



Resolução da Prova de Química
Vestibular UERGS/2004
Prof. Emiliano Chemello
www.quimica.net/emiliano
chemelloe@yahoo.com.br



Níveis de dificuldade das questões

😊 Fácil

😐 Médio

😞 Difícil

Questões	Resoluções																																
<p>01. A tabela abaixo apresenta algumas propriedades de compostos químicos. Observe-a.</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Substância</th> <th>Ligação química interatômica</th> <th>Densidade g/mL</th> <th>Solubilidade em H₂O</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Água</td> <td>Covalente polar</td> <td>1</td> <td>solúvel</td> </tr> <tr> <td>Benzeno</td> <td>Covalente apolar</td> <td>0,88</td> <td>insolúvel</td> </tr> <tr> <td>Tetracloroeto de carbono</td> <td>Covalente apolar</td> <td>1,59</td> <td>insolúvel</td> </tr> </tbody> </table> <p>Com base nessa tabela, considere os sistemas representados abaixo.</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <table border="1" style="text-align: center;"> <tr><td> </td></tr> <tr><td>C₆H₆</td></tr> <tr><td>H₂O</td></tr> <tr><td>CCl₄</td></tr> </table> <table border="1" style="text-align: center;"> <tr><td> </td></tr> <tr><td>CCl₄</td></tr> <tr><td>H₂O</td></tr> <tr><td>C₆H₆</td></tr> </table> <table border="1" style="text-align: center;"> <tr><td> </td></tr> <tr><td>H₂O</td></tr> <tr><td>CCl₄</td></tr> <tr><td>C₆H₆</td></tr> </table> <table border="1" style="text-align: center;"> <tr><td> </td></tr> <tr><td>C₆H₆</td></tr> <tr><td>H₂O</td></tr> <tr><td>CCl₄</td></tr> </table> </div> <p style="text-align: center;">I II III IV</p> <p>Quais estão corretos?</p> <p>(A) Apenas I (B) Apenas II (C) Apenas III (D) Apenas I e III (E) Apenas II e IV</p>	Substância	Ligação química interatômica	Densidade g/mL	Solubilidade em H ₂ O	Água	Covalente polar	1	solúvel	Benzeno	Covalente apolar	0,88	insolúvel	Tetracloroeto de carbono	Covalente apolar	1,59	insolúvel		C ₆ H ₆	H ₂ O	CCl ₄		CCl ₄	H ₂ O	C ₆ H ₆		H ₂ O	CCl ₄	C ₆ H ₆		C ₆ H ₆	H ₂ O	CCl ₄	<p>Resolução: "D" 😊</p> <p>Dependendo da ordem que se coloca as substâncias, teremos a possibilidade da ocorrência de dois sistemas: I e III.</p> <p>No sistema I, o benzeno (menos denso) fica na primeira fase, acima da água (segunda substância menos densa), que por sua vez está entre o benzeno e o tetracloroeto de carbono (substância mais densa).</p> <p>No sistema III temos uma mistura heterogênea (duas fases), sendo que na fase inferior temos a mistura de "tetracloroeto de carbono com benzeno". Como a densidade da mistura orgânica é maior que a da água, então esta fica abaixo da fase aquosa".</p> <p style="text-align: center;">Densidade mistura = (0,88 + 1,59) / 2 Densidade mistura = 1,235 g/mL > 1g/mL da água</p> <p>Outro aspecto importante é a solubilidade do benzeno em tetracloroeto de carbono, formando a fase orgânica do sistema III. Lembre-se da famosa frase: '<i>semelhante dissolve semelhante</i>'.</p>
Substância	Ligação química interatômica	Densidade g/mL	Solubilidade em H ₂ O																														
Água	Covalente polar	1	solúvel																														
Benzeno	Covalente apolar	0,88	insolúvel																														
Tetracloroeto de carbono	Covalente apolar	1,59	insolúvel																														
C ₆ H ₆																																	
H ₂ O																																	
CCl ₄																																	
CCl ₄																																	
H ₂ O																																	
C ₆ H ₆																																	
H ₂ O																																	
CCl ₄																																	
C ₆ H ₆																																	
C ₆ H ₆																																	
H ₂ O																																	
CCl ₄																																	
<p>02. A teoria eletrônica da valência da qual deriva a regra do octeto só pode ser desenvolvida a partir do modelo atômico proposto por</p> <p>(A) Dalton. (B) Thomson. (C) Rutherford e Bohr. (D) Goldstein. (E) Arrhenius.</p>	<p>Resolução: "D" 😊</p> <p>Dentre as opções apresentadas, apenas o modelo proposto por Rutherford e Bohr faz referência às camadas eletrônicas.</p>																																

03. Um átomo pertence ao elemento químico de número atômico 6 e número de massa 12. Com base nessas informações, é possível afirmar que ele

- I - é isótopo do átomo que apresenta 6 prótons e 8 nêutrons.
- II - é isóbaro de um átomo que apresenta número atômico 12.
- III - apresenta 6 nêutrons em seu núcleo.
- IV - se localiza na família 12 da tabela periódica.

Quais afirmações são verdadeiras?

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

Resolução: "D" 😊

Analisando as afirmativas, temos:

I – **Correta**. O número atômico indica quantos prótons existem no núcleo. Isótopos são espécies químicas com o mesmo número de prótons.

II – **Falsa**. Isóbaros são espécies químicas com mesmo número de massa. Este último, por sua vez, é a soma do número de prótons com o número de nêutrons.

III – **Correta**. Se o número de massa é igual a 12 e o número atômico 6, então:

$$\begin{aligned} A &= Z + n \\ 12 &= 6 + n \\ n &= 6 \end{aligned}$$

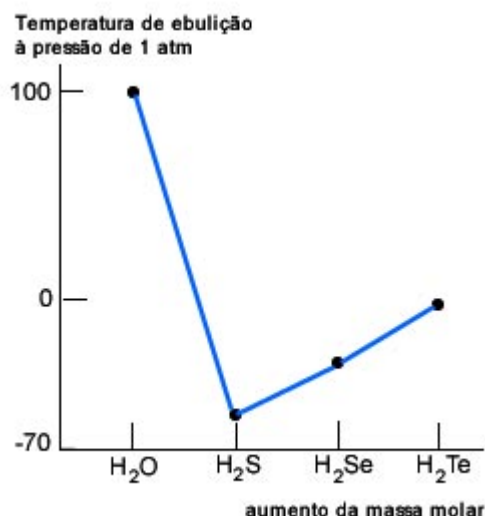
IV – **Falsa**. O carbono localiza-se na família 14 da tabela periódica.

04. Quando se comparam os pontos de ebulição da água, cuja fórmula molecular é H₂O, com o ácido sulfídrico de fórmula H₂S à pressão de 1 atmosfera, observa-se que, embora a massa molar da água seja menor do que a do ácido, sua temperatura de ebulição é muito maior. A explicação para este fenômeno é que

- (A) as ligações químicas presentes nas moléculas do ácido sulfídrico são iônicas enquanto na água são covalentes.
- (B) as ligações químicas predominantes entre os átomos da molécula da água são iônicas enquanto que no ácido sulfídrico são covalentes.
- (C) entre as moléculas da água estabelecem-se ligações do tipo pontes de hidrogênio enquanto entre as moléculas do ácido sulfídrico ocorrem ligações do tipo dipolo permanente.
- (D) as interações químicas que se estabelecem entre as moléculas do ácido são do tipo covalente enquanto na água observam-se ligações por pontes de hidrogênio.
- (E) tanto na água quanto no ácido ocorrem ligações do tipo pontes de hidrogênio, sendo o maior ponto de ebulição da água devido a sua menor massa molar.

Resolução: "D" 😊

As interações intermoleculares da água são de maior magnitude que as interações dipolo-dipolo permanente do ácido sulfídrico. Por isso, recebem um nome especial: *pontes de hidrogênio*. Essa ligação é constituída por elementos de alta eletronegatividade (F, O e N) em ligação com o hidrogênio, criando um dipolo bastante intenso permitindo uma forte interação intermolecular.



Ponto de ebulição dos elementos da família 16 da tabela periódica ligados ao hidrogênio.

<p>05. A 200 mL de água, a 20°C e a 1 atmosfera de pressão, foram adicionados 50 g de cloreto de sódio. O coeficiente de solubilidade do sal em água, nessas condições, é 36 g para cada 100 mL de água. Sobre esse sistema, pode-se afirmar que</p> <p>I - é homogêneo. II - permite recuperar o sal dissolvido através de uma filtração. III- apresenta duas fases. IV - é uma solução insaturada.</p> <p>Quais afirmações estão corretas?</p> <p>(A) Apenas I (B) Apenas I e II (C) Apenas I e IV (D) Apenas II e III (E) Apenas II, III e IV</p>	<p>Resolução: "D" 😊</p> <p>O coeficiente de solubilidade do cloreto de sódio é 36 g em 100 mL de água.</p> $36 \text{ g} \text{ -----} \rightarrow 100 \text{ mL de água}$ $x \text{ g} \text{ -----} \rightarrow 200 \text{ mL de água}$ $x = 72 \text{ g} / 200 \text{ mL}$ <p>Analisando as afirmações, temos:</p> <p>I – Correta. Devido ao coeficiente de solubilidade em 200 mL de água ser igual a 72 g, 50 g de cloreto de sódio dissolvem-se completamente em água formando um sistema homogêneo (com uma fase somente).</p> <p>II – Falsa. Um método para recuperar o sal é aquecer a solução para que esta atinja a temperatura de ebulição da água, a qual, como tempo, passará toda para o estado de vapor. Restará, no fundo do recipiente, o sal na sua conformação de cristal. Há, neste fenômeno de aquecimento, um efeito crioscópico onde a água, ao nível do mar, não entrará em ebulição a temperatura de 100 °C, mas a uma temperatura superior a esta.</p> <p>III – Falsa. O sistema apresenta apenas uma fase.</p> <p>IV – Correta. Se a solução consegue dissolver mais soluto (sem variação de temperatura) não havendo formação de precipitado, então ela é insaturada. No caso proposto, ao dissolvermos 50 g de NaCl em 200 mL de água, poderíamos adicionar, teoricamente, mais 22 g de sal sem haver a formação de precipitado.</p>
<p>06. Na, Mg, S e O representam respectivamente átomos dos elementos sódio, magnésio, enxofre e oxigênio. Os átomos dos metais unidos aos dos não-metais formam substâncias cujas fórmulas estão representadas na alternativa:</p> <p>(A) ONa₂, SNa, SMg, OMg (B) Na₂O, Na₂S, S₂Mg, OMg (C) NaO, NaS, MgS, MgO (D) Na₂O, NaS, MgS, MgO (E) Na₂O, Na₂S, MgS, MgO</p>	<p>Resolução: "D" 😊</p> <p>É importante, nesta questão, observar atentamente dois aspectos. O primeiro diz respeito à convenção adotada para a representação das fórmulas de substâncias compostas. Por primeiro, sempre virá o símbolo do cátion e, logo depois, escreve-se o do ânion.</p> <p>O outro aspecto importante é a nox dos íons: Na¹⁺, Mg²⁺, S²⁻ e O²⁻. O nox do cátion será o índice do ânion, e vice-versa. O mesmo vale para os ânions.</p>

07. Para proteger da corrosão os cascos de navios, que são constituídos basicamente de ferro, é comum utilizarem-se metais de sacrifício. Para isso, a superfície a ser protegida é revestida com uma camada de um desses metais, que deverá oxidar-se antes do ferro.

A tabela abaixo apresenta as semi-reações de oxirredução e os respectivos potenciais de redução do ferro e de mais alguns metais. Observe-a.

Semi-reações	ϵ° (potencial de redução)
$\text{Fe}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Fe}$	- 0,44 V
$\text{Al}^{3+} + 3e \rightarrow \text{Al}$	- 1,66 V
$\text{Zn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Zn}$	- 0,76 V
$\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}$	+ 0,34 V

A partir da análise dos dados fornecidos considere as afirmações a seguir:

- I - O casco de um navio não poderá ser protegido por nenhum dos metais apresentados na tabela.
 II - Tanto o zinco como o alumínio poderão ser usados como metal de sacrifício.
 III- O cobre se oxidará antes do ferro.

Quais estão corretas?

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

08. Balões de borracha podem ser enchidos com gás hélio para que possam flutuar no ar, o que é uma diversão para a garotada. Para uma festa, alguns desses artefatos, com volume de aproximadamente 1000 mL, foram preparados durante a manhã quando a temperatura era T_1 . Considerando que o fato ocorreu a uma pressão de 1 atm e que, após algumas horas, a temperatura ambiente era 1,05 vezes maior que T_1 , e que não houve qualquer perda de gás através da bola de borracha, pode-se afirmar que o volume de cada balão, após essa variação térmica, passou a ser, aproximadamente,

- (A) 250 mL
 (B) 273 mL
 (C) 525 mL
 (D) 1050 mL
 (E) 1500 mL

Resolução: "D" 😊

Os metais que tiverem menor potencial de redução (*Alumínio e Zinco*) do que o Ferro poderão ser utilizados como metais de sacrifício. Esses sofrerão oxidação e, por conseqüência, protegerão o casco do navio da corrosão.

Resolução: "D" 😊

Antes de resolvermos a questão, devemos fazer algumas considerações. Podemos, arbitrariamente, utilizar qualquer valor para a temperatura T_1 , contanto que T_2 seja 1,05 vezes maior que T_1 . Outro aspecto omitido pela questão é a necessidade do processo ter ocorrido à pressão constante. Feitas essas considerações, vamos aos cálculos:

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

Supondo uma temperatura $T_1 = 273$ K, temos:

$$1\ 000\ \text{mL} / 273\ \text{K} = V_2 / 273 \times 1,05$$

$$V_2 = 1000\ \text{mL} \times 286,65\ \text{K} / 273$$

$$V_2 = 1050\ \text{mL}$$

<p>09. O vinho é uma bebida preparada a partir da fermentação da uva, que possui graduação alcoólica em torno de 12 °GL. Esta expressão representa de fato a percentagem volumétrica de álcool presente no vinho. A partir desse dado, pode-se afirmar que uma pessoa, ao consumir 300 mL de vinho, o que corresponde ao volume de um cálice, estará ingerindo um volume de álcool igual a</p> <p>(A) 6,0 mL (B) 12,0 mL (C) 24,0 mL (D) 28,0 mL (E) 36,0 mL</p>	<p>Resolução: "D" 😊</p> <p>Como a graduação alcoólica do vinho é 12 °GL:</p> <p>1000 mL de vinho ---→ 120 mL de álcool 300 mL de vinho ----→ x mL de álcool</p> <p>$x = 120 \text{ mL} \times 300 \text{ mL} / 1000 \text{ mL}$</p> <p>$x = \mathbf{36 \text{ mL de álcool.}}$</p>
<p>10. O ferro metálico reage com ácido sulfúrico formando sulfato de ferro (II) e gás hidrogênio, conforme a reação: $\text{Fe}_{(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_{4(aq)} + \text{H}_{2(g)}$. Sabendo-se que um mol de qualquer gás ideal nas condições normais de temperatura e pressão ocupa um volume de 22,4 L, pode-se afirmar que o volume de gás gerado por 558 g de ferro é</p> <p>(A) 44,8 L (B) 89,6 L (C) 111,2 L (D) 224 L (E) 448 L</p>	<p>Resolução: "D" 😊</p> <p>Na CNTP (condições normais de temperatura e pressão) temos:</p> <p>$\text{Fe}_{(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_{4(aq)} + \text{H}_{2(g)}$</p> <p>55,8 g de Fe -----→ 22,4 L de H_2 558 g de Fe-----→ x L de H_2</p> <p>$x = 22,4 \text{ L} \times 558 \text{ g} / 55,8 \text{ g}$</p> <p>$x = \mathbf{224 \text{ L de H}_2}$</p>
<p>11. O ácido nítrico pode ser preparado em laboratório a partir de nitrato de sódio e ácido sulfúrico, conforme a reação $2\text{NaNO}_{3(aq)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(aq)} + 2\text{HNO}_{3(aq)}$. Para obter-se 1260 g gramas do ácido, são necessários</p> <p>(A) 85 g do nitrato. (B) 170 g do nitrato. (C) 340 g do nitrato. (D) 680 g do nitrato. (E) 1700 g do nitrato.</p>	<p>Resolução: "D" 😊</p> <p>$2 \text{NaNO}_{3(aq)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(aq)} + 2\text{HNO}_{3(aq)}$</p> <p>mm $\text{NaNO}_3 = 23 + 14 + 3(16) = 85 \text{ g/mol}$ mm $\text{HNO}_3 = 1 + 14 + 48 = 63 \text{ g/mol}$</p> <p>170 g de NaNO_3 -----→ 126 g de HNO_3 x g de NaNO_3 -----→ 1260 g de HNO_3</p> <p>$x = 170 \text{ g} \times 1260 \text{ g} / 126 \text{ g}$</p> <p>$x = \mathbf{1700 \text{ g de NaNO}_3}$</p>
<p>12. O soro fisiológico encontrado em farmácias é uma solução de NaCl 0,9% (m/v). A concentração desse produto, expressa em número de mols por litro, é, aproximadamente,</p> <p>(A) 0,015 mol/L (B) 0,15 mol/L (C) 0,30 mol/L (D) 6,5 mol/L (E) 65,0 mol/L</p>	<p>Resolução: "D" 😊</p> <p>Concentração de NaCl = 0,9 % (m/v) 100 mL de soro -----→ 0,9 g de NaCl 1000 mL de soro -----→ 9 g de NaCl</p> <p>mm NaCl = 58,5 g/mol</p> <p>1 mol de NaCl -----→ 58,5 g x mol de NaCl -----→ 9 g</p> <p>$x = \mathbf{0,15 \text{ mol/L}}$</p>

hétéroátomo).

Gabarito

1	D
2	D
3	C
4	B
5	A
6	E
7	C
8	C
9	A
10	B
11	D
12	B
13	C
14	E
15	E

Comentário: A prova de química do vestibular UERGS 2004 apresentou um nível médio de exigência. As instruções e enunciados objetivos, claros, facilitaram o trabalho do candidato em responder as questões. Não houve nenhuma questão considerada difícil. Mesclou entre questões puramente teóricas e de cálculo, havendo um equilíbrio na quantidade. A prova, ao meu ver, conseguiu cumprir o seu papel em selecionar os candidatos melhor preparados.