



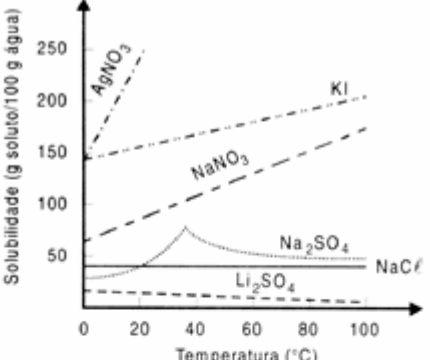
Níveis de dificuldade das Questões

😊 Fácil

😐 Médio

😞 Difícil

Resolução da Prova de Química
Vestibular UFRGS 2005
Prof. Emiliano Chemello
www.quimica.net/emiliano
chemelloe@yahoo.com.br

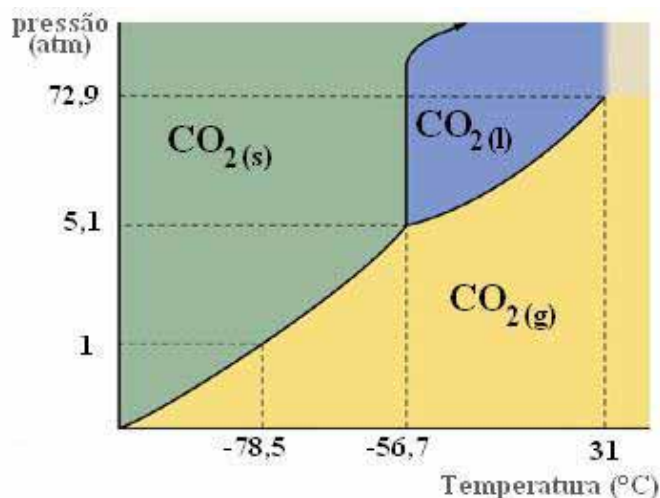
Questões	Resoluções
<p>01. Observe o gráfico abaixo, que representa a variação da solubilidade de sais com a temperatura.</p>  <p>Assinale com V (verdadeiro) ou F (falso) as seguintes afirmações, feitas por um estudante ao tentar interpretar esse gráfico.</p> <p>() O cloreto de sódio e o sulfato de lítio apresentam solubilidade constante no intervalo considerado.</p> <p>() No intervalo de 0 °C a 100 °C, a solubilidade do iodeto de potássio é aproximadamente duas vezes maior que a do nitrato de sódio.</p> <p>() O nitrato de prata é o sal que apresenta o maior valor de solubilidade a 0 °C.</p> <p>() A solubilidade do iodeto de potássio a 100 °C é aproximadamente igual a 200 g/L.</p> <p>() Quatro dos sais mostrados no gráfico apresentam aumento da solubilidade com a temperatura no intervalo de 0 °C a 35 °C.</p> <p>() A 20 °C, as solubilidades do cloreto de sódio e do sulfato de sódio são praticamente iguais.</p> <p>A seqüência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é</p> <p>(A) V - F - V - F - F - F. (B) F - V - F - V - F - F. (C) F - F - F - F - V - V. (D) V - F - F - V - F - V. (E) F - V - V - F - V - F.</p>	<p>Resolução: "C" 😊</p> <p>Analisando as afirmações propostas, temos:</p> <p>1ª. Falsa. Somente o cloreto de sódio apresenta solubilidade constante durante o intervalo considerado (entre 0 - 100 °C). A linha perpendicular ao eixo Y do gráfico indica que a solubilidade do sal não muda com a variação de temperatura.</p> <p>2ª. Falsa. A 0 °C, a solubilidade do KI é duas vezes maior do que a solubilidade do NaNO₃. Porém, com o aumento da temperatura, essa diferença tende a ser menor, chegando a metade do que era inicialmente na temperatura de 100 °C.</p> <p>3ª. Falsa. O KI e o AgNO₃, a 0 °C, possuem o mesmo valor de solubilidade que é, aproximadamente, igual a 150 g / 100 g de H₂O.</p> <p>4ª. Falsa. A solubilidade do KI a 100 °C é de 200 g / 100 g de H₂O. Perceba que a escala do eixo Y do gráfico mostra a solubilidade em 'gramas do soluto em 100 g de água'.</p> <p>5ª. Correta. Os quatro sais, que a afirmação fez referência, são: AgNO₃, KI, NaNO₃ e Na₂SO₄.</p> <p>6ª. Correta. As curvas dos respectivos sais cruzam-se na temperatura de 20 °C.</p>

02. O CO_2 sólido é denominado gelo seco por sublimar sob pressão atmosférica, dando origem ao CO_2 gasoso. A sublimação ocorre porque

- (A) a pressão correspondente ao ponto triplo do CO_2 é superior a 1 atmosfera.
- (B) o CO_2 líquido é instável.
- (C) o CO_2 é um gás de difícil liquefação.
- (D) a pressão de vapor do CO_2 sólido é inferior a 1 atmosfera.
- (E) as forças de van der Waals entre as moléculas de CO_2 são pouco intensas.

Resolução: "A" 😊

O 'ponto triplo', em um diagrama de fases, representa o equilíbrio entre as fases sólida, líquida e vapor. (veja gráfico abaixo)



O único equilíbrio que pode ser estabelecido à pressão atmosférica é entre o dióxido de carbono sólido e seu vapor. Para este valor de pressão, o equilíbrio acontece a $-78\text{ }^\circ\text{C}$. Esta é a temperatura que o gelo seco sublima. Logo, a pressão correspondente ao ponto triplo do diagrama de fases do CO_2 é superior a 1 atmosfera (atm).

03. A experiência de Rutherford, que foi, na verdade, realizada por dois de seus orientados, Hans Geiger e Ernest Marsden, serviu para refutar especialmente o modelo atômico

- (A) de Bohr.
- (B) de Thomson.
- (C) planetário.
- (D) quântico.
- (E) de Dalton.

Resolução: "B" 😊

O modelo atômico de Thomson previa uma esfera positiva, não maciça, divisível e eletricamente neutra devido às cargas negativas espalhadas por toda a sua extensão. Este ficou popularmente conhecido como modelo 'pudim de passas'.

Rutherford, juntamente com seus orientados, mostrou que o átomo é constituído por um núcleo pequeno e denso, além de elétrons girando ao seu redor em órbitas elípticas, como planetas em torno do sol. Este novo modelo planetário para o átomo atribuído a Rutherford refutou o modelo 'pudim de passas' proposto por Thomson.

04. As principais propriedades físicas que estabelecem a diferença entre metais e ametais são

- (A) densidade, dureza e condutividade térmica.
- (B) reflexão da luz, ponto de fusão e condutividade elétrica.
- (C) ponto de ebulição, refração da luz e condutividade térmica.
- (D) densidade, ponto de fusão e ponto de ebulição.
- (E) maleabilidade, ductilidade e condutividade elétrica.

Resolução: "E" 😊

Maleabilidade (capacidade de ser transformado em lâminas), **ductilidade** (pode ser transformado em fios) e **condutividade elétrica** são propriedades físicas características dos metais.

05. A "água pesada" é uma espécie de fórmula D_2O , formada pela combinação entre deutério e oxigênio. O deutério é um isótopo do hidrogênio que apresenta um próton e um nêutron no núcleo. A partir dessas informações, considere as afirmações abaixo.

- I - A massa molecular da água pesada é aproximadamente igual a 20 unidades de massa atômica.
- II - Volumes iguais de água pesada e água comum apresentam massas diferentes.
- III- A água pesada não apresenta interações moleculares do tipo dipolo-dipolo.

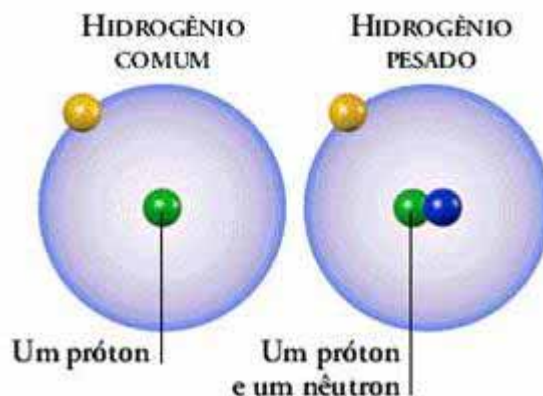
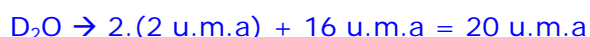
Quais estão corretas?

- (A) Apenas I.
- (B) Apenas II.
- (C) Apenas III.
- (D) Apenas I e II.
- (E) I, II e III.

Resolução: "D" 😊

Analisando as afirmativas, temos:

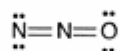
I – **Correta**: A massa atômica do hidrogênio deutério vale 2 u.m.a. Então:



II – **Correta**: Considerando volumes iguais, devido à presença de um nêutron no núcleo do átomo de hidrogênio, a água pesada possui maior massa do que a comum.

III – **Falsa**: Apesar de possuir um nêutron no seu núcleo, as interações intermoleculares em nível de eletrosfera continuam as mesmas.

06. Observe a estrutura eletrônica de Lewis sugerida para o N_2O .



Nessa estrutura, as cargas formais dos átomos, lidos da esquerda para a direita, são, respectivamente,

- (A) zero, zero e zero.
- (B) -1, -1 e +2.
- (C) -1, +1 e zero.
- (D) +1, -1 e zero.
- (E) +3, +3 e -6.

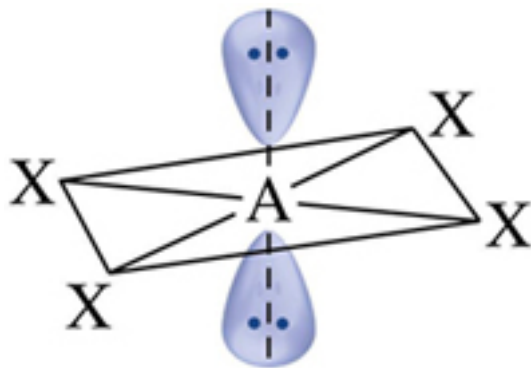
Resolução: "C" 😊

Para atribuir carga formal a um átomo, devemos seguir os seguintes passos:

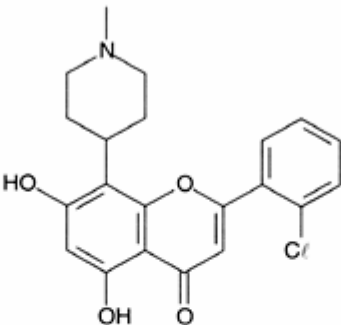
1°. Um átomo possui um elétron de cada par de ligação preso a ele.

2°. Um átomo possui seus pares de elétrons isolados completamente.

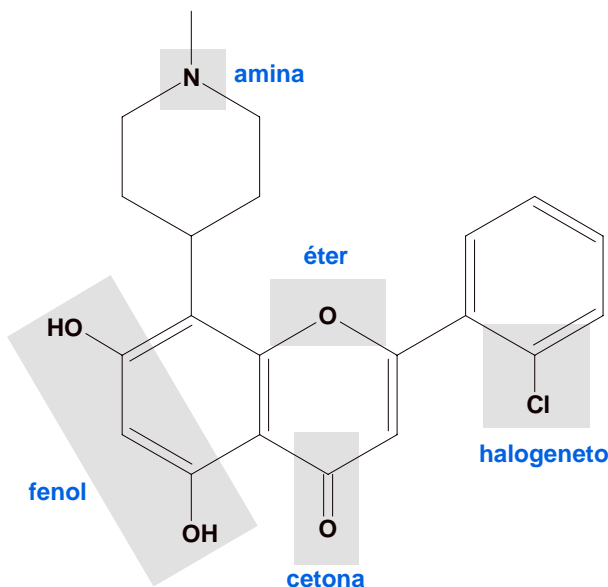
3°. Conte o número de elétrons atribuídos a um átomo e subtraia o resultado do número de elétrons de valência de um átomo livre.

	<p>Analisando os átomos da estrutura eletrônica proposta, da esquerda para a direita, temos:</p> <p><u>1° Nitrogênio:</u> N° de elétrons na camada de valência = 5 N° de elétrons que o átomo possui = 6</p> <p>Carga formal = $5 - 6 = -1$</p> <p><u>2° Nitrogênio:</u> N° de elétrons na camada de valência = 5 N° de elétrons que o átomo possui = 4</p> <p>Carga formal = $5 - 4 = +1$</p> <p><u>Oxigênio:</u> N° de elétrons na camada de valência = 6 N° de elétrons que o átomo possui = 6</p> <p>Carga formal = $6 - 6 = 0$</p>
<p>07. Segundo a <i>Teoria da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência</i>, a estrutura mais provável de uma molécula de fórmula AX₄ com dois pares eletrônicos isolados é</p> <p>(A) quadrado-planar com pares eletrônicos isolados acima e abaixo do plano. (B) tetraédrica. (C) octaédrica com pares isolados em posição equatorial. (D) trigonal plana com pares eletrônicos isolados acima e abaixo do plano. (E) bipiramidal pentagonal com pares eletrônicos isolados em posição equatorial.</p>	<p>Resolução: "A" 😊</p> <p>Segundo a Teoria da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência, também conhecida pela sigla VSEPR (<i>Valence-shell electron-pair repulsion model</i>), moléculas que são formadas por apenas sete átomos possuem geometria octaédrica. Na questão proposta, temos apenas 5 átomos, sendo um central (A) e quatro ligantes (X₄). Além disso, é informado que há <u>dois pares de elétrons isolados</u>. Esses pares de elétrons funcionarão como 'mais dois átomos ligantes', dando a molécula uma geometria chamada 'quadrado planar'.</p>  <p>Geometria quadrado planar</p>

<p>08. A combustão completa da glicose, $C_6H_{12}O_6$, é responsável pelo fornecimento de energia ao organismo humano. Na combustão de 1,0 mol de glicose, o número de gramas de água formado é igual a</p> <p>(A) 6. (B) 12. (C) 18. (D) 108. (E) 180.</p>	<p>Resolução: "D" 😊</p> $1 C_6H_{12}O_6 + 6 O_2 \rightarrow 6 CO_2 + 6 H_2O$ <p>Note que 1 mol de glicose produz 6 mols de água. Então:</p> $1 \text{ mol de água} \rightarrow 18 \text{ g}$ $6 \text{ mols de água} \rightarrow x$ $x = 6 \times 18 = \mathbf{108 \text{ g de água}}$
<p>09. O número de elétrons existentes em 1,0 mol de hélio é aproximadamente igual a</p> <p>(A) 2. (B) 4. (C) 18. (D) 12×10^{23} (E) 24×10^{23}.</p>	<p>Resolução: "D" 😊</p> <p>O átomo de hélio, no seu estado fundamental, possui dois elétrons. Então:</p> $1,0 \text{ mol de hélio} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de hélio}$ $6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de hélio} \times 2 e^- = \mathbf{12,04 \times 10^{23} \text{ elétrons.}}$
<p>10. Assinale, entre as reações abaixo, aquela em que um óxido metálico funciona como óxido ácido.</p> <p>(A) $ZnO + 2 NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$ (B) $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$ (C) $MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2$ (D) $Fe_2O_3 + 6 H^+ \rightarrow 2 Fe^{3+} + 3 H_2O$ (E) $SrO + SO_3 \rightarrow SrSO_4$</p>	<p>Resolução: "A" 😊</p> <p>O óxido metálico, devido o seu caráter anfótero, pode reagir tanto com ácidos como com bases.</p>
<p>11. Quando o cloreto de potássio reage com uma solução aquosa de nitrato de prata, forma-se um precipitado branco de</p> <p>(A) K_2O. (B) Ag. (C) AgCl. (D) KNO_3. (E) Ag_2O.</p>	<p>Resolução: "C" 😊</p> $KCl_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)} + KNO_{3(aq)}$ <p>O ppt formado é de cloreto de prata, pois os sais de nitrato (NO_3^-) são solúveis em água.</p>
<p>12. Considere a reação de decomposição do dicromato de amônio mostrada abaixo e o texto que a segue.</p> $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2 + 4H_2O$ <p>Nessa reação, o elemento sofre e o elemento sofre O número total de elétrons transferidos na reação é igual a</p> <p>Assinale a alternativa que preenche corretamente as lacunas do texto, na ordem em que elas ocorrem.</p> <p>(A) cromo – redução – nitrogênio – oxidação – seis (B) nitrogênio – redução – cromo – oxidação – três (C) oxigênio – redução – nitrogênio – oxidação – doze (D) cromo – redução – hidrogênio – oxidação – seis (E) cromo – oxidação – nitrogênio – redução – três</p>	<p>Resolução: "A" 😊</p> <p>O cromo sofre redução e o nitrogênio oxidação conforme o esquema abaixo:</p> <div style="text-align: center;"> <p>redução $\Delta e^- = 3$</p> $\begin{array}{ccc} \boxed{+6} & \xrightarrow{\quad} & \boxed{+3} \\ & & \\ (NH_4)_2Cr_2O_7 & \rightarrow & Cr_2O_3 + N_2 + 4H_2O \\ & & \\ \boxed{-3} & \xrightarrow{\text{oxidação}} & \boxed{0} \\ & \Delta e^- = 3 & \end{array}$ </div> <p>Somando as Δe^- da oxidação e redução, o total de elétrons transferidos é igual a 6.</p>

	<p>Portanto, a cadeia é <u>mista</u>. Também é <u>insaturada</u> devido às duas ligações duplas. Além disso, é <u>homogênea</u>, pois não possui heteroátomo entre carbonos.</p> <p>D – Falsa. A molécula não apresenta nenhum carbono quaternário. Possui 3 carbonos primários, 3 terciários e 4 secundários.</p> <p>E – Falsa. A molécula possui 2 ligações duplas (π) e 26 ligações simples (σ)</p>
<p>15. Na figura, o carbono quiral que essa molécula possui é representado pelo número</p> <p>(A) 1. (B) 2. (C) 3. (D) 4. (E) 5.</p>	<p>Resolução: "B" 😊</p> <p>Carbono quiral (assimétrico) é aquele que possui quatro substituintes ligados diretamente a ele, sendo cada um diferente dos demais.</p> $ \begin{array}{c} R_1 \\ \\ R_4 - C - R_2 \\ \\ R_3 \end{array} $ <p>$R_1 \neq R_2 \neq R_3 \neq R_4$</p>
<p>16. Entre as muitas drogas utilizadas no tratamento da AIDS, destaca-se o flavopiridol (estrutura abaixo), que é capaz de impedir a atuação da enzima de transcrição no processo de replicação viral.</p> <div style="text-align: center;">  </div> <p>Nessa molécula estão presentes as funções orgânicas</p> <p>(A) amina, éster, cetona e fenol. (B) amina, éter, halogeneto de arila e álcool. (C) éster, cetona, halogeneto de arila e álcool. (D) éter, amina, halogeneto de alquila e fenol. (E) éter, halogeneto de arila, fenol e cetona.</p>	

Resolução: "E" 😊



17. Assinale a alternativa que relaciona corretamente o par de isômeros dados com o tipo de isomeria que apresenta.

	Composto 1	Composto 2	Isomeria
(A)			posição
(B)			geométrica
(C)			cadeia
(D)			metameria
(E)			função

Resolução: "C" 😊

Analisando as alternativas, temos:

A – **Falsa**. A isomeria apresentada entre os compostos é de cadeira: normal e ramificada.

B – **Falsa**. A isomeria apresentada entre os compostos é de posição: 1-penteno e 2-penteno.

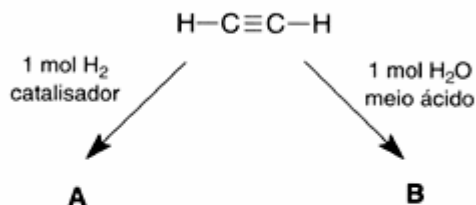
C – **Correta**. A posição do átomo de nitrogênio irá definir se a cadeia é homogênea ou heterogênea. Portanto, isomeria de cadeia.

D – **Falsa**. A isomeria apresentada entre os compostos é de função: ácido carboxílico e éster.

E – **Falsa**. A isomeria apresentada entre os compostos é metameria ou de compensação. O que varia é a posição do heteroátomo na cadeia.

18. O acetileno é matéria-prima para síntese de vários outros compostos.

Partindo de um mol de acetileno, observe as reações abaixo.



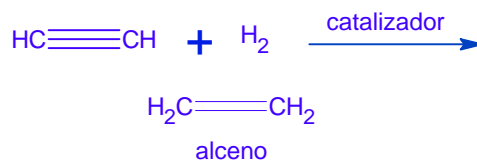
Nas reações apresentadas, os produtos A e B são, respectivamente,

- (A) CH_3CH_3 e $\text{HO}-\text{CH}=\text{CH}-\text{OH}$.
 (B) CH_3CH_3 e $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{OH}$.
 (C) $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ e $\text{HO}-\text{CH}=\text{CH}-\text{OH}$.
 (D) $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ e CH_3CHO .
 (E) $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ e CH_3COOH .

Resolução: "D" 😊

REAÇÃO A

Os alcinos adicionam hidrogênio na presença de catalisador:



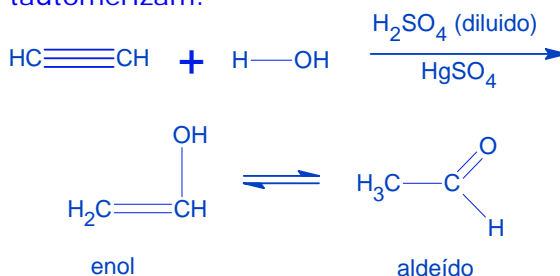
Na prática, para ocorrer hidrogenação parcial (alcino \rightarrow alceno) ou total (alcino \rightarrow alceno) devemos fazer o controle com a mudança de catalisador.

\rightarrow com catalisador Ni ou Pt ocorre hidrogenação total.

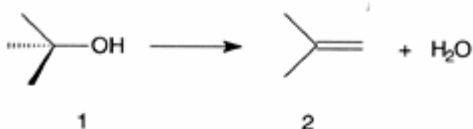
\rightarrow com catalisador Pb/BaSO₄ ocorre hidrogenação parcial.

REAÇÃO B

Os alcinos tratados com ácido sulfúrico diluído, na presença de sulfato de mercúrio II como catalisador, adicionam água, originando enóis que se tautomerizam:



19. Considere a reação abaixo e o texto que a segue.



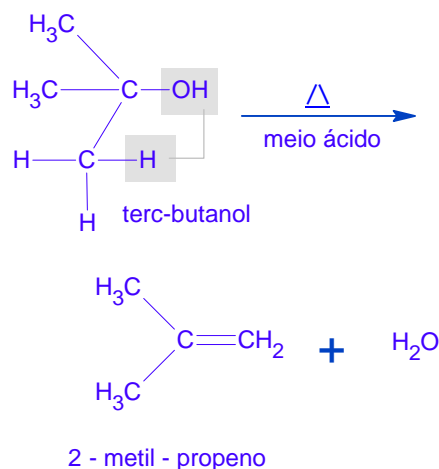
O terc-butanol (composto 1), quando aquecido na presença de um catalisador, leva, através de uma reação típica de, à formação do isobutileno (composto 2), cujo nome IUPAC é

Assinale a alternativa que preenche corretamente as lacunas do texto, na ordem em que aparecem.

- (A) ácido – desidratação – 1,1-dimetileno
 (B) básico – condensação – 1,1-dimetileno
 (C) metálico – adição – 2-metilpropeno
 (D) básico – desidratação – 2-metilpropeno
 (E) ácido – eliminação – 2-metilpropeno

Resolução: "E" 😊

Eliminação ou desidratação intramolecular, em meio ácido, resulta na formação de um alceno:



20. O soro fisiológico é uma solução aquosa que contém 0,9% em massa de NaCl. Para preparar 200 mL dessa solução, a quantidade necessária de NaCl é de aproximadamente

- (A) 0,45 g.
 (B) 1,8 g.
 (C) 0,09 mol.
 (D) 0,18 mol.
 (E) 10,6 g.

Resolução: "B" 😊

Considerando a densidade da solução igual a 1 g/mL, temos:

0,9 g de NaCl ---→ 100 mL de solução
 x g de NaCl -----→ 200 mL de solução

$$x = 0,9 \text{ g} \times 200 \text{ mL} / 100 \text{ mL}$$

x = **1,8 g de NaCl.**

21. Em meio fortemente ácido (pH < 1), o aminoácido essencial ácido aspártico apresentar-se-á na forma dada na alternativa

- (A) $\text{HOOC-CH}_2\text{-}\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}\text{-COOH}$
 (B) $\ominus\text{OOC-CH}_2\text{-}\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}\text{-COO}\ominus$
 (C) $\text{HOOC-CH}_2\text{-}\underset{\text{NH}_3^{\oplus}}{\text{CH}}\text{-COOH}$
 (D) $\text{HOOC-CH}_2\text{-}\underset{\text{NH}_3^{\oplus}}{\text{CH}}\text{-COO}\ominus$
 (E) $\ominus\text{OOC-CH}_2\text{-}\underset{\text{NH}_3^{\oplus}}{\text{CH}}\text{-COO}\ominus$

Resolução: "C" 😊

Como o meio é fortemente ácido, temos uma concentração alta de íons H⁺. Tendo os aminoácidos um caráter anfótero, o grupo ácido (ácido de Lewis, -COOH) permanece com seus H⁺. Já o grupo básico (base de Lewis, -NH₂) sofre protonação e transforma-se em NH₃⁺.

22. Assinale a alternativa que apresenta uma situação em que se faz uso de uma propriedade coligativa.

- (A) Preparação de charque por adição de sal à carne.
- (B) Adição de suco de limão para talhar o leite.
- (C) Uso de sulfato de alumínio para tratamento de água.
- (D) Abaixamento da temperatura da água para adicionar CO₂.
- (E) Adição de álcool anidro à gasolina.

Resolução: "A" 😊

A retirada da água da carne através da adição de sal é um fenômeno osmótico, estudado dentro da físico-química, no capítulo de propriedades coligativas.

23. Considere as energias de ligação, em kJ.mol⁻¹, listadas na tabela abaixo.

Ligação	E (kJ.mol ⁻¹)
C-C	347
C=C	611
C-H	414
Br-Br	192
H-Br	368
C-Br	284

O valor de ΔH⁰, em kJ.mol⁻¹, para a reação CH₃CH=CH₂ + Br₂ → CH₃CHBrCH₂Br é igual a

- (A) -235.
- (B) -112.
- (C) zero.
- (D) +112.
- (E) +235.

Resolução: "B" 😊

O rompimento das ligações nos reagentes demanda absorção de energia. Receberão, por definição, o sinal positivo .

A formação das ligações nos produtos demanda liberação de energia. Receberão, por definição, o sinal negativo .



Reagentes:

$$(+611) + (+192) = + 803 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Produtos:

$$(-347) + 2 (-284) = - 915 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta H \text{ da reação} = \Delta_{\text{reagentes}} + \Delta_{\text{produtos}}$$

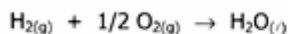
$$\Delta H \text{ da reação} = 803 + (-915)$$

$$\Delta H \text{ da reação} = \mathbf{-112 \text{ kJ.mol}^{-1}}$$

24. Considere as seguintes equações termoquímicas.



$$\Delta H_{298}^0 = -726 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_{298}^0 = -286 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_{298}^0 = -393 \text{ kJ}$$

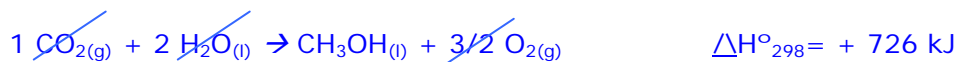
Combinando essas equações, é possível obter o valor da entalpia padrão de formação do metanol a 25 °C. Esse valor, em kJ, é aproximadamente igual a

- (A) -726.
- (B) -239.
- (C) -47.
- (D) +239.
- (E) +726

Resolução: "B" 😊

Reescrevendo as equações termoquímicas, temos:

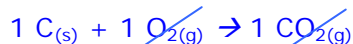
Primeira equação: Inverter o sentido e o sinal do ΔH.



Segunda equação: multiplica os coeficientes e o ΔH por dois.

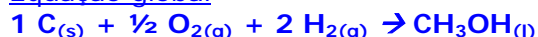


Terceira equação: manter.



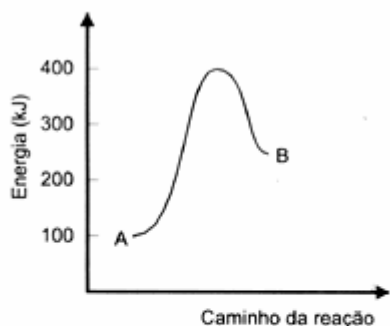
$$\Delta H^\circ_{298} = - 393 \text{ kJ}$$

Equação global



$$\Delta H^\circ_{298} = - 239 \text{ kJ}$$

25. Observe o gráfico abaixo.

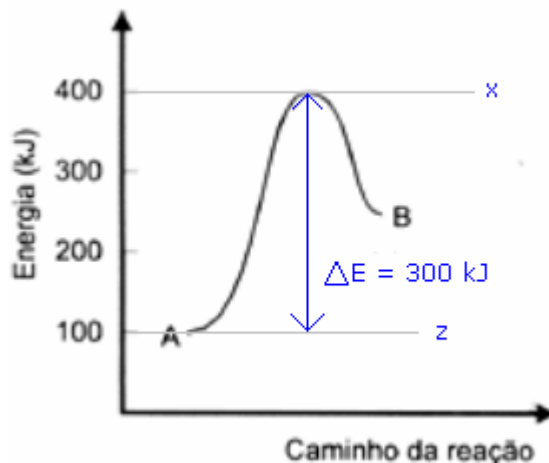


O perfil da reação genérica $A \rightarrow B$, nele representado, indica que a energia de ativação do processo, em kJ, é igual a

- (A) 100.
- (B) 150.
- (C) 250.
- (D) 300.
- (E) 400.

Resolução: "D" 😊

A energia de ativação é calculada fazendo-se a diferença entre a energia do estado ativado (x) e o estado inicial (z).



26. Numa reação monomolecular de primeira ordem, a fração de reagente consumido depois de decorridas três meias-vidas é igual a

- (A) 1/8.
- (B) 1/4.
- (C) 2/3.
- (D) 3/4.
- (E) 7/8.

Resolução: "E" 😊

Uma meia-vida

$$1 \rightarrow 1/2$$

duas meias-vidas

$$1 \rightarrow 1/4$$

três meias-vidas

$$1 \rightarrow 1/8$$

Como restaram 1/8 do reagente inicial, foram consumidos 7/8 do mesmo.

27. Se o produto de solubilidade do cloreto de cézio é K_s , a solubilidade desse sal será igual a

- (A) $K_s/2$.
- (B) $\sqrt{K_s}$.
- (C) K_s^2 .
- (D) $2K_s$.
- (E) K_s .

Resolução: "B" 😊



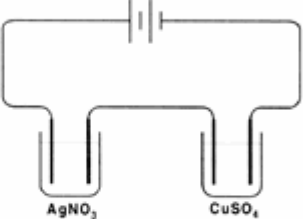
$$K_s = [\text{Cs}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$$

Considerando que $[\text{Cs}^+] = [\text{Cl}^-]$, chamando as concentrações de 'x', temos a seguinte relação entre o produto de solubilidade e a solubilidade:

$$K_s = x^2$$

A solubilidade (x) do sal é

$$x = \sqrt{K_s}$$

<p>28. Quando a 1,0 L de H_2SO_4 0,04 mol.L⁻¹ se adicionam 3,0 L de NaOH 0,04 mol.L⁻¹, a solução resultante terá pH aproximadamente igual a</p> <p>(A) 1. (B) 2. (C) 7. (D) 12. (E) 13.</p>	<p>Resolução: "D" 😊</p> <p>Como se trata de um diácido, temos 0,08 mol de H^+ em solução (2 x 0,04 mol) contra 0,12 mol de base (3L x 0,04 mol).</p> <p>$0,12 - 0,08 = 0,04$ mol de base em excesso. Como são 4 L de solução, temos uma concentração de 0,01 mol / L de base na solução.</p> <p>$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$</p> <p>$\text{pOH} = -\log [0,01]$</p> <p>$\text{pOH} = 2$</p> <p>$\text{pH} + \text{pOH} = 14$ $\text{pH} + 2 = 14$ $\text{pH} = 12$</p>
<p>29. Considere as seguintes afirmações sobre células galvânicas.</p> <p>I - O eletrodo com potencial de redução maior atua como pólo positivo.</p> <p>II - Os elétrons circulam do pólo positivo para o pólo negativo.</p> <p>III- No pólo negativo ocorrem semi-reações de oxidação.</p> <p>Quais estão corretas?</p> <p>(A) Apenas I. (B) Apenas II. (C) Apenas III. (D) Apenas I e III. (E) Apenas II e III.</p>	<p>Resolução: "D" 😊</p> <p>No ânodo (pólo negativo) da célula galvânica (processo espontâneo) ocorre o fenômeno da oxidação, de onde saem os elétrons que migram até o pólo oposto (positivo), chamado de cátodo.</p>
<p>30. Pelo circuito representado a seguir, circula durante 5,0 minutos uma corrente de 1,0 A que passa por duas células eletrolíticas contendo soluções aquosas de nitrato de prata e sulfato de cobre, respectivamente.</p>  <p>A relação entre a massa de prata e a massa de cobre depositadas nas células do circuito é aproximadamente igual a</p> <p>(A) 0,5. (B) 1,0. (C) 1,7. (D) 2,0. (E) 3,4.</p>	<p>Resolução: "E" 😊</p> <p>Na eletricidade, a quantidade de elétrons que passa por um circuito elétrico corresponde à ideia de quantidade de eletricidade (Q) e é medida em coulombs (símbolo C)</p> <p>A intensidade da corrente elétrica (i) é o quociente entre a quantidade de eletricidade (Q) que passou por um circuito e o tempo (t) correspondente a essa passagem.</p> <p>$Q = i \cdot t$</p> <p>A intensidade de corrente é medida em ampères (A), sendo que 1 ampère corresponde à passagem de 1 coulomb por segundo em um dado ponto do circuito elétrico.</p> <p>Depois dessa revisão, vamos ao problema:</p>

	<p>5 min = 60 min x 5 = 300 s</p> <p>$Q = i \cdot t$ $Q = 1 \text{ A} \times 300 \text{ s}$ $Q = 300 \text{ A.s} = 300 \text{ C}$</p> <p>$\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^\circ$</p> <p>108g de Ag ----→ 96500 C x -----→ 300 C x = 0,34 g</p> <p>$\text{Cu}^{2+} + 2^- \rightarrow \text{Cu}^\circ$</p> <p>63,5g ---→ 193 000 C x -----→ 300 C x = 0,1 g</p> <p>y = 0,34 g / 0,1 g = 3,4</p>
--	---

Gabarito

1	C
2	A
3	B
4	E
5	D
6	C
7	A
8	D
9	D
10	A
11	C
12	A
13	E
14	C
15	B
16	E
17	C
18	D
19	E
20	B
21	C
22	A
23	B
24	B
25	D
26	E
27	B
28	D
29	D
30	E

Comentário:

A prova de química do vestibular UFRGS 2005 foi muito exigente. Nos últimos anos este fato vem se tornando uma rotina. Das 30 questões, sob o aspecto de dificuldade, tivemos 13 fáceis, 7 médias e 10 difíceis. A prova, ao meu ver, pecou em alguns questionamentos ao cobrar assuntos específicos dentro da química, como cargas formais, geometria quadrado planar com pares de elétrons isolados e produto de solubilidade (questões 6, 7 e 27, respectivamente). Por outro lado, procurou priorizar abordagens conceituais evitando cálculos demasiadamente trabalhosos. As questões que destaco como 'inteligentes', bem elaboradas, foram as de número: 1, 2, 23 e 28.

Não foi por nada que a prova de química deste ano teve uma das menores médias no concurso. Eu classificaria a prova como difícil. Contudo, com exceção das três questões destacadas como assuntos específicos, a prova foi bem elaborada, propondo um equilíbrio entre questionamentos fáceis e médias. Acredito que ela cumpriu seu papel em selecionar os candidatos mais preparados.