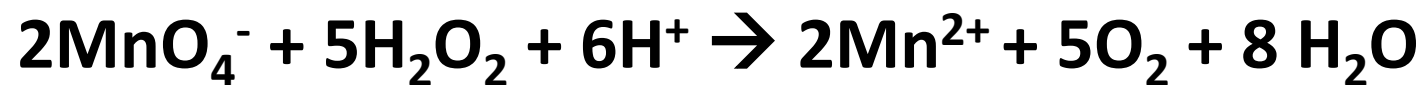
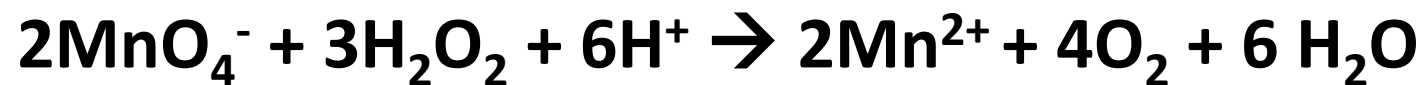
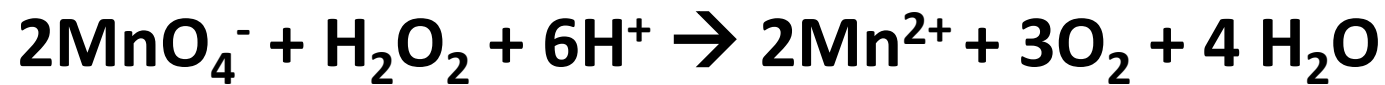


Reazione di ossidoriduzione (redox)

Le reazioni di ossidoriduzione prevedono il trasferimento di elettroni da una specie chimica che perdendo elettroni si ossida e una specie chimica che acquistando elettroni si riduce

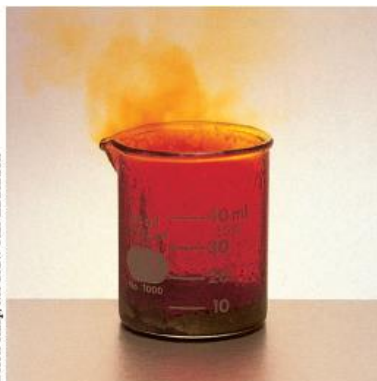
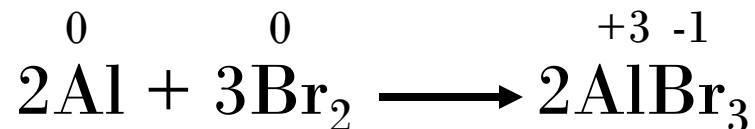
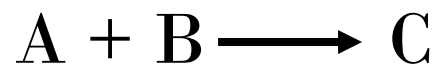
Bilanciare una reazione di ossidoriduzione (redox)



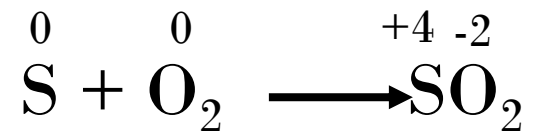
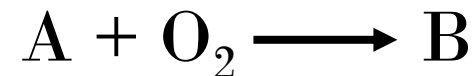
Tutte le reazioni sono bilanciate per massa e carica, ma solo una è bilanciata anche per elettroni persi/acquistati

Tipi di Reazioni di Ossido-Riduzione

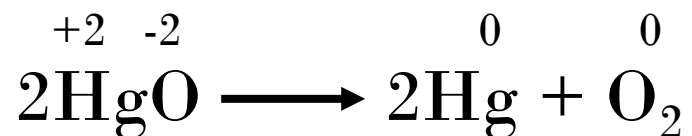
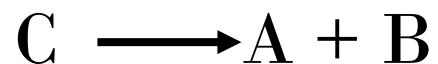
Reazione di Combinazione



Reazione di Combustione

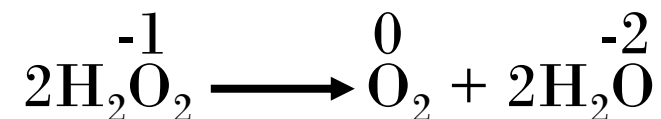
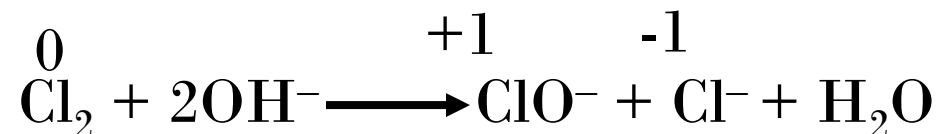


Reazione di Decomposizione



Reazione di Disproporzione

L'elemento è simultaneamente ossidato e ridotto.

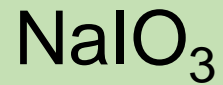


I numeri di ossidazione degli elementi nei loro composti

Il primo passo per bilanciare una redox consiste nel valutare il numero di ossidazione di tutti gli atomi delle specie chimiche coinvolte

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 9B	10 10B	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H +1 -1	4 Be +2											5 B +3	6 C +4 +2 -4	7 N +5 +4 +3 +2 +1 -3	8 O +2 -1 -2	9 F -1	10 Ne
11 Na +1	12 Mg +2											13 Al +3	14 Si +4 -4	15 P +5 +3 -3	16 S +6 +4 +2 -2	17 Cl +7 +6 +4 +3 +2 +1 -1	18 Ar
19 K +1	20 Ca +2	21 Sc +3	22 Ti +4 +3 +2	23 V +5 +4 +3 +2	24 Cr +6 +5 +4 +3 +2	25 Mn +7 +6 +4 +3 +2	26 Fe +3 +2	27 Co +3 +2	28 Ni +2	29 Cu +2 +1	30 Zn +2	31 Ga +3	32 Ge +4 -4	33 As +5 +3 -3	34 Se +6 +4 -2	35 Br +5 +3 +1 -1	36 Kr +4 +2
37 Rb +1	38 Sr +2	39 Y +3	40 Zr +4	41 Nb +5 +4	42 Mo +6 +4 +3	43 Tc +7 +6 +4	44 Ru +8 +6 +4 +3	45 Rh +4 +3 +2	46 Pd +4 +2	47 Ag +1	48 Cd +2	49 In +3	50 Sn +4 +2	51 Sb +5 +3 -3	52 Te +6 +4 -2	53 I +7 +5 +1 -1	54 Xe +6 +4 +2
55 Cs +1	56 Ba +2	57 La +3	72 Hf +4	73 Ta +5	74 W +6 +4	75 Re +7 +6 +4	76 Os +8 +4	77 Ir +4 +3	78 Pt +4 +2	79 Au +3 +1	80 Hg +2 +1	81 Tl +3 +1	82 Pb +4 +2	83 Bi +5 +3	84 Po +2	85 At -1	86 Rn

Quali sono i numeri di ossidazione di tutti gli elementi riportati di seguito?



$$\text{Na} = +1 \quad \text{O} = -2$$

$$3 \times (-2) + 1 + ? = 0$$

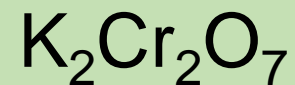
$$\text{I} = +5$$



$$\text{F} = -1$$

$$7 \times (-1) + ? = 0$$

$$\text{I} = +7$$



$$\text{O} = -2 \quad \text{K} = +1$$

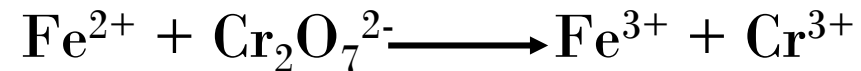
$$7 \times (-2) + 2 \times (+1) + 2 \times (?) = 0$$

$$\text{Cr} = +6$$

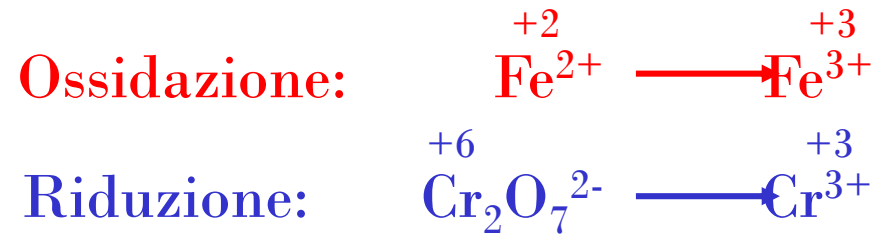
Bilanciamento delle reazioni redox (metodo delle semireazioni)

L'ossidazione di Fe^{2+} a Fe^{3+} ad opera di $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ in soluzione acida?

1. Scrivere l'equazione non bilanciata della reazione nella forma ionica.



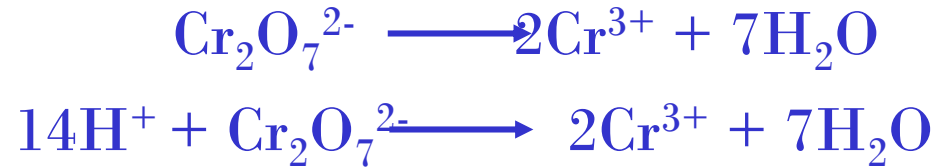
2. Separare l'equazione in due semireazioni.



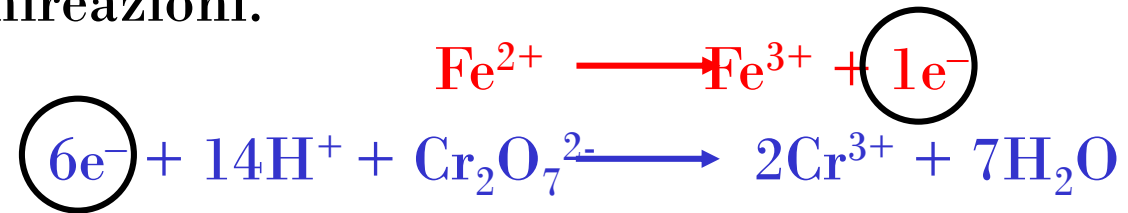
3. Bilanciare gli atomi diversi da O e H nelle semireazioni.



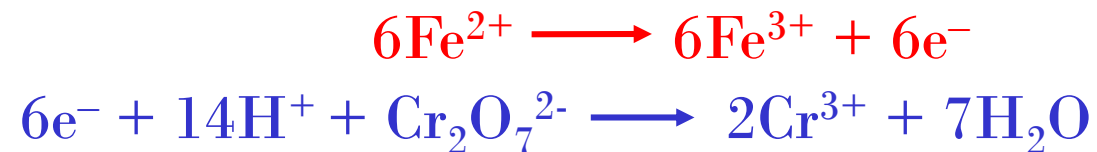
4. Per le reazioni in acido, aggiungere H_2O per bilanciare gli atomi di O e H^+ per bilanciare gli atomi di H.



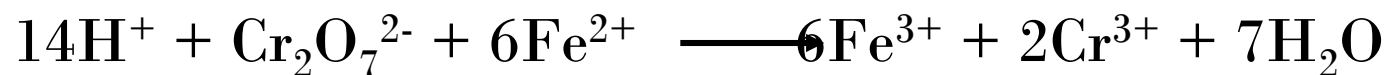
5. Aggiungere elettroni su ambo i lati di ognuna delle semireazioni per bilanciare le cariche delle semireazioni.



6. Se necessario, uguagliare il numero di elettroni nelle due semireazioni moltiplicandole per un appropriato coefficiente.



7. Unire le due semireazioni e bilanciare la reazione finale mediante verifica.
Gli elettroni presenti su ambo i lati devono elidersi.



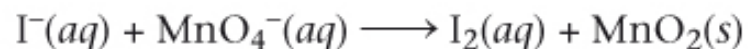
8. Verificare che il numero degli atomi e le cariche siano bilanciati.

$$14 \times 1 - 2 + 6 \times 2 = 24 = 6 \times 3 + 2 \times 3$$

Per le reazioni in soluzioni basiche, aggiungere OH^- a **entrambi i lati** dell'equazione per ogni H^+ che compare nell'equazione finale.

Esempio 19.3 Bilanciamento delle reazioni di ossido-riduzione in soluzioni basiche

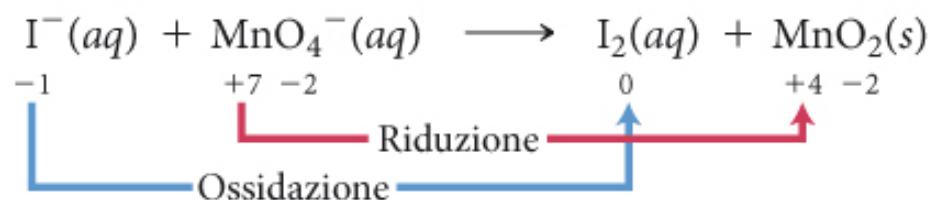
Bilanciare la seguente reazione in ambiente basico:



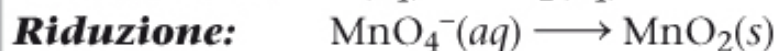
RISULTATO

Per bilanciare le reazioni di ossido-riduzione che avvengono in soluzioni alcaline, seguire il metodo delle semireazioni descritto precedentemente aggiungendo un passaggio supplementare per neutralizzare l'acido con gli ioni OH^- come illustrato di seguito nel passaggio 3.

1. Assegnare gli stati di ossidazione.

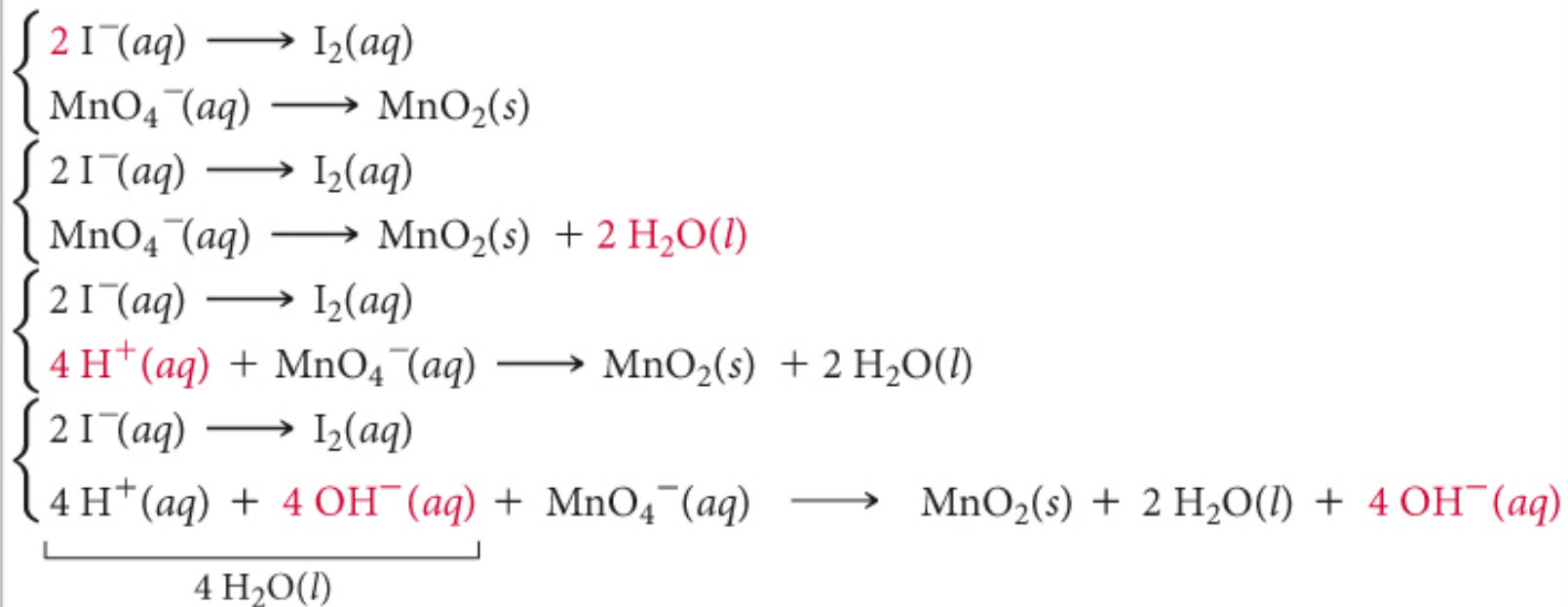


2. Separare la reazione in due semireazioni.

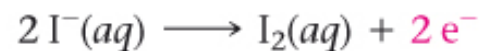


3. Bilanciare ciascuna semireazione rispetto alla massa.

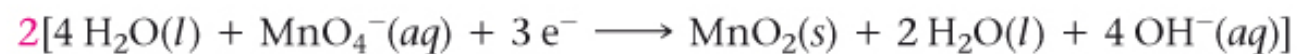
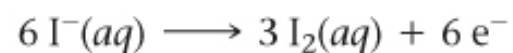
- Bilanciare tutti gli elementi diversi da H e O.
- Bilanciare O aggiungendo H_2O .
- Bilanciare H aggiungendo H^+ .
- Neutralizzare H^+ aggiungendo OH^- in quantità tale da neutralizzare ciascun H^+ .
Aggiungere lo stesso numero di ioni OH^- in entrambi i lati della reazione.



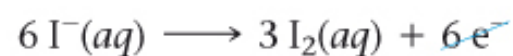
4. Bilanciare ciascuna semireazione rispetto alla carica.



5. Rendere uguale il numero di elettroni in entrambe le semireazioni.



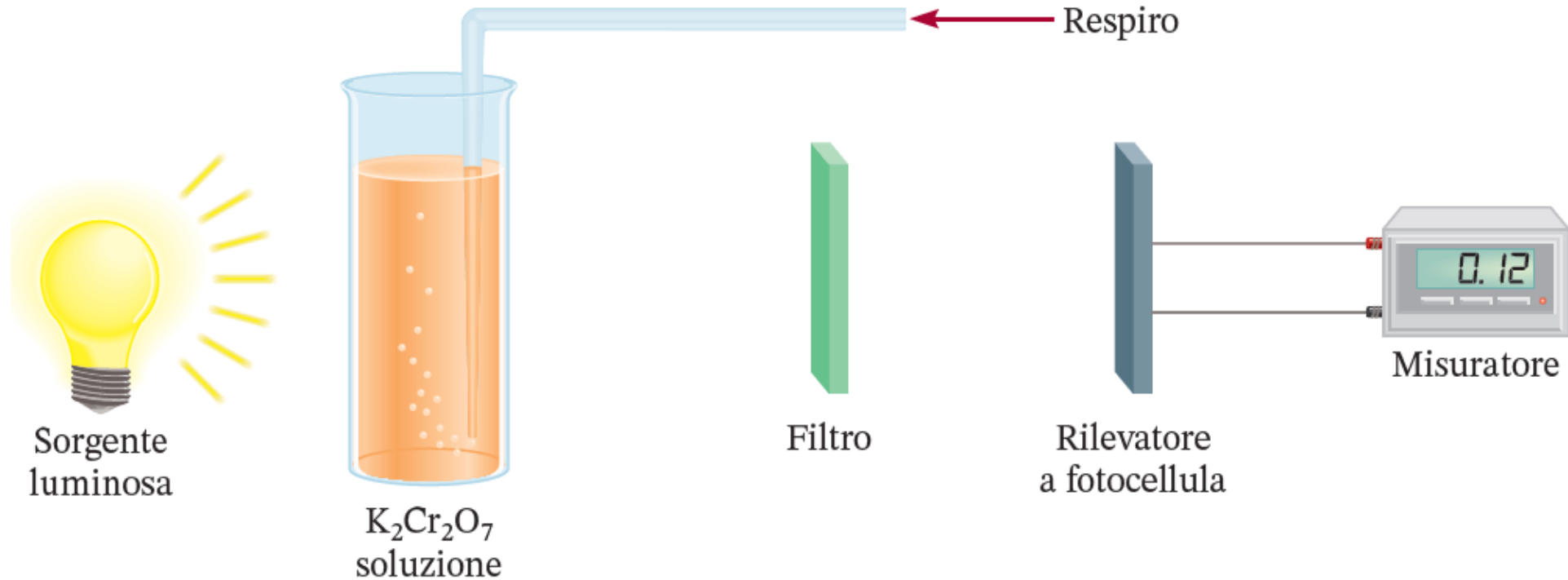
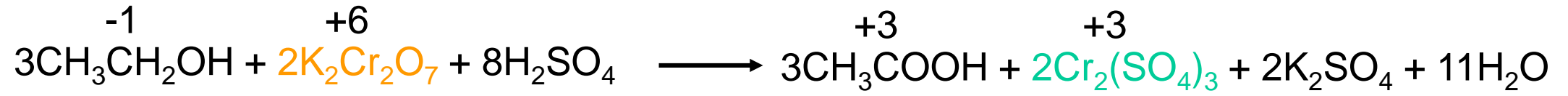
6. Sommare le due semireazioni.



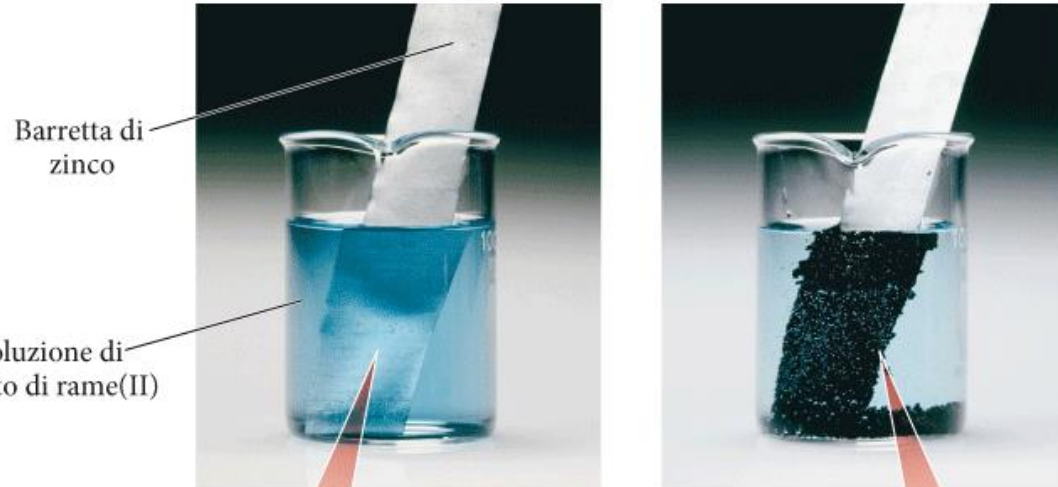
7. Verificare che la reazione sia bilanciata.

Reagenti	Prodotti
6 I	6 I
8 H	8 H
2 Mn	2 Mn
12 O	12 O
carica -8	carica -8

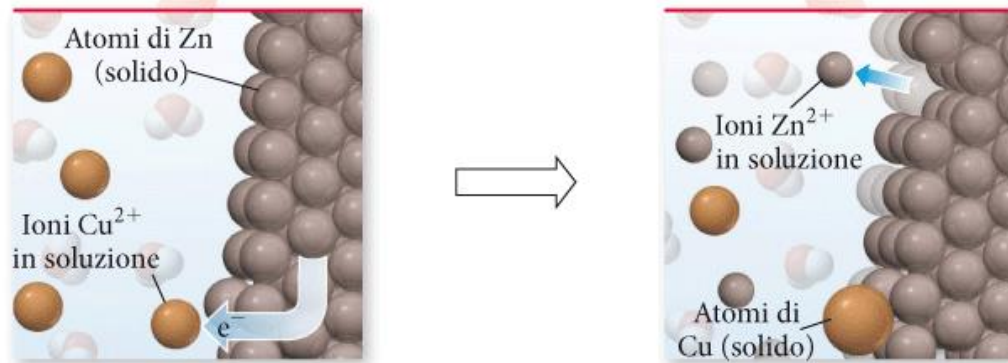
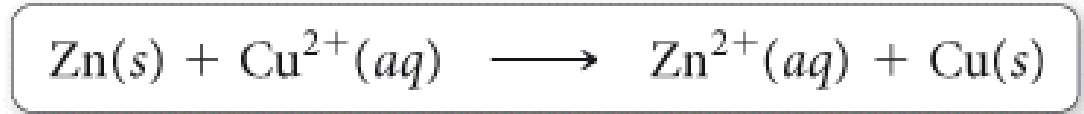
Etilometro



Metallo immerso in una soluzione: cosa succede all'interfaccia

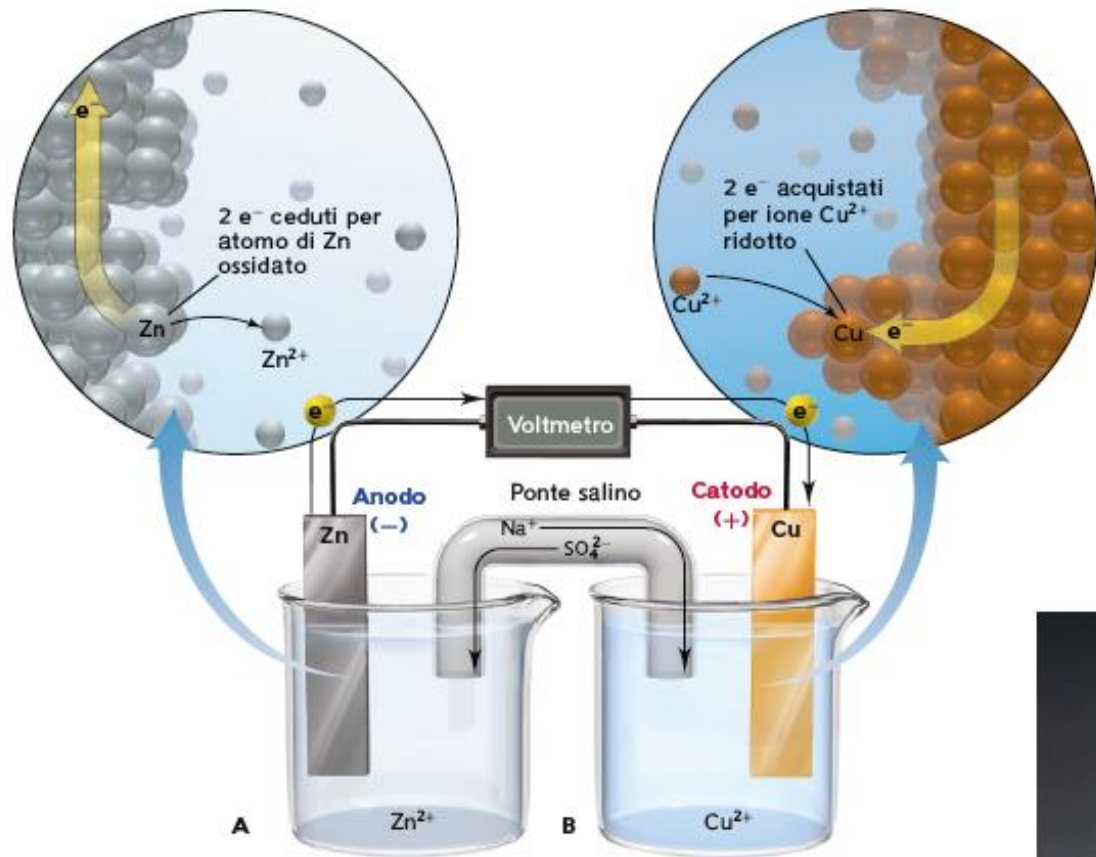


Lo zinco metallico si ossida a Zn^{2+} spontaneamente in presenza di ioni Cu^{2+} che si riducono a rame metallico



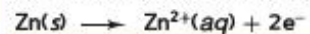
Se introduco rame metallico in una soluzione di Zn^{2+} non succede nulla

Cella elettrochimica con elettrodi attivi

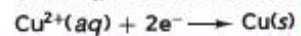


Le celle elettrochimiche sono dispositivi che permettono di veicolare gli elettroni scambiati in una reazione redox in un flusso ordinato al fine di compiere lavoro elettrico

Semireazione di ossidazione



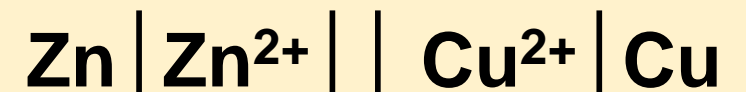
Semireazione di riduzione



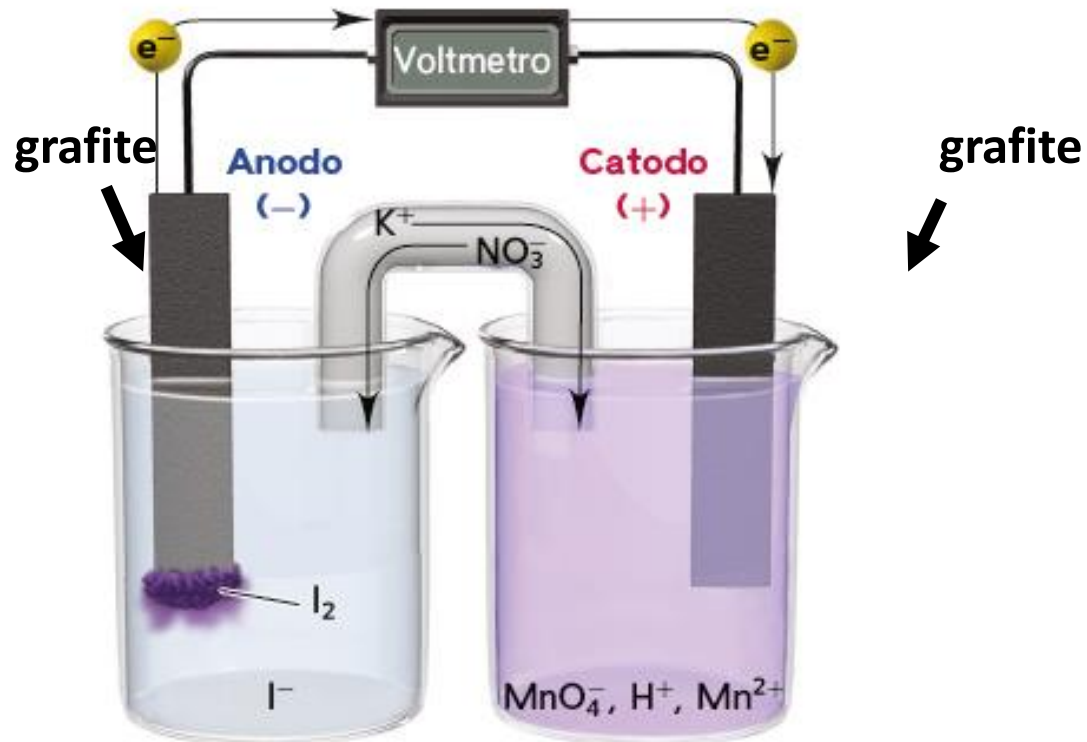
Reazione completa di cella



Diagramma di pila:



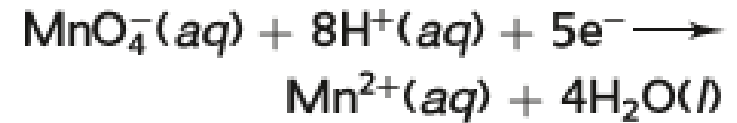
Cella elettrochimica con elettrodi inerti



Semireazione di ossidazione



Semireazione di riduzione



Reazione completa di cella

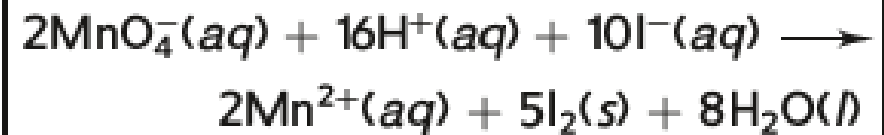
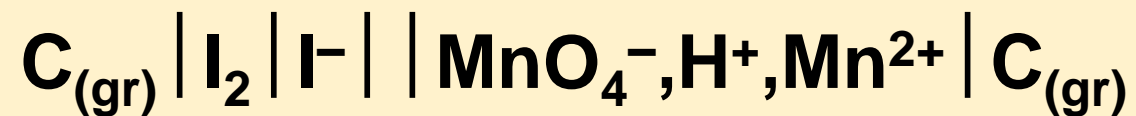
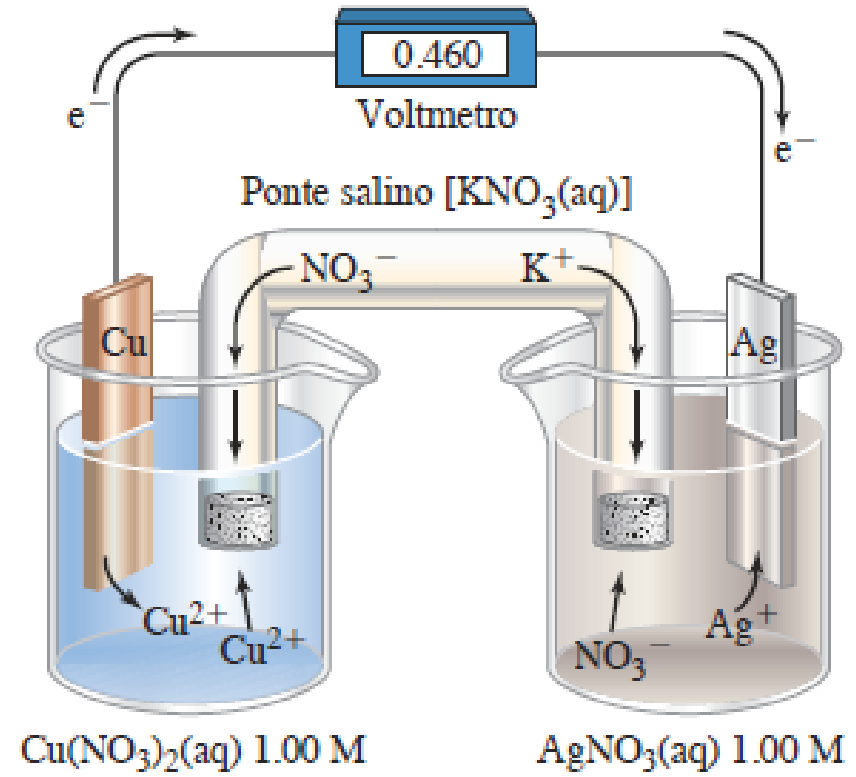
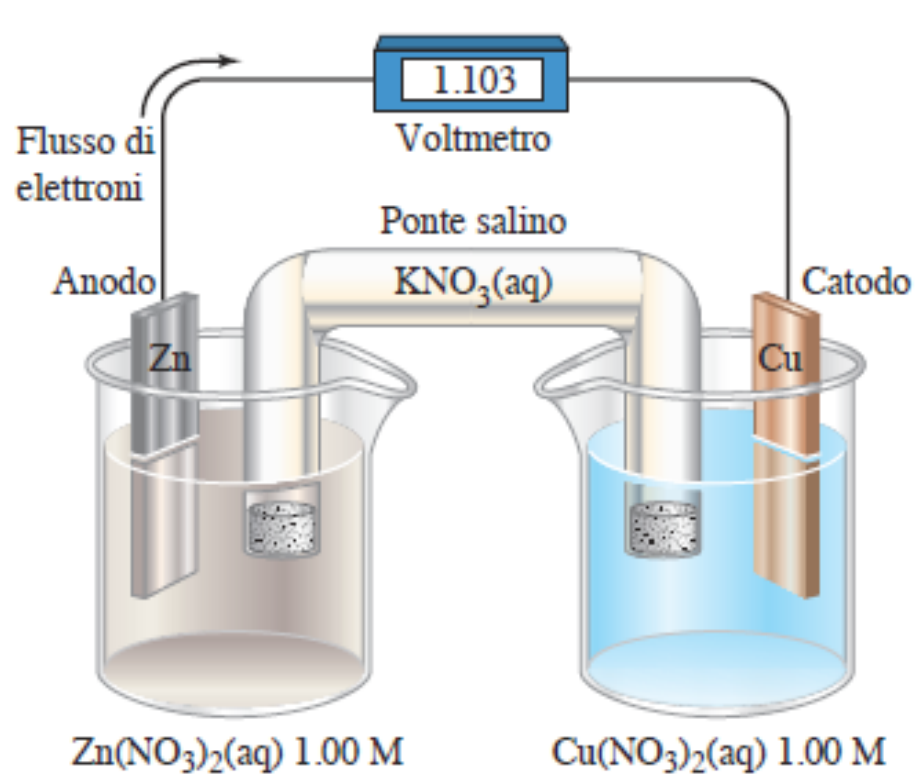


Diagramma di pila:

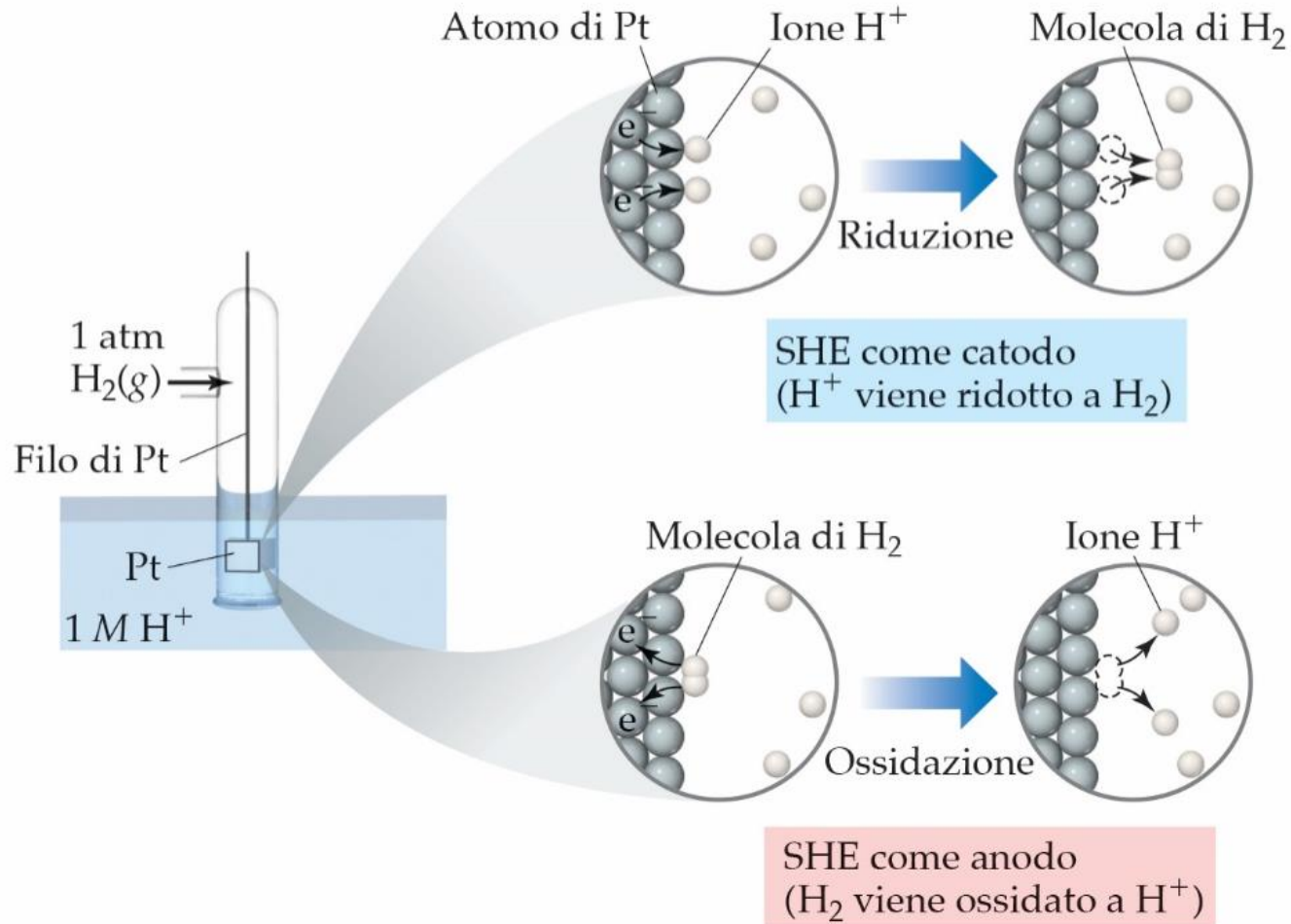


Uno stesso elemento può ossidarsi o ridursi



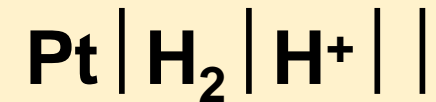
È possibile costruire una scala in cui le coppie redox sono ordinate in base al loro potere ossidante o riducente

Elettrodo standard ad idrogeno



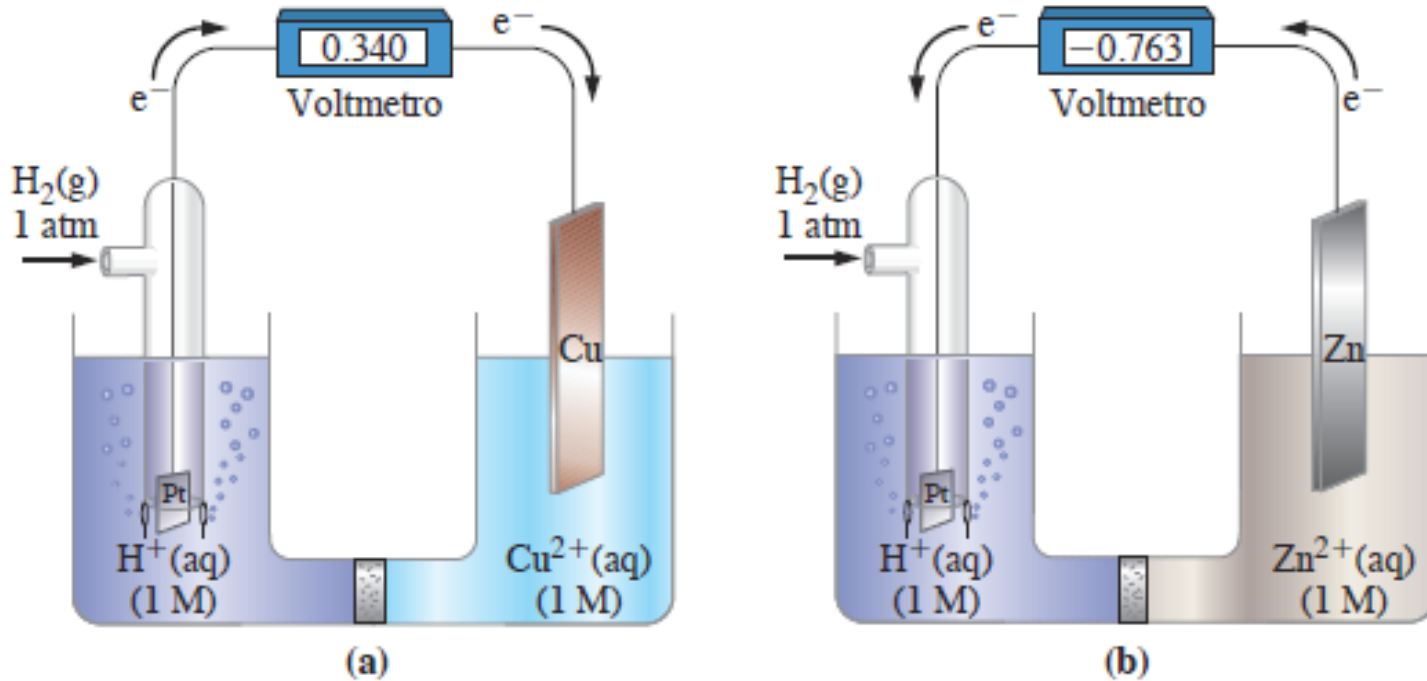
Serve una coppia che funga da riferimento a cui assegnare convenzionalmente valore zero

Diagramma di semicella:



$$E^\circ(\text{H}_2/2\text{H}^+) = 0$$

Misura del potenziale elettrodo standard



1) Si prepara la cella in condizioni standard: soluzioni 1M e gas 1bar

2) Si pone l'elettrodo a idrogeno in posizione anodica

3) Si legge il voltmetro:

- Un valore positivo indica che la coppia in posizione catodica si riduce più spontaneamente di H^+
- Un valore negativo indica che la coppia in posizione catodica si riduce meno spontaneamente di H^+

TABELLA 19.1 Potenziali standard di riduzione a 298.15 K e 1 atm^a

Reazione di semi-cella di riduzione	Schema della semi-cella	Potenziale standard di riduzione, V
Soluzione acida		
$F_2(g) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 F^-(aq)$	$F^- F_2 Pt$	+2.866
$O_3(g) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons O_2(g) + H_2O(l)$	$H^+ O_3, O_2 Pt$	+2.075
$S_2O_8^{2-}(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 SO_4^{2-}(aq)$	$SO_4^{2-}, S_2O_8^{2-} Pt$	+2.01
$H_2O_2(aq) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 H_2O(l)$	$H_2O_2, H^+ Pt$	+1.763
$Ce^{4+}(aq) + e^- \rightleftharpoons Ce^{3+}(aq)$	$Ce^{3+}, Ce^{4+} Pt$	+1.72
$MnO_4^-(aq) + 4 H^+(aq) + 3 e^- \rightleftharpoons MnO_2(s) + 2 H_2O(l)$	$MnO_2 MnO_4^-, H^+ Pt$	+1.70
$PbO_2(s) + SO_4^{2-}(aq) + 4 H^+(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons PbSO_4(s) + 2 H_2O(l)$	$PbSO_4, PbO_2 SO_4^{2-}, H^+ Pt$	+1.69
$Cl_2(g) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 Cl^-(aq)$	$Cl^- Cl_2 Pt$	+1.36
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14 H^+(aq) + 6 e^- \rightleftharpoons 2 Cr^{3+}(aq) + 7 H_2O(l)$	$Cr^{3+}, Cr_2O_7^{2-} Pt$	+1.32
$MnO_2(s) + 4 H^+(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}(aq) + 2 H_2O(l)$	$Mn^{2+}, H^+ MnO_2 Pt$	+1.23
$O_2(g) + 4 H^+(aq) + 4 e^- \rightleftharpoons 2 H_2O(l)$	$H^+ O_2 Pt$	+1.229
$IO_3^-(aq) + 12 H^+(aq) + 10 e^- \rightleftharpoons I_2(s) + 6 H_2O(l)$	$IO_3^-, H^+ I_2 Pt$	+1.20
$Br_2(l) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 Br^-(aq)$	$Br^- Br_2 Pt$	+1.065
$NO_3^-(aq) + 4 H^+(aq) + 3 e^- \rightleftharpoons NO(g) + 2 H_2O(l)$	$NO_3^-, H^+ NO Pt$	+0.956
$Ag^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Ag(s)$	$Ag^+ Ag$	+0.800
$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}(aq)$	$Fe^{2+}, Fe^{3+} Pt$	+0.771
$O_2(g) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons H_2O_2(aq)$	$H_2O_2, H^+ O_2 Pt$	+0.695
$I_2(s) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 I^-(aq)$	$I^- I_2 Pt$	+0.535
$Cu^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Cu(s)$	$Cu^+ Cu$	+0.520
$SO_4^{2-}(aq) + 4 H^+(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 H_2O(l) + SO_2(g)$	$SO_4^{2-}, H^+ SO_2 Pt$	+0.17
$Sn^{4+}(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons Sn^{2+}(aq)$	$Sn^{2+}, Sn^{4+} Pt$	+0.154
$S(s) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons H_2S(g)$	$H^+ H_2S S$	+0.144

Più è alto il valore di E° , più spontanea è la reazione di riduzione di semicella

$2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$	$\text{H}^+ \text{H}_2 \text{Pt}$	0.0
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{s})$	$\text{Pb}^{2+} \text{Pb}$	-0.125
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s})$	$\text{Sn}^{2+} \text{Sn}$	-0.137
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{s})$	$\text{Fe}^{2+} \text{Fe}$	-0.440
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	$\text{Zn}^{2+} \text{Zn}$	-0.763
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$	$\text{Al}^{3+} \text{Al}$	-1.662
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{s})$	$\text{Mg}^{2+} \text{Mg}$	-2.372
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}(\text{s})$	$\text{Na}^+ \text{Na}$	-2.714
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{s})$	$\text{Ca}^{2+} \text{Ca}$	-2.868
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}(\text{s})$	$\text{K}^+ \text{K}$	-2.931
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}(\text{s})$	$\text{Li}^+ \text{Li}$	-3.05

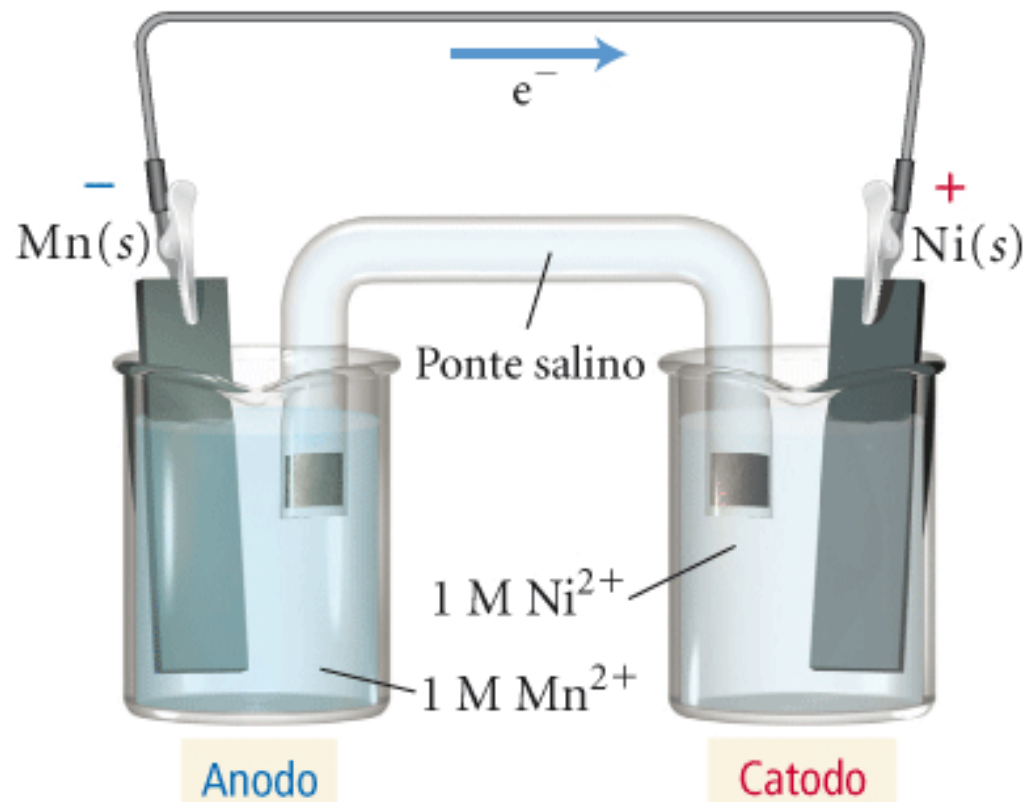
Soluzione basica

$\text{O}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{OH}^- \text{O}_2, \text{O}_3 \text{Pt}$	+1.246
$\text{OCl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cl}^-(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{OH}^-, \text{OCl}^-, \text{Cl}^- \text{Pt}$	+0.890
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons 4 \text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{OH}^- \text{O}_2 \text{Pt}$	+0.401
$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{OH}^- \text{H}_2 \text{Pt}$	-0.828

calcolo del potenziale di cella

1. Prima è necessario individuare chi funge da catodo e chi da anodo: si consulta la tabella e la coppia con E° più alto è sempre il catodo.
2. Poi si applica la seguente formula:

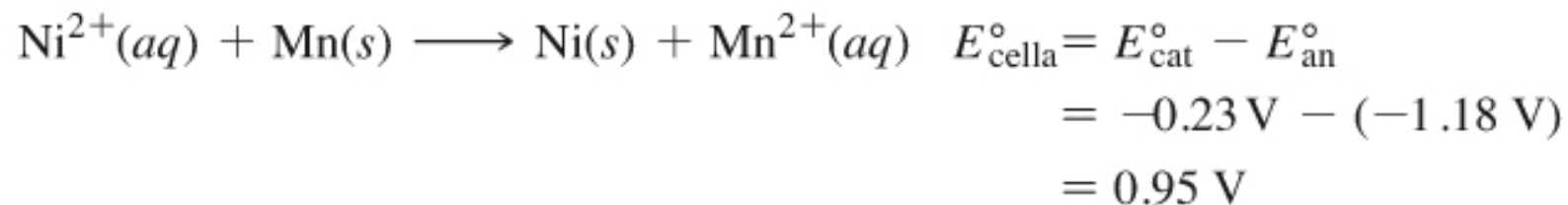
$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{catodo}} - E^\circ_{\text{anodo}}$$



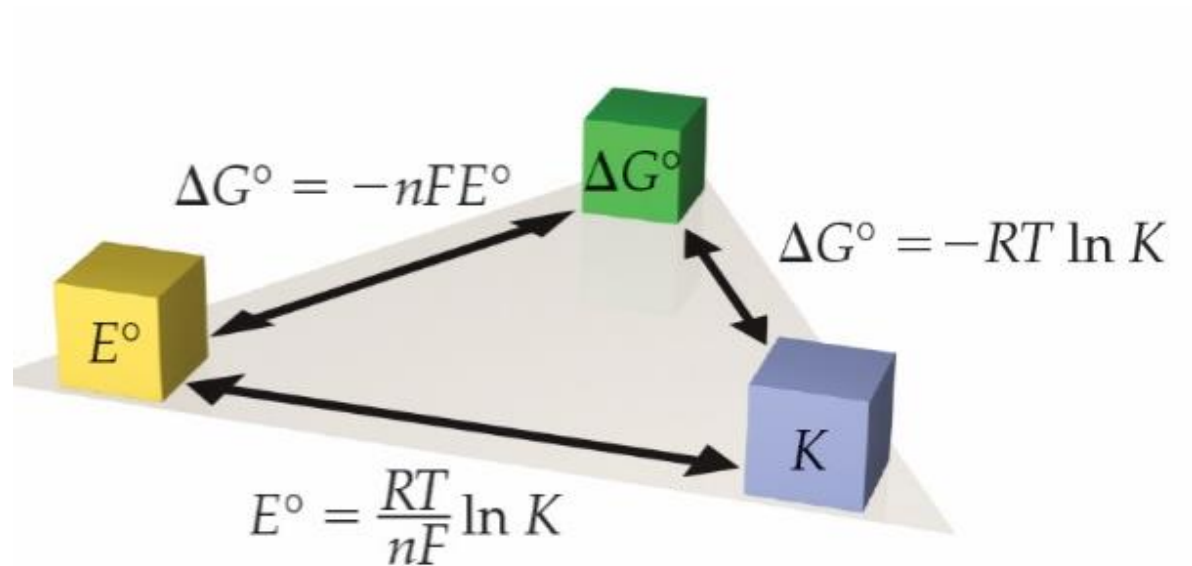
Ossidazione (Anodo)



Riduzione (Catodo)



Relazione tra potenziale di cella, energia di Gibbs e costante di equilibrio



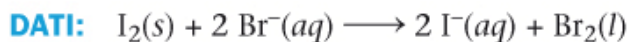
Esempio 19.6 Relazione tra ΔG° e E°_{cella}

Utilizzare i valori dei potenziali di elettrodo tabulati per calcolare il ΔG° per la reazione:



La reazione è spontanea?

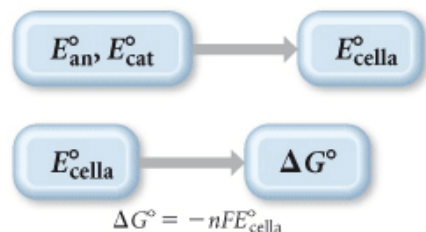
PREMESSA Data una reazione di ossido-riduzione, si chiede di determinarne il ΔG° .



INCOGNITE: ΔG°

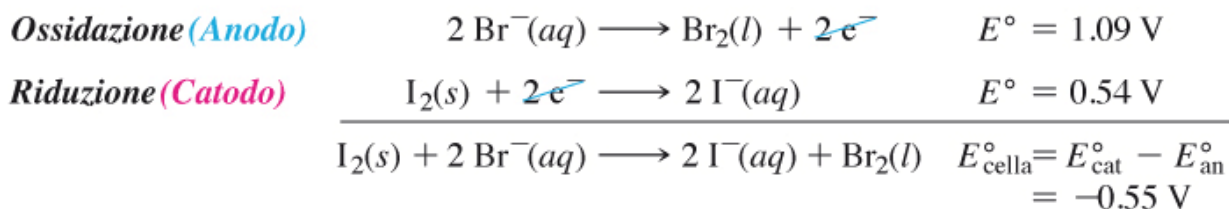
STRATEGIA Usare i valori dei potenziali di elettrodo tabulati per calcolare E°_{cella} . Quindi usare l'Equazione 19.3 per calcolare il ΔG° da E°_{cella} .

IMPOSTAZIONE



SOLUZIONE Dividere la reazione sopra riportata nelle semireazioni di ossidazione e di riduzione e trovare il loro potenziale standard. Calcolare E°_{cella} sottraendo E°_{an} da E°_{cat} .

RISULTATO



Calcolare il ΔG° da E°_{cella} . Il valore di n (il numero di moli di elettroni) corrisponde al numero di elettroni che sono bilanciati nelle semireazioni. Ricordare che $1 \text{ V} = 1 \text{ J/C}$.

$$\begin{aligned}\Delta G^\circ &= -nFE^\circ_{\text{cella}} \\ &= -2 \text{ mol e}^- \left(\frac{96485 \text{ C}}{\text{mol e}^-} \right) \left(-0.55 \frac{\text{J}}{\text{C}} \right) \\ &= +1.1 \times 10^5 \text{ J}\end{aligned}$$

Giacché ΔG° è positivo, la reazione non è spontanea in condizioni standard.

Esempio 19.7 Relazione tra E°_{cella} e K

Utilizzare i valori tabulati dei potenziali di elettrodo per calcolare la K relativa all'ossidazione del rame da parte degli ioni H^+ (a 25 °C):

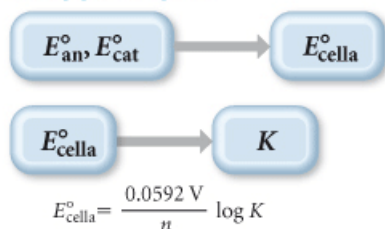


PREMESSA Data una reazione di ossido-riduzione si chiede di trovare la costante di equilibrio K .

DATI: $\text{Cu}(s) + 2 \text{H}^+(aq) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(aq) + \text{H}_2(g)$
INCOGNITE: K

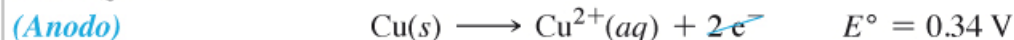
STRATEGIA Usare i valori dei potenziali di elettrodo tabulati per calcolare E°_{cella} . Quindi usare l'Equazione 19.6 per calcolare K da E°_{cella} .

IMPOSTAZIONE

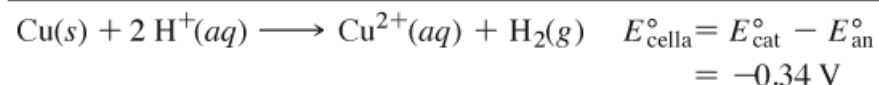


RISOLUZIONE Suddividere la reazione nelle semireazioni di ossidazione e di riduzione e cercare il potenziale di elettrodo standard di ciascuna. Calcolare E°_{cella} sottraendo E_{an} da E_{cat} .

Ossidazione



Riduzione



Calcolare K da E°_{cella} . Il valore di n (il numero di moli di elettroni) corrisponde al numero di elettroni che si elidono sommando le due semireazioni.

$$E^\circ_{\text{cella}} = \frac{0.0592 \text{ V}}{n} \log K$$

$$\log K = E^\circ_{\text{cella}} \frac{n}{0.0592 \text{ V}}$$

$$\log K = -0.34 \text{ V} \frac{2}{0.0592 \text{ V}} = -11.486$$

$$K = 10^{-11.486} = 3.3 \times 10^{-12}$$

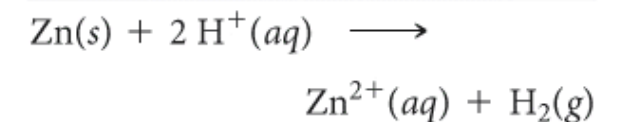
Corrosione in ambiente acido



La corrosione di un metallo in ambiente acido è una redox in cui il metallo si ossida e l' H^+ si riduce.

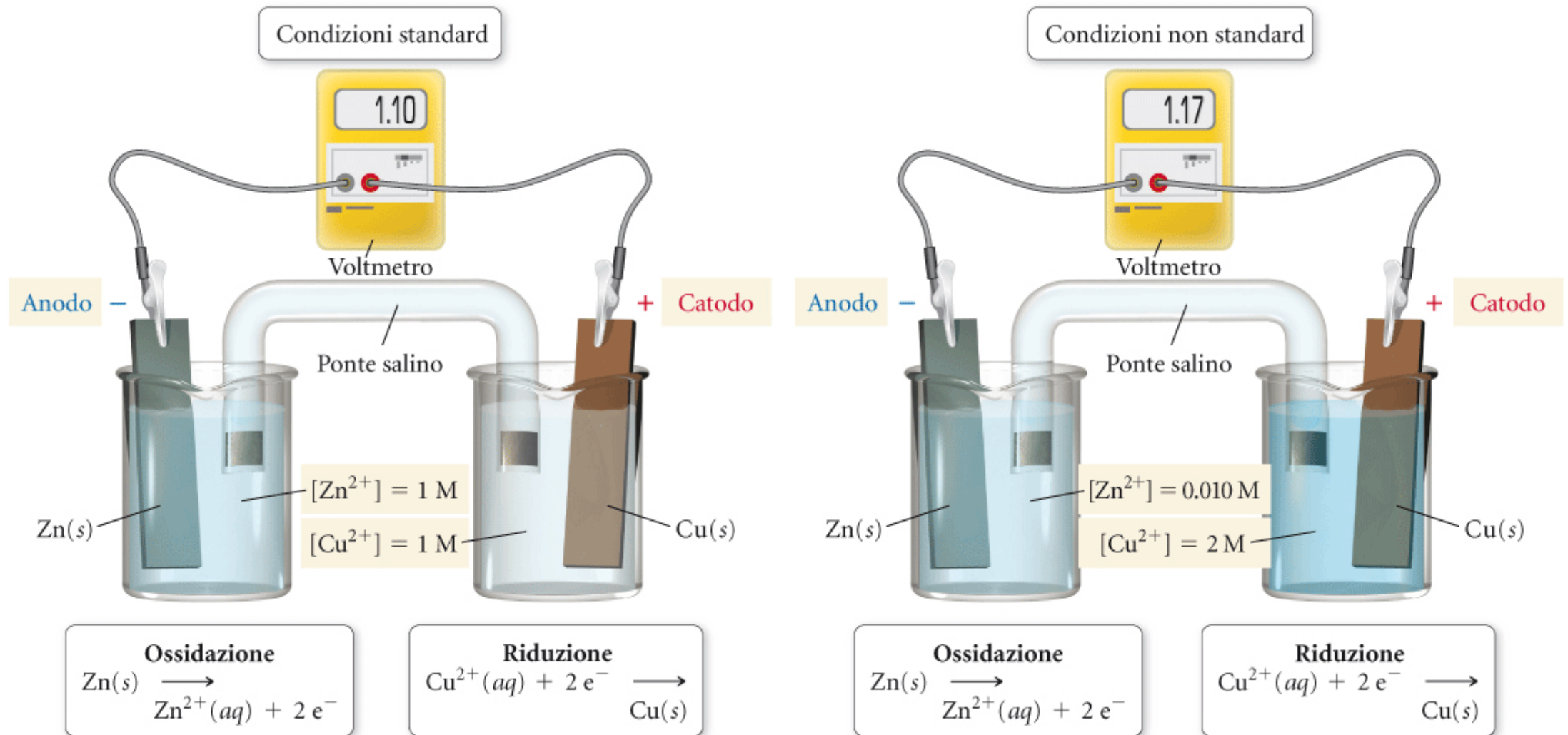
Per essere spontanea, è necessario che $\Delta G < 0$, o egualmente che $\Delta E > 0$

Visto che per la riduzione di H^+ , $E^\circ=0$, allora tutti i metalli con $E^\circ > 0$ si corroderanno in ambiente acido



▲ Quando lo zinco è immerso in HCl, viene ossidato, formando ioni che sono solvatati in soluzione. Gli ioni idrogeno sono ridotti, formando bollicine di idrogeno gassoso.

Potenziale di cella fuori dalle condizioni standard



Equazione di Nernst

Esprime la relazione tra il potenziale di cella e le concentrazioni delle soluzioni elettrolitiche

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_C^c a_D^d}{a_A^a a_B^b}$$

a sono le attività, che coincidono numericamente con le concentrazioni per le soluzioni e con le pressioni parziali per i gas. Liquidi e solidi hanno attività unitaria

a 298.15 K (25°C) RT/F diventa una costante. Considerando anche la trasformazione di \ln in \log , l'equazione si semplifica:

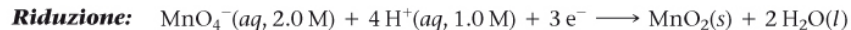
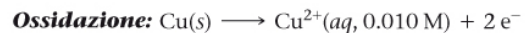
Il rapporto coincide con il quoziente di reazione Q

n sono le moli di elettroni scambiate nella redox. Se desume dalla equazione bilanciata

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,05913}{n} \log \frac{a_C^c a_D^d}{a_A^a a_B^b}$$

Esempio 19.8 Calcolo di E_{cella} in condizioni non standard

Determinare il potenziale di cella per una cella elettrochimica basata sulle seguenti semireazioni:



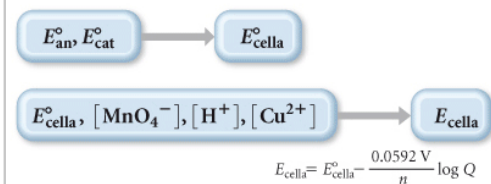
PREMESSA Date le semireazioni di una reazione di ossido-riduzione e le concentrazioni di reagenti e prodotti, si deve trovare il potenziale di cella.

DATI: $[\text{MnO}_4^{-}] = 2.0 \text{ M}$; $[\text{H}^{+}] = 1.0 \text{ M}$; $[\text{Cu}^{2+}] = 0.010 \text{ M}$

INCOGNITE: E_{cella}

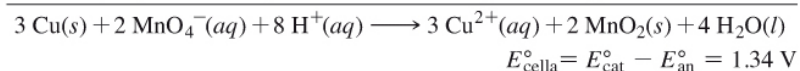
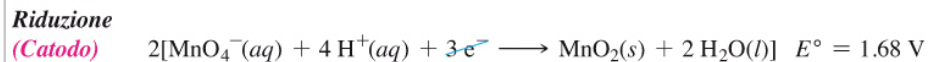
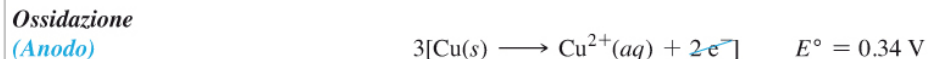
STRATEGIA Usare i valori tabulati dei potenziali di elettrodo per calcolare E°_{cella} . Quindi usare l'Equazione 19.9 per calcolare E_{cella} .

IMPOSTAZIONE



SOLUZIONE Scrivere le semireazioni di ossidazione e di riduzione moltiplicando per gli appropriati coefficienti per semplificare gli elettroni. Calcolare i rispettivi potenziali standard di elettrodo. Calcolare E_{cella} .

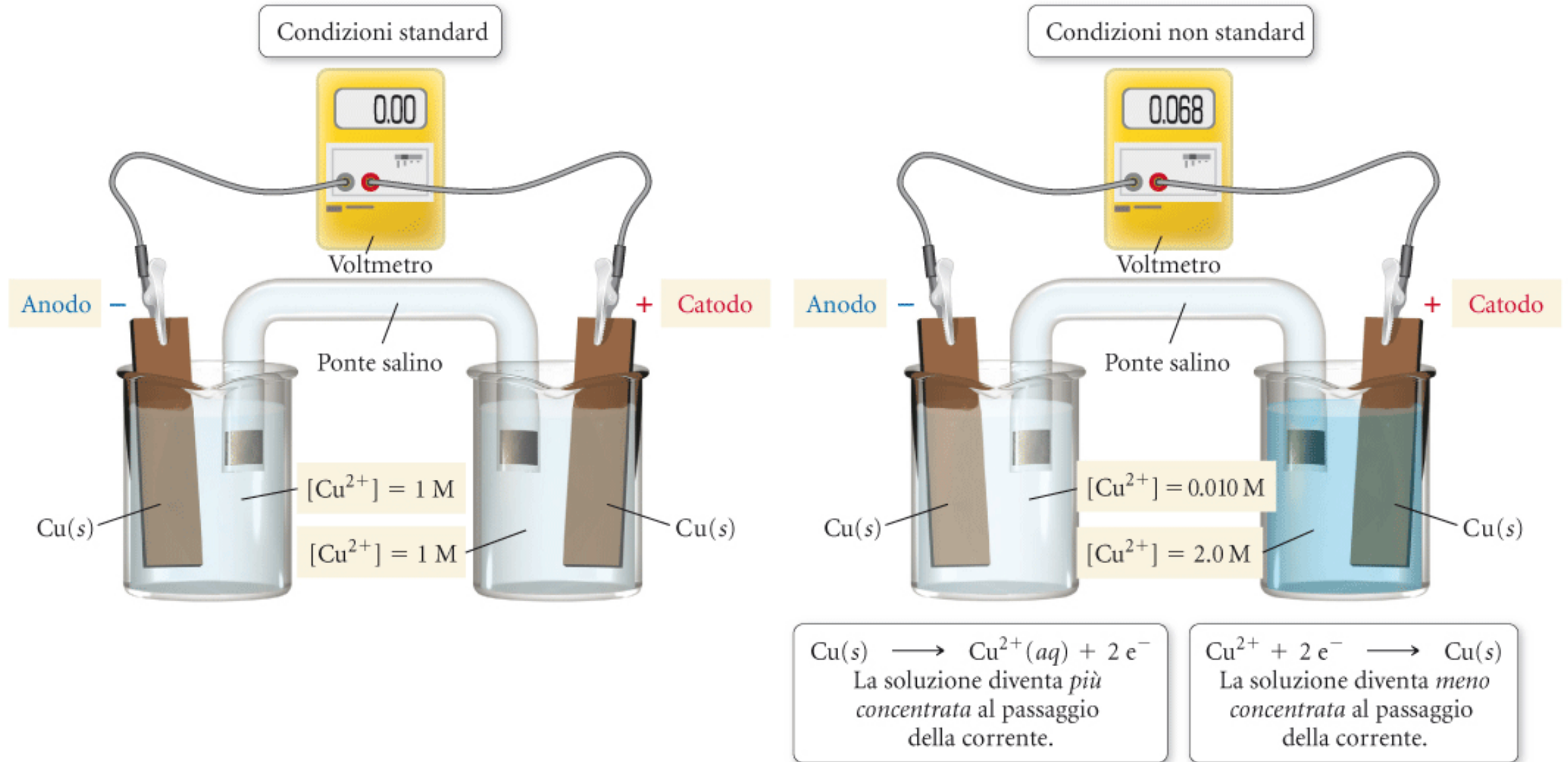
RISULTATO



Calcolare E_{cella} da E°_{cella} . Il valore di n (il numero di moli di elettroni) corrisponde al numero di elettroni (6 in questo caso) che si elidono nella semireazione. Determinare Q basandosi sulla reazione di cella bilanciata e sulle concentrazioni dei reagenti e dei prodotti. (Notare che l'acqua liquida, MnO_2 solido e il rame solido sono omessi nell'espressione di Q).

$$\begin{aligned} E_{\text{cella}} &= E^{\circ}_{\text{cella}} - \frac{0.0592 \text{ V}}{n} \log Q \\ &= E^{\circ}_{\text{cella}} - \frac{0.0592 \text{ V}}{n} \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]^3}{[\text{MnO}_4^{-}]^2 [\text{H}^{+}]^8} \\ &= 1.34 \text{ V} - \frac{0.0592 \text{ V}}{6} \log \frac{(0.010)^3}{(2.0)^2 (1.0)^8} \\ &= 1.34 \text{ V} - (-0.065 \text{ V}) \\ &= 1.41 \text{ V} \end{aligned}$$

Cella a concentrazione

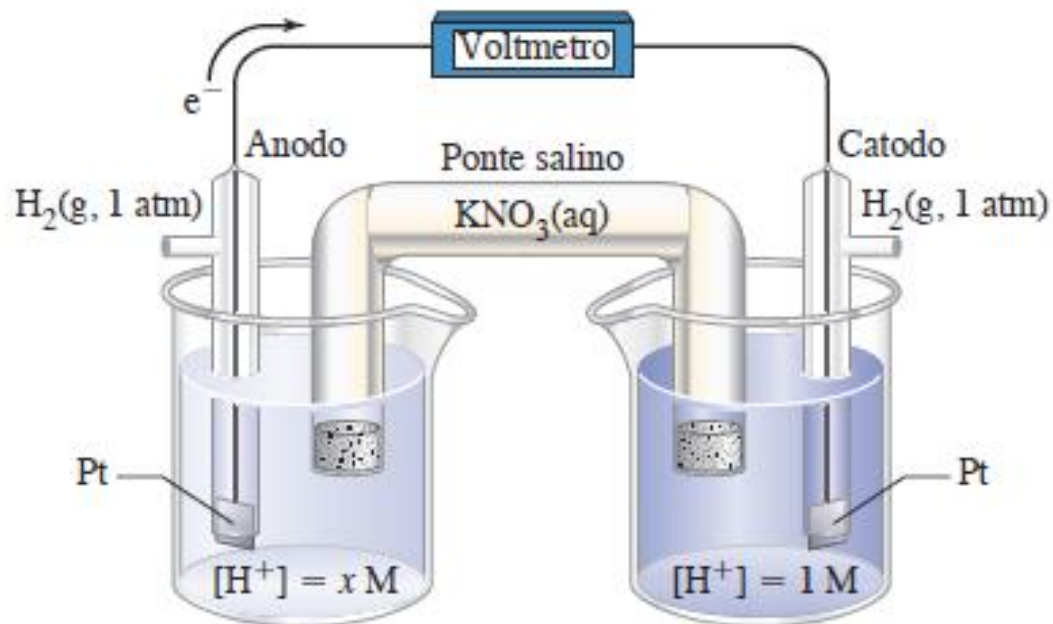


Applicazioni delle celle a concentrazione

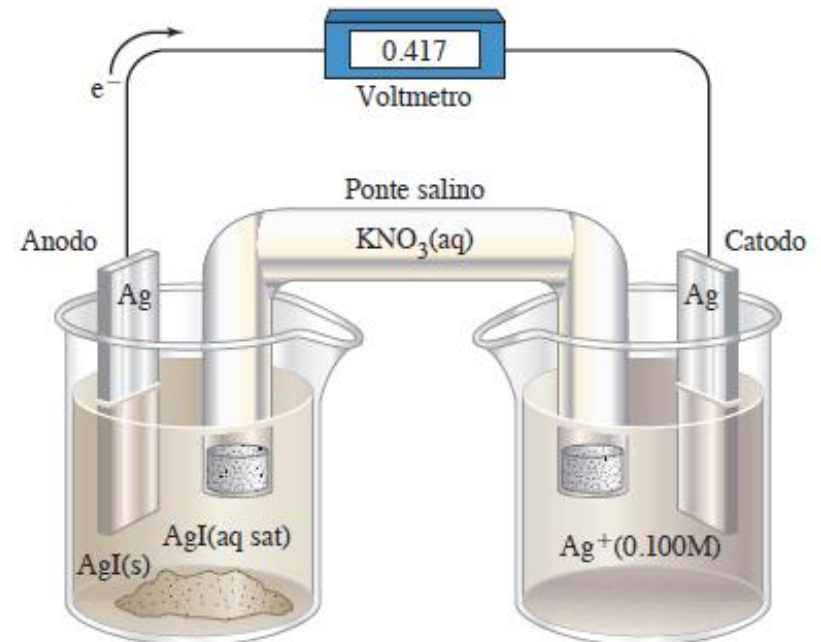
I due semielementi differiscono solo per la concentrazione delle due soluzioni ($\Delta E^\circ = 0$)

La corrente fluisce nel senso in cui la soluzione più diluita si concentra e quella più concentrata si diluisce. La pila si scarica quando le due concentrazioni sono uguali

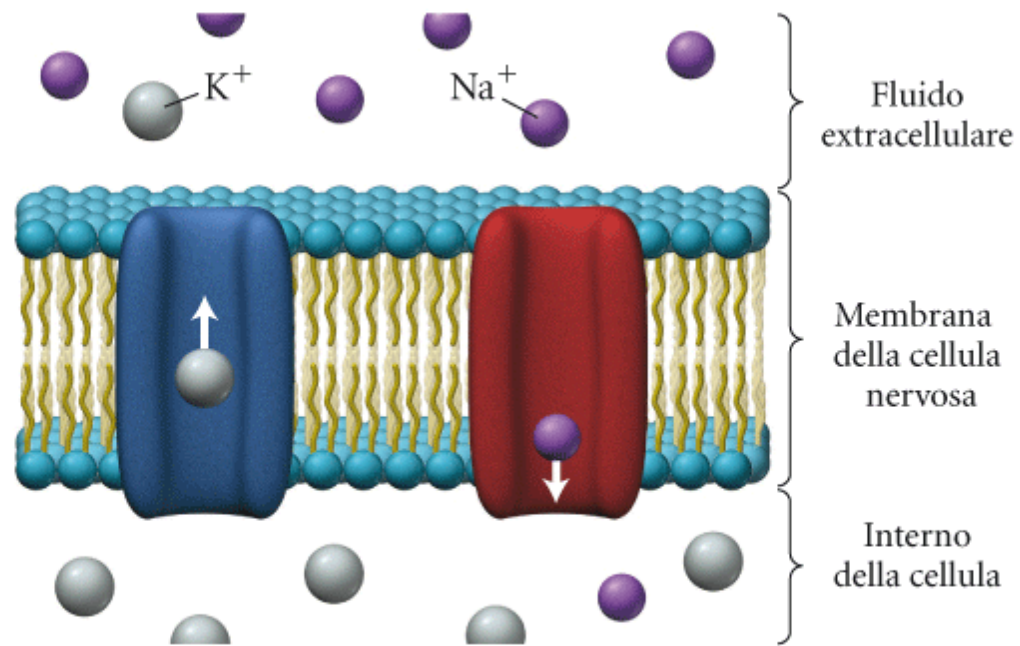
Misura del pH



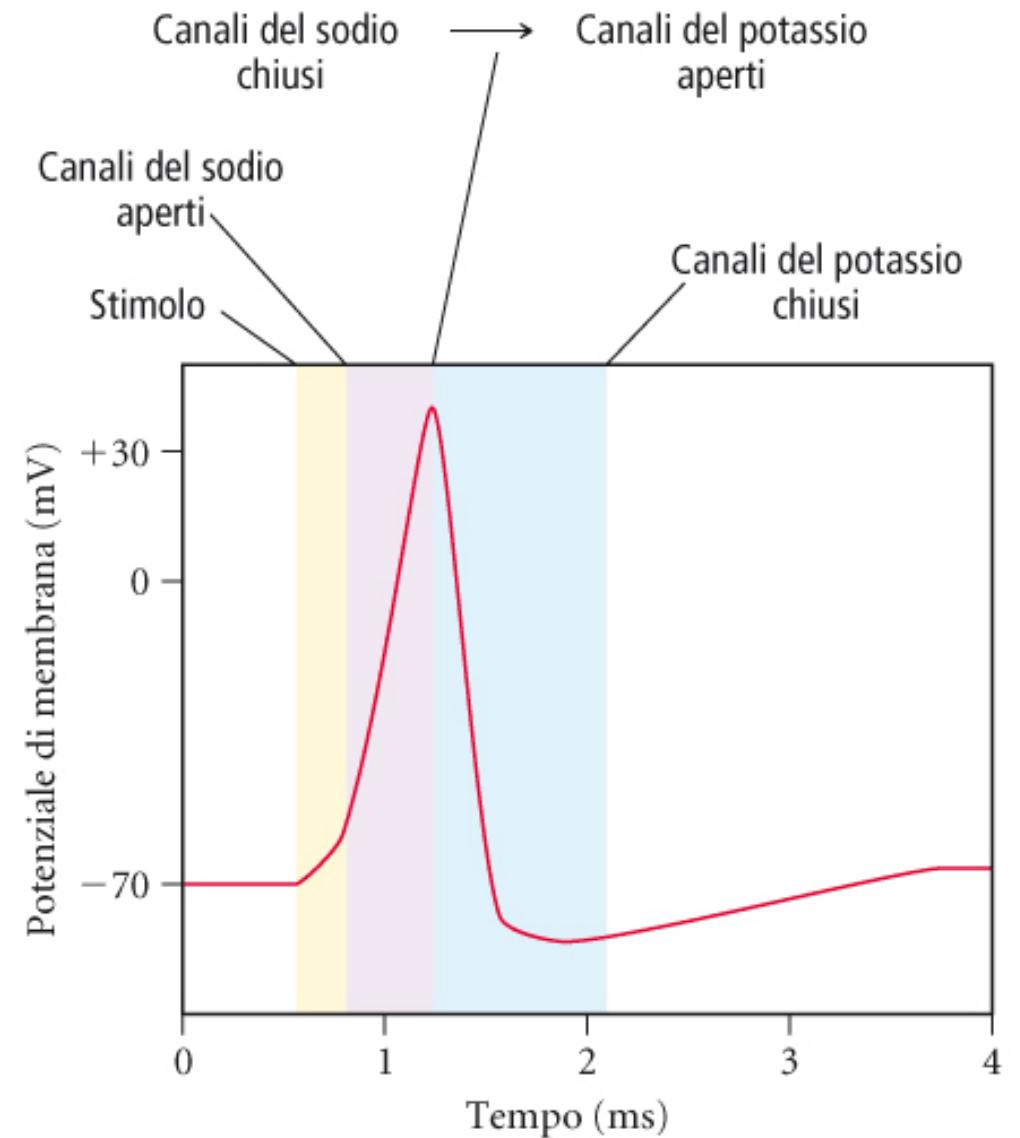
Misura della K_{ps}



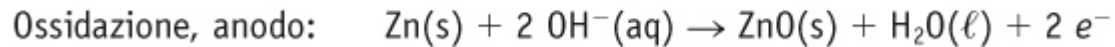
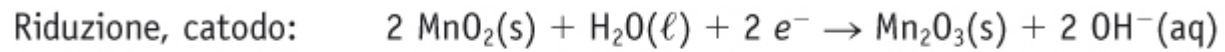
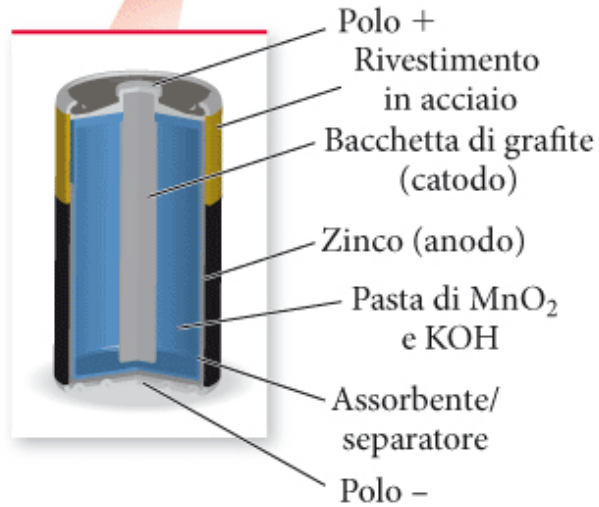
Celle a concentrazione e stimolo nervoso



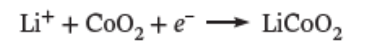
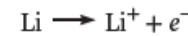
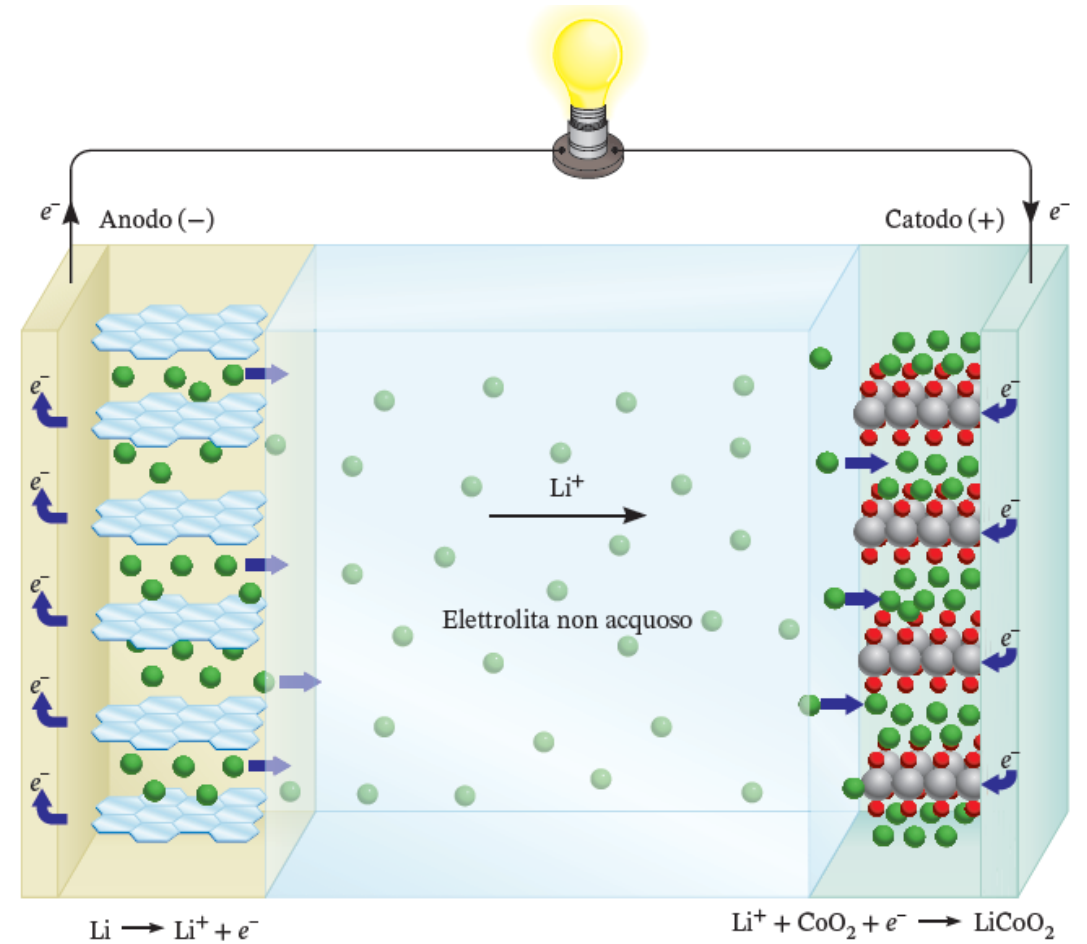
▲ FIGURA 19.13 Variazioni di concentrazione nelle cellule nervose



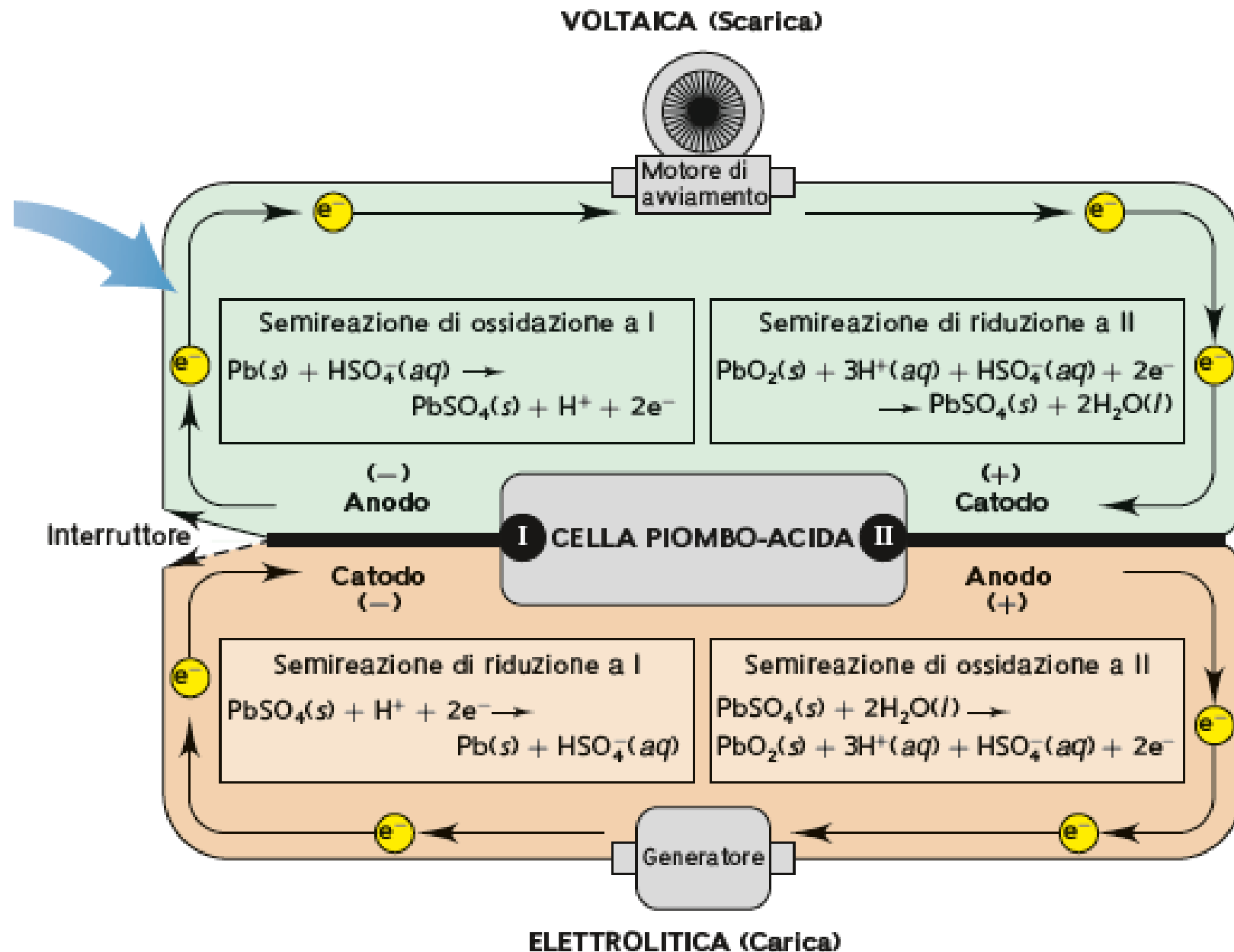
Pila alcalina



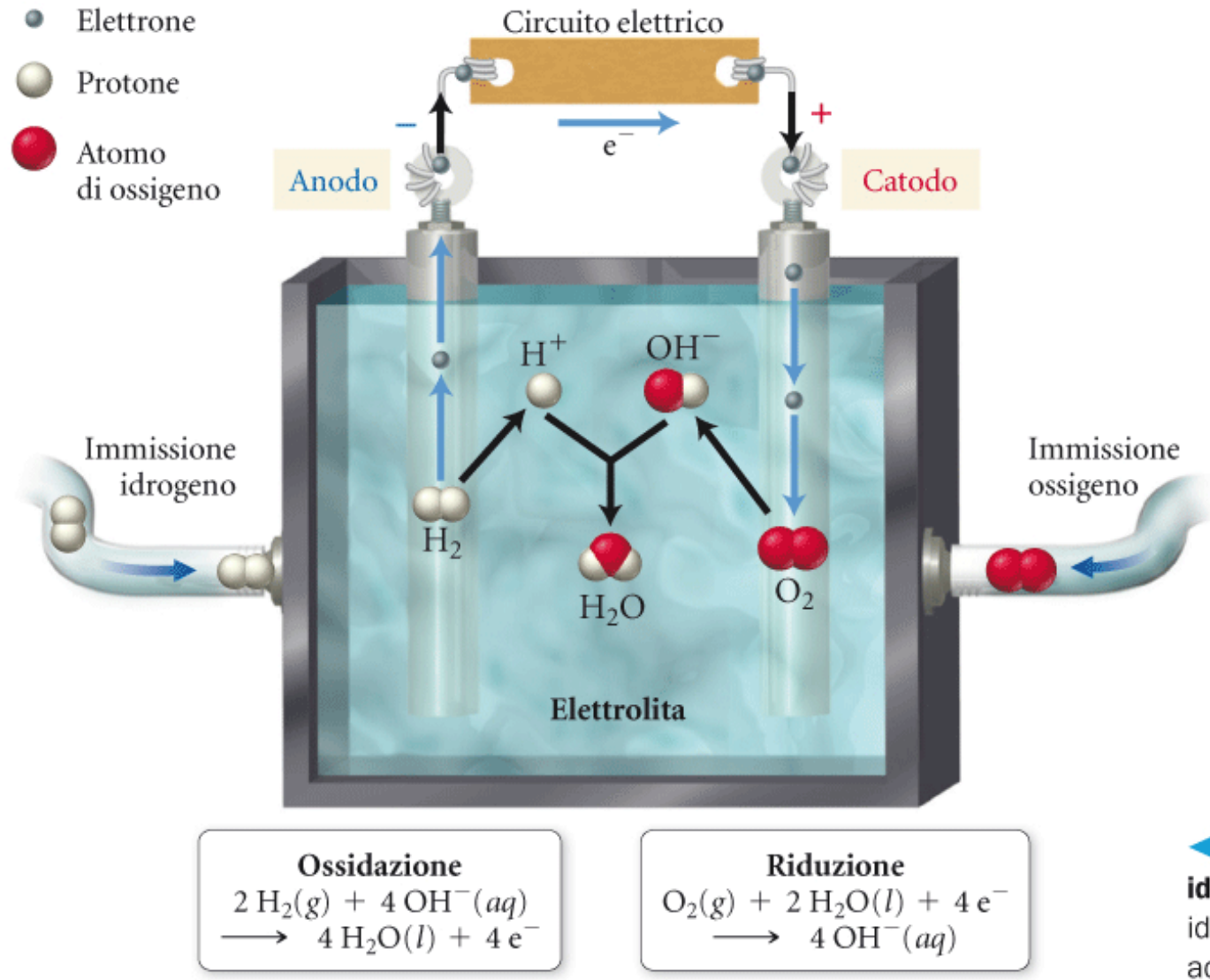
Pila a ioni litio



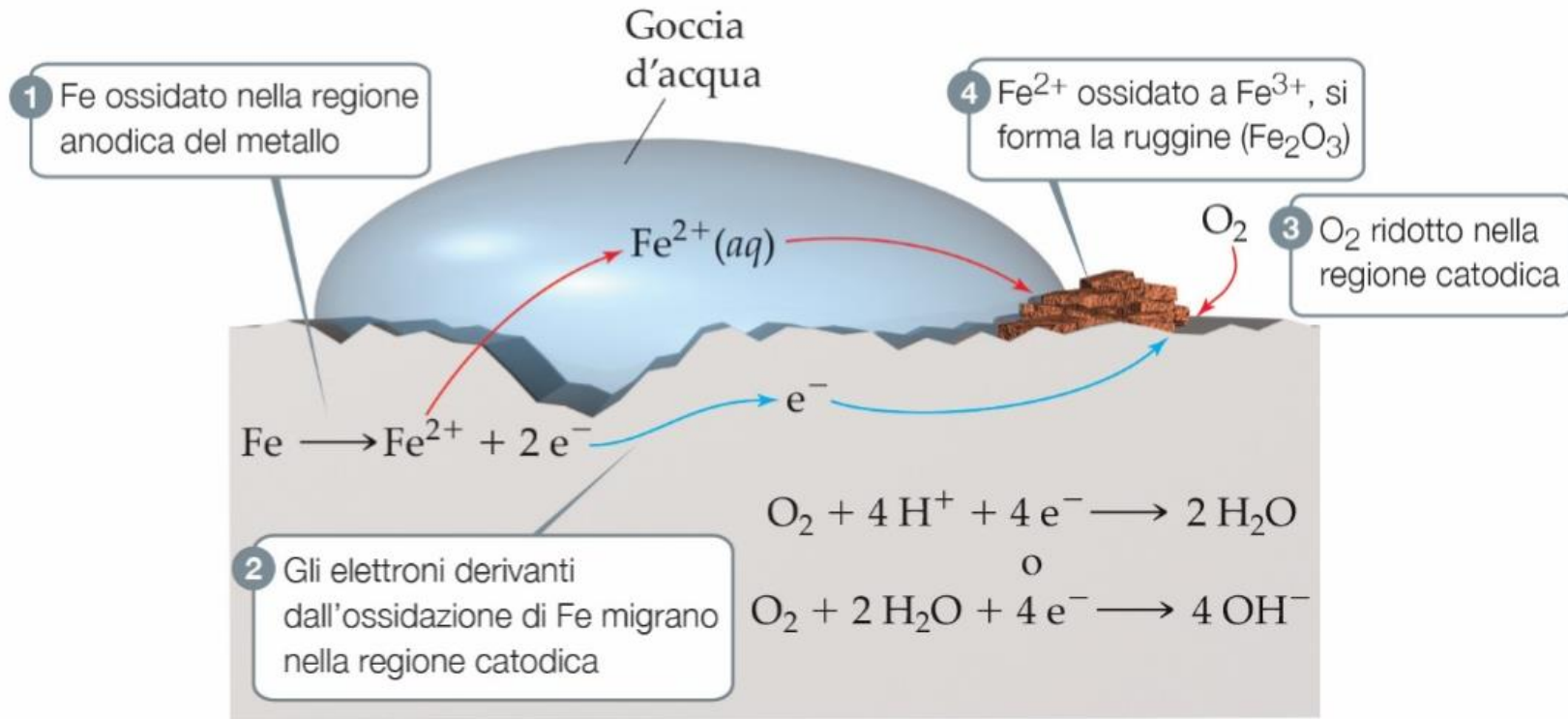
Scarica e carica di una batteria piombo-acida

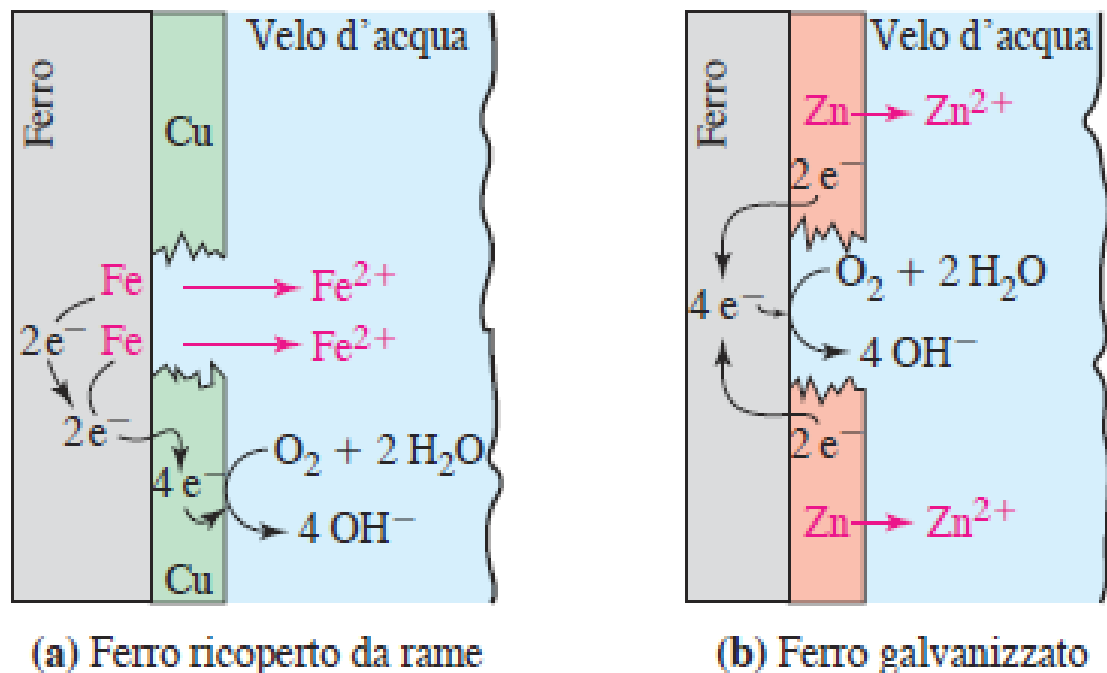


Pile a combustibile idrogeno-ossigeno



Pila indesiderata: corrosione del ferro

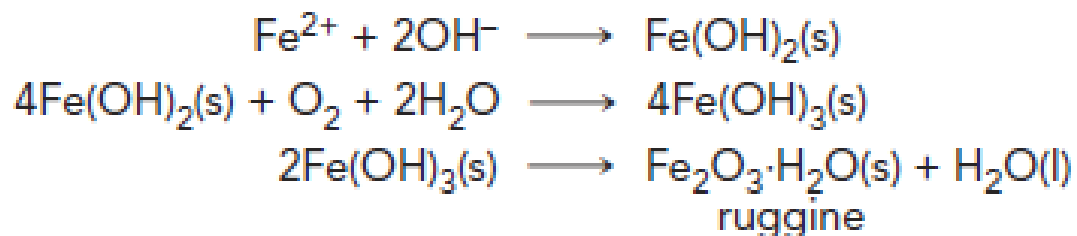




▲ FIGURA 19-21

Protezione del ferro contro la corrosione elettrolitica

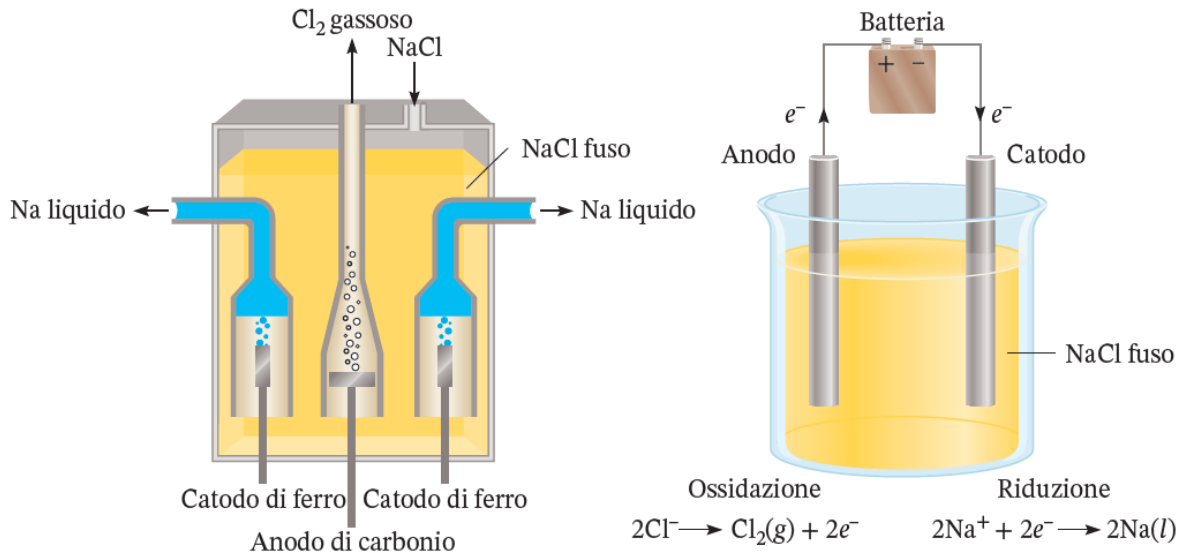
Nella reazione *anodica*, il metallo che viene ossidato più facilmente perde elettroni e produce ioni metallici. In (a) si tratta del ferro; in (b) dello zinco. Nella reazione *catodica* il gas ossigeno, che è sciolto in un sottile strato di acqua aderente al metallo, si riduce ad OH^- . Il ferro arrugginisce in (a) ma non in (b). Quando il ferro si corrode, gli ioni Fe^{2+} ed OH^- formati iniziano queste reazioni ulteriori:



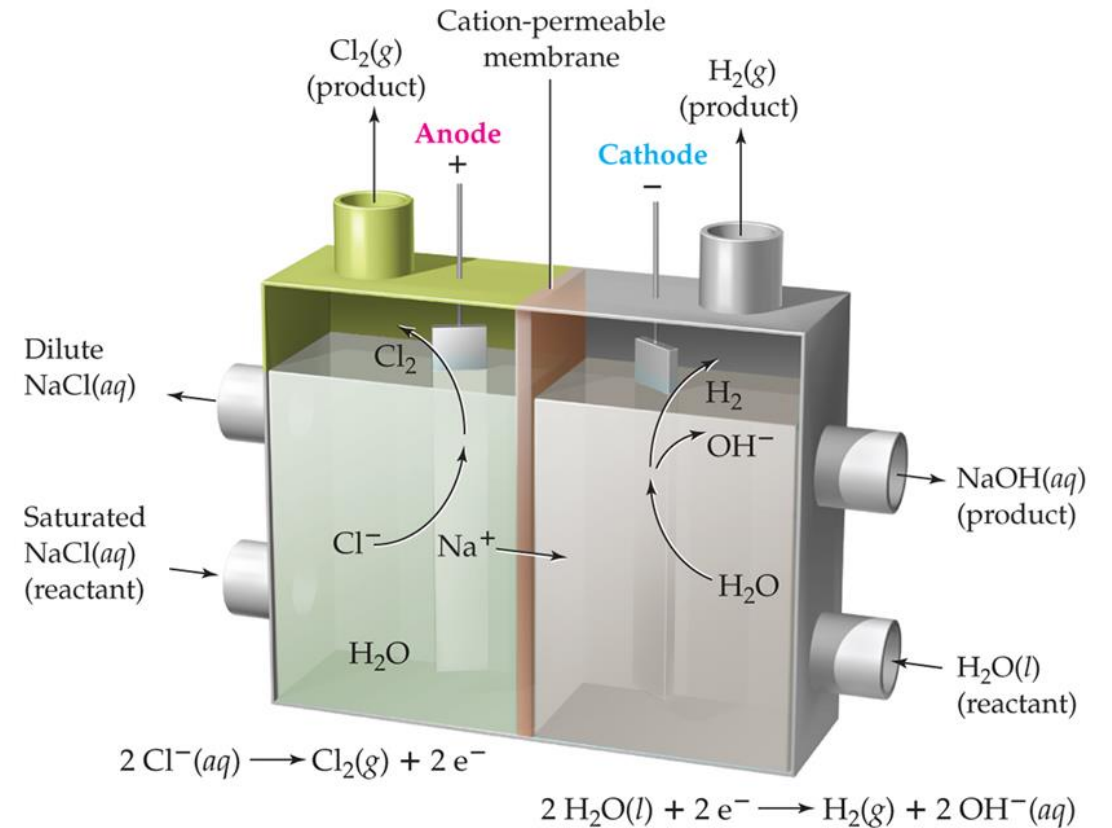
Elettrolisi

Si usa un generatore di corrente per far avvenire la reazione in senso contrario alla sua spontaneità

Produzione di sodio metallico e di cloro gassoso a partire da NaCl fuso

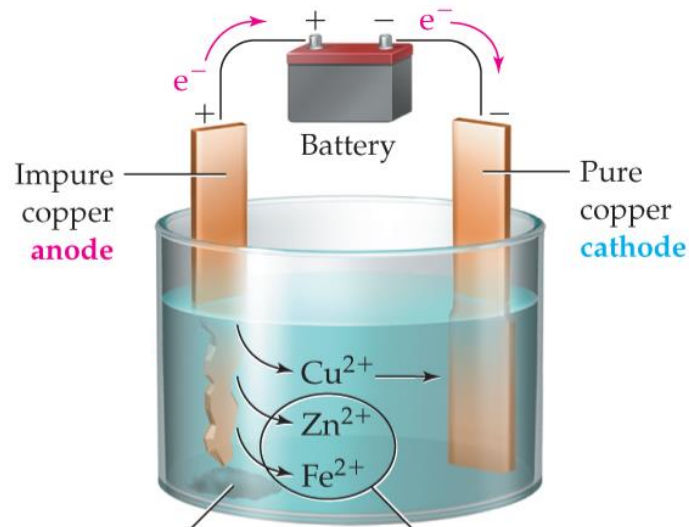


Produzione di soda caustica (idrossido di sodio) e di cloro gassoso a partire da una soluzione di NaCl



Elettrorefinazione del rame

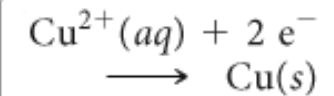
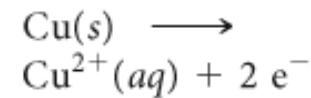
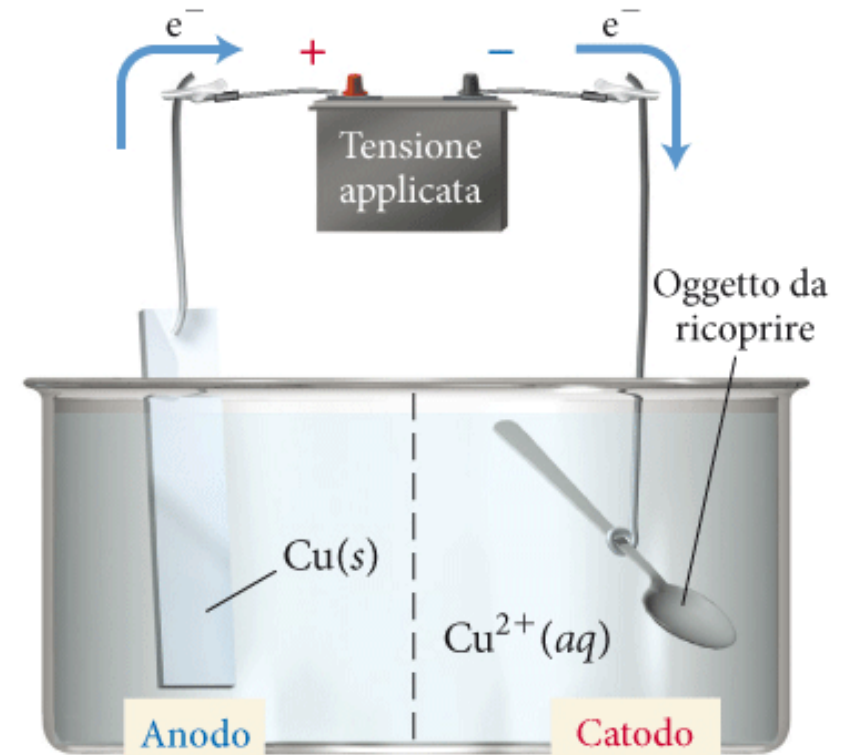
Copper is transferred through the CuSO_4 solution from the impure Cu anode to the pure Cu cathode.



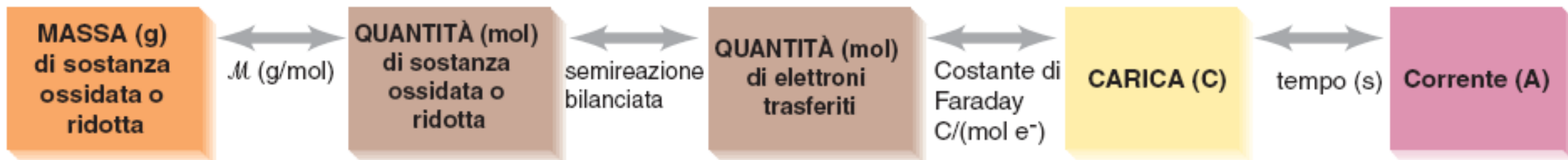
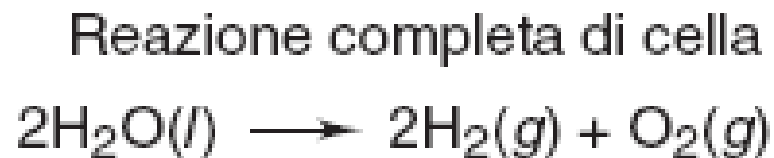
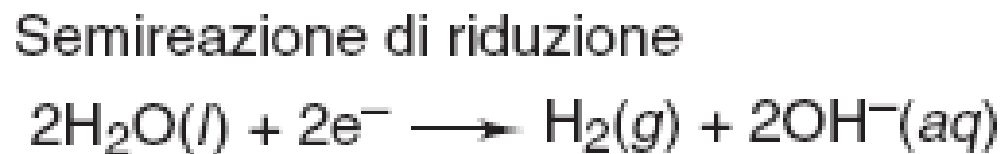
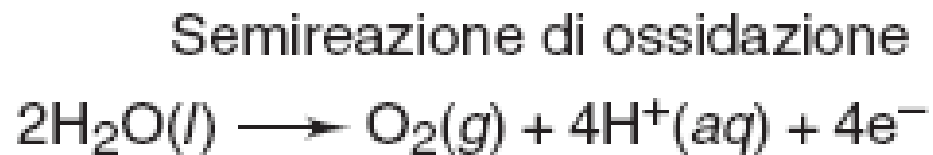
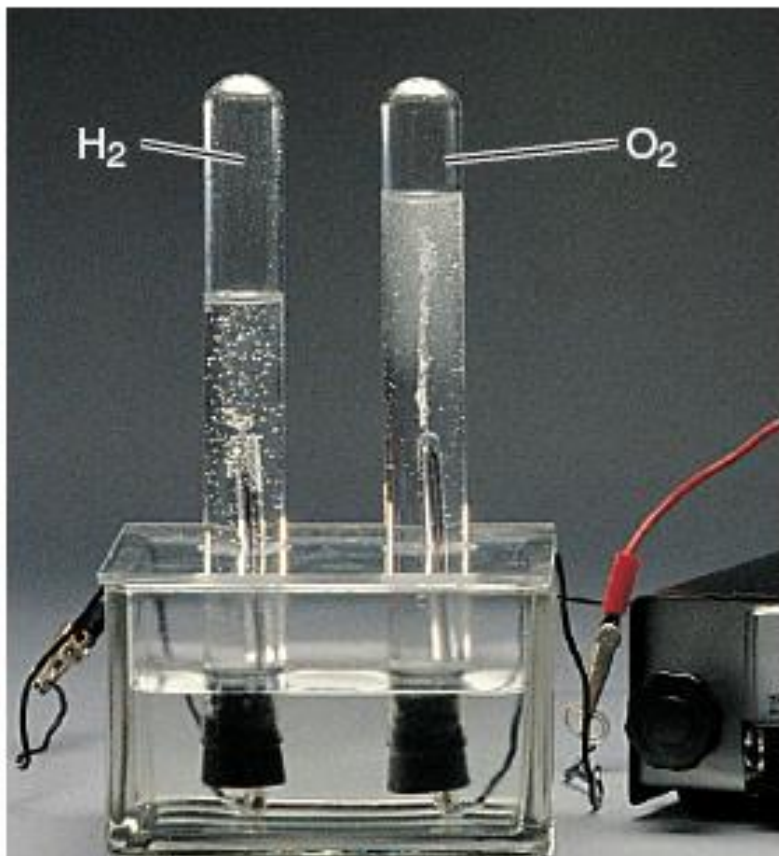
Noble metal impurities (Ag, Au, Pt) are not oxidized and collect as anode mud.

More easily oxidized impurities (Zn, Fe) remain in solution as cations.

elettroplaccatura

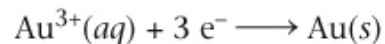


Stechiometria dell'elettrolisi



Esempio 19.10 Stechiometria dell'elettrolisi

L'oro può essere depositato da una soluzione contenente ioni Au^{3+} secondo la semireazione:



Quanto oro (in grammi) è depositato in seguito al passaggio di un'intensità di corrente di 5.5 A per 25 minuti?

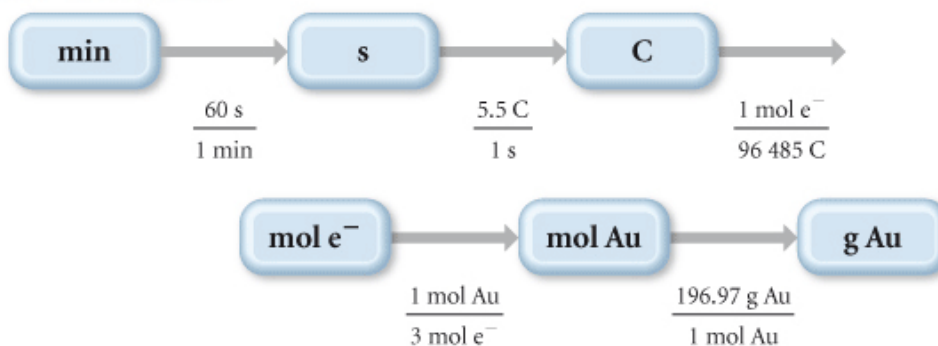
PREMESSA È fornita la semireazione per la deposizione dell'oro, che mostra la relazione stechiometrica tra le moli di elettroni e quelle di oro. Sono forniti anche l'intensità di corrente e il tempo. Si chiede di trovare la massa d'oro che sarà depositata in quel tempo.

DATI: 3 mol e^{-} : 1 mol Au
5.5 A
25 min

INCOGNITE: g Au

STRATEGIA Si deve trovare la quantità d'oro, che è collegata stechiometricamente con il numero di elettroni che passano attraverso la cella. Iniziare convertendo il tempo da minuti a secondi. Dato che l'intensità di corrente è la misura della carica per unità di tempo, utilizzare l'intensità di corrente ed il tempo per calcolare i coulomb. Usare la costante di Faraday per calcolare il numero di moli di elettroni e la stechiometria della reazione per trovare il numero di moli d'oro. Dopodiché, convertire le moli d'oro in grammi, conoscendo la sua massa molecolare.

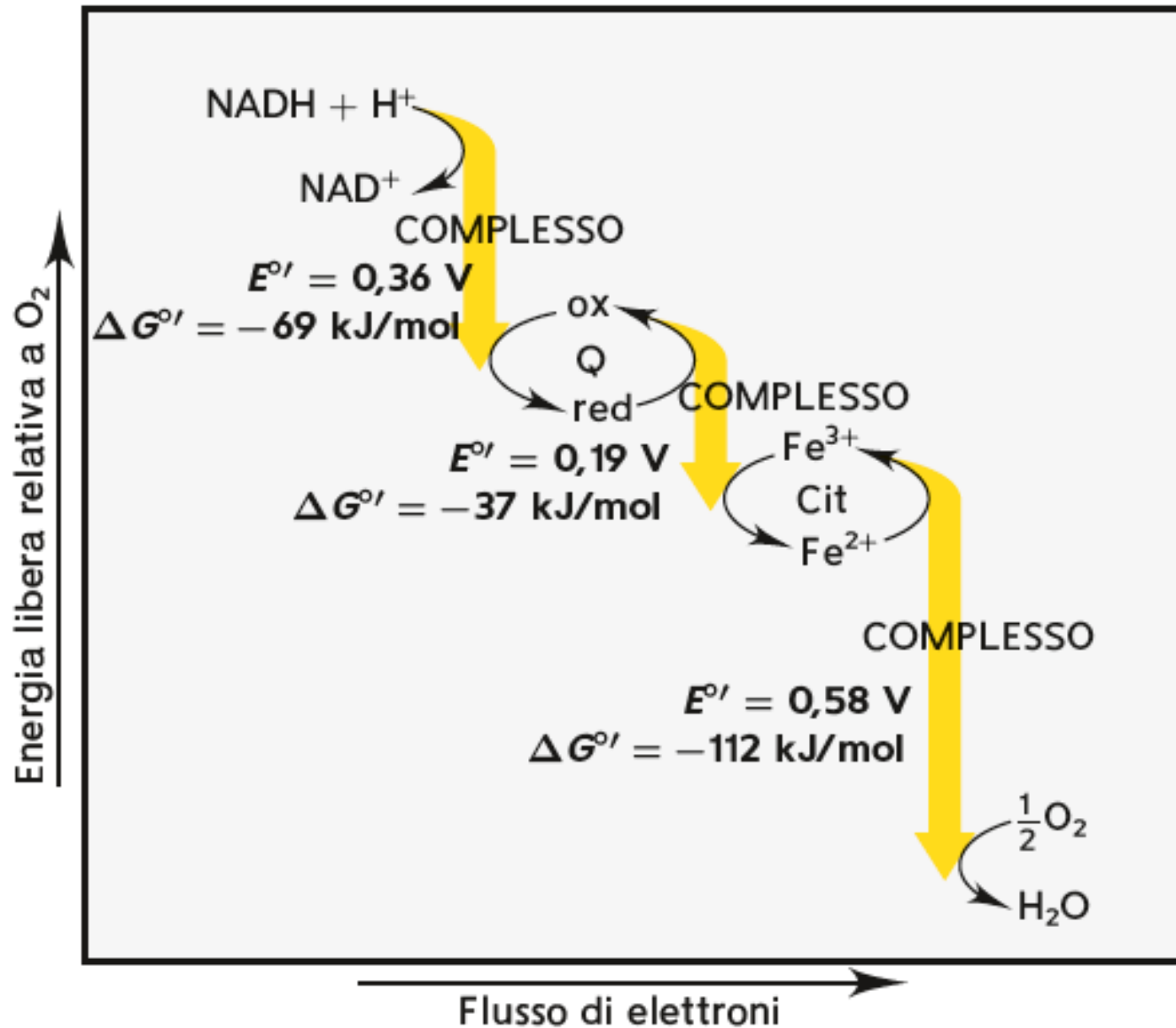
IMPOSTAZIONE



SOLUZIONE Risolvere il problema semplificando le unità di misura per arrivare alla massa d'oro.

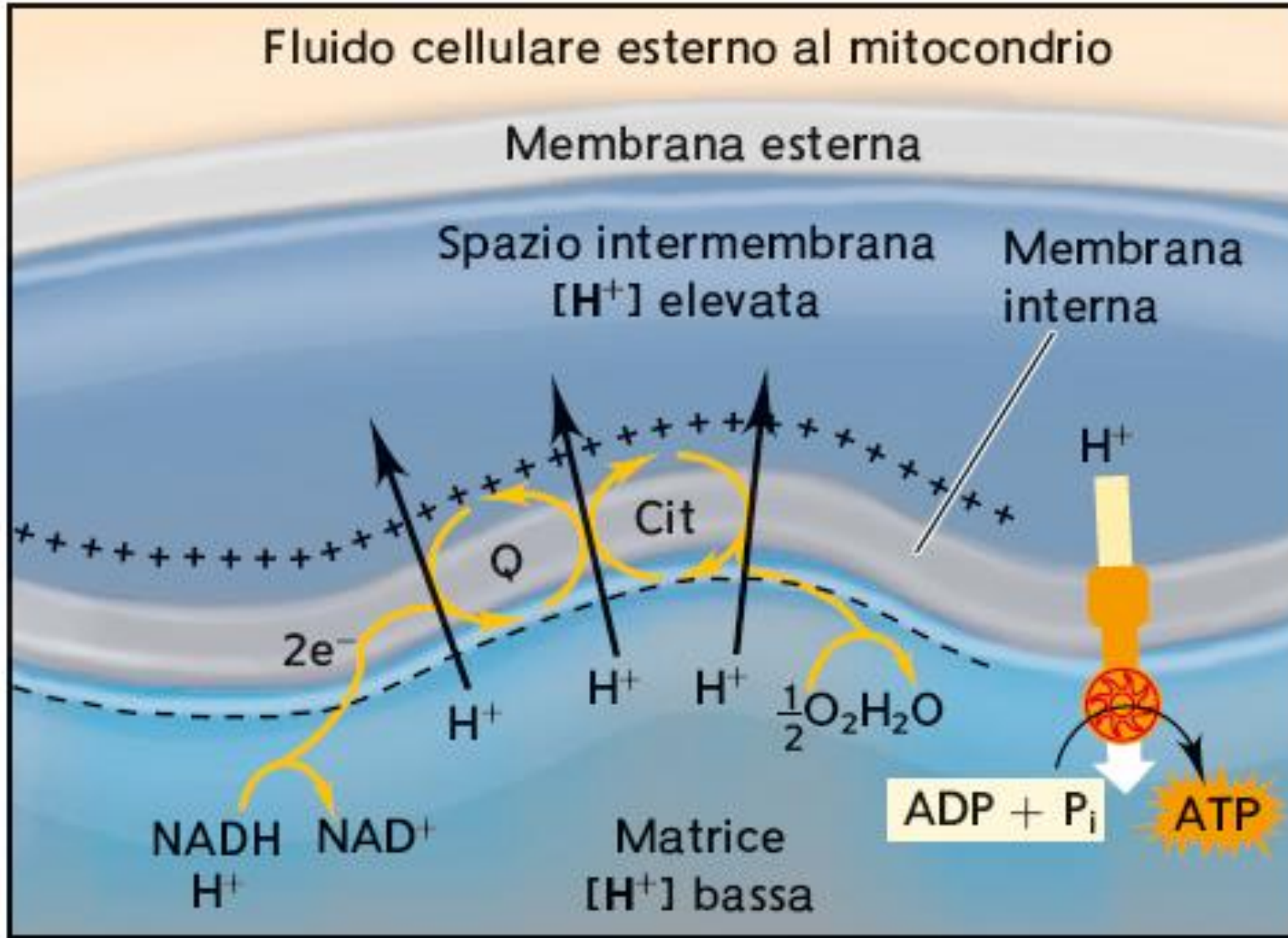
RISULTATO

$$25 \text{ min} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \times \frac{5.5 \text{ C}}{1 \text{ s}} \times \frac{1 \text{ mol e}^{-}}{96485 \text{ C}} \times \frac{1 \text{ mol Au}}{3 \text{ mol e}^{-}} \times \frac{196.97 \text{ g Au}}{1 \text{ mol Au}} = 5.6 \text{ g Au}$$



I principali passaggi della produzione di energia nella catena di trasporto di elettroni (CTE)

Nei tre punti illustrati, $\Delta E^{\circ'}$ (o $\Delta G^{\circ'}$) è sufficientemente elevato da permettere la formazione di ATP da ADP. (Un complesso è costituito da molti componenti: Q è una macromolecola; Cit rappresenta un citocromo, una proteina che contiene una coppia redox metallica).



L'abbinamento tra trasporto di protoni e trasporto di elettroni nella sintesi dell'ATP

Gli elettroni sono trasportati lungo la CTE (freccie gialle curve). I protoni, pompato nello spazio intermembrana, creano una differenza in $[H^+]$ che genera un potenziale attraverso la membrana interna. Quando la differenza in concentrazione è abbastanza elevata, H^+ fluisce nuovamente nello spazio intermembrana, e l'energia libera rilasciata viene utilizzata per la formazione di ATP.