

Sei pronto per la verifica?

Capitoli 1-4

- 1 a) 5,86; b) 7,33; c) 7,537.
- 2 B.
- 3 La solubilità di solidi e liquidi aumenta in genere all'aumentare della temperatura, ma ci sono eccezioni a questo comportamento. Per i gas la solubilità aumenta al diminuire della temperatura e all'aumentare della pressione, che non ha peraltro effetti apprezzabili nel caso di solidi e liquidi.
- 4 a) La soluzione può essere satura anche in assenza del corpo di fondo, che è comunque soluto indisciolto. b) La solubilità dei solidi nell'acqua aumenta in genere con la temperatura; il soluto è un solido, data l'esistenza del corpo di fondo. c) Il soluto avrebbe già iniziato a reagire con il solvente, al primo contatto.
- 5 A 3,8 % m/m; B 5,80 % m/m; 8,0 % m/m; A.
- 6 D.
- 7 $Q = m \cdot c \cdot (t_2 - t_1)$
- 8 calore, potenziale, coesione, solido, calore latente di fusione, intensiva.
- 9 La massa di un atomo di cloro è 1,54 volte quella di un atomo di sodio. Lo stesso rapporto vale per i pesi, se misurati nelle stesse condizioni di ambiente. Gli atomi di un elemento hanno tutti lo stesso peso, che conservano inalterato durante le trasformazioni chimiche.
- 10 a) 0,291 g; b) 0,582 g; tali quantità sono in rapporto 1 : 2; la legge di Dalton delle proporzioni multiple; MnO_2 .
- 11 L'energia potenziale è massima quando l'altalena raggiunge il punto più alto, minima al centro della corsa, dove invece è massima l'energia cinetica.
- 12 a) No, non durante le soste termiche; b) sono deboli al punto che il solido passa direttamente allo stato aeriforme; c) evidentemente si tratta di un miscuglio.

Capitoli 5-6

- 1 Nelle condizioni dell'ambiente, l'ossigeno si trova al di sopra della sua temperatura critica, a differenza dell'acqua che può condensare per semplice compressione, avendo una temperatura critica di 374 °C.
- 2 a) isoterma, pressione, volume, inversamente; b) isocora, pressione, direttamente, temperatura assoluta; c) Charles, il volume, la temperatura assoluta, costante; d) massa.
- 3 Dalton sapeva che 1 g di idrogeno si combina con 8 g di ossigeno per formare acqua, la cui formula riteneva fosse HO. La massa atomica è relativa: ponendo uguale a 1 la massa dell'atomo di idrogeno, quella dell'ossigeno risultava 8 volte maggiore.
- 4 Vedi teoria pag. 107. $N_2 = 0,80 \text{ atm}$; $O_2 = 0,40 \text{ atm}$; $CO_2 = 0,80 \text{ atm}$; dopo l'eliminazione del diossido di carbonio le pressioni dei gas restanti sarebbero invariate.
- 5 NH_3 ; il principio di Avogadro.
- 6 Vedi teoria pag. 134.
- 7 140 g; 112 L; 28 L
- 8 Le molecole dei gas reali non sono puntiformi; in condizioni di alta pressione e bassa temperatura si manifestano le forze di coesione.
- 9 $7,973 \cdot 10^{-23} \text{ g} / 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 48$. MA O è uguale a 16, per cui, dividendo 48 per 16, si ottiene il numero degli atomi, che è 3.
- 10 a) La pressione è la stessa, a parità di volume, temperatura e numero di moli ($n_{\text{He}} = 1 \text{ mol}$, $n_{\text{H}_2} = 1 \text{ mol}$); b) la densità è diversa essendo diverse le masse; c) contengono lo stesso numero di particelle: atomi per l'elio e molecole diatomiche per l'idrogeno.
- 11 Vedi teoria pag. 132. M gas incognito X = 4,0 g/mol
- 12 2,8 mol CH_4 ; 45 g; 63 L

Capitoli 7-8

- 1 Vale solo per le reazioni chimiche ordinarie. Gli atomi secondo Dalton sono indivisibili.
- 2 Gli elettroni; i nucleoni. *Vedi* teoria pag. 163.
- 3 $MA = 10,8$
- 4 $^{10}\text{B}_5 + ^1\text{n}_0 \rightarrow ^{11}\text{B}_5$; $^{11}\text{B}_5 \rightarrow ^7\text{Li}_3 + ^4\alpha_2$
- 5 Nella molecola H_2O l'atomo O presenta 2 coppie elettroniche libere; le coppie di legame sono 2. Nella molecola CH_4 le coppie condivise sono 4, non ci sono coppie elettroniche libere. Il carbonio raggiunge l'ottetto.
- 6 acqua, ossigeno, positivi, gli atomi di idrogeno, negativi, dissociazione, ionizzano.
- 7 Si formano legami a idrogeno in entrambi i casi.
- 8 a) HCl si scioglie in solventi polari. b) una soluzione neutra non modifica il colore dell'indicatore. c) Anche le basi formano soluzioni elettrolitiche. d) Vero.
- 9 a) $n \text{ Mg} = 1,604 \text{ mol}$; $n \text{ X} = 3,208 \text{ mol}$; b) $M \text{ X} = 19,01 \text{ g/mol}$; $MA \text{ X} = 19,01$; c) $X = \text{F}$; $A = 19$; numero elettroni = 9
- 10 $^{214}\text{Po}_{84} \rightarrow ^{210}\text{Pb}_{82} + ^4\alpha_2$; $^{210}\text{Pb}_{82} \rightarrow ^{210}\text{Pb}_{83} + \beta^-$
- 11 vicine in tutte le direzioni, si trovano lateralmente e all'interno del liquido, consente di avere la minore area superficiale, tensione superficiale, ridurre la tensione superficiale, di essere incorporata nel liquido per formare una schiuma.
- 12 1, 2, 3 elettroni; Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} .

Sei pronto per la verifica?

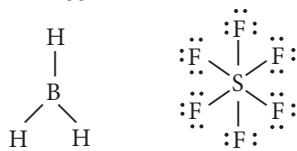
Capitoli 9-10

- $\lambda\nu = c$; sono grandezze inversamente proporzionali.
- Quando viene a contatto con la materia. $E = h\nu$, da cui $E = hc/\lambda$.
- a) F , è inversamente proporzionale alla quantità di moto ($m\nu$); b) vedi a), essendo la massa dell'elettrone costante, λ è in funzione della velocità; c) F , è direttamente proporzionale alla costante di Planck; d) V .
- a) quarto periodo, blocco p ; b) terzo periodo, blocco d ; c) quinto periodo, blocco f .
- La presenza anche di un solo elettrone $3d$ indebolisce l'attrazione del nucleo nei confronti degli elettroni $4s$; di conseguenza, questi si allontanano e la loro energia aumenta. Sc: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$.
- ☐; al II gruppo.
- a) hanno 8 elettroni di valenza tranne l'elio; b) nei gruppi 1 e 2 si riempie il sottolivello ns , nei gruppi 3, 4, 5, 6, 7, 8, gli elettroni che si aggiungono corrispondono al sottolivello $(n-1)d$; c) solo l'idrogeno ha molecola diatomica; d) nell'anione gli elettroni si allontanano fra loro, essendo maggiore la repulsione elettrostatica.
- a) l'elettrone «strappato» all'atomo è via via più lontano dal nucleo; b) aumenta all'aumentare della tendenza degli atomi ad acquistare elettroni; c) in assenza di altri dati, si può stabilire il gruppo ma non il periodo; d) aumenta all'aumentare di Z , ossia al diminuire dell'energia di ionizzazione.
- $E = 4,09 \cdot 10^{-19}$ J; E (1 mol) = $2,46 \cdot 10^5$ J.
- $E_2 - E_1 = 1,63 \cdot 10^{-18}$ J; $E_3 - E_2 = 3,03 \cdot 10^{-19}$ J; $E_4 - E_3 = 1,06 \cdot 10^{-19}$ J; $E_7 - E_6 = 0,161 \cdot 10^{-19}$ J. La differenza di energia tra due livelli diminuisce all'aumentare di n . L'altezza dei gradini dell'ipotetica scala diminuisce man mano che si sale.
- $1s^2 2s^2 2p^6$. Gli ioni, avendo tutti 10 elettroni, hanno la stessa configurazione, che è quella del gas nobile neon.

Capitoli 11-12

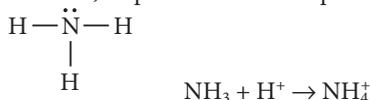
- Ba: $\rightarrow \ddot{O}$: Si tratta di un legame ionico: l'atomo di bario cede gli elettroni di valenza all'ossigeno; entrambi raggiungono la stabilità dell'ottetto. Si formano gli ioni Ba^{2+} e O^{2-} . La formula del composto è BaO .
- Gli ioni si dispongono in modo da rendere massime le forze attrattive e minime le forze di repulsione. $NaCl$: ogni ione Na^+ è circondato da 6 ioni Cl^- ; $CsCl$: ogni ione Cs^+ è circondato da 8 ioni Cl^- . La diversa disposizione è dovuta alle maggiori dimensioni dello ione Cs^+ .

- 3 a) e b).

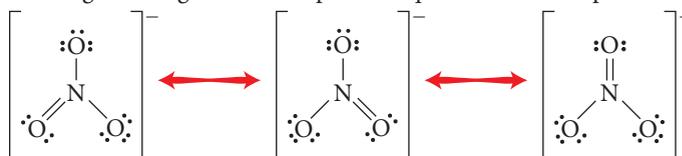


- 4 ☐

- 5 L'atomo, disponendo di una o più coppie elettroniche solitarie, può formare uno o più legami dativi.



- L'angolo misurerebbe 90° . Il valore sperimentale è $104,5^\circ$. Si ricorre alla teoria VB, che ammette la formazione di orbitali ibridi sp^3 .
- Secondo la teoria di Lewis, ciascun carbonio si unisce con un legame semplice e un legame doppio ai due carboni vicini; forma il quarto legame con l'idrogeno. Se si utilizzano le strutture di Lewis, sono necessarie due forme limite, data l'uguale lunghezza dei legami C—C. Il benzene quindi è un ibrido di risonanza. La teoria VB attribuisce al carbonio ibridazione sp^2 ; ciascun atomo forma tre legami σ mentre i sei orbitali p puri danno origine a una nube elettronica π sopra e sotto il piano dell'anello.
- a) sp^2 per i carboni uniti da doppio legame, sp^3 per l'altro; b) planare triangolare e tetraedrica; c) tutti gli atomi della molecola a eccezione dei tre atomi di idrogeno legati al carbonio con ibridazione sp^3 .
- I legami tra N e O hanno uguale lunghezza; non possono quindi essere semplici e doppio, come prevede la teoria di Lewis.



Secondo la teoria degli ibridi di risonanza.

- 10 ☐

- 11 a) Non è rispettata in $BeCl_2$; b) ibridazione sp^3 (Si), sp^3 (C), sp^3d^2 (S), sp^3d (P), sp^3 (P), sp (Be); c) tetraedro, tetraedro, ottaedro, bipiramide a base triangolare, piramide a base triangolare, lineare.

Capitoli 13-14

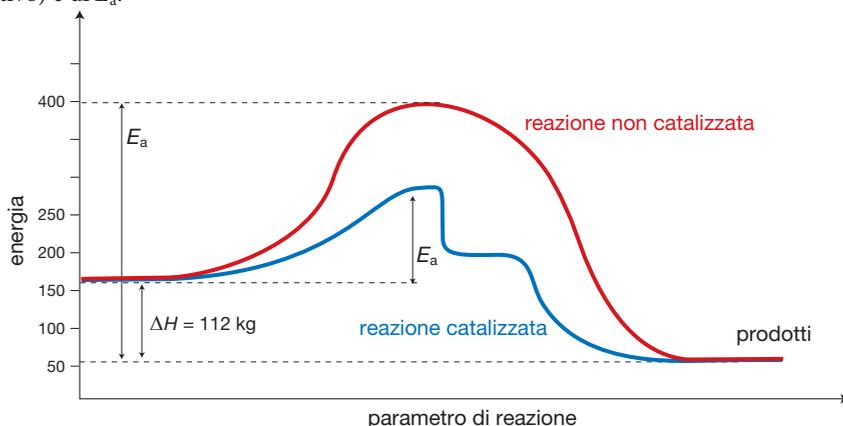
- 1 $\mu = q \cdot d$; PCl_3 ; Br_2O ; CHBr_3
- 2
- 3 Lo scivolamento dei piani, in NaCl , avvicina gli ioni di uguale carica con conseguente frattura. Nei metalli, la duttilità è assicurata dagli elettroni delocalizzati lungo il cristallo.
- 4 a) F, nel diamante l'ibridazione è sp^3 ; b) F, i solidi molecolari apolari non sono solubili in acqua; c) F, è una sostanza polimorfa; d) V.
- 5 Gli idrossidi e i sali sono composti ionici; gli ossiacidi sono molecolari.
- 6 A, E; $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$; $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
- 7 NO_3^- , N_2O_4 , NO_2^- , NO , N_2O , N_2 , N_2H_4 , NH_3
- 8 LiCO_2 ; Li_2HSO_4 . Formule corrette: Li_2CO_3 ; LiHSO_4
- 9 A F; B V; C F: funge da accettore in un legame dativo; D V.
- 10 CH_3Cl e CCl_4 sono entrambe molecole tetraedriche, ma nella prima gli atomi che si legano al carbonio hanno diversa elettronegatività e i dipoli non si annullano. Si ha ibridazione sp^3d^2 ; entrambe le molecole sono ottaedriche, ma solo la prima è non polare.
- 11 C 3,91 g corrispondono a 0,100 moli. Il potassio, con un solo elettrone di valenza, forma ioni K^+ . Pertanto, il numero dei cationi è uguale a quello degli elettroni mobili.
- 12 $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; CaHPO_4 ; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Capitoli 15-17

- 1 Si spezzano uno o più legami covalenti polari —O—H ; la rottura avviene in modo da assegnare la coppia elettronica di legame all'ossigeno; il protone H^+ , a sua volta, si unisce con legame dativo a una molecola d'acqua formando lo ione idronio H_3O^+ . Negli idracidi si spezza con la stessa modalità il legame covalente polare H—X .
- 2 12 mol KI corrispondono a $166 \text{ g/mol} \times 12 \text{ mol} = 1992 \text{ g}$, valore che supera il dato della solubilità. La risposta è negativa.
- 3 E. MgCl_2 è un elettrolita forte; 0,45 mol MgCl_2 dissociandosi, danno origine a $0,45 \times 3$ moli di ioni Mg^{2+} e Cl^- . A bolle a temperatura inferiore rispetto alle soluzioni di uguale concentrazione, essendo $i = 1$.
- 4 A, C
- 5 A $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HI} \rightarrow \text{FeI}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; B $3\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$; C $\text{CaO} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_4$; D $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
- 6 $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$. Il reagente limitante è l'acido solforico; reagiscono 0,20 mol di idrossido di sodio, ossia 8,0 g. Sarebbero necessari 12,2 g di acido.
- 7 Moti traslazionali, oscillazioni delle molecole, variazioni della lunghezza dei legami, variazioni dell'angolo di legame.
- 8 D; vedi teoria a pag. 439.
- 9 In soluzione acquosa HCl è completamente ionizzato. $\text{HCl}_{(g)} \rightarrow \text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$. C
- 10 a) $\text{KOH} + \text{HClO}_4 \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{K}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)} + \text{H}^+_{(aq)} + \text{ClO}_4^-_{(aq)} \rightarrow \text{K}^+_{(aq)} + \text{ClO}_4^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$; $\text{H}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$; b) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NH}_4\text{NO}_3$; $\text{NH}_4^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)} + \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{NO}_3^-_{(aq)} \rightarrow \text{AgCl}_{(s)} + \text{NH}_4^+_{(aq)} + \text{NO}_3^-_{(aq)}$; c) $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$; $\text{Na}^+_{(aq)} + \text{HCO}_3^-_{(aq)} + \text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_2_{(g)}$; $\text{HCO}_3^-_{(aq)} + \text{H}^+_{(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_2_{(g)}$
- 11 $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2_{(aq)} + \text{H}_2\text{SO}_4_{(aq)} \rightarrow \text{BaSO}_4_{(s)} + 2\text{HNO}_3_{(aq)}$; a) massa $\text{BaSO}_4 = 121 \text{ g}$; b) $n\text{HNO}_3 = 1,04 \text{ mol}$
- 12 a) Sì, purché avvenga ad alta temperatura; b) l'entropia diminuisce, la dissoluzione è favorita dalle basse temperature; c) sono sempre spontanee le reazioni con $\Delta H < 0$ e $\Delta S > 0$, sempre non spontanee le reazioni con $\Delta H > 0$ e $\Delta S < 0$.

Capitoli 18-19

- $v = k [A]^n [B]^m$ dove n e m devono essere determinati sperimentalmente. L'ordine di reazione è la somma degli esponenti a cui sono elevate le concentrazioni dei reagenti. Sì.
- 0,01 mol/L
- a) F, il catalizzatore abbassa l'energia di attivazione della reazione; l'energia cinetica delle molecole dipende dalla temperatura ($E_c = 3/2 kT$); b) V; c) F, vedi a); d) F, accelera le reazioni spontanee, con $\Delta G < 0$.
- Rispetto all'azoto l'idrogeno scompare tre volte più velocemente; l'ammoniaca si forma a velocità doppia.
- Nell'unità di tempo il numero degli ioni Na^+ e Cl^- che abbandonano la soluzione per depositarsi allo stato solido è uguale al numero degli stessi ioni che vanno in soluzione.
- La quantità (concentrazione) del prodotto aumenta in B), C) e D). $K_c = [\text{NO}_{\text{Cl}}]^2 / [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]$; la quantità di prodotto all'equilibrio aumenta diminuendo la temperatura, aumentando la concentrazione dei reagenti, diminuendo la concentrazione dei prodotti o diminuendo la pressione.
- $9,2 \cdot 10^{-23}$ mol/L; $8,8 \cdot 10^{-21}$ g/L; per effetto dello ione comune S^{2-} , diminuirebbe la solubilità di CuS.
- L'energia di attivazione della reazione inversa è maggiore, essendo la somma dei valori di ΔH (con segno positivo) e di E_a .



- $\text{PbSO}_4(\text{s}) \rightarrow \text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$; $S = 7,9 \cdot 10^{-4}$ mol/L = 0,24 g/L
- All'equilibrio $[\text{H}_2] = [\text{CO}] = 0,100$ mol/L - $0,080$ mol/L = $0,020$ mol/L; e $[\text{CH}_2\text{O}] = 0,080$ mol/L.
 $K_{\text{eq}} = [\text{H}_2] \cdot [\text{CO}] / [\text{CH}_2\text{O}] = (0,020)^2 / 0,080 = 5,00 \cdot 10^{-3}$
- a) V; b) F, la reazione è endotermica (avviene ad alta temperatura) e la costante aumenta all'aumentare della temperatura; c) F, se non intervengono fattori esterni, l'equilibrio non si sposta; d) F, si sposta verso sinistra; e) F, CaCO_3 è solido e la sua concentrazione non cambia con la quantità.

Capitoli 20-22

- La reazione di autoprotolisi è endotermica.
- a) La CO_2 atmosferica si scioglie nell'acqua formando acido carbonico; b) no, può contenere anche una base forte molto diluita; c) HClO è un acido debole; d) è endotermica, per il principio di Le Châtelier.
- Equazione ionica: $3\text{Cu}(\text{s}) + 8\text{H}^+_{(\text{aq})} + 8\text{NO}_3^-_{(\text{aq})} \rightarrow 3\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 6\text{NO}_3^-_{(\text{aq})} + 2\text{NO}(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$;
 Equazione ionica netta: $3\text{Cu}(\text{s}) + 8\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{NO}_3^-_{(\text{aq})} \rightarrow 3\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{NO}(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$;
 Cu si ossida, NO_3^- si riduce; 2 ioni; neutralizzano le cariche positive degli ioni Cu^{2+} e forniscono i protoni per la formazione dell'acqua.
- $n_{\text{Ni}} = 0,0792$ mol; $n_{\text{e}^-} = 0,0792 \times 2 = 0,158$ mol, che corrispondono a $1,52 \cdot 10^4$ C;
 $1,52 \cdot 10^4$ C = $7,00$ A · t (s); $t = 2,17 \cdot 10^3$ s = 36,2 min
- $4\text{Zn}(\text{s}) + 10\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{NO}_3^-_{(\text{aq})} \rightarrow 4\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + 5\text{H}_2\text{O}(\text{l})$; $n_{\text{HNO}_3} = 0,500$ mol; $n_{\text{N}_2\text{O}} = 0,0500$ mol;
 $V(\text{N}_2\text{O}) = 1,12$ L
- 7,94 g Cu = 0,250 equivalenti; 27,0 g Cu = 0,250 equivalenti.
- $\text{K}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow 2\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{O}_2^-_{(\text{aq})}$; $\text{O}_2^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{OH}^-_{(\text{aq})}$; con le teorie di Brønsted-Lowry e di Lewis.
- No, l'intervallo di viraggio corrisponde a valori di pH molto inferiori a 7.
- Equazione ionica: $2\text{K}^+_{(\text{aq})} + 2\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} + 16\text{H}^+_{(\text{aq})} + 8\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} + 10\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 10\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{K}^+_{(\text{aq})} + 2\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} + 2\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} + 10\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + 15\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} + 8\text{H}_2\text{O}(\text{l})$; equazione ionica netta: $2\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} + 16\text{H}^+_{(\text{aq})} + 10\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 10\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + 8\text{H}_2\text{O}(\text{l})$; KMnO_4 è ossidante, FeSO_4 riducente; H_2SO_4 neutralizza le cariche positive dei cationi e fornisce i protoni per la formazione dell'acqua; no, gli ioni SO_4^{2-} non partecipano alla redox.
- Cu = +1,59 g; $3,011 \cdot 10^{22}$ e⁻
- a) $4,05 \cdot 10^3$ C / $9,65 \cdot 10^4$ C/mol = $4,20 \cdot 10^{-2}$ mol e⁻; b) $2,10 \cdot 10^{-2}$ mol H_2 ; c) $1,05 \cdot 10^{-2}$ mol O_2 ; d) 0,470 L H_2 ; e) 0,235 L O_2