

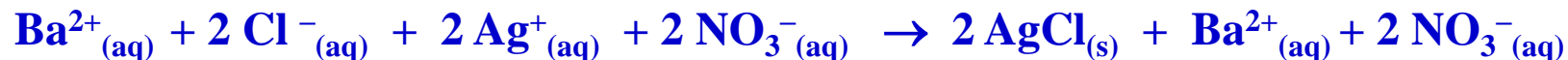
Classificazione delle reazioni chimiche/1

Le reazioni chimiche possono essere divise in due classi principali:

- a) reazioni che avvengono **senza trasferimento di elettroni** (reazioni di scambio, reazioni di neutralizzazione, reazioni di dissociazione, reazioni di combustione)



Questa reazione può essere meglio scritta nel modo seguente:



Considerando che il solido AgCl è un solido ionico, formato da ioni Ag^+ e Cl^- , si può osservare che durante la reazione nessuno degli ioni cambia la propria struttura elettronica.



Classificazione delle reazioni chimiche/2

b) reazioni che avvengono con trasferimento di elettroni (reazioni di **ossidazione o redox**)

Esempio:



Questa reazione può essere meglio scritta nel modo seguente:



Si può osservare che alcune specie cambiano la propria struttura elettronica:

l'atomo di **Zn** da neutro si trasforma in ione **Zn²⁺**;

lo ione **Cu²⁺** si trasforma in atomo neutro **Cu**.

Tali trasformazioni comportano necessariamente uno *scambio di elettroni*:



REAZIONI DI OSSIDO-RIDUZIONE

Una reazione in cui avvengono scambi di elettroni può essere formalmente scomposta in **due semi-reazioni distinte**, una di ossidazione e l'altra di riduzione

Viene definita **ossidazione** una semireazione in cui una specie chimica **perde elettroni** e **riduzione** una semireazione in cui una specie chimica **acquista elettroni**

Nella reazione: $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} + \text{Zn}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})} + \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$
sono individuali le due semi-reazioni:



Un'ossidazione può avvenire solo se contemporaneamente avviene una riduzione.

Viene chiamata **ossidante** la specie che acquista elettroni (cioè quella che si riduce) e **riducente** quella che perde elettroni (cioè quella che si ossida).

Bilanciamento di una reazione chimica senza trasferimento di elettroni

L'equazione chimica ha un significato quantitativo solo quando è **bilanciata**, cioè quando vengono posti davanti ai reagenti ed ai prodotti gli opportuni coefficienti stechiometrici.

PER REAZIONI CHE AVVENGONO SENZA TRASFERIMENTO DI ELETTRONI, i

coefficienti stechiometrici devono soddisfare i seguenti principi:

- **principio di conservazione della massa**
- **principio di conservazione della carica** (per le equazioni chimiche scritte in forma ionica)

Principio di conservazione della massa: il numero totale degli atomi di tutti gli elementi presenti nei prodotti di reazione deve essere uguale al numero totale degli atomi di tutti gli elementi presenti nei reagenti.

Principio di conservazione della carica: la somma algebrica delle cariche degli ioni presenti nei reagenti deve essere uguale alla somma algebrica delle cariche degli ioni presenti nei prodotti.

Bilanciamento di una reazione di ossido-riduzione

PER REAZIONI CHE AVVENGONO CON TRASFERIMENTO DI ELETTRONI, i coefficienti stechiometrici devono soddisfare:

BILANCIAMENTO ELETTRONICO

principio di conservazione della massa

principio di conservazione della carica (per le equazioni chimiche scritte in forma ionica)

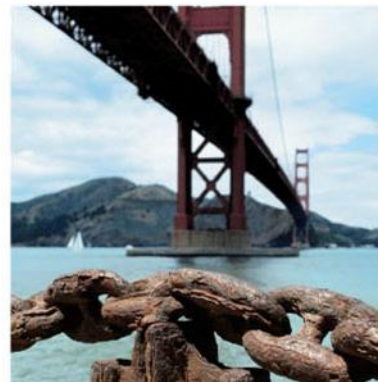
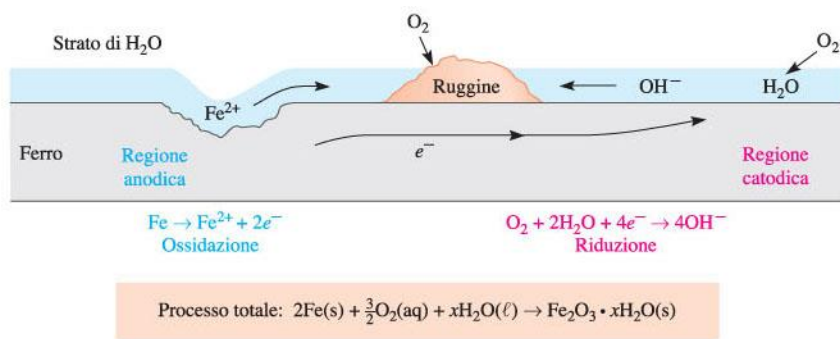
BILANCIAMENTO ELETTRONICO: in una reazione di ossido-riduzione il numero di elettroni ceduti dalla specie riducente deve essere uguale al numero di elettroni acquistati dalla specie ossidante

Il bilanciamento elettronico costituisce la prima operazione da eseguire per il bilanciamento di una ossido-riduzione; solo successivamente vengono applicati i principi di conservazione della massa e della carica, come nel caso di reazioni che avvengono senza trasferimento di elettroni.

Il bilanciamento elettronico viene effettuato attraverso:

- ✳ la determinazione dei numeri di ossidazione di tutte le specie che partecipano alla reazione;
- ✳ la individuazione delle specie che cambiano il proprio numero di ossidazione (specie ossidante e riducente);
- ✳ il riconoscimento delle due semi-reazioni di ossidazione e di riduzione e la valutazione degli elettroni in gioco durante questi due processi;
- ✳ la scelta degli opportuni coefficienti stechiometrici che permettano di eguagliare il numero degli elettroni coinvolti nelle due semireazioni.

Reazioni redox nella vita di tutti i giorni



Charles D. Winters

La corrosione è una reazione elettrochimica indesiderabile con conseguenze economiche molto serie.

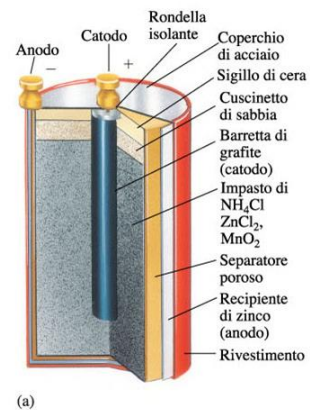


Figura 21-15 (a) La cella Leclanché è una cella a secco che genera una differenza di potenziale di circa 1.6 V. (b) Alcune celle a secco alcaline commerciali.



Elettrochimica

Trasformazione

ENERGIA CHIMICA ↔ ENERGIA ELETTRICA

2 tipi di processi che coinvolgono **REAZIONI REDOX**

1. Celle galvaniche o pile

Processo ossido-riduttivo **SPONTANEO** – trasformazione di **energia chimica** in **energia elettrica**

2. Celle elettrolitiche

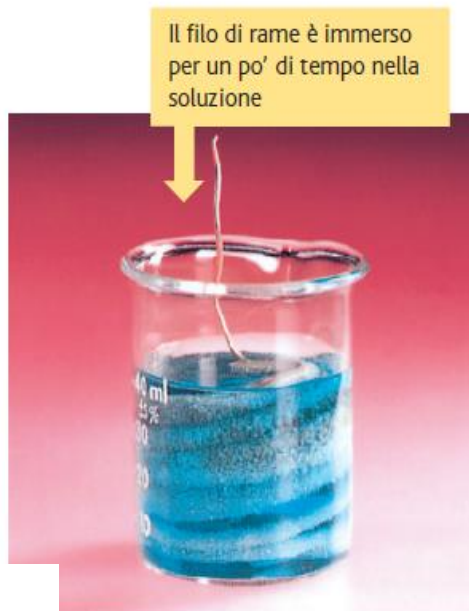
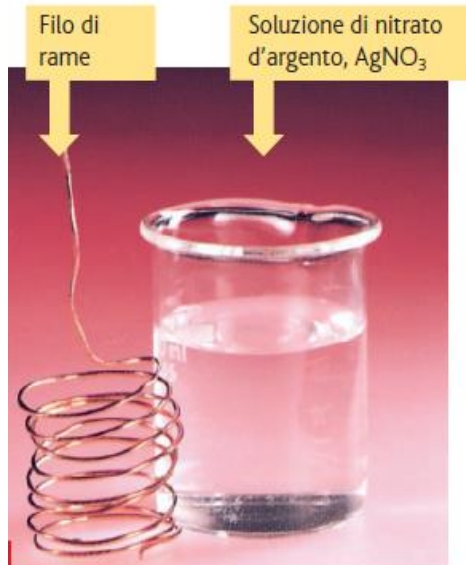
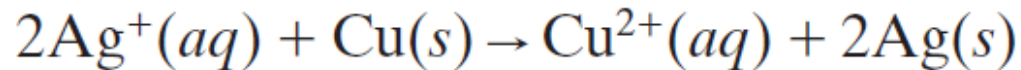
Processo ossido-riduttivo **NON SPONTANEO** – trasformazione di **energia elettrica** in **energia chimica**

Reazioni redox per produrre elettricità

Se un pezzetto di rame metallico viene immerso in una soluzione di nitrato d'argento, si verifica una reazione redox spontanea

- Sul rame si forma gradualmente un deposito grigio chiaro
- La soluzione diventa blu a causa della dissoluzione degli ioni Cu^{2+} idratati

Sebbene sia esotermica, questa reazione non produce energia utile perché la variazione energetica che la accompagna è completamente dispersa sotto forma di calore.



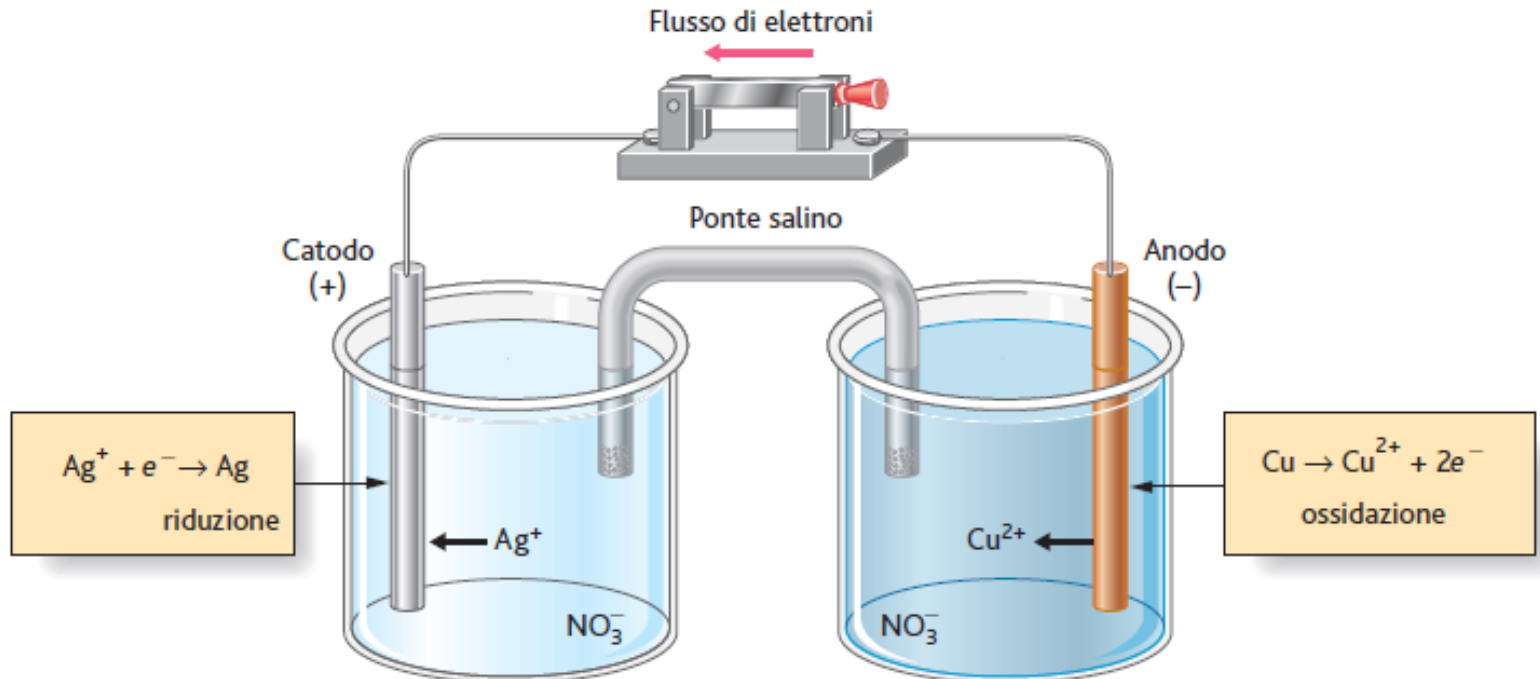
Le celle galvaniche

La stessa reazione può produrre energia elettrica utilizzabile se adoperiamo una cella galvanica, costituita da due *semicelle* in cui avvengono separatamente le semireazioni di ossidazione e riduzione

A sinistra, l'elettrodo d'argento è immerso in una soluzione di AgNO_3

A destra, l'elettrodo di rame è immerso in una soluzione di $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

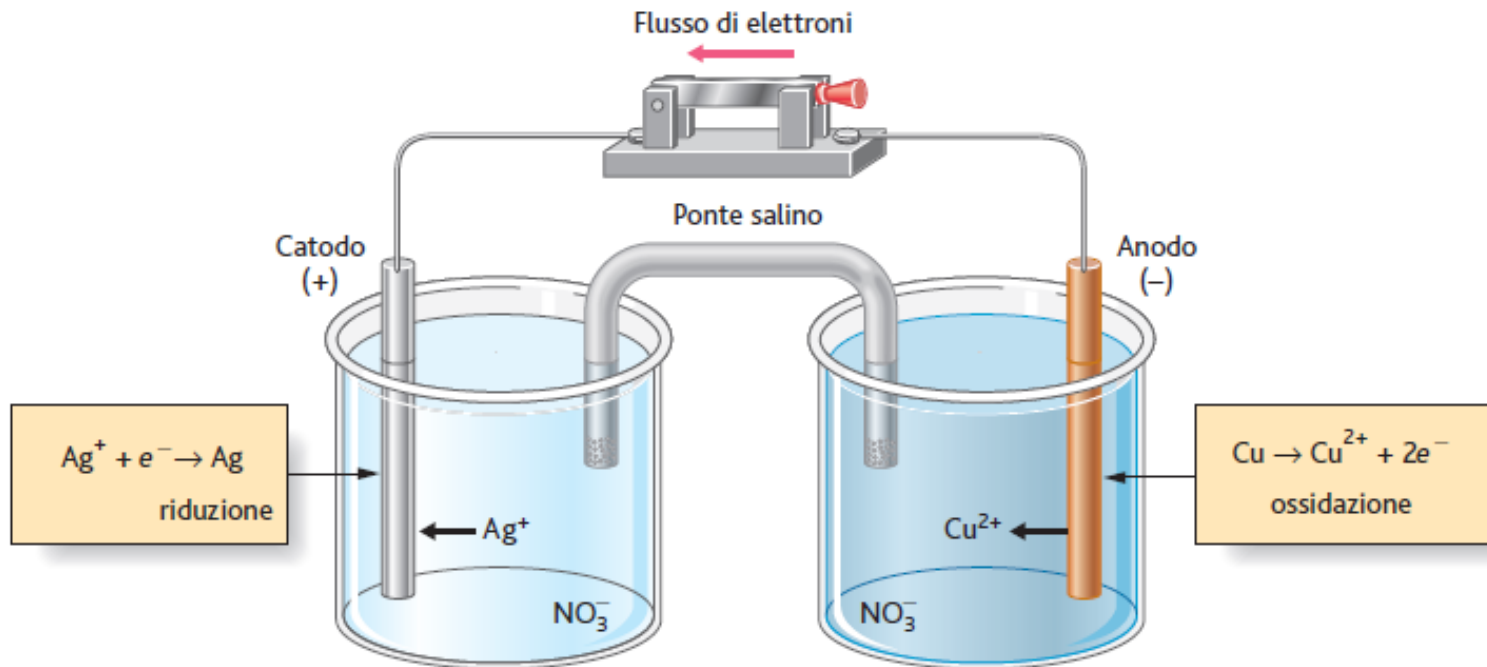
I due elettrodi sono collegati per mezzo di un circuito esterno, mentre le due soluzioni sono connesse da un ponte salino



Le celle galvaniche

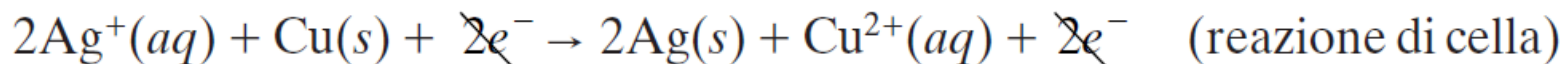
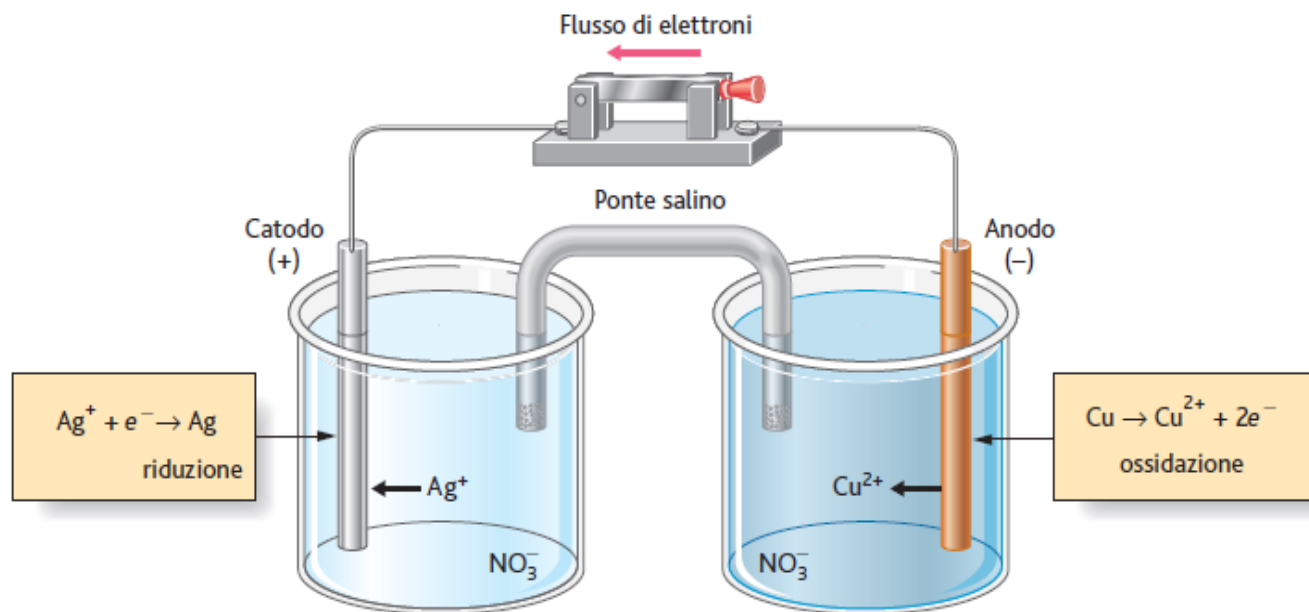
Quando il circuito è chiuso, nel recipiente di sinistra avviene la riduzione degli ioni Ag^+ ad argento metallico (semireazione di riduzione) e in quello di destra l'ossidazione del rame metallico a Cu^{2+} (semireazione di ossidazione).

Gli elettroni liberati nel processo di ossidazione del rame percorrono il circuito esterno sotto forma di corrente elettrica sino a raggiungere l'altro elettrodo, dove sono catturati dagli ioni argento che si riducono



Le celle galvaniche

La reazione complessiva è detta *reazione di cella* e si ottiene sommando fra loro le due semireazioni, dopo aver bilanciato il numero di elettroni scambiati.

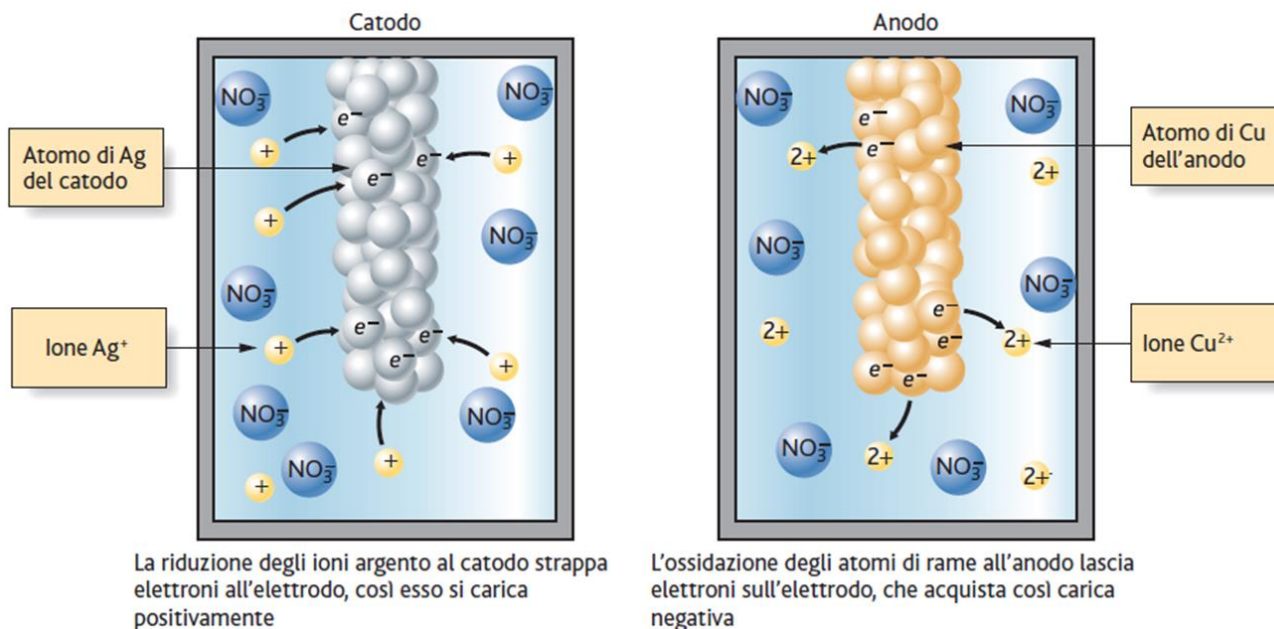


Le celle galvaniche

Nei sistemi elettrochimici, gli elettrodi sono chiamati catodo e anodo

il **catodo** è l'elettrodo su cui avviene la riduzione (acquisto di elettroni)

l'**anodo** è l'elettrodo su cui avviene l'ossidazione (perdita di elettroni)



Nel circuito esterno della cella, la carica elettrica è trasportata da un elettrodo all'altro grazie al movimento degli *elettroni che si spostano dall'anodo, dove vengono liberati dal processo di ossidazione, verso il catodo, dove sono catturati dalla sostanza che si riduce*

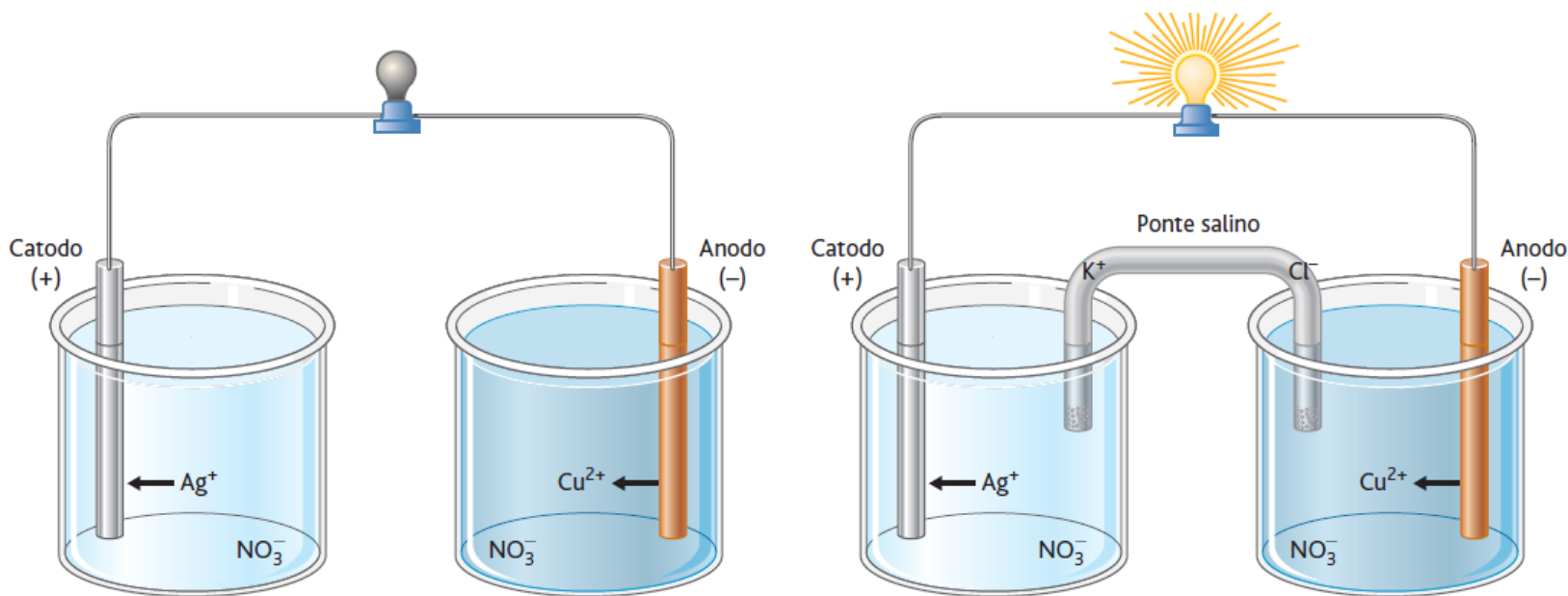
Questo tipo di conduzione, caratteristica dei metalli, si chiama **conduzione metallica**

Le celle galvaniche

Se questi processi si prolungassero nel tempo, la soluzione anodica diverrebbe rapidamente positiva mentre quella catodica acquisterebbe carica negativa

Una cella galvanica, però, può funzionare solo se le soluzioni delle due semicelle rimangono elettricamente neutre

Il *ponte salino* della figura consente lo spostamento ionico necessario per mantenere la neutralità delle soluzioni. Un ponte salino è un tubo riempito con una soluzione di un sale costituito da ioni diversi da quelli coinvolti nella reazione di cella, in genere KNO_3 o KCl

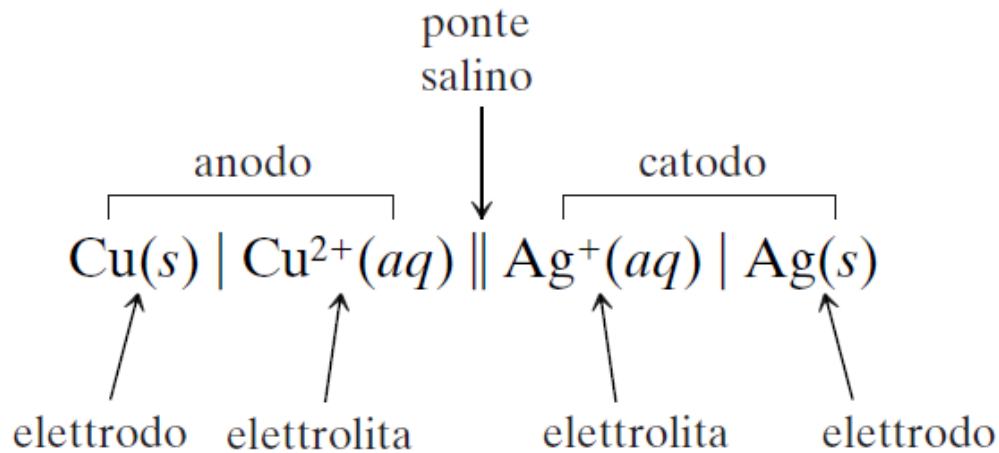


I cationi si muovono in direzione del catodo; gli anioni si muovono in direzione dell'anodo

Le celle galvaniche

I diagrammi di cella

Per convenienza, i chimici hanno ideato un sistema che consente di descrivere in modo sintetico una cella galvanica



In un *diagramma di cella standard*, la **semicella anodica** viene descritta per convenzione a **sinistra**, iniziando dal materiale di cui è costituito l'anodo

La **barra verticale singola** rappresenta il **confine di fase**, in questo caso fra l'elettrodo di rame e la soluzione in cui è immerso che contiene ioni rame

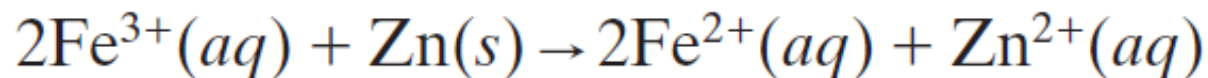
La **doppia barra verticale** indica il **ponte salino** che collega le soluzioni delle due semicelle

La **semicella catodica** è descritta a **destra**, collocando in ultima posizione il materiale di cui è costituito il catodo

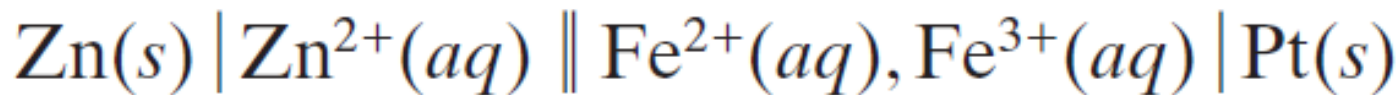
Le celle galvaniche

Gli elettrodi inerti

Talvolta, le forme ossidate e ridotte dei reagenti di una semicella si trovano entrambe in **soluzione**. Per esempio, una cella galvanica può essere costituita da un anodo in cui un elettrodo di zinco è immerso in una soluzione che contiene ioni Zn^{2+} e da un catodo in cui un elettrodo inerte (non reattivo) di platino è immerso in una soluzione che contiene ioni Fe^{2+} e Fe^{3+} . La reazione di cella è:



Il diagramma di cella è il seguente:



In questa cella, la riduzione di Fe^{3+} a Fe^{2+} avviene sulla superficie dell'elettrodo inerte di platino

I potenziali di cella

Una cella galvanica ha la proprietà di far fluire elettroni attraverso un circuito esterno

La grandezza legata a questa proprietà è il potenziale o *forza elettromotrice (f.e.m.)*, che si misura in *volt (V)*

Il potenziale misura la quantità di energia (in *joule*) che può essere liberata per unità SI di carica (il *coulomb*) quando la corrente attraversa il circuito

$$1 \text{ V} = 1 \text{ J C}^{-1}$$

Il potenziale (o *voltaggio*) di una cella galvanica varia a seconda della quantità di corrente che attraversa il circuito

Il potenziale massimo di una data cella è chiamato *potenziale di cella*, E_{cella} , e dipende dalla composizione degli elettrodi, dalla concentrazione degli ioni nelle semicelle e dalla temperatura

RIFERIMENTO: *potenziale standard di cella*, simboleggiato con E°_{cella}

Potenziale della cella quando tutte le concentrazioni ioniche sono 1,00 M, la temperatura è 25 °C e la pressione di eventuali gas coinvolti nella reazione di cella è pari a 1 atm

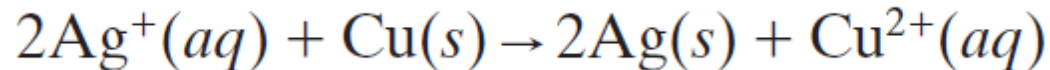
Potenziale standard di cella

Quando due semicelle sono collegate, quella con potenziale di riduzione maggiore (ovvero con una maggiore tendenza a ridursi) acquista elettroni dalla semicella con potenziale di riduzione minore, in cui avviene l'ossidazione

Il potenziale di cella misurato è sempre un numero positivo e rappresenta l'entità della differenza fra i potenziali standard di riduzione delle due semicelle

$$E_{\text{cella}}^{\circ} = \left(\begin{array}{c} \text{potenziale standard} \\ \text{di riduzione} \\ \text{della sostanza che si riduce} \end{array} \right) - \left(\begin{array}{c} \text{potenziale standard} \\ \text{di riduzione} \\ \text{della sostanza che si ossida} \end{array} \right)$$

Esempio: cella rame-argento

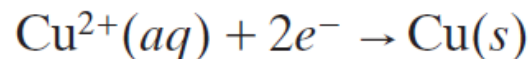


$$E_{\text{cella}}^{\circ} = E_{\text{Ag}^+}^{\circ} - E_{\text{Cu}^{2+}}^{\circ}$$

Calcolo dei potenziali standard di riduzione delle semireazioni

Il *potenziale di riduzione* di ciascuna semireazione, se misurato in condizioni standard (temperatura 25 °C, concentrazioni dei soluti 1,00 M e pressione 1 atm) prende il nome di *potenziale standard di riduzione* ed è simboleggiato con E°_x , dove x indica la sostanza che si riduce

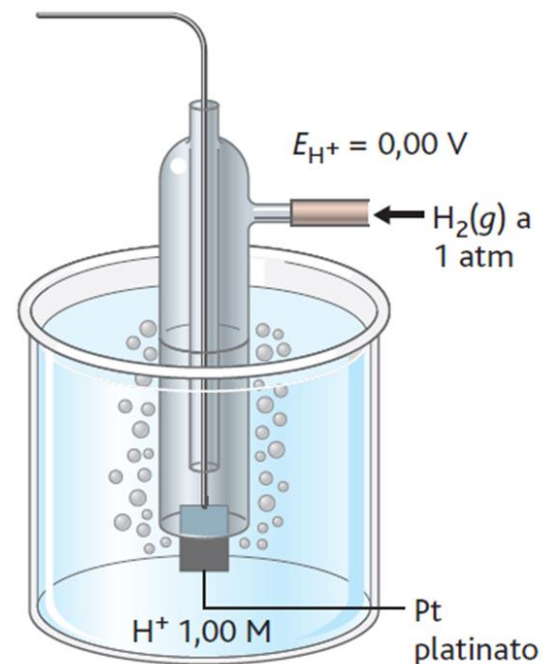
Ad esempio, il potenziale standard di riduzione della semireazione in condizioni standard:



è indicato con $E^\circ_{\text{Cu}^{2+}}$

Poichè non è possibile misurare il potenziale standard di riduzione di una semicella isolata, si misura la differenza di potenziale che si crea quando la semicella è collegata ad un elettrodo standard di riferimento

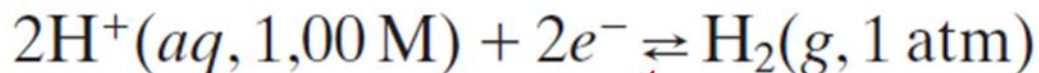
L'elettrodo di riferimento è ***l'elettrodo standard a idrogeno*** a cui è stato attribuito un potenziale standard di riduzione arbitrario di 0 V



L'elettrodo standard a idrogeno

L'elettrodo di platino fornisce un'ampia superficie catalitica su cui viene fatto gorgogliare idrogeno gassoso alla pressione di **1 atm**

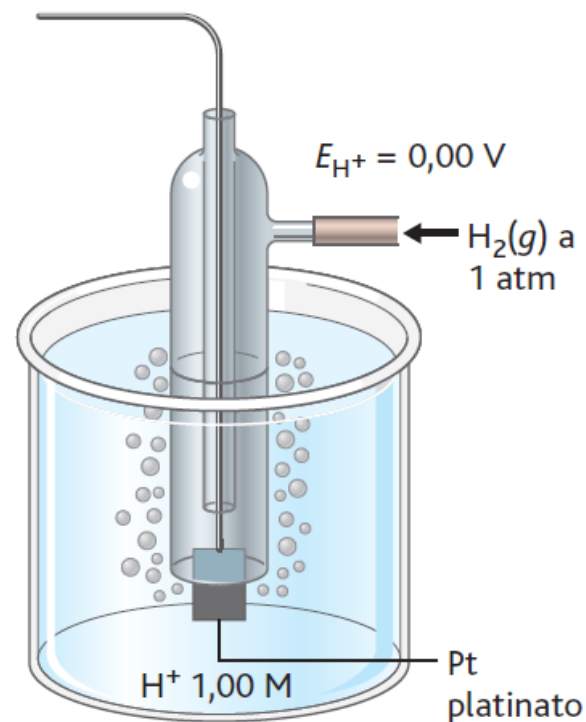
L'elettrodo è immerso in una soluzione, alla temperatura di **25 °C**, nella quale la concentrazione dello ione idrogeno è **1,00 M**. La reazione della semicella è:



$$E_{\text{H}^+}^\circ = 0,00 \text{ V}$$

La doppia freccia indica che la reazione è **reversibile**

La direzione in cui la reazione si svolge dipende dal potenziale di riduzione della semicella con cui l'elettrodo è accoppiato

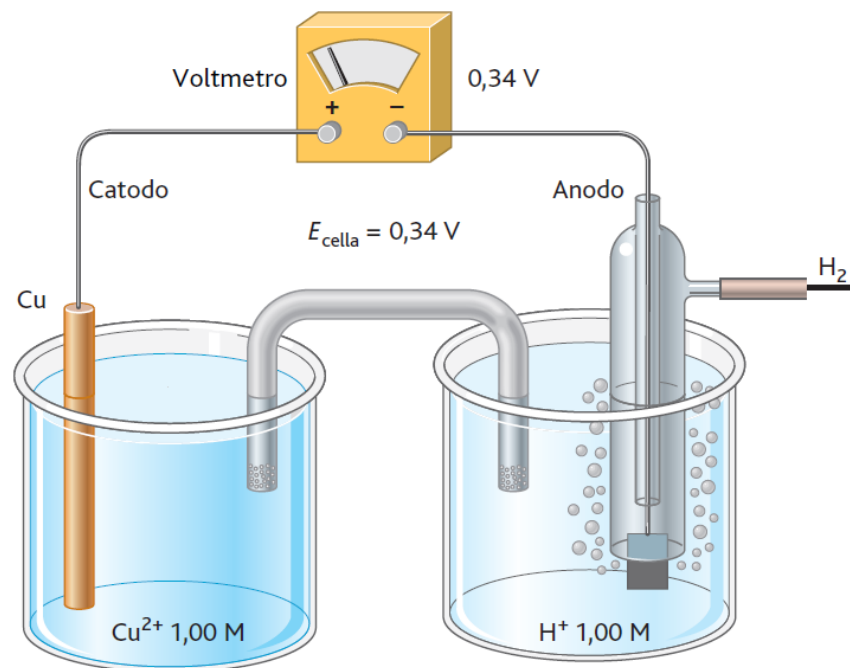
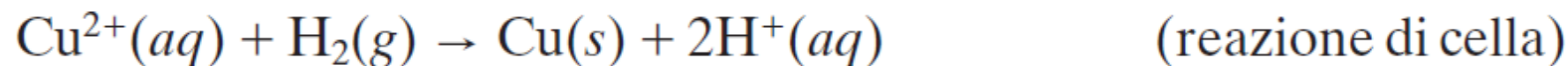
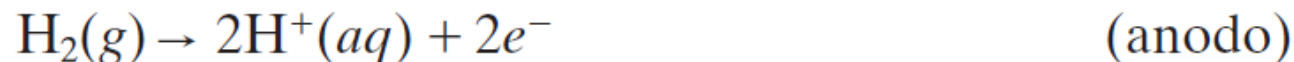


Calcolo dei potenziali standard di riduzione delle semireazioni

Usando un voltmetro per misurare il potenziale della cella, osserviamo che l'elettrodo di rame porta carica positiva e quello di idrogeno carica negativa. Quindi, il rame deve essere il catodo e, durante il funzionamento della cella, Cu^{2+} si riduce a Cu

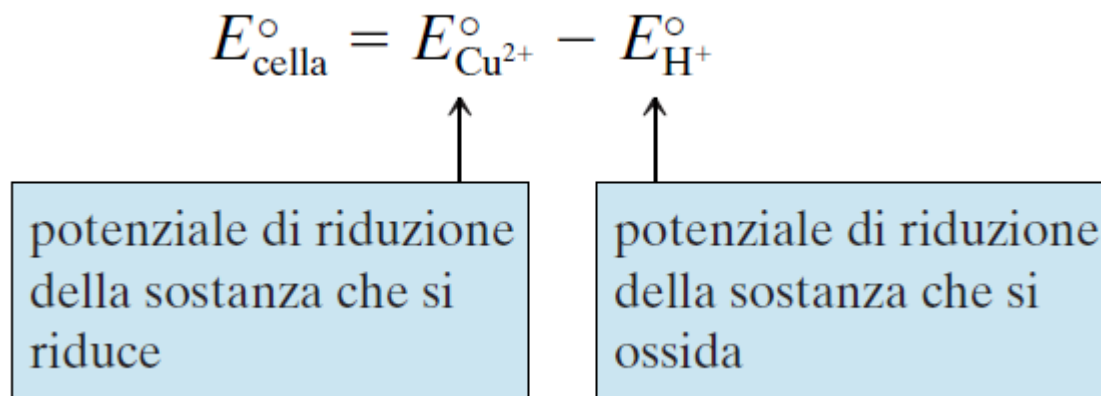
Analogamente, l'idrogeno deve essere l'anodo e H_2 si ossida a H^+ .

Le due semireazioni e la reazione di cella sono, quindi:



Calcolo dei potenziali standard di riduzione delle semireazioni

Con l'equazione precedente possiamo esprimere E°_{cella} in termini di $E^{\circ}_{Cu^{2+}}$ ed $E^{\circ}_{H^{+}}$:



Il valore del potenziale standard di cella ottenuto sperimentalmente è 0,34 V. Il valore di $E^{\circ}_{H^{+}}$ è pari a zero, quindi:

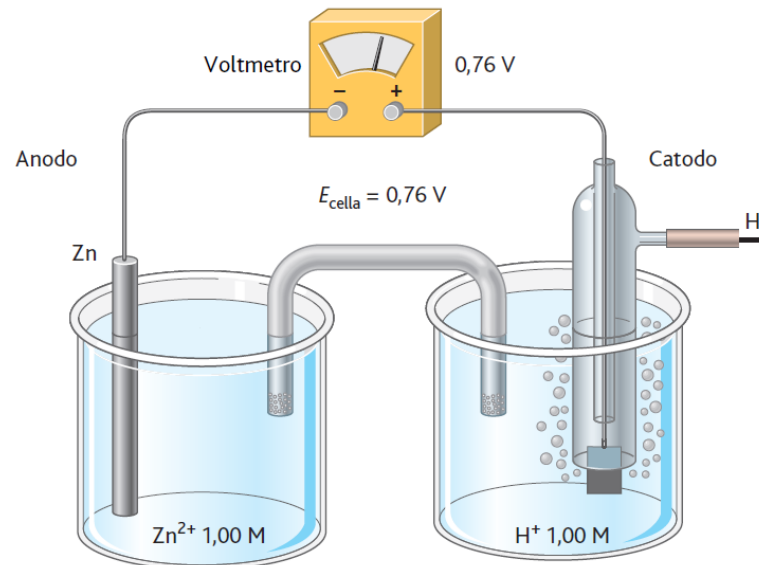
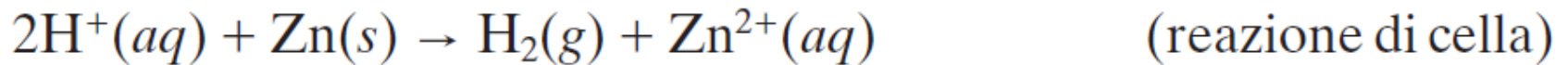
$$0,34 \text{ V} = E^{\circ}_{Cu^{2+}} - 0,00 \text{ V}$$

Rispetto all'elettrodo a idrogeno, il potenziale standard di riduzione di Cu^{2+} è pari a **+0,34 V**.

Calcolo dei potenziali standard di riduzione delle semireazioni

Consideriamo adesso una cella galvanica costituita da un elettrodo di zinco e uno di idrogeno. Questa volta *l'elettrodo a idrogeno è positivo e quello di zinco negativo*: il primo è il catodo e il secondo l'anodo.

Ciò significa che lo ione idrogeno si riduce e lo zinco si ossida. Le due semireazioni e la reazione di cella sono quindi:



Calcolo dei potenziali standard di riduzione delle semireazioni

Il potenziale standard di cella risulta:

$$E_{\text{cella}}^{\circ} = E_{\text{H}^+}^{\circ} - E_{\text{Zn}^{2+}}^{\circ}$$

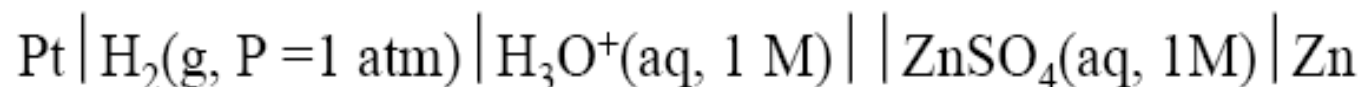
Sostituendo nell'equazione il potenziale standard misurato per la cella, che corrisponde a 0,76 V, e ponendo $E_{\text{H}^+}^{\circ}$ uguale a 0,00 V, abbiamo:

$$0,76 \text{ V} = 0,00 \text{ V} - E_{\text{Zn}^{2+}}^{\circ} \quad E_{\text{Zn}^{2+}}^{\circ} = -0,76 \text{ V}$$

Il potenziale di riduzione dello zinco ha segno negativo; questo significa semplicemente che la tendenza della sostanza a ridursi è minore di quella di H^+ . In altri termini, lo *zinco si ossida* quando è accoppiato all'elettrodo a idrogeno.

La serie elettrochimica dei potenziali standard

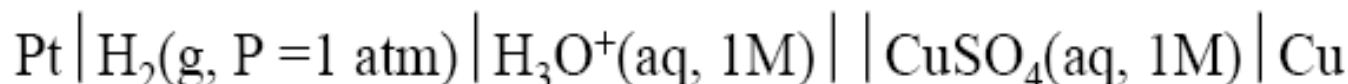
Con l'assunzione del riferimento per l'ESI si può determinare il *potenziale standard* di un qualsiasi semielemento costituito da una coppia Oss/Rid, accoppiando l'ESI con il semielemento, in condizioni standard e misurando la *f.e.m.* della pila così ottenuta.



$$E^\circ_{\text{cella}} = 0.763 \text{ V}$$

Il polo **negativo** (anodo) è l'elettrodo di zinco $\rightarrow E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0.763 \text{ V}$

potenziale standard del semielemento a zinco



$$E^\circ_{\text{cella}} = 0.337 \text{ V}$$

Il polo **positivo** (catodo) è l'elettrodo di rame $\rightarrow E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0.337 \text{ V}$

potenziale standard del semielemento a rame

Tabella dei potenziali standard di riduzione delle semireazioni

Semireazione	E° (V)	Semireazione	E° (V)
$F_{2(g)} + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$	+2.87	$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)}$	0.00
$PbO_{2(s)} + SO_4^{2-}_{(aq)} + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons PbSO_{4(s)} + H_2O$	+1.69	$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Ni_{(s)}$	-0.14
$2HOCl_{(aq)} + 2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Cl_{2(g)} + 2H_2O$	+1.63	$Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Ni_{(s)}$	-0.25
$MnO_4^-_{(aq)} + 8H^+_{(aq)} + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O$	+1.51	$Co^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Co_{(s)}$	-0.28
$PbO_{2(s)} + 4H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Pb^{2+}_{(aq)} + 2H_2O$	+1.46	$PbSO_{4(s)} + 2e^- \rightleftharpoons Pb_{(s)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$	-0.36
$BrO_3^-_{(aq)} + 6H^+_{(aq)} + 6e^- \rightleftharpoons Br^-_{(aq)} + 3H_2O$	+1.44	$Cd^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Cd_{(s)}$	-0.40
$Au^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons Au_{(s)}$	+1.42	$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)}$	-0.44
$Cl_{2(g)} + 2e^- \rightleftharpoons Cl^-_{(aq)}$	+1.36	$Cr^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons Cr_{(s)}$	-0.74
$O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	+1.23	$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Zn_{(s)}$	-0.83
$Br_{2(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-_{(aq)}$	+1.07	$2H_2O_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$	-1.66
$NO_3^-_{(aq)} + 4H^+_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons NO_{(g)} + 2H_2O$	+0.96	$Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Mg_{(s)}$	-2.37
$Ag^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Ag_{(s)}$	+0.80	$Na^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Na_{(s)}$	-2.71
$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)}$	+0.77	$Ca^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Ca_{(s)}$	-2.76
$I_{2(s)} + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-_{(aq)}$	+0.54	$K^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons K_{(s)}$	-2.92
$NiO_{2(aq)} + 4H^+_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons Ni(OH)_{2(s)} + 2OH^-_{(aq)}$	+0.49	$Li^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Li_{(s)}$	-3.05
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$	+0.34		
$SO_4^{2-}_{(aq)} + 4H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_2SO_{3(aq)} + H_2O$	+0.17		

La tabella riporta una lista di valori ottenuti per alcune semireazioni comuni

La semireazione che si trova più in alto ha la maggior tendenza a procedere come riduzione, mentre quella più in basso ha la tendenza minore

L'equazione di Nerst

Alle condizioni appena definite, il potenziale di cella (E_{cella}) è uguale al potenziale standard (E°_{cella}). Se però variano le concentrazioni o le pressioni, varia anche il potenziale

L'effetto della concentrazione sul potenziale di cella può essere calcolato mediante l'**equazione di Nernst**:

$$E_{\text{cella}} = E^{\circ}_{\text{cella}} - \frac{2,303 RT}{n \mathcal{F}} \log Q$$

E_{cella} = potenziale reale della cella

E°_{cella} = potenziale standard

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

T = temperatura assoluta

F = costante di Faraday (96 500 coulomb/mol e^{-})

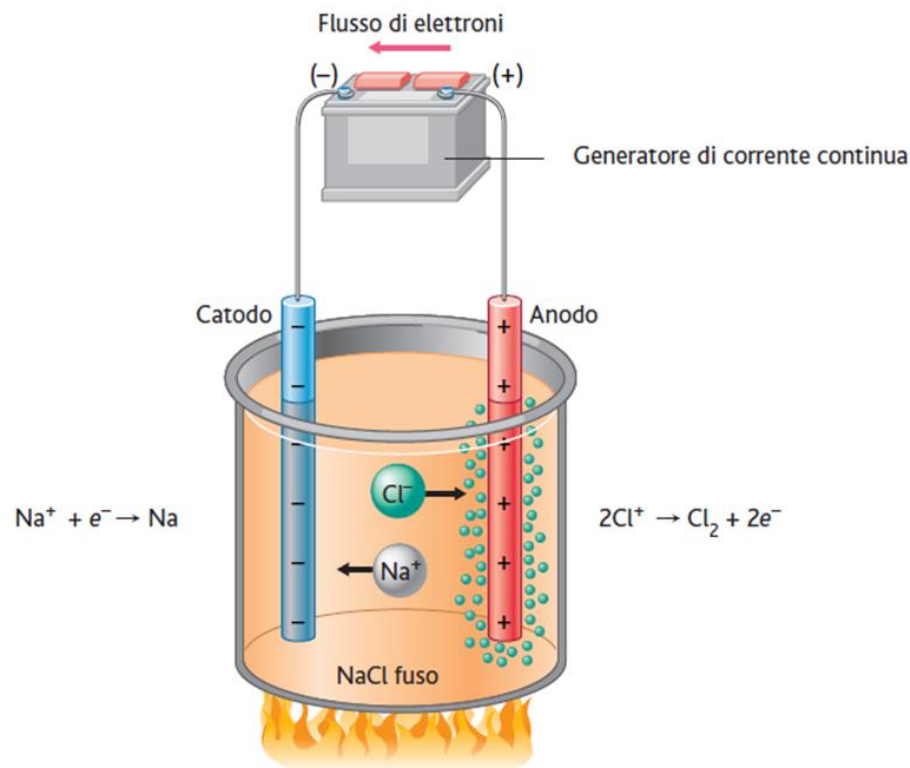
n = numero di moli di elettroni trasferiti

Q = quoziente di reazione

Tutti i termini costanti che appaiono nell'equazione prima del logaritmo si possono raggruppare

L'elettrolisi

È possibile usare energia elettrica per realizzare reazioni *redox non spontanee*. Si tratta proprio delle reazioni che avvengono durante la ricarica delle batterie



Quando si fa passare l'elettricità attraverso un composto ionico fuso o una soluzione di un elettrolita, avviene una reazione chimica detta elettrolisi. La figura illustra un tipico apparecchio per elettrolisi, chiamato *cella elettrolitica* o cella per *elettrolisi*

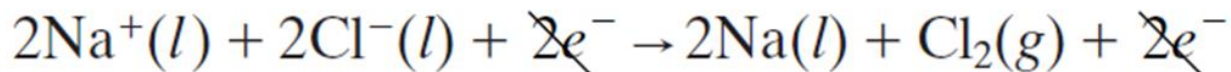
Cella per elettrolisi

Le trasformazioni chimiche hanno inizio non appena l'elettricità comincia a scorrere

All'elettrodo positivo avviene l'ossidazione: gli elettroni vengono strappati agli ioni cloruro carichi negativamente. A causa di questa trasformazione, l'elettrodo positivo diventa l'anodo.

La sorgente di corrente continua spinge questi elettroni lungo il circuito esterno verso l'elettrodo negativo, dove avviene la riduzione: gli elettroni sono acquisiti dagli ioni sodio, carichi positivamente. *L'elettrodo negativo è quindi il catodo.*

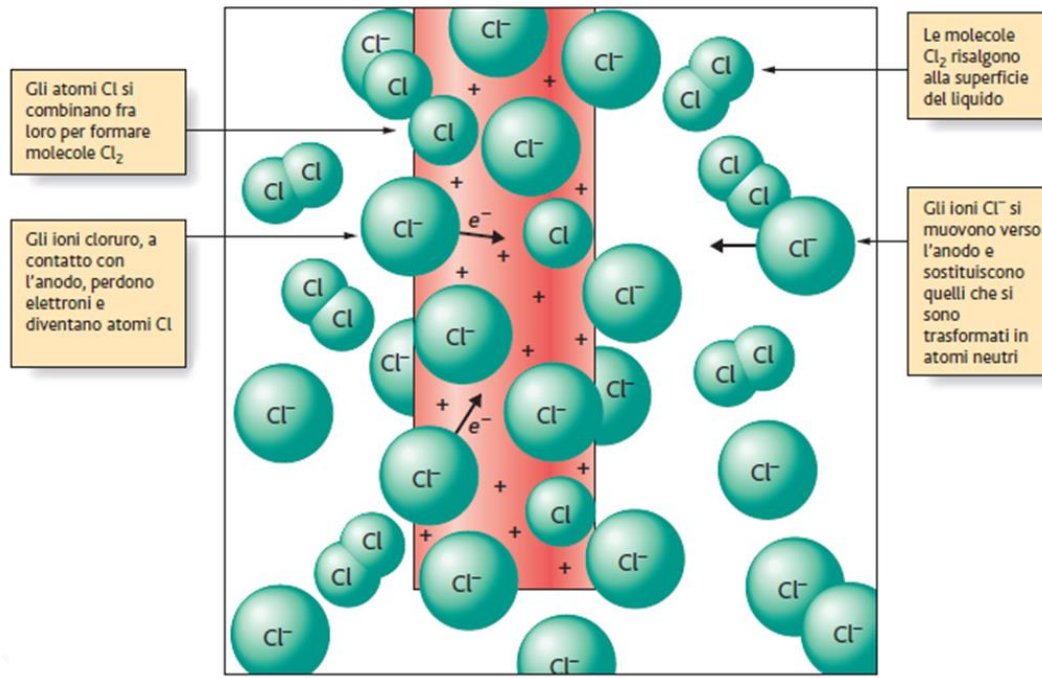
La reazione complessiva prende il nome di reazione di cella e si ottiene sommando le due semireazioni degli elettrodi, dopo aver bilanciato gli elettroni scambiati



Elettrolisi di un sale fuso

La reazione anodica trasforma gli ioni in molecole che, liberandosi in forma di gas, lasciano spazio per nuovi ioni Cl^- .

Analogamente, gli ioni positivi si avvicinano al catodo e vengono ridotti, cedendo così il posto ad altri ioni. Sono quindi le reazioni che si svolgono agli elettrodi a determinare il movimento degli ioni nel liquido



Cella galvanica e cella elettrolitica

LA CELLA GALVANICA E LA CELLA ELETTROLITICA PRESENTANO ELETTRODI CON POLARITÀ OPPOSITE

In una *cella galvanica*, la reazione di cella spontanea deposita elettroni sull'anodo e li allontana dal catodo. Il risultato è che l'anodo e il catodo hanno, rispettivamente, una lieve carica negativa e positiva

In una *cella elettrolitica*, la situazione è capovolta. La reazione di ossidazione all'anodo deve essere assistita e ciò richiede che l'anodo sia carico positivamente in modo da strappare gli elettroni al reagente.

Al contrario, il catodo deve essere negativo in modo da indurre l'altro reagente ad accettare elettroni.

Elettrolisi dell'acqua

I prodotti sono idrogeno e ossigeno

Al catodo, viene ridotta l'acqua

All'anodo, viene ossidata l'acqua

