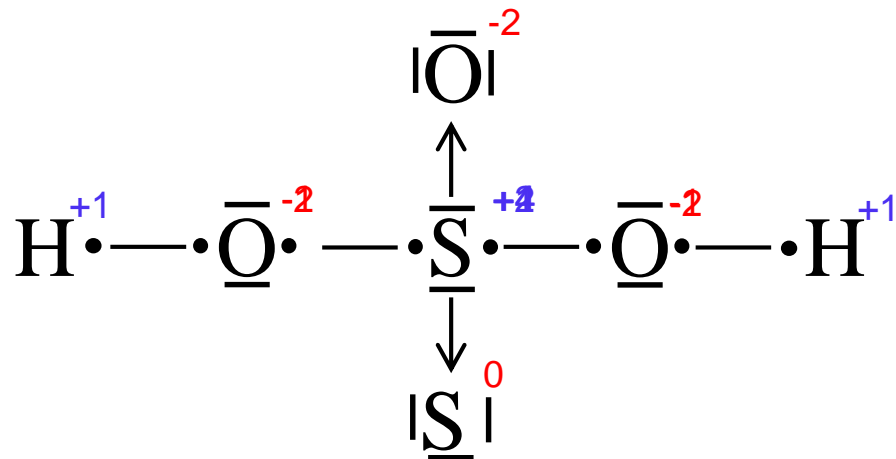


acido perclori**co**



gli acidi dove l'ossigeno è sostituito dallo zolfo, prendono il prefisso *tio-*.

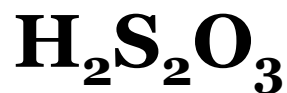




Acido Solforoso

val
n.o.

H	S	O
1	4	2
+1	+4	-2



Acido TioSolfurico

val
n.o.

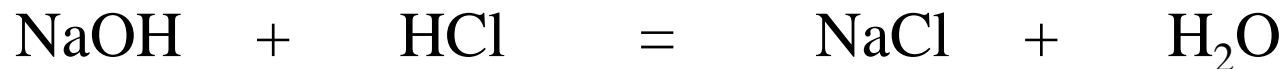
H	S	O
1	6	2
+1	+2	-2

elettronegatività:

$$\begin{array}{l}
 \chi(\text{O}) > \chi(\text{S}) > \chi(\text{H}) \\
 3.5 > 2.5 > 2.1
 \end{array}$$

Sali

I sali sono *composti a carattere ionico* e si ottengono **formalmente** facendo reagire un *idrossido* con un *acido*



Nomenclatura moderna

cloruro di sodio

cloruro di ferro(II)

O dicloruro di ferro

cloruro di ferro(III)

O tricloruro di ferro

NaCl

FeCl₂

FeCl₃

Nomenclatura tradizionale

cloruro di sodio

cloruro ferroso

cloruro ferrico

Sali derivati da ossoacidi

n.o. più basso

n.o. più alto

acido

-oso

-ico

sale

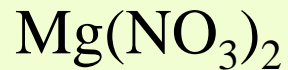
-ito

-ato

Per più *n.o.* si utilizzano i prefissi **ipo-** e **per-**.



nitrito di potassio



nitrato di magnesio



Solfato di calcio



ipoclorito di sodio



clorato di sodio



perclorato di potassio



idrogenocarbonato di potassio
o bicarbonato di potassio
o carbonato acido di potassio



idrogenocarbonato di calcio
o bicarbonato di calcio
o carbonato acido di calcio



idrogenofosfato di sodio



diidrogenofosfato di calcio

La nomenclatura degli ioni si ottiene tenendo conto delle indicazioni precedenti.

Ioni positivi (+)

monoatomici

	<i>Nomenclatura <u>moderna</u></i>	<i>Nomenclatura <u>tradizionale</u></i>
Fe^{2+}	ione ferro(II)	ione ferroso
Fe^{3+}	ione ferro(III)	ione ferrico

poliatomici

si usa il suffisso ***-onio***

H_3O^+	ione ossonio
NH_4^+	ione ammonio

Ioni negativi (-)

monoatomici

si usa il suffisso ***-uro***

Cl^-	ione cloruro
S^{2-}	ione solfuro
N^{3-}	ione nitruro

-uro

*si usa anche per alcuni
ioni poliatomici*

HS^-	ione idrogenosolfuro
CN^-	ione cianuro
S_2^{2-}	ione disolfuro
N_3^-	ione azoturo

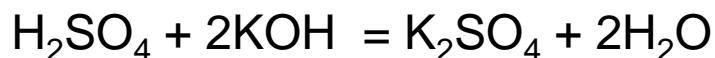
Ioni derivati dagli
ossoacidi

ClO^-	ione ipoclorito
SO_4^{2-}	ione solfato
NO_2^-	ione nitrito
H_2PO_4^-	ione diidrogenofosfato

solfo di potassio → acido solforico + idrossido di potassio

-ico → max stato di ossidazione S → +6

Ossido + acqua = Acido solforico $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$

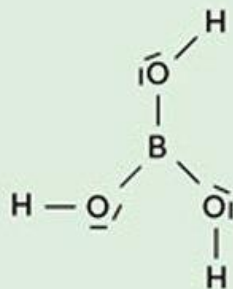


fosfato di calcio $Ca_3(PO_4)_2$
nitrate di litio $LiNO_3$
dicromato di calcio $CaCr_2O_7$
carbonato di Magnesio $MgCO_3$
cianuro di ammonio NH_4CN
idrogenosolfite di sodio $NaHSO_3$
acetato di magnesio $Mg(CH_3COO)_2$

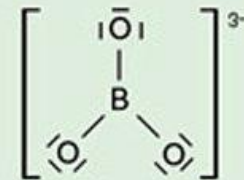
Tabella 4.2

Nome e struttura*
dei più importanti
ossoacidi e dei
corrispondenti anioni.

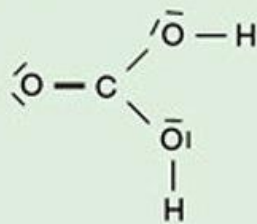
H_3BO_3 , acido (orto)borico



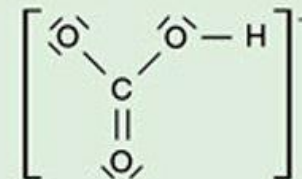
BO_3^{3-} , ione borato



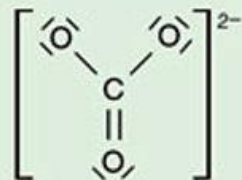
H_2CO_3 , acido carbonico**



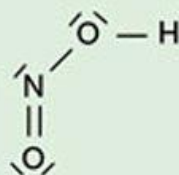
HCO_3^- , ione idrogenocarbonato



CO_3^{2-} , ione carbonato



HNO_2 , acido nitroso



NO_2^- , ione nitrito

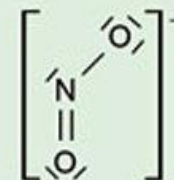
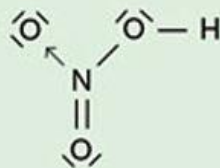


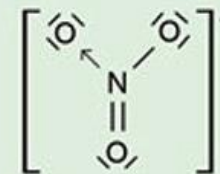
Tabella 4.2

Nome e struttura*
dei più importanti
ossoacidi e dei
corrispondenti anioni.

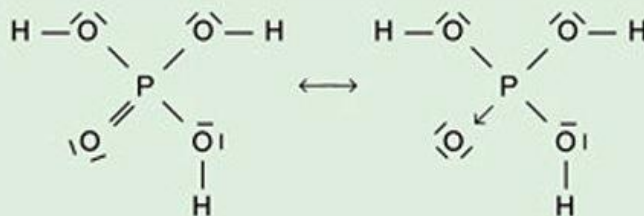
HNO_3 , acido nitrico



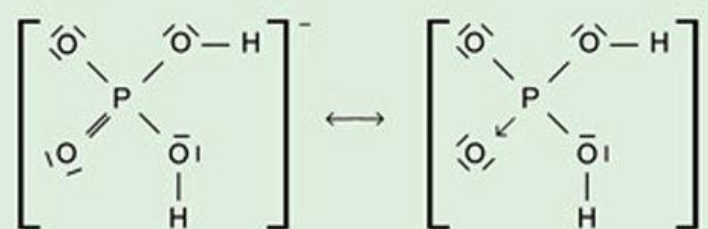
NO_3^- , ione nitrato



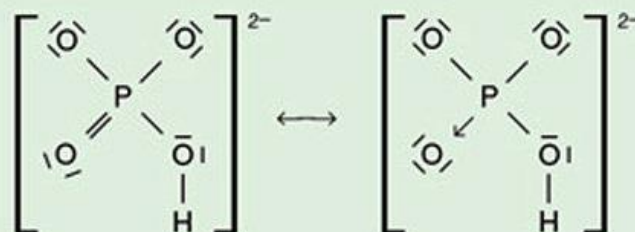
H_3PO_4 , acido (orto)fosforico



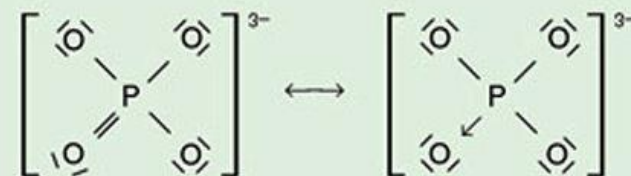
H_2PO_4^- , ione diidrogenofosfato



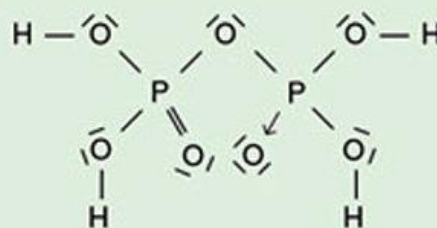
HPO_4^{2-} , ione idrogenofosfato



PO_4^{3-} , ione (orto)fosfato



$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, acido pirofosforico



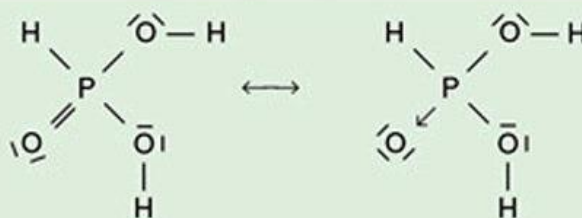
$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$, ione pirofosfato



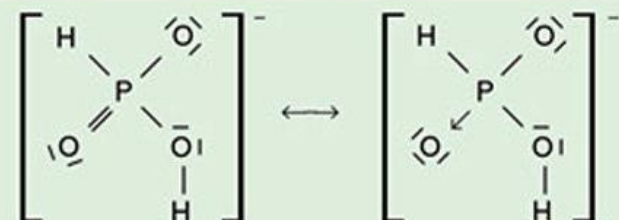
Tabella 4.2

Nome e struttura*
dei più importanti
ossoacidi e dei
corrispondenti anioni.

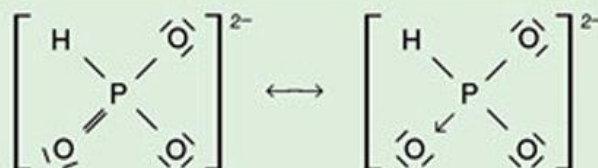
$H_2[HPO_3]$, acido fosfonico
o acido (orto)fosforoso



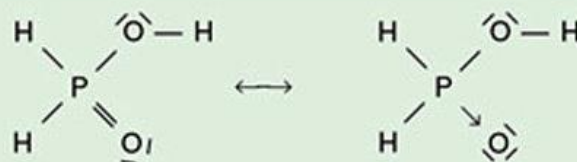
$H_2PO_3^-$, ione diidrogenofosfonato
o ione diidrogenofosfito



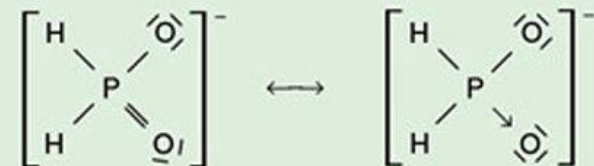
HPO_3^{2-} , ione idrogenofosfonato
o ione idrogenofosfito



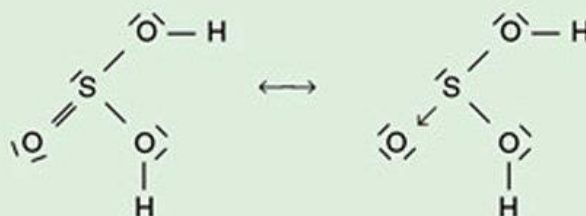
$H[H_2PO_2]$, acido fosfinico
o acido ipofosforoso



$H_2PO_2^-$, ione diidrogenofosfinato
o ione diidrogenoipofosfito



H_2SO_3 , acido solforoso**



HSO_3^- , ione idrogenosolfito

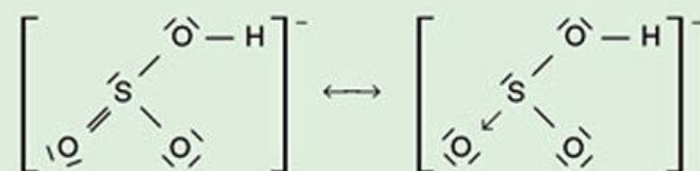
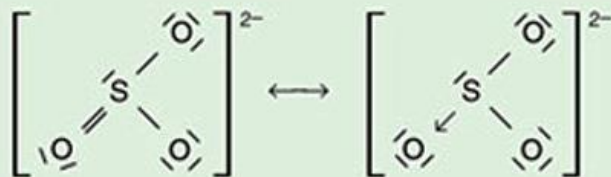


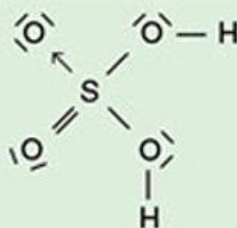
Tabella 4.2

Nome e struttura*
dei più importanti
ossoacidi e dei
corrispondenti anioni.

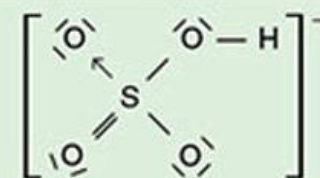
SO_3^{2-} , ione solfito



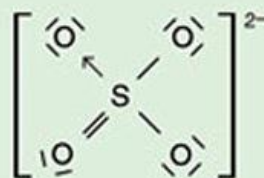
H_2SO_4 , acido solforico



HSO_4^- , ione idrogenosolfato



SO_4^{2-} , ione solfato



$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, acido disolforico



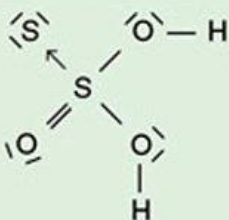
$\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$, ione disolfato



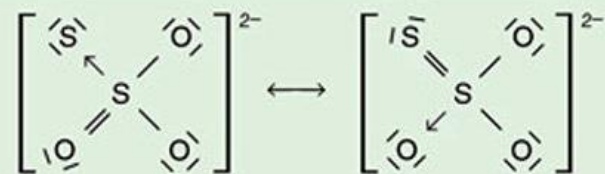
Tabella 4.2

Nome e struttura*
dei più importanti
ossoacidi e dei
corrispondenti anioni.

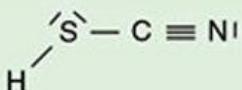
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, acido tiosolfurico



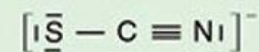
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, ione tiosolfato



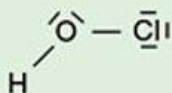
HSCN, acido tiocianico



SCN^- , ione tiocianato



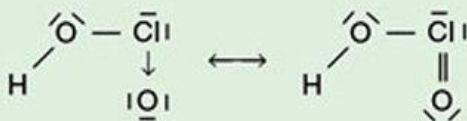
HClO, acido ipocloroso



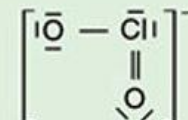
ClO^- , ione ipoclorito



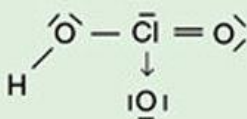
HClO_2 , acido cloroso



ClO_2^- , ione clorito



HClO_3 , acido clorico



ClO_3^- , ione clorato

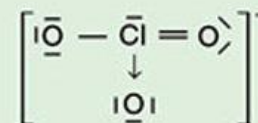
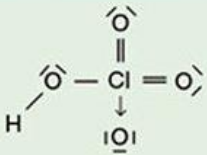
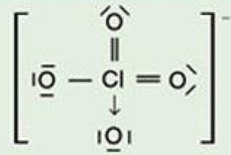
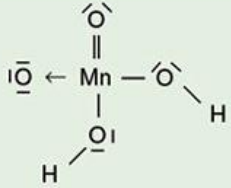
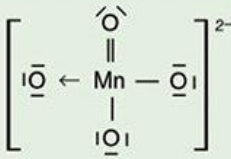
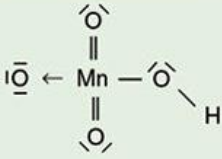
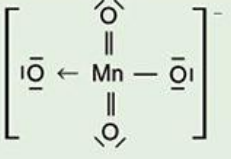
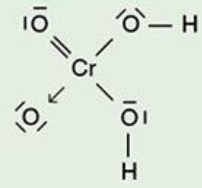
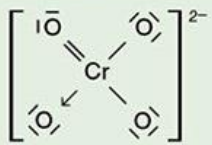
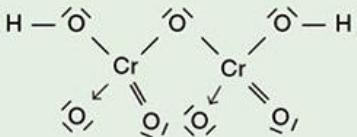
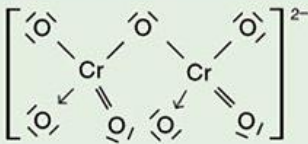


Tabella 4.2

Nome e struttura*
dei più importanti
ossoacidi e dei
corrispondenti anioni.

<p>HClO_4, acido perclorico</p>	<p>ClO_4^-, ione perclorato</p>
	
<p>H_2MnO_4, acido manganico</p>	<p>MnO_4^{2-}, ione manganato</p>
	
<p>HMnO_4, acido permanganico</p>	<p>MnO_4^-, ione permanganato</p>
	
<p>H_2CrO_4, acido cromico</p>	<p>CrO_4^{2-}, ione cromato</p>
	
<p>$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, acido dicromico</p>	<p>$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, ione dicromato</p>
	

Reazioni Chimiche

Combinazione



Decomposizione



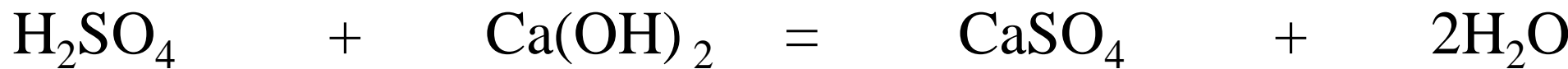
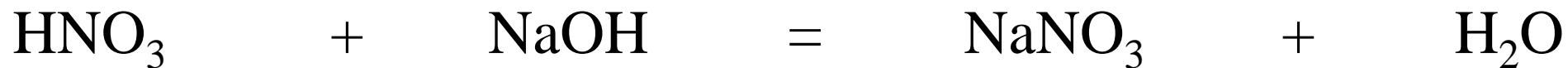
Spostamento



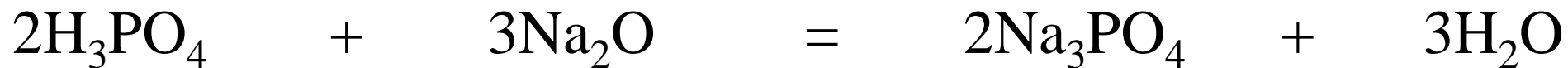
Scambio



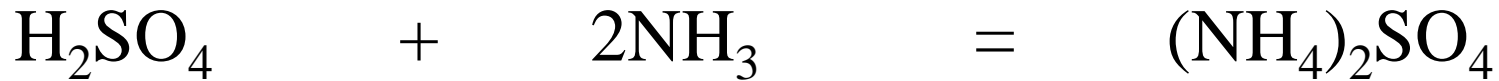
a) Reazione tra un *acido* (ossoacido o idracido) e un *idrossido*



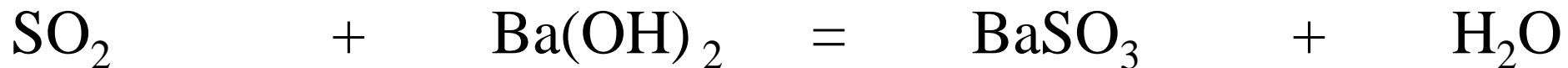
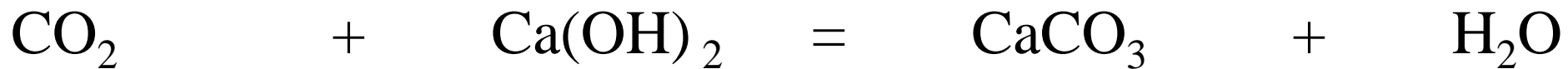
b) Reazione di salificazione tra un *acido* e un *ossido basico*:



c) Reazione di salificazione tra un *acido* e *basi protoniche*:



d) Reazione di salificazione tra *ossido acido* e *idrossido*:



e) Reazione di salificazione tra un *ossido acido* e un *ossido basico*:



Scambio



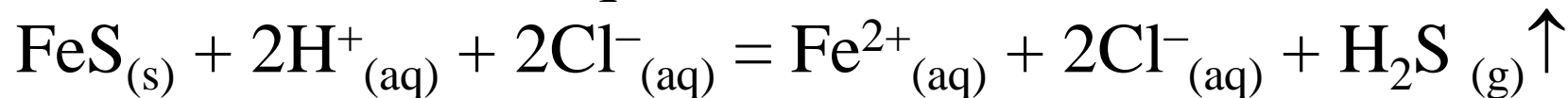
Reazioni di Scambio

a) *Sale1 + Acido1 = Sale2 + Acido2*

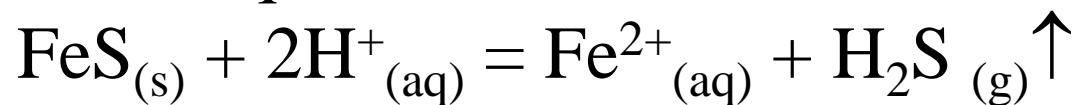
Equazione molecolare



Equazione ionica



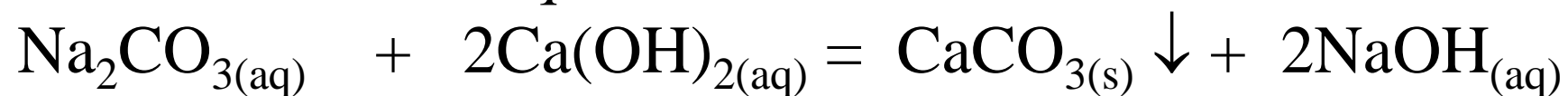
Equazione ionica netta



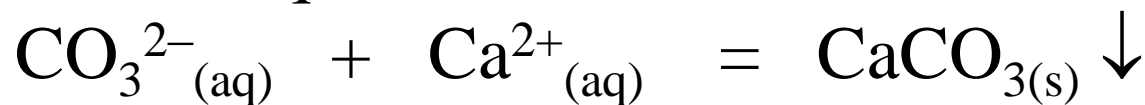
Reazioni di Scambio



Equazione molecolare

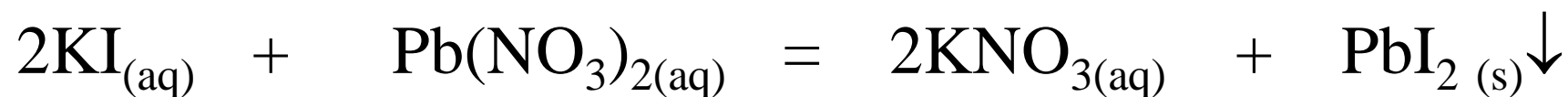


Equazione ionica netta

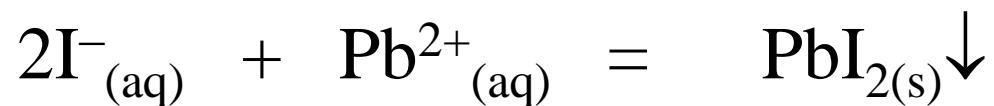


Reazioni di Scambio

c) *Sale1 + Sale2 = Sale3 + Sale4*



Equazione ionica netta



Reazioni di *Ossido-Riduzione* o *redox*

In origine si definivano due processi diversi per

Ossidazione → la combinazione chimica di un elemento con l'ossigeno

Riduzione → la sottrazione di ossigeno da un ossido

Oggi si considerano una classe più ampia in cui

L'elemento che:

- perde elettroni → si **ossida** (agente riducente)
- acquista elettroni → si **riduce** (agente ossidante)



Gli **Agenti Ossidanti** hanno una spiccata tendenza ad **appropriarsi di elettroni**:
Sono composti che hanno almeno **un elemento con *n.o.* vicino al MAX**

Semireazioni di riduzione		
MnO ₄ ⁻ ione permanganato	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	ambiente acido
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	ambiente neutro o debolmente alcalino
	$\text{MnO}_4^- + \text{e}^- = \text{MnO}_4^{2-}$ ione manganato	ambiente fortemente alcalino
Cr ₂ O ₇ ²⁻ ione dicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ ione Cr(III)	ambiente acido
HNO ₃ acido nitrico	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	} in presenza di metalli come Cu, Ag ecc.
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	
	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e}^- = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	in presenza di metalli come Al, Zn ecc.
H ₂ O ₂ perossido di idrogeno	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{OH}^-$	ambiente alcalino
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	ambiente acido
ClO ₃ ⁻ ione clorato	$\text{ClO}_3^- + 6\text{e}^- + 6\text{H}^+ = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	ambiente acido
ClO ⁻ ione ipoclorito	$\text{ClO}^- + 2\text{e}^- + 2\text{H}^+ = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	ambiente acido
	$\text{ClO}^- + 2\text{e}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	ambiente alcalino
H ₂ SO ₄ acido solforico	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	se concentrato

Tabella 4.3 Agenti ossidanti più comuni.

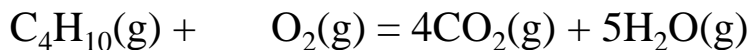
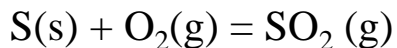
Gli **Agenti Riducenti** hanno una spiccata tendenza a ***cedere elettroni***:
Sono composti che hanno almeno **un elemento con *n.o.* vicino al MIN**

Semireazioni di ossidazione		
H ₂ S solfuro di idrogeno	$H_2S = S + 2H^+ + 2e^-$	ambiente acido
	$H_2S + 4H_2O = SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e^-$	ambiente acido
SO ₂ diossido di zolfo	$SO_2 + 2H_2O = SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^-$	ambiente acido
SO ₃ ²⁻ ione solfito	$SO_3^{2-} + H_2O = SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e^-$	ambiente acido
metalli tipo Al, Zn ecc.	$Zn = Zn^{2+} + 2e^-$ $Al = Al^{3+} + 3e^-$	
Sn ²⁺ ione stannoso	$Sn^{2+} = Sn^{4+} + 2e^-$	
Fe ²⁺ ione ferroso	$Fe^{2+} = Fe^{3+} + e^-$	
H ₂ O ₂ perossido di idrogeno	$H_2O_2 + 2OH^- = 2H_2O + O_2 + 2e^-$ $H_2O_2 = O_2 + 2H^+ + 2e^-$	ambiente alcalino ambiente acido
I ⁻ ione ioduro	$2I^- = I_2 + 2e^-$	
NO ₂ ⁻ ione nitrito	$NO_2^- + H_2O = NO_3^- + 2H^+ + 2e^-$	ambiente acido

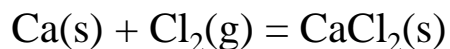
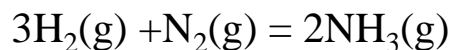
Tabella 4.4 Agenti riducenti più comuni.

Tipi di reazioni Red-Ox

reazione di combustione



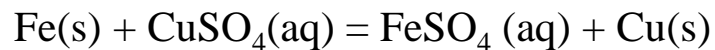
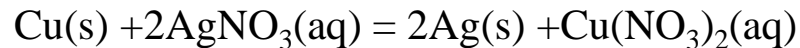
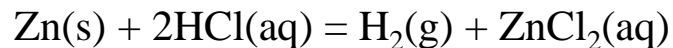
reazione di sintesi



reazione di decomposizione



reazione di spostamento



Bilanciamento delle reazioni redox

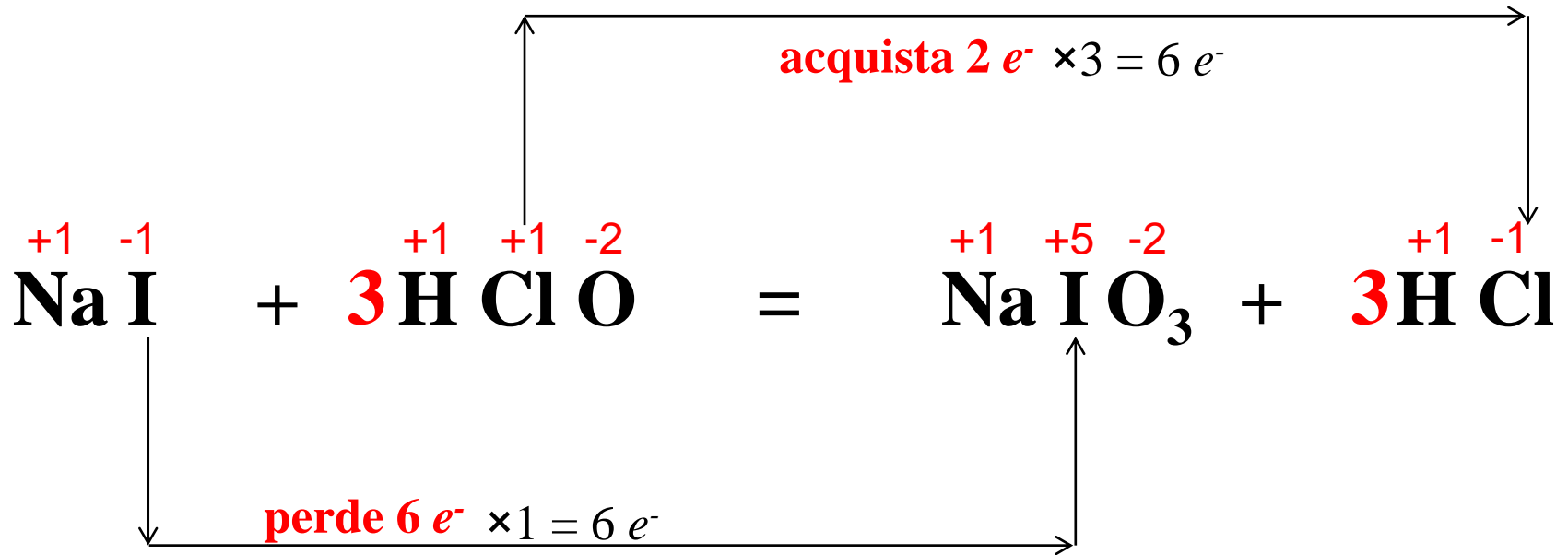
Nelle reazioni *redox*, il numero totale di *elettroni acquistati* deve essere uguale al numero di *elettroni ceduti*.

Procedimento – metodo diretto

- i) Scrivere le formule corrette per tutti i reagenti e i prodotti;
- ii) Assegnare agli atomi presenti nell'equazione i numeri di ossidazione;
- iii) Identificare gli atomi che cambiano numero di ossidazione;
- iv) Rendere uguali da ambedue le parti dell'equazione il numero degli atomi che cambiano numeri di ossidazione inserendo dei coefficienti temporanei;
- v) Calcolare la variazione totale del numero di elettroni sia per l'ossidazione sia per la riduzione;
- vi) Fare in modo che gli elettroni ceduti siano uguali a quelli acquistati, moltiplicando per appropriati fattori;
- vii) Bilanciare il rimanente per confronto.

Bilanciamento delle reazioni redox

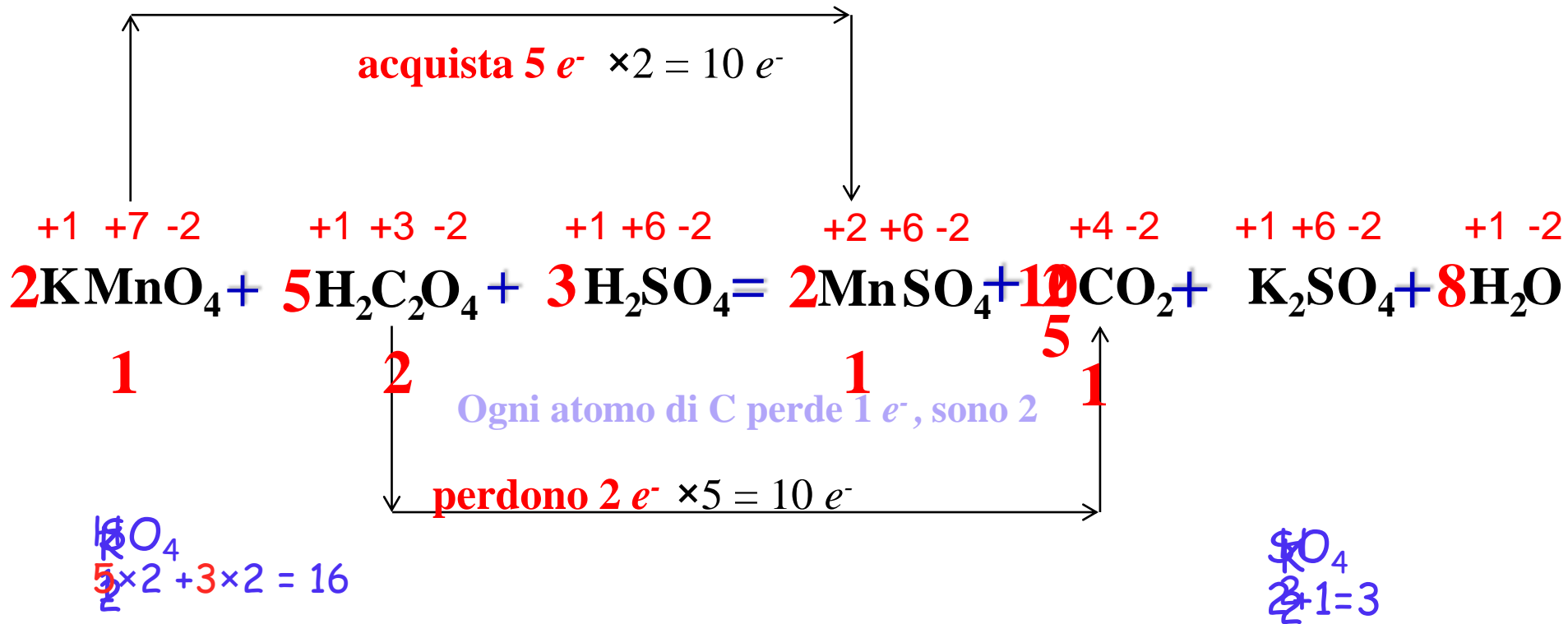
Ioduro di sodio con *acido ipocloroso* formano *iodato di sodio* ed *acido cloridrico*



vii) Bilanciamento finale: si bilancia per completezza tutti i reagenti e i prodotti, si semplifica moltiplicando per il minimo comune denominatore, inserendo dei coefficienti temporanei;

Bilanciamento delle reazioni redox

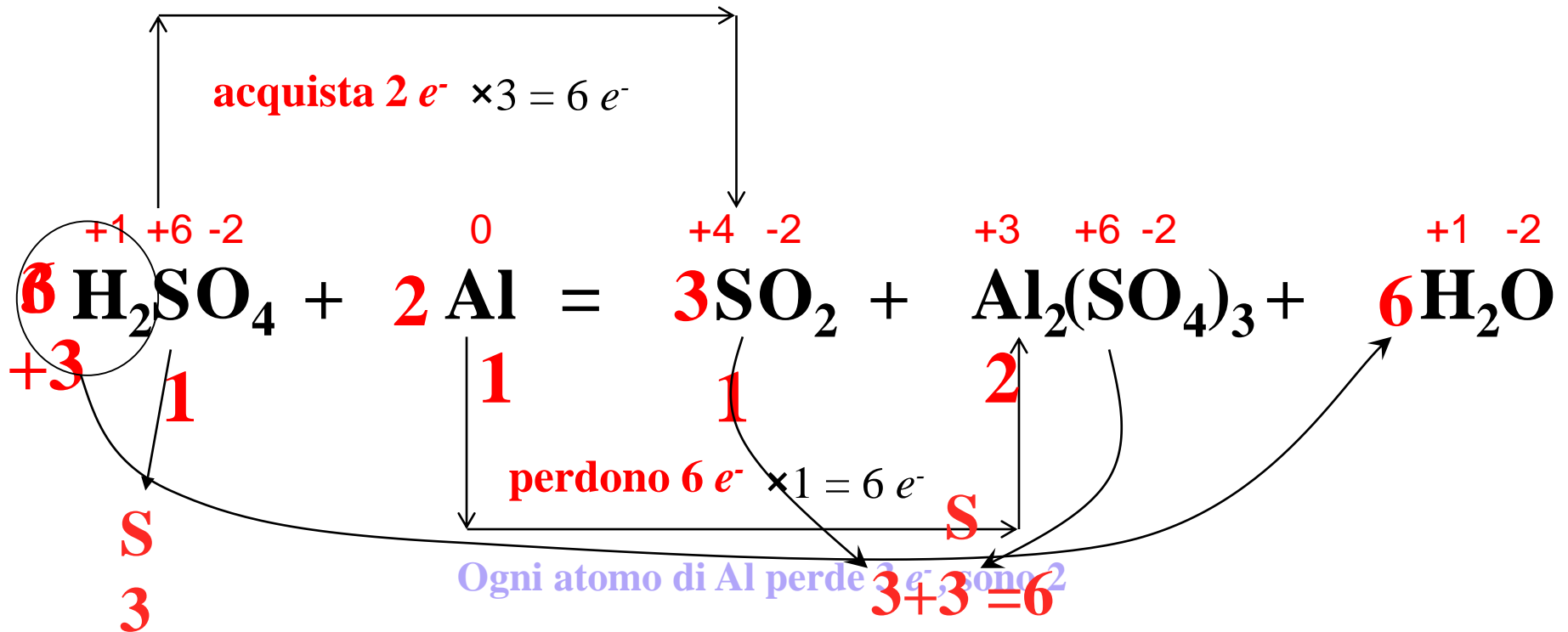
Permanganato di potassio con *acido ossalico* e *acido solforico* formano *solfato di manganese*, *biossido di carbonio*, *solfato di potassio* ed *acqua*



vii) Bilancia i reagenti e i prodotti per complete i coefficienti nei reagenti e i prodotti; gli atomi che si bilanciano per ultimi si bilanciano per primi, inserendo dei coefficienti temporanei;

Bilanciamento delle reazioni redox

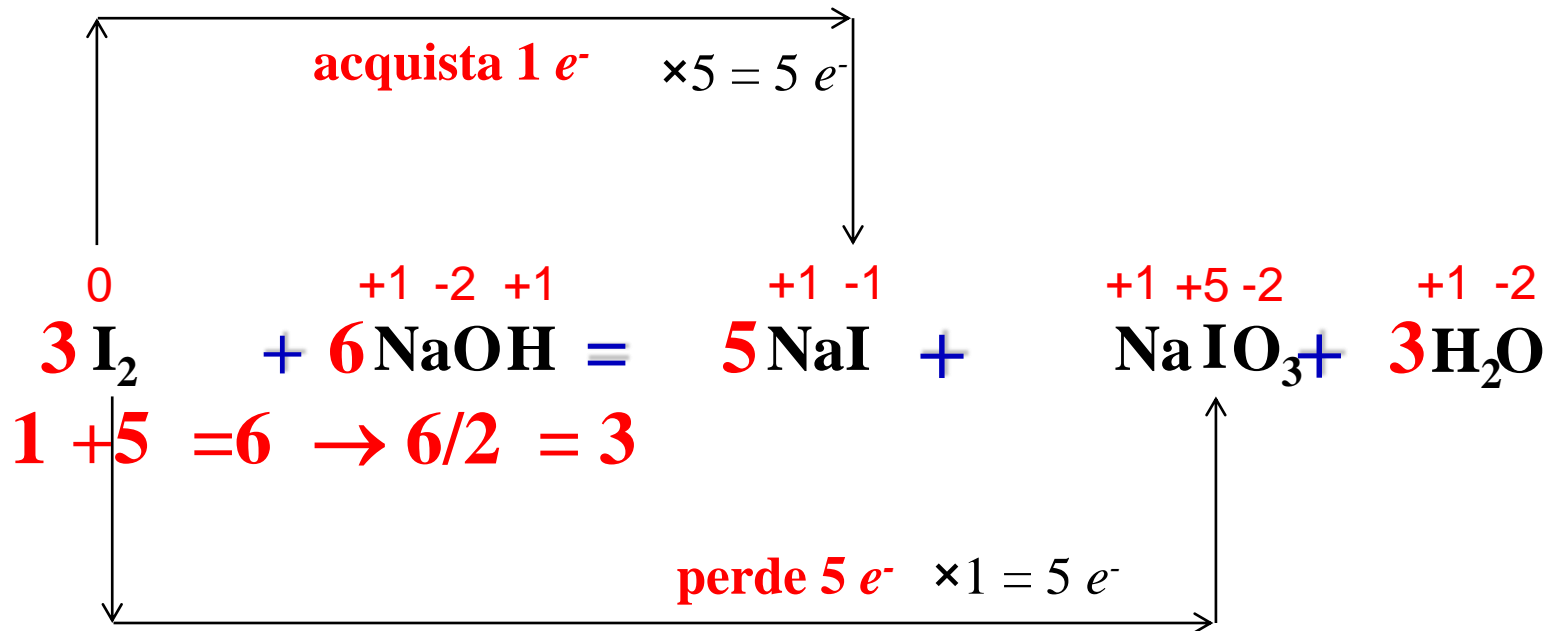
Acido solforico con alluminio formano biossido di zolfo, solfato di alluminio ed acqua



vii) Si bilancia il rimanente per completezza, in genere i prodotti, gli atomi che si bilanciano per appropria scelta, inserendo dei coefficienti temporanei;

Bilanciamento delle reazioni redox

Iodio con *idrossido di sodio* formano *ioduro di sodio*, *iodato di sodio* ed *acqua*



Questa è una reazione di *dismutazione* o *disproporzionamento*:
 la **stessa specie chimica** agisce sia da ossidante sia da riducente

viii) Bilanciamento riducente per confronto tra il numero di elettroni ceduti e quelli acquistati, con l'ossidazione si applica il numero di elettroni ceduti, con la riduzione si applica il numero di elettroni acquistati, moltiplicando per i coefficienti temporanei:

Bilanciamento delle reazioni redox

Procedimento ione-elettrone



neutra → quantità di ioni H^+ uguale OH^-

Acida → eccesso di ioni H^+

basica → eccesso di ioni OH^-

Soluzione acida

i) Dividere l'equazione in semireazioni;

ii) Bilanciare gli atomi diversi da H e O;

iii) Bilanciare O aggiungendo H_2O ;

iv) Bilanciare H aggiungendo H^+ ;

v) Bilanciare la carica aggiungendo e^- ;

vi) Eguagliare e^- acquistati e ceduti, quindi sommare le semireazioni;

vii) Cancellare qualsiasi cosa risulti uguale da entrambe le parti.

Bilanciamento delle reazioni redox

Procedimento ione-elettrone

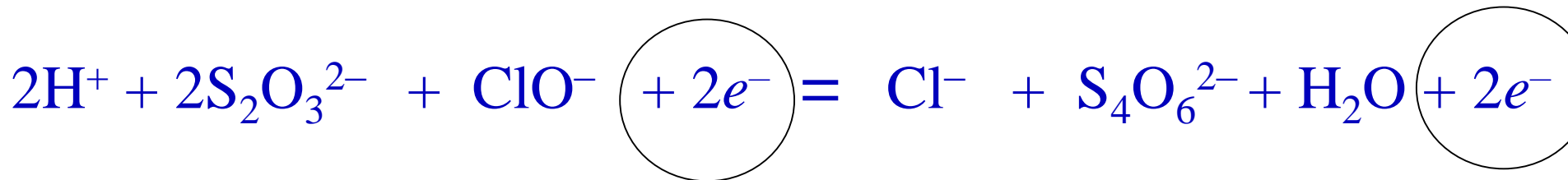
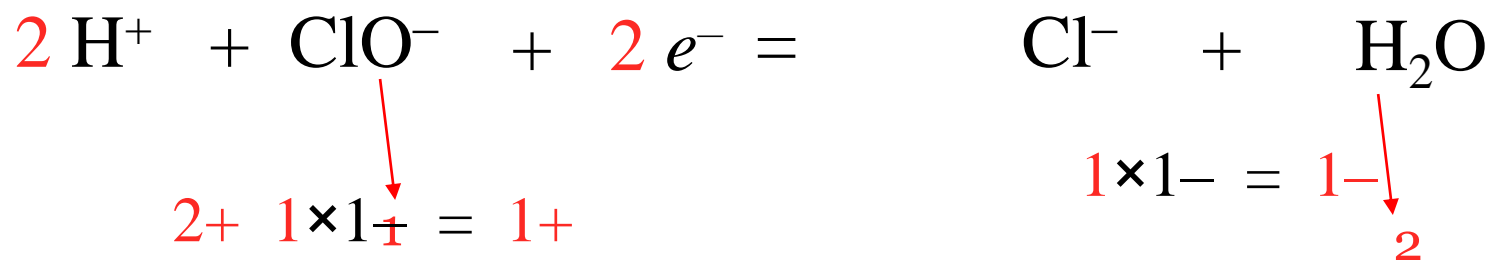
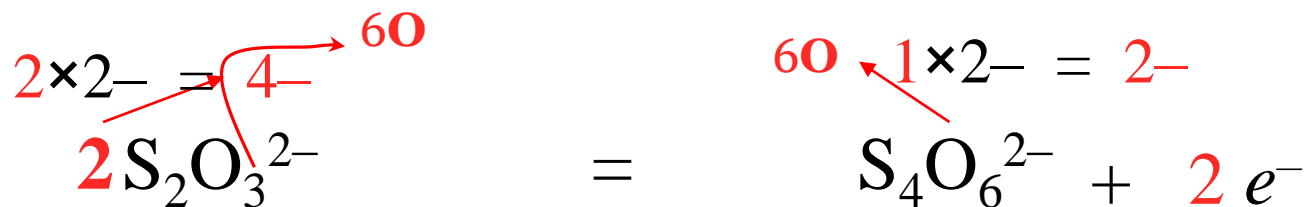
Soluzione basica

basica → eccesso di ioni OH^-

Si applicano gli stadi da i) a vii) nel caso di una soluzione acida, quindi si continua con i seguenti tre stadi;

- viii) Aggiungere da entrambe le parti un numero di OH^- uguale a quello degli H^+ ;
- ix) Trasformare OH^- e H^+ in H_2O ;
- x) Eliminare H_2O per quanto possibile;

Bilanciare la seguente equazione tenendo conto che la reazione avviene in soluzione acida



vii) **Eliminare** qualsiasi cosa si è trovata uguale da entrambe le parti.
semireazioni;

Gli **Agenti Ossidanti** hanno una spiccata tendenza ad **appropriarsi di elettroni**:
Sono composti che hanno almeno **un elemento con *n.o.* vicino al MAX**

Semireazioni di riduzione		
MnO ₄ ⁻ ione permanganato	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$	ambiente acido
	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- = MnO_2 + 4OH^-$	ambiente neutro o debolmente alcalino
	$MnO_4^- + e^- = MnO_4^{2-}$ ione manganato	ambiente fortemente alcalino
Cr ₂ O ₇ ²⁻ ione dicromato	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- = 2Cr^{3+} + 7H_2O$ ione Cr(III)	ambiente acido
HNO ₃ acido nitrico	$NO_3^- + 2H^+ + e^- = NO_2 + H_2O$	} in presenza di metalli come Cu, Ag ecc.
	$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- = NO + 2H_2O$	
	$NO_3^- + 10H^+ + 8e^- = NH_4^+ + 3H_2O$	in presenza di metalli come Al, Zn ecc.
H ₂ O ₂ perossido di idrogeno	$H_2O_2 + 2e^- = 2OH^-$	ambiente alcalino
	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- = 2H_2O$	ambiente acido
ClO ₃ ⁻ ione clorato	$ClO_3^- + 6e^- + 6H^+ = Cl^- + 3H_2O$	ambiente acido
ClO ⁻ ione ipoclorito	$ClO^- + 2e^- + 2H^+ = Cl^- + H_2O$	ambiente acido
	$ClO^- + 2e^- + H_2O = Cl^- + 2OH^-$	ambiente alcalino
H ₂ SO ₄ acido solforico	$H_2SO_4 + 2H^+ + 2e^- = SO_2 + 2H_2O$	se concentrato

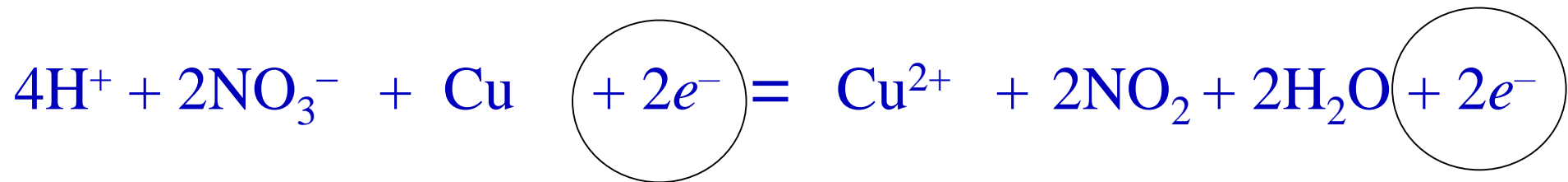
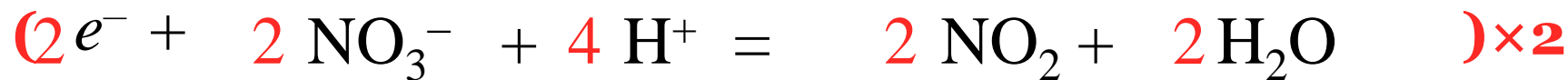
Tabella 4.3 Agenti ossidanti più comuni.

Gli **Agenti Riducenti** hanno una spiccata tendenza a ***cedere elettroni***:
Sono composti che hanno almeno **un elemento con *n.o.* vicino al MIN**

Semireazioni di ossidazione		
H ₂ S solfuro di idrogeno	$H_2S = S + 2H^+ + 2e^-$	ambiente acido
	$H_2S + 4H_2O = SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e^-$	ambiente acido
SO ₂ diossido di zolfo	$SO_2 + 2H_2O = SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^-$	ambiente acido
SO ₃ ²⁻ ione solfito	$SO_3^{2-} + H_2O = SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e^-$	ambiente acido
metalli tipo Al, Zn ecc.	$Zn = Zn^{2+} + 2e^-$ $Al = Al^{3+} + 3e^-$	
Sn ²⁺ ione stannoso	$Sn^{2+} = Sn^{4+} + 2e^-$	
Fe ²⁺ ione ferroso	$Fe^{2+} = Fe^{3+} + e^-$	
H ₂ O ₂ perossido di idrogeno	$H_2O_2 + 2OH^- = 2H_2O + O_2 + 2e^-$ $H_2O_2 = O_2 + 2H^+ + 2e^-$	ambiente alcalino ambiente acido
I ⁻ ione ioduro	$2I^- = I_2 + 2e^-$	
NO ₂ ⁻ ione nitrito	$NO_2^- + H_2O = NO_3^- + 2H^+ + 2e^-$	ambiente acido

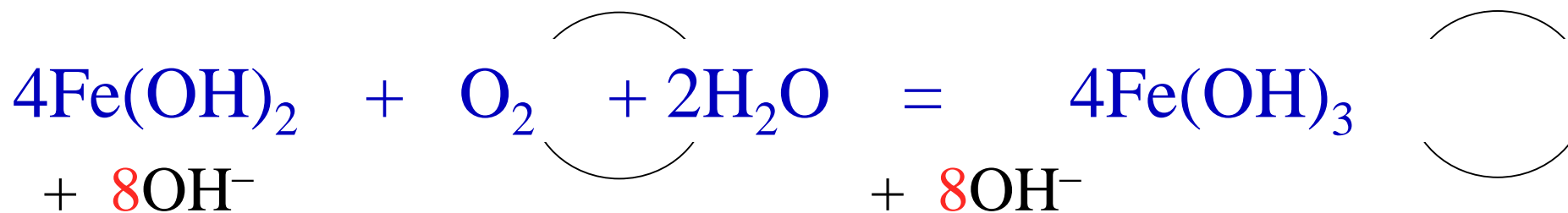
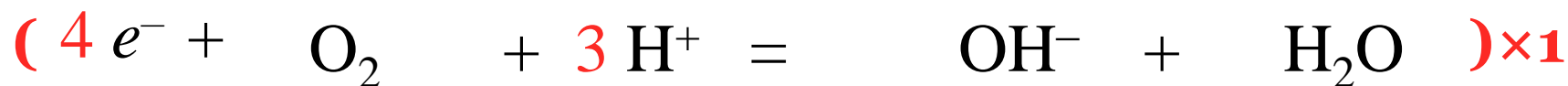
Tabella 4.4 Agenti riducenti più comuni.

Bilanciare la seguente equazione tenendo conto che la reazione avviene in soluzione acida



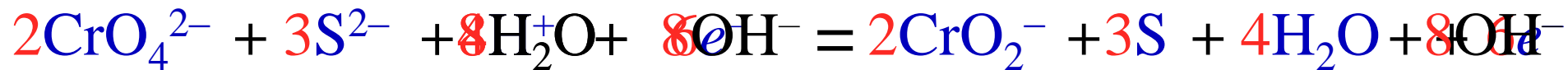
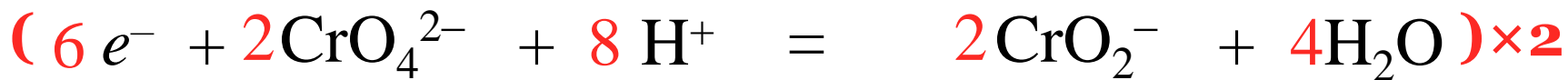
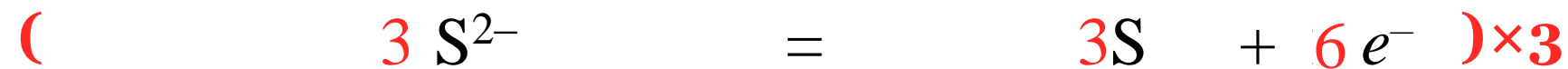
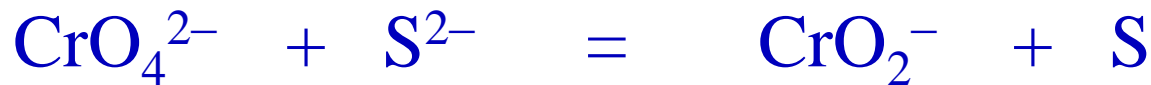
vii) **Eliminare qualsiasi cosa risultata uguale da entrambe le parti. Cancellare le semireazioni;**

Bilanciare la seguente equazione tenendo conto che la reazione avviene in soluzione basica



ix) Bilanciare la seguente equazione tenendo conto che la reazione avviene in soluzione basica. In che numero di OH^- la uguale. senza l'aggiunta degli H^+ ;

Bilanciare la seguente equazione tenendo conto che la reazione avviene in soluzione basica



ix) Bilanciare la seguente equazione in ambiente acido. In che numero di OH^- la uguale. senza l'aggiunta degli H^+ ;