

Capitolo 18 Le ossido-riduzioni e l'elettrochimica

Hai capito?

pag. 407 C passa da n.o. 4 a n.o. 0; O passa da n.o. -2 a n.o. 0; C si riduce, O si ossida.

pag. 409 ■ a) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^-$; b) $\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$; c) $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$; d) $\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$

■ a) $3\text{Zn}^{2+} + 2\text{Al} \rightarrow 3\text{Zn} + 2\text{Al}^{3+}$; b) $\text{O}_2 + 2\text{Fe} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Fe}^{2+}$; c) $4\text{MnO}_4^- + 5\text{C} \rightarrow 4\text{Mn}^{2+} + 5\text{CO}_2$;
d) $3\text{H}_2\text{S} + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{S} + 2\text{NO}$

pag. 410 a) $14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{Sn}^{2+} \rightarrow 3\text{Sn}^{4+} + 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$

b) $7\text{H}_2\text{O} + 3\text{As}_2\text{O}_3 + 4\text{NO}_3^- \rightarrow 6\text{AsO}_4^{3-} + 4\text{NO} + 14\text{H}^+$

c) $20\text{H}_2\text{O} + 8\text{Cr}^{3+} + 3\text{IO}_4^- \rightarrow 8\text{CrO}_4^{2-} + 3\text{I}^- + 40\text{H}^-$

d) $7\text{OH}^- + 4\text{Zn} + \text{NO}_3^- \rightarrow 4\text{ZnO}_2^{2-} + \text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

pag. 411 $2\text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$; non avviene alcuna reazione.

pag. 413 A 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.

pag. 413 B (-) $\text{Cu}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2\text{e}^-$, (+) $\text{Ag}_{(aq)}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$; reazione complessiva: $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$

pag. 416 ■ 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. 417 Si riduce Ag . $2\text{Ag}_{(aq)}^+ + \text{Ni}_{(s)} \rightarrow 2\text{Ag}_{(s)} + \text{Ni}_{(aq)}^{2+}$. (-) Ni/Ni^{2+} // Ag^+/Ag (+); $\Delta E^\circ = 1,06 \text{ V}$

pag. 418 ■ 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. 420 ■ A causa del contatto diretto tra rame e ferro: il ferro ha un potenziale redox minore e inizia quindi a ossidarsi.

■ Zn ha un potenziale redox inferiore rispetto a quello del ferro e funge da anodo sacrificale.

pag. 422 ■ (+) Anodo: ossidazione $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$; (-) catodo: riduzione $\text{Na}_{(aq)}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}_{(s)}$

pag. 423 Si ottengono alluminio allo stato elementare e cloro gassoso. $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$, $E^\circ = -1,66 \text{ V}$;
 $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$, $E^\circ = 1,36 \text{ V}$; $2\text{Al}^{3+} + 6\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Al} + 3\text{Cl}_2$.

pag. 425 3,0 g

Quesiti e problemi

1 L'elettrochimica è la parte della chimica che studia i fenomeni che si manifestano per trasferimento di elettroni.

2 Trasferimento di e^- .

3 Idrogeno e ossigeno.

4 Dovrebbe avere una lunga durata e un'elevata energia specifica, essere ricaricabile velocemente, avere bassi costi di produzione e impiegare materiali ecosostenibili in modo da garantire anche un facile smaltimento una volta esaurita.

5 a) +2; +1; +3; -2. b) +2; +3; -2. c) +4; +4; -2. d) +1; +3; -2. e) +1; -1. f) +1; -1

6 a) H: +1; S: +6; O: -2. b) Ca: +2; H: +1; P: +5; O: -2. c) Fe: +3; O: -2; H: +1. d) Na: +1; H: -1

7 Da +6 a +3.

8 Sodio. Idrogeno.

9 I^-

10 N

11 C

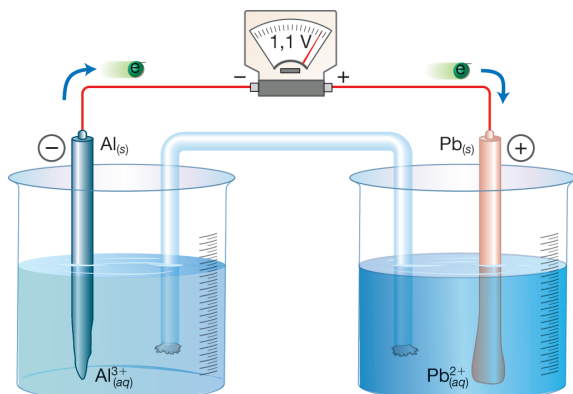
12 K

13 Cl_2

14 VO_4^{3-}

15	Elemento che si ossida	Riducente	Elemento che si riduce	Ossidante
a	As	H_3AsO_3	N	HNO_3
b	I	NaI	Cl	HClO
c	C	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Mn	KMnO_4
d	Al	Al	S	H_2SO_4

- 16 \square (R); \square (O)
- 17 Sn^{4+} solo ossidante; Sn^0 solo riducente; Sn^{2+} ossidante e riducente.
- 18 a) +2; b) +3; c) +4; d) +6; e) +7. In KMnO_4 , dove Mn può soltanto ridursi.
- 19 a) $20\text{H}_2\text{O}(l) + 8\text{Cr}^{3+}(aq) + 3\text{IO}_3^-(aq) \rightarrow 8\text{CrO}_4^{2-}(aq) + 3\text{I}^-(aq) + 4\text{OH}^+(aq)$
 b) $10\text{H}^+(aq) + 4\text{Zn}(s) + \text{NO}_3^-(aq) \rightarrow 4\text{Zn}^{2+}(aq) + \text{NH}_4^+(aq) + 3\text{H}_2\text{O}(l)$
 c) $8\text{H}^+(aq) + 3\text{Cu}(s) + 2\text{NO}_3^-(aq) \rightarrow 2\text{NO}(g) + 3\text{Cu}^{2+}(aq) + 4\text{H}_2\text{O}(l)$
 d) $12\text{H}^+(aq) + 4\text{MnO}_4^-(aq) + 5\text{C}(s) \rightarrow 5\text{CO}_2(g) + 4\text{Mn}^{2+}(aq) + 6\text{H}_2\text{O}(l)$
- 20 a) $2\text{OH}^-(aq) + \text{MnO}_4^-(aq) + \text{NO}_2(g) \rightarrow \text{NO}_3^-(aq) + \text{MnO}_4^{2-}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 b) $7\text{OH}^-(aq) + 4\text{Zn}(s) + \text{NO}_3^-(aq) \rightarrow 4\text{ZnO}_2^{2-}(aq) + \text{NH}_3(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$
 c) $3\text{OH}^-(aq) + \text{H}_2\text{CO}(aq) + 2\text{Ag}^+(aq) \rightarrow \text{HCOO}^-(aq) + 2\text{Ag}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$
 d) $6\text{KOH}(aq) + 2\text{Al}(s) \rightarrow 2\text{K}_3\text{AlO}_3(aq) + 3\text{H}_2(g)$
- 21 a) $4\text{H}^+(aq) + 2\text{I}^-(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq) \rightarrow \text{I}_2(s) + \text{SO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$
 b) $10\text{H}^+(aq) + 8\text{I}^-(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq) \rightarrow 4\text{I}_2(s) + \text{H}_2\text{S}(g) + 4\text{H}_2\text{O}(l)$
 c) $3\text{As}_2\text{O}_3(s) + 4\text{NO}_3^-(aq) + 7\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 6\text{AsO}_4^{3-}(aq) + 4\text{NO}(g) + 14\text{H}^+(aq)$
 d) $14\text{H}^+(aq) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(aq) + 3\text{S}^{2-}(aq) \rightarrow 3\text{S}(s) + 2\text{Cr}^{3+}(aq) + 7\text{H}_2\text{O}(l)$
 e) $9\text{H}_2\text{O}(l) + 3\text{As}_2\text{O}_3(s) + 2\text{IO}_3^-(aq) \rightarrow 6\text{AsO}_4^{3-}(aq) + 2\text{I}^-(aq) + 18\text{H}^+(aq)$
- 22 a) $4\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- + \text{Cu} \rightarrow 2\text{NO}_2 + \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
 b) $4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 c) $4\text{H}^+ + 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{BiO}_3^- \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{Bi}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$
 d) $\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 + 5\text{ClO}^- \rightarrow 2\text{IO}_3^- + 5\text{Cl}^- + 2\text{H}^+$
 e) $14\text{H}^+ + 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{BiO}_3^- \rightarrow 2\text{MnO}_4^- + 5\text{Bi}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
 f) $8\text{H}^+ + 3\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 3\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$
 g) $3\text{H}^+ + 2\text{I}^- + \text{HSO}_4^- \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 h) $4\text{H}^+ + 3\text{Sn} + 4\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{SnO}_2 + 4\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
 i) $4\text{H}^+ + \text{PbO}_2 + 4\text{Cl}^- \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 l) $2\text{H}^+ + \text{Ag} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Ag}^+ + \text{H}_2\text{O}$
 m) $4\text{Fe}^{3+} + 2\text{NH}_3\text{OH}^+ \rightarrow 4\text{Fe}^{2+} + \text{N}_2\text{O} + 6\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}$
 n) $2\text{H}^+ + 2\text{HNO}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
 o) $2\text{H}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{HNO}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
 p) $\text{H}^+ + 5\text{HNO}_2 + 2\text{MnO}_4^- \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{NO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$
 q) $16\text{H}^+ + 3\text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{Cr}^{3+} + 8\text{H}_2\text{O}$
 r) $4\text{H}^+ + 2\text{VO}_2^+ + \text{Sn}^{2+} \rightarrow 2\text{VO}^{2+} + \text{Sn}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 23 a) $4\text{H}_2\text{O} + 2\text{CrO}_4^{2-} + 3\text{S}^{2-} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{CrO}_2^- + 8\text{OH}^-$
 b) $4\text{H}_2\text{O} + 2\text{MnO}_4^- + 3\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow 6\text{CO}_2 + 2\text{MnO}_2 + 8\text{OH}^-$
 c) $\text{NiO}_2 + 2\text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}$
 d) $\text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_3^{2-} + 2\text{MnO}_4^- \rightarrow 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{OH}^-$
 e) $8\text{OH}^- + 2\text{CrO}_2^- + 3\text{S}_2\text{O}_8^{2-} \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 6\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$
 f) $\text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_3^{2-} + 2\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{CrO}_2^- + 2\text{OH}^-$
 g) $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$
 h) $6\text{H}_2\text{O} + 4\text{Au} + 16\text{CN}^- + 3\text{O}_2 \rightarrow 4\text{Au}(\text{CN})_4^- + 12\text{OH}^-$
- 24 Vedi teoria pag. 410 e pag. 417.
- 25 Vedi teoria pag. 410.
- 26 Vedi teoria pag. 410.
- 27 Vedi teoria pag. 411.
- 28 Indica la differenza di potenziale, ovvero la capacità della pila di «spingere» gli elettroni nel circuito esterno. Evidentemente, al variare della concentrazione, varia il valore della *fem*.
- 29 Cu^{2+}
- 30 Senza ponte salino il circuito resta aperto e non vi è passaggio di corrente elettrica.
- 31



Semireazione anodica: $\text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}_{(aq)}^{3+} + 3e^-$ (ox)

Semireazione catodica: $\text{Pb}_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}_{(s)}$ (red)

Diagramma di cella: $\text{Al}_{(s)} / \text{Al}_{(aq)}^{3+} // \text{Pb}_{(aq)}^{2+} / \text{Pb}_{(s)}$

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

Anodo: $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}_{(aq)}^{2+} + 2e^-$

Catodo: $\text{Ni}_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}_{(s)}$

Reazione globale: $\text{Zn}_{(s)} + \text{Ni}_{(aq)}^{2+} \rightarrow \text{Zn}_{(aq)}^{2+} + \text{Ni}_{(s)}$

33 $fem = E_{\text{catodo}} - E_{\text{anodo}}$

34 Vedi teoria pag. 414.

35 1,08 V

36

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

37 $E_{\text{Ag}} - E_{\text{Cu}} = 0,46 \text{ V}$; $E_{\text{Ag}} - E_{\text{Zn}} = 1,56 \text{ V}$; $E_{\text{Ag}} - E_{\text{Pb}} = 0,93 \text{ V}$;

$E_{\text{Ag}} - E_{\text{Al}} = 2,46 \text{ V}$; $E_{\text{Ag}} - E_{\text{Sn}} = 0,94 \text{ V}$; $E_{\text{Cu}} - E_{\text{Zn}} = 1,10 \text{ V}$;

$E_{\text{Cu}} - E_{\text{Pb}} = 0,47 \text{ V}$; $E_{\text{Cu}} - E_{\text{Al}} = 2,00 \text{ V}$; $E_{\text{Cu}} - E_{\text{Sn}} = 0,48 \text{ V}$;

$E_{\text{Zn}} - E_{\text{Al}} = 0,90 \text{ V}$; $E_{\text{Pb}} - E_{\text{Zn}} = 0,63 \text{ V}$; $E_{\text{Pb}} - E_{\text{Al}} = 1,53 \text{ V}$;

$E_{\text{Pb}} - E_{\text{Sn}} = 0,01 \text{ V}$; $E_{\text{Au}} - E_{\text{Ag}} = 0,70 \text{ V}$; $E_{\text{Au}} - E_{\text{Cu}} = 1,16 \text{ V}$;

$E_{\text{Au}} - E_{\text{Zn}} = 2,26 \text{ V}$; $E_{\text{Au}} - E_{\text{Pb}} = 1,63 \text{ V}$; $E_{\text{Au}} - E_{\text{Al}} = 3,16 \text{ V}$;

$E_{\text{Au}} - E_{\text{Sn}} = 1,64 \text{ V}$; $E_{\text{Au}} - E_{\text{Pd}} = 0,55 \text{ V}$; $E_{\text{Sn}} - E_{\text{Zn}} = 0,62 \text{ V}$;

$E_{\text{Sn}} - E_{\text{Al}} = 1,52 \text{ V}$; $E_{\text{Pd}} - E_{\text{Ag}} = 0,15 \text{ V}$; $E_{\text{Pd}} - E_{\text{Cu}} = 0,61 \text{ V}$;

$E_{\text{Pd}} - E_{\text{Zn}} = 1,71 \text{ V}$; $E_{\text{Pd}} - E_{\text{Pb}} = 1,08 \text{ V}$; $E_{\text{Pd}} - E_{\text{Al}} = 2,61 \text{ V}$;

$E_{\text{Pd}} - E_{\text{Sn}} = 1,09 \text{ V}$

38 1,76 V

39 Per esempio 3 pile Zn (-) / Cu (+) in serie.

40 $E^\circ = -0,54 \text{ V}$

41 \square

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

43 $\text{Co}_{(aq)}^{2+} + \text{Zn}_{(s)} \leftrightarrow \text{Co}_{(s)} + \text{Zn}_{(aq)}^{2+}$

44 $fem = E_{\text{catodo}}^\circ - E_{\text{anodo}}^\circ$; E_{anodo}° è comunque positivo, essendo preceduto dal segno -, in valore assoluto, è maggiore di E_{catodo}° .

45 $\text{F}_{2(g)} + \text{Cl}_{(aq)} \rightarrow \text{F}_{2(g)} + 2\text{Cl}_{(aq)}^- \rightarrow 2\text{F}_{(aq)}^- + \text{Cl}_{2(g)}$

$\text{Br}_{2(l)} + \text{Cl}_{(aq)} \rightarrow$ non avviene

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

$\text{I}_{2(s)} + \text{Cl}_{(aq)} \rightarrow$ non avviene

46 Vedi teoria pag. 418.

47 Vedi teoria pag. 418.

48 Vedi teoria pag. 418.

49 L'acqua marina, che funge da soluzione elettrolitica, ha un'alta concentrazione di sali.

50 Forma in superficie uno strato di ossido che protegge dalla corrosione le parti sottostanti.

51 F_2

52 In condizioni standard F_2 attacca tutti i metalli, Br_2 li attacca tutti tranne Au.

53 Cu

54 $E_{\text{Zn}}^\circ < E_{\text{Cu}}^\circ$; Zn, avendo maggiore attitudine a ossidarsi, si solubilizza più facilmente.

55 Vedi teoria pag. 418.

56 Per migliorare la conducibilità elettrica.

57 $2\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2e^-$. $\text{K}^+ + e^- \rightarrow \text{K}$. $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$. (+): $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-$; (-): $\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ca}$

58 (-): $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2e^- \rightarrow \text{H}_{2(g)} + 2\text{OH}_{(aq)}^-$

(+): $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{O}_{2(g)} + 4\text{H}_{(aq)}^+ + 4e^-$

59 1 mol; 3 mol

- 60 $2 \cdot 10^{22}$ ioni Zn^{2+} ; $4 \cdot 10^{22}$ ioni Ag^+ ; $1,33 \cdot 10^{22}$ ioni Al^{3+}
 61 38 g
 62 26 g; 40 g
 63 2,3 A
 64 0,33 A
 65 8,60 g
 66 20 minuti.

Il laboratorio delle competenze

- 1 a) trasforma; potenziale; spontanea; elettrica.
 b) consuma; potenziale; spontanea; non spontanea.
 c) catodo; positivo; anodo; negativo.
 d) catodo; negativo; anodo; positivo.
 e) elettroni; ioni.
- 2 $\begin{matrix} +1-1 & +1+1-2 & +1+3-2 & +4-2 & +1-1 & +1-2+1 \\ \text{HCl} + \text{NaClO} + 2\text{NaClO}_2 \rightarrow 2\text{ClO}_2 + 2\text{NaCl} + \text{NaOH} \end{matrix}$
- 3 See theory pag. 411 and pag. 421.
- 4 At the anode of an electrolytic cell occurs oxidation.
- 5 See theory pag. 414.
- 6 a) H: +1; S: +4; O: -2; b) Cl: 0; c) N: +5; O: -2; d) Na +1; H: +1; C: +4; O: -2; e) S: +6; F: -1
- 7 A; C
- 8 A; C
- 9 $8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- + 3\text{Cu} \rightarrow 2\text{NO} + 3\text{Cu}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{OH}^- + \text{Cl}_2 + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- 10 $4\text{H}^+ + 3\text{Ag} + \text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Ag}^+ + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 11 a) (-) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$ (ox); (+) $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ (red); $fem = 1,66 \text{ V}$
 b) (-) $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$ (ox); (+) $\text{Ce}^{4+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}$ (red); $fem = 0,84 \text{ V}$
- 12 B; C; D
- 13 A, C, D, B
- 14 Si ossidano. L'idrogeno.
- 15 (+) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$; (-) $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Ni} \rightarrow \text{Cu} + \text{Ni}^{2+}$
 $E^\circ = (+0,34 + 0,25) \text{ V} = 0,59 \text{ V}$
 (+) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$; (-) $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$
 $E^\circ = 1,11 \text{ V}$
 (+) $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$; (-) $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
 $\text{Ni}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Ni}$
 $E^\circ = 0,51 \text{ V}$
- 16 N di NO_2 si ossida e si riduce.
- 17 $-2 \rightarrow -1 \rightarrow 0 \rightarrow +4$
- 18 A
- 19 0,28 g
- 20 $5,5 \cdot 10^{-3} \text{ g}$
- 21 1,5 L
- 22 3,0 h
- 23 8,7 h
- 24 36 min