

IV - OCESQ - Química Analítica



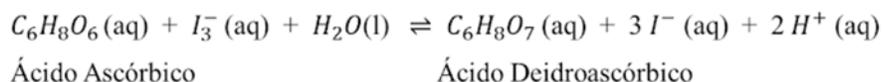
NÍVEL I

13. Uma solução tampão pode ser definida como uma solução aquosa capaz de resistir a variação do seu pH quando pequenas quantidades de ácidos ou bases são adicionadas a esta solução. Considerando as afirmações:
- O pH de uma solução tampão genérica, depende apenas da constante de equilíbrio do ácido ou da base fraca que é usado na sua composição.
 - A mistura de 100 mL de ácido acético $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ e 100 mL de acetato de sódio $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ produz uma solução de pH igual a 4,74 ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$).
 - Quando a concentração de ácido é igual a de sua base conjugada a solução tampão tem $\text{pH} = \text{p}K_a$.
 - Se forem adicionados 100 mL de solução de NaOH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ a um litro de solução tampão formada por $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$, ambos em concentração $0,1 \text{ mol L}^{-1}$, o pH final da mistura terá uma variação ligeiramente positiva do seu valor.

Estão verdadeiras as afirmações:

- I e II apenas.
- II e III apenas.
- II e IV apenas.
- II, III e IV apenas.**
- I, III e IV apenas.

14. Um comprimido de vitamina C foi macerado e pesado fornecendo uma massa de 0,3916 g que ao ser analisada por volumetria de oxidação-redução resultou em 52,08% de ácido ascórbico. No experimento utilizou-se uma solução padrão de I_3^- de concentração $0,0823 \text{ mol L}^{-1}$.

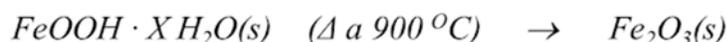
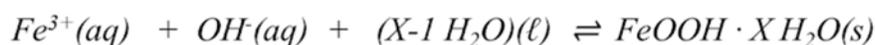
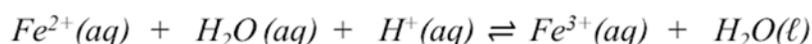


Dada a reação do ácido ascórbico com o I_3^- acima, qual volume (mL) de solução foi consumido na titulação da amostra?

- 19,87
- 14,13
- 27,13
- 36,08
- 24,56

NÍVEL II

15. O princípio ativo de um fármaco para suplementação de ferro no organismo tem fórmula química $C_4H_8FeN_2O_4$. Para analisar gravimetricamente com confiabilidade o medicamento, necessita-se que o precipitado final (Fe_2O_3) apresente uma massa mínima de 0,2550 g. Dadas as reações envolvidas no processo:



Sabendo que cada comprimido pesa 0,2853 g e que na sua composição o princípio ativo representa 38%, pergunta-se, quantos comprimidos são necessários para se obter essa massa mínima de precipitado?

- 3
- 2
- 6
- 7
- 5

16. Dada a seguinte tabela:

	Indicador	Cor em pH abaixo da viragem	Intervalo de pH de mudança de cor	Cor em pH acima da viragem
I.	Alaranjado de metila	Vermelho	3,1 – 4,4	Amarelo
II.	Vermelho de metila	Vermelho	4,4 – 6,2	Amarelo
III.	Azul de bromotimol	Amarelo	6,0 – 7,6	Azul
IV.	Fenolftaleína	Incolor	8,2 – 10,0	Rosa-carmim
V.	Timolftaleína	Incolor	9,4 – 10,6	Azul

5. Qual o indicador cujo valor do pH no segundo ponto de equivalência da titulação de 50 mL de solução de ácido oxálico $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ com NaOH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ encontra-se exatamente dentro do seu intervalo de pH de mudança de cor? ($K_{a1} = 5,6 \times 10^{-2}$ e $K_{a2} = 6,4 \times 10^{-5}$)

- Alaranjado de metila
- Vermelho de metila
- Azul de bromotimool
- Fenolftaleína
- Timolftaleína

QUESTÃO 16 – Anulada Após Revisão Pela Banca

NÍVEL III

17. Analise as alternativas abaixo:

- A fim de analisar espectrofotometricamente uma vitamina (massa molar = $169,18 \text{ g mol}^{-1}$), dissolveu-se uma determinada massa de amostra pura em 250,00 mL de água.
- Em seguida, tomou-se uma alíquota de 20,00 mL que foi diluída para 50,00 mL.
- Efetuou-se uma nova diluição, retirando-se 25,00 mL desta solução e levando a um volume de 100,00 mL.
- Finalmente, esta solução foi analisada em espectrofotômetro de feixe simples, resultando numa leitura de 0,0978.

O branco forneceu leitura de 0,0192. Com base nos dados da curva de calibração (tabela abaixo) determine a massa (g) da amostra inicial.

Ponto	Conc. (mol L^{-1})	ABS
Branco	0,0000	0,0192
1	0,0100	0,0500
2	0,0200	0,0804
3	0,0400	0,1390
4	0,0600	0,1993
5	0,0800	0,2571

- 4,34
- 13,55
- 10,88**
- 17,39
- 23,47

18. Um químico pretende separar os íons Fe^{3+} e Mg^{2+} em uma solução a partir da precipitação deles com NaOH. Sabendo que a solução inicial apresenta uma concentração de $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ de íons Fe^{3+} e $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ de íons Mg^{2+} , qual dos íons precipitará primeiro, qual a concentração de NaOH em solução para reduzir a 1% a concentração deste íon e qual a concentração de NaOH deve ter em solução para iniciar a precipitação do segundo íon?

$$K_{ps}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 2 \times 10^{-39}; K_{ps}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 7,1 \times 10^{-12} .$$

- Íon Fe^{3+} precipitará primeiro; $[\text{OH}^-] = 2,66 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$; $[\text{OH}^-] = 2,71 \times 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$.
- Íon Mg^{2+} precipitará primeiro; $[\text{OH}^-] = 2,66 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$; $[\text{OH}^-] = 5,84 \times 10^{-13} \text{ mol L}^{-1}$.
- Íon Fe^{3+} precipitará primeiro; $[\text{OH}^-] = 2,71 \times 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$; $[\text{OH}^-] = 2,66 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$.**
- Íon Mg^{2+} precipitará primeiro; $[\text{OH}^-] = 2,71 \times 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$; $[\text{OH}^-] = 2,66 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$.
- Íon Fe^{3+} precipitará primeiro; $[\text{OH}^-] = 2,66 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$; $[\text{OH}^-] = 5,84 \times 10^{-13} \text{ mol L}^{-1}$.