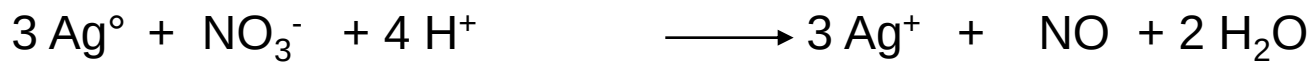
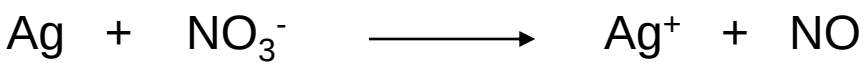
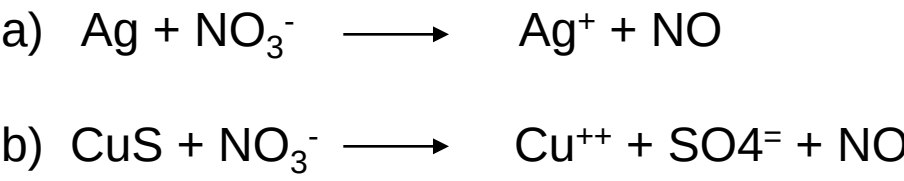


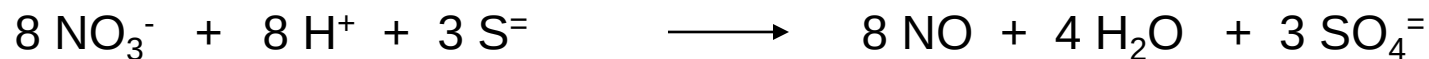
Ossido Riduzione

1. Il numero di ossidazione degli atomi in un qualsiasi elemento libero non combinato è zero.
2. Il numero di ossidazione di un elemento in uno ione monoatomico è uguale alla carica dello ione.
3. La somma dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi di un composto è zero.
4. In uno ione poliatomico, la somma dei numeri di ossidazione degli atomi che lo costituiscono è uguale alla carica dello ione.
5. Il fluoro ha numero di ossidazione -1 nei suoi composti.
6. L'idrogeno ha numero di ossidazione +1 nei suoi composti a meno che non sia combinato con metalli, nel quale caso ha numero di ossidazione -1.
7. L'ossigeno ha generalmente numero di ossidazione -2 nei suoi composti, con le seguenti eccezioni:
 - a) Ha numero di ossidazione -1 nei perossidi. Es. H_2O_2 , CaO_2
 - b) Ha numero di ossidazione $-1/2$ nei superossidi. Es. KO_2 , RbO_2 .
 - c) Quando è combinato con il fluoro, OF_2 ha numero di ossidazione +2

Disproporzione: Processo di ossido-riduzione in cui la stessa sostanza si ossida e si riduce

1. Si completino e si conguagliino le seguenti reazioni che avvengono in soluzione acquosa acida.





Per le soluzioni basiche seguire la seguente regola:

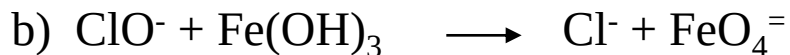
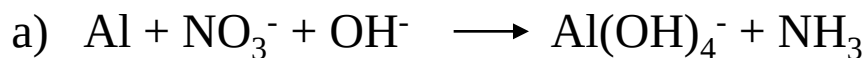
Per ogni ossigeno necessario:

- 1. Aggiungere due OH^- nel lato che ha bisogno di O**
- 2. Aggiungere un H_2O nell'altro lato**

Per ogni idrogeno necessario:

- 1. Aggiungere un H_2O nel lato che ha bisogno di H.**
- 2. Aggiungere un OH^- nell'altro lato**

2. Si completino e si conguagliino le seguenti reazioni che avvengono in soluzione acquosa basica.



Per ogni ossigeno necessario:

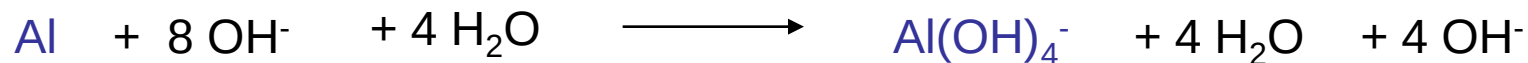
Aggiungere due OH^- nel lato che ha bisogno di O

Aggiungere un H_2O nell'altro lato

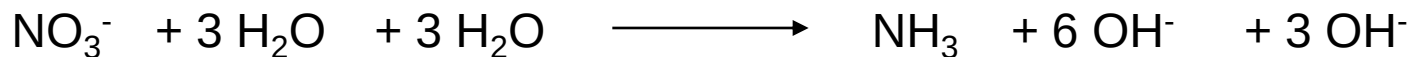
Per ogni idrogeno necessario:

Aggiungere un H_2O nel lato che ha bisogno di H.

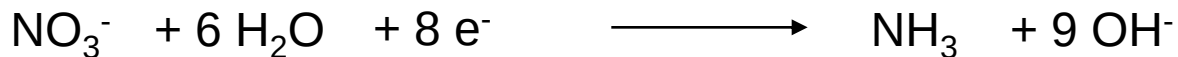
Aggiungere un OH^- nell'altro lato

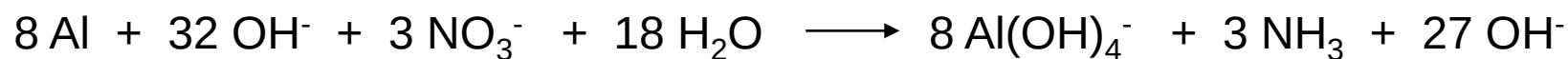
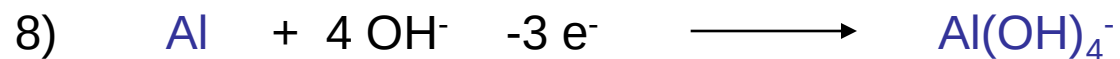


Semplificando



Semplificando

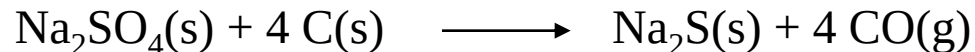




Semplificando

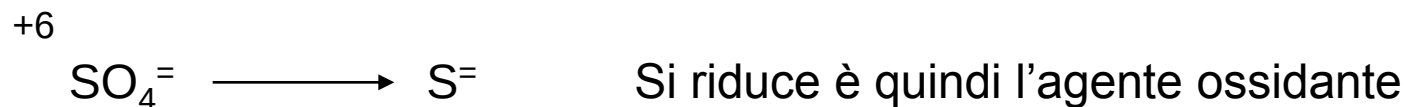


3. il solfuro di sodio è prodotto industrialmente per reazione del solfato di sodio con il carbonio, sotto forma di coke:

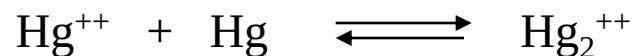


Identificare l'agente ossidante e quello riducente in questa reazione.

Il carbonio nel suo stato naturale ha stato di ossidazione 0



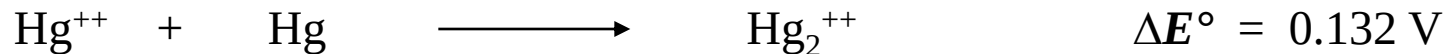
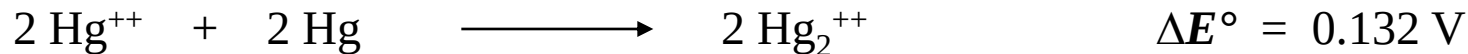
6. Dai valori adatti tratti dalle Tabelle, si calcoli la costante di equilibrio della reazione



Consideriamo le seguenti reazioni:



Si sommano queste due equazioni in modo da ottenere la prima:



Applicando l'equazione di Nernst alla reazione, otteniamo:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0.059}{n} \log \frac{[\text{Hg}_2^{++}]}{[\text{Hg}^{++}]}$$

All'equilibrio $\Delta E = 0$ e quindi:

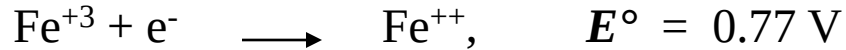
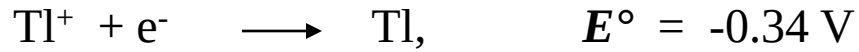
$$\Delta E^\circ = \frac{0.059}{n} \log K; \quad K = 10^{\frac{\Delta E^\circ n}{0.059}}$$

Sostituendo i valori otteniamo:

$$n=1$$

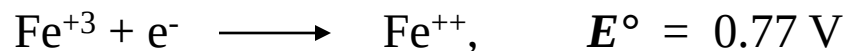
$$K = 1.72 \cdot 10^2$$

9. Una cella galvanica è formata da un semielemento galvanico in cui un filo di platino è immerso in una soluzione contenente Fe^{+3} 1M e Fe^{+2} 1M; l'altro elettrodo consiste di tallio metallico immerso in una soluzione 1M di Tl^+ . Date le seguenti tensioni elettrodeiche normali,

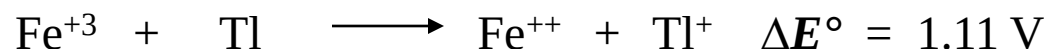


si risponda alle seguenti domande:

- a) Quale elettrodo è il terminale negativo?
- b) Quale elettrodo è il catodo?
- c) Quale è la forza elettromotrice della cella?
- d) Si scriva la reazione che avviene da sinistra a destra allorché la cella funziona spontaneamente.
- e) Quale è la costante di equilibrio di questa reazione?
- f) Come varia la forza elettromotrice della cella diminuendo la concentrazione di Tl^+ ?



Per ottenere la reazione spontanea devo sommare le due reazioni anteriori in modo tale che il valore del potenziale risultante sia positivo.



a) Negativo – anodo – ossidazione Tl

b) Catodo – positivo – riduzione Pt

c) $\Delta E^\circ = 1.11 \text{ V}$

d) Descrizione reazione spontanea (vedere sopra)

Quale è la costante di equilibrio di questa reazione?



$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0.059}{n} \log \frac{[\text{Fe}^{++}][\text{Tl}^+]}{[\text{Fe}^{3+}]}$$

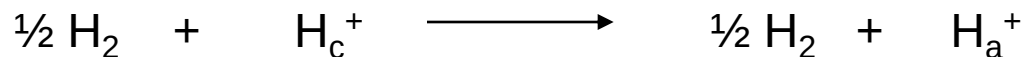
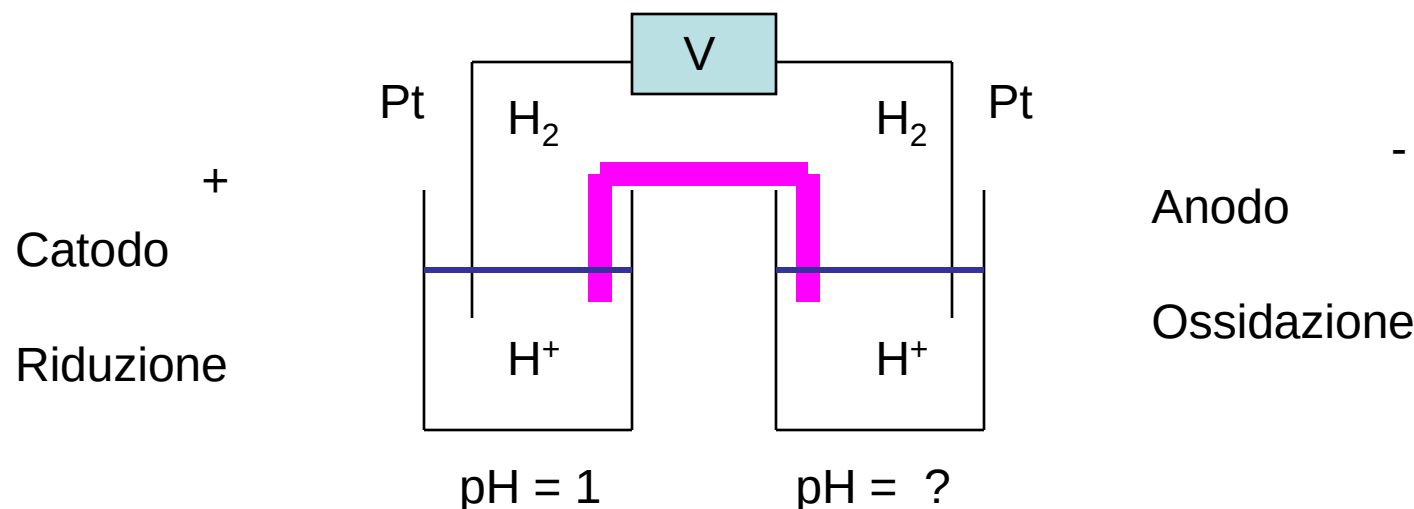
$$\Delta E^\circ = \frac{0.059}{n} \log K; \quad K = 10^{\frac{\Delta E^\circ n}{0.059}} = 6.5 \cdot 10^{18}$$

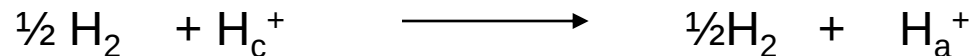
Come varia la forza elettromotrice della cella diminuendo la concentrazione di Tl^+ ?

$$\frac{[\text{Fe}^{++}][\text{Tl}^+]}{[\text{Fe}^{3+}]} = 1 \quad \Delta E = \Delta E^\circ$$

$$\text{Se } [\text{Tl}^+] < 1 \quad \frac{[\text{Fe}^{++}][\text{Tl}^+]}{[\text{Fe}^{3+}]} < 1 \quad \Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0.059}{n} \log(<1) > \Delta E^\circ$$

12. Due elettrodi a idrogeno-ione idrogeno sono collegati per formare una singola cella galvanica. In uno degli elettrodi il pH è 1.0, ma il pH dell'altro elettrodo non è noto. la forza elettromotrice misurata fornita dal completo è 0.16 volt e l'elettrodo di concentrazione nota è positivo. la concentrazione ignota di H^+ è maggiore o minore di 0.1 M? Quale è la concentrazione sconosciuta di H^+ ?





$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0.059}{1} \log \frac{[\text{H}_a^+]}{[\text{H}_c^+]}$$

Alla fine del processo, quando ΔE diventa 0, il sistema raggiunge l'equilibrio e le due concentrazioni saranno uguali.

$$\Delta E^\circ = 0$$

$$0.16 = -\frac{0.059}{1} \log \frac{[\text{H}_a^+]}{0.1}; \quad \frac{0.16}{0.059} = -\log \frac{[\text{H}_a^+]}{0.1}$$

$$\frac{[\text{H}_a^+]}{0.1} = 10^{-\frac{0.16}{0.059}}; \quad [\text{H}_a^+] = 1.9 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 3.72$$