Bilanciamento delle Reazioni Redox in ambiente basico

La seguente reazione redox ha un'importante valenza didattica perché permette di mostrare come vanno trattate le reazioni chimiche in forma molecolare e come bilanciare una reazione in ambiente basico sfruttando un piccolo trucco.

$$\mathbf{MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O}$$

Step 1) Reazione globale e numeri di ossidazione

Scriviamo la reazione e assegniamo i numeri di ossidazione alle varie specie:

$$\mathbf{MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O}$$

La presenza dell'idrossido di potassio (KOH) indica chiaramente un ambiente basico. Per semplificare il bilanciamento, si rimuovono inizialmente KOH tra i reagenti e H_2O tra i prodotti, poiché verranno reinseriti naturalmente durante il bilanciamento delle semireazioni. Si eliminano inoltre gli ioni spettatori (in questo caso K^+) che non variano il proprio numero di ossidazione.

Assegnazione dei Numeri di Ossidazione

a) Mn in MnO_2 (diossido di manganese): +4 ⟶ in K_2MnO_4 (manganato di potassio): +6 (Ossidazione)
b) Cl in $KClO_3$(clorato di potassio): +5 ⟶ in KCl (cloruro di potassio): -1 (Riduzione)
c) K (Potassio): +1 (Ione spettatore, invariato)

Anche ossigeno e idrogeno non variano il loro numero di ossidazione, valgono rispettivamente -2 e +1.

L' equazione in forma ionica diventa:

$$\mathbf{MnO_2 + ClO_3^- \rightarrow MnO_4^{2-} + Cl^-}$$

A questo punto scomponiamo la reazione nelle due semireazioni di ossidazione e riduzione e procediamo con il bilanciamento.

Step 2) Semireazione di ossidazione (Ox)

Bilanciare direttamente in ambiente basico aggiungendo ioni OH^- fin da subito è un errore comune tra gli studenti: ogni volta che si aggiunge OH^- per bilanciare l'idrogeno, si introduce anche un atomo di ossigeno, sbilanciando continuamente le molecole d'acqua già sistemate.

Metodo consigliato: si bilanciano prima gli ossigeni con H_2O e gli idrogeni con protoni (H^+) come se fossimo in ambiente acido. Successivamente, si neutralizzano i protoni H^+ aggiungendo un numero pari di ioni OH^- sia a destra che a sinistra (trattando la reazione come un'equazione matematica). I protoni H^+ e gli ioni OH^- sullo stesso lato si combinano formando acqua (H_2O), che viene poi semplificata.

1. Scrittura specie che si ossida:

$$\mathbf{MnO_2 \longrightarrow MnO_4^{2-}}$$

2. Bilanciamento O con H_2O:

$$\mathbf{MnO_2 + 2H_2O \longrightarrow MnO_4^{2-}}$$

3. Bilanciamento H con H^+:

$$\mathbf{MnO_2 + 2H_2O \longrightarrow MnO_4^{2-} + 4H^+}$$

4. Neutralizzazione in ambiente basico (+4OH^- a destra e sinistra):

$$\mathbf{MnO_2 + 2H_2O + 4OH^- \longrightarrow MnO_4^{2-} + 4H^+ + 4OH^-}$$ (che diventano $4H_2O$)

$$\mathbf{MnO_2 + 2H_2O + 4OH^- \longrightarrow MnO_4^{2-} + 4H_2O}$$

5. Semplificazione H_2O (2 H_2O a sinistra con 4 H_2O a destra):

$$\mathbf{MnO_2 + 4OH^- \longrightarrow MnO_4^{2-} + 2H_2O}$$

6. Bilanciamento Elettroni (Mn passa da +4 a +6, cede $2e^-$):

$$\mathbf{MnO_2 + 4OH^- \longrightarrow MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e^-}$$

N.B.: l'atomo di manganese era già bilanciato in massa (1 atomo a sinistra e 1 a destra), altrimenti avremmo dovuto bilanciarlo all' inizio, prima di ossigeno e idrogeno. Gli atomi protagonisti (quelli che si ossidano e quelli che si riducono, devono essere bilanciati per primi)

Gli elettroni vengono aggiunti TRA I PRODOTTI perché il manganese si ossida aumentando il numero di ossidazione da +4 a +6.

A questo punto conviene effettuare una verifica intermedia per controllare se abbiamo svolto tutto correttamente.

Verifica cariche: a sinistra abbiamo 4 cariche negative ($4OH^-$). A destra abbiamo 2 cariche negative dallo ione manganato (MnO_4^{2-}) e 2 dagli elettroni ($2e^-$), per un totale di 4 cariche negative su entrambi i lati. La semireazione è corretta!

Step 3) Semireazione di riduzione (Red)

1. Scrittura specie che si riduce:

$$\mathbf{ClO_3^- \longrightarrow Cl^-}$$

2. Bilanciamento O con H_2O:

$$\mathbf{ClO_3^- \longrightarrow Cl^- + 3H_2O}$$

3. Bilanciamento H con H^+:

$$\mathbf{ClO_3^- + 6H^+ \longrightarrow Cl^- + 3H_2O}$$

4. Neutralizzazione in ambiente basico (+6OH^- a destra e sinistra):

$$\mathbf{ClO_3^- + 6H^+ + 6OH^- \longrightarrow Cl^- + 3H_2O + 6OH^-}$$ (che diventano $6H_2O$)

$$\mathbf{ClO_3^- + 6H_2O \longrightarrow Cl^- + 3H_2O + 6OH^-}$$

5. Semplificazione H_2O (6 H_2O a sinistra con 3 H_2O a destra):

$$\mathbf{ClO_3^- + 3H_2O \longrightarrow Cl^- + 6OH^-}$$

6. Bilanciamento Elettroni (Cl passa da +5 a -1, acquista $6e^-$):

$$\mathbf{ClO_3^- + 3H_2O + 6e^- \longrightarrow Cl^- + 6OH^-}$$

Gli elettroni vengono aggiunti TRA I REAGENTI perché il cloro si riduce passando da +5 a -1.

Anche qui procediamo con la verifica intermedia.

Verifica cariche: a sinistra abbiamo -1 (dal clorato) + -6 (dagli elettroni) = -7. A destra abbiamo -1 (dal cloruro) + -6 (da $6OH^-$) = -7. La semireazione è bilanciata in maniera corretta.

Regola d'oro: gli elettroni devono trovarsi da parti opposte nelle due semireazioni, ovvero tra i prodotti nell' ossidazione e tra i reagenti nella riduzione! Se nelle semireazioni ce li ritroviamo dallo stesso lato, allora abbiamo sbagliato qualcosa.

Step 4) Somma delle semireazioni

Le redox avvengono tra partner chimici: il numero di elettroni ceduti dalla specie che si ossida (il manganese) deve eguagliare esattamente quelli acquistati dalla specie che si riduce (il cloro). Poiché l'ossidazione cede 2 elettroni e la riduzione ne accetta 6, il minimo comune multiplo è 6. Moltiplichiamo quindi la semireazione di ossidazione per 3.

Coefficienti di moltiplicazione:

$$\mathbf{Ox\ (cede\ 2e^-) \times 3 \longrightarrow 3MnO_2 + 12OH^- \longrightarrow 3MnO_4^{2-} + 6H_2O + 6e^-}$$

$$\mathbf{Red\ (prende\ 6e^-) \times 1 \longrightarrow ClO_3^- + 3H_2O + 6e^- \longrightarrow Cl^- + 6OH^-}$$

$$\mathbf{3MnO_2 + 12OH^- + ClO^{3-} + 3H_2O + 6e^- \longrightarrow 3MnO_4^{2-} + 6H_2O + 6e^- + Cl^- + 6OH^-}$$

A questo punto procediamo con la somma e le semplificazioni, come se ci trovassimo davanti un'equazione matematica:

a) Elettroni: $6e^-$ a sinistra e $6e^-$ a destra si elidono del tutto.
b) OH^-: $12OH^-$ tra i reagenti e $6OH^-$ tra i prodotti ⟶ rimangono $6OH^-$ tra i reagenti.
c) H_2O: $3H_2O$ tra i reagenti e $6H_2O$ tra i prodotti ⟶ rimangono $3H_2O$ tra i prodotti.

Step 5) Equazioni ionica e molecolare bilanciate

Equazione ionica bilanciata:

$$\mathbf{3MnO_2 + 6OH^- + ClO_3^- \longrightarrow 3MnO_4^{2-} + 3H_2O + Cl^-}$$

Aggiungendo lo ione potassio (K^+) per ciascuno ione presente nella reazione ionica, le molecole originali si ricostruiscono in modo del tutto naturale:

a) $6\ OH^- \longrightarrow 6\ KOH$
b) $ClO_3^- \longrightarrow KClO_3$
c) $3\ MnO_4^{2-} \longrightarrow 3\ K_2MnO_4$
d) $Cl^- \longrightarrow KCl$

Equazione molecolare bilanciata:

$$\mathbf{3MnO_2 + 6KOH + KClO_3 \longrightarrow 3K_2MnO_4 + 3H_2O + KCl}$$

Step 6) Tabella di verifica finale (atomi e cariche)

Si procede con la tabella di verifica finale

Elemento	Reagenti	Prodotti
Manganese (Mn)	**3**	**3**
Cloro (Cl)	**1**	**1**
Potassio (K)	**7**	**7**
Ossigeno (O)	**15**	**15**
Idrogeno (H)	**6**	**6**
Carica netta (molecolare)	**0**	**0**
Carica netta (ionica)	**-7**	**-7**