

Subtema A1 – Página 28

1. 0,07%
2. a) Na balança X, porque: erro absoluto (X) = $|1000 - 983| = 17$ g; erro absoluto (Y) = $|200,0 - 205,2| = 5,2$ g.
b) Na balança Y, porque: erro relativo (%) em X: $17/1000 \times 100 = 1,7\%$; erro relativo (%) em Y: $5,2/200,0 \times 100 = 2,6\%$.
3. $M(C_6H_{12}O_6) = 12,01 \times 6 + 1,01 \times 12 + 16,00 \times 6 = 180,18$ g/mol; erro absoluto = $|180,18 - 179,40| = 0,78$ g/mol.
4. a) aleatório; b) sistemático; c) aleatório; d) sistemático; e) sistemático.
5. a) $V = 42,5$ cm³; b) (B).
6. O ensaio 3, porque é o que apresenta menor erro absoluto (0,3 °C).
7. Conjunto (A) porque é o que apresenta menor afastamento entre os valores máximo e mínimo.
8. (A)
9. a) média = 20,6 °C; b) Ensaio 2: $22,4 - 20,6 = 1,8$ °C; c) 0,5 °C; d) 1,8 °C; e) (20,6 ± 1,8) °C.
10. $m_{peça} = (1,23 \pm 0,02)$ g; b) 1,63%.
11. a)

	Grupo 1	Grupo 2	Grupo 3	Grupo 4
Média	6,66	6,2	6,5	6,42
desvios	0,24	0,1	0,2	0,41
	0,15	0,1	0,0	0,29
	0,09	0,1	0,3	0,03
Incerteza absoluta	0,24	0,1	0,3	0,41

- b) Maior fidelidade – Grupo 2; menor fidelidade – Grupo 4
c) Reprodutibilidade, já que os equipamentos utilizados foram diferentes e os operadores também.
12. a) (46,8 ± 0,5) °C; b) Erros sistemáticos.
13. Cinco algarismos significativos.
14. $V_1 = 9,50$ mL; $V_2 = 10,75$ mL; $V_3 = 19,38$ mL
15. (C).
16. (A).
17. a) 4; b) 3; c) 3; d) 2.
18. a) 41,1; b) $125 = 1,25 \times 10^2$; c) 379,4; d) 1,5.
19. a) $\rho_{soluto} = 0,178$ g/cm³; b) 0,01 g, porque a medida da massa está expressa com duas casas decimais.
20. Diferem na incerteza do resultado: 4,0 tem dois algarismos significativos e 4,000 tem quatro algarismos significativos.
21. a) m_1 tem 6 algarismos significativos; m_2 e m_3 têm 5 algarismos significativos; b) $m_{água} = 3,95$ g;
c) teor de humidade(%) = $3,95/42,219 \times 100 = 9,36\%$.
22. a) teor de humidade: 69,1%; b) teor de cinzas: 9,9%.
23. Antes de chover: 80,33%; depois de chover: 241,54%.
24. $m_{água} = 2,29$ g.
25. Sim, pois já que a massa de líquido é a mesma em todos os frascos, a ordem crescente de densidade corresponde à ordem decrescente de volume de líquido; assim o frasco que contém maior volume de líquido é etanol; o que contém menor volume é clorofórmio e o outro frasco é água.
26. a) Lendo um volume de 7,45 cm³ na proveta, vem $\rho = 1,25$ g/cm³; b) glicerol.
27. a) $\rho = 0,9960$ g/cm³; b) a temperatura à qual se fez a medição da densidade (20 °C) é diferente da qual o termómetro foi graduado (15 °C); c) $V = 538,8$ dm³.
28. a) 0,01 g; b) $\rho = 0,8698$ g/cm³; c) erro sistemático.

Subtema A2 – Página 69

1. (C)
2. a) pH = 4,4; b) $[OH^-] = 2,5 \times 10^{-10}$ mol/dm³; c) pOH = 5,6
3. a) (D); b) (D); c) (C)
4. a) pOH = 6; b) a solução é ácida, já que a esta temperatura, o pH das soluções neutras será 6,5.

5. a) $HNO_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$;
 $NH_3 + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$;
b) $K_a = \frac{[NO_2^-]_e \times [H_3O^+]_e}{[HNO_2]_e}$; c) $K_b = \frac{[NH_4^+]_e \times [OH^-]_e}{[NH_3]_e}$
- d) HNO_2 / NO_2^- ; H_3O^+ / H_2O ; NH_4^+ / NH_3 ; H_2O / OH^- .
6. pH = 4.
7. pH = 11,8.
8. Uma espécie anfotérica como HS⁻ tanto pode receber como ceder protões, ou seja tanto pode atuar como ácido ou como base, segundo Bronsted-Lowry:
 $HS^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons S^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$; $HS^-(aq) + H_3O^+(aq) \rightleftharpoons H_2S(aq) + H_2O(l)$.
9. a) I – $H_2PO_4^- / H_2PO_4^-$; H_3O^+ / H_2O ; II – $H_2PO_4^- / HPO_4^{2-}$; H_3O^+ / H_2O ;
III – $H_2PO_4^- / HPO_4^{2-}$; HPO_4^{2-} / PO_4^{3-} ; H_3O^+ / H_2O .
10. $K_a = 2,38 \times 10^{-5}$
11. a) I – II – III. O valor crescente de K_a traduz a força crescente dos ácidos;
b) a base mais fraca é F⁻, por ser a base conjugada do ácido mais forte; a base mais forte é CH₃COO⁻, por ser a base conjugada do ácido mais fraco.
12. a) É um ácido que se ioniza totalmente na água;
b) $HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$; c) Não, dado que a 25 °C, o pH da neutralidade é 7; d) pH = 6,98
13. a) pH = 5,3; b) pH = 6,84 c) pH = 6,99978 ≈ 7,0
14. (C).
15. a) C₆H₅COOH / C₆H₅COO⁻; H_3O^+ / H_2O ; b) pH = 2,45.
16. $K_a = \frac{[H_3O^+]_e \times [CH_3COO^-]_e}{[CH_3COOH]_e}$
- Se pH = 2,88 então $[H_3O^+] = 1,32 \times 10^{-3}$ mol dm⁻³; substituindo na expressão de K_a , vem:
- $K_a = (1,32 \times 10^{-3})^2 / 0,10 = 1,74 \times 10^{-5}$
17. A solução é básica, porque na reação de hidrólise do ião nitrato NO₂⁻, formam-se iões OH⁻:
- $NaNO_2(aq) \rightarrow Na^+(aq) + NO_2^-(aq)$; $NO_2^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HNO_2(aq) + OH^-(aq)$.
18. Verdadeiras – (A); (D) falsas – (B); (C).
19. $NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$.
20. Reação de hidrólise do ião NH₄⁺ proveniente de NH₄NO₃:
 $NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$.
- A libertação de iões H₃O⁺ faz diminuir o pH dos solos; reação de hidrólise de CO₃²⁻ proveniente de CaCO₃: $CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + OH^-(aq)$.
A libertação de iões OH⁻ faz aumentar o pH dos solos.
21. pH = 7,54.
22. (C).
23. HCO₃⁻ / CO₃²⁻ ou H₂CO₃ / HCO₃⁻.
24. a) $NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + H_3O^+(aq)$; b) pH = 9,26
c) Não, visto estarmos em presença de uma solução tampão.
25. a) KOH – titulante; HCl – titulado; b) $n = 1,15 \times 10^{-3}$ mol;
c) $[HCl] = 0,0575$ mol dm⁻³.
26. a) $[NaOH] = 6,00 \times 10^{-3}$ mol dm⁻³; b) curva A.
27. a) $[CH_3COOH] = 4,76 \times 10^{-3}$ mol dm⁻³; b) Como produto da reação de titulação, formam-se os iões K⁺(aq) e CH₃COO⁻(aq) dos quais apenas este sofre hidrólise: $CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$; estes iões OH⁻ dão características básicas à solução resultante.
28. a) $[Na^+] = [Cl^-] = 0,10$ mol/dm³; b) $[K^+] = 1,0$ mol/dm³;
 $[SO_4^{2-}] = 0,50$ mol/dm³; c) $[Ca^{2+}] = 0,75$ mol/dm³; $[PO_4^{3-}] = 0,50$ mol/dm³
d) $[Na^+] = 1,20$ mol/dm³; $[CO_3^{2-}] = 0,60$ mol/dm³.
29. (D).
30. a) KOH – dissociação; b) HNO₃ – ionização; c) KCl – dissociação;
d) HF – ionização; e) H₂SO₄ – ionização; f) Ca(OH)₂ – dissociação
g) Na₂SO₄ – dissociação h) NH₃ – ionização g) HCOOH – ionização.
31. pH = 2;
32. $K_b = 1,85 \times 10^{-5}$
33. É a solução aquosa de ácido clorídrico, visto que a ionização deste ácido é completa, o que não acontece com o ácido acético.
34. a) três ligandos iguais; b) zero; c) sim, porque a ligação dos ligandos ao ião central é feita por três pontos, fazendo ponte;
d) $[Ni(H_2N-CH_2-CH_2-NH_2)_3]SO_4$;
 $M([Ni(H_2N-CH_2-CH_2-NH_2)_3]SO_4) = 334,69$ g/mol.

35. a) K^+ e $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$; b) Fe^{3+} ; c) CN^- ; d) 6.

36. a) $\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{AgCl}_2]^- (\text{aq})$ $K_f = \frac{[\text{AgCl}_2]^-}{[\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-]^2}$

$\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2 \text{Br}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{AgBr}_2]^- (\text{aq})$ $K_f = \frac{[\text{AgBr}_2]^-}{[\text{Ag}^+] \times [\text{Br}^-]^2}$

b) $[\text{AgBr}_2]^-$ porque é o que tem maior valor de constante de estabilidade ou de formação.

c) Br^- ; d) 2.

37. a) $K_f = \frac{[\text{HgCl}_4]^{2-}}{[\text{Hg}^{2+}] \times [\text{Cl}^-]^4}$; b) É muito estável, o que se traduz pelo

elevado valor da sua constante de estabilidade ou de formação.

38. c) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = 1,5 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$.

39. a) $[\text{Ca}^{2+}] = 0,00381 \text{ mol/dm}^3$; b) $[\text{Ca}^{2+}] = 152 \text{ mg/dm}^3$.

40. a) $[\text{CaEDTA}]^{2-}$; b) 118,4 g/100 mL; c) erro absoluto = $|120 - 118,4| = 1,6$; erro relativo = $1,6/118,4 \times 100 = 1,35\%$.

41. (C).

42. $s = 2,4 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$.

43. a) $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$; $K_s = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{CO}_3^{2-}]$

b) $\text{Ag}_2\text{S}(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq})$; $K_s = [\text{Ag}^+]^2 \times [\text{S}^{2-}]$

c) $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) \rightleftharpoons 3 \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$; $K_s = [\text{Pb}^{2+}]^3 \times [\text{PO}_4^{3-}]^2$

d) $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^-(\text{aq})$; $K_s = [\text{Fe}^{3+}] \times [\text{OH}^-]^3$

e) $\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$; $K_s = [\text{Ag}^+]^2 \times [\text{CO}_3^{2-}]$

44. a) $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$; b) $K_s = [\text{Mg}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2$; c) A dissolução completa é possível; origina uma solução com a concentração de $1,38 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$, que é inferior ao valor da solubilidade que é $1,12 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$.

45. $[\text{Cl}^-] = 7,2 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$.

46. Há precipitação de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ porque o cociente de reação (Q_s) que é $2,6 \times 10^{-6}$, é superior ao valor de K_s .

47. a) $\text{PbCl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$; b) $[\text{Cl}^-] = 0,0169 \text{ mol/dm}^3$;

c) $K_s = 2,41 \times 10^{-6}$.

48. $s = 2,924 \times 10^{-17} \text{ mol/L}$; $s = 2,924 \times 10^{-15} \text{ g/L}$.

49. $s = 6,71 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$.

50. É verdadeira, porque sendo dois compostos com a mesma estequiometria (um íão positivo e um negativo), o que tem maior valor de K_s será o mais solúvel.

51. (D), (A), (B), (C).

52. É mais solúvel numa solução ácida, porque no equilíbrio $\text{Ni}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$ quando em meio ácido, os íões $\text{OH}^-(\text{aq})$ reagem com os íões $\text{H}^+(\text{aq})$ do meio e fazem com que a reação evolua no sentido direto, solubilizando $\text{Ni}(\text{OH})_2(\text{s})$.

53. Menor. Efeito do íão comum (Ag^+).

54. $\text{AgCl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$; quando se adiciona solução de amoníaco, $\text{NH}_3(\text{aq})$, este reage com $\text{Ag}^+(\text{aq})$, segundo a reação de equilíbrio: $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+(\text{aq})$, fazendo evoluir a primeira reação no sentido direto, solubilizando $\text{AgCl}(\text{s})$.

55. BaSO_4 tem um íão comum com sulfato de sódio, Na_2SO_4 , o íão SO_4^{2-} , mas não com carbonato de sódio (Na_2CO_3). Logo, a solubilidade de BaSO_4 diminui numa solução de Na_2SO_4 por efeito do íão comum.

56. (C).

57. a) $s = 1,34 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$; $s = 1,8 \times 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$.

58. BaCO_3 .

59. a) AgCl e PbCl_2 ; b) Será AgCl porque é o que exige menor concentração do íão Cl^- . Em AgCl : $1,8 \times 10^{-10} = 1,5 \times 10^{-3} \times [\text{Cl}^-] \Leftrightarrow [\text{Cl}^-] = 1,2 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$; em PbCl_2 : $1,7 \times 10^{-5} = 3,0 \times 10^{-3} \times [\text{Cl}^-]^2 \Leftrightarrow [\text{Cl}^-] = 7,53 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$.

60. A água é salgada pois

$[\text{Cl}^-] = 0,144 \text{ mol/dm}^3 = 5115 \text{ mg/dm}^3 > 200 \text{ mg/dm}^3$.

61. alcalinidade: $1,29 \times 10^{-3} \text{ mol CaCO}_3/\text{L}$; alcalinidade: 129 mg CaCO_3/L

62. a) $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCH}_3\text{COO}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$;

b) $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1,64 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$;

c) grau de acidez = 0,0984 g/100 mL.

Subtema A3 – Página 90

1. a) - 2; b) + 4; c) + 6; d) + 4; e) + 6 f) + 2; g) 0

2. (B) e (D)

3. a) Cu^{2+} b) Zn ; c) $\Delta \text{n.o.}(\text{Zn}) = +2$; $\Delta \text{n.o.}(\text{Cu}^{2+}) = -2$

d) espécie oxidante – Cu^{2+} ; espécie redutora – Zn

4. a) H_2S b) H_2SO_4 c) $\Delta \text{n.o.}(\text{S})$ na espécie oxidada: +6;

$\Delta \text{n.o.}(\text{S})$ na espécie reduzida: - 6;

5. i) $2 \text{Br}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Br}_2(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$; ii) 3 eletrões

6. a) $\text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$; $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$; b) Cl^-

7. a) $\text{O}_2^{2-} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{O}^{2-}$: redução; $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$: oxidação; b) K e H.

8. a) $\text{Au}(\text{s}) \rightarrow \text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^-$ – semiequação de oxidação;

$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$ – semiequação de redução;

b) $2 \text{Au}(\text{s}) + 3 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Fe}(\text{s})$

9. a) $2 \text{I}^- + 2 \text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$;

b) $2 \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 16 \text{H}^+ + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{Cr}^{3+} + 2 \text{CO}_2$;

c) $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$;

d) $3 \text{Cu}(\text{s}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{NO}_3^-(\text{aq}) \rightarrow 3 \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{NO}(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

e) $\text{IO}_3^-(\text{aq}) + 2 \text{Br}^-(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{IO}_2^-(\text{aq}) + \text{Br}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

10. a) $2 \text{MnO}_4^- + 3 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MnO}_2 + 3 \text{O}_2 + 2 \text{OH}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$;

b) $2 \text{CrO}_4^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 3 \text{O}_2 + 10 \text{OH}^-$

c) $\text{S}^{2-}(\text{aq}) + 4 \text{I}_2(\text{s}) + 8 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 8 \text{I}^-(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}$

d) $2 \text{ClO}_2(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{ClO}_2^-(\text{aq}) + \text{ClO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$

11. a) $3 \text{Cu}(\text{s}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{NO}_3^-(\text{aq}) \rightarrow 3 \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{NO}(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$;

b) $2 \text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 16 \text{H}^+(\text{aq}) + 5 \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 10 \text{CO}_2(\text{g})$

12. a) cátodo: $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$; ânodo: $\text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$;

b) os íões negativos movem-se para a solução de $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ e os íões positivos movem-se para a solução de $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$; c) Não participa na reação.

13. a) i) Zn^{2+}/Zn , visto que na reação espontânea se dá a redução de Pb^{2+} a Pb , o que evidencia o seu maior valor de E° ; ii) Zn , pois reduz Pb^{2+} a Pb , oxidando-se a Zn^{2+} ;

b) $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$.

14. Verdadeiras – (B); (C); (G); falsas – (A); (D); (E); (F).

15. O que se passa é que $\text{Ni}(\text{s})$ da lâmina se oxida, originando íões Ni^{2+} em solução, enquanto os íões Cu^{2+} se reduzem a $\text{Cu}(\text{s})$, depositando-se sobre a placa de Ni , segundo a equação: $\text{Ni}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{Cu}(\text{s})$. Ni desempenha o papel de redutor e Cu^{2+} o de oxidante.

16. a) $\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$; b) Zn ; c) $\Delta E^\circ = 1,10 \text{ V}$.

17. i) Não há reação; ii) A folha de alumínio oxida-se produzindo íões Al^{3+} . A solução perde a sua cor azul porque os íões Cu^{2+} serão reduzidos a cobre metálico, que se deposita à superfície da folha de alumínio.

18. i) NO_3^- , pois é esta espécie que oxida Cu nesta reação;

ii) $E^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO})$, pois a redução ocorre na espécie NO_3^- nesta reação.

19. a) Equação de oxidação: $\text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$; equação de redução: $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$; b) É negativo, porque para a reação ocorrer, $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})$, tem de ser menor que o potencial H^+/H_2 que, por convenção, é zero.

20. (C).

21. i) O zinco oxida-se a Zn^{2+} , gastando-se e H^+ reduz-se, libertando-se $\text{H}_2(\text{g})$; ii) O zinco oxida-se a Zn^{2+} , gastando-se e os íões Cu^{2+} reduzem-se a $\text{Cu}(\text{s})$ que se deposita na placa de zinco.

22. a) Mn pois é capaz de reduzir Sn^{2+} e Ni^{2+} ; b) Ni porque como não reduz nenhum dos íões da tabela, é o que tem menor valor de potencial de redução, logo será o melhor oxidante.

23. (F).

24. a) Verdadeiras – (A), (B), (C), (D); falsas – (E), (F); b) $\Delta E^\circ = 0,59 \text{ V}$.

25. Sofre dissolução parcial, pois como $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$ é maior que $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-)$ e que $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2)$, a parte de cobre da liga não reage, enquanto a parte de zinco vai dissolver-se, por ter $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$ menor que os dos outros dois pares.

26. a) Ouro metálico - $\text{Au}(\text{s})$; b) Como $E^\circ(\text{Au}^{3+}/\text{Au})$ e $E^\circ(\text{Au}^+/ \text{Au})$ têm valores maiores do que $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O})$, Au^{3+} ou Au^+ só podem reduzir-se e não oxidar-se; b) será o flúor F_2 , já que $E^\circ(\text{F}_2/\text{F}^-)$ tem maior valor do que os potenciais padrão de redução de Au^{3+} e Au^+ .

27. a) $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; b) cátodo – Ag ; ânodo – Fe ;

c) $\text{Fe}(\text{s}) | \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) || \text{Ag}^+(\text{aq}) | \text{Ag}(\text{s})$;

d) Estabelecer a eletroneutralidade das soluções eletrolíticas.

Subtema B1 – Página 133

1. Raios X, luz ultravioleta, luz verde, luz vermelha, ondas de rádio.
2. a) $\lambda = 3,17 \text{ m}$; b) $T = 1,1 \times 10^{-8} \text{ s}$; c) $3,15 \times 10^{-1} \text{ m}^{-1}$
3. Verdadeiras – (A) e (D); falsas – (B) e (C).
4. a) $E = 6,39 \times 10^{-19} \text{ J}$; b) $\lambda = 3,1 \times 10^{-7} \text{ m}$; $f = 9,7 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$.
5. $\Delta E = 6,6 \times 10^{-19} \text{ J}$.
6. Verdadeiras – (D); falsas – (A), (B), (C).
7. a) $E_1 = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$; b) $E_4 = -1,36 \times 10^{-19} \text{ J}$; c) $\Delta E = 2,04 \times 10^{-18} \text{ J}$; d) $\Delta E = 1,31 \times 10^6 \text{ J}$.
8. O primeiro estado excitado é $n = 2$ e a energia do elétron nesse nível é $-5,45 \times 10^{-19} \text{ J}$. Somando o valor da energia absorvida, $4,09 \times 10^{-19} \text{ J}$ obtém-se o valor $-1,36 \times 10^{-19} \text{ J}$. Este valor corresponde ao nível 4. Então o elétron transita para o nível 4.
9. (a) $\Delta E = 5248 \text{ kJ}$; b) $f = 1,47 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$.
10. a) I; b) III;
11. ${}_6\text{C} - 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$; ${}_8\text{N} - 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$;
 ${}_9\text{F} - 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$;
 ${}_{13}\text{Al} - 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1 3s^2 3p_x^1 3p_y^0 3p_z^0$;
 ${}_{17}\text{Cl} - 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$
12. a) $\lambda = 9,3 \times 10^{-8} \text{ m}$; b) UV.
13. $\lambda = 2,3 \times 10^{-7} \text{ m}$
14. $E_{\text{ioniz}} = 1,004 \times 10^{-17} \text{ J/átomo}$.
15. a) $E_{\text{ioniz}} = 1312,36 \text{ kJ/mol}$; b) A energia incidente terá de ser a soma da energia de ionização com a energia cinética adquirida pelo elétron:
 $E_{\text{inc}} = E_{\text{ioniz}} + \frac{1}{2} m v^2 \Leftrightarrow E_{\text{inc}} = 2,18 \times 10^{-18} + \frac{1}{2} \times 9,1 \times 10^{-31} \times (5,5 \times 10^5)^2 \Leftrightarrow E_{\text{inc}} = 2,32 \times 10^{-18} \text{ J}$
16. (A)
17. As riscas coradas do espectro de emissão (A) aparecem exatamente na mesma posição das riscas negras do espectro de absorção (B).
18. VI – I – III – V – VI – II
19. a) A – mostrador; B – fotodetector; C – filtro ótico; D – chama; E – amostra. b) (C); c) sódio e potássio
20. Espectroscopia de absorção de atômica.
21. a) $\sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^* \sigma_{2p}^2 \pi_{2px}^2 \pi_{2py}^2 \pi_{2pz}^1 \pi_{2px}^* \pi_{2py}^* \sigma_{2p}^0$; b) O.L. (O_2) = 2; O.L. (O_2^-) = 1,5; O.L. (O_2^+) = 2,5. A espécie mais estável é O_2^+ , seguida de O_2 e de O_2^- ; c) são todas paramagnéticas.
22. Verdadeiras – (A); falsas – (B), (C) e (D).
23. $\text{F}_2 - \sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^* \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^* \sigma_{2p}^2 \pi_{2px}^2 \pi_{2py}^2 \pi_{2pz}^2 \pi_{2px}^* \pi_{2py}^* \sigma_{2p}^0$;
 $\text{F}_2^- - \sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^* \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^* \sigma_{2p}^2 \pi_{2px}^2 \pi_{2py}^2 \pi_{2pz}^2 \pi_{2px}^* \pi_{2py}^* \sigma_{2p}^1$;
 $\text{F}_2^+ - \sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^* \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^* \sigma_{2p}^2 \pi_{2px}^2 \pi_{2py}^2 \pi_{2pz}^1 \pi_{2px}^* \pi_{2py}^* \sigma_{2p}^0$;
24. $\text{N}_2 - \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^* \sigma_{2p}^2 \pi_{2px}^2 \pi_{2py}^2 \sigma_{2p}^2 \pi_{2px}^0 \pi_{2py}^0 \sigma_{2p}^0 \Rightarrow \text{O.L.} = (8-2)/2 = 3$;
 $\text{N}_2^- - \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^* \sigma_{2p}^2 \pi_{2px}^2 \pi_{2py}^2 \sigma_{2p}^2 \pi_{2px}^1 \pi_{2py}^0 \sigma_{2p}^0 \Rightarrow \text{O.L.} = (8-3)/2 = 2,5$;
Sendo a O.L. em N_2 superior à O.L. em N_2^- , a ligação em N_2 é mais forte.
25. (C).
26. a – B, C, E; b – A; c – B, C.
27. Verdadeiras – (A) e (D); falsas – (B) e (C).
28. É a espécie (A) pois tem dupla ligação entre átomos de nitrogénio $\text{N}=\text{N}$, o que faz este grupo de átomos absorver radiação visível.
29. A.
30. III – I – VI – V – II ou, em alternativa III – VI – I – V – II.
31. A – V; B – IV; C – VI; D – III; E – I; F – II.
32. As moléculas HCl, CO, absorvem radiação infravermelha por terem momentos dipolares permanentes. A molécula C_2H_2 também absorve radiação infravermelha porque sofre certas vibrações que produzem dipolos instantâneos.
33. (C).

Subtema B2 – Página 150

1. a) São A e D, porque têm o mesmo número atômico ($Z = 7$); b) + 7
c) A e C têm o mesmo número de neutrões ($15 - 7 = 14 - 6 = 8$ neutrões).
2. (B).
3. A - 56; B - 26; C - 30; D - 35; E - 35; F - 45
4. O núcleo de deutério (${}^2\text{H}$); b) Reações nucleares: $\text{D} + \text{D} \rightarrow {}^3\text{H} + {}^1\text{H}$;
 $\text{D} + \text{D} \rightarrow {}^3\text{He} + \text{n}$; reação química: $\text{D} + \text{D} \rightarrow \text{D}_2$ c) O prótio (${}^1\text{H}$), o deutério (${}^2\text{H}$) que está representado por D e o trítio (${}^3\text{H}$).
5. a) (B); $a = (235 + 1) - (139 + 3 \times 1)$ e $b = 92 - 56$
b) É uma reação de fissão nuclear.
6. (E).
7. a) (D); $C = 2$, uma vez que é um núcleo de hélio, He; $A = (6 + 1) - (2 + 2) = 3$;
 $B = (12 + 1) - (6 + 4) = 3$; b) Não, pois não envolve núcleos de átomos pesados nem a emissão de partículas subatômicas.
8. a) (C) b) É uma reação de fusão, uma vez há núcleos atômicos que se juntam para originar um núcleo maior. c) $Z = 3$ e $A = 6$.

Subtema B3 – Página 167

1. a) O composto III, porque é o único que apresenta uma ligação de um átomo de H a outro átomo fortemente eletronegativo (O, neste caso); b) Os compostos I e IV.
2. (C).
3. a) O composto I; b) O composto II; c) O composto V.
4. O propanol, porque as forças intermoleculares predominantes são ligações de hidrogénio, bastante mais fortes que as forças de dispersão de London existentes no etano e no propano.
5. O etanol tem o ponto de ebulição mais elevado (78°C) porque as forças intermoleculares predominantes são as ligações de hidrogénio. A propanona tem moléculas ligeiramente polares e portanto, as forças predominantes são dipolo-dipolo, que são menos intensas que as anteriores e, por isso, o ponto de ebulição é 56°C . Contudo estas forças são mais intensas que as forças de dispersão de London que são predominantes no buteno e daí este ter o ponto de ebulição mais baixo (0°C).
6. a) I_2 ; b) HI.
7. a) Iodo – sólido; cloro – gasoso; bromo – líquido; b) (B); c) cloro-bromo-iodo.
8. I : $-0,5^\circ\text{C}$; II : $+36^\circ\text{C}$; III : $+81^\circ\text{C}$.
9. O iodo I_2 é uma substância apolar assim como o tetracloreto de carbono CCl_4 , enquanto a água é polar. Deste modo, as forças predominantes em I_2 e em CCl_4 serão forças de dispersão de London, enquanto que em H_2O serão ligações de hidrogénio. Utilizando a regra, "semelhante dissolve semelhante" I_2 que é sólido, dissolver-se-á bem em CCl_4 , mas não em H_2O .
10. O metanol CH_3OH , estabelece entre as suas moléculas ligações de hidrogénio, acontecendo o mesmo com as moléculas de água, pelo que o metanol se dissolve bem em água.
11. (C).
12. a) A vitamina C é mais solúvel em água devido ao grande número de ligações de hidrogénio que as moléculas de vitamina C podem realizar com a água. b) A vitamina C tem o ponto de ebulição maior devido ao grande número de ligações de hidrogénio que as moléculas de vitamina C podem realizar entre si;
13. (A).
14. a) Duas amostras; quatro aminoácidos; b) Sim, o aminoácido 2;
c) $128,5 \text{ mL}$ de butanol, $28,5 \text{ mL}$ de amoníaco e $43,0 \text{ mL}$ de água;
d) $\text{Rf}(1) = 0,15$; $\text{Rf}(2) = 0,40$; $\text{Rf}(3) = 0,64$; $\text{Rf}(4) = 0,40$; $\text{Rf}(5) = 0,88$
15. a) Eletroforese; b) F1. c) O Filho F1 é filho deste homem. Os filhos F2, F3 e F4 são deste homem e desta mulher.