

## Exame de Química II – 2025

1.	<p>Considere as afirmações sobre os estudos cinéticos de uma reação química:</p> <p>(I) Toda reação é produzida por colisões, mas nem toda colisão gera uma reação.            (II) Uma colisão altamente energética pode produzir uma reação.            (III) Toda colisão com orientação adequada produz uma reação.            (IV) A energia mínima para uma colisão efetiva é denominada energia da reação.            (V) A diferença energética entre produtos e reagentes é denominada energia de ativação da reação.</p> <p><b>São Verdadeiras as afirmações:</b></p> <p>A. <b>Somente I e II</b>      B. Somente I e IV      C. Somente II e V      D. Somente I, IV e V      E. Somente IV e V</p> <p><b>Resolução</b></p> <p>I. Verdadeira. A teoria das colisões postula que as reações ocorrem quando as partículas dos reagentes colidem. No entanto, para que uma colisão seja efetiva e leve à formação de produtos, ela deve atender a dois critérios: ter energia suficiente (energia de ativação) e ter a orientação geométrica correta. Portanto, nem todas as colisões resultam em uma reação.</p> <p>II. Verdadeira. Se uma colisão for altamente energética, ela pode superar a energia de ativação, quebrando as ligações dos reagentes e permitindo a formação de novas ligações para os produtos. A energia é um dos critérios essenciais para uma colisão ser efetiva.</p> <p>Resposta A</p>																				
2.	<p><b>Assinale a alternativa que apresenta agentes que tendem a aumentar a velocidade de uma reação:</b></p> <p>A. calor, obscuridade, catalisador      B. calor, maior superfície de contato entre reagentes, ausência de catalisador            C. frio, obscuridade, ausência de catalisador      D. catalisador e congelamento dos reagentes      E. <b>calor, maior superfície de contato entre reagentes, catalisador</b></p> <p><b>Resolução</b></p> <p>E. Calor, maior superfície de contacto entre reagentes, catalisador: Todos estes fatores (calor, maior superfície de contacto e catalisador) tendem a aumentar a velocidade de uma reação química.</p> <p>Resposta E</p>																				
3.	<p><b>Na cinética de uma reação, o aumento da temperatura provoca o aumento de todas as seguintes grandezas, excepto:</b></p> <p>A. Energia do sistema      B. Velocidade média das moléculas      C. <b>Energia de activação</b>            D. Velocidade da reação      E. Energia cinética das partículas</p> <p><b>Resolução</b></p> <p>C. Energia de ativação: A energia de ativação é a barreira energética mínima que os reagentes precisam superar para se converterem em produtos. A energia de ativação de uma reação é uma propriedade intrínseca da reação em si e não é alterada pela temperatura. Um catalisador altera a energia de ativação, mas a temperatura não. O aumento da temperatura apenas aumenta o número de moléculas que têm energia suficiente para superar essa barreira.</p> <p>Resposta C</p>																				
4.	<p>Misturam-se 2 mols de ácido acético com 3 mols de álcool etílico, a 25°C, e espera-se atingir o equilíbrio. Sendo o valor de <math>K_c</math>, a 25°C, igual a 4, as quantidades aproximadas, em mols, de ácido acético e acetato de etilo são, respectivamente:</p> <p>A. 2 e 5      B. 2 e 3      C. <b>0,43 e 1,57</b>      D. 3,57 e 1,57      E. 3,57 e 4,57.</p> <p><b>Resolução</b></p> $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $K = \frac{[\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{CH}_3\text{CHOH}]}$ <table border="1" data-bbox="151 1771 995 1939"> <thead> <tr> <th></th> <th>CH<sub>3</sub>COOH</th> <th>CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH</th> <th>CH<sub>3</sub>COOCH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub></th> <th>H<sub>2</sub>O</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td><b>Início (moles)</b></td> <td>2</td> <td>3</td> <td>0</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td><b>Variação</b></td> <td>-x</td> <td>-x</td> <td>+x</td> <td>+x</td> </tr> <tr> <td><b>Equilíbrio (moles)</b></td> <td>2-x</td> <td>3-x</td> <td>x</td> <td>x</td> </tr> </tbody> </table> $4 = \frac{X * X}{(2 - X)(3 - X)}$ <ul style="list-style-type: none"> <li>• <math>x_1 = 5.09</math> moles</li> <li>• <math>x_2 = 1.57</math> moles</li> </ul> <p>A primeira solução (<math>x_1 = 5.09</math>) não é fisicamente possível, pois a quantidade de reagente que reage (x) não pode ser maior do que a quantidade inicial de reagente (2 moles de ácido acético ou 3 moles de álcool etílico). Portanto, a solução correta é <math>x =</math></p>		CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	CH <sub>3</sub> COOCH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O	<b>Início (moles)</b>	2	3	0	0	<b>Variação</b>	-x	-x	+x	+x	<b>Equilíbrio (moles)</b>	2-x	3-x	x	x
	CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	CH <sub>3</sub> COOCH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O																	
<b>Início (moles)</b>	2	3	0	0																	
<b>Variação</b>	-x	-x	+x	+x																	
<b>Equilíbrio (moles)</b>	2-x	3-x	x	x																	

	<p>1.57 moles. Agora, calculamos as quantidades no equilíbrio:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Quantidade de ácido acético: <math>2-x = 2 - 1.57 = 0.43</math> moles</li> <li>Quantidade de acetato de etilo: <math>x = 1.57</math> moles</li> </ul> <p>Resposta C</p>																
5.	<p>Um mol de hidrogênio é misturado com um mol de iodo num recipiente de um litro a 500°C, onde se estabelece o equilíbrio <math>H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrow 2 HI(g)</math>. <b>Se o valor da constante de equilíbrio (Kc) for 49, a concentração de HI no equilíbrio em mol/litro será:</b></p> <p>A. 1/9                      B. 14/9                      C. 2/9                      D. 7/9                      E. 11/9</p> <p><b>Resolução</b></p> <p>Vamos usar uma tabela para acompanhar as concentrações no início, na variação e no equilíbrio:</p> <table border="1" style="margin-left: 20px;"> <thead> <tr> <th></th> <th>[H<sub>2</sub>]</th> <th>[I<sub>2</sub>]</th> <th>[HI]</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td><b>Início</b></td> <td>1</td> <td>1</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td><b>Variação</b></td> <td>-x</td> <td>-x</td> <td>+2x</td> </tr> <tr> <td><b>Equilíbrio</b></td> <td>1-x</td> <td>1-x</td> <td>2x</td> </tr> </tbody> </table> <p><math>Kc = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}</math> então,</p> $49 = \frac{(2x)^2}{(1-x)(1-x)}$ <p>X = 7/9 mol/L</p> <p>[HI] = 2x = 2·(7/9) = 14/9 mol/L</p> <p>Resposta B</p>		[H <sub>2</sub> ]	[I <sub>2</sub> ]	[HI]	<b>Início</b>	1	1	0	<b>Variação</b>	-x	-x	+2x	<b>Equilíbrio</b>	1-x	1-x	2x
	[H <sub>2</sub> ]	[I <sub>2</sub> ]	[HI]														
<b>Início</b>	1	1	0														
<b>Variação</b>	-x	-x	+2x														
<b>Equilíbrio</b>	1-x	1-x	2x														
6.	<p>Suponha uma reação química genérica do tipo <math>A + B \leftrightarrow AB</math> que é iniciada com 2 mols de A e com 2 mols de B. <b>Se, após atingido o equilíbrio químico, a quantidade de A existente no sistema for de 0,5 mol, a constante de equilíbrio será:</b></p> <p>A. 0,5                      B. 1,5                      C. 3,0                      D. 4,0                      E. 6,0</p> <p><b>Resolução</b></p> <p>A reação é: <math>A+B \leftrightarrow AB</math></p> <table border="1" style="margin-left: 20px;"> <thead> <tr> <th></th> <th>[A]</th> <th>[B]</th> <th>[AB]</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td><b>Início (mol)</b></td> <td>2</td> <td>2</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td><b>Variação</b></td> <td>-X</td> <td>-X</td> <td>+X</td> </tr> <tr> <td><b>Equilíbrio (mol)</b></td> <td>0,5</td> <td>0,5</td> <td>1,5</td> </tr> </tbody> </table> <p>Variação = Início - Equilíbrio = 2 - 0,5 = 1,5 mol</p> $Kc = \frac{[AB]}{[A][B]} = \frac{1.5}{(0,5)(0,5)} = 6,0$ <p>Resposta E</p>		[A]	[B]	[AB]	<b>Início (mol)</b>	2	2	0	<b>Variação</b>	-X	-X	+X	<b>Equilíbrio (mol)</b>	0,5	0,5	1,5
	[A]	[B]	[AB]														
<b>Início (mol)</b>	2	2	0														
<b>Variação</b>	-X	-X	+X														
<b>Equilíbrio (mol)</b>	0,5	0,5	1,5														
7.	<p>Uma das reações que podem ocorrer em uma atmosfera poluída é representada pelo equilíbrio químico a seguir:</p> $2NO(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2NO_2(g); \Delta H > 0.$ <p><b>Considerando tratar-se de uma reação simples e elementar, analise as afirmativas a seguir e marque a alternativa correta.</b></p> <p>A. A ordem total da reação é 2. B. Aumentando-se a pressão do sistema, não se altera a posição do equilíbrio. C. Aumentando-se a temperatura do sistema, o equilíbrio desloca-se para a esquerda. D. A reação é de terceira ordem, com relação ao NO, e de primeira ordem, com relação ao O<sub>2</sub>. E. A reação é de segunda ordem, com relação ao NO, e de primeira ordem, com relação ao O<sub>2</sub>.</p>																

	<p><b>Resolução</b> E. Correta. Esta afirmação descreve a ordem da reação em relação a cada reagente, que é determinada pelos coeficientes estequiométricos para uma reação elementar.</p> <p>Resposta E</p>
8.	<p>Considere uma amostra aquosa em equilíbrio a 60°C, com pH de 6,5, a respeito da qual são feitas as seguintes afirmações: I. A amostra pode ser composta de água pura. II. A concentração molar de H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> é igual à concentração de OH<sup>-</sup>. III. O pH da amostra não varia com a temperatura. IV. A constante de ionização da amostra depende da temperatura. V. A amostra pode ser uma solução aquosa 0,1 mol . L<sup>-1</sup> em H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, considerando que a constante de dissociação do H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> é da ordem de 1 . 10<sup>-7</sup>.</p> <p><b>Das afirmações acima está(ão) correta(s) apenas</b> A. I, II e IV      B. I e III      C. II e IV      D. III e V      E. V</p> <p><b>Resolução</b> I. Correta. A 25°C, o pH da água pura é 7. II. Em água pura, a autoionização produz H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> e OH<sup>-</sup> em proporções estequiométricas de 1:1. III. Incorreta. A autoionização da água é dependente da temperatura. IV. Correta. A constante de equilíbrio, incluindo a constante de ionização da água (K<sub>w</sub>), é dependente da temperatura. V. Incorreta. O pH de uma solução é igual a 4, e significativamente diferente do pH de 6,5 da amostra. As afirmativas I, II e IV estão corretas. Resposta A.</p>
9.	<p>Algumas argilas do solo têm a capacidade de trocar cátions de sua estrutura por cátions de soluções aquosas do solo. A troca iônica pode ser representada pelo equilíbrio:</p> $R-Na^+(s) + NH_4^+(aq) \leftrightarrow R-NH_4^+(s) + Na^+(aq),$ <p>onde R representa parte de uma argila.</p> <p><b>Se o solo for regado com uma solução aquosa de um adubo contendo NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, o que ocorre com o equilíbrio?</b> A Desloca-se para o lado do NH<sub>4</sub><sup>+</sup>(aq)      B O valor da constante aumenta      C. O valor da constante diminui D. Desloca-se para o lado Na<sup>+</sup>(aq)      E permanece inalterado</p> <p><b>Resolução</b> Incorreto. O equilíbrio se desloca para o lado oposto ao do reagente adicionado. Incorreto. O valor da constante de equilíbrio (K<sub>c</sub>) só é alterado pela variação de temperatura. Incorreto. O valor da constante de equilíbrio não muda. Correto. O deslocamento para a direita favorece a formação dos produtos, que incluem o íon Na<sup>+</sup>(aq). Incorreto. A adição de um reagente altera a posição do equilíbrio Resposta D</p>
10.	<p>Para indicar a acidez de uma solução, usa-se o pH, que informa a concentração de íons H<sup>+</sup> que se encontram na solução. A água pura tem pH igual a 7, o que significa que existe 1 mol de H<sup>+</sup> para cada 10<sup>7</sup> litros. Do mesmo modo, numa solução de pH igual a 3 existe 1 mol de H<sup>+</sup> para cada 10<sup>3</sup> litros. <b>Se determinada solução tem pH igual a 6, pode-se concluir que a concentração de íons H<sup>+</sup> nessa solução é:</b></p> <p>A. duas vezes maior que a existente em uma solução de pH = 3      B. dez vezes maior que a existente em água pura      C. mil vezes maior que a existente em uma solução de pH = 3 D. três vezes menor que a existente em uma solução de pH = 3      E. aproximadamente 16% menor que a existente em água pura</p> <p><b>Resolução</b> B. A concentração em pH 6 é 10<sup>-6</sup> mol/L, e em pH 7 é 10<sup>-7</sup> mol/L. A razão entre as concentrações é igual a 10. Portanto, a concentração em pH 6 é dez vezes maior que a da água pura. Esta afirmação é correta. Resposta B</p>
11.	<p>A presença de tampão é fundamental para manter a estabilidade de ecossistemas, como lagos, por exemplo. Íons fosfato, originários da decomposição da matéria orgânica, formam um tampão, sendo um dos equilíbrios expressos pela seguinte equação:</p> $H_2PO_4^- \leftrightarrow HPO_4^{2-} + H^+$ <p><b>Se no equilíbrio foram medidas as concentrações molares [H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>] = 2 mol . L<sup>-1</sup>, [HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>] = 1 mol . L<sup>-1</sup>, [H<sup>+</sup>] = 0,2 mol . L<sup>-1</sup>, o valor da constante de equilíbrio é:</b></p> <p>A. 2      B. 0,2      C. 0,1 D. 0,01      E. 0,001</p>



	<p><math>\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 1</math>, então <math>[\text{H}^+] = 10^{-1} \text{ mol/L}</math>  <math>n = C_1 \times V_1 = 10^{-1} \text{ mol/L} \times 0,05 \text{ L} = 0,005 \text{ mols de H}^+</math>  Após a ingestão da água, o volume do suco gástrico é diluído de 50 mL para 500 mL (<math>V_2</math>). A quantidade de íons <math>\text{H}^+</math> permanece a mesma, mas a concentração muda.  <math>C_2 = n/V_2 = 0,005/0,5 = 10^{-2} \text{ mol/L}</math>  Agora, usamos a nova concentração de <math>\text{H}^+</math> para calcular o pH final.  <math>\text{pH} = -\log(10^{-2}) = 2</math>  Portanto, o pH da solução resultante é 2.</p> <p>Resposta B</p>
16.	<p>A maior parte do <math>\text{CO}_2</math> produzido no metabolismo celular, cerca de 80%, é transportada pelo sangue, dissolvido na forma de íon bicarbonato (<math>\text{HCO}_3^-</math>), e o restante, sob a forma de carboxiemoglobina (<math>\text{HbCO}_2</math>). O <math>\text{CO}_2</math> reage rapidamente com a água contida no sangue através da seguinte reação:  <math>\text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+_{(aq)} + \text{HCO}_3^-_{(aq)}</math>  <b>Assim, analisando a equação, conclui-se que o(a):</b></p> <p>A. equilíbrio representado pela equação é influenciado diretamente pela concentração dos íons <math>\text{H}^+</math>, em virtude de formar um sistema tampão, sofrendo uma grande variação de pH  B. <math>\text{H}_2\text{CO}_3</math> é um ácido fraco, pois se dissocia completamente em meio aquoso, produzindo altas concentrações de <math>\text{H}^+</math>  <b>C. aumento da concentração de <math>\text{CO}_2</math> no sangue deslocaria o equilíbrio para a direita, aumentando a concentração de <math>\text{H}^+</math> e diminuindo o pH</b>  D. aumento da concentração de íons bicarbonato no sangue deslocaria o equilíbrio para a esquerda, aumentando a concentração de íons <math>\text{H}^+</math> e diminuindo o pH  E. anidrase carbônica apresenta ação catalítica por não alterar os estados de transição na reação química</p> <p><b>Resolução</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>O <math>\text{CO}_2</math> está no lado dos reagentes. Se sua concentração aumenta, o equilíbrio se desloca para a direita para consumir o excesso, produzindo mais <math>\text{H}_2\text{CO}_3</math> e, conseqüentemente, mais <math>\text{H}^+</math> e <math>\text{HCO}_3^-</math>.</li> <li>Um aumento na concentração de íon <math>\text{H}^+</math> torna a solução mais ácida, o que corresponde a uma diminuição do pH.</li> </ul> <p>Resposta C</p>
17.	<p>Observe a reação:</p> $\text{SnCl}_2 + 2 \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}.$ <p><b>A partir dela, podemos afirmar corretamente que:</b></p> <p>A. o Sn sofre oxidação, e o O, redução      B. o Sn e o Cl sofrem oxidação      C. o Sn sofre oxidação, e HCl, redução  D. a <math>\text{H}_2\text{O}_2</math> sofre redução, e o Cl, oxidação      E. a <math>\text{H}_2\text{O}_2</math> sofre oxidação, e o Sn, redução</p> <p><b>Resolução</b>  O estanho (Sn) sofre oxidação (aumento do NOX, de +2 para +4) e o oxigênio (O), presente no <math>\text{H}_2\text{O}_2</math>, sofre redução (diminuição do NOX, de -1 para -2).</p> <p>Resposta A</p>
18.	<p>Considere as seguintes equações:</p> <p>I. <math>\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}</math>  II. <math>\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}</math>  III. <math>\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4</math></p> <p><b>Ocorre oxirredução apenas em:</b></p> <p>A. I      B. II      C. III  D. I e III      E. II e III</p> <p><b>Resolução</b>  Apenas a equação II representa uma reação de oxirredução.</p> <p>Resposta B.</p>
19.	<p>Na célula eletroquímica representada pela equação:</p> $\text{Ni}^0 + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{Ag}^0$ <p><b>é correto afirmar que:</b></p> <p>A. os elétrons fluem, pelo circuito externo, da      B. o cátodo é o eletrodo de níquel</p>

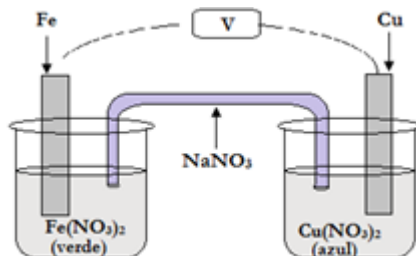
- prata para o níquel  
 C. o eléctrodo de prata sofre desgaste  
 E. a solução de níquel irá se diluir
- D. a prata sofre redução

**Resolução**

D. A prata sofre redução. Os iões de prata ( $\text{Ag}^+$ ) recebem electrões e se transformam em prata metálica ( $\text{Ag}^0$ ). Essa diminuição do NOX (de +1 para 0) é a definição de redução. Esta afirmação está correcta.

Resposta D

20. O diagrama seguinte ilustra uma célula galvânica:



Sabendo que  $E^{\circ}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0.44\text{v}$  e  $E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0.34\text{v}$ , avalie as seguintes afirmações:

- I. A barra de cobre torna-se cada vez mais volumosa;
- II. O valor dado pelo voltímetro é  $-0.10\text{v}$ ;
- III. Os electrões movem-se de ferro para cobre;
- IV. O esquema da célula é  $\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}//\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$
- V. Durante o funcionamento da célula, a cor verde torna-se mais intensa e a verde menos intensa

As afirmações INCORRECTAS são:

- A. II e III
- B. I, III e V
- C. I, II e V
- D. II
- E. nenhuma

**Resolução**

Afirmção II: "O valor dado pelo voltímetro é  $-0.10\text{v}$ ;" O potencial da célula, que seria lido pelo voltímetro, é de  $+0.78\text{V}$ . O valor de  $-0.10\text{V}$  não corresponde a nenhum cálculo relevante neste contexto. A afirmação está INCORRETA.

Resposta D

21. Mergulhando uma placa de cobre dentro de uma solução de nitrato de prata, observa-se a formação de uma coloração azulada na solução, característica da presença de  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ , e de um depósito de prata. **Sobre essa reacção, pode-se afirmar correctamente que:**

- A. A concentração dos iões nitrato diminui no processo
- B. O cobre metálico é oxidado pelos iões prata
- C. O ião prata cede electrões à placa de cobre
- D. O ião prata é o agente redutor
- E. Um ião prata é reduzido para cada átomo de cobre arrancado da placa

**Resolução**

B. O cobre metálico é oxidado pelos iões prata. O cobre metálico ( $\text{Cu}$ ) é oxidado ( $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{2+}$ ). O agente que causa a oxidação é o ião prata ( $\text{Ag}^+$ ). O ião prata é, portanto, o agente oxidante. A afirmação está correcta.

Resposta B

22. Assinale a Resposta de resposta que completa correctamente a frase seguinte: **"A reacção de oxidação-redução que favorece a formação dos produtos tem ..."**

- A. Valores de  $\Delta G^{\circ}$  e  $E^{\circ}$  célula positivos
- B. Um  $\Delta G^{\circ}$  positivo e um  $E^{\circ}$  célula negativo
- C. Um  $\Delta G^{\circ}$  negativo e um  $E^{\circ}$  célula positivo
- D. Um  $\Delta G^{\circ}$  negativo e um  $E^{\circ}$  célula negativo
- E. Nenhuma das opções anteriores está correcta

**Resolução**

Uma reacção que favorece a formação dos produtos é uma reacção espontânea. Isso significa que:

- $\Delta G^{\circ}$  deve ser negativo.
- $E^{\circ}$  célula deve ser positivo.

Portanto, a resposta correcta é a C. Um  $\Delta G^{\circ}$  negativo e um  $E^{\circ}$  célula.

Resposta C

23. Considere as semi-equações seguintes:

1.  $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}(\text{aq})$   $E^\circ = +1,36 \text{ V}$  ;      2.  $\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}(\text{aq})$   $E^\circ = +0,535 \text{ V}$  ;  
 3.  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$   $E^\circ = -0,126 \text{ V}$  ;      4.  $\text{V}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{V}(\text{s})$   $E^\circ = -1,18 \text{ V}$ .

**Que combinação usaria para construir uma bateria com o maior potencial?**

- A. 1 e 2      B. 2 e 3  
 C. 2 e 4      D. 1 e 4  
 E. 3 e 4

**Resolução**

O potencial da célula ( $E^\circ_{\text{célula}}$ ) é calculado pela fórmula:  $E^\circ_{\text{célula}} = E^\circ_{\text{catodo}} - E^\circ_{\text{anodo}}$

Para maximizar o valor de  $E^\circ_{\text{célula}}$ , precisamos encontrar o par de reações onde  $E^\circ_{\text{catodo}}$  é o valor mais alto e  $E^\circ_{\text{anodo}}$  é o valor mais baixo.

- A. 1 e 2:  $E^0 = 1,36 - 0,535 = +0,825\text{V}$
- B. 2 e 3:  $E^0 = 0,535 - (-0,126) = +0,661\text{V}$
- C. 2 e 4:  $E^0 = 0,535 - (-1,18) = +1,715\text{V}$
- D. 1 e 4:  $E^0 = 1,36 - (-1,18) = +2,54\text{V}$
- E. 3 e 4:  $E^0 = -0,126 - (-1,18) = 1,054\text{V}$

A maior combinação é, de facto, a que utiliza as semi-equações 1 e 4.

Resposta D

24. **Quantos equivalentes de KI são necessários para reduzir, em meio ácido, 1 mol de  $\text{KMnO}_4$  para formação de  $\text{Mn(II)}$ ?**

- A. 5      B. 4  
 C. 3      D. 2  
 E. 10

**Resolução**

O  $\text{KMnO}_4$  em meio ácido tem o manganês (Mn) com número de oxidação (NOX) +7. Ele é reduzido a  $\text{Mn}^{2+}$ , que tem NOX +2.

$\text{Mn}^{+7} + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+2}$ , portanto, o número de electrões transferidos por mol de  $\text{KMnO}_4$  é 5

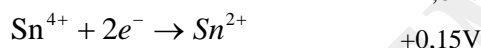
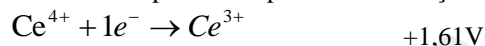
$2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ . A semi-reação de oxidação mostra que 2 mols de  $\text{I}^-$  perdem 2 electrões, ou seja, 1 mol de  $\text{I}^-$  perde 1 electrão.

Portanto, 1 mol de KI (na forma de  $\text{I}^-$ ) corresponde a 1 equivalente de KI.

Como 1 mol de  $\text{KMnO}_4$  é igual a 5 equivalentes, serão necessários 5 equivalentes de KI para reagir completamente.

Resposta A

25. Considere os potenciais padrões de redução:



**Qual das reacções irá ocorrer espontaneamente?**

- A.  $2\text{Ce}^{4+} + \text{Sn}^{2+} \rightarrow 2\text{Ce}^{3+} + \text{Sn}^{4+}$       B.  $2\text{Ce}^{4+} + \text{Sn}^{4+} \rightarrow 2\text{Ce}^{3+} + \text{Sn}^{2+}$   
 C.  $\text{Sn}^{4+} + 2\text{Ce}^{3+} \rightarrow 2\text{Ce}^{4+} + \text{Sn}^{2+}$       D.  $2\text{Ce}^{3+} + \text{Sn}^{2+} \rightarrow 2\text{Ce}^{4+} + \text{Sn}^{4+}$   
 E. Nenhuma das reacções anteriores

**Resolução**

Reacção global balanceada:  $2\text{Ce}^{4+} + \text{Sn}^{2+} \rightarrow 2\text{Ce}^{3+} + \text{Sn}^{4+}$

$E^\circ_{\text{célula}} = E^\circ_{\text{redução}} - E^\circ_{\text{oxidação}} = (+1,61\text{V}) = +1,46\text{V}$ , é positivo, esta é a reacção espontânea.

Resposta A

26. Uma solução aquosa de nitrato de prata foi eletrolisada durante 1 h. Sabendo que a corrente eléctrica que circulou pela célula eletrolítica foi de 2,0 A, **determine a massa de prata depositada no cátodo:**

Massa atómica  $\text{Ag} = 107,8 \text{ g/mol}$

- A. 2,68 g      B. 4 g  
 C. 8 g      D.  $1,1 \times 10^{-3} \text{ g}$   
 E.  $2,2 \times 10^{-3} \text{ g}$

**Resolução**

$\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$ , esta equação diz que 1 mol de electrões é necessário para depositar 1 mol de prata metálica.

$Q = I \times t = 2,0 \text{ A} \times 3600 \text{ s} = 7200 \text{ C}$

$$n_{\text{e}^-} = \frac{Q}{F} = \frac{7200\text{C}}{96500\text{C/mol}} = 0,0746\text{mol de Ag}$$

$$m(\text{Ag}) = n * Mr = 0,0746\text{mol} * \frac{108\text{g}}{\text{mol}} = 8\text{g}$$

Resposta C

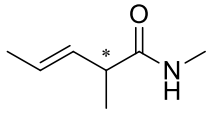
27. Objetos de ferro ou aço podem ser protegidos da corrosão de vários modos:

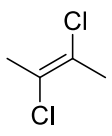
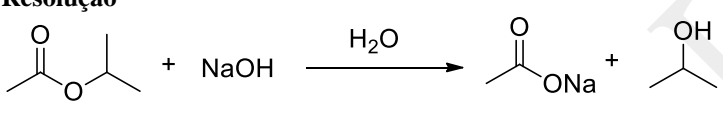
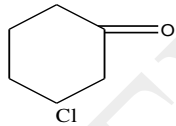
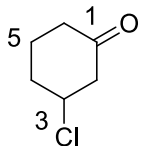
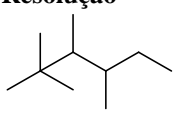
I) Cobrindo a superfície com uma camada protetora.

II) Colocando o objeto em contato com um metal mais ativo, como zinco.

	<p>III) Colocando o objeto em contato com um metal menos ativo, como cobre. São corretos:</p> <p>A. Apenas I C. Apenas III E. Apenas I e III</p> <p>B. Apenas II D. Apenas I e II</p> <p><b>Resolução</b></p> <p>I. Este é um método comum e eficaz. A camada protetora, como pintura, esmalte, ou um revestimento de cromo, estanho ou zinco, age como uma barreira física, impedindo o contacto do ferro com o oxigênio e a água, que são essenciais para o processo de corrosão.</p> <p>II. Este método é conhecido como proteção catódica por ânodo de sacrifício. O zinco é um metal mais ativo que o ferro, o que significa que tem um potencial de oxidação maior. Quando os dois metais estão em contato, o zinco oxida-se preferencialmente, sacrificando-se para proteger o ferro. O ferro, por sua vez, age como o cátodo e permanece protegido. Este é o princípio da galvanização, onde o ferro é revestido com zinco.</p> <p>Resposta D</p>
28.	<p>A massa de sódio depositada, quando uma corrente de 15A atravessa uma certa quantidade de NaCl fundido durante 20,0 minutos, é: Dados carga de 1 mol de electrões = 96500C</p> <p>A. 42,9 g C. 4.29 g E. 10,8 g</p> <p>B. 6,62 g D. 66,2 g</p> <p><b>Resolução</b></p> <p><math>Q = I \times t = 15,0 \text{ A} \times 1200 \text{ s} = 18000 \text{ C}</math></p> <p><math>n_{e^-} = \frac{Q}{F} = \frac{18000 \text{ C}}{96500 \text{ C/mol}} = 0.1865 \text{ mol de Na}</math></p> <p><math>m(\text{Ag}) = n * Mr = 0.1865 \text{ mol} * \frac{23.0 \text{ g}}{\text{mol}} = 4.29 \text{ g}</math></p> <p>Resposta C</p>
29.	<p>Assinale a alternativa correcta de acordo com a equação:</p> <p><b><math>\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2</math></b></p> <p>A. O número de oxidação do manganês variou de 4 unidades B. O dióxido de manganês é o agente oxidante C. O cloro sofreu uma redução. D. Após o balanceamento, teremos coeficiente 3 para o HCl E. O número de electrões perdidos pelo manganês é igual ao número de electrões recebidos pelo cloro</p> <p><b>Resolução</b></p> <p>B. O <math>\text{MnO}_2</math> contém o Mn, que foi reduzido (ganhou electrões). A espécie que é reduzida é o agente oxidante. A afirmação está correta.</p> <p>Resposta B</p>
30.	<p>Entre as afirmações abaixo, assinale aquela que considera verdadeira</p> <p>A. a electrólise do ácido clorídrico em solução diluída, com eléctrodos inertes, origina o gás oxigénio B. na electrólise do ácido clorídrico, em solução aquosa, a solução vai-se tornando cada vez mais concentrada em ácido clorídrico C. na electrólise do ácido sulfúrico, em solução diluída, com eléctrodos inertes, a solução se torna cada vez mais ácida; isto é, mais concentrada em ácido sulfúrico D. na electrólise do ácido sulfúrico, em solução diluída, com eléctrodos inertes, ocorre a oxidação anódica do sulfato E. na electrólise do ácido clorídrico em solução diluída, com eléctrodos inertes, ocorre a redução do cloreto</p> <p><b>Resolução</b></p> <p>C. No cátodo, o <math>\text{H}^+</math> é reduzido a <math>\text{H}_2(\text{g})</math>. No ânodo, o íon sulfato (<math>\text{SO}_4^{2-}</math>) é muito difícil de oxidar, então a água é oxidada, liberando gás oxigênio e íons <math>\text{H}^+</math>: <math>2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-</math>. Portanto, no processo global, os íons <math>\text{H}^+</math> são consumidos no cátodo e produzidos no ânodo. O processo de electrólise da água é, na verdade, a reação principal. O ácido sulfúrico não é consumido, agindo como eletrólito para conduzir a corrente. A água é consumida no processo global (<math>2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2</math>). Como a água é consumida e o ácido não, a concentração do ácido sulfúrico aumenta. A solução se torna mais ácida. A afirmação está correta.</p> <p>Resposta C</p>
31.	<p>As pilhas de níquel-cádmio, que viabilizaram o uso de telefones celulares e computadores portáteis, são baseadas na seguinte reação:</p> <p><math>\text{Cd}(\text{s}) + \text{NiO}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{Ni}(\text{OH})_2(\text{s})</math></p> <p><b>Considerando este processo, quantos moles de electrões são produzidos por mol de cádmio consumido?</b></p> <p>A. 0,5 B. 1 C. 2 D. 3 E. 4</p>



	<p><b>Resolução</b> Semi-reação: <math>\text{Cd(s)} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^-</math>. A semi-reação de oxidação mostra que, para cada mol de cádmio (Cd) que é consumido (oxidado de 0 para +2), são produzidos 2 moles de electrões.</p> <p>Resposta C.</p>
32.	<p>Na química orgânica, os compostos são reconhecidos pelas cadeias formadas por carbono e hidrogênio. Entretanto, outros elementos podem fazer parte da estrutura química desses compostos, como o oxigênio.</p> <p><b>Selecione a alternativa em que os dois compostos orgânicos apresentam funções orgânicas oxigenadas.</b></p> <p>A. clorofórmio e metanoato de etilo B. <b>propanol e ácido propanoico</b> C. eteno e etanodiol D. etanamida e benzeno E. etanol e etino</p> <p><b>Resolução</b> B. Propanol (<math>\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}</math>) e ácido propanoico (<math>\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}</math>)</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Propanol: É um álcool. A função álcool (<math>-\text{OH}</math>) é uma função oxigenada.</li> <li>• Ácido propanoico: É um ácido carboxílico. A função carboxilo (<math>-\text{COOH}</math>) é uma função oxigenada.</li> </ul> <p>Ambos os compostos são de funções orgânicas oxigenadas.</p> <p>Resposta B</p>
33.	<p>O estudo de compostos orgânicos permite aos analistas definir propriedades físicas e químicas responsáveis pelas características de cada substância descoberta. Um laboratório investiga moléculas quirais cuja cadeia carbônica seja insaturada, heterogênea e ramificada. <b>A fórmula que se enquadra nas características da molécula investigada é:</b></p> <p>A. <math>\text{CH}_3-(\text{CH})_2-\text{CH}(\text{OH})-\text{CO}-\text{NH}-\text{CH}_3</math> B. <b><math>\text{CH}_3-(\text{CH})_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CO}-\text{NH}-\text{CH}_3</math>.</b> C. <math>\text{CH}_3-(\text{CH})_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CO}-\text{NH}_2</math>. D. <math>\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CO}-\text{NH}-\text{CH}_3</math> E. <math>\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{NH}-\text{CH}_3</math></p> <p><b>Resolução</b> Quiral: Possui um carbono quiral (ou assimétrico), ou seja, um átomo de carbono ligado a quatro grupos diferentes.</p>  <p>A estrutura acima é quiral no carbono ligado ao <math>\text{CH}_3</math>, insaturada (<math>\text{C}=\text{C}</math>), heterogênea (N na cadeia principal) e ramificada (metil).</p> <p>Resposta B</p>
34.	<p>Os átomos de carbono se ligam entre si, gerando milhões de compostos. Estas cadeias carbônicas, ramificadas ou não, podem se ligar com uma variedade de outros átomos, tais como: hidrogênio, flúor, cloro, bromo, iodo, oxigênio, nitrogênio, enxofre, fósforo e muitos outros.</p> <p>Cada ordenamento atômico diferente corresponde a um composto distinto com propriedades físicas e químicas diferentes.</p> <p><b>Em relação às características gerais dos compostos orgânicos, assinale a alternativa CORRETA.</b></p> <p>A. São facilmente ionizáveis B. <b>São sempre solúveis em água</b> C. São moleculares D. São altamente resistentes ao aquecimento (sem decomposição) E. São sempre sólidos</p> <p><b>Resolução</b> B. Os compostos orgânicos são formados por ligações covalentes entre os átomos, formando moléculas discretas. Eles não formam redes iônicas ou metálicas. Embora existam polímeros (macromoléculas), eles ainda são considerados entidades moleculares. Esta é uma característica geral fundamental dos compostos orgânicos.</p> <p>Resposta B.</p>
35.	<p>Tanto os álcoois primários quanto os secundários, tratados apenas com ácido sulfúrico a quente, poderão formar:</p> <p>A. alcanos B. aldeídos C. <b>alcenos</b> D. dienos E. alcinos</p> <p><b>Resolução</b></p>

	<p>Tanto álcoois primários (como o etanol) quanto secundários (como o 2-propanol) podem sofrer desidratação intramolecular para formar alcenos. Por exemplo, a desidratação do 2-propanol forma o propeno. Portanto, o produto que pode ser formado pela desidratação de álcoois primários e secundários com ácido sulfúrico a quente são os alcenos.</p> <p>Resposta C</p>
36.	<p>O composto cuja estrutura que apresenta isomeria cis-trans é:</p> <p>A. 2,3 dicloro-buteno          B. 2-metil-2-buteno          C. 2,3-dimetil-2-buteno          D. 1,1-dimetilciclobutano          E. Propeno</p> <p><b>Resolução</b>          A única alternativa que atende aos critérios para a isomeria cis-trans é a o 2,3-dicloro-2-buteno.</p>  <p>Resposta A</p>
37.	<p>Da reacção de etanoato de isopropilo com excesso da solução aquosa de hidróxido de sódio, obtém-se:</p> <p>A. Etanoato de hidróxido e isopropilato de sódio          B. Anidrido etanóico e água          C. Ácido isopropílico e etanol          D. Isopropilato de sódio e Acetato de etilo          E. Isopropanol e acetato de sódio</p> <p><b>Resolução</b></p>  <p>Resposta E</p>
38.	 <p>[O composto orgânico <b>recebe o nome sistemático de.</b></p> <p>A. éter m-cloro benzóico          B. 1-cloro, 3-ceto-ciclohexano          C. 3-cloro, 1-epoxi-ciclohexeno          D. 3-cloro ciclohexanona          E. 1 - cloro, 3 - ciclohexanona</p> <p><b>Resolução</b></p>  <p>Resposta D</p>
39.	<p>O nome correcto do composto <math>\text{CH}_3\text{-C}[(\text{CH}_3)_2]\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}(\text{C}_2\text{H}_5)\text{-CH}_3</math> é:</p> <p>A. 2,2,3,4-tetrametilpentano          B. 2-etil 3,4,4-trimetil hexano          C. 3,4,5,5-tetrametilhexano          D. 2,2,3,4-Tetrametil hexano          E. 2,2,3-Trimetil hexano</p> <p><b>Resolução</b></p>  <p>2,2,3,4-Tetrametil hexano</p> <p>Resposta D</p>
40.	<p>O composto de fórmula <math>\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2\text{OH}</math> pode ser chamado</p> <p>A. Álcool propílico          B. Álcool isopropílico          C. Álcool alílico          D. Álcool amílico</p>

E. Álcool vinílico

**Resolução**

O nome comum do composto  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2\text{OH}$  é álcool alílico.

Resposta C

Fim!

UEM - DRA