

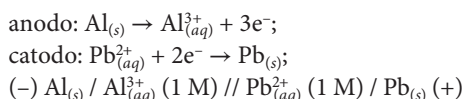
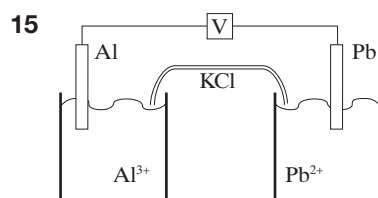
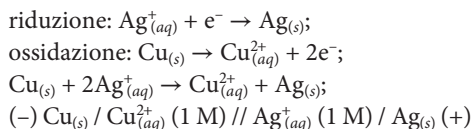
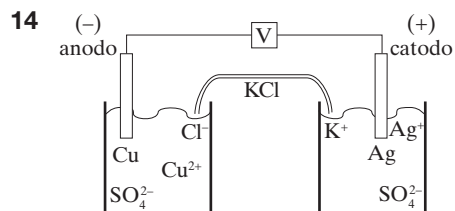
Capitolo 22 L'elettrochimica

Hai capito?

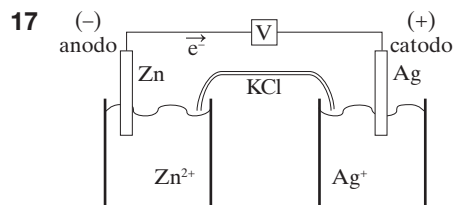
- pag. 572** ■ Le osservazioni sarebbero le stesse.
 ■ $2\text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$; la soluzione assume un colore azzurro per la presenza di ioni Cu^{2+} e si forma un deposito grigio chiaro di Ag sulla lamina metallica.
- pag. 574** ■ Gli elettroni si trasferiscono dall'elettrodo sede dell'ossidazione a quello su cui avviene la riduzione; i cationi migrano verso la semicella sede della riduzione mentre gli anioni migrano verso la semicella in cui ha luogo l'ossidazione.
 ■ Gli ioni potassio migrerebbero verso il catodo; gli ioni nitrato verso l'anodo.
 ■ Il disegno è uguale alla fig. 22.5; $\text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}_{(aq)}^{3+}$; $\text{Pb}_{(aq)}^{2+} \rightarrow \text{Pb}$
- pag. 575** ■ (-) $\text{Cu}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2e^-$, (+) $\text{Ag}_{(aq)}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$; reazione complessiva: $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$
 ■ (-) $\text{Zn}_{(s)} / \text{Zn}_{(aq)}^{2+} // \text{Ag}_{(aq)}^+ / \text{Ag}_{(s)}$ (+)
- pag. 578 A** ■ Forma ridotta; ossidante; O_2 ; Al.
 ■ Au ha un elevato potenziale redox (+1,50 V) e quindi non ha nessuna tendenza a ossidarsi; Na, al contrario, ha un bassissimo valore (-2,71 V) e quindi un'elevata tendenza a ossidarsi.
- pag. 578 B** ■ Si riduce Ag. $2\text{Ag}_{(aq)}^+ + \text{Ni}_{(s)} \rightarrow 2\text{Ag}_{(s)} + \text{Ni}_{(aq)}^{2+}$.
- pag. 579** ■ Sì, la pila può funzionare; Sn^{2+} si riduce, Fe si ossida; la coppia Sn^{2+}/Sn rappresenta il catodo, Fe^{2+}/Fe l'anodo; 0,31 V.
 ■ La reazione tra ioni Pb^{2+} e la lamina di Al, perché in questo caso i reagenti si trovano in alto a sinistra (Pb^{2+}) e in basso a destra (Al). Non può avvenire nessuna reazione tra ioni Pb^{2+} e Cu perché le specie reagenti si trovano in alto a destra (Cu) e in basso a sinistra (Pb^{2+}).
- pag. 581** ■ $2,12 \cdot 10^5 \text{ J}$
- pag. 582** ■ $E = +0,13 \text{ V}$
 ■ Hg_2^{2+} ; Hg^{2+} ; 1, 2; $E = E^\circ - 2,3 RT/2F \log[\text{Hg}_2^{2+}]/[\text{Hg}^{2+}]^2$
 ■ a) diminuisce; b) aumenta.
- pag. 584** ■ Zn ha un potenziale redox inferiore rispetto a quello del ferro e funge da anodo sacrificale.
- pag. 587** ■ Si ottengono alluminio allo stato elementare e cloro gassoso. $\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al}$, $E^\circ = -1,66 \text{ V}$;
 $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-$, $E^\circ = 1,36 \text{ V}$; $2\text{Al}^{3+} + 6\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Al} + 3\text{Cl}_2$.
 ■ Catodo (-): riduzione $\text{Mg}_{(l)}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Mg}_{(l)}$
 Anodo (+): ossidazione $2\text{Cl}_{(l)}^- \rightarrow \text{Cl}_{2(g)} + 2e^-$
- pag. 588** ■ Ambiente acido: anodo (-) $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{O}_{2(g)} + 4\text{H}_{(aq)}^+ + 4e^-$; catodo (+) $2\text{H}_{(aq)}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_{2(g)}$;
 ambiente basico: anodo (-) $4\text{OH}_{(aq)}^- \rightarrow \text{O}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 4e^-$; catodo (+) $4\text{H}_2\text{O} + 4e^- \rightarrow 2\text{H}_2 + 4\text{OH}^-$
- pag. 591** ■ 18,7 A
 ■ 8 g/eq
 ■ 3,0 g

Quesiti e problemi

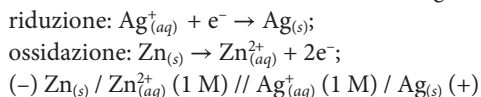
- L'elettrochimica è la parte della chimica che studia i fenomeni che si manifestano per trasferimento di elettroni.
- Trasferimento di e^- .
- Idrogeno e ossigeno.
- Dovrebbe avere una lunga durata e un'elevata energia specifica, essere ricaricabile velocemente, avere bassi costi di produzione e impegnare materiali ecosostenibili in modo da garantire anche un facile smaltimento una volta esaurita.
- Vedi teoria pag. 572 e pag. 579.
- Vedi teoria pag. 572.
- Vedi teoria pag. 572.
- Immergendo la lamina di argento in una soluzione di un sale di zinco.
- Au^{3+} ; Ag^+ ; Sn^{2+}
- Vedi teoria pag. 573.
- Cu^{2+}
- Senza ponte salino il circuito resta aperto e non vi è passaggio di corrente elettrica.
- Anodo: $\text{Mg}_{(s)} \rightarrow \text{Mg}_{(aq)}^{2+} + 2e^-$;
 catodo: $\text{Fe}_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}_{(s)}$;
 $\text{Mg}_{(s)} + \text{Fe}_{(aq)}^{2+} \rightarrow \text{Mg}_{(aq)}^{2+} + \text{Fe}_{(s)}$



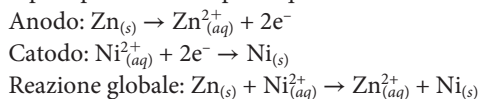
16 Costruendo l'anodo di alluminio, immerso in ioni Al^{3+} , e il catodo di stagno, immerso in ioni Sn^{2+} .



dall'anodo al catodo; i cationi al catodo e gli anioni all'anodo;



18 Il polo positivo della pila è quello dove avviene la riduzione (catodo; a destra)



19 Vedi teoria pag. 576.

20 Tutti quelli con $E^\circ < -0,13 \text{ V}$.

21 No, perché le reazioni spontanee sviluppano potenziali di cella positivi.

22 a) Au^{3+} ; b) MnO_4^- ; c) H^+ ; d) Cu^{2+}

23 a) Co; b) H_2 ; c) K; d) Cu^+

24 Anodo: $\text{Cu}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$;
 catodo: $\text{Ag}^+_{(aq)} + e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$; $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,80 \text{ V}$

25 $E^\circ = -0,54 \text{ V}$, perché nella reazione il gallio si ossida.

26 No, Al riduce Ag^+ . Sì, Al^{3+} non può ossidare Ag.

27 $2\text{Cr}_{(s)} + 3\text{Co}^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}_{(aq)} + 3\text{Co}_{(s)}$

28 Sarebbero tutti superiori di una quantità pari a $+0,26 \text{ V}$.

29 $\text{Co}^{2+}_{(aq)} + \text{Zn}_{(s)} \leftrightarrow \text{Co}_{(s)} + \text{Zn}^{2+}_{(aq)}$

30 a) $\text{F}_2(\text{g}) + \text{Cl}^-_{(aq)} \rightarrow \text{F}_2(\text{g}) + 2\text{Cl}^-_{(aq)} \rightarrow 2\text{F}^-_{(aq)} + \text{Cl}_2(\text{g})$

b) $\text{Br}_2(\text{l}) + \text{Cl}^-_{(aq)} \rightarrow$ non avviene

c) $\text{Br}_2(\text{l}) + \text{I}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Br}_2(\text{l}) + 2\text{I}^-_{(aq)} \rightarrow 2\text{Br}^-_{(aq)} + \text{I}_2(\text{s})$

d) $\text{I}_2(\text{s}) + \text{Cl}^-_{(aq)} \rightarrow$ non avviene

31 a) $1,76 \text{ V}$; b) $0,91 \text{ V}$; c) $0,28 \text{ V}$; d) $1,20 \text{ V}$

32 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ oppure O_2 , entrambi in ambiente acido.

33 Non esiste.

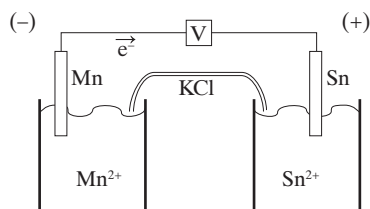
34 Perché dipende da come il suo valore di potenziale si posiziona rispetto a quello della coppia redox che le viene associata. Nessuna coppia redox è univocamente solo ossidante o solo riducente.

35

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

- 36 $E_{Ag} - E_{Cu} = 0,46 \text{ V}$; $E_{Ag} - E_{Zn} = 1,56 \text{ V}$; $E_{Ag} - E_{Pb} = 0,93 \text{ V}$;
 $E_{Ag} - E_{Al} = 2,46 \text{ V}$; $E_{Ag} - E_{Sn} = 0,94 \text{ V}$; $E_{Cu} - E_{Zn} = 1,10 \text{ V}$;
 $E_{Cu} - E_{Pb} = 0,47 \text{ V}$; $E_{Cu} - E_{Al} = 2,00 \text{ V}$; $E_{Cu} - E_{Sn} = 0,48 \text{ V}$;
 $E_{Zn} - E_{Al} = 0,90 \text{ V}$; $E_{Pb} - E_{Zn} = 0,63 \text{ V}$; $E_{Pb} - E_{Al} = 1,53 \text{ V}$;
 $E_{Pb} - E_{Sn} = 0,01 \text{ V}$; $E_{Au} - E_{Ag} = 0,70 \text{ V}$; $E_{Au} - E_{Cu} = 1,16 \text{ V}$;
 $E_{Au} - E_{Zn} = 2,26 \text{ V}$; $E_{Au} - E_{Pb} = 1,63 \text{ V}$; $E_{Au} - E_{Al} = 3,16 \text{ V}$;
 $E_{Au} - E_{Sn} = 1,64 \text{ V}$; $E_{Au} - E_{Pd} = 0,55 \text{ V}$; $E_{Sn} - E_{Zn} = 0,62 \text{ V}$;
 $E_{Sn} - E_{Al} = 1,52 \text{ V}$; $E_{Pd} - E_{Ag} = 0,15 \text{ V}$; $E_{Pd} - E_{Cu} = 0,61 \text{ V}$;
 $E_{Pd} - E_{Zn} = 1,71 \text{ V}$; $E_{Pd} - E_{Pb} = 1,08 \text{ V}$; $E_{Pd} - E_{Al} = 2,61 \text{ V}$;
 $E_{Pd} - E_{Sn} = 1,09 \text{ V}$

- 37 $Mn_{(s)} + Sn_{(aq)}^{2+} \rightarrow Mn_{(aq)}^{2+} + Sn_{(s)}$;
 (-) $Mn_{(s)} / Mn_{(aq)}^{2+} (1 \text{ M}) // Sn_{(aq)}^{2+} (1 \text{ M}) / Sn_{(s)} (+)$;
 anodo: $Mn_{(s)} \rightarrow Mn_{(aq)}^{2+} + 2e^{-}$;
 catodo: $Sn_{(aq)}^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Sn_{(s)}$;

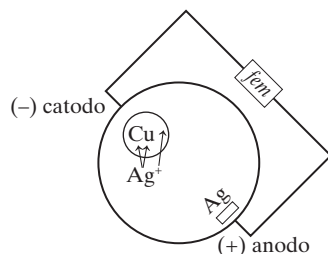


$$\Delta E^{\circ} = +1,04 \text{ V}$$

- 38 Per esempio 3 pile Zn (-) / Cu (+) in serie.
 39 Perché corrispondono a un valore di ΔG° negativo.
 40 $2MnO_4^{-} + 16H^{+} + 10I^{-} \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5I_2$
 41 Sì.
 42 Perché Cl_2 è in grado di ossidare Br^{-} , mentre I_2 no.
 43 +0,60 V
 44 +1,92 V; $-3,71 \cdot 10^5 \text{ J}$
 45 +0,51 V; $-9,84 \cdot 10^4 \text{ J}$
 46 Au; +1,76 V; $-1,02 \cdot 10^6 \text{ J}$
 47 a) +0,12 V; $-2,32 \cdot 10^4 \text{ J}$;
 b) +0,19 V; $-3,67 \cdot 10^4 \text{ J}$;
 c) +0,79 V; $-1,52 \cdot 10^5 \text{ J}$
 48 +0,76 V
 49 +0,080 V
 50 +1,06 V
 51 Minore di 1 M;
 $-0,57 = -0,45 - 0,059 \cdot 1/2 \times \log(1/[Fe^{2+}])$
 52 Vedi teoria pag. 583.
 53 Vedi teoria pag. 584.
 54 Vedi teoria pag. 583.
 55 L'acqua marina, che funge da soluzione elettrolitica, ha un'alta concentrazione di sali.
 56 Forma in superficie uno strato di ossido che protegge dalla corrosione le parti sottostanti.
 57 F_2
 58 In condizioni standard F_2 attacca tutti i metalli, Br_2 li attacca tutti tranne Au.
 59 Cu

- 60 $E_{Zn}^{\circ} < E_{Cu}^{\circ}$; Zn, avendo maggiore attitudine a ossidarsi, si solubilizza più facilmente.
- 61 Vedi teoria pag. 583.
- 62 Per migliorare la conducibilità elettrica.
- 63 $Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu_{(s)}$
- 64 Anodo: $2Cl_{(aq)}^{-} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^{-}$;
catodo: $Ca_{(aq)}^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Ca_{(s)}$
- 65 Al catodo il pH diventa più basico, mentre all'anodo diventa più acido.
- 66 2 : 1
- 67 Anodo: $2Br_{(aq)}^{-} \rightarrow Br_{2(g)} + 2e^{-}$;
catodo: $K_{(aq)}^{+} + e^{-} \rightarrow K_{(s)}$;
 $2Br_{(aq)}^{-} + 2K_{(aq)}^{+} \rightarrow Br_{2(g)} + 2K_{(s)}$
- 68 All'anodo: Br^{-} ; Cl^{-} ; F^{-} ;
al catodo: Mg^{2+} ; Ca^{2+} ; K^{+}
- 69 $E^{\circ} > -0,83$ V;
 $E^{\circ} < +1,23$ V
- 70 Catodo: si deposita Ag;
anodo: si libera ossigeno.
- 71 Catodo: Ca;
anodo: I_2

72



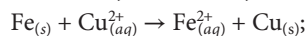
- polo negativo; $Ag_{(aq)}^{+} + e^{-} \rightarrow Ag_{(s)}$
- 73 Anodo: $4OH^{-} \rightarrow O_2 + 4e^{-} + 2H_2O$;
catodo: $2H_2O + 2e^{-} \rightarrow H_2 + 2OH^{-}$
- 74 Anodo: $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^{+} + 4e^{-}$;
catodo: $2H^{+} + 2e^{-} \rightarrow H_2$
- 75 Le impurezze costituite dai metalli meno nobili, ossidandosi, restano in soluzione; quelle costituite da metalli più nobili precipitano con formazione dei cosiddetti fanghi anodici (si depositano presso l'anodo). La differenza di potenziale fra gli elettrodi deve assumere particolari valori. Durante l'elettrolisi, il rame si ossida all'anodo e si riduce al catodo depositandosi sulla lamina.
- 76 1 mol_{e-}; 3 mol_{e-}
- 77 5,00 mol_{Al}; 4,00 mol_{Cr}
- 78 0,20 mol_{e-}; 0,30 mol_{e-}
- 79 Anodo: $2Cl_{(aq)}^{-} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^{-}$;
catodo: $2H_2O + 2e^{-} \rightarrow H_2 + 2OH^{-}$; 6,26 L di Cl_2
- 80 16,8 L
- 81 8,60 g
- 82 1,52 g
- 83 25 minuti
- 84 $2,0 \cdot 10^{22}$ ioni Zn;
 $4,0 \cdot 10^{22}$ ioni Ag;
 $1,3 \cdot 10^{22}$ ioni Al
- 85 38 g
- 86 39 g di Cl_2 e 26 g di Na
- 87 26 g di Cl_2 e 6,7 g di Al
- 88 0,33 A
- 89 $2,8 \cdot 10^3$ C
- 90 +3

Il laboratorio delle competenze

- 91 Nulla; che la lamina di Zn si ricopre di Ni.
- 92 a
- 93 Oxidation.
- 94 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 .

95 a) +0,59 V; b) +0,95 V; il potenziale aumenta all'aumentare della $[\text{Fe}^{3+}]$, perché la reazione di riduzione è favorita.

96 Anodo: Fe; catodo: Cu;



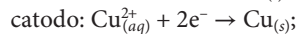
dall'anodo al catodo;

K^+ verso il catodo e NO_3^- verso l'anodo;

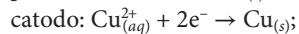


$$fem = +0,79 \text{ V}$$

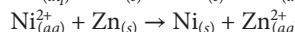
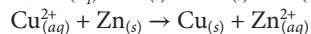
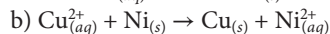
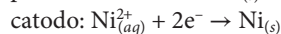
97 a) Pila Ni/Cu - anodo: $\text{Ni}_{(s)} \rightarrow \text{Ni}_{(aq)}^{2+} + 2e^-$,



pila Zn/Cu - anodo: $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}_{(aq)}^{2+} + 2e^-$,



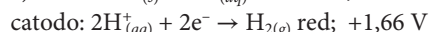
pila Zn/Ni - anodo: $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}_{(aq)}^{2+} + 2e^-$,



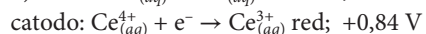
c) +0,60 V; +1,10 V; +0,50 V;

d) $-1,16 \cdot 10^5 \text{ J}$; $-2,12 \cdot 10^5 \text{ J}$; $-9,65 \cdot 10^4 \text{ J}$

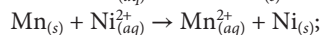
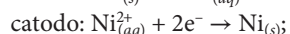
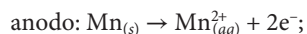
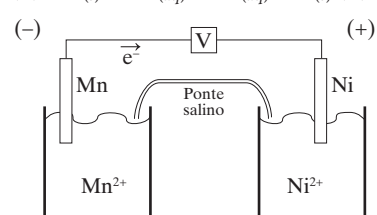
98 a) Anodo: $\text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}_{(aq)}^{3+} + 3e^-$ OX,



b) anodo: $\text{Fe}_{(aq)}^{2+} \rightarrow \text{Fe}_{(aq)}^{3+} + e^-$ OX,



99 (-) $\text{Mn}_{(s)} / \text{Mn}_{(aq)}^{2+} // \text{Ni}_{(aq)}^{2+} / \text{Ni}_{(s)}$ (+);



+0,92 V; $-1,8 \cdot 10^5 \text{ J}$

100 $\text{O}_{2(g)} + 2\text{H}_{2(g)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$;

+1,23 V; $-4,7 \cdot 10^5 \text{ J}$

101 Perché Al si ossida ad Al^{3+} , dal sapore sgradevole.

102 0,28 g

103 $5,5 \cdot 10^{-3} \text{ g}$

104 1,5 L

105 3,0 h

106 35 minuti