**OSSIDORIDUZIONI (redox)**

1. **Cosa sono le ossidoriduzioni?**
2. **Come si riconoscono**
3. **Bilanciamento redox che avvengono in acqua**
4. **Bilanciamento redox in fase gassosa – le combustioni**
5. **Bilanciamento redox che avvengono per riscaldamento solidi**

**Cosa sono le ossidoriduzioni?**

Reazioni che avvengono con trasferimento di elettroni da una sostanza detta riducente (che cede elettroni) ad una che li acquista detta ossidante (che acquista elettroni).

**ESITO DEL TRASFERIMENTO di elettroni:**

* formazione di ioni

es Na + Cl2 → 2 NaCl

* redistribuzione carica elettrica

es H2 + Cl2 → 2 HCl

 **OSSIDORIDUZIONI**

 Individuare tra i reagenti un ossidante e un riducente

**RIDUCENTE (A) OSSIDANTE (B)**

a) cede elettroni a) acquista elettroni

b) contiene un elemento b) contiene un elemento

che aumenta il suo n.ox. che diminuisce il suo n.ox

passando da reagenti passando da reagenti

a prodotti a prodotti

c) riduce il partner c) ossida il partner

di reazione (l’ossidante) di reazione (il riducente)

d) si ossida d) si riduce

**Rid(A) → Ox(A) + ne- Ox(B) + ne- → Rid(B)**

**semireazione di ossidazione semireazione di riduzione**

= perdita di elettroni = acquisto di elettroni

 Queste due semireazioni

 avvengono sempre

 contemporaneamente

 la somma delle due semireazioni è la reazione di ossidoriduzione

 **Rid(A) + Ox(B) → Ox(A) + Rid(B)**

La reazione globale deve soddisfare l’elettroneutralità.

**Il numero di elettroni acquistati dall’ossidante è uguale al numero di elettroni ceduti dal riducente**



**REDOX IN SOLUZIONE ACQUOSA**

**EQUAZIONE IONICA**

**VANTAGGI**

* **più vicina alla realtà**
* **evidenzia le specie che reagiscono**
* **è generale**

**BILANCIAMENTO**

 **BASATO SU:**

* **conto elettroni**
* **principio conservazione massa**
* **principio conservazione carica**

**BILANCIAMENTO OSSIDORIDUZIONI IN SOLUZIONE ACQUOSA**

1. Accertarsi che la reazione sia una redox, individuare l’ossidante e il riducente.

2. Porre la reazione in forma ionica netta.

3. Scrivere la semireazione di riduzione, bilanciare la massa dell’elemento che si

 riduce ed evidenziare gli elettroni acquistati.

4. Idem per la semireazione di ossidazione, evidenziare gli elettroni persi.

5. In entrambe le semireazioni bilanciare le cariche, usando H+ se l’ambiente di

 reazione è acido, OH- se è basico.

6. In entrambe le semireazioni, bilanciare le masse dell’H e dell’O, introducendo opportunamente H2O (a sinistra o a destra). A questo punto controllare se le due semireazioni sono bilanciate.

7. Moltiplicare le due semireazioni per coefficienti tali che il numero di elettroni acquistati nella riduzione sia uguale al numero di elettroni persi nella ossidazione.

8. Sommare le due semireazioni.

9. Controllare il bilancio delle masse e delle cariche.

10. Riportare eventualmente in forma molecolare.

**Domande da porsi prima di bilanciare una reazione:**

1) Che tipo di reazione è ?

2) E’ completa ? Cioè sono rappresentati tutti i reagenti e tutti i prodotti ?

3) In che stato fisico avviene ? Avviene in soluzione acquosa?

4) E’ scritta in forma ionica ?

5) Se avviene in soluzione acquosa, l’ambiente è acido, neutro o basico?

6) Se è una redox, quale è l’ossidante e quale è il riducente ?

**Procedere al bilanciamento.**