

Chimica Nino

V. Favitta & S. Arena

1 agosto 2022

Indice

1	Composizione materia e reazioni chimiche	4
1.1	Prime nozioni base	4
1.2	Nomenclatura	6
1.2.1	Primo gruppo	7
1.2.2	Secondo gruppo	7
1.2.3	Terzo gruppo	7
1.2.4	Quarto gruppo	8
1.2.5	Quinto gruppo	9
1.2.6	Elementi di transizione	10
1.3	Differenza tra acido e base	12
1.4	Base (o dovrei dire idrossido perché si)	12
1.4.1	Primo gruppo	12
1.4.2	Secondo gruppo	12
1.4.3	Terzo gruppo	12
1.5	Ossido acido (o dovrei dire anidride)	13
1.5.1	Boro	13
1.5.2	Carbonio	13
1.5.3	Azoto	13
1.5.4	Sesto gruppo	14
1.5.5	Anidridi avide d'acqua	15
1.5.6	Acidi ottenuti per condensazione	15
1.6	Idracidi (no ossigeno)	15
1.7	Reazioni di salificazione	16
1.7.1	Basi e idracidi	16
1.7.2	Basi e ossiacidi	17
1.7.3	Sali insolubili in acqua	21
1.7.4	Sali acidi	22
1.7.5	Sali basici	23
1.7.6	Sali falsi acidi (l'ho inventato io sto nome)	23
1.7.7	Altri modi per ottenere sali	25
1.8	Reazioni varie	25
1.8.1	Reazioni di precipitazione	25
1.8.2	Reazioni di sintesi	26
1.8.3	Reazioni di decomposizione	26
1.9	Ossidoriduzioni	26
1.9.1	Definizioni preliminari	26
1.9.2	Come calcolare il numero di ossidazione?	28

1.9.3	Bilanciamento redox	29
-------	-------------------------------	----

Capitolo 1

Composizione materia e reazioni chimiche

1.1 Prime nozioni base

La tavola periodica fu iniziata da Mendeleev, il quale raggruppò gli elementi aventi relazioni simili. Oggi sappiamo che essa è ordinata per numero atomico crescente. È formata da linee verticali dette gruppi e linee orizzontali dette periodi.

Elemento: è una sostanza costituita da un solo tipo di atomi.

Atomo: la più piccola parte dell'elemento che conserva tutte le caratteristiche chimiche dell'elemento stesso.

Composto: Sostanza formata da due o più atomi legati chimicamente.

$A + B \longrightarrow AB$ composto

$A + A \longrightarrow A_2$ forma molecolare di A

L'equazione chimica rappresenta le trasformazioni che le sostanze subiscono. A sinistra si pongono i reagenti, a destra i prodotti. La freccia indica il verso della trasformazione. Lo stesso elemento può presentare una forma microscopica diversa. La grafite è formata da strati di atomi di carbonio che si collegano ad altri tre, formando un foglio di anelli esagonali. Il diamante è formato da anelli esagonali di carbonio non disposti su un piano. Esse sono due forme allotropiche del carbonio.



Tre sono le leggi fondamentali che regolano l'andamento delle reazioni chimiche:

1. **Legge della conservazione della massa:** durante le reazioni chimiche la quantità di massa è invariabile.

2. **Legge dell'invariabilità delle sostanze elementari:** non si può trasformare un elemento in un altro $A \longrightarrow B$ MAI.

3. **Legge delle proporzioni definite:** ogni composto ha una composizione costante, cioè contiene sempre gli stessi elementi secondo rapporti definiti e costanti, caratteristici del composto.

Numero atomico (Z): numero di protoni di un atomo.

Numero di massa (A): somma dei numeri di protoni e neutroni di un atomo.

Isotopi: atomi con lo stesso numero atomico ma diverso numero di massa (stesso numero di protoni ma diverso numero di neutroni).

La **massa atomica** M (\neq dal numero di massa A) è la massa di un dato atomo. La massa atomica assoluta viene espressa in chilogrammi: l'ordine di grandezza dei valori è $10^{-25} - 10^{-27} kg$. Per ovviare alla scomodità di avere nei calcoli numeri così piccoli, si è convenuto di esprimere la massa atomica in rapporto alla massa atomica assoluta di $1/12$ dell'atomo ^{12}C , il cui valore è adottato nel SI quale unità di massa atomica (**uma**): sperimentalmente equivale a $1.66053886 \cdot 10^{-27} kg$. (Quindi 1 uma \sim massa di un protone \sim massa di un neutrone) La **massa atomica relativa** (o **peso atomico** (mortacci vostra e di chi non ve lo dice)) vale:

$$m_{rel} = \frac{m_{ass}}{1u} = \frac{m_{ass}}{1.66053886 \cdot 10^{-27} kg}$$

La massa atomica relativa (adimensionale) è legata al numero di nucleoni presenti nell'atomo.

Il numero di atomi presenti in 12 grammi esatti di ^{12}C è pari a $6.02214076 \cdot 10^{23}$ (costante di Avogadro [mol^{-1}]).

Protoni e neutroni hanno massa leggermente diversa (differenza 2 per mille). La massa assoluta degli atomi è leggermente inferiore alla somma delle masse delle particelle che li compongono perché parte della massa delle particelle che costituiscono il nucleo è stata trasformata in energia di legame dei nucleoni (difetto di massa). La massa degli elettroni incide poco perché è pari a $1/1836$ quella del protone.

La massa assoluta si può calcolare solo effettuando una misura, ad esempio con lo **spettrometro di massa**. Il campione vaporizzato da analizzare è introdotto nella camera di ionizzazione in cui gli elettroni strappano elettroni dagli atomi del campione che poi vengono accelerati da ddp ed infine un campo magnetico li fa curvare con raggio di curvatura proporzionale a massa/carica.

Analogamente si definisce anche la **massa molecolare relativa** (o **peso molecolare**). Per esempio, se avessimo un composto di formula A_2BC_3A , il suo peso molecolare sarebbe dato da:

$$p.m. = 2 \cdot p.a.(A) + p.a.(B) + 3 \cdot p.a.(C)$$

Anche piccolissime quantità di sostanze contengono un gran numero di atomi. Sono state concepite delle unità per esprimere numeri di tali ordini di grandezza e per avere quantità con le quali poter lavorare agevolmente in laboratorio.

Grammo atomo = massa in grammi eguale al peso atomico (o massa atomica relativa)

Grammo molecola = massa in grammi eguale al peso molecolare (massa molecolare relativa)

Grammo atomo o Grammo molecola = mole (\leftarrow sono inutili)

Riassunto: Una mole di qualcosa contiene un numero di grammi pari alla massa atomica/molecolare relativa di quel qualcosa (molecola, atomo, ione). Una mole di ossigeno

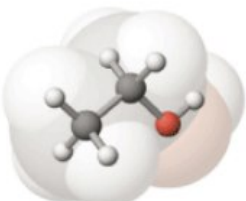
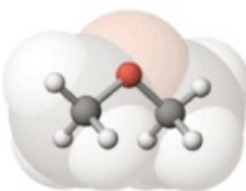
pesa 16 grammi (l'ossigeno ha massa atomica relativa = 16). Ah e alla fine grammo atomo e grammo molecola non servono a niente visto che si usano le mole oggi.

Una mole di oggetti contiene un numero di oggetti uguale a quello degli atomi di carbonio presenti in 12 g esatti di ^{12}C . = n. di Avogadro.

Il numero di moli di un composto/elemento vale

$$n = \frac{\text{grammi di composto/elemento}}{\text{massa atomica/molecolare relativa}}$$

Le formule chimiche ci dicono quali elementi sono presenti nei composti e quale è il rapporto tra essi. Ma non ci dice come sono disposti nello spazio, per quello esistono le formule di struttura che mostrano i legami.

NOME	FORMULA MOLECOLARE	FORMULA ESTESA	FORMULA DI STRUTTURA	MODELLO MOLECOLARE
Etanolo	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	<pre> H H H — C — C — O — H H H </pre>	
Etere dimetilico	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	CH_3OCH_3	<pre> H H H — C — O — C — H H H </pre>	

1.2 Nomenclatura

Con ossigeno si intende O_2 .

ossido = composto tra un elemento ed ossigeno

ossido acido = composto tra non metallo ed ossigeno = anidride

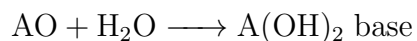
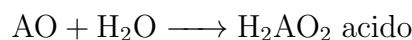
ossido basico = composto tra metallo ed ossigeno = ossido

ossido acido + acqua = acido (ossiacido)

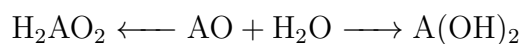
ossido basico + acqua = base (idrossido)

base + acido = sale (neutralizzazione)

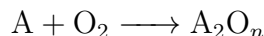
Esempi:



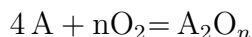
Infine c'è l'ossido anfotero che può essere base o acido:



Nelle reazioni che seguono, il ragionamento è il seguente: consideriamo un elemento A, che ha valenza n, e lo facciamo reagire con O₂. A destra della reazione, come pedice di A metteremo il 2 dell'ossigeno e come pedice di O la valenza n di A;

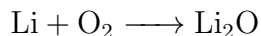


Questa reazione ci dice che n atomi di ossigeno reagiscono con 2 atomi di A. Tuttavia la reazione non è bilanciata, cioè non ci sono lo stesso numeri atomi sia a destra che a sinistra. Per bilanciare mettiamo il pedice n dell'ossigeno a destra come coefficiente dell'ossigeno a sinistra e il pedice 2 dell'elemento A a destra lo moltiplichiamo per 2 e lo mettiamo come coefficiente di A a sinistra:

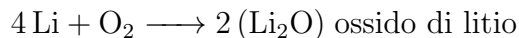


1.2.1 Primo gruppo

I metalli del primo gruppo hanno un elettrone che cedono:



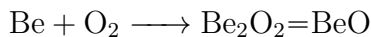
La massa non è scomparsa, l'equazione bilanciata è così:



Uguale con sodio, potassio e altri elementi del primo gruppo!

1.2.2 Secondo gruppo

Questi hanno due elettroni di valenza.

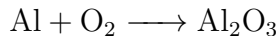


Bilanciamento:

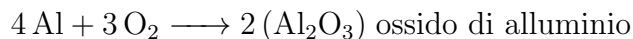


1.2.3 Terzo gruppo

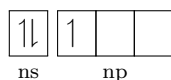
Tre elettroni di valenza.



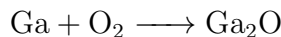
Bilanciamento:



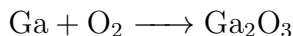
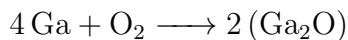
Nota Gallio, indio e tallio hanno valenza 1 o valenza 3. La loro configurazione elettronica infatti ha due elettroni nel s e uno nel p, quindi o gliene strappi uno (quello del p) o tutti e tre.



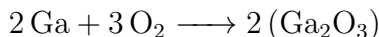
Attenzione che se è 4s o 5s ecc dipende all'elemento (per gallio è 4s/4p).



Bilancio:



Bilancio:



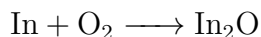
Sono entrambe possibili, la prima con gallio valenza 1 e la seconda con gallio valenza 3. Si distinguono in base all'abbondanza di ossigeno: più ce n'è, maggiore è la valenza. Cioè se c'è O_3 allora valenza più alta.

Si usano i suffissi **-oso** per valenza minore e **-ico** per valenza maggiore.

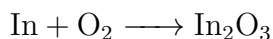
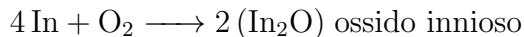
Ga_2O ossido galloso

Ga_2O_3 ossido gallico

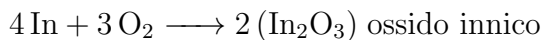
Innio



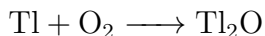
Bilancio



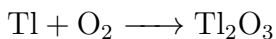
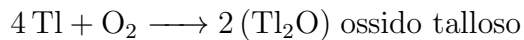
Bilancio



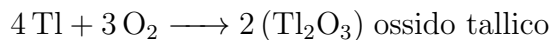
Tallio



Bilancio

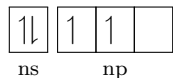


Bilancio



1.2.4 Quarto gruppo

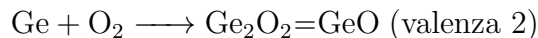
Possono avere sia valenza 2 che valenza 4.



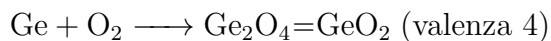
Silicio



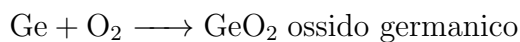
Germanio



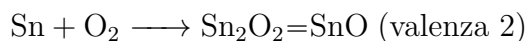
Bilancio



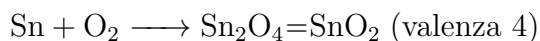
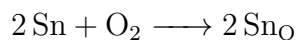
Bilancio



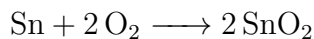
Stagno



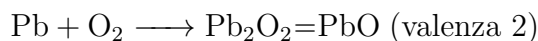
Bilancio



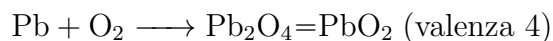
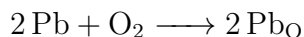
Bilancio



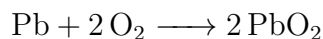
Piombo



Bilancio

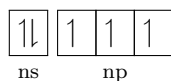


Bilancio



1.2.5 Quinto gruppo

Valenza 3 o 5 (3 elettroni spaiati nel p).

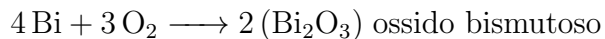


Se la valenza è 3 viene coinvolto solo il livello p, se è 5 anche quello s

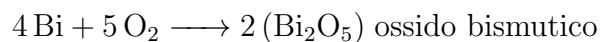
Bismuto



Bilancio



Bilancio

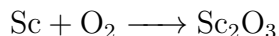


1.2.6 Elementi di transizione

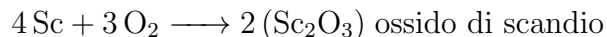
DEF Elemento di transizione

Hanno orbitali **d** parzialmente occupati. Per questo motivo lo zinco non è considerato tale.

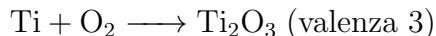
Scandio(valenza 3)



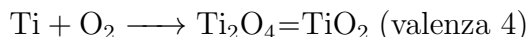
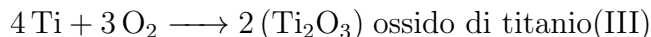
Bilancio



Titanio



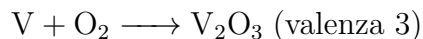
Bilancio



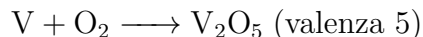
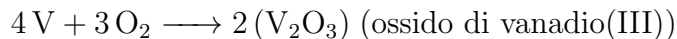
É già bilanciata



Vanadio



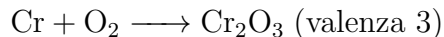
Bilancio



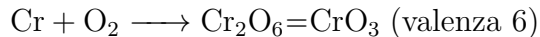
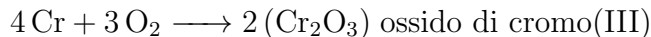
Bilancio



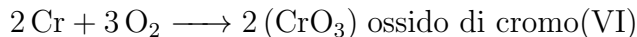
Il cromo ha molte valenze, le più importanti sono 3 e 6.



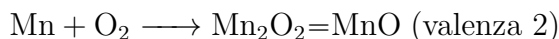
Bilancio:



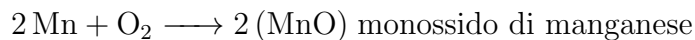
Bilancio:



Manganese:

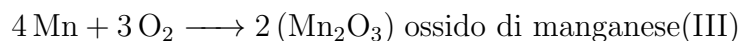


Bilancio

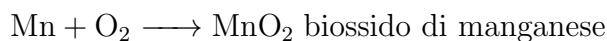




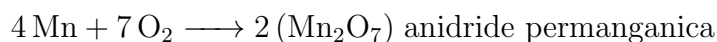
Bilancio



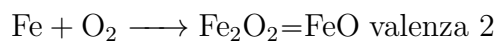
È già bilanciata



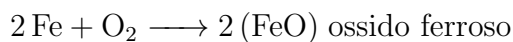
Bilancio



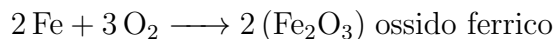
Ferro



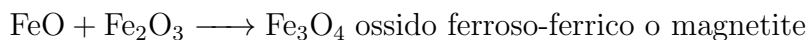
Bilancio



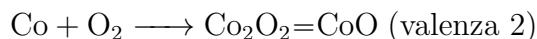
Bilancio



Esiste poi l'ossido misto di ferro Fe_3O_4 , dato dalla somma algebrica di una molecola di FeO più una di Fe_2O_3 , per cui due ferri saranno trivalenti e uno bivalente:



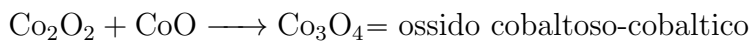
Cobalto



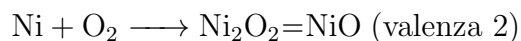
Bilancio



Bilancio



Nichel



Bilancio



Rame



Bilancio



Bilancio



1.3 Differenza tra acido e base

In generale ossido/anidride + acqua: $\text{AO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{A}(\text{OH})_2$ Nella molecola vi sono due tipi di legami: $\text{A}-\text{O}$ e $\text{O}-\text{H}$. Dipenderà dalla polarità relativa di questi due legami se trattasi di acido o di base. In acqua si romperà il legame più polare ed il composto si dissocerà in ioni diversi.

Se il legame $\text{A}-\text{O}$ è meno polare del legame $\text{O}-\text{H}$, quest'ultimo in soluzione acquosa tenderà ad rompersi più facilmente, generando un acido ($\text{AO}_2^- + 2 \text{H}^+$), ed allora la molecola va scritta come segue: H_2AO_2 .

Se il legame $\text{A}-\text{O}$ è più polare del legame $\text{O}-\text{H}$, sarà esso che in soluzione acquosa tenderà a rompersi più facilmente, generando quindi una base ($\text{A}^{++} + 2 \text{OH}^-$), conservando l'integrità del gruppo OH , ed allora il composto va scritto: $\text{A}(\text{OH})_2$.

1.4 Base (o dovrei dire idrossido perché sì)

1.4.1 Primo gruppo

Idratiamo l'ossido di litio e otteniamo idrossido di litio (non si può dire base di litio perché boh pd):



Tip: Tanti gruppi OH quando è la valenza del metallo (in questo caso uno). Bilanciamo:

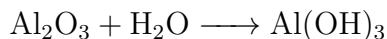


1.4.2 Secondo gruppo

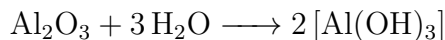


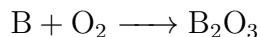
Già bilanciata.

1.4.3 Terzo gruppo

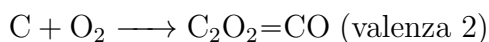


Bilanciamo:



Transizione (IIIB ecc gruppi B)**1.5 Ossido acido (o dovrei dire anidride)****1.5.1 Boro**

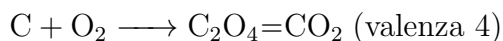
Bilancio

**1.5.2 Carbonio**

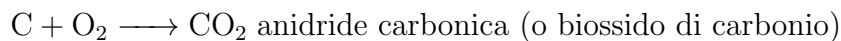
Bilancio



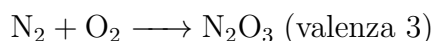
Idratiamo



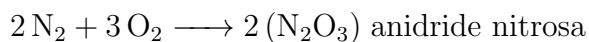
É già bilanciata



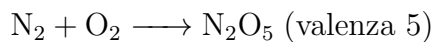
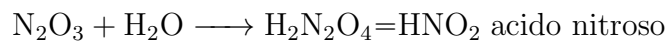
idratiamo:

**1.5.3 Azoto**In natura si trova in forma molecolare N_2 

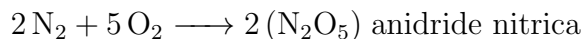
Bilancio



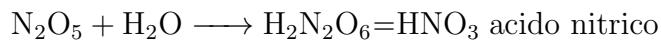
Idratiamo



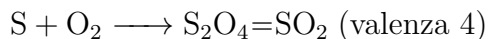
Bilancio



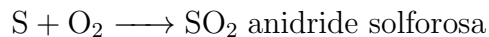
idratiamo:



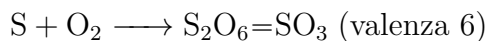
1.5.4 Sesto gruppo



È già bilanciata



Idratiamo



Bilancio

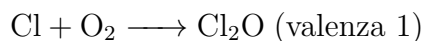


idratiamo:

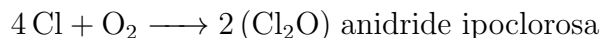


Settimo gruppo

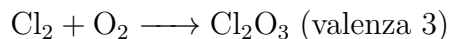
Il cloro ha valenza 1, 3, 5, 7. In natura si trova nella forma molecolare Cl_2



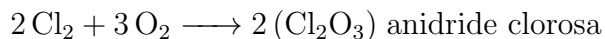
Bilancio



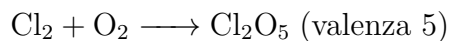
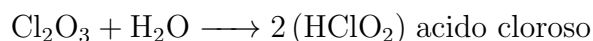
Idratiamo:



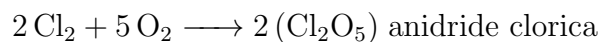
Bilancio



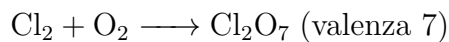
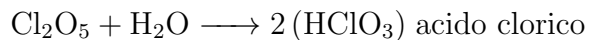
Idratiamo:



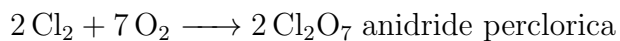
Bilancio



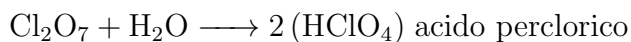
Idratiamo:



Bilancio

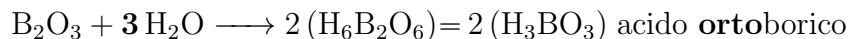


Idratiamo:

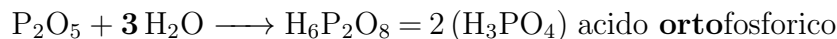
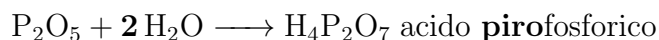
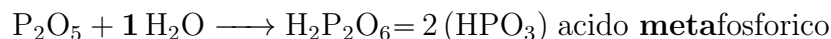
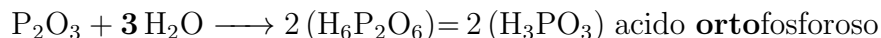


1.5.5 Anidridi avide d'acqua

Assorbono la quantità massima di molecole d'acqua, cioè 3.

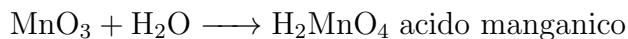
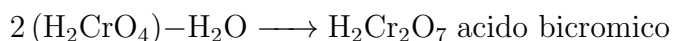
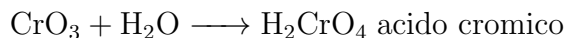


(prende tanta acqua sufficiente per un orto, cioè 3 molecole il massimo)



1.5.6 Acidi ottenuti per condensazione

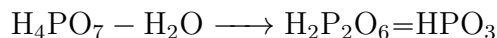
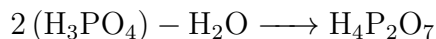
Alcuni acidi si ottengono condensando due molecole di acido, cioè sottraendo ad esse una molecola d'acqua



I due acidi di cromo hanno la stessa “valenza” (VI).

I due acidi di manganese hanno “valenza” diversa (VI e VII).

Anche gli acidi del fosforo possono essere ottenuti per condensazione:



1.6 Idracidi (no ossigeno)

Sono acidi nati da reazioni tra idrogeno ed alogeni (elementi del settimo gruppo) e niente ossigeno.

HF acido fluoridrico

HCl acido cloridrico

HBr acido bromidrico

HI acido iodidrico

H₂S acido solfidrico

(perché lo zolfo ha stato di ossidazione -2)

HCN (H—C≡N) acido cianidrico

HCNS (H—S—C≡N) acido tiocianidrico

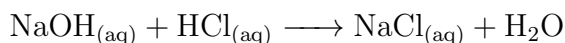
Qui gli alogeni hanno numero di ossidazione -1, -2 (negativi). I sali ottenuti dagli idracidi hanno suffisso **-uro**. Ad esempio cloruro, fluoruro ecc...

1.7 Reazioni di salificazione

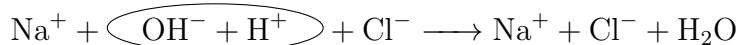
Reazione che porta alla formazione di un sale, il quale si può pensare come un acido in cui gli atomi di idrogeno sono sostituiti da metalli.

Nota tutte le reazioni considerate a seguire avvengono in acqua, cioè i composti che reagiscono sono immersi in acqua.

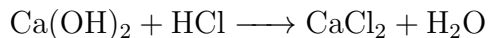
1.7.1 Basi e idracidi



idrossido di sodio + acido cloridrico \longrightarrow cloruro di sodio + acqua

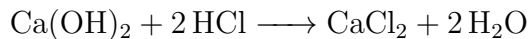


In queste reazioni, se il sale che si forma è solubile in acqua, l'unica vera reazione che avviene è quella di formazione dell'acqua, cioè H^+ e OH^- si associano.

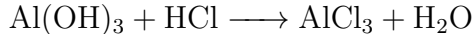


Il metallo prende il posto dell'idrogeno e ne prende il suo pedice (in questi primi esempi è 1, dopo sarà >1) e il suo stato di ossidazione diventa il pedice dell'alogeno.

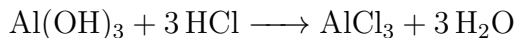
Bilancio



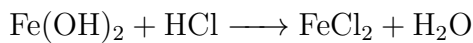
idrossido di calcio + acido cloridrico \longrightarrow cloruro di calcio + acqua



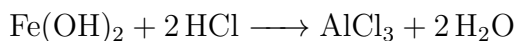
Bilancio



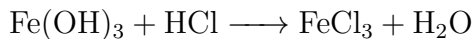
idrossido di alluminio + acido cloridrico \longrightarrow cloruro di alluminio + acqua



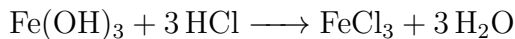
Bilancio



idrossido ferroso + acido cloridrico \longrightarrow cloruro ferroso + acqua



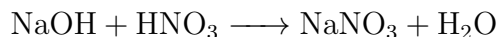
Bilancio



idrossido ferrico + acido cloridrico \longrightarrow cloruro ferrico + acqua

La regola per bilanciare è la seguente: si parte dal pedice dell'alogeno a destra e si moltiplica la molecola che a sinistra lo contiene per questo numero, analogamente si fa per il metallo. A questo punto per capire quante molecole d'acqua ci sono basta contare il numero di ioni OH^- e H^+ .

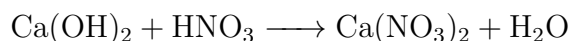
In quest'ultimo caso il cloro ha pedice 3 a destra, per cui moltiplico l' HCl che lo contiene a sinistra per 3. Se adesso contiamo gli ioni, abbiamo 3 ioni OH^- dall'idrossido e 3 ioni H^+ dall'acido, che insieme danno luogo a 3 molecole di acqua.

1.7.2 Basi e ossiacidi

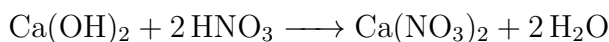
È già bilanciata

idrossido sodio + acido nitrico \longrightarrow nitrato di sodio + acqua

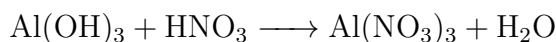
Anche qui il metallo prende il posto dell'idrogeno, e la sua valenza diventa il pedice di quello che resta dell'ossiacido. In questo caso il sodio ha valenza 1, quindi avremmo dovuto scrivere $(\text{NO}_3)_1$. Per quanto riguarda l' HNO_3 , esso è un acido monoprotico, cioè un acido avente un solo protone (uno ione H^+) da poter scambiare.



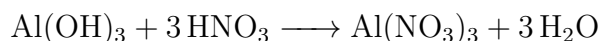
Bilancio



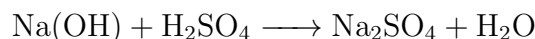
idrossido calcio + acido nitrico \longrightarrow nitrato di calcio + acqua



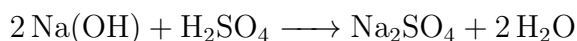
Bilancio



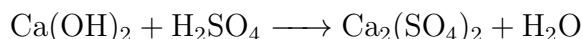
idrossido alluminio + acido nitrico \longrightarrow nitrato di alluminio + acqua



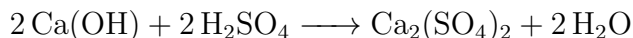
Bilancio



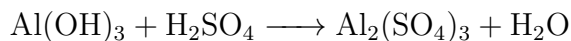
idrossido sodio + acido solforico \longrightarrow solfato di sodio + acqua



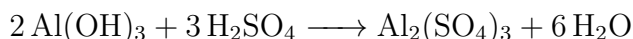
Bilancio



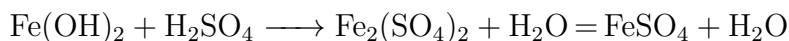
idrossido calcio + acido solforico \longrightarrow solfato di calcio + acqua



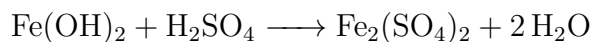
Bilancio



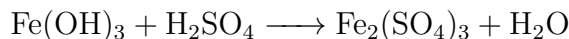
idrossido calcio + acido solforico \longrightarrow solfato di calcio + acqua



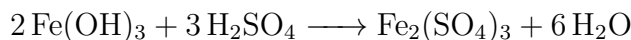
Bilancio



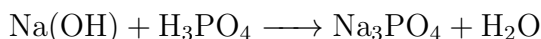
idrossido ferroso + acido solforico \longrightarrow solfato di ferro (II) o ferroso + acqua



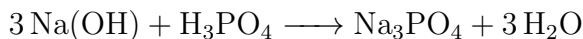
Bilancio



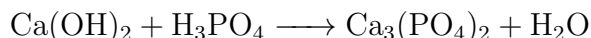
idrossido ferroso + acido solforico \longrightarrow solfato di ferro (III) o ferrico + acqua



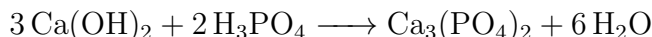
Bilancio



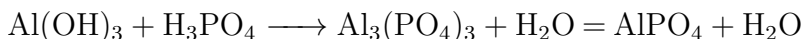
idrossido di sodio + acido ortofosforico \longrightarrow (orto)fosfato di sodio + acqua



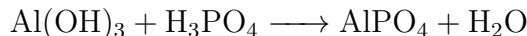
Bilancio



idrossido di calcio + acido ortofosforico \longrightarrow (orto)fosfato di calcio + acqua



È già bilanciata



idrossido di alluminio + acido ortofosforico \longrightarrow fosfato di alluminio + acqua

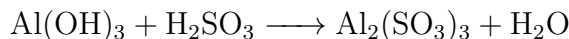
In queste reazioni bisogna stare attenti al nome dell'acido che stiamo usando, ad esempio con lo zolfo abbiamo sia acido solforoso H_2SO_3 che deriva dall'anidride solforosa SO_2 dove lo zolfo ha valenza 4, sia acido solforico H_2SO_4 che deriva dall'anidride solforica SO_3 dove lo zolfo ha valenza 6. Se in una reazione usiamo il primo, il sale che si forma si chiama solfito, se si usa il secondo il sale si chiama solfato:

ipo-...-oso diventa ipo-...-ito

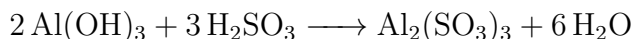
-oso diventa -ito

-ico diventa -ato

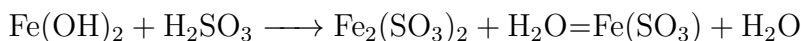
per-...-ico diventa per-...-ato



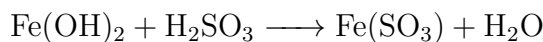
Bilancio



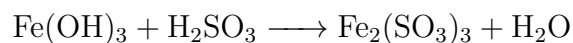
idrossido di alluminio + acido solforoso \longrightarrow solfito di alluminio + acqua



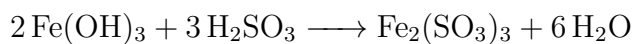
È già bilanciata



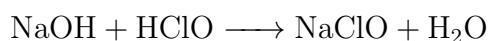
idrossido ferroso + acido solforoso \longrightarrow solfito ferroso + acqua



Bilancio

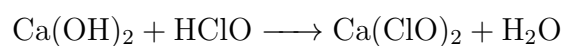


idrossido ferrico + acido solforoso \longrightarrow solfito ferrico + acqua

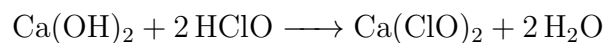


idrossido di sodio + acido ipocloroso \longrightarrow ipoclorito di sodio + acqua

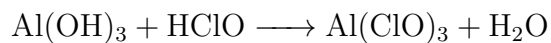
È già bilanciata.



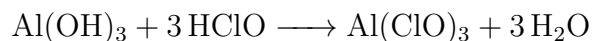
Bilancio



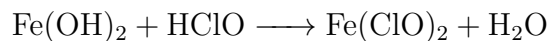
idrossido di calcio + acido ipocloroso \longrightarrow ipoclorito di calcio + acqua



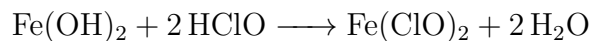
Bilancio



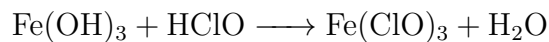
idrossido di alluminio + acido ipocloroso \longrightarrow ipoclorito di alluminio + acqua



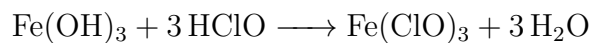
Bilancio



idrossido ferroso + acido ipocloroso \longrightarrow ipoclorito ferroso + acqua



Bilancio

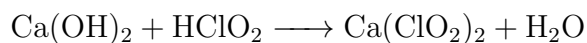


idrossido ferrico + acido ipocloroso \longrightarrow ipoclorito ferrico + acqua

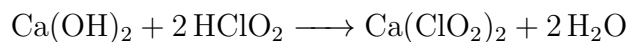


idrossido di sodio + acido cloroso \longrightarrow clorito di sodio + acqua

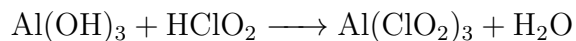
È già bilanciata.



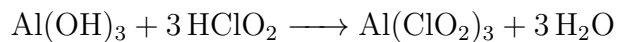
Bilancio



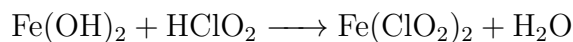
idrossido di calcio + acido cloroso \longrightarrow clorito di calcio + acqua



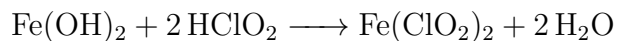
Bilancio



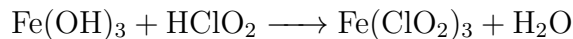
idrossido di alluminio + acido cloroso \longrightarrow clorito di alluminio + acqua



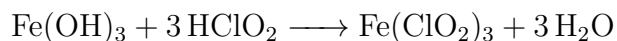
Bilancio



idrossido ferroso + acido cloroso \longrightarrow clorito ferroso + acqua



Bilancio

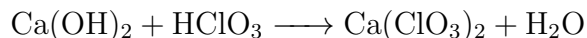


idrossido ferrico + acido cloroso \longrightarrow clorito ferrico + acqua

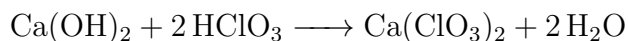


idrossido di sodio + acido clorico \longrightarrow clorato di sodio + acqua

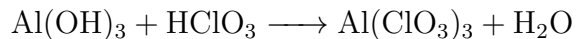
È già bilanciata.



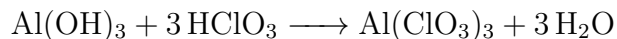
Bilancio



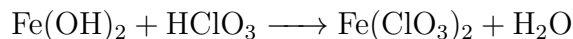
idrossido di calcio + acido clorico \longrightarrow clorato di calcio + acqua



Bilancio



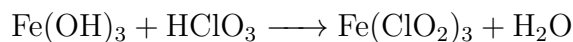
idrossido di alluminio + acido clorico \longrightarrow clorato di alluminio + acqua



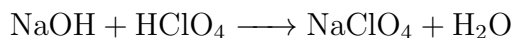
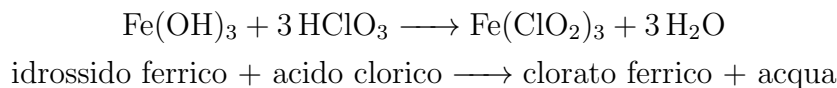
Bilancio



idrossido ferroso + acido clorico \longrightarrow clorato ferroso + acqua

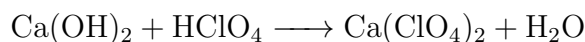


Bilancio

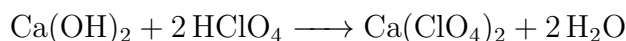


idrossido di sodio + acido perclorico \longrightarrow perclorato di sodio + acqua

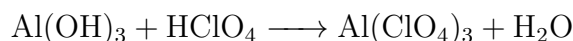
È già bilanciata.



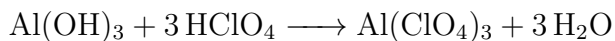
Bilancio



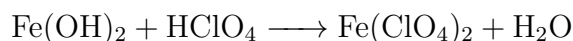
idrossido di calcio + acido perclorico \longrightarrow perclorato di calcio + acqua



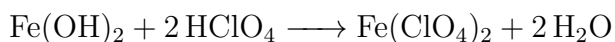
Bilancio



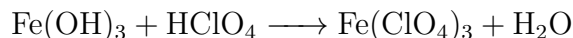
idrossido di alluminio + acido perclorico \longrightarrow perclorato di alluminio + acqua



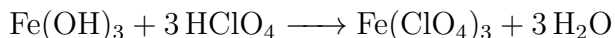
Bilancio



idrossido ferroso + acido perclorico \longrightarrow perclorato ferroso + acqua



Bilancio



idrossido ferrico + acido perclorico \longrightarrow perclorato ferrico + acqua

1.7.3 Sali insolubili in acqua



idrossido di bario + acido solforico \longrightarrow solfato di bario + acqua

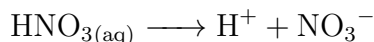
La freccia rivolta verso il basso dopo il BaSO_4 ci dice che esso "precipita", cioè in questa reazione oltre alla formazione di acqua si ha anche la formazione di un precipitato (cioè quando mescoliamo i due composti nel contenitore si forma qualcosa che va a fondo). In altre parole, a inizio reazione si avevano ioni Ba^{2+} e ioni SO_4^{2-} , i quali a fine reazione non restano dissociati ma li troviamo uniti nel sale.

Riassumendo:

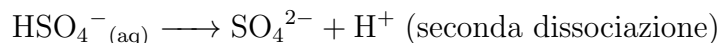
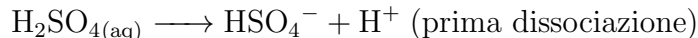
- Se il sale che si forma è insolubile in acqua si forma un sale più nuova acqua.
- Se il sale che si forma è solubile, nei fatti è come se non si fosse mai formato, perché idrossido e acido erano già solubili prima, per cui catione e anione erano già dissociati in essi e restano tali nel sale

1.7.4 Sali acidi

Gli acidi monoprotici possono dissociare solo un protone. Ad esempio l'acido nitrico, che è un acido forte (=totalmente dissociato in acqua) si dissocia in un protone e in uno ione nitrato:

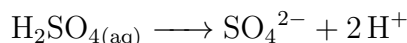


Nel caso di acidi poliprotici, la dissociazione dei protoni avviene ad uno, cioè in step diversi. Consideriamo ad esempio l'acido solforico H_2SO_4 . Avendo due protoni, la sua dissociazione avverrà in due step:

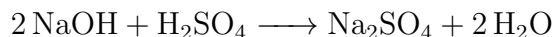


L'anione HSO_4^- è detto "solfato acido o p-solfato", mentre l'anione SO_4^{2-} si chiama solfato.

Per semplicità finora abbiamo immaginato (e continueremo a fare così in futuro) che l' H_2SO_4 si dissocia in un unico step:

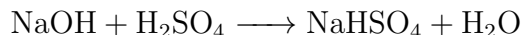


Del resto ciò avviene anche nella reazione



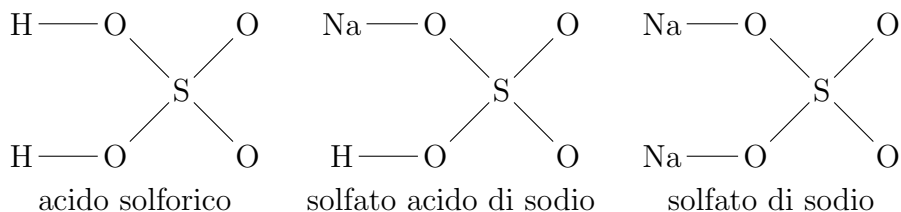
dove una molecola di acido reagisce con due molecole di idrossido, cioè si dice che il loro rapporto stechiometrico è 2:1.

Se invece avessimo imposto che una molecola di acido reagisca con solo una molecola di idrossido, cioè rapporto stechiometrico 1:1, sarebbe avvenuta una reazione incompleta che è questa:

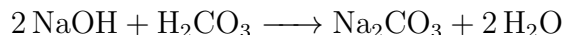


idrossido di sodio + acido solforico \longrightarrow solfato acido di sodio + acqua

Imponendo che l' NaOH sia stechiometricamente uguale all' H_2SO_4 si riesce a neutralizzare/salificare solo uno dei due protoni dell'acido. Ciò avviene perché quest'ultimo si dissocia in due step diversi, per cui gli ioni OH^- della base neutralizzeranno solo la metà degli ioni H^+ dell'acido, mentre l'altra metà resterà invariata.

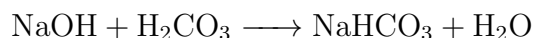


Bilancio

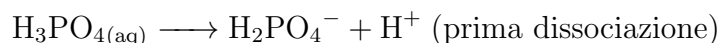


idrossido di sodio + acido carbonico \longrightarrow carbonato di sodio + acqua

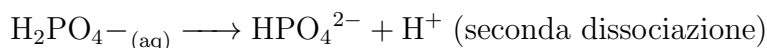
Anche in questo caso due molecole di base reagiscono con una di acido. Facciamone reagire solo una di base con una di acido:



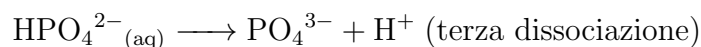
idrossido di sodio + acido carbonico \longrightarrow carbonato acido (o bicarbonato) di sodio + acqua



acido fosforico \longrightarrow ione fosfato monoacido + 1 protone

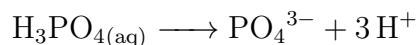


ione fosfato monoacido \longrightarrow ione fosfato biacido + 1 protone



ione fosfato biacido \longrightarrow ione fosfato + 1 protone

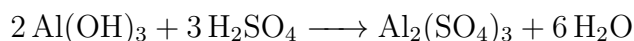
In un unico step sarebbe



acido fosforico \longrightarrow ione fosfato + 3 protoni

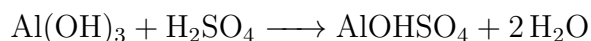
1.7.5 Sali basici

Mentre i sali acidi si formano quando non è possibile neutralizzare tutti gli ioni H^+ , quando non è possibile neutralizzare tutti gli ioni OH^- si ottengono dei sali basici



idrossido di alluminio + acido solforico \longrightarrow solfato di alluminio + acqua

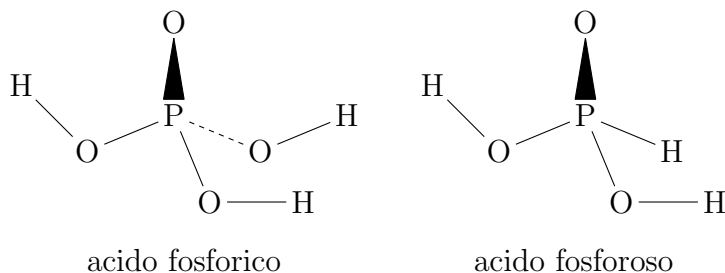
Se facciamo reagire una molecola di idrossido con una di acido, la reazione incompleta sarà:



idrossido di alluminio + acido solforico \longrightarrow solfato monobasico di alluminio + acqua

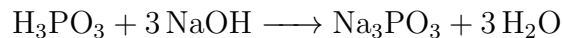
1.7.6 Sali falsi acidi (l'ho inventato io sto nome)

Osserviamo le formule di struttura degli acidi fosforico e fosforoso



Nel primo i 3 idrogeni sono legati ognuno ad un atomo di ossigeno (cioè abbiamo tre gruppi OH), mentre nel secondo un idrogeno è legato direttamente al fosforo. Questo

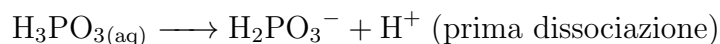
legame H–P è covalente, per cui questo idrogeno non sarà salificabile (cioè non può essere sostituito da un metallo). Infatti per essere tali, gli idrogeni devono aver formato un legame polare. Quindi è inutile far reagire ad esempio una molecola di H_3PO_3 con tre di NaOH , perché ci sono solo due gruppi OH che possono dar luogo a salificazione:



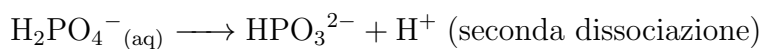
Questa reazione **NON** può esistere!

Nota: non è la presenza del gruppo OH a permettere la salificazione, ma il fatto che tra ossigeno e idrogeno ci sia un legame polare, che negli ossiacidi si presenta nei gruppi OH

Le dissociazioni dell'acido fosforoso pertanto sono

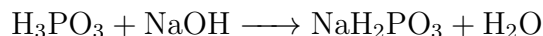


acido fosforoso \longrightarrow ione fosfito monoacido + 1 protone

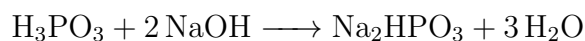


ione fosfito monoacido \longrightarrow ione fosfito + 1 protone

E le reazioni che compie sono

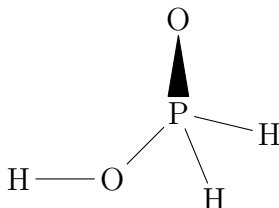


acido fosforoso + idrossido di sodio \longrightarrow fosfito monoacido di sodio + acqua

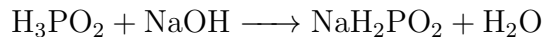


acido fosforoso + idrossido di sodio \longrightarrow fosfito di sodio + 1 protone

Passiamo infine all'acido ipofosforoso:



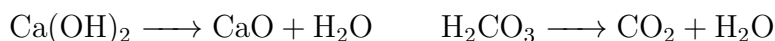
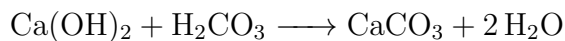
In esso c'è solo un gruppo OH, quindi solo un idrogeno sarà salificabile:



acido ipofosforoso + idrossido di sodio \longrightarrow ipofosfito di sodio + acqua

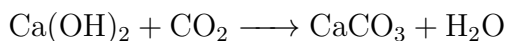
1.7.7 Altri modi per ottenere sali

Le reazioni di salificazioni osservate finora, hanno (eccetto quelle con gli idracidi) come reagenti un idrossido e un ossiacido, i quali si ottengono sommando, rispettivamente, un ossido con l'acqua e un'anidride con l'acqua:



È tuttavia possibile usare come reagenti un ossido al posto dell'idrossido o un'anidride al posto dell'acido. Quello che cambierà sarà che nei prodotti ci sarà una quantità minore di acqua.

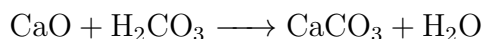
- **idrossido + anidride** \longrightarrow **sale + acqua**



idrossido di calcio + anidride carbonica \longrightarrow carbonato di calcio + acqua

A differenza di prima, nei prodotti abbiamo una sola molecola d'acqua anziché due.

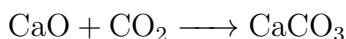
- **ossido + acido** \longrightarrow **sale + acqua**



ossido di calcio + acido carbonico \longrightarrow carbonato di calcio + acqua

Anche qui una sola molecola d'acqua nei prodotti.

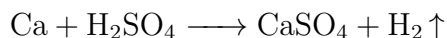
- **ossido + anidride** \longrightarrow **sale**



ossido di calcio + anidride carbonica \longrightarrow carbonato di calcio

Non essendoci acqua nei reagenti, sarà assente anche nei prodotti.

- **metallo + acido** \longrightarrow **sale + idrogeno**



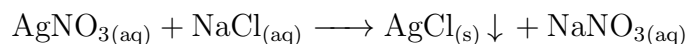
calcio + acido solforico \longrightarrow solfato di calcio + idrogeno

In questo caso al posto dell'idrossido abbiamo un metallo. Il processo è lo stesso, solo che stavolta non si forma H_2O in quanto abbiamo solo gli ioni H^+ dell'acido, bensì viene rilasciato idrogeno in forma gassosa (indicato dalla freccia \uparrow nella reazione)

1.8 Reazioni varie

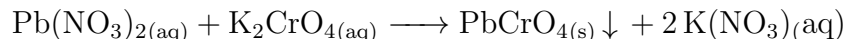
1.8.1 Reazioni di precipitazione

In alcune reazioni avviene che, sebbene i reagenti siano solubili in acqua, i prodotti che si formano lo sono poco o per niente. In questo caso si forma un precipitato e la reazione è detta di precipitazione:

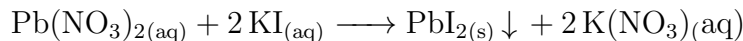


nitrate d'argento + cloruro di sodio \longrightarrow cloruro d'argento + nitrate di sodio

Il simbolo (s) sta per "solido", la freccia verso il basso \downarrow che precipita a fondo.



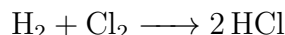
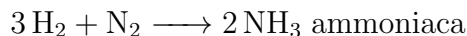
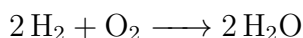
nitrate piomboso + cromato di potassio \longrightarrow cromato di piombo + nitrate di potassio



nitrate piomboso + ioduro di potassio \longrightarrow ioduro di piombo + nitrate di potassio

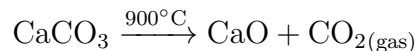
1.8.2 Reazioni di sintesi

Si chiamano così soltanto quelle reazioni in cui i reagenti sono sostanze elementari.



1.8.3 Reazioni di decomposizione

Sono reazioni in cui un composto si decompone in due o più composti. In alcuni casi per avvenire è necessario riscaldare.



Questa è la reazione inversa di quella in cui da ossido e anidride si forma il sale (nel senso che reagenti e prodotti sono invertiti). In essa il sale riscaldato si decompone in ossido liberando in aria anidride carbonica.



pentacloruro di fosforo \rightleftharpoons triclорuro di fosforo + cloro

1.9 Ossidoriduzioni

1.9.1 Definizioni preliminari

DEF Si dice **valenza** la capacità di un atomo di combinarsi con qualche altro atomo. In particolare essa esprime il numero di atomi di idrogeno con cui si può legare:

$\text{HCl} \rightarrow$ un cloro legato a un idrogeno \rightarrow il cloro è monovalente

$\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ un ossigeno legato a due idrogeni \rightarrow l'ossigeno è bivalente

$\text{NH}_3 \rightarrow$ un azoto legato a tre idrogeni \rightarrow l'azoto è trivalente

$\text{CH}_4 \rightarrow$ un carbonio legato a quattro idrogeni \rightarrow il carbonio è tetravalente

DEF Si dice **stato** o **numero di ossidazione** la carica elettrica reale o formale di un atomo nei suoi composti(+1,+2,+3 o -1,-2,-3 ecc...)

I numeri di ossidazione sono veri solo per i composti ionici, cioè questi possono effettivamente essere descritti in termini di cessione e acquisto di elettroni tra gli atomi che li compongono, ovvero all'interno di tali composti troviamo ioni. Nei composti molecolari invece sono solo una formalità, un artificio che usiamo per fare i bilanciamenti, dato che in essi avviene solo una parziale separazione di carica dovuta alla differenza di elettronegatività.

Gli atomi neutri hanno numero di ossidazione 0, in quanto hanno stesso numero di elettroni e protoni. Pertanto valori positivi del numero di ossidazione indicano che l'atomo ha ceduto elettroni e quindi ha un eccesso di carica positiva, valori negativi che li ha ricevuti e quindi ha un eccesso di carica negativa.

Nei composti ionici il numero di ossidazione coincide con la carica degli ioni:

composto ionico	numero (stato) di ossidazione del catione	numero (stato) di ossidazione dell'anione
NaCl	Na ⁺ +1	Cl ⁻ -1
CaCl ₂	Ca ²⁺ +2	Cl ⁻ -1
AlCl ₃	Al ³⁺ +3	Cl ⁻ -1

Nei composti molecolari il numero di ossidazione è assunto uguale in valore e segno alla carica che avrebbero gli atomi del composto se esso fosse considerato ionico. In questo caso il numero di ossidazione rappresenta una carica elettrica formale e non una realtà fisica:

composto molecolare	numero (stato) di ossidazione del catione	numero (stato) di ossidazione dell'anione
HCl	H ⁺ +1	Cl ⁻ -1
H ₂ O	H ⁺ +1	O ²⁻ -2
ClO ₃ ⁻	Cl ⁵⁺ +5	O ²⁻ -2

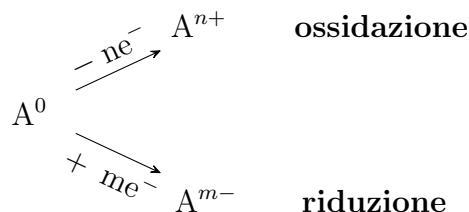
Una reazione redox o di ossidoriduzione è una reazione in cui almeno due dei reagenti abbiano stato di ossidazione diverso da quello che hanno nei prodotti. In altre parole ci deve essere almeno una specie che cede elettroni e una che li riceve (tra poco diremo che, rispettivamente, almeno una si ossida e almeno una si riduce).

In queste reazioni avvengono scambi di elettroni, per cui se un elemento cede elettroni ce ne deve essere un altro che li acquista (non possono essere trasmessi nel mezzo circostante), cioè non esistono reazioni spontanee di sola ossidazione o di sola riduzione.

DEF Si dice che una specie si **ossida** quando cede elettroni, dunque ossidarsi significa perdere elettroni.

DEF Si dice che una specie si **riduce** quando acquista elettroni, dunque ridursi significa ricevere elettroni.

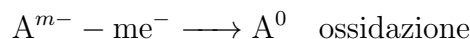
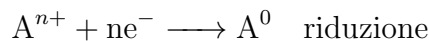
Consideriamo un atomo A inizialmente zerovalente



• Se gli strappo un certo numero n di elettroni, esso si caricherà positivamente di una carica n^+ , in quanto il numero di elettroni non sarà più uguale a quello dei protoni. Allora A si è ossidato ed è diventato catione A^{n+} .

• Se invece acquista un certo numero m di elettroni, esso si caricherà negativamente di una carica m^- . Allora A si è ridotto ed è diventato anione A^{m-} .

È chiaro che sia catione che anione possono tornare indietro ad A^0 : il catione può riacquistare gli stessi elettroni ceduti (stavolta si sta riducendo) e l'anione può cedere gli stessi elettroni acquistati (stavolta si sta ossidando):



1.9.2 Come calcolare il numero di ossidazione?

Il numero di ossidazione (n.o.) va calcolato per ogni atomo di ogni formula.

• **Atomi o molecole omonucleari(tipo O_2)**

Essi avranno numero di ossidazione pari a zero sempre.



• **L'idrogeno (H_2 molecola omonucleare)**

Esso nei suoi composti avrà sempre numero di ossidazione pari a +1, tranne negli idruri(NaH, CaH_2) in cui ha stato di ossidazione pari a -1.

• **L'ossigeno**

Esso nei suoi composti avrà sempre numero di ossidazione pari a -2, tranne nei perossidi (composti in cui è presente il gruppo O-O in cui due ossigeni sono legati da un legame covalente, ad esempio l'acqua ossigenata H_2O_2) in cui ha numero di ossidazione pari a -1.

• **Molecole neutre e ioni**

Nelle molecole la sommatoria dei numeri di ossidazioni degli atomi che lo compongono deve essere uguale a zero

ES H_2O

Mostriamo che $\Sigma \text{n.o.}=0$:

L'ossigeno ha n.o. pari a -2, mentre l'idrogeno ha n.o. pari a +1 ma essendocene 2 sarà 2×1 . Sommando si ha

$$\Sigma \text{ n.o.}=2 \times 1 + (-2)=0$$

ES H_2O_2

Si tratta di un perossido, quindi in questo caso l'ossigeno ha n.o. pari a -1. La somma

dei numeri di ossidazione è data da

$$\Sigma \text{n.o.} = 2 \times 1 + 2 \times (-1) = 0$$

Negli ioni invece la somma dei numeri di ossidazione deve essere uguale alla carica dell'ione.

ES ClO_3^-

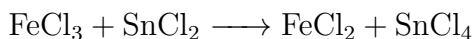
$$\Sigma \text{n.o.} = 5 + 3 \times (-2) = -1$$

1.9.3 Bilanciamento redox

Per bilanciare una reazione di ossidoriduzione bisogna bilanciare in ordine

1. Elettroni scambiati
2. Cariche
3. Masse

ES 1



cloruro ferrico + cloruro stannoso \longrightarrow cloruro ferroso + cloruro stannico

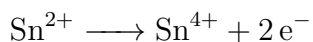
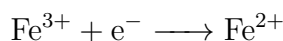
Il ferro aveva valenza 2 e 3, ora diremo che ha stato di ossidazione 2 e 3.

Lo stagno può essere in forma stannosa o stannica, che corrispondono ad avere stato di ossidazione 2 e 4.

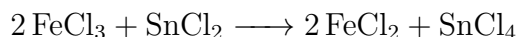
Mettendo insieme questi due reagenti avviene una reazione in cui il cloruro ferrico diventa cloruro ferroso e il cloruro stannoso diventa cloruro stannico. Cos'è accaduto?

Al primo membro ho Fe^{3+} , al secondo Fe^{2+} , quindi il ferro ha acquistato un elettrone.

Al primo membro ho Sn^{4+} , al secondo Sn^{2+} , quindi lo stagno ha ceduto due elettroni.



Queste sono chiamate semireazioni redox. Nella prima semireazione gli elettroni sono a primo membro, nella seconda a secondo membro. È evidente che se lo stagno cede due elettroni e il ferro ne acquista solo uno, per ogni ione stannoso serviranno due ioni ferrici. Per bilanciare allora si moltiplicano le specie per gli elettroni scambiati dall'altra. In questo caso dovrò moltiplicare per 1 i composti dello stagno e per 2 quelli del ferro (in entrambi i membri!):



Lo stagno ha perso 2 elettroni passando da ione stannoso +2 a ione stannico +4 e si è quindi ossidato. Ossidandosi ha permesso la riduzione del ferro, perché è quello che fornisce gli elettroni. Diciamo quindi che lo stagno è il **riducente**.

Il ferro ha acquisito un elettrone passando da ione ferrico +3 a ione ferroso +2 e si è quindi ridotto. Riducendosi ha permesso l'ossidazione dello stagno, perché è quello che

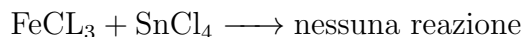
riceve gli elettroni. Diciamo quindi che lo stagno è l'**ossidante**.

Quindi in una reazione redox

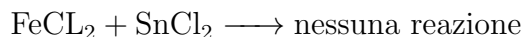
- la specie che si ossida è il riducente
- la specie che si riduce è l'ossidante

Ricorda: a meno che non si agisca con metodi elettro-chimici, nelle reazioni redox è indispensabile che ci siano sia ossidante che riducente. Non può esserci solo una tra le due specie, altrimenti la reazione non avverrà. Questo equivale a dire che le specie chimiche non devono trovarsi tutte al più alto o al più basso stato di ossidazione:

- Se mettiamo a reagire cloruro ferrico FeCl_3 e cloruro stannico SnCl_4 non si avrà nessun tipo di reazione, né di scambio perché in entrambi i composti l'anione è il cloruro, né redox perché il ferro è nel suo più alto stato di ossidazione in cui può solo ricevere elettroni e altrettanto vale per lo stagno, quindi non c'è nessuno che cede elettroni



- Se invece mettiamo a reagire cloruro ferroso FeCl_2 e cloruro stannoso SnCl_2 anche in questo caso non si avrà alcuna reazione, perché il ferro è nel suo più basso stato di ossidazione in cui può solo cedere elettroni e altrettanto vale per lo stagno, quindi non c'è nessuno che acquista elettroni.



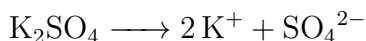
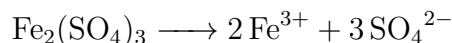
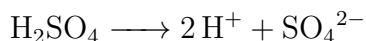
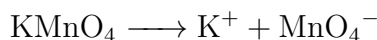
ES 2



permanganato di potassio + solfato ferroso + acido solforico \longrightarrow

\longrightarrow solfato di manganese (II) + solfato ferrico + solfato di potassio + acqua

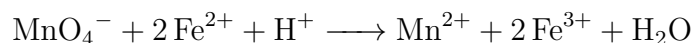
Sono tutte specie solubili in acqua, pertanto in acqua sono dissociate. In particolare li troveremo come



A questo punto inizio a guardare i numeri di ossidazione di tutti gli elementi di ogni composto per capire quali partecipano alla reazione, in modo da lavorare al bilanciamento su una reazione semplificata per poi tornare a quella completa.

Lo ione K^+ resta tale anche al secondo membro, quindi non partecipa all'ossidoriduzione. Analogamente, lo zolfo resta ione solfato SO_4^{2-} nei composti del secondo membro. Pertanto non li scriveremo nella reazione semplificata, dove invece metteremo tutti gli

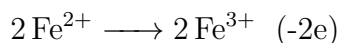
altri ioni e in più sia l'idrogeno H^+ che l'acqua, i quali servono per il bilancio delle cariche e della massa:



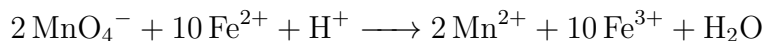
Iniziamo a ragionare sui numeri di ossidazione.

Al primo membro il manganese si trova nello ione permanganato MnO_4^- . L'ossigeno ha stato di ossidazione -2, per 4 atomi in totale -8. Affinché lo ione abbia carica totale -1 il manganese deve avere stato di ossidazione +7 ($4 \times (-2) + 7 = -1$). Al secondo membro invece ha n.o. pari a +2, ciò significa che ha acquistato 5 elettroni e quindi si è ridotto.

Per il ferro dobbiamo innanzitutto notare che al secondo membro ci sono 2 atomi, per cui dobbiamo moltiplicare per 2 il ferro al primo membro (ecco perché nella reazione semplificata c'è $2Fe^{2+}$). Al primo membro è ione ferroso Fe^{2+} , al secondo ione ferrico Fe^{3+} , ciò significa che ha ceduto 1 elettrone e quindi si sta ossidando

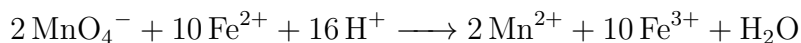


A questo punto moltiplichiamo gli ioni di una specie per il numero di elettroni scambiati dall'altra specie. In questo caso moltiplichiamo per 5 gli ioni del ferro e per 2 quelli del manganese:



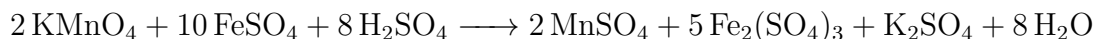
Arrivati a questo punto gli elettroni sono bilanciati. Il prossimo passo è quello di bilanciare le cariche.

Per fare ciò contiamo le cariche del secondo membro: i 2 ioni Mn^{2+} danno 4 cariche positive, i 10 ioni Fe^{3+} 30 cariche positive. Entrambi sono termini positivi che si sommano, per un totale di 34 cariche positive. Siccome ci deve essere l'equilibrio, dobbiamo averne un numero uguale anche al primo membro. In questo ci sono 2 ioni MnO_4^- che danno due cariche negative e 10 ioni Fe^{2+} che danno 20 cariche positive. In questo caso si sottraggono per un totale di 18 cariche positive. La differenza è di 16 cariche. L'unica cosa che posso usare per aggiustare le cariche è lo ione H^+ , quindi moltiplichiamo questo per la differenza, cioè per 16:



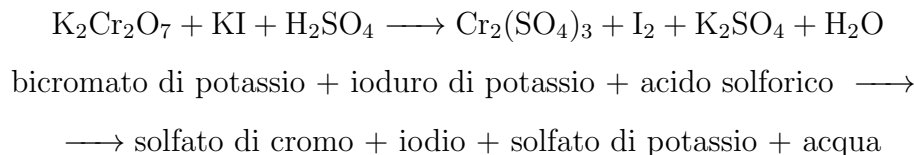
Le cariche saranno così bilanciate.

A questo punto mettiamo questi numeri nella reazione completa, in modo da bilanciare le masse:

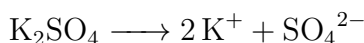
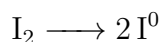
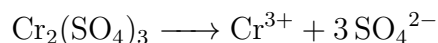
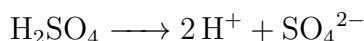
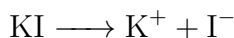
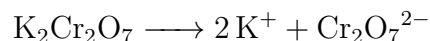


Attenzione: alcuni numeri vengono dimezzati, a causa della specie molecolare. Ad esempio, il solfato ferrico ha Fe_2 quindi moltiplico per 5 anziché per 10. Infine le 8 molecole di acqua derivano dal fatto che al primo membro abbiamo 16 ioni H^+ e 8 ossigeni provenienti dal permanganato.

ES 3



Le dissociazioni di questi composti sono



Il cromo nello ione bicromato mostra n.o. +6, mentre al secondo membro +3. Ha quindi acquistato 3 elettroni, riducendosi. Lo iodio mostra n.o. pari a -1 nel primo membro perché si trova in un idruro, pari a 0 nel secondo perché è in forma molecolare. Ha quindi perso un elettrone, ossidandosi.

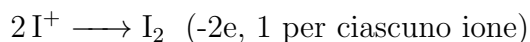
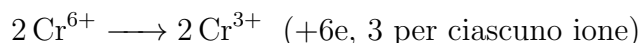
Gli ioni K^+ e SO_4^{2-} invece hanno stesso n.o. sia al primo che al secondo membro.

Per il cromo non ho problemi col numero di atomi, per lo iodio sì perché a destra è in forma molecolare I_2 , per cui devo moltiplicare per 2 lo ione I^+ .

La reazione semplificata allora sarà

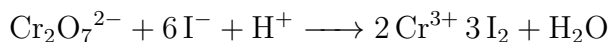


Ragioniamo ora sullo scambio di elettroni.



In questo caso 6 e 2 possono essere semplificati, diventando 3 e 1.

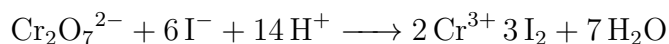
Moltiplichiamo quindi le specie dello iodio per 3 e quelle del cromo per 1:



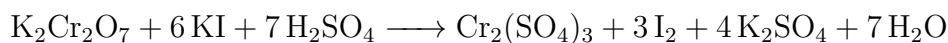
A questo punto gli elettroni sono bilanciati.

Bilanciamo le cariche.

Al secondo membro ho due ioni Cr^{3+} , quindi ho $2 \times 3 = 6$ cariche positive, che voglio anche al primo membro. In questo ci sono 2 cariche negative dello ione bicromato e altre 6 cariche negative degli ioduri, per un totale di 8 cariche negative. Per bilanciare allora mi servono 14 ioni H^+ . Inoltre possiamo anche bilanciare le masse, perché 14 ioni H^+ e 7 ioni O^{2-} danno 7 molecole di acqua:



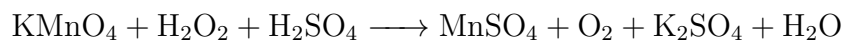
Riportiamo questi numeri nella reazione completa:



Attenzione! La molecola K_2SO_4 non ha partecipato alla redox, quindi per ottenere il suo coefficiente stechiometrico abbiamo dovuto contare quanto potassio e quanti ioni solfati ci sono al primo membro.

Le reazioni viste finora avvengono in ambiente acido, ossia per bilanciare dobbiamo aggiungere ioni H^+ . Se avvenissero in ambiente basico, per bilanciare servirebbero ioni OH^- .

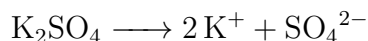
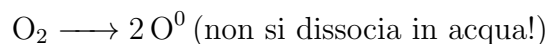
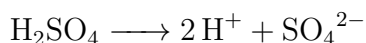
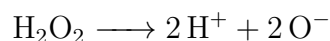
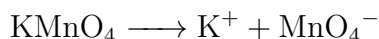
ES 4: reazioni con due ossidanti



permanganato di potassio + perossido di idrogeno + acido solforico \longrightarrow
 \longrightarrow solfato di manganese (II) + solfato di potassio + acqua

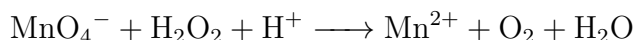
Se mettiamo insieme due ossidanti (che possono dar luogo a una reazione a patto che non siano entrambi nel loro più alto stato di ossidazione) essi si trovano in competizione: quello più forte sarà l'ossidante, l'altro si comporterà come un riducente. In questo esempio gli ossidanti sono il permanganato e l'acqua ossigenata (H_2O_2), il più forte è il primo.

Le dissociazioni delle molecole sono

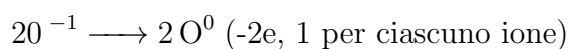
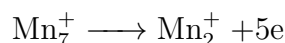


Il manganese passa da n.o. +7 nel permanganato a n.o. +2 nel solfato, dunque ha acquistato 5 elettroni e si è ridotto. L'ossigeno passa da -1 nel perossido a 0 in forma molecolare, dunque ha perso un elettrone e si è ossidato. Tutte le altre specie mantengono inalterato il loro n.o. e quindi non partecipano alla redox.

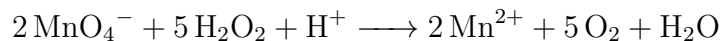
La reazione semplificata allora sarà



Ragioniamo sugli elettroni scambiati

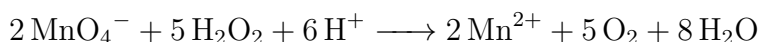


Moltiplichiamo quindi per 5 le specie dell'ossigeno e per 2 quelle del manganese:



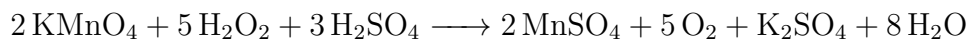
Bilanciamo le cariche.

A secondo membro 2 ioni Mn^{2+} danno 4 cariche positive, ma al primo membro ci sono solo 2 cariche negative dato dai due ioni MnO_4^- . Servono quindi 2 cariche positive per neutralizzarle e altre 4 per bilanciare, quindi aggiungiamo in totale 6 ioni H^+ . Possiamo bilanciare anche le masse, la reazione sarà:



Attenzione! abbiamo ottenuto 8 molecole di acqua perché i 5 perossidi danno 10 atomi di idrogeno e quindi in totale ne abbiamo 16.

Riportando i numeri nella reazione completa otteniamo il bilanciamento:



(Il coefficiente stechiometrico dell'acido solforico è 3 e non 6 perché ogni molecola contiene 2 idrogeni)

ES 5: reazioni di disproporzione (o dismutazione)

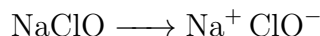
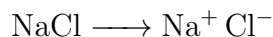
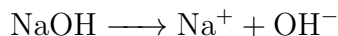
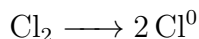
Sono reazioni in cui una stessa specie chimica in parte si ossida e in parte si riduce.



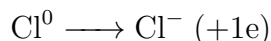
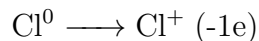
cloro + idrossido di sodio \longrightarrow cloruro di sodio + ipoclorito di sodio + acqua

Questa è una reazione che avviene a freddo in ambiente basico, per cui stavolta al posto dell' H^+ ci sarà l' OH^- .

Le dissociazioni che avvengono sono:



In questa reazione il cloro a primo membro ha n.o. 0 perché si trova in forma molecolare, a secondo membro ha n.o. +1 nell'ipoclorito (affinché lo ione ClO^- abbia n.o. -1 dato che l'ossigeno ha n.o. pari a -2 il cloro deve averlo proprio uguale a +1) e -1 nel cloruro. Ciò che avviene è che un atomo di cloro cede un elettrone all'altro, per cui il primo diventa Cl^+ e si ossida, il secondo diventa Cl^- e si riduce.



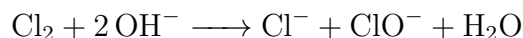
Il sodio invece resta Na^+ e quindi non partecipa alla redox.

La reazione semplificata è



È chiaro che gli elettroni sono già bilanciati. Bilanciamo le cariche.

Al secondo membro ho 2 cariche negative mentre al primo nessuna, dunque servono due gruppi OH^- al primo membro:



Riportiamo i numeri nella reazione completa



Immaginiamo ora che l'acqua in cui avviene la reazione non sia fredda: la reazione va avanti. Il cloro da una parte acquista elettroni diventando cloruro, dall'altra perde elettroni diventando clorato:

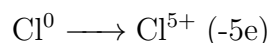
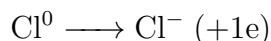


Nel clorato il cloro ha n.o. pari a +5 (affinché la molecola NaClO_3 sia neutra, dato che Na ha n.o. pari a +1 e 3 ossigeni danno un n.o. pari a -6, il cloro deve avere n.o. +5), cioè perde più elettroni rispetto al caso precedente. (In altre parole questa ossidazione è più spinta)

La reazione semplificata sarà



Ragioniamo sugli elettroni scambiati.



Dobbiamo quindi moltiplicare per 5 la specie cloruro e per 1 la specie clorato. Per ottenere il numero di atomi di cloro a primo membro basta fare la somma degli atomi totali di cloro a destra: $5+1=6$



(Il cloro è moltiplicato per 3 perché ogni molecola contiene 2 atomi) Bilanciamo le cariche.

A secondo membro ho 5 cariche negative del cloruro e 1 carica negativa del clorato, per un totale di 6 cariche negative. A primo non ci sono cariche, quindi per bilanciare aggiungiamo 6 ioni OH^- . Avendo usato 3 ossigeni nel clorato, ne restano altri 3 con cui formiamo 3 molecole di acqua



Portiamo i numeri nella reazione completa:

