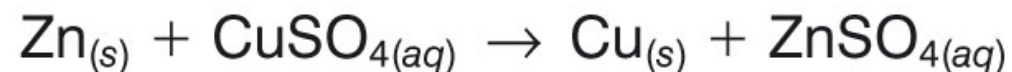
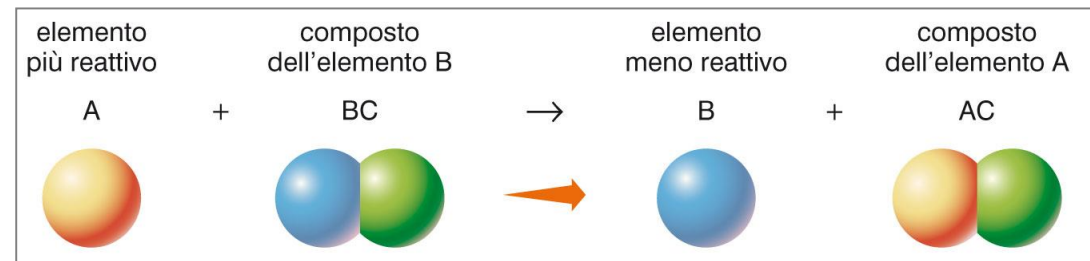


Reazioni chimiche: ossido-riduzioni

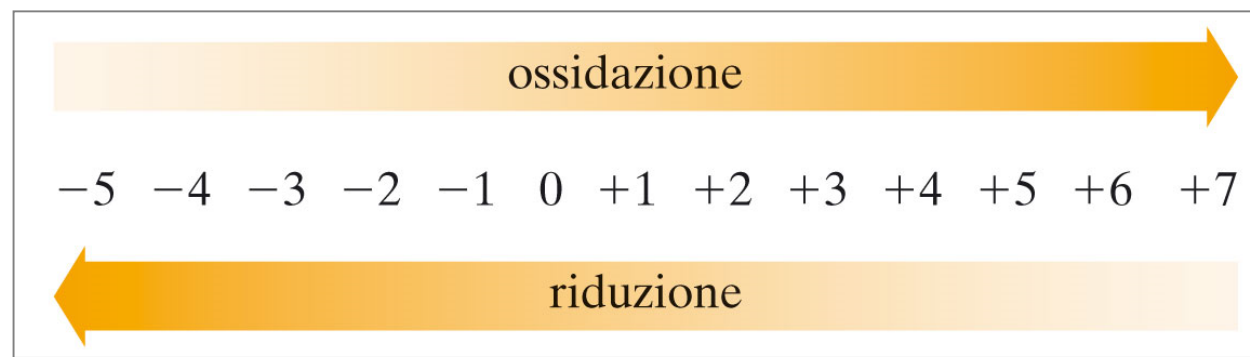
Reazioni scambio semplice



Tutte le reazioni in cui si verifica un passaggio di elettroni da una specie chimica ad un'altra sono chiamate **reazioni di ossido-riduzione** o **reazioni redox**.

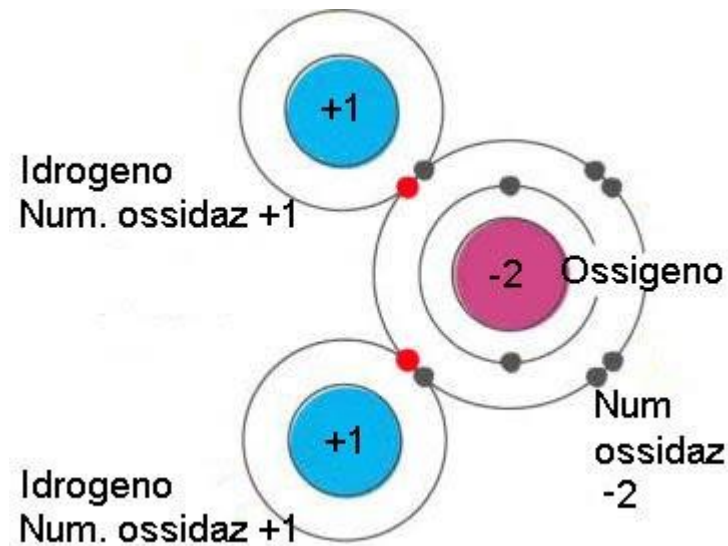
L'**ossidazione** provoca un aumento del numero di ossidazione di una specie.

La **riduzione** provoca la diminuzione del numero di ossidazione di una specie.



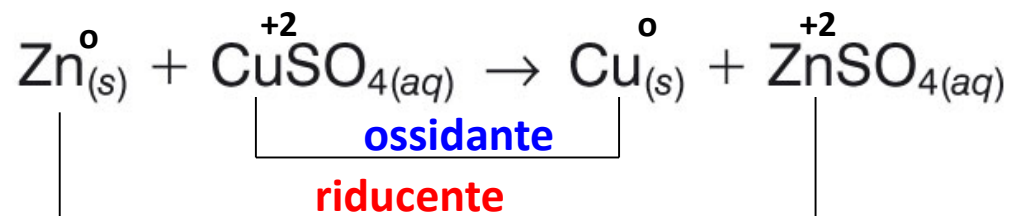
Reazioni chimiche: ossido-riduzioni

Numero di ossidazione: numero convenzionale attribuito a tutti gli atomi presenti nelle molecole o negli ioni poliatomici che si ottiene valutando la carica che ogni atomo assumerebbe se gli elettroni di legame fossero completamente spostati sull'atomo più elettronegativo.



Ossidazioni e riduzioni: che cosa sono e come si riconoscono

I processi di ossidazione e riduzione avvengono contemporaneamente; in una reazione di ossido-riduzione variano i numeri di ossidazione delle specie coinvolte.



La specie che si ossida è un agente **riducente** perché ossidandosi induce la riduzione dell'altra specie.

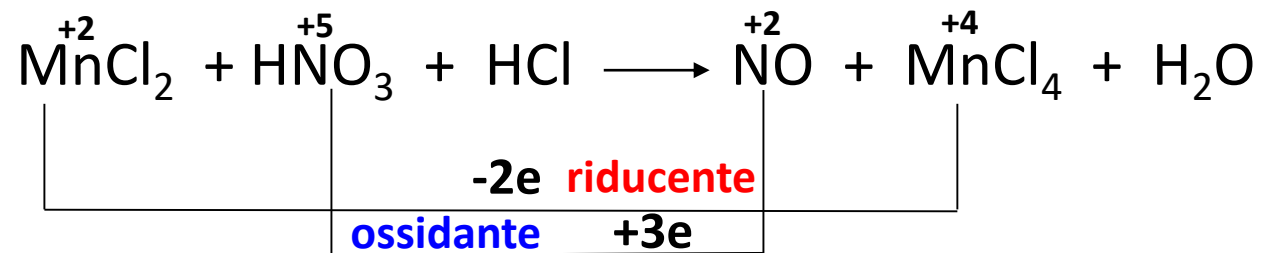
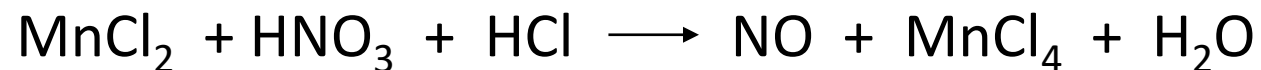
La specie che si riduce è un agente **ossidante** perché riducendosi induce l'ossidazione dell'altra specie.

Come si bilanciano le reazioni di ossido-riduzione

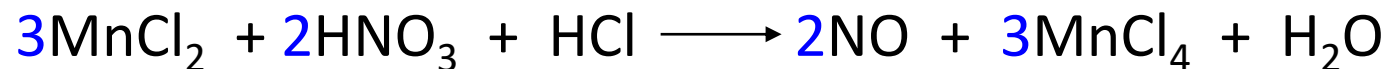
1. Si individua la specie che si ossida e la specie che si riduce.
2. Si valuta il numero di elettroni (persi e acquistati). Si procede al loro bilanciamento.
3. Si bilanciano le masse degli atomi presenti.
4. Si bilanciano gli atomi di ossigeno e di idrogeno presenti tenendo conto che in ambiente acido (basico) gli atomi di ossigeno si bilanciano con molecole di H_2O (OH^-) e gli atomi di idrogeno con gli ioni H^+ (molecole di H_2O).
5. Per le reazioni chimiche scritte in forma ionica risulta necessario bilanciare anche le cariche.

Come si bilanciano le reazioni di ossido-riduzione

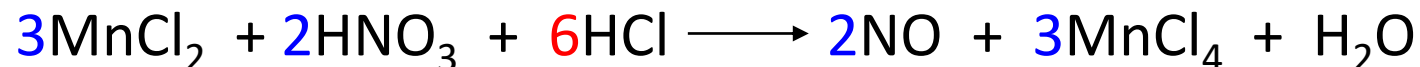
Metodo diretto



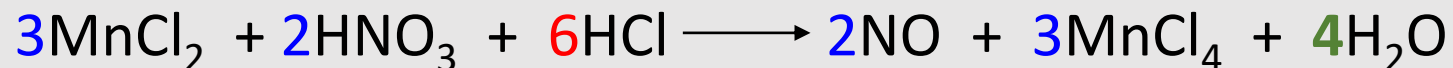
Affinché gli elettroni risultino bilanciati bisogna moltiplicare per 3 e per 2 rispettivamente il Mn e l'N (mcm tra 3 e 2 = 6 e poi 6/3=2 e 6/2=3)



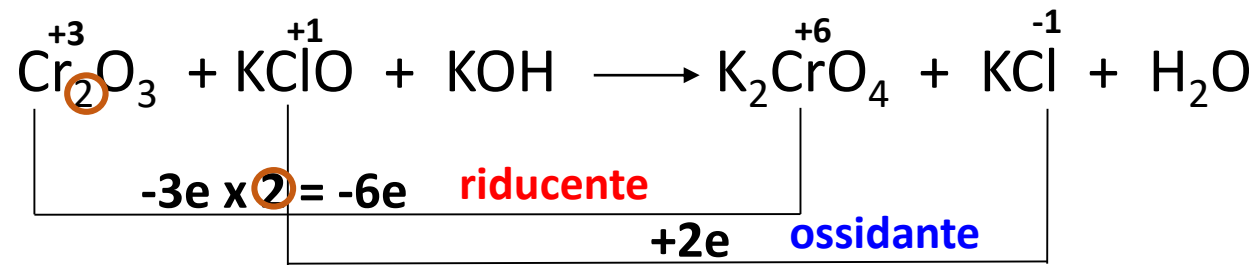
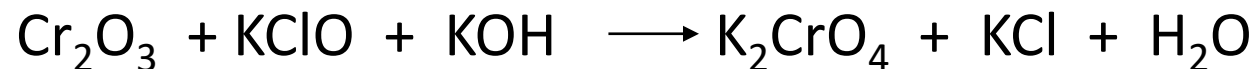
Bilanciamo le masse: contiamo gli atomi di cloro e bilanciамoli



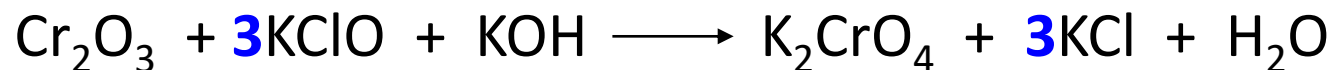
Infine gli atomi di O e di H:



Come si bilanciano le reazioni di ossido-riduzione

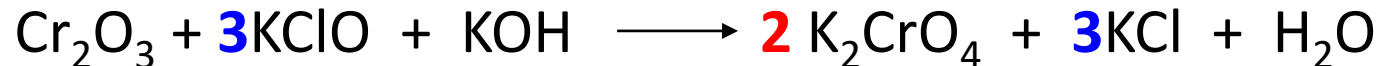


Affinché gli elettroni risultino bilanciati bisogna moltiplicare per 3 e per 1 rispettivamente il Cl e l'Cr (mcm tra 6 e 2 = 6 e poi $6/6=1$ e $6/2=3$)



Gli elettroni risultano bilanciati, si passa a bilanciare le masse: Cr, K, Cl

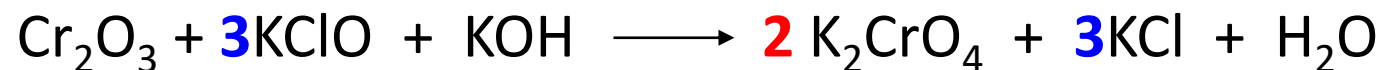
- Bilanciamo il Cr



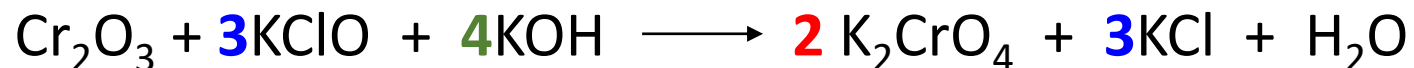
Come si bilanciano le reazioni di ossido-riduzione

Gli elettroni risultano bilanciati, si passa a bilanciare le masse: Cr, Cl, K

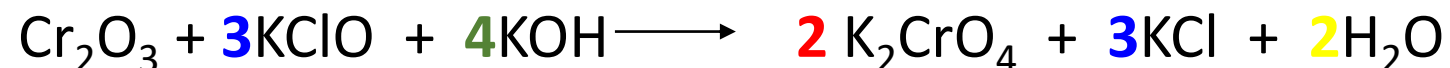
- Controlliamo e bilanciamo il Cl



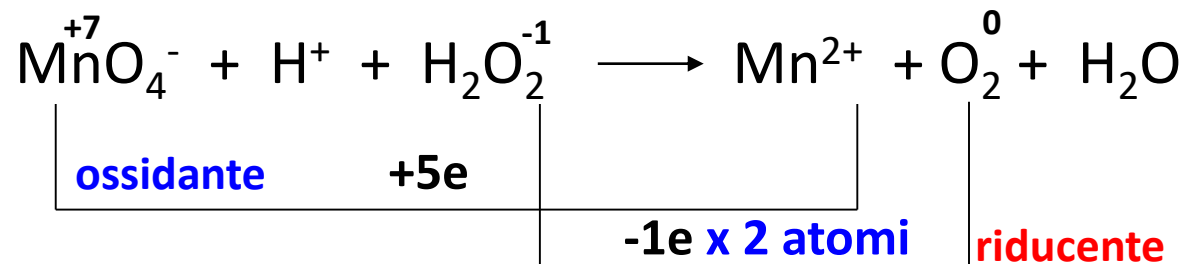
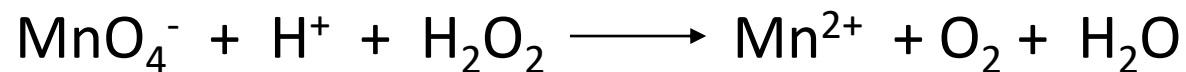
- Bilanciamo il K



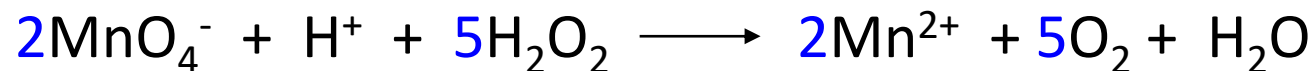
Infine gli atomi di O e di H:



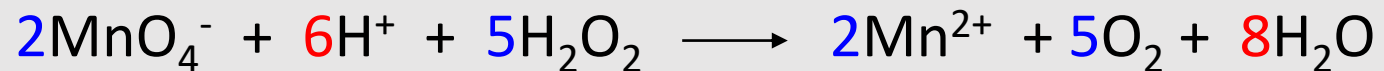
Come si bilanciano le reazioni di ossido-riduzione



Affinché gli elettroni risultino bilanciati bisogna moltiplicare per 2 e per 5 rispettivamente il Mn e l'O (mcm 10, $10/2=5$ e $10/5=2$)



Infine gli atomi di O e di H:

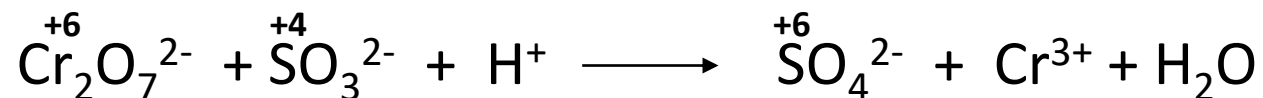
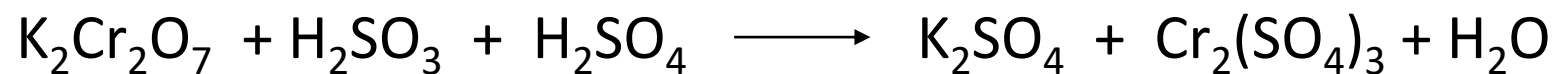


Per le reazioni scritte in forma ionica anche le cariche devono essere bilanciate.

Ciò significa che il numero delle cariche si trovano a destra devono essere uguali a quelle di sinistra:

$$-2 + 6 = +4 \quad \rightarrow \quad +4 = +4 \text{ sono bilanciate}$$

Come si bilanciano le reazioni di ossido-riduzione Metodo delle semireazioni



Forma ionica

Ambiente acido = ioni H^+

Ambiente basico ioni OH^-

1- si individuano le coppie redox



2- si bilanciano gli atomi diversi dall'H e dall'O



3- si bilanciano gli atomi di O aggiungendo al suo posto, altrettante molecole di acqua dalla parte della reazione dove esso è in difetto



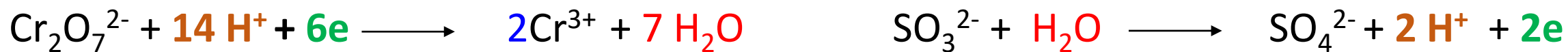
Come si bilanciano le reazioni di ossido-riduzione

Metodo delle semireazioni

4- si bilanciano gli atomi di H aggiungendo ioni H^+ dalla parte dove mancano



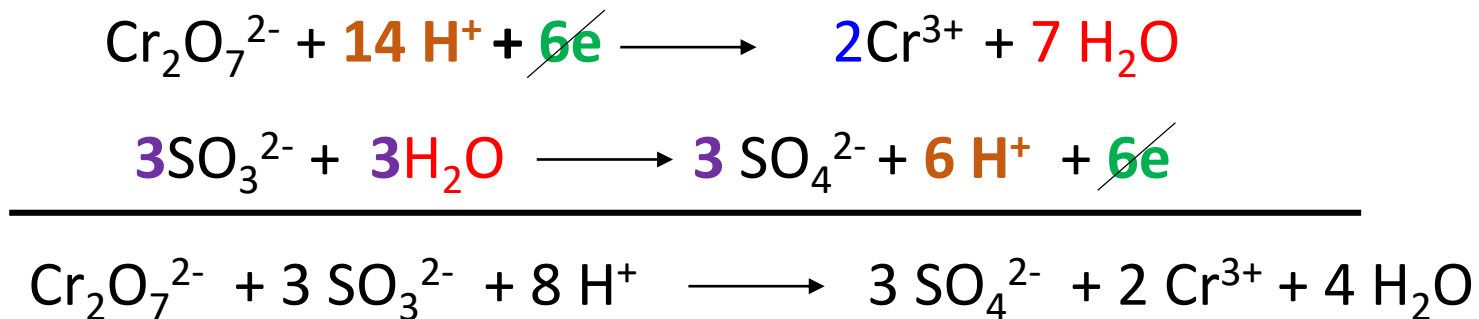
5- si bilanciano le cariche delle due semireazioni aggiungendo elettroni



6- si eguagliano gli elettroni scambiati (moltiplicando per 3 la seconda semireazione)



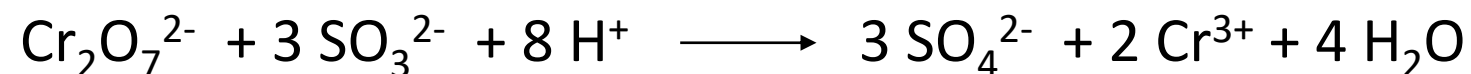
7- si sommano le due semireazioni membro a membro, eliminando le specie che compaiono da entrambe le parti



Come si bilanciano le reazioni di ossido-riduzione

Metodo delle semireazioni

8- Le cariche presenti a sinistra devono risultare uguali a quelle presenti a destra



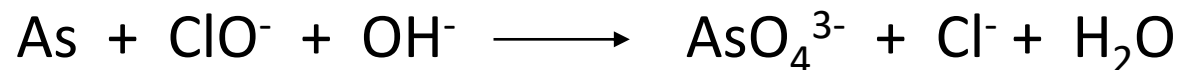
$$-2 - 6 + 8 = -6 + 6$$

$$0 = 0$$

Come si bilanciano le reazioni di ossido-riduzione

Metodo delle semireazioni

Reazione ambiente basico



Si procede esattamente come nel caso precedente (ambiente acido)

1- si individuano le coppie redox

2- si bilanciano gli atomi diversi dall'H e dall'O



3- si bilanciano gli atomi di O aggiungendo al suo posto, altrettante molecole di acqua dalla parte della reazione dove esso è in difetto



4- si bilanciano gli atomi di H aggiungendo ioni H^+ dalla parte dove mancano

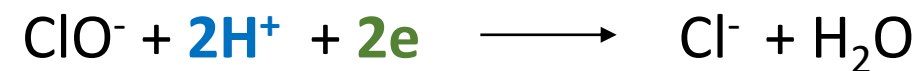
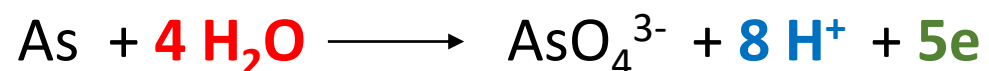


Come si bilanciano le reazioni di ossido-riduzione

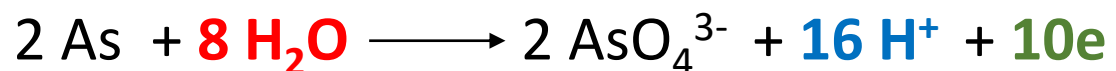
Metodo delle semireazioni

Reazione ambiente basico

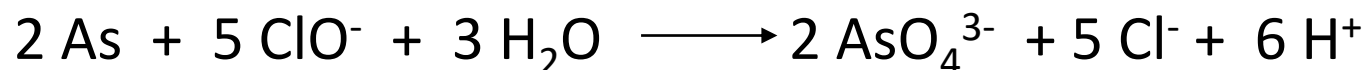
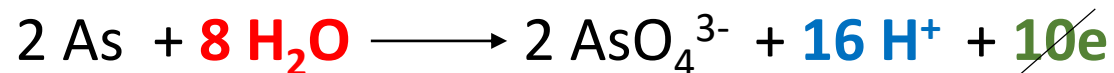
5- si bilanciano le cariche delle due semireazioni aggiungendo elettroni



6- si eguagliano gli elettroni scambiati



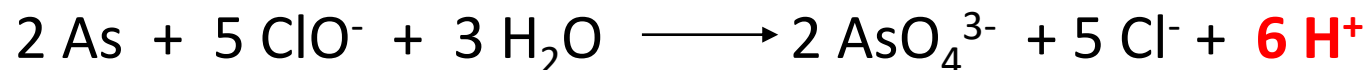
7- si sommano le due semireazioni membro a membro, eliminando le specie che compaiono da entrambe le parti



Come si bilanciano le reazioni di ossido-riduzione

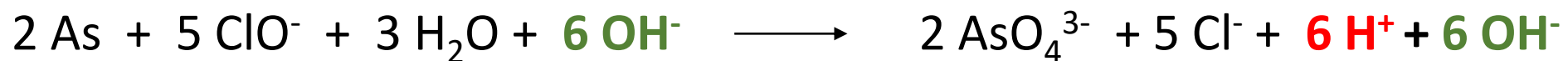
Metodo delle semireazioni

Reazione ambiente basico

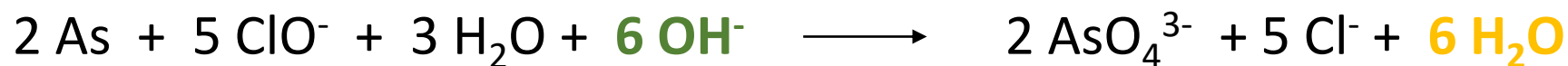


Non compare la specie OH^- . Tale specie viene introdotta attraverso 3 passaggi:

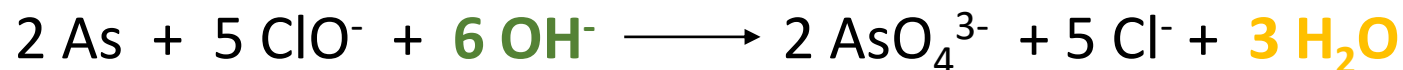
1- ad entrambi i membri si aggiungono tanti ioni OH^- uguale a quello degli ioni H^+ presenti



2- si trasformano le coppie di ioni H^+ e OH^- in molecole di H_2O



3- si sommano le molecole di H_2O



4- si controllano le cariche

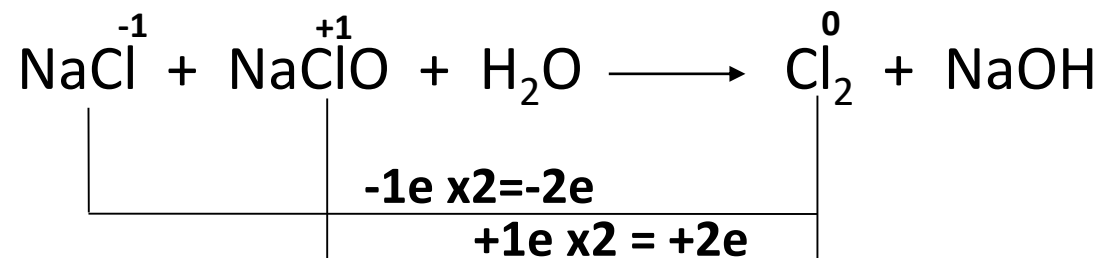
$$-5 - 6 = -6 - 5$$

$$-11 = -11$$

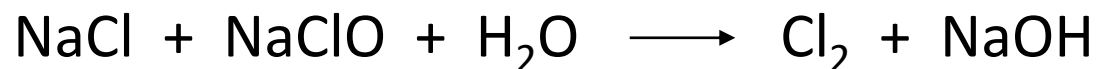
Reazioni di dismutazione o disproporzionamento



Il Cl si riduce e si ossida. Per bilanciare queste reazioni si scrive la reazione al contrario:



Gli elettroni sono già bilanciati:



Anche gli atomi di cloro sono già bilanciati. Valutiamo il Na:



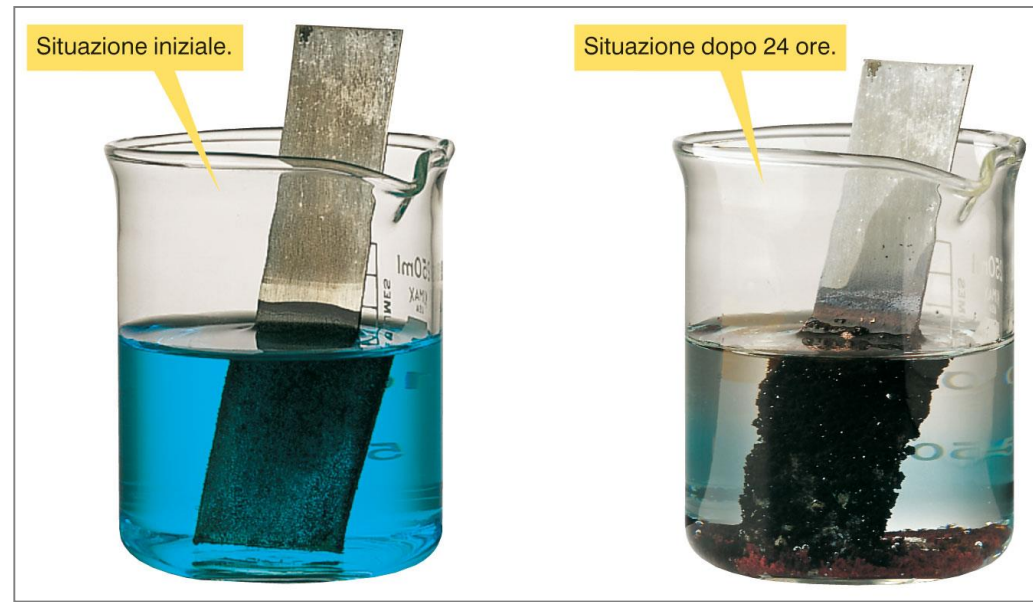
Infine gli atomi di O e di H risultano già bilanciati: riscriviamo la reazione nel verso dato



Reazioni chimiche: ossido-riduzioni

A temperatura ambiente, la reazione redox tra zinco metallico e solfato di rame in soluzione acquosa è praticamente completa.

Barretta di Zn metallico



Soluzione di solfato di CuSO_4



Reazioni chimiche: rapporti quantitativi

Un'equazione chimica bilanciata ci permette di calcolare quanti grammi di reagenti e di prodotti si formano partendo da una quantità in grammi nota di un reagente o di un prodotto.

Data la reazione bilanciata:



calcolare quanti grammi di prodotti si formano facendo reagire 2,42 g di zinco con 1,82 g di acido cloridrico.

Il reagente limitante è la quantità chimica che durante una reazione si esaurisce per prima rispetto agli altri reagenti così da non permettere la loro completa scomparsa.

$$\text{mol Zn} = 2,42 \text{ g} / 65,4 \text{ g/mol} = 3,7 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{mol HCl} = 1,82 \text{ g} / 36,4 \text{ g/mol} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Dalla stechiometria della reazione 1 mole di Zn reagisce con 2 moli di HCl

Bisogna individuare chi tra i due è il reagente limitante

Calcoliamo le moli di HCl che **teoricamente** reagiscono con le moli di Zn calcolate in precedenza

$$\text{Zn} \quad \text{HCl} \quad \text{Zn} \quad \text{HCl}$$

$$1 \quad : \quad 2 = 3,7 \times 10^{-2} : X$$

$$X = 2 (3,7 \times 10^{-2}) / 1 = 7,4 \times 10^{-2} \text{ moli di HCl che teoricamente reagirebbero}$$

Reazioni chimiche: rapporti quantitativi

Un'equazione chimica bilanciata ci permette di calcolare quanti grammi di reagenti e di prodotti si formano partendo da una quantità in grammi nota di un reagente o di un prodotto.

Data la reazione bilanciata:



calcolare quanti grammi di prodotti si formano facendo reagire 2,42 g di zinco con 1,82 g di acido cloridrico.

$$X = 2 (3,7 \times 10^{-2}) / 1 = 7,4 \times 10^{-2} \text{ moli di HCl che teoricamente reagirebbero}$$

Valutiamo invece le moli effettive che abbiamo, sono $5,0 \times 10^{-2}$ mol questo numero è minore rispetto all'occorrente, pertanto l'HCl risulta essere il reagente limitante. È sulle moli di HCl che bisogna ragionare per calcolare le quantità dei prodotti che si formano secondo i rapporti stechiometrici.

$$\text{mol Zn} = 2,42 \text{ g} / 65,4 \text{ g/mol} = 3,7 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{mol HCl} = 1,82 \text{ g} / 36,4 \text{ g/mol} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$



$$1 \quad : \quad 2 \quad = \quad X \quad : \quad 5,0 \times 10^{-2}$$

$$X = 1 (5,0 \times 10^{-2}) / 2 = 2,5 \times 10^{-2} \text{ moli di ZnCl}_2 \text{ che si formano}$$

Reazioni chimiche: rapporti quantitativi

Un'equazione chimica bilanciata ci permette di calcolare quanti grammi di reagenti e di prodotti si formano partendo da una quantità in grammi nota di un reagente o di un prodotto.

Data la reazione bilanciata:



calcolare quanti grammi di prodotti si formano facendo reagire 2,42 g di zinco con 1,82 g di acido cloridrico.

Le quantità dei prodotti si ottengono a partire dalle moli di HCl

Il loro rapporto è di $2 : 1 : 1 = \text{HCl} : \text{ZnCl}_2 : \text{H}_2$

o anche le moli di $\text{Zn} = \text{moli ZnCl}_2 = \text{moli di H}_2 = 2,5 \times 10^{-2}$ moli

I grammi si ottengono moltiplicando per il loro peso molecolare

3,41 g di ZnCl_2

0,050 g di H_2

Reazioni chimiche: rapporti quantitativi

L'anidride arseniosa viene ridotta ad arsina dallo zinco in ambiente acido secondo la reazione:



Si pongono a reagire in una soluzione di opportuna acidità 9,89 g di As_2O_3 con 31,4 g di Zn: si calcolino le moli di AsH_3 formate e i grammi residui del reagente in eccesso.

Bilanciamo la reazione: $\text{As}_2\text{O}_3 + 6 \text{Zn} + 12 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2 \text{AsH}_3 + 6 \text{Zn}^{2+} + 15 \text{H}_2\text{O}$ e calcoliamo le moli

$$\text{mol As}_2\text{O}_3 = 9,89 \text{ g} / 197,8 \text{ g/mol} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{mol Zn} = 31,4 \text{ g} / 65,4 \text{ g/mol} = 4,8 \times 10^{-1} \text{ mol} = 0,480 \text{ mol}$$

Calcoliamo le moli di Zn che teoricamente dovrebbero reagire con As_2O_3

$$\begin{array}{ccc} \text{Zn} & \text{As}_2\text{O}_3 & \\ 6 & : 1 & \\ \text{Zn} & & \text{As}_2\text{O}_3 \\ X & : & 5,0 \times 10^{-2} \end{array} =$$

$$X = 6 (5,0 \times 10^{-2}) / 1 = 0,300 \text{ moli di Zn che teoricamente reagirebbero}$$

Questo numero di moli è inferiore rispetto a quelle disponibili 0,480 mol pertanto As_2O_3 è il reagente limitante

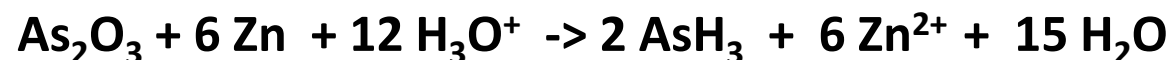
Reazioni chimiche: rapporti quantitativi

L'anidride arseniosa viene ridotta ad arsina dallo zinco in ambiente acido secondo la reazione:



Si pongono a reagire in una soluzione di opportuna acidità 9,89 g di As_2O_3 con 31,4 g di Zn: si calcolino le moli di AsH_3 formate e i grammi residui del reagente in eccesso.

As_2O_3 è il reagente limitante



Dalla stechiometria della reazione: le moli di AsH_3 che si formano sono il doppio di As_2O_3

$$\text{mol As}_2\text{O}_3 = 9,89 \text{ g} / 197,8 \text{ g/mol} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{mol AsH}_3 = 5,0 \times 10^{-2} \times 2 = 0,1 \text{ mol di AsH}_3$$

Le moli di Zn in eccesso sono:

$$4,8 \times 10^{-1} - 0,3 = 1,80 \times 10^{-1} \text{ mol di Zn in eccesso}$$

Corrispondenti a 11,78 g