

Comentário OBQ fase III - Mod A e B

Fernando Garcia, Sophia Alves e João Guilherme





PARTE I - QUESTÕES DE MÚLTIPLA ESCOLHA

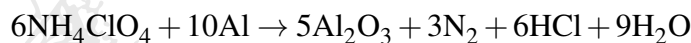
Problema 1. Dentre as alternativas, os compostos CH_4 , CH_2Cl_2 , BF_3 , SO_2 , CO_2 e H_2 são compostos apolares, restando somente a alternativa c).

Resposta: c)

Problema 2. O sulfato de bário é um composto insolúvel em água, de forma que, ao ser formado, levará a um precipitado. O nitrato de magnésio é solúvel em água, de modo que seus íons permanecem dissociados em solução.

Resposta: a)

Problema 3. Baseado no texto apresentado, podemos balancear a equação pelo método das tentativas, encontrando os seguintes coeficientes:



Somando estes coeficientes, encontramos o valor 39.

Sabendo que a proporção entre o perclorato de amônio e o alumínio é de 3 para 5, devemos descobrir qual reagente está em excesso.

$$n_{\text{NH}_4\text{ClO}_4} = \frac{13850 \times 10^3}{117,5} = 117872,34 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \frac{5295 \times 10^3}{27} = 196111,11 \text{ mol}$$

Multiplicando o número de mols de perclorato de amônio por $\frac{5}{3}$, encontramos o valor de 196453,9 mol de alumínio que reagiriam com esta massa do sal. Logo, o alumínio é o reagente limitante.

Sabendo que o número de mols de óxido de alumínio é a metade do de alumínio metálico, podemos determinar sua massa:

$$M_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \frac{196111,11 \times 102 \times 0,803}{2 \times 1000} = 8031 \text{ kg}$$

Resposta: b)

Problema 4. Dentre as alternativas, a única técnica de separação de misturas entre dois sólidos é a fusão fracionada.

Resposta: d)

Problema 5. O $\text{pH} = 3,0$ indica que $[\text{H}^+] = 10^{-3}$ e o $\text{pH} = 12$ indica que $[\text{OH}^-] = 10^{-2}$. Sendo assim, o ácido será neutralizado completamente, tendo um excesso de $10^{-2} \times 0,07 - 10^{-3} \times 0,03 = 6,7 \times 10^{-4}$ mol de OH^- .

O volume final será a soma dos volumes iniciais, então $V_f = 30 + 70 = 100$ mL ou 0,1 L.

A concentração molar do íon hidroxila será, portanto:



$$\frac{6,7 \times 10^{-4}}{0,1} = 6,7 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Então, o pOH será:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 6,7 \times 10^{-3} = 2,17.$$

Resposta: a)

Problema 6. A afirmativa I está incorreta pois a reação apresenta variação de entalpia negativa, o que indica que a reação é exotérmica. A afirmativa II está correta pois -393,5 kJ serão liberados para 1 mol de carbono, que equivale a 12 gramas. Assim, 48 toneladas equivalem a 4 milhões de mols de carbono. Portanto, 48 toneladas de carbono, quando sofrerem combustão, liberarão $4 \times 10^6 \times 393,5 = 1,574 \times 10^9$ kJ. A afirmativa III está incorreta pois a formação de uma ligação química libera energia, consequentemente sendo um processo exotérmico. Dessa forma, somente a afirmativa II está correta.

Resposta: b)

Problema 7. Essa questão é bastante confusa e complexa, haja visto que o conteúdo abordado por ela não faz parte do programa da OBQ e, por isso, não era esperado que algo desse tipo caísse. Entretanto, dentre as alternativas mostradas pela questão, penso que a que faz mais sentido seja a letra a). No item a), ele diz que ao doparmos o óxido de titânio com cátions de ferro divalentes, podemos aumentar a quantidade de níveis de energia presentes no nosso retículo em questão, o que faz sentido.

Resposta: a)

Problema 8. Essa questão era relativamente fácil. Essa facilidade se dá devido que há um item que é uma verdade absoluta não só no caso do hexafluoreto de urânio, mas sim de toda substância química existente. É completamente impossível obtermos qualquer substância no estado líquido em uma pressão menor que o ponto triplo. Deste modo, acredito que a letra e) seja o item correto.

Resposta: e)

Problema 9. Vamos analisar aqui afirmativa por afirmativa. A primeira afirmação está correta, haja visto que de fato Dalton propôs um modelo que dizia que o átomo era análogo a uma bola de bilhar indestrutível, maciça e sem carga. A segunda afirmação está correta também, haja visto que J.J. Thomson foi o descobridor do elétron e descobriu sua massa e sua carga. Já a terceira está errada, já que no átomo de Rutherford não previa a existência do nêutron como partícula subatômica. A quarta afirmação também está incorreta, já que o quinto estado excitado corresponde a $n = 6$, já que o $n = 1$ é o estado fundamental. Por fim, a quinta está correta, já que E. Schrodinger realmente utilizou-se desses números quânticos em seu modelo atômico. Deste modo, creio que a resposta correta para essa questão seja o item b).

Resposta: b)

Problema 10. Hematita é bastante conhecida e é literalmente Fe_2O_3 , logo, já sabemos que o oxo do ferro no mineral em questão é +3. Calculando agora o número de mols de gás produzido, temos que multiplicar o número de mols de ferro por $\frac{3}{2}$, já que é essa relação estequiométrica entre esses dois



produtos. Logo:

$$n = \frac{22,34 \cdot 10^6}{56} \cdot \frac{3}{2} = 6 \cdot 10^5$$

Deste modo, creio que a resposta correta seja a letra c).

Resposta: c)

Problema 11. Analisando a questão, devemos procurar pela alternativa que satisfaça a situação de manter a bebida mais fria. Com isso, observamos que a única situação coerente é a da alternativa A, uma vez que dissolver o NaCl irá fazer ele absorver energia da bebida (dissolução endotérmica), mantendo-a fria, além de diminuir a temperatura de fusão da bebida, fazendo-a ficar mais tempo na fase líquida e em uma temperatura menor. **Resposta: a)**

Problema 12. $\Delta T_e = K_e \cdot w \cdot i$

$w = n(\text{solute})/m(\text{solvente}); i = 1 + \alpha(q - 1)$

NaCl - $\Delta T_e = K_e (100/58,5) \times (1+1 \times (2-1)) = 3,4188 K_e$

MgSO₄ $\Delta T_e = K_e (100/120) \times (1+1 \times (2-1)) = 1,667 K_e$

K₂CO₃ - $\Delta T_e = K_e (100/138) \times (1+1 \times (3-1)) = 2,174 K_e$

KNO₃ - $\Delta T_e = K_e (100/101) \times (1+1 \times (2-1)) = 1,98 K_e$

Ca(NO₃)₂ - $\Delta T_e = K_e (100/164) \times (1+1 \times (3-1)) = 1,829 K_e$

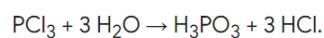
Com isso, percebe-se que a maior temperatura de ebulição será do NaCl

Resposta: a)

Problema 13. Nessa questão, devemos analisar as alternativas.

a) Na molécula de P₄, os 4 átomos de fósforo estão unidos em ciclo, numa geometria tetraédrica. Além disso, a substância referida é pouco solúvel em água → alternativa incorreta

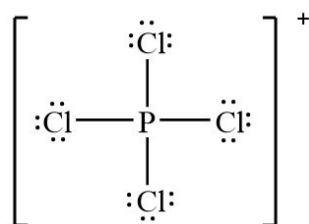
b) PCl₃ não é uma substância iônica, uma vez que não há íons, e nem condutora de eletricidade no estado puro, mas sua solução aquosa conduz eletricidade por causa da ocorrência da seguinte reação:



Enfim, a alternativa está incorreta quanto a afirmação da substância ser iônica.

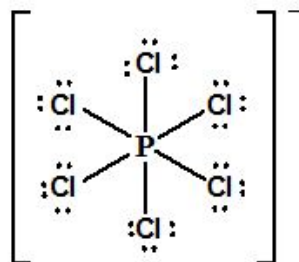
c) [PCl₄]⁺

Octeto não expandido



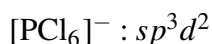
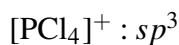


Octeto expandido



-Alternativa incorreta

d) Tomando auxílio das estruturas anteriores:



Alternativa incorreta

e) Alternativa correta.

Resposta: item E

Problema 14. I- Sim, todas as substâncias possuem a função éster

II- Sim, a transflutrina possui um halogênio (flúor) ligado a cadeia carbônica

III- A cipermetrina possui éster, éter, mas não possui amina em sua estrutura

IV- Imiprotina possui éster, mas não possui amina e cetina não é função orgânica

V- Sim, a cipermetrina possui três centros de quiralidade

Resposta: d)

Problema 15. Analisando os itens:

1- De acordo com a teoria eletrônica de Lewis, espécies ácidas são aquelas que podem receber par eletrônico, mas no caso do BF_3 não há formação de sal complexo sempre. \rightarrow F

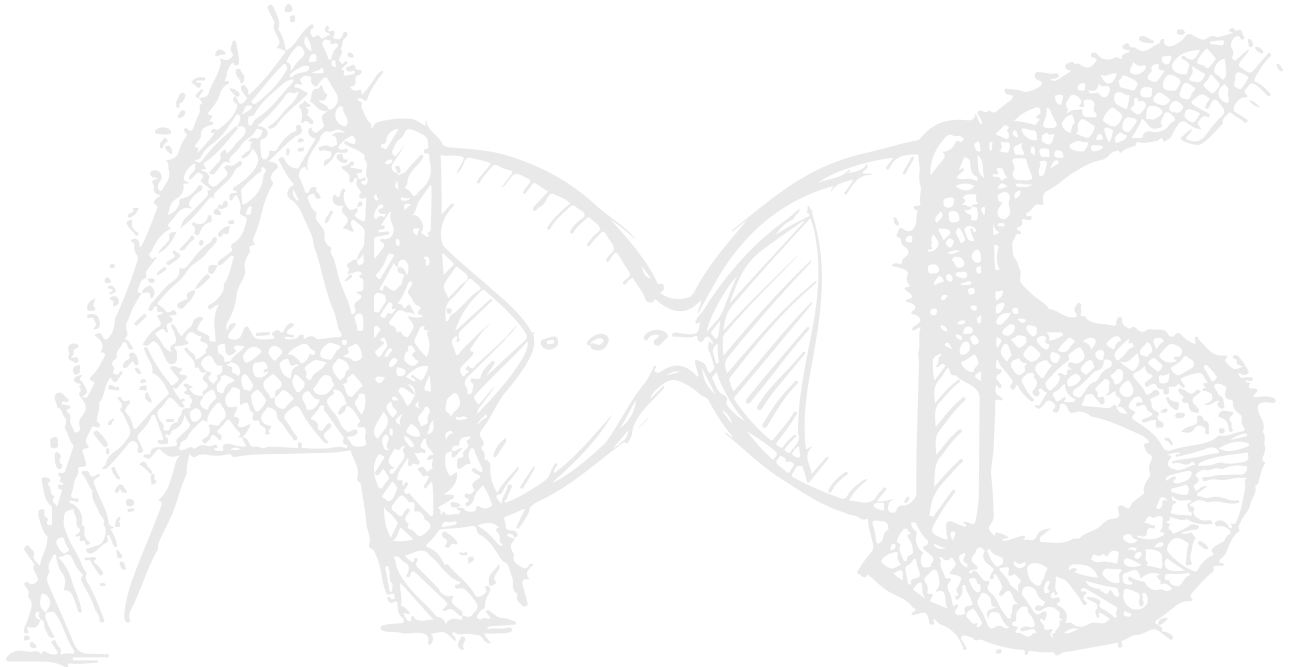
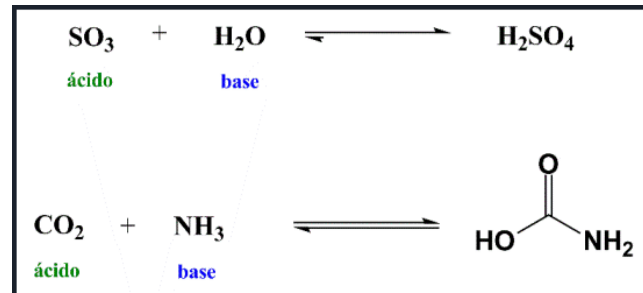
2- Não. Bases de Arrhenius, do tipo $\text{M}(\text{OH})_x$, em meio aquoso liberam íons hidróxido, os quais cedem par eletrônico para íons hidrogênio na solução formando água. Com essa reação, a concentração de íons hidróxido diminuem. \rightarrow F

3- Não. Ácidos de Lewis são aqueles que aceitam par eletrônico. \rightarrow F

4- Sim. O aumento do nox aumenta a acidez de Lewis da espécie \rightarrow V

5- Óxidos básicos reagem com ácidos formando sais, mas a reação de neutralização não depende da força do ácido e não é fator determinante para o produto. \rightarrow F

6- Não. Reações de ácido-base de Lewis não necessariamente formam sais (observe a figura abaixo) \rightarrow F





PARTE II - QUESTÕES DISCURSIVAS

QUESTÃO 16

a)

$$20 \cdot 10^{-3} \cdot 0,25 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

b)

$$\frac{5 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 0,05M$$

c)

$$\frac{0,05 \cdot 10 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 5 \cdot 10^{-3}M$$

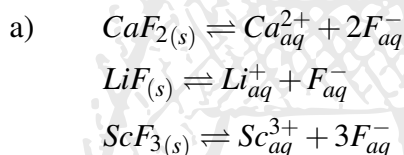
d)

$$\frac{0,25}{5 \cdot 10^{-3}} = 50$$

e)

$$\frac{0,5 \cdot 0,1}{0,25} = 0,2L = 200ml$$

QUESTÃO 17



b) Baseando-se nas equações acima, encontramos as seguintes relações entre o K_{ps} e a concentração molar da solução saturada (S):

$$CaF_2 \rightarrow [S][2S]^2 = K_{ps} \rightarrow 4S^3 = K_{ps} \rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = 2,05 \times 10^{-4}$$

$$LiF \rightarrow [S][S] = K_{ps} \rightarrow S^2 = K_{ps} \rightarrow S = \sqrt{K_{ps}} = 4,28 \times 10^{-2}$$

$$ScF_3 \rightarrow [S][3S]^3 = K_{ps} \rightarrow 27S^4 = K_{ps} \rightarrow S = \sqrt[4]{\frac{K_{ps}}{27}} = 6,81 \times 10^{-7}$$

As concentrações mássicas equivalem ao produto das concentrações molares pelas massas molares, que são respectivamente 78, 26 e 102 g/mol. Assim, as concentrações mássicas em g/L são:

$$CaF_2 \rightarrow 0,0159$$

$$LiF \rightarrow 1,1152$$

$$ScF_3 \rightarrow 6,94 \times 10^{-5}$$



- c) Transformando estas concentrações para mg/L, encontramos que o único que não ultrapassa os teores ótimos de flureto na água é o fluoreto de escândio, que permanece com 0,07 mg/L. Isso indica que os demais sais apresentam altas concentrações de fluoreto solubilizado na água, o que pode causar diversos impactos ambientais. Logo, o fluoreto de escândio causa o menor impacto ambiental.
- d) Com base na equação apresenta no item a), podemos encontrar a solubilidade do fluoreto de escândio. Entretanto, devemos considerar que, antes do equilíbrio, já havia inicialmente 0,1 mol/L de fluoreto. Assim: $Kps = [S][3S + 0,1]^3$. Entretanto, devido ao baixo valor do Kps, podemos supor que a solubilidade torna-se desprezível perto da concentração inicial de fluoreto. Podemos, portanto, realizar a seguinte aproximação:
- $$Kps = [S][0,1]^3 \rightarrow S = \frac{Kps}{0,001} = 5,81 \times 10^{-21} \text{ mol/L}$$
- e) Em espécies isoeletrônicas, o raio iônico é inversamente proporcional ao número atômico, pois quanto menores as interações entre o núcleo e a nuvem eletrônica, mais distantes estes serão entre si. Assim: $Na^+ < F^- < O^{2-}$.

QUESTÃO 18

Lewis Structure for O2



- a) Não, uma vez que não mostra esses elétrons desemparelhados. A representação mais adequada que explica esses elétrons desemparelhados é o diagrama de orbital molecular.
- b) Pela equação de Arrhenius, sabemos que o valor da constante de velocidade depende diretamente da temperatura. Portanto, na pessoa com febre (maior temperatura), a constante K será maior e a velocidade da degradação será maior, então a pessoa com febre terá um tempo de meia-vida menor em relação a pessoa saudável

$$K_1 = A e^{-Ea/RT_1}$$

$$K_2 = A e^{-Ea/RT_2}$$

$$\ln((K_2/K_1)) = (Ea/R)(1/T_2 - 1/T_1)$$

Como a cinética é de primeira ordem: $N = N_0 e^{(-Kt)}$

$$2,56 \cdot 10^8 = N_0 \cdot e^{-20K} \text{ (I)}$$

$$10^6 = N_0 \cdot e^{-52K} \text{ (II)}$$

$$\text{II/I} \rightarrow 256 = e^{32K}$$

$$K = 0,1732$$

$$\text{Colocando em (II): } 10^6 = N_0 \cdot e^{-52K}$$

$$N_0 = 8,155 \cdot 10^9 \text{ fotons/segundo}$$



$$\Delta E = hc/\lambda$$

$$\Delta E = (6,6 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8)/(1270 \cdot 10^{-9})$$

$$\Delta E = 1,55 \cdot 10^{-19} J/mol$$

$$\text{Por átomo: } 1,55 \cdot 10^{-19} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 93,85 kJ/átomo$$

$$v = K \cdot [\beta_2][O_2]$$

$$d[\beta_2]/dt = 0$$

$$K_1[\beta] - k_{-1}[\beta_2] - K_2[\beta_2][O_2] = 0$$

$$[\beta_2] = [K_1[\beta]^2]/(K_{-1} + K_2[O_2])$$

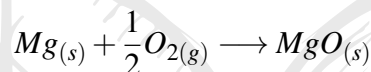
$$V = K_2 \cdot K_1 [\beta]^2 \cdot [O_2]/(K_{-1} + K_2 \cdot [O_2])$$

$$V = K_1 \cdot [\beta]^2$$

$\frac{3x}{2}$ Portanto, o mecanismo não condiz com o experimento.

QUESTÃO 19

a) A referida equação é a seguinte:

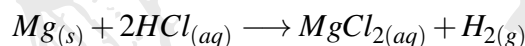


b) Com o dado da questão, temos:

$$55,9 \cdot 10^3 \cdot 50,1 \cdot 10^{-3} \cdot 0,998 = 6,4 \cdot (99,7 \cdot 4,025 + C)$$

$$C = 35,4 J/C^\circ$$

c) Equação:

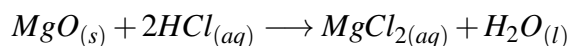


Assim, temos que:

$$\Delta H_1 = \frac{9,67 \cdot (99,821 \cdot 3,862 + 35,42)}{\frac{0,221}{24,3}} \cdot -1$$

$$\Delta H_1 = -447,55 kJ/mol$$

d) Equação:



Assim, temos que:

$$\Delta H_2 = \frac{4,72 \cdot (101,676 \cdot 3,862 + 35,42)}{\frac{0,576}{24,3+16}} \cdot -1$$

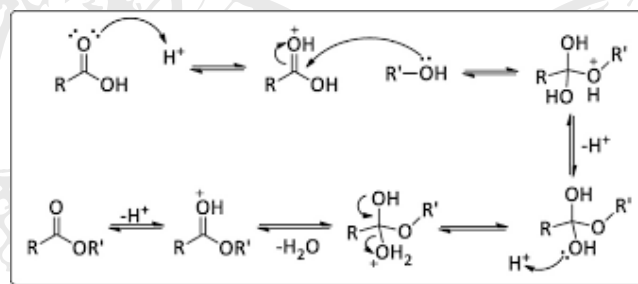
$$\Delta H_2 = -141,37 kJ/mol$$

e) Por lei de Hess:

$$\Delta H_f(MgO) = \Delta H_1 + \Delta H_2 - \Delta H_f(H_2O) = -303,12 kJ/mol$$

QUESTÃO 20

- a) A técnica simples de separação pode ser a filtração à vácuo, enquanto a técnica de purificação empregada pode ser a recristalização.
- b) A filtração a vácuo utilizando como solvente o etanol a frio permite a solubilização do excesso de reagente (AS) ao final da síntese, já que este é solúvel em etanol a qualquer temperatura, enquanto o produto desejado (AAS) é insolúvel em etanol a frio. A recristalização permite o isolamento dos cristais de AAS pois o anidrido acético e o ácido acético são solúveis em água, de modo que, após os cristais do AAS sejam formados novamente, estes possam ser filtrados com água, enquanto os cristais de AAS ficam retidos no filtro.
- c) A manipulação do anidrido acético requer cuidado pois quando este entra em contato com a água, ocorre uma reação de hidrólise, tendo como produtos duas moléculas de ácido acético, comprometendo a reação principal. Tal risco pode ser evitado utilizando um solvente diferente de água, como o etanol.
- d) O meio ácido na reação de esterificação é importantíssimo pois os íons H^+ funcionam como catalisadores desta reação, conforme o mecanismo abaixo:



- e) Existem diversas maneiras de verificar a pureza do composto produzidos. Aqui serão apresentadas duas delas:

Método 1 - Cromatografia de camada delgada: Em uma placa de alumínio recoberta por sílica em uma das faces, coloca-se o produto formado e o reagente em dois pontos (spots) diferentes. Após essa aplicação, a placa será colocada em uma câmara de eluição, na qual um solvente (eluente) passará sobre a placa e arrastará os compostos segundo suas polaridades. O AAS, menos polar, será mais arrastado, enquanto o AS, mais polar, terá melhor interação com a placa e portanto será menos arrastado. A presença das manchas dos dois compostos (a mancha de AS pode ser identificada ao comparar com o spot do reagente) no spot do produto indica que este ainda não está puro.

Método 2 - Teste do cloreto férrico: Quando o cloreto de ferro III ($FeCl_3$) entra em contato com um composto que apresenta o grupo fenol, há a formação de um complexo de cor violeta. O AS possui um grupo fenol, o qual deixa a solução violeta ao entrar em contato com o cloreto férrico, indicando que a amostra ainda não está pura.