

Questão 1:

(a) Efeito fotoelétrico

(b) $hc/\lambda = \Phi + \frac{1}{2} mv^2$

$hc/\lambda =$ conhecido. Comprimento de onda “setado” no experimento, h e c constantes

v = medida no experimento (e m é constante conhecida)

$\Phi =$ função trabalho que corresponde a energia de ionização. Calculada

(c) Cálculo

$$h = 6,626 \times 10^{-34} \text{Js}$$

$$c = 2,997 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$$

$$m_e = 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$$

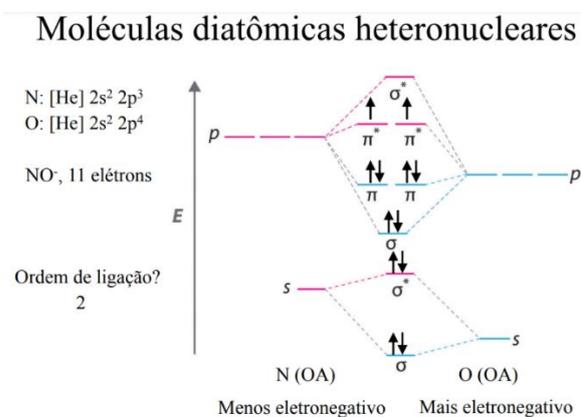
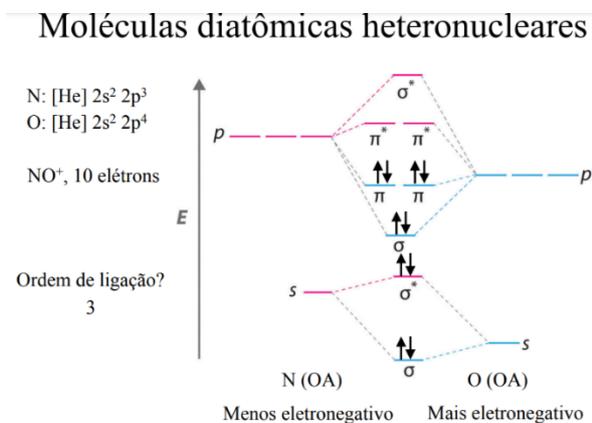
$$\frac{6,626 \times 10^{-34} \text{Js} \cdot 2,997 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}}{58,4 \cdot 10^{-9} \text{m}} = \Phi + 0,5 \cdot 9,11 \times 10^{-31} \text{kg} \cdot (2450 \cdot 10^3)^2 \text{ m}^2 \text{s}^{-2}$$

$$0,34 \cdot 10^{-17} \text{J} = \Phi + 0,27341387 \cdot 10^{-17} \text{J}$$

$$\Phi = 0,273 \cdot 10^{-17} \text{J} - 0,34 \cdot 10^{-17} \text{J} = -0,067 \cdot 10^{-17} \text{J} = -6,7 \cdot 10^{-15} \text{J}$$

Questão 2:

Resposta: Para responder esta questão é necessário determinar primeiro a ordem de ligação.



No NO⁺ a ordem de ligação é 3, ou seja, maior e conseqüentemente uma ligação tripla terá um comprimento de ligação menor de 106 pm, já no NO a ordem de ligação é 2, há uma dupla ligação, conseqüentemente o comprimento de ligação é maior de 124 pm.

Questão 3:

Resposta:

Considerando o consumo da amina (base), a qual está agindo como um nucleófilo durante uma reação de adição a uma espécie carbonilada (C=O de um aldeído no exemplo), espera-se que a diferença de concentração ($[\text{AcOH}] - [\text{NH}_3]$) entre a amina gerada in situ e o ácido acético também gerado no meio reacional aumente. Desta maneira, o pH durante a reação deverá se tornar mais ácido com consumo da amina que tem características básicas.

Questão 4:

Resposta:

$$pH = pK_a + \log \frac{[base\ conj.]}{[ácido]}$$

a) $5 = 8,2 + \log \frac{[base]}{[ácido]} = -3,2 = \log \frac{[base]}{[ácido]} = \frac{[base]}{[ácido]} = 0,0006$
 $= 0,06$
% forma ácida = 99,94%

b) $2 = 8,2 + \log \frac{[base]}{[ácido]} = -6,2 = \log \frac{[base]}{[ácido]} = 6,31 \cdot 10^{-7}$
% forma protonada = 99,99%

c) $9 = 8,2 + \log \frac{[base]}{[ácido]} = 0,8 = \log \frac{[base]}{[ácido]} \Rightarrow 6,31 = \frac{[base]}{[ácido]}$
 $= 86,32\%$
% forma desprotonada

Questão 5:

Resolução:

(a) Pela tabela, quando [A] não varia ($=7,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$) e [B] dobra ($4,6 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ para $9,2 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$), v dobra ($2,0 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$ para $4,0 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$). Portanto, $\beta = 1$. Além disso, quando [A] dobra ($3,5 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ para $7,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$) e [B] dobra ($2,3 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ para $4,6 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$), v quadruplica ($5,0 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$ para $2,0 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$). Portanto, $\alpha = 1$.

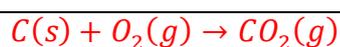
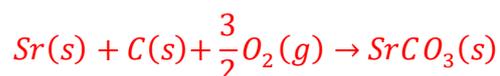
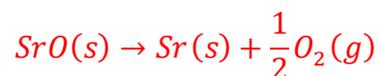
(b) Sabendo os valores de α e β ($=1$), empregamos alguma das três composições reacionais e respectiva taxa (p. ex., 1ª linha da tabela) e calculamos k :

$$v = k[A]^\alpha[B]^\beta \Rightarrow k = \frac{v}{[A]^\alpha[B]^\beta} \Rightarrow k = \frac{5 \times 10^{-7}}{[3,5 \times 10^{-2}][2,3 \times 10^{-2}]}$$
$$\Rightarrow k = 6,211 \times 10^{-4} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

Questão 6:

Resolução:

Fazendo $\{-1 \times \text{Eq. (1)}\} + \{1/2 \times \text{Eq. (2)}\} - \{1/2 \times \text{Eq. (3)}\}$ obtemos a equação química desejada e podemos calcular $\Delta_r H$



$$\begin{aligned}\Delta_r H &= -\Delta_r H^\circ(1) + \frac{\Delta_r H^\circ(2)}{2} - \frac{\Delta_r H^\circ(3)}{2} = \\ &= -(-234 \text{ kJ mol}^{-1}) + \frac{1}{2}(1184 \text{ kJ mol}^{-1}) - \frac{1}{2}(2440 \text{ kJ mol}^{-1}) = \\ &234 \text{ kJ mol}^{-1} + 592 \text{ kJ mol}^{-1} - 1220 \text{ kJ mol}^{-1} = -521,6 \text{ kJ mol}^{-1}\end{aligned}$$

Questão 7:

ITEM 7: SOLUÇÃO

a) A energia livre de Gibbs de formação pode ser expressa como:

$$\Delta G_R = \Delta G_R^\circ + RT \ln(K_{eq}) \quad (1)$$

onde, $\Delta G_R^\circ = \Delta G_f^\circ \Big|_{\text{PRODUTO}} - \Delta G_f^\circ \Big|_{\text{REAGENTE}} \quad (2)$

No equilíbrio,

$$K_{eq} = \exp\left(-\frac{\Delta G_R^\circ}{RT}\right) \quad (3)$$

sendo assim,

$$\Delta G_R^\circ = 12,3 - (23,4/2) \therefore \Delta G_R^\circ = 0,6 \text{ kcal/mol} \quad (4)$$

e

$$K_{eq} = \exp\left(-\frac{600}{1,987 \cdot 298,15}\right) \quad (5)$$

$$\boxed{K_{eq} = 0,36}$$

$$b) K_{eq} = \frac{p_{NO_2}}{(p_{N_2O_4})^{0,5}} \therefore p_{N_2O_4} = \left(\frac{p_{NO_2}}{K_{eq}}\right)^2 \quad (6)$$

$$p_{N_2O_4} = \left(\frac{1,8}{0,36}\right)^2 \therefore \boxed{p_{N_2O_4} = 25 \text{ bar}}$$

c) Considerando que ΔG_R° é positivo e que $K_{eq} < 1$, o reagente N_2O_4 é favorecido no equilíbrio.

Questão 8:

Gabarito

a) Semi-reações:



$$E_{\text{célula}} = E_{\text{direita}} - E_{\text{esquerda}}$$

Substituindo os valores na Equação de Nernst para encontrar os potenciais de eletrodo:

$$E_{\text{direita}} = E_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}}^0 - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Sn}^{4+}]}$$

$$E_{\text{direita}} = +0,154 - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[3,5 \times 10^{-2}]}{[1,5 \times 10^{-4}]} = +0,084 \text{ V}$$

$$E_{\text{esquerda}} = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 - \frac{0,0592}{1} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]}$$

$$E_{\text{esquerda}} = +0,771 - \frac{0,0592}{1} \log \frac{[6,0 \times 10^{-5}]}{[2,0 \times 10^{-2}]} = +0,92 \text{ V}$$

$$E_{\text{célula}} = E_{\text{direita}} - E_{\text{esquerda}} = +0,084 - (+0,92)$$

$$E_{\text{célula}} = \mathbf{-0,836 \text{ V}}$$

b) Essa reação não é espontânea devido ao potencial da célula ser negativo. Para que essa reação ocorra deve-se aplicar um potencial mínimo de -0,836 V por meio de uma fonte externa (célula eletrolítica).