

Exame de Química II - 2021

1. A aspirina tem uma densidade de $2,00 \text{ g/cm}^3$. Qual é o volume (em centímetros cúbicos) de um comprimido de 100 mg?
G. 200 cm^3 H. 100 cm^3 I. 50 cm^3 J. 0.02 cm^3 K. 0.05 cm^3

Resolução

A densidade representa a massa de uma solução por volume, representada pela fórmula:

$$d = \frac{m}{V}$$

o volume será:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{0,1g}{2,0g/cm^3} = 0,05cm^3$$

Resposta E

2. A digitalina é um fármaco usado na reanimação de doentes cardíacos. Este fármaco deve ser administrado com muito cuidado pois, mesmo em pequenas *overdoses*, pode ser fatal. A administração deste fármaco é feita à base de mg/kg de massa corporal. Assim uma criança e um adulto, apesar de diferirem grandemente no peso, recebem a mesma dose por kg do corpo. Para uma dosagem de $20 \mu\text{g/kg}$ de peso corporal, quantos mg de digitalina devem ser ministrados para um indivíduo de peso médio de 60 kg?

- F. 1,2 mg G. 1200 mg H. 12 mg I. 0.003 mg J. 3 mg

Resolução

Vamos usar a regra três simples

20 mg ----- 1 kg

X ----- 60 kg

$$X = 20 \text{ mg} * \frac{60\text{kg}}{1\text{kg}} = 1200\text{mg}$$

Resposta B

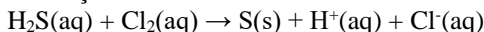
3.	<p>Um dos principais ingredientes dos palitos de fósforo é o clorato de potássio (KClO₃). Esta substância pode ser usada como fonte de oxigénio para muitas reacções de combustão e reage violentamente com o açúcar da cana (C₁₂H₂₂O₁₁), para dar cloreto de potássio, dióxido de carbono e água, de acordo com a reacção:</p> $\text{KClO}_3 + \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \rightarrow \text{KCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>Os coeficientes estequiométricos para a reacção acertada são respectivamente:</p> <p>F. 1-1-1-12-11 G. 1-1-1-12-12 H. 1-1-1-12-2 I. 8-2-8-24-22 J. 8-1-8-12-11</p> <p>Resolução A equação acertada é: $8\text{KClO}_3 + \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \rightarrow 8\text{KCl} + 12\text{CO}_2 + 11\text{H}_2\text{O}$</p> <p>Resposta E</p>
4.	<p>PASSE PARA A PERGUNTA SEGUINTE.</p>
5.	<p>Considere uma reacção em uma etapa entre dois reagentes gasosos. O número de colisões por segundo será aumentado por: (a) adição de mais reagentes a volume constante; (b) aumento do volume; (c) adição de um gás inerte; (d) aumento da temperatura.</p> <p>A. (a) e (c) B. (a) e (b) C. (a) e (d) D. (b) e (c) E. (b) e (d)</p> <p>Resolução Os factores que afectam a velocidade de uma reacção incluem são: Portante A adição de reagentes a volume constante e o aumento da temperatura aumentarão o numero de colisões.</p> <p>Resposta A</p>
6.	<p>Considere a reacção de combustão do metano, CH₄,</p> $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}).$ <p>Se o metano é queimado a uma velocidade de 0.16 mol.dm⁻³, a que velocidades são formados os produtos, CO₂ e H₂O?</p> <p>F. $\frac{d[\text{CO}_2]}{dt} = 0.16 \text{ mol.dm}^{-3}$; $\frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt} = 0.08 \text{ mol.dm}^{-3}$ G. $\frac{d[\text{CO}_2]}{dt} = 0.16 \text{ mol.dm}^{-3}$; $\frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt} = 0.16 \text{ mol.dm}^{-3}$ H. $\frac{d[\text{CO}_2]}{dt} = 0.16 \text{ mol.dm}^{-3}$; $\frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt} = 0.32 \text{ mol.dm}^{-3}$</p> <p>I. $\frac{d[\text{CO}_2]}{dt} = 0.08 \text{ mol.dm}^{-3}$; $\frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt} = 0.08 \text{ mol.dm}^{-3}$ J. $\frac{d[\text{CO}_2]}{dt} = 0.32 \text{ mol.dm}^{-3}$; $\frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt} = 0.08 \text{ mol.dm}^{-3}$</p> <p>Resolução As velocidades medias para cada componente são:</p> $V = -\frac{d[\text{CH}_4]}{dt} = -\frac{1}{2}\frac{d[\text{O}_2]}{dt} = \frac{d[\text{CO}_2]}{dt} = \frac{1}{2}\frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt}$ <p>Tomando as relações</p> $-\frac{d[\text{CH}_4]}{dt} = \frac{d[\text{CO}_2]}{dt}$ <p>0.16 = V (CO₂)</p> <p>Tomando as relações</p> $\frac{d[\text{CO}_2]}{dt} = \frac{1}{2}\frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt}$ <p>0.16 = ½ d[H₂O]/dt 0.32 = V (H₂O)</p> <p>Resposta C</p>
7.	<p>O sulfureto de hidrogénio (H₂S) é um poluente encontrado comumente em águas residuais industriais. Uma forma de remoção de H₂S consiste em tratar a água com cloro (Cl₂), de acordo com a reacção:</p> $\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{S}(\text{s}) + \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ <p>Se a reacção for de primeira ordem para cada um dos reagentes, a constante de velocidade para a reacção do consumo de H₂S a 25 °C for 4 × 10⁻² M⁻¹.s⁻¹ e se num dado instante a concentração de H₂S for 2 × 10⁻³ M e de Cl₂ for 0.03 M, a velocidade da reacção será:</p> <p>F. 8 × 10⁻⁵ M.s⁻¹ G. 12 × 10⁻⁴ M.s⁻¹ H. 2,4 × 10⁻⁶ M.s⁻¹ I. 2,4 × 10⁻⁵ M.s⁻¹ J. 1,2 × 10⁻⁶ M.s⁻¹</p> <p>Resolução</p>

A velocidade de uma reação de primeira ordem é determinada pela seguinte equação:

$$v = k[A]$$

Onde v é a velocidade da reação, k é a constante de velocidade e $[A]$ é a concentração do reagente.

Na reação fornecida:



A reação é de primeira ordem tanto para o H_2S quanto para o Cl_2 .

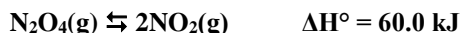
Dado que a constante de velocidade (k) é de 4×10^{-2} e as concentrações de H_2S e Cl_2 são 2×10^{-3} M e 0.03 M, respectivamente.

Podemos calcular a velocidade da reação da seguinte maneira:

$$v = k[\text{H}_2\text{S}] = 4 \times 10^{-2} \times 2 \times 10^{-3} = 8 \times 10^{-5} \text{ M/s}$$

Resposta A

8. Considere a reação:



Para que lado se deslocará o equilíbrio se: (a) adicionar N_2O_4 ; (b) adicionar de NO_2 ; (c) aumentar a pressão; (d) aumentar o volume; (e) diminuir a temperatura?

- A. (a) direita (direção dos produtos); (b) esquerda; (c) direita; (d) esquerda; (e) esquerda
B. (a) direita; (b) esquerda; (c) esquerda; (d) esquerda; (e) direita
C. (a) direita; (b) esquerda; (c) esquerda; (d) direita; (e) esquerda
D. (a) esquerda; (b) esquerda; (c) esquerda; (d) direita; (e) esquerda
E. (a) esquerda; (b) esquerda; (c) esquerda; (d) direita; (e) direita

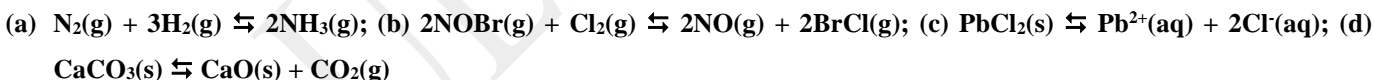
Resolução

Segundo o princípio de Le Chatelier que diz que quando se aplica uma força em um sistema em equilíbrio, ele tende a se reajustar no sentido de diminuir os efeitos dessa força.

- a) Neste caso o aumento da concentração dos reagentes (N_2O_4) vai proporcionar aumento na concentração dos produtos. ao deslocar o equilíbrio a direita.
b) O aumento da concentração de NO_2 desloca o equilíbrio a esquerda.
c) Ao aumentar a pressão no sistema desloca o equilíbrio ao lado do menor número de moles e portanto a esquerda.
d) Ao aumentar o volume do sistema, diminuímos a pressão e o equilíbrio desloca-se a direita
e) Ao diminuir a temperatura o equilíbrio desloca-se a esquerda

Resposta C

9. Dadas as seguintes reações de equilíbrio:



As expressões das constantes de equilíbrio serão:

- A. (a) $K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$ (b) $K_c = \frac{[\text{NO}]^2[\text{BrCl}]^2}{[\text{NOBr}]^2[\text{Cl}_2]}$ B. (a) $K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$ (b) $K_c = \frac{[\text{NO}]^2[\text{BrCl}]^2}{[\text{NOBr}]^2[\text{Cl}_2]}$
(c) $K_c = \frac{[\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2}{[\text{PbCl}_2]}$ (d) $K_c = [\text{CaO}][\text{CO}_2]$ (c) $K_c = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$ (d) $K_c = [\text{CO}_2]$
C. (a) $K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$ (b) $K_c = \frac{[\text{NO}]^2[\text{BrCl}]^2}{[\text{NOBr}]^2[\text{Cl}_2]}$ D. (a) $K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$ (b) $K_c = \frac{[\text{NO}]^2[\text{BrCl}]^2}{[\text{NOBr}]^2[\text{Cl}_2]}$
(c) $K_c = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$ (d) $K_c = [\text{CaO}][\text{CO}_2]$ (c) $K_c = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$ (d) $K_c = [\text{CaO}][\text{CO}_2]$
E. (a) $K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$ (b) $K_c = \frac{[\text{NO}]^2[\text{BrCl}]^2}{[\text{NOBr}]^2[\text{Cl}_2]}$
(c) $K_c = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$ (d) $K_c = [\text{CO}_2]$

Resolução

A constante de equilíbrio K_c representa a razão entre as concentrações dos produtos e a dos reagentes. Vale ressaltar que substâncias líquidas e sólidas não participam da expressão de K_c , pois suas concentrações não sofrem variações.

Resposta E

10. A 1000 K o valor de K_p da reacção $2SO_3(g) \rightleftharpoons 2SO_2(g) + O_2(g)$ é 0.338. Calcule o valor de Q_p e diga em que direcção a reacção prosseguirá para o equilíbrio se inicialmente as pressões parciais forem: $P_{SO_3} = 0.2 \text{ atm}$; $P_{SO_2} = 0.4 \text{ atm}$; $P_{O_2} = 2.0 \text{ atm}$.

- A. $Q_p = 0,016 \text{ atm}$; direita (formação dos produtos) B. $Q_p = 0,16 \text{ atm}$; direita C. $Q_p = 4,00 \text{ atm}$; esquerda (formação do reagente)
 D. $Q_p = 8,00 \text{ atm}$; esquerda E. $Q_p = 4,00 \text{ atm}$; direita

Resolução

$$Q_p = (P_{SO_2})^2 \times (P_{O_2}) / (P_{SO_3})^2$$

$$Q_p = (0,4 \text{ atm})^2 \times 2,0 \text{ atm} / (0,2 \text{ atm})^2 = 8 \text{ atm}$$

$Q_p < K_p$, indica a necessidade de se formar produtos e consumir reagentes

$Q_p > K_p$, indica a necessidade de se formar reagentes e consumir produtos

Neste caso Q_p é maior que a K_p o equilíbrio desloca-se a esquerda, no sentido de formação dos reagentes

Resposta D

11. O K_c da reacção $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ é 4. Quais serão as concentrações no equilíbrio das três espécies (H_2 , I_2 e HI), se as concentrações iniciais de H_2 e I_2 forem iguais a 1 mol/L e a de HI igual a zero?

- A. $[H_2] = [I_2] = [HI] = 0,5 \text{ mol/L}$; B. $[H_2] = [I_2] = 0,5 \text{ mol/L}$; $[HI] = 0,25 \text{ mol/L}$
 C. $[H_2] = [I_2] = 0,5 \text{ mol/L}$; $[HI] = 1,0 \text{ mol/L}$ D. $[H_2] = [I_2] = 1,0 \text{ mol/L}$; $[HI] = 0,25 \text{ mol/L}$
 E. $[H_2] = [I_2] = 1,0 \text{ mol/L}$; $[HI] = 0,5 \text{ mol/L}$

Resolução

Calculo das concentrações no equilíbrio

Reacção	$H_2(g)$	+ $I_2(g)$	$\rightarrow 2HI(g)$
balanceamento	1	1	2
Quantidades iniciais	1	1	0
Quantidades que reagem e que se formam	X	X	2X
Quantidade no equilíbrio	1-X	1-X	2X

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(2X)^2}{(1-X)(1-X)} = 4$$

Aplicando a raiz quadrada nos dois membros, teremos:

$$2X/(1-X) = 2; \quad X = 1/2 = 0,5 \text{ mol/L}$$

$$[H_2] = [I_2] = X = 0,5 \text{ mol/L}; \quad [HI] = 2X = 2 \cdot 0,5 = 1 \text{ mol/L}$$

Resposta C

12. Dissolve-se 2 g de NaOH em água suficiente para formar 200 ml de solução. A molaridade da solução será: (Massas atômicas: Na – 23; O – 16; H – 1 g/mol)

F. 2 M G. 0,01 M H. 0,05 M I. **0,25 M** J. 0,5 M

Resolução

$$M = n/V = m/(MM \times V) \quad MM = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$$

$$M = 2\text{g} / (40\text{g/mol} \times 0,2 \text{ L}) = 0,25 \text{ M}$$

Resposta D

13. Suponha que a solução de NaOH 20% (em massa) tem a densidade de 1 g/ml. A molaridade desta solução será: (Massas atômicas: Na – 23; O – 16; H – 1 g/mol)

A. 2 M B. 0,02 M C. **5 M** D. 1 M E. 0,5 M

Resolução

20 % em massa significa 20 g de NaOH em 100 g de Solução

d = 1 g / mL significa 1g de solução por mL de solução

A massa molar do NaOH MM = 23 + 16 + 1 = 40 g/mol

Podemos calcular a massa de soluto contida em 1g de solução = 20/100 = 0,2 que é também chamado título

Relacionamos a molaridade com o título usando a seguinte expressão:

$$M = 1000 * d * \frac{T}{MM} = 1000 * \frac{1\text{g}}{\text{L}} * \frac{0,2}{\frac{40\text{g}}{\text{mol}}} = 5\text{M}$$

Resposta C

14. A 150 ml de uma solução 0,2 M de HCl são adicionados 350 ml de água. A nova concentração da solução será:

A. 0,3 M B. 0,1 M C. 0,03 M D. 0,6 M E. **0,06 M**

Resolução

Usa-se a lei da diluição

O volume final da solução V2 = 350 + 150 = 500 mL

$$M1 \times V1 = M2 \times V2 ; 0,2 \text{ M} \times 150 \text{ mL} = M2 \times 500 \text{ mL} ; M2 = 0,06\text{M}$$

Resposta E

15. Tem-se uma solução com a concentração do íon hidroxilo (OH⁻) 0.01 M. Pode-se dizer que a solução tem:

A. [H⁺] = 10⁻⁸ M e pH = 8 B. [H⁺] = 0,01 M e pH = 2 C. [H⁺] = 10⁻¹² M e pH = 2
D. [H⁺] = **10⁻¹² M e pH = 12** E. [H⁺] = 0 M e pH = 2

Resolução

Com base na concentração de [OH⁻] podemos calcular o pOH

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0.01 = 2; \quad \text{pH} = 14 - 2 = 12 \text{ e a } [\text{H}^+] = 10^{-12}$$

Resposta D

16.	<p>Dados os seguintes sais: NaCl, KNO₃, NH₄NO₃ e NaCN. As soluções aquosas destes sais serão respectivamente:</p> <p>A. Ácida – básica – neutra - neutra B. Neutra – básica – ácida - neutra C. Neutra – neutra – básica - básica D. Neutra – neutra – ácida - básica E. Neutra – neutra – básica - ácida</p> <p>Resolução NaCl: Forma uma solução neutra, com pH = 7, porque seus iões (Na⁺ e Cl⁻) provem de um ácido forte (HCl) e uma base forte (NaOH) que ficam totalmente dissociados em água. KNO₃: Forma uma solução neutra, com pH = 7, porque seus iões (K⁺ e NO₃⁻) provem de ácido forte (HNO₃) e uma base forte (KOH). NH₄NO₃: Forma uma solução ácida, com pH < 7, porque os catiões NH₄⁺ provenientes do sal reagem com os aniões OH⁻ da água, formando a base fraca: NH₄OH. Os iões NO₃⁻ não reagem com os catiões H⁺ e permanecem no meio, tornando a solução ácida. NaCN: Forma uma solução neutra, com pH > 7, porque seus iões (Na⁺ e CN⁻) os aniões CN⁻ provenientes do sal reagem com H⁺ da água para formar um ácido fraco HCN. Os iões Na⁺ não reagem com OH⁻ e permanecem no meio tornando a solução básica.</p> <p>Resposta D</p>
17.	<p>O ácido acético, CH₃COOH, o ácido do vinagre, é usado como precursor de outros compostos químicos. Qual é o pH de uma solução 0.01 M deste ácido, sabendo que K_a é 2 × 10⁻⁵. (Massas atômicas: O – 16; C – 12; H – 1 g/mol; log 1,41 = 0,15; log 4,47 = 0,65 √2 = 1,41; √20 = 4,47)</p> <p>A. 3,35 B. 2 C. 5 D. 1 E. 0.3</p> <p>Resolução A concentração de $[H^+] = \sqrt{K_a * C_a} = \sqrt{2 * 10^{-5} * 0,01} = 4,47 * 10^{-4}$ pH = -log [H⁺] = -log 4.47 x 10⁻⁴ = 3.35</p> <p>Resposta A</p>
18.	<p>São misturados 250 ml de uma solução 0.2 M de HCl e 150 ml de outra 0.4 M de NaOH. Qual será a espécie predominante da solução e a concentração final?</p> <p>A. [HCl] = 0,2 M B. [NaOH] = 0,025 M C. [NaOH] = 0,2 M D. Nenhuma E. [HCl] = 0,1 M</p> <p>Resolução Calculamos os números de moles n HCl = 250 mL x 0.2 M = 50 mmoles ; n NaOH = 150 mL x 0.4 M = 60 mmoles Depois da reação restam n NaOH = 60-50 = 10 mmoles A concentração de NaOH = 10mmoles/ (250 +150) mL = 0.025 M</p> <p>Resposta B</p>
19.	<p>Para os ácidos cloroso (HClO₂, K_a = 10⁻²), acético (CH₃COOH, K_a = 2 × 10⁻⁵), nitroso (HNO₂, K_a = 5 × 10⁻⁴), cianídrico (HCN, K_a = 5 × 10⁻¹⁰) e fenólico (C₆H₅OH, K_a = 10⁻¹⁰), as constantes de basicidade (K_b) para as suas bases conjugadas serão, respectivamente:</p> <p>F. 10²; 5 × 10⁴; 2 × 10³; 2 × 10⁹; 5 × 10⁹ G. 10⁻⁵; 5 × 10⁻³; 2 × 10⁻⁴; 2 × 10²; 5 × 10² H. 10⁻¹²; 5 × 10⁻¹⁰; 2 × 10⁻¹¹; 2 × 10⁻⁵; 10⁻⁴ I. 10⁻¹²; 2 × 10⁻¹⁵; 5 × 10⁻¹⁴; 5 × 10⁻²⁰; 10⁻²⁰ J. 10⁻⁹; 2 × 10⁻¹²; 5 × 10⁻¹¹; 5 × 10⁻¹⁷; 10⁻¹⁷</p> <p>Resolução K_w = K_a x K_b HClO₂, K_b = 10⁻¹⁴ / 10⁻² = 10⁻¹² CH₃COOH, K_b = 10⁻¹⁴ / 2 x 10⁻⁵ = 5 x 10⁻¹⁰ HNO₂, K_b = 10⁻¹⁴ / 5 x 10⁻⁴ = 2 x 10⁻¹¹ HCN, K_b = 10⁻¹⁴ / 5 x 10⁻¹⁰ = 2 x 10⁻⁵ C₆H₅OH, K_b = 10⁻¹⁴ / 10⁻¹⁰ = 10⁻⁴</p> <p>Resposta C</p>

20.	<p>A constante do produto de solubilidade (Kps) de um sal pouco solúvel com a fórmula AB₂ é 2 x 10⁻¹¹. $((\sqrt{2} = 1, 1; \sqrt[3]{2} = 1, 2; \sqrt{5} = 2, 2; \sqrt{0, 5} = 0, 7; \sqrt[3]{5} = 1, 7; \sqrt[3]{0, 5} = 0, 8)$</p> <p>A solubilidade deste sal em mol/L, será: A. 1,1 x 10⁻⁶ mol/L B. 1,7 x 10⁻⁴ mol/L C. 1,2 x 10⁻⁴ mol/L D. 7 x 10⁻⁵ mol/L E. 8 x 10⁻⁴ mol/L</p> <p>Resolução AB₂ ↔ A + 2B Kps = [A] [B]² = S x (2S)² = 4 S³ S = (Kps/4)^{1/3} = (2 x 10⁻¹¹ / 4)^{1/3} = 1.7 x 10⁻⁴ mol/L</p> <p>Resposta B</p>
21.	<p>Dadas as seguintes reacções:</p> <p>i. CaCO₃(s) → CaO(s) + CO₂↑ ii. Ba²⁺(aq) + CO₃²⁻(aq) → BaCO₃↓ iii. Na₂CO₃(aq) + HCl(aq) → NaCl(aq) + H₂O(l) + CO₂↑ iv. HNO₃(aq) + H₂S(aq) → NO↑ + S↓ + H₂O(l)</p> <p>São reacções redox: F. i e ii G. i, ii e iii H. iv I. ii e iv J. i e iv</p> <p>Resolução As reacções redox são aquelas em que ocorre transferência de electrões entre espécies químicas. Vamos analisar cada uma das reacções dadas: i. CaCO₃(s) → CaO(s) + CO₂ Nesta reacção, o carbonato de cálcio (CaCO₃) se decompõe em óxido de cálcio (CaO) e dióxido de carbono (CO₂). Não há transferência de electrões entre as espécies, portanto, essa reacção não é uma reacção redox. ii. Ba²⁺(aq) + CO₃²⁻(aq) → BaCO₃ Nesta reacção, o íon bário (Ba²⁺) reage com o íon carbonato (CO₃²⁻) para formar o carbonato de bário (BaCO₃). Não há transferência de electrões entre as espécies, portanto, essa reacção não é uma reacção redox. iii. Na₂CO₃(aq) + HCl(aq) → NaCl(aq) + H₂O(l) + CO₂(l) Nesta reacção, o carbonato de sódio (Na₂CO₃) reage com o ácido clorídrico (HCl) para formar o cloreto de sódio (NaCl), água (H₂O) e dióxido de carbono (CO₂). Não há transferência de electrões entre as espécies, portanto, essa reacção não é uma reacção redox. iv. HNO₃(aq) + H₂S(aq) → NO(aq) + S⁻(aq) + H₂O(l) Nesta reacção, o ácido nítrico (HNO₃) reage com o ácido sulfídrico (H₂S) para formar óxido nítrico (NO), íon sulfeto (S⁻) e água (H₂O). Há transferência de electrões entre o ácido nítrico e o ácido sulfídrico, portanto, essa reacção é uma reacção redox. Portanto, apenas a reacção iv. HNO₃(aq) + H₂S(aq) → NO + S⁻ + H₂O(l) é uma reacção redox.</p> <p>Resposta C</p>
22.	<p>Das reacções seguintes:</p> <p>(a) 2Na(s) + O₂(g) → Na₂O(s) (b) Cd(s) + NiO₂(s) + 2H₂O(l) → Cd(OH)₂(s) + Ni(OH)₂(s) (c) Cl₂(aq) + 2NaI(aq) → I₂(aq) + 2NaCl(aq) (d) 2H₂O(l) + Al(s) + MnO₄⁻(aq) → Al(OH)₄⁻(aq) + MnO₂(s)</p> <p>São oxidantes e redutores respectivamente os seguintes elementos:</p> <p>A. São redutores – Na, Ni, Cl, Mn; são oxidantes – O, Cd, Na, Al B. São redutores – Na, Cd, Cl, Al; são oxidantes – O, Ni, Na, Mn C. São redutores – Na, Cd, I (I⁻), Al; são oxidantes – O, Ni, Cl, Mn D. São redutores – Na, H, Cl, Al; são oxidantes – O, Cd, I, H₂O E. São redutores – O, Ni, Cl, Mn; são oxidantes – Na, Cd, I, Al</p> <p>Resolução Para determinar quais elementos são oxidantes e redutores nas reacções fornecidas, precisamos identificar as espécies químicas que sofrem oxidação e redução. Vamos analisar cada reacção: (a) 2Na(s) + O₂(g) → Na₂O(s) Nesta reacção, o sódio (Na) é oxidado, pois perde electrões e aumenta seu estado de oxidação de 0 para +1. O oxigênio (O) é reduzido, pois ganha electrões e diminui seu estado de oxidação de 0 para -2. (b) Cd(s) + NiO₂(s) + 2H₂O(l) → Cd(OH)₂(s) + Ni(OH)₂(s) Nesta reacção, o cádmio (Cd) é oxidado, pois perde electrões e aumenta seu estado de oxidação de 0 para +2. O dióxido de níquel (NiO₂) é reduzido, pois ganha electrões e diminui seu estado de oxidação de +4 para +2. (c) Cl₂(aq) + 2NaI(aq) → I₂(aq) + 2NaCl(aq) Nesta reacção, o íon iodeto (I⁻) é oxidado, pois perde electrões e aumenta seu estado de oxidação de -1 para 0. O cloro (Cl₂) é reduzido, pois ganha electrões e diminui seu estado de oxidação de 0 para -1. (d) 2H₂O(l) + Al(s) + MnO₄⁻(aq) → Al(OH)₄⁻(aq) + MnO₂(s) Nesta reacção, o alumínio (Al) é oxidado, pois perde electrões e aumenta seu estado de oxidação de 0 para +3. O íon permanganato (MnO₄⁻) é reduzido, pois ganha electrões e diminui seu estado de oxidação de +7 para +4. Com base nas análises acima, podemos concluir que:</p>

Na é um redutor.
Ni é um oxidante.
Cl é um oxidante.
Mn é um redutor.
Portanto, a Resposta correta é:
São redutores – Na, Cd, I (I⁻), Al; são oxidantes – O, Ni, Cl, Mn

Resposta C

23. **Os números de oxidação dos elementos nos compostos seguintes: (a) S em H₂SO₄; (b) Cr em K₂CrO₄; (c) Cl em HClO₃; (d) S em S₈; (e) C em H₂C₂O₄**

Serão respectivamente:

F. +6; +6; +5; 0; +3

G. -6; +4; -1; +6; +4

H. +4; +7; +1; 0; +4

I. +6; +7; -1; +6; -4

J. +6; +4; -3; 0; -2

Resolução

Vamos determinar os números de oxidação dos elementos nos compostos apresentados:

(a) S em H₂SO₄:

Vamos considerar o número de oxidação do hidrogênio (H) como +1 e do oxigênio (O) como -2. Como o composto é neutro, a soma dos números de oxidação deve ser igual a zero.

$$2(+1) + x + 4(-2) = 0$$

$$2 + x - 8 = 0$$

$$x - 6 = 0$$

$$x = +6$$

Portanto, o enxofre (S) em H₂SO₄ possui número de oxidação +6.

(b) Cr em K₂CrO₄:

Vamos considerar o número de oxidação do potássio (K) como +1 e do oxigênio (O) como -2. Como o composto é neutro, a soma dos números de oxidação deve ser igual a zero.

$$2(+1) + x + 4(-2) = 0$$

$$2 + x - 8 = 0$$

$$x - 6 = 0$$

$$x = +6$$

Portanto, o cromo (Cr) em K₂CrO₄ possui número de oxidação +6.

(c) Cl em HClO₃:

Vamos considerar o número de oxidação do hidrogênio (H) como +1 e do oxigênio (O) como -2. Como o composto é neutro, a soma dos números de oxidação deve ser igual a zero.

$$+1 + x + 3(-2) = 0$$

$$+1 + x - 6 = 0$$

$$x - 5 = 0$$

$$x = +5$$

Portanto, o cloro (Cl) em HClO₃ possui número de oxidação +5.

(d) S em S₈:

Nas moléculas de enxofre (S₈), cada átomo de enxofre está ligado a outros dois átomos de enxofre por ligação covalente. Portanto, não há transferência de elétrons e o número de oxidação do enxofre é 0.

Portanto, o enxofre (S) em S₈ possui número de oxidação 0.

(e) C em H₂C₂O₄:

Vamos considerar o número de oxidação do hidrogênio (H) como +1 e do oxigênio (O) como -2. Como o composto é neutro, a soma dos números de oxidação deve ser igual a zero.

$$2(+1) + 2x + 4(-2) = 0$$

$$2 + 2x - 8 = 0$$

$$2x - 6 = 0$$

$$2x = 6$$

$$x = +3$$

Portanto, o carbono (C) em H₂C₂O₄ possui número de oxidação +3.

Resumindo:

(a) S em H₂SO₄: +6

(b) Cr em K₂CrO₄: +6

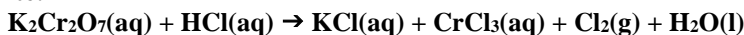
(c) Cl em HClO₃: +5

(d) S em S₈: 0

(e) C em H₂C₂O₄: +3

Resposta A

24. **Para a reação redox seguinte:**



Os coeficientes da equação de reação química acertada serão respectivamente os seguintes:

A. 2; 6; 2; 1; 3; 3

B. 1; 8; 2; 2; 1; 4

C. 1; 14; 2; 2; 3; 7

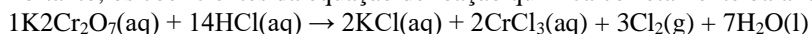
D. 1; 12; 2; 2; 3; 6

E. 2; 18; 4; 4; 1; 9

Resolução

Para balancear a equação de reação química, é necessário ajustar os coeficientes dos reagentes e produtos de forma a igualar o número de átomos de cada elemento e o número de cargas elétricas.

Portanto, os coeficientes da equação de reação química corretamente balanceada são:



Resposta C

25. Qual das frases abaixo é a melhor para completar a seguinte frase: “Um produto favorecido pela reação redox tem...”

F. um ΔG^0 positivo e um E^0 positivo

G. um ΔG^0 negativo e um E^0 positivo

H. um ΔG^0 negativo e um E^0 negativo

I. um ΔG^0 positivo e um E^0 negativo

J. um ΔG^0 negativo e um E^0 igual a zero

Resolução

Em uma reação redox, um ΔG^0 negativo indica que a reação é termodinamicamente favorável, ou seja, ocorrerá espontaneamente. Um E^0 positivo indica que o produto é um agente oxidante, capaz de receber elétrons, e, portanto, é favorecido na reação redox.

Portanto, um produto favorecido pela reação redox terá um ΔG^0 negativo, indicando que a reação é favorável em termos de energia livre, e um E^0 positivo, indicando que o produto é um agente oxidante

Resposta B

26. Analise as seguintes afirmações:

v. A ponte salina numa célula electrolítica serve para manter o balanço de cargas. Sem a ponte salina a célula não funciona;

vi. Numa célula a reação de redução ocorre no ânodo e a de oxidação no cátodo

vii. As espécies negativas são atraídas para ânodo e as positivas para o cátodo

viii. O ânodo é negativo e o cátodo positivo.

São verdadeiras as afirmações:

A. i e ii

B. i e iii

C. i e iv

D. ii

E. iv

Resolução

i. A ponte salina numa célula electrolítica serve para manter o balanço de cargas. Sem a ponte salina a célula não funciona; V

ii. Numa célula a reação de redução ocorre no ânodo e a de oxidação no cátodo F

iii. As espécies negativas são atraídas para ânodo e as positivas para o cátodo F

iv. O ânodo é negativo e o cátodo positivo. V

Resposta C

27. Dadas as seguintes afirmações

i. O valor do potencial do eléctrodo, E^0 , para $(2\text{Li}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Li})$ é o dobro que para $(\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li})$

ii. A constante de equilíbrio de uma reação redox pode ser calculado pela equação de Nernst

iii. A mudança das concentrações das espécies dissolvidas numa célula electroquímica não afecta o potencial da mesma

iv. As condições padrão numa célula electroquímica são a concentração de 1,0 M para as espécies dissolvidas e 1 bar de pressão para os gases.

São verdadeiras as afirmações:

A. i e ii

B. i e iii

C. i e iv

D. ii e iv

E. iii e iv

Resolução

i. O valor do potencial do eléctrodo, E^0 , para $(2\text{Li}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Li})$ é o dobro que para $(\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li})$ F

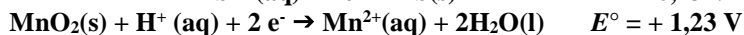
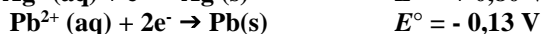
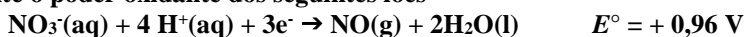
ii. A constante de equilíbrio de uma reação redox pode ser calculado pela equação de Nernst V

iii. A mudança das concentrações das espécies dissolvidas numa célula electroquímica não afecta o potencial da mesma F

iv. As condições padrão numa célula electroquímica são a concentração de 1,0 M para as espécies dissolvidas e 1 bar de pressão para os gases. V

Resposta C

28. Coloque em ordem crescente o poder oxidante dos seguintes iões



	<p>A. $\text{MnO}_2 < \text{Pb}^{2+} < \text{Ag}^+ < \text{NO}_3^-$ B. $\text{Pb}^{2+} < \text{Ag}^+ < \text{NO}_3^- < \text{MnO}_2$ C. $\text{MnO}_2 < \text{Ag}^+ < \text{Pb}^{2+} < \text{NO}_3^-$ D. $\text{Pb}^{2+} < \text{Ag}^+ < \text{MnO}_2 < \text{NO}_3^-$ E. $\text{Pb}^{2+} < \text{MnO}_2 < \text{Ag}^+ < \text{NO}_3^-$</p>
	<p>Resolução Para determinar a ordem crescente do poder oxidante dos íons fornecidos, podemos utilizar os valores de potencial padrão de redução (E°). Quanto maior o valor de E°, maior será o poder oxidante do íon correspondente. Portanto, a ordem crescente é: $\text{Pb}^{2+} < \text{Ag}^+ < \text{MnO}_2 < \text{NO}_3^-$</p> <p>Resposta D</p>
29.	<p>Dados os seguintes potenciais-padrão de redução: $\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad E^\circ = +1,23 \text{ V}$ $\text{I}_2(\text{s}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-(\text{aq}) \quad E^\circ = +0,53 \text{ V}$</p> <p>Considere a condição que se segue e indique a alternativa certa. Assumindo que todas as espécies estão nas suas condições-padrão, se o par for ligado numa célula electroquímica, podemos dizer que:</p> <p>A. MnO_2 será o cátodo e nele ocorrerá oxidação B. I_2 será o cátodo e nele ocorrerá oxidação C. MnO_2 será o ânodo e nele ocorrerá a oxidação D. I_2 será o ânodo e nele ocorrerá a oxidação E. I_2 será o cátodo e nele ocorrerá a redução</p> <p>Resolução Para determinar qual espécie será o ânodo e qual será o cátodo na célula electroquímica, devemos comparar os valores dos potenciais-padrão de redução (E°). O ânodo é o eléctrodo onde ocorre a oxidação, enquanto o cátodo é o eléctrodo onde ocorre a redução.</p> <p>Dado que o potencial-padrão de redução do par $\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}$ é +1,23 V e o potencial-padrão de redução do par I_2/I^- é +0,53 V, podemos concluir que o MnO_2 será o ânodo e o I_2 será o cátodo.</p> <p>Resposta D</p>
30.	<p>Uma célula galvânica é composta dos seguintes eléctrodos: $\text{Ag}^+(1,0 \text{ M}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s}) \quad E^\circ = +0,80 \text{ V}$ $\text{Mg}^{2+}(1,0 \text{ M}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s}) \quad E^\circ = -2,37 \text{ V}$</p> <p>A força electromotriz (f.e.m.) padrão da célula será:</p> <p>A. +3,17 V B. -3,17 V C. 3,94 V D. -3,94 V E. +1,57 V</p> <p>Resolução A força electromotriz (f.e.m.) padrão de uma célula galvânica pode ser calculada pela diferença dos potenciais-padrão de redução dos electrodos envolvidos na célula.</p> <p>Dado que o potencial-padrão de redução do par Ag^+/Ag é +0,80 V e o potencial-padrão de redução do par Mg^{2+}/Mg é -2,37 V, podemos calcular a f.e.m. padrão da célula:</p> <p>f.e.m. = $E^\circ(\text{cátodo}) - E^\circ(\text{ânodo})$ f.e.m. = (+0,80 V) - (-2,37 V) f.e.m. = +0,80 V + 2,37 V f.e.m. = +3,17 V</p> <p>Resposta A</p>
31.	<p>Calcule a massa, em gramas, de alumínio em 1 h de electrólise de AlCl_3 numa corrente de 10 A. ($F = 96\,500 \text{ C/mol de e}^-$; Massa atómica Al – 27 g/mol; $3,6/9,65 = 0,38$; $1,27 \times 2,7 = 3,42$)</p> <p>A. 3,6 g B. 0,38 g C. 1,27 g D. 9,65 g E. 3,42 g</p> <p>Resolução 1 mol de Alumínio contém 3 electrões. e 1 eletão igual a 96500C. Portanto: 1 mol de Al - 3.96500C</p> <p>Calculo do número de carga que em 1h (3600s) produz com 10A de corrente. $Q = i \cdot t$ $Q = 10 \cdot 3600$ $Q = 36000 \text{ C}$</p> <p>Depois 27g(1 mol) de Al - 3.96500C x - 36000C x=3,35g</p> <p>Resposta E</p>

--	--

32.	<p>As fórmulas (a) C₆H₁₂, (b) C₄H₆, (c) C₅H₁₂, (d) C₇H₁₄ e (e) C₃H₄ representam um:</p> <p>A. (a) alceno ou cicloalcano; (b) alcino; (c) alceno; (d) alceno ou cicloalcano; (e) alcino B. (a) alcino; (b) cicloalcano; (c) cicloalcano; (d) alceno; (e) cicloalcano C. (a) alceno; (b) alceno; (c) alceno; (d) alceno; (e) alceno D. (a) cicloalcano; (b) alceno; (c) alceno; (d) alcino; (e) alcino E. (a) alceno ou cicloalcano; (b) alceno; (c) alceno; (d) alceno ou cicloalcano; (e) alceno</p> <p>Resolução As fórmulas apresentadas representam hidrocarbonetos, ou seja, compostos constituídos apenas por átomos de carbono (C) e hidrogênio (H). Nesse caso, eles podem ser classificados como alquenos. A fórmula geral para os alquenos é C_nH_{2n}, onde "n" representa o número de átomos de carbono na cadeia. Comparando as fórmulas fornecidas com essa fórmula geral, podemos determinar o número de átomos de carbono (C) e hidrogênio (H) em cada caso: (a) C₆H₁₂: (alceno ou cicloalcano) (b) C₄H₆: (alcino ou dieno) (c) C₅H₁₂: (alceno) (d) C₇H₁₄: Alceno ou cicloalcano (e) C₃H₄: (Alcino)</p> <p>Resposta A</p>
-----	---

33.	<p>Nas reações de adição de alcenos, a adição de hidrogênio é feita no carbono mais hidrogenado. Esta regra é conhecida como:</p> <p>A. Regra de Kharash B. Regra de Saytzeff (Zaitsev) C. Regra de Markovnikov D. Regra de Pauli E. Regra de Kirchhoff</p> <p>Resolução A regra que afirma que a adição de hidrogênio em reações de adição de alcenos ocorre no carbono mais hidrogenado é conhecida como a Regra de Markovnikov. Essa regra estabelece que, em uma reação de adição de um composto eletrófilo a um alceno, o átomo de hidrogênio do composto eletrófilo é adicionado ao carbono que já possui mais hidrogênios ligados. Enquanto isso, o grupo funcional do composto eletrófilo é adicionado ao carbono que já possui menos hidrogênios ligados. Essa regra é uma generalização empírica que descreve a preferência observada em muitas reações de adição de hidrogênio aos alcenos, embora existam exceções em alguns casos específicos. A Regra de Markovnikov contribui para prever os produtos principais em reações de adição de hidrogênio aos alcenos.</p> <p>Resposta C</p>
-----	---

34.	<p>Nomeie o composto representado pela fórmula seguinte (escolha a alternativa correcta):</p> <p>A. 2 – propil – 3 – metilpentano B. 2 - butilpentano C. 3, 4 – dimetilheptano D. 3 – etil – 4 – metilhexano E. 2 – pentilbutano</p> <div style="text-align: right; margin-right: 50px;"> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 \end{array}$ </div> <p>Resolução Para nomear o composto representado pela fórmula, é necessário determinar a cadeia principal e identificar os grupos</p>
-----	--

substituintes. A partir disso, podemos construir o nome do composto.

Resposta C

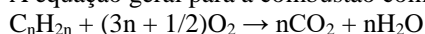
35. **Na combustão completa de 20 moles de alceno são produzidos 60 moles de dióxido de carbono. O alceno queimado pode ser:**

- F. Buteno 1 G. Buteno 2 H. Eteno I. **Propeno** J. Hexeno

Resolução

Para determinar o alceno queimado na combustão completa, devemos analisar a estequiometria da reação de combustão de alcenos e compará-la com os dados fornecidos.

A equação geral para a combustão completa de um alceno é:



Observando a equação, podemos ver que para cada mol de alceno queimado, são produzidos n moles de dióxido de carbono (CO₂). Portanto, a relação entre o número de moles de alceno queimado e o número de moles de dióxido de carbono produzido é 1:1.

No caso fornecido, temos que 20 moles de alceno são produzidos 60 moles de dióxido de carbono. Como a relação é 1:1, podemos concluir que o número de moles de alceno é igual ao número de moles de dióxido de carbono. Portanto, o alceno queimado é aquele que produz 60 moles de dióxido de carbono.

Resposta D

36. **O mesitileno é um hidrocarboneto encontrado no petróleo bruto e sua fórmula empírica é C₃H₄. Foi determinado experimentalmente que sua massa molecular é de 120,19 uma. Qual será a sua fórmula molecular? (massa atômica C – 12 uma; H – 1 uma)**

- A. C₃H₄ B. C₃₆₀H₄₈₀ C. C₄H₃₆ D. **C₉H₁₂**
E. Os dados são insuficientes para a determinação da fórmula

Resolução

Para determinar a fórmula molecular do mesitileno, podemos utilizar a fórmula empírica e a massa molecular experimental.

A fórmula empírica do mesitileno é C₃H₄, o que significa que a relação entre carbono e hidrogênio é 3:4.

Agora, vamos calcular a massa molar da fórmula empírica. Para isso, somamos as massas atômicas dos átomos presentes:

Massa molar empírica = (3 * massa atômica do carbono) + (4 * massa atômica do hidrogênio)

Massa molar empírica = (3 * 12 uma) + (4 * 1 uma)

Massa molar empírica = 36 uma + 4 uma

Massa molar empírica = 40 uma

Sabemos que a massa molecular experimental do mesitileno é de 120,19 uma. Agora, vamos comparar a massa molar empírica com a massa molecular experimental:

120,19 uma / 40 uma = 3

A relação entre a massa molecular experimental e a massa molar empírica é 3:1. Isso significa que a fórmula molecular é três vezes maior que a fórmula empírica.

Portanto, a fórmula molecular do mesitileno é (C₃H₄)₃, que pode ser simplificada para C₉H₁₂.

Resposta D

37. **O benzeno, naftaleno e antraceno são hidrocarbonetos aromáticos que apresentam cadeias cíclicas aromáticas respectivamente:**

- F. Mononuclear, mononuclear, polinuclear G. Mononuclear, mononuclear, mononuclear
H. Polinuclear, mononuclear, polinuclear I. **Mononuclear, polinuclear, polinuclear**
J. Polinuclear, polinuclear, polinuclear

Resolução

Portanto, a classificação correta das cadeias cíclicas aromáticas é:

A. Mononuclear, mononuclear, polinuclear (incorreta)

B. Mononuclear, mononuclear, mononuclear (correta)

C. Polinuclear, mononuclear, polinuclear (incorreta)

D. Mononuclear, polinuclear, polinuclear (incorreta)

E. Polinuclear, polinuclear, polinuclear (incorreta)

Resposta D

