

Quesiti e problemi (sul libro da pag. 540)

1 La chimica dell'elettricità

- Quali furono i primi esperimenti che posero le basi per lo studio dell'elettrochimica?
- Che cosa studia l'elettrochimica?
- Qual è la differenza fra una pila e una cella elettrolitica?

2 Reazioni redox spontanee e non spontanee

- Che cosa si intende con reazione spontanea?
- È possibile far avvenire una reazione non spontanea? Se sì, in che modo?
- Descrivi l'esperimento nel quale una lamina di zinco viene introdotta in una soluzione di solfato di rame e mettilo a confronto con l'esperimento nel quale una lamina di rame viene immersa in una soluzione di solfato di zinco.

3 Le pile

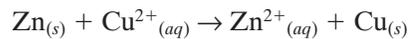
- Che cos'è una pila?
- Completa correttamente le seguenti frasi, scegliendo il termine più adatto tra quelli alternativi suggeriti.
 - Una pila è un dispositivo che **trasforma/consuma** l'energia **potenziale/cinetica** chimica di una reazione redox **spontanea/non spontanea** in energia **elettrica/chimica**.
 - Una cella elettrolitica è un dispositivo che **produce/consuma** l'energia **potenziale/cinetica** chimica di una reazione redox **spontanea/non spontanea** per far avvenire una reazione redox **spontanea/non spontanea**.
 - L'elettrodo di una pila dove avviene la riduzione è detto **anodo/catodo** e risulta **positivo/negativo** mentre quello dove avviene l'ossidazione è detto **anodo/catodo** ed è **positivo/negativo**.
 - L'elettrodo di una cella elettrolitica dove avviene la riduzione è detto **anodo/catodo** e risulta **positivo/negativo**, mentre quello dove avviene l'ossidazione è detto **anodo/catodo** ed è **positivo/negativo**.
 - Nel circuito esterno di una pila si spostano **elettroni/ioni** mentre in quello interno si spostano **elettroni/ioni**.
- Perché analizzando una semicella isolata non si può stabilire il tipo di reazione che avverrà in essa e quindi se funzionerà da semicella catodica oppure anodica? Che cosa è necessario per poterlo stabilire? Rispondi in otto righe.

- Mettendo a diretto contatto le due soluzioni contenute nelle semicelle, mescolandole tra loro, non si sviluppa affatto corrente elettrica.

► Perché per far funzionare la pila occorrono sia il filo conduttore sia il ponte salino?

si ottiene un circuito chiuso

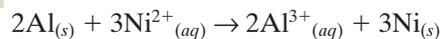
- Considera la pila in cui avviene la seguente reazione di ossido-riduzione



- Qual è l'agente ossidante? Cu^{2+}
- Qual è l'elettrodo positivo della pila? Cu^{2+}/Cu

- È data la pila $\text{Cr}/\text{Cr}^{3+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$; qual è la sostanza che agisce da ossidante? Cu^{2+}

- La reazione della pila alluminio-nichel è:

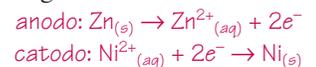


- Quale specie si riduce? Ni^{2+}

4 La scala dei potenziali standard di riduzione

- Una pila è costituita da due semicelle Ni^{2+}/Ni e Zn^{2+}/Zn collegate da un ponte salino.

- Qual è il polo positivo della pila? Ni^{2+}/Ni
- Quali sono le reazioni agli elettrodi?



- Qual è la reazione globale di funzionamento della pila?



- Completa correttamente le seguenti frasi, scegliendo il termine più adatto tra quelli alternativi suggeriti.

- La forza elettromotrice di una **pila/cella** elettrolitica dà un'indicazione sulla capacità che essa possiede di spingere gli **elettroni/ioni** a scorrere nel circuito **esterno/interno** dal polo **positivo/negativo** al polo **positivo/negativo**.
- All'elettrodo a idrogeno, in condizioni standard, la concentrazione della soluzione ionica è **1 M/0,1 N** e la temperatura è **0°C/25°C** e viene assegnato per convenzione il potenziale **$E^\circ/G^\circ = 0,00 \text{ V}/0,00 \text{ A}$** .
- Il segno attribuito ai potenziali per le semireazioni di **riduzione/ossidazione** è **negativo/positivo** se il metallo si riduce più facilmente rispetto a H^+ , **negativo/positivo** in caso contrario.
- Gli elettroni in un circuito **esterno/interno** di una pila scorrono spontaneamente verso l'elettrodo immerso nella semicella contenente le so-

stanze che **respingono/attraggono** maggiormente gli elettroni, quindi che si **riducono/ossidano**, ossia verso **Panodo/il catodo**.

16 Quali elementi possono spostare il piombo da una soluzione acquosa di $Pb(NO_3)_2(aq)$?

tutti quelli con potenziale di riduzione più basso di $-0,13 V$

17 Basandoti sulla tabella dei potenziali standard di riduzione, contrassegna con un + le coppie di elementi che sviluppano una fem e con un - le altre coppie.

		Catodo (riduzione)							
		Ag ⁺ /Ag	Cu ²⁺ /Cu	Zn ²⁺ /Zn	Pb ²⁺ /Pb	Al ³⁺ /Al	Au ³⁺ /Au	Sn ²⁺ /Sn	Pd ²⁺ /Pd
Anodo (ossidazione)	Ag ⁺ /Ag	-							
	Cu ²⁺ /Cu	+					+		+
	Zn ²⁺ /Zn	+	+		+		+	+	+
	Pb ²⁺ /Pb	+	+				+		+
	Al ³⁺ /Al	+	+	+	+		+	+	+
	Au ³⁺ /Au								
	Sn ²⁺ /Sn	+	+		+		+		+
	Pd ²⁺ /Pd						+		

18 Considera le coppie di elettrodi dell'esercizio precedente che generano fem e calcola la differenza di potenziale, ΔE°_{pila} , in condizioni standard.

		Catodo (riduzione)							
		Ag ⁺ /Ag	Cu ²⁺ /Cu	Zn ²⁺ /Zn	Pb ²⁺ /Pb	Al ³⁺ /Al	Au ³⁺ /Au	Sn ²⁺ /Sn	Pd ²⁺ /Pd
Anodo (ossidazione)	Ag ⁺ /Ag	1					+0,70V		+0,15V
	Cu ²⁺ /Cu	+0,46V					+1,16V		+0,61V
	Zn ²⁺ /Zn	+1,56V	+1,10V		+0,63V		+2,26V	+0,62V	+1,71V
	Pb ²⁺ /Pb	+0,93V	+0,47V				+1,63V		+1,08V
	Al ³⁺ /Al	+2,46V	+2,00V	+0,90V	+1,53V		+3,16V	+1,52V	+2,61V
	Au ³⁺ /Au								
	Sn ²⁺ /Sn	+0,94V	+0,48V		+0,01V		+1,64V		+1,09V
	Pd ²⁺ /Pd						+0,55V		

19 Considera la pila $Cu/Cu^{2+} // Ag^+/Ag$.

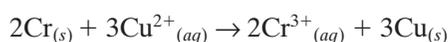
► Scrivi l'equazione della reazione redox.



► Calcola la differenza di potenziale.

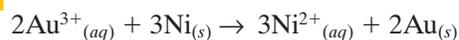
$$+0,46 V$$

20 Considera la seguente reazione di ossido-riduzione.



► Qual è il potenziale E° della pila? $+1,08 V$

21 Considera la seguente reazione di ossido-riduzione.



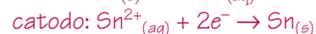
► Qual è il potenziale E° della pila? $+1,76 V$

22 Una lamina di manganese, introdotta in una soluzione di $SnCl_2$, si ricopre di stagno; il potenziale E° della reazione $Mn^{2+} + 2e^- \rightarrow Mn$ è pari a $-1,18 V$.

► Bilancia la reazione di ossido-riduzione fra manganese e ioni Sn^{2+} . $Sn^{2+}(aq) + Mn(s) \rightarrow Sn(s) + Mn^{2+}(aq)$

► Schematizza la pila Mn^{2+}/Mn e Sn^{2+}/Sn .
 $(-) Mn/Mn^{2+} // Sn^{2+}/Sn (+)$

► Scrivi le reazioni agli elettrodi.



► Disegna la pila.

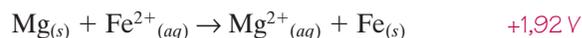
► Calcola il potenziale E° della pila. $+1,04 V$

5 Spontaneità delle reazioni redox

23 Perché le reazioni con ΔE° positivo sono spontanee?

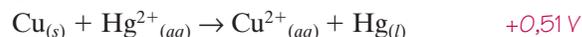
perché la relazione che lega ΔE° e ΔG° è $\Delta G^\circ = -n F \Delta E^\circ$

24 Qual è il potenziale standard ΔE° della pila in cui avviene la seguente reazione di ossido-riduzione?



► Calcola il ΔG° della pila. $-371 kJ$

25 Qual è il voltaggio della pila in cui avviene la seguente reazione di ossido-riduzione?



► Calcola il ΔG° della pila. $-98 kJ$

26 Vuoi costruire una pila con gli elettrodi Au^{3+}/Au e Ni^{2+}/Ni .

► Qual è il polo positivo della pila? Au^{3+}/Au

► Qual è il potenziale prodotto dalla pila in condizioni standard? $+1,76 V$

► Calcola il ΔG° della pila. $-1,02 \cdot 10^3 kJ$

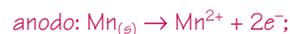
27 Calcola i ΔG° e i potenziali standard per le seguenti pile.



28 Una pila è costituita dalle seguenti semipile: Mn^{2+}/Mn , Ni^{2+}/Ni ; il potenziale E° della reazione $Mn^{2+} + 2e^- \rightarrow Mn$ è pari a $-1,18 V$.

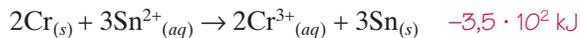
► Schematizza la pila. $(-)Mn/Mn^{2+} // Ni^{2+}/Ni(+)$

► Scrivi le semireazioni agli elettrodi e la reazione globale.

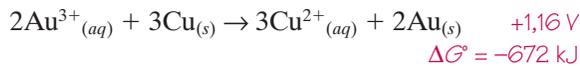


- ▶ Disegna la pila.
- ▶ Calcola il potenziale ΔE° della pila. $+0,92\text{ V}$
- ▶ Calcola il ΔG° della pila. $-1,8 \cdot 10^2\text{ kJ}$

29 Calcola il potenziale ΔE° e il ΔG° della pila in cui avviene la seguente reazione. $+0,60\text{ V}$



30 Calcola il potenziale ΔE° e il ΔG° della pila in cui avviene la seguente reazione.



6 L'equazione di Nernst

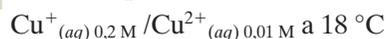
31 Sapendo che i potenziali normali Cu^{2+}/Cu , Ni^{2+}/Ni e Zn^{2+}/Zn sono rispettivamente $+0,34\text{ V}$, $-0,25\text{ V}$ e $-0,76\text{ V}$, rispondi alle seguenti domande.

- ▶ Se immergi una lamina di rame in una soluzione verde di NiSO_4 , che cosa osservi?
- ▶ Se immergi una lamina di zinco nella soluzione contenente $\text{Ni}^{2+}_{(aq)}$, che cosa osservi? Scrivi le eventuali reazioni.

la soluzione da verde diventa incolore.

Lo Zn della lamina si ossida e passa in soluzione come Zn^{2+} mentre gli ioni Ni^{2+} si riducono a Ni

32 Calcola il potenziale delle seguenti semicelle.



- ▶ Quali osservazioni puoi fare confrontando i due valori?

33 Esiste la possibilità di costruire delle pile «a concentrazione», cioè che sviluppano una *fem* a causa della diversa concentrazione di una stessa sostanza nelle due semicelle.

- ▶ Sai giustificare questo fenomeno?
- ▶ Si potrebbero anche avere «pile a temperatura»? Motiva le tue risposte.

7 Le pile in commercio

34 Spiega le differenze fra pila a secco e pila alcalina.

35 Quali sono i vantaggi dell'utilizzo degli accumulatori?

36 Considera la reazione dell'accumulatore:



- ▶ Quale stato di ossidazione assume il piombo durante la scarica? $+2$

37 In una batteria al nichel-cadmio avviene la seguente reazione:

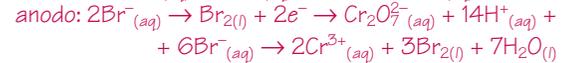
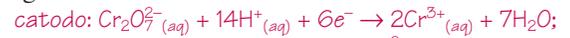


- ▶ Quale specie è ossidata durante la scarica? *Cd*

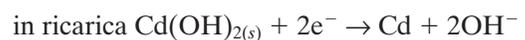
- ▶ Qual è il polo negativo? *Cd/Cd²⁺*

38 Calcola il potenziale E° della pila formata dall'elettrodo $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ e dall'elettrodo Br_2/Br^- . $+026\text{ V}$

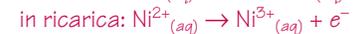
- ▶ Scrivi le semireazioni agli elettrodi e la reazione globale.



39 Nella batteria nichel-cadmio, le reazioni che interessano il cadmio sono:



- ▶ Sapendo che l'altro elemento della pila è il nichel, completa le reazioni redox mancanti.



8 La corrosione

40 Quali reazioni chimiche spiegano il fenomeno della corrosione? *le reazioni di ossido-riduzione*

41 Che cosa si intende per anodo sacrificale?

42 Come si spiega la formazione della ruggine?

43 Per quale motivo il fenomeno di corrosione può essere spiegato attraverso il meccanismo della pila?

perché durante la corrosione si forma una cella elettrochimica tra il metallo coinvolto e l'ossigeno dell'aria umida

44 Che cosa consiglieresti a un agricoltore dilettante che volesse piantare un vigneto utilizzando, come sostegni, dei paletti di ferro? Puoi prevedere ripercussioni anche sul suolo che accoglie il vigneto?

potrebbe utilizzare la protezione catodica. Nel terreno passano i prodotti solubili della corrosione

45 Quale alogeno corrode l'oro e lo trasforma in ione Au^{3+} ? *il fluoro*

46 Consultando la tabella dei potenziali standard, stabilisci quali metalli sono attaccati dal fluoro $\text{F}_{2(g)}$ e quali dal bromo $\text{Br}_{2(l)}$.

Il fluoro attacca tutti i metalli; il bromo attacca tutti i metalli eccetto l'oro.

47 Quale metallo fra Mg, Cu, Al, Zn non può essere usato nella protezione catodica degli scafi delle navi? *Cu*

48 Perché la corrosione del ferro è più rapida in acqua salata?

L'acqua salata ha una grande conducibilità e funge da ponte salino della cella elettrochimica ferro-ossigeno.

9 L'elettrolisi e la cella elettrolitica

49 Completa correttamente le seguenti frasi, scegliendo il termine più adatto tra quelli alternativi suggeriti.

a) Il fenomeno dell'elettrolisi avviene nelle **celle galvaniche/celle elettrolitiche** e trasforma l'energia **chimica/elettrica** in energia **chimica/elettrica**.

b) Nelle celle elettrolitiche, l'anodo è il polo **negativo/positivo** mentre il catodo è il polo **negativo/positivo**, con polarità quindi **uguale/opposta** alle pile.

c) Nelle celle **elettrolitiche/galvaniche** viene utilizzata corrente elettrica per condurre una reazione **spontanea/non spontanea**.

d) L'elettrolisi del NaCl fuso porta alla deposizione del **metallo/non metallo** al catodo e alla liberazione del **metallo/non metallo** all'anodo.

e) All'anodo di una cella elettrolitica si **ossida/riduce** la specie che possiede il valore di E° più **positivo/negativo**.

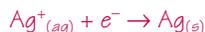
f) L'elettrolisi dell'acqua porta alla formazione di **idrogeno/ossigeno** gassoso al catodo e di **idrogeno/ossigeno** gassoso all'anodo.

50 L'argentatura di una moneta di rame, cioè il suo rivestimento con un sottile strato di argento metallico, si può ottenere tramite elettrolisi di una soluzione di un sale d'argento collegando la moneta di rame a uno dei due poli del generatore.

► Schematizza l'attrezzatura necessaria a effettuare l'elettrolisi.

► A quale polo del generatore collegheresti la moneta di rame? *al catodo*

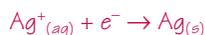
► Quale reazione avviene su tale elettrodo?



51 Per quale motivo, se vogliamo effettuare l'elettrolisi dell'acqua, occorre aggiungere una piccola quantità di acido, base oppure sale?

l'acqua distillata non conduce la corrente elettrica: è quindi necessario aggiungere un elettrolita

52 Quale semireazione avviene al polo negativo di una cella elettrolitica in cui un oggetto che funge da elettrodo negativo viene rivestito di un sottile strato di argento?



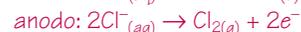
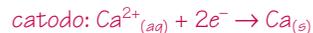
53 In natura, quasi tutti i metalli sono presenti nei minerali sotto forma di composti, quali ossidi, solfuri, carbonati e possono essere estratti tramite il processo di riduzione elettrolitica. Quale metallo tra Na, Au, Li e K non si ottiene per questa via?

54 Durante l'elettrolisi di KBr fuso, quale reazione avviene all'elettrodo positivo? $2\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_{2(g)} + 2e^-$

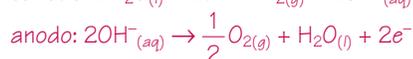
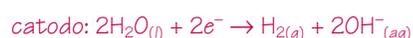
55 Durante l'elettrolisi di KBr fuso, quale reazione avviene all'elettrodo negativo? $\text{K}^+ + e^- \rightarrow \text{K}_{(s)}$

56 Quale semireazione avviene al catodo di una cella elettrolitica in cui un oggetto viene placcato con rame metallico? $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$

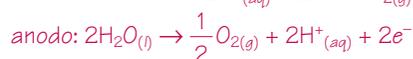
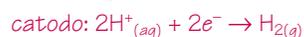
57 Nell'elettrolisi del cloruro di calcio fuso, quali sono le reazioni agli elettrodi?



58 Se per l'elettrolisi dell'acqua impieghi una soluzione diluita di NaOH come elettrolita, quali sono le reazioni agli elettrodi?



59 Una soluzione diluita di H_2SO_4 è sottoposta a elettrolisi; quali saranno le reazioni agli elettrodi?


10 Le leggi di Faraday

60 Completa correttamente le seguenti frasi, scegliendo il termine più adatto tra quelli alternativi suggeriti.

a) Tra la quantità di **corrente/ioni** che passa in una cella elettrolitica e **la massa/il numero di atomi** di sostanza che si forma agli elettrodi esistono delle relazioni matematiche, espresse dalle leggi di Faraday.

b) La **prima/seconda** legge di Faraday afferma che la **massa/il numero di atomi** di sostanza che **viene assorbita/si libera** presso un elettrodo è **indipendente dalla/proporzionale alla** quantità di carica elettrica che giunge all'elettrodo.

c) La **prima/seconda** legge di Faraday afferma che la **massa/il numero di atomi** delle sostanze liberate agli elettrodi di celle contenenti soluzioni **diverse/uguali**, attraversate **da/diversa/dalla stessa** quantità di carica, è **inversamente/direttamente** proporzionale ai rispettivi equivalenti elettrochimici.

d) L'equivalente elettrochimico è la quantità di sostanza che si deposita agli elettrodi quando il circuito è attraversato da una **carica elettrica/corrente** di 96 486 C.

e) L'equivalente elettrochimico di uno ione **monoatomico/monovalente** corrisponde alla sua massa molare, quello di uno ione **polivalente/poliatomico** invece alla sua massa molare **divisa/moltiplicata** per la carica elettrica dello ione.

- 61** Quante moli di elettroni servono per ridurre 1 mol di Fe^{3+} a Fe^{2+} ? 1 mol
- 62** Quante moli di elettroni servono per ridurre 1 mol di Fe^{3+} a Fe ? 3 mol
- 63** Quante moli di elettroni sono necessarie per depositare 1 mol di rame metallico da una soluzione contenente ioni rame Cu^{2+} ? 2 mol
- 64** Quanti ioni zinco, ioni argento, ioni alluminio possono essere ridotti da $4 \cdot 10^{22}$ elettroni? $2 \cdot 10^{22}$; $4 \cdot 10^{22}$; $1,3 \cdot 10^{22}$
- 65** Calcola la massa di rame prodotta in una cella elettrolitica grazie al passaggio di 8 A di corrente per 4 ore in una soluzione di CuSO_4 . $m_{\text{Cu}} = 38 \text{ g}$
- 66** Calcola quanti grammi di sodio e di cloro puoi ottenere da NaCl fuso applicando alla cella elettrolitica una corrente di 15 A per 2 ore. $m_{\text{Na}} = 25 \text{ g}$; $m_{\text{Cl}} = 39 \text{ g}$
- 67** Quanti grammi di alluminio e quanti grammi di cloro si depositano al catodo e all'anodo di una cella elettrolitica contenente AlCl_3 fuso a cui è applicata una corrente di 10 A per 2 ore? $m_{\text{Al}} = 6,7 \text{ g}$; $m_{\text{Cl}_2} = 27 \text{ g}$

- 68** Calcola l'intensità di corrente necessaria per depositare 3 g di oro da una soluzione di AuCl_3 in un tempo pari a 20 min. 3,6 A
- 69** Calcola l'intensità di corrente che si deve impiegare per ottenere 3,2 g di ferro da una soluzione di FeCl_3 in 2 ore. 2,2 A
- 70** Calcola l'intensità di corrente che devi applicare a una soluzione di AgCl per ottenere in 1 ora e mezza il deposito di 2 g di argento su una moneta. 0,33 A
- 71** L'oro bianco (50% oro e 50% argento) viene lucidato tramite il processo di rodatura, che consiste nell'immergere l'oggetto in un bagno elettrolitico contenente una soluzione di $\text{Rh}(\text{Cl})_6^{3-}$. La reazione che avviene è
- $$\text{Rh}(\text{Cl})_6^{3-} + 3e^- \rightarrow \text{Rh} + 6\text{Cl}^-$$
- Calcola quanti coulomb sono necessari per depositare 1 g di rodio solido. $2,8 \cdot 10^3 \text{ C}$

Review

- 1** I potenziali normali Cu^{2+}/Cu , Ni^{2+}/Ni , Zn^{2+}/Zn sono rispettivamente +0,34 V, -0,25 V, -0,76 V. Accoppiando fra loro questi elettrodi costruisci le relative pile e
- a) scrivi le semireazioni agli elettrodi
- a) pila Ni/Cu anodo: $\text{Ni}_{(s)} \rightarrow \text{Ni}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$,
 catodo: $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$;
 pila Zn/Cu anodo: $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$,
 catodo: $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$;
 pila Zn/Ni anodo: $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$,
 catodo: $\text{Ni}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}_{(s)}$
- b) scrivi la reazione generale di ciascuna pila
- $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{Ni}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}_{(s)} + \text{Ni}^{2+}_{(aq)}$
 $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}^{2+}_{(aq)}$
 $\text{Ni}^{2+}_{(aq)} + \text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Ni}_{(s)} + \text{Zn}^{2+}_{(aq)}$
- c) calcola ΔE° di ciascuna pila $+0,59 \text{ V}$; $+1,10 \text{ V}$; $+0,51 \text{ V}$
- d) calcola il ΔG° di ciascuna pila $-1,1 \cdot 10^2 \text{ kJ}$; -212 kJ ; -98 kJ

- 2** Per ciascuna delle seguenti pile scrivi le reazioni agli elettrodi, calcola il voltaggio di ciascuna cella e stabilisci quali reazioni sono di ossidazione e quali di riduzione. Tieni presente che la semicella rappresentata come $\text{H}^+_{(aq)} 1 \text{ M} / \text{H}_{2(g)}, 1 \text{ atm} / \text{Pt}$ è l'elettrodo standard a idrogeno. Il simbolo Pt che compare nel diagramma di cella al punto b) in questo e nel prossimo esercizio specifica che si utilizza il platino come supporto metallico inerte. I valori di E° delle coppie redox non sono quindi influenzati dalla sua presenza.
- a) $\text{Al} / \text{Al}^{3+} 1 \text{ M} // \text{H}^+_{(aq)} 1 \text{ M} / \text{H}_{2(g)}, 1 \text{ atm} / \text{Pt}$
- anodo: $\text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}^{3+}_{(aq)} + 3e^- \text{ OX}$,
 catodo: $2\text{H}^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{H}_{2(g)} \text{ red}$; $+1,66 \text{ V}$
- b) $\text{Pt} / \text{Fe}^{2+} 1 \text{ M}, \text{Fe}^{3+} 1 \text{ M} // \text{Ce}^{4+} 1 \text{ M}, \text{Ce}^{3+} 1 \text{ M} / \text{Pt}$
 (sapendo che $E^\circ_{\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}} = 1,61 \text{ V}$)
- anodo: $\text{Fe}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Fe}^{3+}_{(aq)} + e^- \text{ OX}$,
 catodo: $\text{Ce}^{4+}_{(aq)} + e^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}_{(aq)} \text{ red}$; $+0,84 \text{ V}$

- 3** Quale delle seguenti coppie fornirà, in condizioni standard di pressione e temperatura, il maggior voltaggio con il semielemento $\text{Zn}^{2+}_{(aq) 1 \text{ M}}/\text{Zn}_{(s)}$? (Per lo schema della semicella b) valgono le considerazioni fatte per l'esercizio precedente).
- Mg^{2+}/Mg
 - $\text{Pt}, \text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$
 - Cu^{2+}/Cu
 - Sn^{2+}/Sn
- 4** Relativamente alla seguente pila in condizioni standard
 $\text{Hg}_{(l)}/\text{Hg}(\text{NO}_3)_{2(aq)}/\text{AgNO}_3(aq)/\text{Ag}_{(s)}$
 quale affermazione è vera?
- Il ΔG° della pila è positivo.
 - L'argento è il catodo.
 - Il mercurio è il polo positivo.
 - Durante il funzionamento il mercurio si ossida.
- 5** Descrivi che cosa si ossida all'anodo e che cosa si riduce al catodo durante la scarica di una batteria al piombo.
- Perché misuri la densità dell'elettrolita per stabilire se la batteria è carica?
- 6** Quanti grammi di argento metallico ottieni quando in una cella elettrolitica contenente AgNO_3 fluisce una corrente di 5,0 mA per $5 \cdot 10^4$ s? *0,28 g*
- 7** Quanti grammi di nichel metallico puoi ottenere in una cella elettrolitica da una soluzione di NiCl_2 al passaggio di una corrente di 15 mA per 20 min? *$5,6 \cdot 10^{-3}$ g*
- 8** Quanti litri di Cl_2 , a condizioni standard, sono prodotti dall'elettrolisi di una soluzione di NaCl con una corrente di 7 A in 30 min? *1,5 L*
- 9** Con una corrente di 75 A si sottopone a elettrolisi Al_2O_3 fuso.
- Quante ore ci vogliono per ottenere 75 g di alluminio? *3,0 h*
- 10** Calcola il tempo necessario per produrre 9,5 g di nichel sfruttando il funzionamento di una cella elettrolitica nella quale passa una corrente di intensità 1 A. *$5,2 \cdot 10^2$ min*
- 11** Una cella elettrolitica viene usata per la produzione dell'alluminio a partire da Al_2O_3 allo stato fuso. L'intensità della corrente che fluisce nella cella è pari a 10^4 A.
- Quanto tempo è necessario per ottenere 74 mol di alluminio? *38 min*
- 12**  How does an electrolytic cell differ from a galvanic cell?
- 13**  What chemical process occurs at the anode of an electrolytic cell? *oxidation*
- 14**  The standard electrode potential for the reduction of $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$ to $\text{Zn}_{(s)}$ is $-0,762$ V. What does this value indicate?
The value $E^\circ = -0,76$ V represents the electromotive force of the half cell Zn^{2+}/Zn compared to the standard electrode H^+/H_2 .
In a galvanic cell the chemical energy is converted into electrical energy; in an electrolytic cell the electrical energy is converted into chemical energy.