



Vestibular 2012 — 2ª fase  
Gabarito — Química

**Questão 01 (Valor: 15 pontos)**

A partir da análise das informações da tabela periódica, da tabela que apresenta algumas propriedades periódicas dos elementos químicos do grupo 16, e das configurações eletrônicas, em ordem crescente de níveis de energia, desses elementos, pode-se concluir:

O raio atômico cresce, em função do aumento do número atômico dos elementos químicos, no grupo e, conseqüentemente, com o número de níveis de energia, o que justifica a tendência de aumento do tamanho do átomo. A tendência à diminuição dos valores do primeiro potencial de ionização, com o aumento do número atômico e do número de níveis de energia nos átomos dos elementos químicos do grupo, ocorre porque a atração exercida pelo núcleo sobre os elétrons mais externos diminui. Quando os elétrons são adicionados a um átomo neutro na formação de um ânion, embora o número de níveis de energia permaneça constante, as repulsões elétron-elétron aumentam e fazem com que o tamanho do ânion seja maior do que o do átomo neutro.

Com base nas tendências de aumento dos valores do raio atômico e de diminuição dos valores do primeiro potencial de ionização, pode-se estabelecer as relações matemáticas, entre essas propriedades dos elementos químicos polônio e telúrio:  $X > 137\text{pm}$  e  $Y < 869\text{kJ/mol}$ .

**Questão 02 (Valor: 20 pontos)**

Cálculo da quantidade de matéria de ácido nítrico em 10L de solução aquosa a 68% (m/m) e  $d=1,51\text{g.mL}^{-1}$ .

Sendo a massa molar do ácido nítrico igual a  $63,0\text{g.mol}^{-1}$ , a quantidade de matéria de ácido nítrico na solução é  $n_{\text{HNO}_3} = \frac{1,0 \cdot 10^4 \text{ mL} \cdot 1,51 \text{ g.mL}^{-1} \cdot 0,68}{63,0 \text{ g.mol}^{-1}} = 1,63 \cdot 10^2 \text{ mol}$  ou 163mol.

Cálculo do volume de amônia necessário a obtenção de 163mol de ácido nítrico.

Considerando-se a equação global resultante da soma das equações I, II e III, multiplicadas respectivamente por 1, 3 e 2,

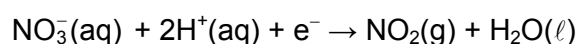


e que a razão entre os coeficientes estequiométricos de amônia e de ácido nítrico é igual a 1, o volume de amônia pode ser calculado utilizando-se a equação geral dos gases ideais

$$V = \frac{1,63 \cdot 10^2 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 300\text{K}}{1,0 \text{ atm}} \cong 4,01 \cdot 10^3 \text{ L}.$$

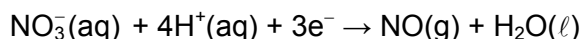
Considerando-se os potenciais padrão de redução fornecidos na tabela e a afirmação, pode-se verificar se são espontâneas as reações propostas entre a prata e o ácido nítrico.

De acordo com as semi-equações, a prata,  $\text{Ag}^0$ , não reage com o ácido nítrico produzindo  $\text{NO}_2(\text{g})$  porque a reação não é espontânea



$$\Delta E^\circ = 0,79\text{V} - (+0,80\text{V}) = -0,01\text{V},$$

entretanto, a prata reage com o ácido nítrico produzindo NO(g), porque nesse caso, a reação é espontânea



$$\Delta E^\circ = 0,96\text{V} - (+0,80\text{V}) = +0,16\text{V}.$$

Portanto, a afirmação é verdadeira.

### Questão 03 (Valor: 20 pontos)

De acordo com as fórmulas dos sais e a posição dos elementos químicos que deram origem aos cátions, na Tabela Periódica, pode-se estabelecer a relação, em ordem decrescente de raio iônico:  $\text{K}^+(\text{aq}) > \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) > \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) > \text{Al}^{3+}(\text{aq})$ . Considerando que a acidez do cátion hidratado está relacionada à intensidade de carga e ao tamanho do raio iônico, e que o cátion de menor raio iônico e de maior carga libera mais facilmente  $\text{H}^+(\text{aq})$ , conclui-se que em cada erlenmeyer, de A à D, existe, respectivamente,  $\text{K}^+(\text{aq})$ ,  $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ ,  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$  e  $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$ , relacionados ao valor numérico, respectivo, de pH: 7,0, 6,9, 5,5 e 3,5.

Considerando-se que os íons  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$  apresentam maior facilidade para liberar  $\text{H}^+(\text{aq})$  em razão de possuírem maior carga elétrica e menor raio iônico, comparados aos dos íons  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ , conclui-se que o valor numérico da constante de equilíbrio,  $K_{\text{eq}}$ , do sistema formado pela solução de  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ , nessas condições, é maior que o valor da constante de equilíbrio do sistema formado pela solução de  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ .

### Questão 04 (Valor: 15 pontos)

Cálculo da variação de entalpia,  $\Delta H^\circ$ , do oxigênio atômico,  $\text{O}^\bullet$ , a partir das entalpias de formação de  $\text{NO}_2(\text{g})$  e de  $\text{NO}(\text{g})$ , de acordo com as equações químicas I e II.

$$\Delta H_{\text{fNO}}^\circ = \frac{\Delta H_1^\circ}{2} = \frac{+181}{2} = +90,5\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

De acordo com a Lei de Hess

$$\Delta H_{\text{fNO}_2}^\circ = \frac{\Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ}{2} = \frac{+181\text{kJ} + (-113)\text{kJ}}{2} = +34\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

Considerando a equação termoquímica III e que  $\Delta H_3^\circ = (\Delta H_{\text{fNO}}^\circ + \Delta H_{\text{O}^\bullet}^\circ) - \Delta H_{\text{fNO}_2}^\circ$ , tem-se

$$+304\text{kJ} = (90,5\text{kJ} + \Delta H_{\text{O}^\bullet}^\circ) - 34\text{kJ}$$

$$304\text{kJ} - 90,5\text{kJ} + 34\text{kJ} = \Delta H_{\text{O}^\bullet}^\circ.$$

$$\Delta H_{\text{O}^\bullet}^\circ = +247,5\text{kJ}.$$

Considerando que elemento químico é o conjunto de átomos com o mesmo número atômico e que substâncias simples são formadas por átomos de um mesmo elemento químico, as substâncias moleculares  $\text{O}_2$  e  $\text{O}_3$  constituídas, respectivamente, por moléculas de dois e três átomos do elemento químico oxigênio, representam substâncias simples e não elemento químico.

**Questão 05 (Valor: 15 pontos)**

Cálculo das fórmulas mínima e molecular de um éster.

Número de átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio na molécula.

$$n_C = \frac{0,180\text{g}}{12,0\text{g}} = 1,5 \cdot 10^{-2}$$

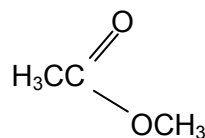
$$n_H = \frac{0,030\text{g}}{1,00\text{g}} = 3,0 \cdot 10^{-2}$$

$$n_O = \frac{0,160\text{g}}{16,0\text{g}} = 1,0 \cdot 10^{-2}$$

Multiplicando-se esses números por  $2,0 \cdot 10^2$ , tem-se a relação estequiométrica entre os menores números inteiros de átomos na fórmula,  $n_C=3,0$ ,  $n_H=6,0$  e  $n_O=2,0$ . Essa relação indica que a fórmula mínima do éster é  $C_3H_6O_2$ .

Como a massa molecular da substância considerada é  $74u$  e  $(3 \cdot 12u + 6 \cdot 1,0u + 2 \cdot 16u)n = 74u$ , logo  $n = 1$ , e a fórmula molecular dessa substância é igual à fórmula mínima  $C_3H_6O_2$ .

Considerando que o éster por hidrólise, produziu metanol,  $CH_3OH$ , e que a fórmula molecular é igual a  $C_3H_6O_2$ , conclui-se que o ácido carboxílico que deu origem a essa substância, possui dois átomos de carbono na estrutura, logo, a fórmula estrutural condensada desse éster é

**Questão 06 (Valor: 15 pontos)**

Como as etapas da sequência representam reações que ocorrem em um sistema aberto em que há perda de massa, conclui-se que essa sequência não está de acordo com o princípio de conservação de massa.

A celulose é a matéria-prima utilizada diretamente na produção de hidrocarbonetos. Como parte dos produtos de decomposição da celulose não é reaproveitada para a renovação completa da matéria prima, em razão da perda de massa, esse processo de produção de hidrocarbonetos não é considerado sustentável do ponto de vista do princípio da conservação de massa.

**Obs.: Outras abordagens poderão ser aceitas, desde que sejam pertinentes.**

Salvador, 19 de dezembro de 2011

Antonia Elisa Caló Oliveira Lopes  
Diretora do SSOA/UFBA