

Dobbiamo determinare i coefficienti stechiometrici di queste semplici reazioni. Il metodo redox consiste nell'analizzare i numeri di ossidazione di ogni specie chimica che partecipa alla reazione e vedere se esso cambia tra reagente e prodotto. La variazione dei numeri di ossidazione porterà a definire i coefficienti stechiometrici necessari per effettuare il bilancio di massa e, nel caso di composti non neutri, dell'ulteriore bilancio di carica.

Di cosa abbiamo bisogno?

- **Tavola periodica degli elementi**

Introduzione – Metodo risolutivo delle reazioni di ossidoriduzione (redox)

1) Osservare la reazione e riconoscere le sostanze che vi partecipano. Rilevare la presenza di molecole neutre e/o di molecole non neutre. Si distinguono due casi:

a) le molecole sono tutte neutre → il bilancio di carica non è richiesto.

b) alcune o tutte le molecole non sono neutre → è necessario un bilancio di carica.

2) Elencare i numeri di ossidazione di tutte le specie chimiche che partecipano alla reazione, sia tra i reagenti che tra i prodotti. Annotare per quale specie chimica tale numero di ossidazione è cambiato tra la parte sinistra e destra della reazione.

3) Schematizzare la reazione chimica. Collegare con una doppia freccia le specie che variano il numero di ossidazione specificando quantitativamente gli elettroni che cedono/acquistano.

4) Individuare la presenza di una *coppia ossidante-riducente* tra i reagenti o di una *coppia ossidata-ridotta* tra i prodotti o di entrambe. Si distinguono tre casi:

a) è presente la sola *coppia ossidante-riducente*. Il bilanciamento della redox inizierà necessariamente da questa e si troveranno i primi coefficienti stechiometrici.

b) è presente la sola *coppia ossidata-ridotta*. Il bilanciamento della redox inizierà necessariamente da questa e si troveranno i primi coefficienti stechiometrici.

c) sono presenti entrambi le coppie. Sceglieremo arbitrariamente di ragionare su una delle due e troveremo i primi coefficienti stechiometrici.

5) Si bilanciano le stesse specie chimiche della coppia di partenza che si trovano nella parte opposta della reazione.

6) Si bilanciano gli idrogeni o, eventualmente, gli ossigeni.

Notiamo, in particolare, che reazioni in cui gli ossigeni variano il loro numero di ossidazione sono poco utilizzate negli esercizi, ma tutt'altro che rare in chimica.

L'eventualità presentata nel punto 6) è un sentore di questo ragionamento: qualora l'ossigeno dovesse variare il proprio n.o esso verrebbe trattato come una qualunque specie chimica che partecipa alla reazione. La sua collocazione, quindi, sarebbe quella presentata nel punto 4) e non come specie chimica da trattare ad esercizio quasi concluso.

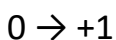
Esercizio 1) Bilanciare la seguente reazione redox:



1) Innanzitutto osserviamo che ci troviamo di fronte a tutte molecole **neutre**: il solo bilancio di massa sarà sufficiente per completare correttamente l'esercizio. Analizziamo i numeri di ossidazione degli elementi e troviamo quelli che variano da reagenti a prodotti:

2) Analizziamo i numeri di ossidazione degli elementi e troviamo quelli che variano da reagenti a prodotti:

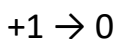
– Il sodio (Na) ha n.o= 0 nei reagenti perchè è un atomo non legato, ma in Na₂O ha n.o= +1. Abbiamo trovato la prima specie chimica che varia il proprio n.o e, in particolare, che si ossida (cede 1 elettrone);



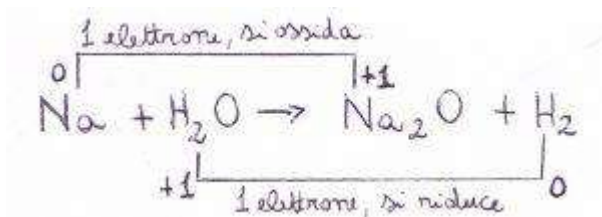
Una specie che si ossida, in una reazione chimica, è sicuramente accompagnata da una specie che si riduce, altrimenti il principio della conservazione della massa non sarebbe rispettato.

– L'ossigeno (O) ha n.o= -2 in H₂O e n.o= -2 in Na₂O. Il suo n.o non varia: non è la specie chimica che cerchiamo;

– L'idrogeno (H) ha n.o= +1 in H₂O, ma n.o= 0 in H₂ perchè la molecola è costituita da atomi aventi identica elettronegatività. L'idrogeno varia il proprio n.o e, in particolare, si riduce (acquista 1 elettrone);



3) Possiamo rappresentare i risultati appena trovati in questo modo:



Il n.o di ogni atomo di Na aumenta di 1;

Il n.o di ogni atomo di H si riduce di 1

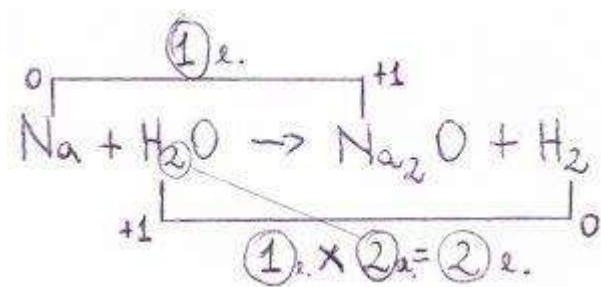
4) A questo punto, per trovare i coefficienti stechiometrici, il metodo redox ci da' la possibilità di iniziare a determinare quelli della *coppia ossidante-riducente (Na-H₂O)* o della *coppia ossidata-ridotta (Na₂O-H₂)* così dette perchè tutto il sodio che si ossida è contenuto solo in Na e tutto l'idrogeno che si riduce è contenuto solo in H₂O e, viceversa, tutto il sodio che si è ossidato è contenuto solo in Na₂O così come tutto l'idrogeno che si è ridotto in H₂. Scegliamo arbitrariamente di ragionare sulla *coppia ossidante-riducente (Na-H₂O)*:

Per prima cosa dobbiamo assicurarci che la variazione dei numeri di ossidazione appena trovati sia opportunamente moltiplicata, ove serve, per il numero di atomi degli elementi che si ossidano/riducono. Infatti tale variazione, rappresentata nella precedente figura, è riferita ad un solo atomo di specie ossidante/riducente, ma per i fini del bilanciamento si necessita della variazione totale di elettroni scambiati dalla coppia:

i) Abbiamo a disposizione, tra i reagenti, un solo atomo di Na; ogni volta che avviene la reazione il sodio cede un elettrone per ogni suo atomo $\rightarrow 1e. \times 1 \text{ atomo} = 1e.$ complessivo per reazione;

ii) In H₂O sono presenti due atomi di idrogeno: poichè ogni atomo di idrogeno, ad ogni reazione, acquista 1 elettrone, avremo una variazione totale di 2 elettroni $\rightarrow 1e. \times 2 \text{ atomi} = 2e.$ complessivi per reazione;

Il risultato possiamo rappresentarlo nel seguente modo:



I numeri appena trovati forniscono il rapporto reciproco delle specie Na e H₂O, in coefficienti stechiometrici, come reagenti della reazione e come *coppia ossidante-riducente*. Poichè 1 e 2 sono numeri primi tra loro* completiamo il nostro bilanciamento redox "incrociandoli". Assegneremo, cioè, ad Na il coefficiente 2 (trovato per l'idrogeno) e ad H₂O il coefficiente 1 (trovato per il sodio). La reazione semi-bilanciata sarà:



In termini quantitativi “incrociare” i coefficienti stechiometrici trovati equivale a dire che, per bilanciare il numero di elettroni ceduti dal sodio (1) e il numero di elettroni acquistati dall'idrogeno (2) ad ogni reazione, si necessita di due atomi di Na per ogni molecola di H₂O.

5) = 6) L'ultimo step consiste nel trovare i coefficienti c e d della *coppia ossidata-ridotta*. Contando gli atomi di Na a sinistra (2) risulta evidente che c= 1 affinché il numero di atomi di Na a destra sia uguale; con un ragionamento analogo otteniamo d= 1. La reazione bilanciata è:



dove sono stati omessi i coeff. stechiometrici uguali a 1 per non appesantire la scrittura.

*Nota: Se i coefficienti stechiometrici non fossero stati primi tra loro (ad es.4 e 6) avremmo dovuto trovare il loro massimo comun divisore, dividerli per esso e solo successivamente “incrociarli”.

Esercizio 2) Bilanciare la seguente reazione redox:



1) Anche in questo esempio ci troviamo di fronte a tutte molecole **neutre**: il solo bilancio di massa sarà sufficiente per completare correttamente l'esercizio.

Analizziamo i numeri di ossidazione degli elementi e troviamo quelli che variano da reagenti a prodotti:

2)

– Il potassio (K) ha n.o= +1 sia in KI che in K₂Cr₂O₇. Entrambi sono uguali al n.o= +1 in KCl (prodotto di reazione);

– Lo iodio (I) ha n.o= -1 in KI, ma il suo n.o= 0 in I₂. Questa specie chimica cede un elettrone e, cioè, si ossida;

-1 → 0

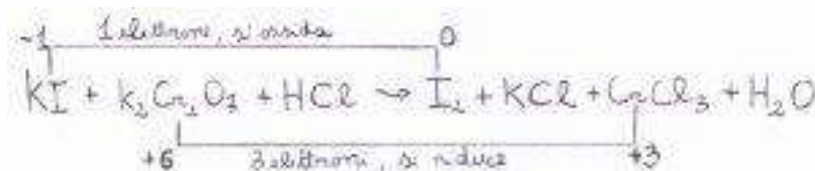
– Il cromo (Cr) ha n.o= +6 in K₂Cr₂O₇, ma n.o= +3 in CrCl₃. Questa specie chimica acquista 3 elettroni e, cioè, si riduce;

+6 → +3

– Il cloro (Cl) ha n.o= -1 in HCl e n.o= -1 in CrCl₃;

- L'ossigeno (O) ha n.o= -2 in $K_2Cr_2O_7$ e n.o= -2 in H_2O ;
- L'idrogeno (H) ha n.o= +1 in HCl e n.o= +1 in H_2O .

3) Otteniamo:



Il n.o di ogni atomo di I aumenta di 1;

Il n.o di ogni atomo di Cr si riduce di 3;

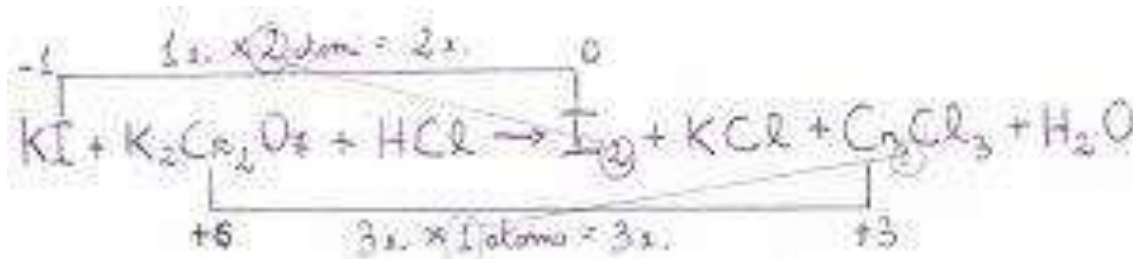
4) Come nel primo esempio possiamo scegliere di ragionare sulla *coppia ossidante-riducente* ($KI-K_2Cr_2O_7$) o su quella *ossidata-ridotta* (I_2-CrCl_3) per cominciare a trovare i loro coefficienti stechiometrici. A fine didattico consideriamo ora la *coppia ossidata-ridotta* (I_2-CrCl_3).

Troviamo, quindi, la variazione totale dei numeri di ossidazione considerando tutti gli atomi delle specie chimiche d'interesse:

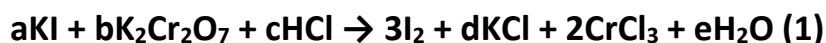
i) In I_2 sono contenuti due atomi di iodio. La variazione del numero di ossidazione per ciascun atomo è pari a 1e. $\rightarrow 1e. \times 2 \text{ atomi} = 2e.$ complessivi per reazione;

ii) In $CrCl_3$ c'è un solo atomo di cromo. La variazione del numero di ossidazione per ciascun atomo è pari a 3e. $\rightarrow 3e. \times 1 \text{ atomo} = 3e.$ complessivi per reazione;

Segue il risultato:



Completiamo il bilanciamento della *coppia ossidata-ridotta* incrociando i coefficienti stechiometrici ottenuti:



5) Per completare l'esercizio possiamo, innanzitutto, determinare i coefficienti stechiometrici della *coppia riducente-ossidante* sulla base di quanto trovato poco fa. Semplici calcoli aritmetici ci dicono che $a=6$ affinché il numero di atomi di iodio sia

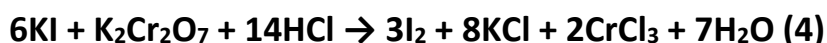
uguale sia a destra che a sinistra e che $b = 1$ di modo che anche il cromo sia bilanciato.



Consideriamo, poi, il potassio (K) il cui numero di atomi a sinistra è pari a 8 (di cui 6 in KI e 2 in $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$). Risulta, quindi, $d = 8$.



6) Il cloro (Cl) a destra conta 14 atomi (di cui 8 in KCl e 6 in CrCl_3) ne consegue che $c = 14$. Con lo stesso ragionamento si ottiene $e = 7$. La reazione bilanciata è:



Nota bene: la seconda parte contiene esempi di reazione in cui o la *coppia ossidante-riducente* o la *coppia ossidata-ridotta* non esistono, che sono i casi a) e b) espressi nel punto 4) dell'Introduzione. Si tratta di reazioni chimiche piuttosto comuni la cui risoluzione, in linea di massima, è simile a quella appena vista. Ciascun esempio sarà presentato con tutte le opportune variazioni.

Attenzione: I nostri PDF a volte non contengono tutto il materiale presente nell'articolo originale o potrebbero non essere aggiornati.

Articolo completo: <http://www.biopills.net/articoli/ripassiamo-aiuto-studio/chimica/introduzione-al-bilanciamento-delle-redox/>

© BioPills. All Rights Reserved