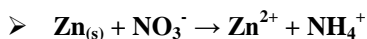


REAZIONI DI OSSIDO-RIDUZIONE: ESERCIZI RISOLTI

Dr. Francesco Musiani

Versione aggiornata al 20.12.2011



Le due semireazioni da bilanciare saranno:



- Bilanciamento di (1):

In questa reazione è lo zinco che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di zinco a sinistra e un atomo di zinco a destra. Gli atomi di zinco sono già bilanciati.

Non ci sono altri atomi, quindi si passa direttamente a bilanciare la carica. A sinistra la carica totale è 0, mentre a destra è +2. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere un numero di elettroni alla parte con carica più positiva sufficiente a pareggiare la carica con la parte meno positiva. Quindi servono 2 elettroni a destra e la reazione risulta essere un'ossidazione.



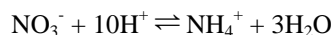
- Bilanciamento di (2):

In questa reazione è l'atomo di azoto a cambiare numero di ossidazione. C'è un atomo di azoto a sinistra e un atomo di azoto a destra della semireazione. Gli atomi di azoto sono già bilanciati.

A sinistra ci sono tre atomi di ossigeno e a destra non ce ne sono, quindi è necessario aggiungere tre atomi di ossigeno a destra sotto forma di 3 molecole d'acqua.



A questo punto, a sinistra non ci sono atomi di idrogeno e a destra ci sono 10 atomi di idrogeno. Si bilanciano gli idrogeni aggiungendo 10 ioni H^+ a sinistra.

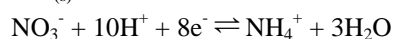
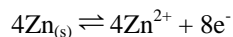


Per bilanciare la carica è necessario aggiungere un numero di elettroni alla parte con carica più positiva sufficiente a pareggiare la carica con la parte meno positiva. La carica è +9 a sinistra e +1 a destra; quindi si devono aggiungere 8 elettroni a sinistra e la reazione risulta essere una riduzione.

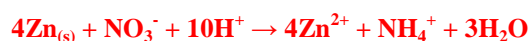
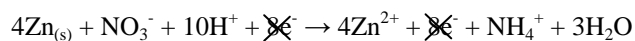


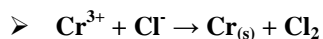
- Bilanciamento delle due semireazioni:

Nella prima semireazione sono coinvolti 2 elettroni, mentre nella seconda 8 elettroni. Il minimo comune multiplo di 2 e 1 è 8, quindi si deve moltiplicare la (1 bilanciata) per 4 e la (2 bilanciata) per 1.

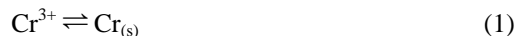


Sommando e semplificando opportunamente si ottiene la reazione bilanciata complessiva:





Le due semireazioni da bilanciare saranno:



- Bilanciamento di (1):

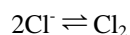
In questa reazione è il cromo che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di cromo a sinistra e un atomo di cromo a destra. Gli atomi di cromo sono già bilanciati.

Non ci sono altri atomi, quindi si passa direttamente a bilanciare la carica. A sinistra la carica totale è +3, mentre a destra è 0. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere un numero di elettroni alla parte con carica più positiva sufficiente a pareggiare la carica con la parte meno positiva. Quindi servono 3 elettroni a sinistra e la reazione risulta essere una **riduzione**.



- Bilanciamento di (2):

In questa reazione è l'atomo di cloro a cambiare numero di ossidazione. C'è un atomo di cloro a sinistra e due atomi di cloro a destra della semireazione, quindi per bilanciare gli atomi di cloro si deve aggiungere un atomo di cloro a sinistra.

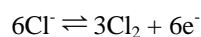
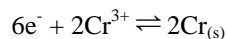


Non ci sono altri atomi, quindi si passa direttamente a bilanciare la carica. A sinistra la carica totale è -2, mentre a destra è 0. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere un numero di elettroni alla parte con carica più positiva sufficiente a pareggiare la carica con la parte meno positiva. Quindi servono 2 elettroni a destra e la reazione risulta essere un' **ossidazione**.

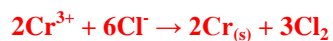
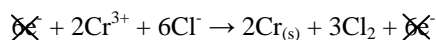


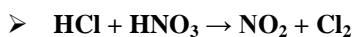
- Bilanciamento delle due semireazioni:

Nella prima semireazione sono coinvolti 3 elettroni, mentre nella seconda 2 elettroni. Il minimo comune multiplo di 3 e 2 è 6, quindi si deve moltiplicare la (1 bilanciata) per 2 e la (2 bilanciata) per 3.



Sommando e semplificando opportunamente si ottiene la reazione bilanciata complessiva:



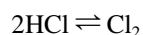


Le due semireazioni da bilanciare saranno:

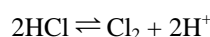


- Bilanciamento di (1):

In questa reazione è il cloro che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di cloro a sinistra e due atomi di cloro a destra, quindi occorre aggiungere un atomo di cloro a sinistra.



Non ci sono atomi di ossigeno, quindi si bilanciano gli atomi di idrogeno. A sinistra ci sono 2 atomi di idrogeno mentre a destra non ce ne sono. Si bilanciano gli idrogeni aggiungendo 2 ioni H^+ a destra.



Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è 0, mentre a destra è +2. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere un numero di elettroni alla parte con carica più positiva sufficiente a pareggiare la carica con la parte meno positiva. Quindi servono 2 elettroni a destra e la reazione risulta essere un'ossidazione.

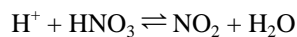


- Bilanciamento di (2):

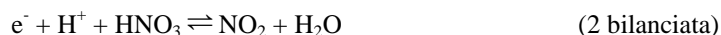
In questa reazione è l'azoto che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di azoto sia a sinistra che a destra, quindi gli atomi di azoto sono bilanciati. A sinistra ci sono 3 atomi di ossigeno mentre a destra ce ne sono 2, quindi si deve aggiungere 1 atomo di ossigeno a destra sotto forma di 1 molecole d'acqua.



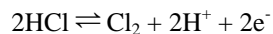
A destra ci sono 2 atomi di idrogeno e a sinistra uno. Si bilanciano gli idrogeni sommando 1 ione H^+ a sinistra.



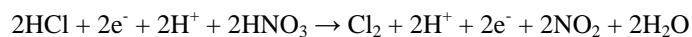
Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è +1, mentre a destra è 0. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere un numero di elettroni alla parte con carica più positiva sufficiente a pareggiare la carica con la parte meno positiva. Quindi serve 1 elettrone a sinistra e la reazione risulta essere una riduzione.



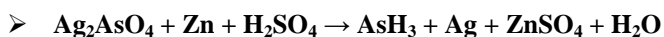
- Bilanciamento delle due semireazioni: nella prima semireazione sono coinvolti 2 elettroni, mentre nella seconda 1. Il minimo comune multiplo di 2 e 1 è 2, quindi si deve moltiplicare la (1 bilanciata) per 1 e la (2 bilanciata) per 2.



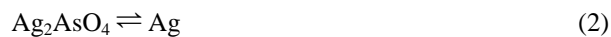
Sommando e semplificando opportunamente si ottiene la reazione bilanciata complessiva:



Quindi: $2\text{HCl} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

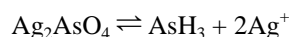


In questo caso sono tre gli elementi che cambiano numero di ossidazione (Ag, As e Zn), occorrerà quindi scrivere tre semireazioni indipendenti:

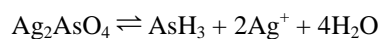


- Bilanciamento di (1):

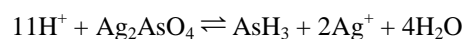
In questa reazione è l'arsenico che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di arsenico sia a sinistra che a destra, quindi gli atomi di arsenico sono già bilanciati. I due atomi di argento che si trovano a sinistra devono essere aggiunti anche a destra sotto forma di due ioni Ag^+ .



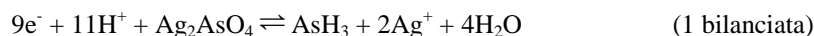
A sinistra ci sono 4 atomi di ossigeno mentre a destra non ce ne sono. Si bilanciano gli atomi di ossigeno aggiungendo 4 atomi di ossigeno a destra sotto forma di 4 molecole di H_2O .



A destra ci sono 11 atomi di idrogeno e a sinistra nessuno. Si bilanciano gli idrogeni sommando 11 ione H^+ a sinistra.



Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è +11, mentre a destra è +2. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere un numero di elettroni alla parte con carica più positiva sufficiente a pareggiare la carica con la parte meno positiva. Quindi servono 9 elettroni a sinistra e la reazione risulta essere una **riduzione**.

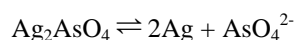


- Bilanciamento di (2):

In questa reazione è l'argento che cambia numero di ossidazione. Ci sono due atomi di argento sia a sinistra e uno solo a destra, quindi occorre aggiungere un atomo di argento a destra.



A sinistra c'è un atomo di arsenico, mentre a destra non ce ne sono. Si bilancia l'atomo di arsenico aggiungendo a destra un gruppo AsO_4^{2-} . In questo modo anche gli atomi di ossigeno risultano bilanciati.

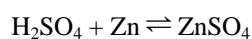


Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è 0, mentre a destra è -2. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere un numero di elettroni alla parte con carica più positiva sufficiente a pareggiare la carica con la parte meno positiva. Quindi servono 2 elettroni a sinistra e la reazione risulta essere una **riduzione**.



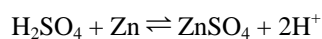
- Bilanciamento di (3):

In questa reazione è lo zinco che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di zinco sia a sinistra che a destra, lo zinco è quindi già bilanciato. A destra c'è un atomo di zolfo, mentre a sinistra non ce ne sono. Per questa reazione particolare conviene bilanciare l'atomo di zolfo aggiungendo a sinistra una molecola di H_2SO_4 . In questo modo anche gli atomi di ossigeno risultano bilanciati.



(continua nella pagina seguente)

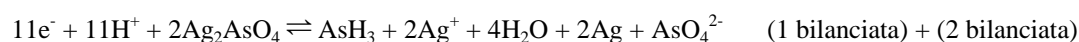
A sinistra ci sono 2 atomi di idrogeno e a destra nessuno. Si bilanciano gli idrogeni sommando 2 ione H^+ a destra.



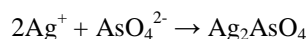
Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è 0, mentre a destra è +2. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere un numero di elettroni alla parte con carica più positiva sufficiente a pareggiare la carica con la parte meno positiva. Quindi servono 2 elettroni a destra e la reazione risulta essere un'ossidazione.



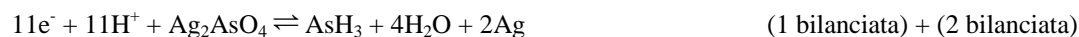
- Bilanciamento delle tre semireazioni: nelle prima semireazioni di riduzione sono coinvolti $9 + 2 = 11$ elettroni, mentre nella terza di ossidazione ne sono coinvolti 2. Il minimo comune multiplo di 11 e 2 è 22, quindi si deve moltiplicare la somma di (1 bilanciata) e (2 bilanciata) per 2 e la (3 bilanciata) per 11.



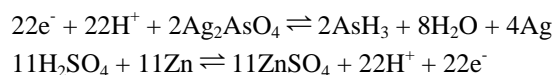
Ma:



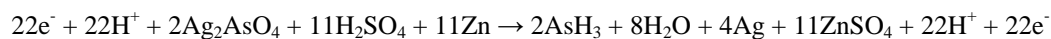
e quindi si può semplificare:



n.b. la “(1 bilanciata) + (2 bilanciata)” deve essere moltiplicata per due a sinistra e a destra.



Sommando e semplificando opportunamente si ottiene la reazione bilanciata complessiva:



Quindi: **$2Ag_2AsO_4 + 11H_2SO_4 + 11Zn \rightarrow 2AsH_3 + 8H_2O + 4Ag + 11ZnSO_4$**

- **Introducendo rame metallico (Cu) in acido nitrico diluito (HNO₃) si forma nitrato di rame (CuNO₃) e gas ossido nitrico (NO). Scrivere l'equazione chimica bilanciata della reazione.**

La reazione da bilanciare è quindi: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CuNO}_3 + \text{NO}$

Le due semireazioni da bilanciare saranno:



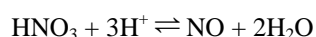
- Bilanciamento di (1):

In questa reazione è l'azoto che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di azoto a sinistra e un atomo di azoto a destra. Gli atomi di azoto sono già bilanciati.

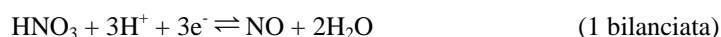
A sinistra ci sono tre atomi di ossigeno e a destra uno solo, quindi è necessario aggiungere due atomi di ossigeno a destra sotto forma di 2 molecole d'acqua.



A questo punto, a sinistra c'è un solo atomo di idrogeno e a destra ci sono 4 atomi di idrogeno. Si bilanciano gli idrogeni aggiungendo 3 ioni H⁺ a sinistra.



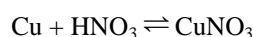
Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è +3, mentre a destra è 0. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere un numero di elettroni alla parte con carica più positiva sufficiente a pareggiare la carica con la parte meno positiva. Quindi servono 3 elettroni a sinistra e la reazione risulta essere una **riduzione**.



- Bilanciamento di (2):

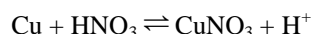
In questa reazione è l'atomo di rame a cambiare numero di ossidazione. C'è un atomo di rame a sinistra e un atomo di rame a destra della semireazione. Gli atomi di rame sono già bilanciati.

Per introdurre un atomo di azoto a destra la cosa più semplice da fare, considerata questa particolare reazione, è aggiungere una molecola di HNO₃ a sinistra.

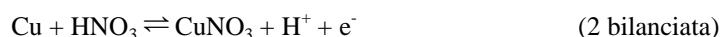


In questo modo anche gli atomi di ossigeno risultano già bilanciati.

Per bilanciare gli atomi di idrogeno è necessario aggiungere uno ione H⁺ a destra.

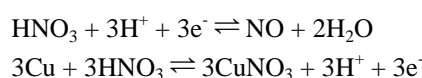


Per bilanciare la carica è necessario aggiungere un numero di elettroni alla parte con carica più positiva sufficiente a pareggiare la carica con la parte meno positiva. La carica è 0 a sinistra e +1 a destra; quindi si deve aggiungere un elettrone a destra e la reazione risulta essere un' **ossidazione**

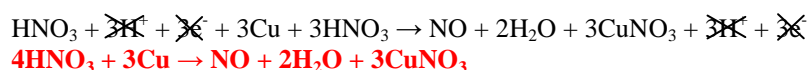


- Bilanciamento delle due semireazioni:

Nella prima semireazione sono coinvolti 3 elettroni, mentre nella seconda un elettrone solo. Il minimo comune multiplo di 3 e 1 è 3, quindi si deve moltiplicare la (1 bilanciata) per 1 e la (2 bilanciata) per 3.



Sommando e semplificando opportunamente si ottiene la reazione bilanciata complessiva:



- **Bilanciare la reazione di ossido-riduzione che coinvolge la riduzione di MnO_4^- da parte dello ione Br^- a dare MnO_2 solido e BrO_3^- , in ambiente basico.**

La reazione da bilanciare è quindi: $\text{MnO}_4^- + \text{Br}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{BrO}_3^-$

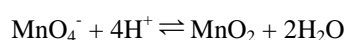
Le due semireazioni da bilanciare saranno:



- Bilanciamento di (1): In questa reazione è il manganese che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di manganese sia a sinistra che a destra, quindi gli atomi di manganese sono bilanciati. A sinistra ci sono 4 atomi di ossigeno mentre a destra ce ne sono 2, quindi si devono aggiungere 2 atomi di ossigeno a destra sotto forma di 2 molecole d'acqua.



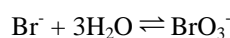
A destra ci sono 4 atomi di idrogeno e a sinistra zero. Si bilanciano gli idrogeni sommando 4 ioni H^+ a sinistra.



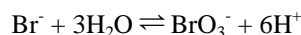
Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è +3 (-1 + (+4)), mentre a destra è 0. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere un numero di elettroni alla parte con carica più positiva sufficiente a pareggiare la carica con la parte meno positiva. Quindi servono 3 elettroni a sinistra e la reazione risulta essere una **riduzione**.



- Bilanciamento di (2): In questa reazione è il bromo che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di bromo sia a sinistra che a destra, quindi gli atomi di bromo sono già bilanciati. A destra ci sono 3 atomi di ossigeno mentre a sinistra zero, quindi si devono aggiungere 3 atomi di ossigeno a sinistra sotto forma di 3 molecole d'acqua.



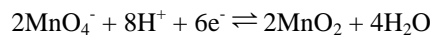
A sinistra ci sono 6 atomi di idrogeno e a destra non ce ne sono. Si bilanciano gli atomi di idrogeno aggiungendo 6 ioni H^+ a destra.



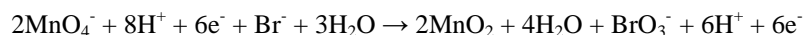
Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è -1, mentre a destra è +5 (-1 + (+6)). Per bilanciare la carica è necessario aggiungere 6 elettroni a destra e la reazione risulta essere un' **ossidazione**.



- Bilanciamento delle due semireazioni: nella prima semireazione sono coinvolti 3 elettroni, mentre nella seconda sei. Il minimo comune multiplo di 3 e 6 è 6, quindi si deve moltiplicare la (1 bilanciata) per 2 e la (2 bilanciata) per 1.



Sommando e semplificando opportunamente si ottiene la reazione bilanciata:

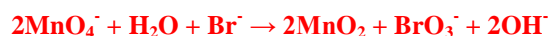


Quindi: $2\text{MnO}_4^- + 2\text{H}^+ + \text{Br}^- \rightarrow 2\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{BrO}_3^-$

Poiché la reazione si svolge in ambiente basico, si rende necessario aggiungere tanti ioni OH^- a sinistra e a destra quanti sono gli ioni H^+ . Quindi si devono aggiungere 2 ioni OH^- a sinistra e a destra. A sinistra, dalla reazione $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$, si otterranno $2\text{H}_2\text{O}$ e a destra rimarranno 2OH^- .



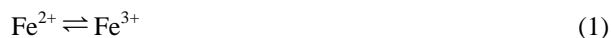
Applicando le opportune semplificazioni si ottiene la reazione bilanciata complessiva:



- **Bilanciare la reazione tra ioni ferrosi (Fe^{2+}) e ioni permanganato (MnO_4^-) a dare ioni ferrici (Fe^{3+}) e Mn^{2+} .**

La reazione da bilanciare è quindi: $\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+}$

Le due semireazioni da bilanciare saranno:



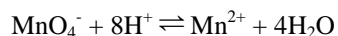
- Bilanciamento di (1): In questa reazione è il ferro che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di ferro sia a sinistra che a destra, quindi gli atomi di ferro sono bilanciati. Non ci sono né atomi di ossigeno né atomi di idrogeno, quindi rimane solo da bilanciare la carica. A sinistra la carica totale è +2, mentre a destra è +3. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere 1 elettrone a destra e la reazione risulta essere un' **ossidazione**.



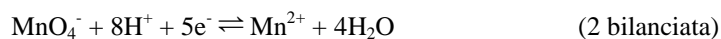
- Bilanciamento di (2): In questa reazione è il manganese che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di manganese sia a sinistra che a destra, quindi gli atomi di manganese sono bilanciati. A sinistra ci sono 4 atomi di ossigeno mentre a destra non ce ne sono, quindi si devono aggiungere 4 atomi di ossigeno a destra sotto forma di 4 molecole d'acqua.



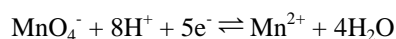
A destra ci sono 8 atomi di idrogeno e a sinistra zero. Si bilanciano gli idrogeni sommando 8 ioni H^+ a sinistra.



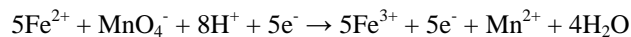
Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è +7 (-1 + (+8)), mentre a destra è +2. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere un numero di elettroni alla parte con carica più positiva sufficiente a pareggiare la carica con la parte meno positiva. Quindi servono 5 elettroni a sinistra e la reazione risulta essere una **riduzione**.



- Bilanciamento delle due semireazioni: nella prima semireazione è coinvolto 1 elettrone, mentre nella seconda 5. Il minimo comune multiplo di 1 e 5 è 5, quindi si deve moltiplicare la (1 bilanciata) per 5 e la (2 bilanciata) per 1.



Sommando e semplificando opportunamente si ottiene la reazione bilanciata complessiva:



Quindi: **$5\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 5\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$**

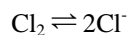
- Sapendo che il potenziale di riduzione della coppia Cl_2/Cl^- è $E^\circ = +1.36 \text{ V}$ e che il potenziale di riduzione della coppia $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ in ambiente basico è $E^\circ = +0.40 \text{ V}$, stabilire se il cloro gassoso può ossidare l'acqua in ambiente alcalino dopo avere scritto la corrispondente reazione bilanciata di ossidoriduzione.

La reazione da bilanciare è quindi: $\text{Cl}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{O}_2$

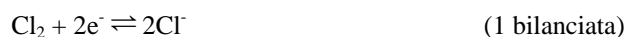
Le due semireazioni da bilanciare saranno:



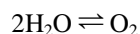
- Bilanciamento di (1): in questa reazione è il cloro che cambia numero di ossidazione. Ci sono due atomi di cloro a sinistra e uno a destra, quindi per bilanciare gli atomi di cloro si deve aggiungere un atomo di cloro a destra.



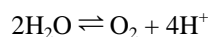
Non ci sono né atomi di ossigeno né atomi di idrogeno, quindi rimane solo da bilanciare la carica. A sinistra la carica totale è 0, mentre a destra è -2 ($2 \cdot (-1)$). Per bilanciare la carica è necessario aggiungere 2 elettroni a sinistra e la reazione risulta essere una **riduzione**.



- Bilanciamento di (2): in questa reazione è l'ossigeno che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di ossigeno a sinistra e due atomi di ossigeno a destra, quindi per bilanciare gli atomi di ossigeno è necessario aggiungere una molecola di H_2O a sinistra.



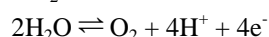
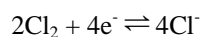
A sinistra ci sono 4 atomi di idrogeno e a destra zero. Si bilanciano gli idrogeni sommando 4 ioni H^+ a destra.



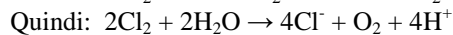
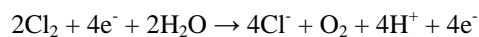
Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è 0, mentre a destra è +4. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere 4 elettroni a destra e la reazione risulta essere un' **ossidazione**.



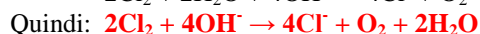
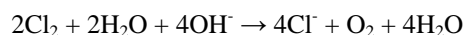
- Bilanciamento delle due semireazioni: nella prima semireazione sono coinvolti 2 elettroni, mentre nella seconda 4. Il minimo comune multiplo di 2 e 4 è 2, quindi si deve moltiplicare la (1 bilanciata) per 2 e la (2 bilanciata) per 1.



Sommando e semplificando opportunamente si ottiene la reazione bilanciata:



Poiché la reazione si svolge in ambiente basico, si rende necessario aggiungere tanti ioni OH^- a sinistra e a destra quanti sono gli ioni H^+ . Quindi si devono aggiungere 4 ioni OH^- a sinistra e a destra. A destra, dalla reazione $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$, si otterranno $4\text{H}_2\text{O}$ e a sinistra rimarranno 4OH^- . Applicando le opportune semplificazioni si ottiene la reazione bilanciata complessiva:



Per verificare se la reazione è spontanea o meno è necessario verificare che sia valida la relazione: $\Delta G^\circ = -nF\Delta E^\circ < 0$. ΔE° si ottiene sottraendo al potenziale di riduzione del catodo (cioè della reazione di riduzione, quindi in questo caso della coppia Cl_2/Cl^-) il potenziale di riduzione dell'anodo (cioè della reazione di ossidazione, in questo caso la coppia $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$). Quindi: $\Delta E^\circ = +1,36 - (+0,40) = 0,96 \text{ V} > 0$. Poiché ΔE° è maggiore di zero, allora $\Delta G^\circ = -nF\Delta E^\circ$ è minore di 0, e quindi **la reazione è spontanea**.

➤ **Bilanciare la seguente reazione di ossido-riduzione: $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$**

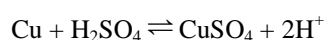
Le due semireazioni da bilanciare saranno:



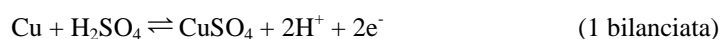
- Bilanciamento di (1): in questa reazione è l'atomo di rame a cambiare numero di ossidazione. C'è un atomo di rame sia a sinistra che a destra della semireazione, quindi gli atomi di rame sono già bilanciati. Per introdurre un atomo di zolfo a destra la cosa più semplice da fare, *considerata questa particolare reazione*, è aggiungere una molecola di H_2SO_4 a sinistra.



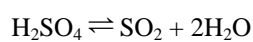
In questo modo anche gli atomi di ossigeno risultano già bilanciati. Per bilanciare gli atomi di idrogeno è necessario aggiungere due ioni H^+ a destra.



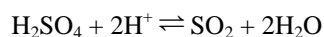
Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è 0, mentre a destra è +2. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere 2 elettroni a destra e la reazione risulta essere un' **ossidazione**.



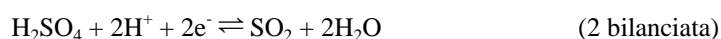
- Bilanciamento di (2): In questa reazione è lo zolfo che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di zolfo sia a sinistra che a destra, quindi gli atomi di zolfo sono bilanciati. A sinistra ci sono 4 atomi di ossigeno mentre a destra 2, quindi si devono aggiungere 2 atomi di ossigeno a destra sotto forma di 2 molecole d'acqua.



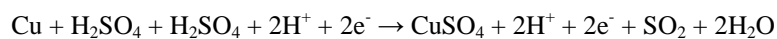
A sinistra ci sono 2 atomi di idrogeno e a destra 4. Si bilanciano gli idrogeni sommando 2 ioni H^+ a sinistra.



Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è +2, mentre a destra è 0. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere 2 elettroni a sinistra e la reazione risulta essere una **riduzione**.



- Bilanciamento delle due semireazioni: nella prima e nella seconda semireazione sono coinvolti 2 elettroni, quindi semplicemente sommando e semplificando opportunamente le due semireazioni bilanciate si ottiene la reazione bilanciata complessiva:



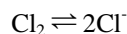
Quindi: **$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$**

➤ **Bilanciare la reazione di ossido-riduzione che coinvolge la disproporzione del cloro molecolare (Cl₂) in cloruro (Cl⁻) e clorato (ClO₃⁻) in ambiente basico.**

Reazione di disproporzione significa che lo stesso reagente si ossida e si riduce per dare differenti prodotti di reazione. In questo caso la reazione da bilanciare è quindi: Cl₂ → Cl⁻ + ClO₃⁻
Le due semireazioni da bilanciare saranno:



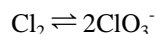
- Bilanciamento di (1): in questa reazione è il cloro che cambia numero di ossidazione. Ci sono due atomi di cloro a sinistra e uno a destra, quindi per bilanciare gli atomi di cloro si deve aggiungere un atomo di cloro a destra.



Non ci sono né atomi di ossigeno né atomi di idrogeno, quindi rimane solo da bilanciare la carica. A sinistra la carica totale è 0, mentre a destra è -2 (2*(-1)). Per bilanciare la carica è necessario aggiungere 2 elettroni a sinistra e la reazione risulta essere una **riduzione**.



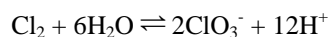
- Bilanciamento di (2): In questa reazione è il cloro che cambia numero di ossidazione. Ci sono due atomi di cloro a sinistra e uno a destra, quindi per bilanciare gli atomi di cloro si deve aggiungere uno ione ClO₃⁻ a destra.



A destra ci sono 6 atomi di ossigeno mentre a sinistra zero, quindi si devono aggiungere 6 atomi di ossigeno a sinistra sotto forma di 6 molecole d'acqua.



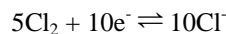
A sinistra ci sono 12 atomi di idrogeno e a destra non ce ne sono. Si bilanciano gli atomi di idrogeno aggiungendo 12 ioni H⁺ a destra.



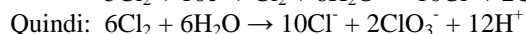
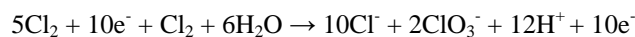
Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è 0, mentre a destra è +10 (-2 + (+12)). Per bilanciare la carica è necessario aggiungere 10 elettroni a destra e la reazione risulta essere un'ossidazione.



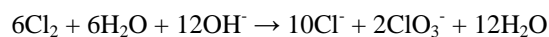
- Bilanciamento delle due semireazioni: nella prima semireazione sono coinvolti 2 elettroni, mentre nella seconda 10. Il minimo comune multiplo di 2 e 10 è 10, quindi si deve moltiplicare la (1 bilanciata) per 5 e la (2 bilanciata) per 1.



Sommando e semplificando opportunamente si ottiene la reazione bilanciata:



Poiché la reazione si svolge in ambiente basico, si rende necessario aggiungere tanti ioni OH⁻ a sinistra e a destra quanti sono gli ioni H⁺. Quindi si devono aggiungere 12 ioni OH⁻ a sinistra e a destra. A destra, dalla reazione OH⁻ + H⁺ → H₂O, si otterranno 12H₂O e a sinistra rimarranno 12OH⁻. Applicando le opportune semplificazioni si ottiene la reazione bilanciata complessiva:



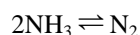
- **Bilanciare la reazione in cui l'ammoniaca reagisce con l'ossido di Cu(II) a dare rame elementare, azoto elementare e acqua, in soluzione basica.**

In questo caso la reazione da bilanciare è quindi: $\text{NH}_3 + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$

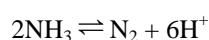
Le due semireazioni da bilanciare saranno:



- Bilanciamento di (1): in questa reazione è l'azoto che cambia numero di ossidazione. Ci sono due atomi di azoto a destra e uno a sinistra, quindi per bilanciare gli atomi di azoto si deve aggiungere una molecola di NH_3 a sinistra.



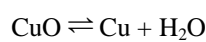
Nella semireazione non compaiono ossigeni, quindi non si devono bilanciare. Per gli atomi di idrogeno, ce ne sono 6 a sinistra e nessuno a destra, quindi occorre aggiungere 6 ioni H^+ a destra.



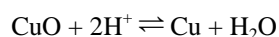
Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è 0, mentre a destra è +6. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere 6 elettroni a destra e la reazione risulta essere un'ossidazione.



- Bilanciamento di (2): in questa reazione è il rame che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di rame sia a sinistra che a destra, quindi gli atomi di rame sono già bilanciati. A sinistra c'è un atomo di ossigeno mentre a destra non ce ne sono, quindi si deve aggiungere 1 atomo di ossigeno a destra sotto forma di una molecola d'acqua.



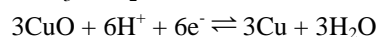
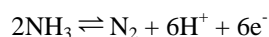
A destra ci sono 2 atomi di idrogeno e a sinistra non ce ne sono. Si bilanciano gli atomi di idrogeno aggiungendo 2 ioni H^+ a sinistra.



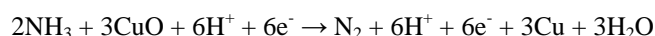
Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è +2, mentre a destra è 0. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere 2 elettroni a sinistra e la reazione risulta essere una riduzione.



- Bilanciamento delle due semireazioni: nella prima semireazione sono coinvolti 6 elettroni, mentre nella seconda 2. Il minimo comune multiplo di 6 e 2 è 6, quindi si deve moltiplicare la (1 bilanciata) per 1 e la (2 bilanciata) per 3.



Sommando e semplificando opportunamente si ottiene la reazione bilanciata:



Quindi: $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O}$

Poiché la reazione si svolge in ambiente basico, sarebbe necessario aggiungere tanti ioni OH^- a sinistra e a destra quanti sono gli ioni H^+ . Poiché non ci sono ioni H^+ né a sinistra né a destra la reazione è già bilanciata.



➤ **Bilanciare la seguente reazione in soluzione alcalina: $\text{Cr}^{3+} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-}$**

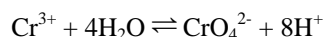
Le due semireazioni da bilanciare saranno:



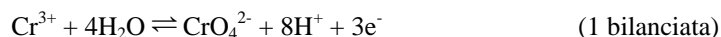
- Bilanciamento di (1): in questa reazione è il cromo che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di cromo sia a sinistra che a destra, quindi gli atomi di cromo sono già bilanciati. A destra ci sono 4 atomi di ossigeno mentre a sinistra non ce ne sono, quindi si devono aggiungere 4 atomi di ossigeno a sinistra sotto forma di 4 molecole d'acqua.



A sinistra ci sono 8 atomi di idrogeno e a destra non ce ne sono. Si bilanciano gli atomi di idrogeno aggiungendo 8 ioni H^+ a destra.



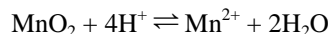
Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è +3, mentre a destra è +6 (-2 + (+8)). Per bilanciare la carica è necessario aggiungere 3 elettroni a destra e la reazione risulta essere un'ossidazione.



- Bilanciamento di (2): in questa reazione è il manganese che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di manganese sia a sinistra che a destra, quindi gli atomi di manganese sono già bilanciati. A sinistra ci sono 2 atomi di ossigeno mentre a destra non ce ne sono, quindi si devono aggiungere 2 atomi di ossigeno a destra sotto forma di 2 molecole d'acqua.



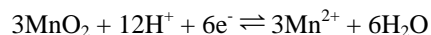
A destra ci sono 4 atomi di idrogeno e a sinistra non ce ne sono. Si bilanciano gli atomi di idrogeno aggiungendo 4 ioni H^+ a sinistra.



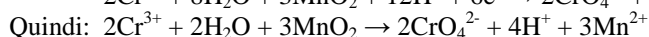
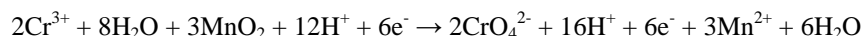
Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è +4, mentre a destra è +2. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere 2 elettroni a sinistra e la reazione risulta essere una riduzione.



- Bilanciamento delle due semireazioni: nella prima semireazione sono coinvolti 3 elettroni, mentre nella seconda 2. Il minimo comune multiplo di 3 e 2 è 6, quindi si deve moltiplicare la (1 bilanciata) per 2 e la (2 bilanciata) per 3.



Sommando e semplificando opportunamente si ottiene la reazione bilanciata:



Poiché la reazione si svolge in ambiente basico, si rende necessario aggiungere tanti ioni OH^- a sinistra e a destra quanti sono gli ioni H^+ . Quindi si devono aggiungere 4 ioni OH^- a sinistra e a destra. A destra, dalla reazione $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$, si otterranno 4 H_2O e a sinistra rimarranno 4 OH^- . Applicando le opportune semplificazioni si ottiene la reazione bilanciata complessiva:



- **Bilanciare la seguente reazione: $\text{Fe(II)} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Fe(III)} + \text{Cr(III)}$, e calcolare la costante di equilibrio della reazione sapendo che $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0.77 \text{ V}$ e $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = +1.33 \text{ V}$.**

In questo caso la reazione da bilanciare è quindi: $\text{Fe}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Cr}^{3+}$

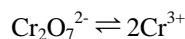
Le due semireazioni da bilanciare saranno:



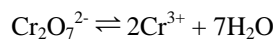
- Bilanciamento di (1): In questa reazione è il ferro che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di ferro sia a sinistra che a destra, quindi gli atomi di ferro sono bilanciati. Non ci sono né atomi di ossigeno né atomi di idrogeno, quindi rimane solo da bilanciare la carica. A sinistra la carica totale è +2, mentre a destra è +3. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere 1 elettrone a destra e la reazione risulta essere un' **ossidazione**.



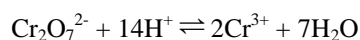
- Bilanciamento di (2): in questa reazione è il cromo che cambia numero di ossidazione. Ci sono due atomi di cromo a sinistra e uno a destra, quindi per bilanciare il cromo è necessario aggiungere uno ione Cr^{3+} a destra.



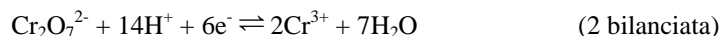
A sinistra ci sono 7 atomi di ossigeno mentre a destra non ce ne sono, quindi si devono aggiungere 7 atomi di ossigeno a destra sotto forma di 7 molecole d'acqua.



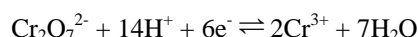
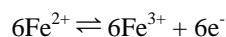
A destra ci sono 14 atomi di idrogeno e a sinistra non ce ne sono. Si bilanciano gli atomi di idrogeno aggiungendo 14 ioni H^+ a sinistra.



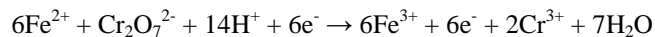
Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è +12 (-2 + (+14)), mentre a destra è +6. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere 6 elettroni a sinistra e la reazione risulta essere una **riduzione**.



- Bilanciamento delle due semireazioni: nella prima semireazione è coinvolto 1 elettrone, mentre nella seconda 6. Il minimo comune multiplo di 1 e 6 è 6, quindi si deve moltiplicare la (1 bilanciata) per 6 e la (2 bilanciata) per 1.



Sommando e semplificando opportunamente si ottiene la reazione bilanciata complessiva:



Quindi: **$6\text{Fe}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ \rightarrow 6\text{Fe}^{3+} + 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$**

Per calcolare la costante di equilibrio bisogna applicare le seguenti relazioni:

$$\Delta G^\circ = -nF\Delta E^\circ \text{ e } \Delta G^\circ = -RT\ln K_{\text{eq}} \quad (\text{dove: } n = \text{numero di elettroni scambiato; } F = \text{costante di Faraday; } R = \text{costante dei gas perfetti e } T = \text{temperatura assoluta})$$

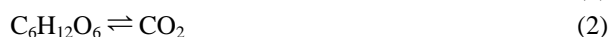
da cui ne deriva che: $-nF\Delta E^\circ = -RT\ln K_{\text{eq}}$ e quindi: $K_{\text{eq}} = \exp[nF\Delta E^\circ/RT]$

ΔE° si ottiene sottraendo al potenziale di riduzione del catodo (cioè della reazione di riduzione, quindi in questo caso della coppia $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$) il potenziale di riduzione dell'anodo (cioè della reazione di ossidazione, in questo caso la coppia $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$). Quindi: $\Delta E^\circ = +1,33 - (+0,77) = 0,56 \text{ V} = 0,56 \text{ J C}^{-1}$. Considerando: $n = 6$, $F = 96485 \text{ C mol}^{-1}$, $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, $T = 298 \text{ K}$ si ottiene:

$$K_{\text{eq}} = \exp[nF\Delta E^\circ/RT] = \exp[(6 \cdot 96485 \cdot 0,56) / (8,314 \cdot 298)] = 6,7 \cdot 10^{56}$$

- **Il permanganato di potassio può essere usato come agente di depurazione di acque reflue. In questo secondo caso reagisce con i composti organici producendo anidride carbonica e acqua. Bilanciare la reazione che coinvolge il glucosio: $\text{MnO}_4^- + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ e scrivere le semireazioni di ossidazione e di riduzione.**

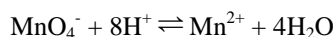
Le due semireazioni da bilanciare saranno:



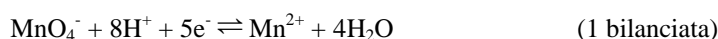
- Bilanciamento di (1): In questa reazione è il manganese che cambia numero di ossidazione. C'è un atomo di manganese sia a sinistra che a destra, quindi gli atomi di manganese sono bilanciati. A sinistra ci sono 4 atomi di ossigeno mentre a destra non ce ne sono, quindi si devono aggiungere 4 atomi di ossigeno a destra sotto forma di 4 molecole d'acqua.



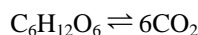
A destra ci sono 8 atomi di idrogeno e a sinistra zero. Si bilanciano gli idrogeni sommando 8 ioni H^+ a sinistra.



Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è +7 (-1 + (+8)), mentre a destra è +2. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere un numero di elettroni alla parte con carica più positiva sufficiente a pareggiare la carica con la parte meno positiva. Quindi servono 5 elettroni a sinistra e la reazione risulta essere una **riduzione**.



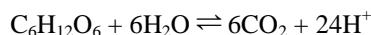
- Bilanciamento di (2): In questa reazione è il carbonio che cambia numero di ossidazione. Ci sono 6 atomi di carbonio a sinistra e un atomo a destra. Quindi per bilanciare il carbonio sarà necessario aggiungere 5 molecole di CO_2 a destra.



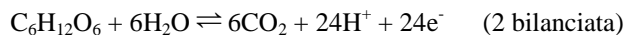
A sinistra ci sono 6 atomi di ossigeno mentre a destra ce ne sono 12, quindi si devono aggiungere 6 atomi di ossigeno a sinistra sotto forma di 6 molecole d'acqua.



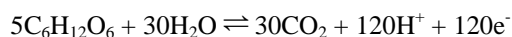
A sinistra ci sono 24 atomi di idrogeno e a destra zero. Si bilanciano gli idrogeni sommando 24 ioni H^+ a destra.



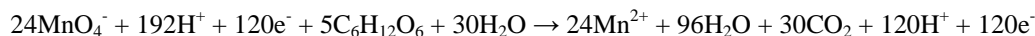
Infine, si bilancia la carica. A sinistra la carica totale è 0, mentre a destra è +24. Per bilanciare la carica è necessario aggiungere un numero di elettroni alla parte con carica più positiva sufficiente a pareggiare la carica con la parte meno positiva. Quindi servono 24 elettroni a destra e la reazione risulta essere un' **ossidazione**.



- Bilanciamento delle due semireazioni: nella prima semireazione sono coinvolti 5 elettroni, mentre nella seconda 24, quindi si deve moltiplicare la (1 bilanciata) per 24 e la (2 bilanciata) per 5.



Sommando e semplificando opportunamente si ottiene la reazione bilanciata complessiva:



Quindi: **$24\text{MnO}_4^- + 72\text{H}^+ + 5\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 24\text{Mn}^{2+} + 66\text{H}_2\text{O} + 30\text{CO}_2$**