



**Processo de Seleção e Admissão aos Cursos de Mestrado e de Doutorado
2018/2**

Edital nº 001/PPGQ/2018

GABARITO – QUESTÕES DE PROPOSIÇÕES MÚLTIPLAS

Questão 01	Questão 02	Questão 03	Questão 04
28	52	07	24

Questão 05	Questão 06	Questão 07	Questão 08
02	04	03	05

Questão 09	Questão 10	Questão 11	Questão 12
37	39	05	19

Questão 13	Questão 14	Questão 15	Questão 16
26	04	17	41



GABARITO – QUESTÕES DISCURSIVAS

QUESTÃO 17.

- (a) $[\text{SO}_2]=[\text{Cl}_2]=0,030 \text{ mol L}^{-1}$; $[\text{SO}_2\text{Cl}_2]=0,020 \text{ mol L}^{-1}$; fração dissociada 0,60.
- (b) $[\text{SO}_2]=0,025 \text{ mol L}^{-1}$; $[\text{Cl}_2]=0,044 \text{ mol L}^{-1}$; $[\text{SO}_2\text{Cl}_2]=0,025 \text{ mol L}^{-1}$; fração dissociada 0,50
- (c) Concorda com o princípio de Le Chatelier, já que com o excesso de gás Cl_2 no sistema, haverá deslocamento no equilíbrio da reação no sentido de consumo deste excesso, reduzindo o grau de dissociação do SO_2Cl_2 .

QUESTÃO 18.

- (a) O estado de oxidação é +2.
- (b) A configuração eletrônica do Mg termina em $2s^2 2p^6$, o que impossibilita a ocorrência de transições $d-d$ e esta não é, portanto, a justificativa para a apresentação de cor pela molécula.
- (c) A substituição do metal promoverá mudança na coloração da clorofila. A presença de um outro metal alteraria a estrutura eletrônica da molécula como um todo e poderiam surgir novas transições do tipo $d-d$, que mudariam a cor observada.

QUESTÃO 19.

- (a) $2 \text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{aq}) + 6 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 8 \text{H}_2\text{O} + 10 \text{CO}_2 (\text{g})$
- (b) O íon MnO_4^- é o agente oxidante e o ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) é o agente redutor.
- (c) Considerando-se a massa de ácido oxálico (20,0 mg), têm-se:

$$n = \frac{20,0}{90,03} = 0,222 \text{ mmol}$$

A razão estequiométrica $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4:\text{CO}_2$ é de 1:2, ou seja, $n_{\text{CO}_2} = 2 (0,222) = 0,444 \text{ mmol}$. Para conversão em massa, têm-se:

$$n = \frac{m}{M} \text{ e, portanto, } 0,444 = \frac{m}{44,01} \text{ e } m = 19,5 \text{ mg}$$



QUESTÃO 20.

- (a) Como o catalisador não afeta a constante de equilíbrio da reação, as mesmas quantidades de produto devem ser formadas em ambas as reações quando o equilíbrio for atingido.
- (b) O rendimento pode ser obtido considerando-se a estequiometria da reação, conforme a tabela e equações abaixo.

	[ácido acético]	[álcool]	[éster]	[água]
Início	n_0	n_0	0	0
No equilíbrio	$n_0 - x$	$n_0 - x$	x	x

$$K = \frac{[\text{éster}][\text{água}]}{[\text{ácido acético}][\text{álcool}]} = \frac{x^2}{(n_0 - x)^2}$$

$$\sqrt{K} = \sqrt{\frac{x^2}{(n_0 - x)^2}}$$

$$\sqrt{4} = 2 = \frac{x^2}{(n_0 - x)^2} \quad \therefore \quad x = 2/3n_0$$

Portanto, o rendimento máximo será de **66,7%**.

- (c) A velocidade de produção do éster é dada pela equação **(1)**

$$\frac{d[\text{ester}]}{dt} = k_2[R'OH][AH_2^+] \quad \text{Eq. 1}$$

Pela aproximação do estado estacionário, a velocidade de formação e decomposição do intermediário protonado AH_2^+ são as mesmas. Assim chega-se na equação **(2)** que pode ser rearranjada para a equação **(3)**.

$$k_1[H^+][AH] = k_{-1}[AH_2^+] + k_2[R'OH][AH_2^+] \quad \text{Eq. 2}$$

$$[AH_2^+] = \frac{k_1[H^+][AH]}{k_{-1} + k_2[R'OH]} \quad \text{Eq. 3}$$

Substituindo a concentração do AH_2^+ dada pela Eq. (3) na Eq. (1), tem-se a lei de velocidade para a reação

$$\frac{d[\text{ester}]}{dt} = k_2[R'OH] \left(\frac{k_1[H^+][AH]}{k_{-1} + k_2[R'OH]} \right)$$

Como a segunda etapa é a lenta, o termo $k_2[R'OH]$ deve ser menor que k_{-1} , e assim:

$$\frac{d[\text{ester}]}{dt} = \frac{k_2k_1}{k_{-1}} [R'OH][H^+][AH]$$