

ELETTROCHIMICA

Studio delle trasformazioni dell'energia chimica e dell'energia elettrica

Conduttori elettrolitici: soluzioni di acidi, di basi e di sali, nonché sali fusi. Ioni che partecipano alle reazioni e agiscono da trasportatori di carica.



CELLE ELETTROLITICHE

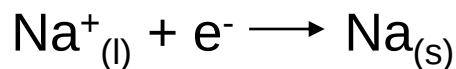
CELLE GALVANICHE

ELETTROLISI

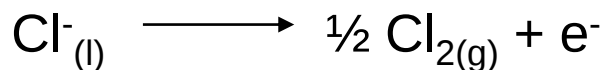
Trasformazione chimica non spontanea prodotta dalla corrente elettrica in una cella elettrolitica



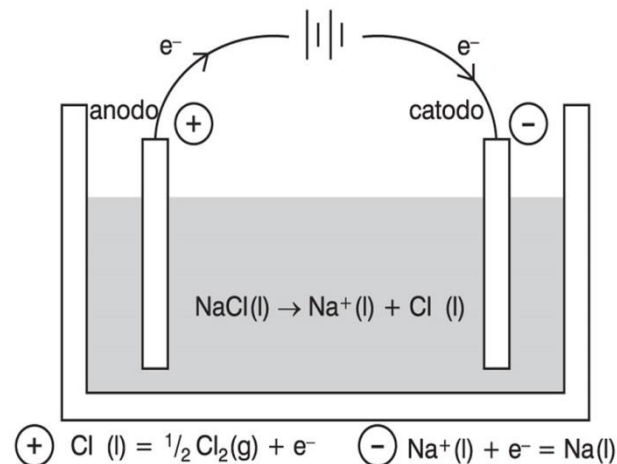
Dissociazione del sale fuso



Riduzione catodica



Ossidazione anodica



LEGGI di FARADAY

Correlazione tra la quantità di sostanza che si produce agli elettrodi e la quantità totale di elettricità che passa nel circuito

1° legge di Faraday

La quantità di sostanza che viene ossidata o ridotta (quantità di sostanza che si scarica) a un elettrodo è proporzionale alla quantità di elettricità che passa nella cella

2° legge di Faraday

Una stessa quantità di carica (Faraday, $1F = 96500C$) separa da elettroliti diversi quantità di sostanza corrispondenti alla loro massa equivalente

massa equivalente: massa molare/"z" (z: numero di elettroni che lo ione mette in gioco nel processo redox)

Faraday: quantità di elettricità trasportata da una mole di elettroni, o necessaria per scaricare una mole di elettroni

$$1F \cong 96500C$$

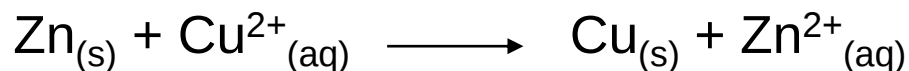
Utilizzo di reazioni chimiche spontanee per ottenere energia elettrica

CELLE GALVANICHE

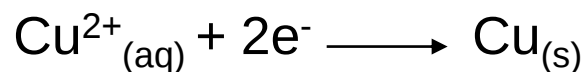
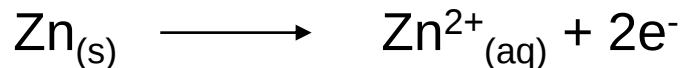
- Celle galvaniche primarie (non ricaricabili): **PILE**
- Celle galvaniche secondarie (ricaricabili): **BATTERIE**

PILE

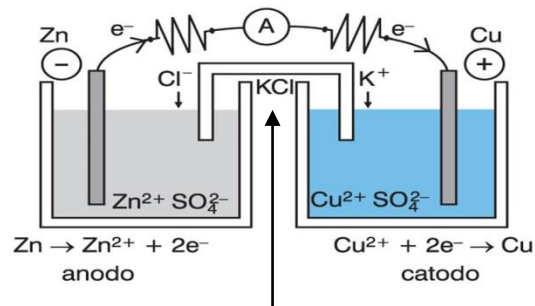
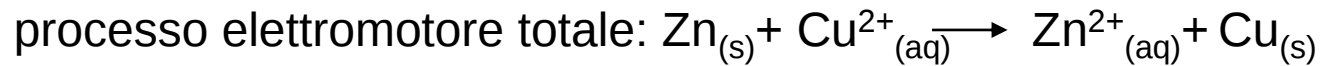
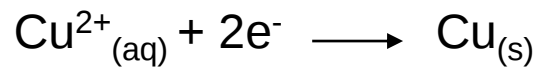
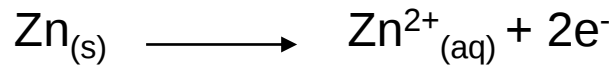
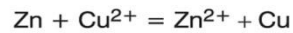
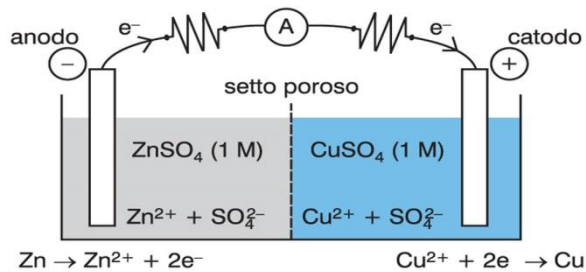
Lamina di zinco a contatto con una soluzione di CuSO_4



Semireazioni:



PILA DANIELL



ponte salino

Equazione di Nernst

Potenziale di elettrodo

$$E = E^{\circ} - RT/nF \ln [\text{red}]/[\text{ox}]$$

$$E = E^{\circ} - 0.059/n \log [\text{red}]/[\text{ox}]$$

R = costante dei gas perfetti ($8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$)

n = numero di elettroni coinvolti nel processo

T = temperatura (298 K)

F = faraday (96500 C)

E° : potenziale normale di riduzione ($T = 25^{\circ}\text{C}$, $P = 1 \text{ atm}$, $[\text{conc. soluz.}] = 1.0 \text{ M}$)

Pila Daniell

Catodo: $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - 0.059/2 \log 1/[\text{Cu}^{2+}]$

Anodo: $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} - 0.059/2 \log 1/[\text{Zn}^{2+}]$

Forza elettromotrice della pila

f.e.m. (forza elettromotrice): massima differenza di potenziale esistente tra due elettrodi quando non si ha erogazione di corrente: ΔE

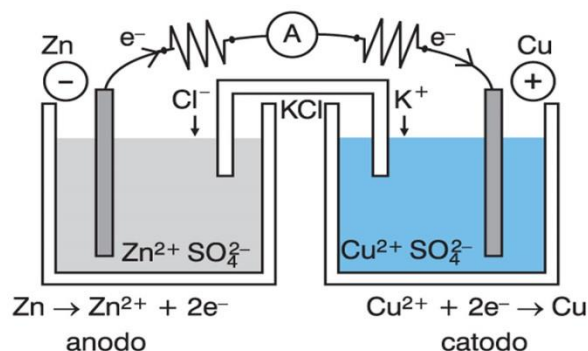
$$\text{f.e.m.} = \Delta E = E_{\text{catodo}} - E_{\text{anodo}}$$

Pila Daniell

$$[\text{Cu}^{2+}] = 1.0 \text{ M}$$

$$[\text{Zn}^{2+}] = 1.0 \text{ M}$$

$$T = 25^\circ\text{C}$$



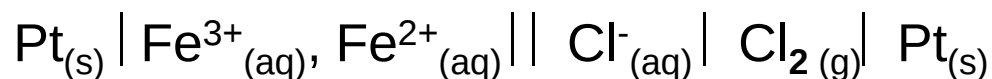
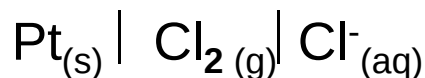
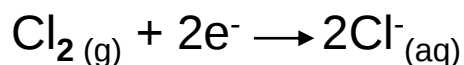
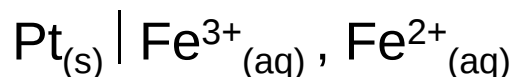
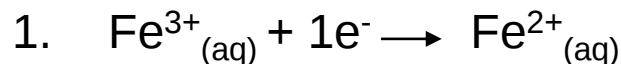
$$\text{f.e.m.}(\Delta E) = E_{\text{semicella Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E_{\text{semicella Zn}^{2+}/\text{Zn}} =$$

$$E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = \Delta E^\circ = 0.34 - (-0.76) = 1.10\text{V}$$

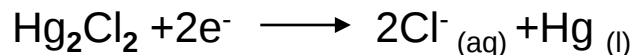
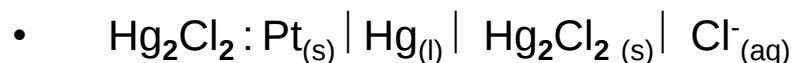
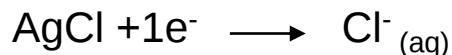
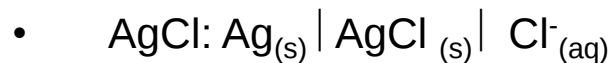
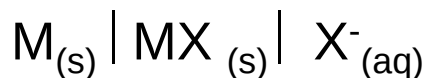
ELETTRODI INERTI

Elettrodi di Pt o di grafite

Esempi:

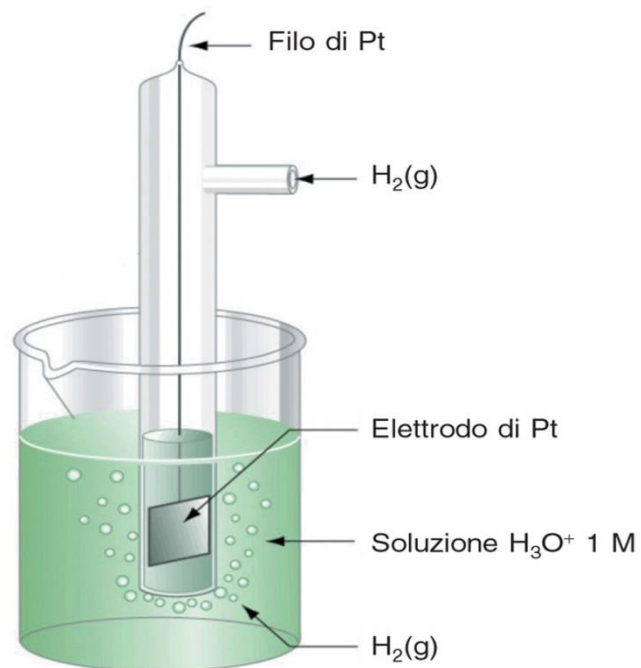


2. Metallo M rivestito di uno strato poroso di un suo sale poco solubile MX ed immerso in una soluzione di ioni X^{-}



ELETTRODO AD IDROGENO IN CONDIZIONI STANDARD

ELETTRODO NORMALE AD IDROGENO



$$E^\circ_{\text{H}_3\text{O}^+ \mid \text{H}_2} = 0.00 \text{ V}$$

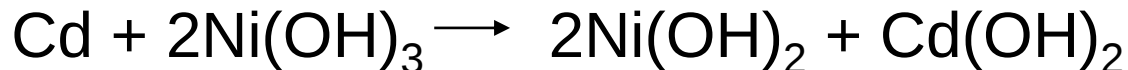
BATTERIE: ricaricabili

Celle nichel-cadmio: NICAD

ANODO: CADMIO

CATODO: Ni(OH)₃ depositato su Ni

Elettrolita: KOH



f.e.m. = 1.4 V