

**UNIVERSITA' DEGLI STUDI DI MILANO**  
**Facoltà di Scienze Matematiche, Fisiche e Naturali**  
**Corso di Laurea Triennale in Chimica**

**CORSO DI:**  
**LABORATORIO DI CHIMICA GENERALE**  
**E INORGANICA**

**Docente:**

**Dr. Alessandro Caselli**

Anno Accademico 2009-2010

# CAPITOLO 4

## Bilanciamento delle reazioni chimiche

## Bilanciamento delle reazioni chimiche

Le reazioni chimica si dividono in:

- 1) Reazioni che avvengono senza trasferimento di elettroni: **reazioni di scambio e reazioni acido-base**;
- 2) Reazioni che avvengono con trasferimento di elettroni: **reazioni di ossido riduzione o redox**.

Una reazione in cui avvengono scambi di elettroni può essere formalmente scomposta in due semireazioni distinte:

- a) Viene definita **ossidazione** una semireazione in cui una specie perde elettroni;
- b) Viene definita **riduzione** una semireazione in cui una specie acquista elettroni.

**Ossidante**            →    **acquista elettroni**            →    **si riduce**

**Riducente**            →    **perde elettroni**            →    **si ossida**

Le equazioni chimiche nelle reazioni di ossidoriduzione vanno bilanciate tenendo conto di:

- 1) **Bilancio delle masse**;
- 2) **Bilancio dei numeri di ossidazione**;
- 3) **Bilancio delle cariche ioniche**.

Esistono diversi metodi di calcolo, tra cui:

- a) Metodo della **variazione del numero di ossidazione**;
- b) Reazioni di **disproporzionamento**;
- c) Metodo **ionico-elettronico** (prima si bilanciano gli ioni e poi gli elettroni).

a) Metodo della **variazione del numero di ossidazione**;

occorre operare come segue:

- 1) Determinare i *n.o.* di tutti gli atomi dei reagenti e dei prodotti.
- 2) Individuare la sostanza ossidante e la sostanza riducente.
- 3) Calcolare il numero di elettroni coinvolti nella semireazione di ossidazione.
- 4) Calcolare il numero di elettroni coinvolti nella semireazione di riduzione.
- 5) Moltiplicare le specie coinvolte nelle due semireazioni per opportuni coefficienti in modo che il numero complessivo di elettroni ceduti ed acquistati sia uguale.
- 6) Bilanciare, se necessario, le specie che non sono intervenute direttamente nella reazione redox, ossia quelle per le quali non c'è stata variazione del *n.o.*

b) Reazioni di **disproporzionamento**;

sono reazioni in cui una specie chimica si comporta contemporaneamente da ossidante e da riducente: in altri termini aumenta e diminuisce il suo *n.o.*

c) Metodo **ionico-elettronico**.

Il modo di procedere è il seguente::

- 1) Si scrive la reazione da bilanciare in forma ionica;
- 2) Utilizzando il *n.o.* si scrivono le semireazioni;
- 3) Si bilanciano gli atomi di ciascuna semireazione usando acqua e  $\text{H}_3\text{O}^+$  se la reazione si svolge in ambiente acido,  $\text{OH}^-$  se la reazione si svolge in ambiente basico;
- 4) Si bilanciano le cariche di ciascuna semireazione aggiungendo gli

elettroni necessari in numero corrispondente alla variazione del numero di ossidazione;

- 5) Si sommano le due semireazioni, eventualmente moltiplicate per opportuni coefficienti, in modo che il numero di elettroni scambiati sia uguale;
- 6) Si aggiungono e si bilanciano le specie che non hanno partecipato direttamente alla reazione redox.

### **Regole per capire se un composto si ionizza.**

Generalmente:

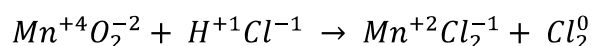
- $\text{Li}^+$ ,  $\text{Na}^+$ , ...,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ... sono sempre dissociati.
- Gli acidi si dissociano quasi sempre.
- Gli idrossidi si dissociano quasi sempre.
- Gli ossidi non si dissociano.
- I sali dei metalli di transizione non sempre si dissociano (comunque è accettabile considerarli dissociati).
- I complessi si considerano in dissociati.

**Bilanciamento reazioni redox***Esercizio*

Bilanciare la seguente reazione chimica:



Per prima cosa bilanciamo i numeri di ossidazione:



Il manganese passa da *n.o.* = +4 a *n.o.* = +2, formalmente acquistando 2 elettroni (si riduce); mentre il cloro passa da *n.o.* = -1 a *n.o.* = 0, formalmente cedendo 1 elettrone. Ci vorranno quindi due ioni cloro meno per ogni molecola di biossido di manganese. Dal solo bilancio degli elettroni si ha:



Conto gli atomi di cloro a destra (2) e a sinistra (4). Devo quindi moltiplicare per 2 le molecole di acido cloridrico:



Bilanci gli atomi di H:



Infine controllo che anche gli ossigeni siano bilanciati.

*Alternativamente posso utilizzare il metodo ionico-elettronico:*



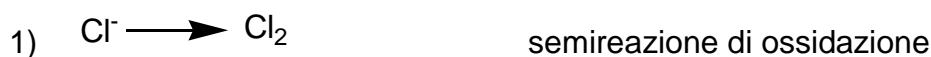
Sono in ambiente acido!!

Scrivo l'equazione in forma ionica:

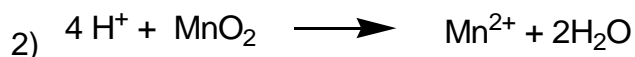
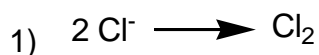


Usando i *n.o.* si trova che il biossido di manganese è la specie ossidante e lo ione cloro meno è la specie riducente.

Scrivo le due semireazioni:

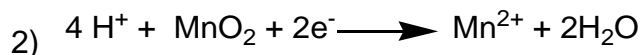
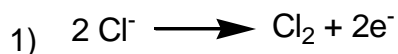


Bilanciamo gli atomi nelle due semireazioni:

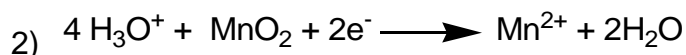


Il bilanciamento della semireazione di riduzione richiede l'aggiunta di altre specie partecipanti alla reazione:  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{H}^+$  in quanto si opera in ambiente acido.

Bilanciamo le cariche con elettroni. Nella semireazione di ossidazione gli elettroni vengono aggiunti a destra, in quella di riduzione a sinistra:

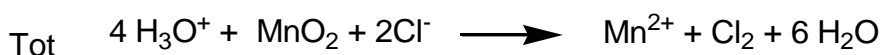
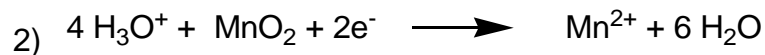
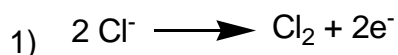


Poiché gli ioni  $\text{H}^+$  in soluzione sono presenti come ioni ossonio,  $\text{H}_3\text{O}^+$ , è più corretto scrivere la seconda semireazione come segue:



Bilanciamo gli elettroni scambiati nelle due semireazioni. In entrambe le semireazioni sono scambiati due elettroni, quindi non c'è bisogno di nessuna

operazione. Sommiamo le due semireazioni per ottenere la reazione redox:



Solo a questo punto bilanciamo le specie che non sono intervenute nella reazione redox. I 4 ioni ossonio provengono da HCl: a sinistra perciò sono necessari complessivamente 4 Cl<sup>-</sup> due dei quali non entrano in reazione e compaiono a destra inalterati, equilibrando le cariche di Mn<sup>2+</sup>.

La reazione completa è:



Cioè:



I vantaggi di questo metodo sono i seguenti:

- 1) Le semireazioni ottenute evidenziano le specie che realmente entrano in reazione;
- 2) La conoscenza della corretta reazione redox permette di modificare eventualmente la reazione complessiva pur arrivando allo stesso risultato: infatti, nell'esempio precedente, gli ioni ossonio che entrano in reazione possono essere forniti da un altro acido (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) e gli ioni Cl<sup>-</sup> da un'altra specie (per esempio NaCl, KCl, etc.).
- 3) Le semireazioni di ossidazione e di riduzione così come sono state riportate sono di grande importanza in quanto rappresentano i processi che realmente avvengono, separatamente, qualora per esempio la reazione redox sia utilizzata per produrre corrente elettrica mediante una pila



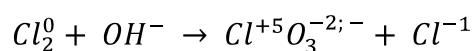
elettrochimica.; le semireazioni sono note come reazioni elettrodiche e sono la base per il calcolo dei potenziali con l'equazione di Nerst.

*Esercizio (Es. 23 pag 137 Clerici – Morocchi).*

Bilanciare la seguente reazione di disproporzione condotta in ambiente basico:



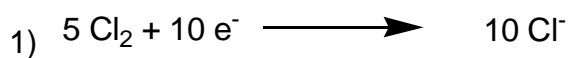
Scriviamo i *n.o.*:



Scriviamo le due semireazioni:



La seconda semireazione (ossidazione) va bilanciata in ambiente basico. In più per bilanciare gli elettroni scambiati devo moltiplicare per 5 la prima semireazione.



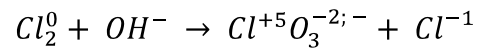
Sommo le due equazioni:



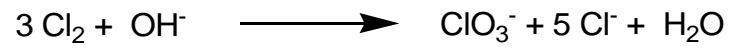
Posso (e devo) dividere per due:



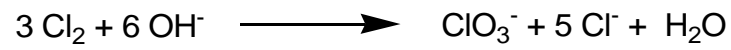
Alternativamente con il metodo della variazione del n.o.:



Bilancio gli elettroni:



Bilancio le cariche:



Bilancio gli H:



Infine controllo gli ossigeni.