



**SERVIÇO PÚBLICO FEDERAL
MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
UNIVERSIDADE FEDERAL DE UBERLÂNDIA**



**Instituto de Genética e Bioquímica
COLEGIADO DO CURSO DE BIOTECNOLOGIA**

PLANO DE ENSINO

1. IDENTIFICAÇÃO

COMPONENTE CURRICULAR				
UNIDADE OFERTANTE: Instituto de Química				
CÓDIGO: GBT003		PERÍODO/SÉRIE: 1		TURMA: U
CARGA HORÁRIA			NATUREZA	
TEÓRICA: 45	PRÁTICA: 15	TOTAL: 60	OBRIGATÓRIA: (X)	OPTATIVA: ()
PROFESSOR: Otavio Luiz Bottecchia				ANO/SEMESTRE: 2022/1
OBSERVAÇÕES				
Porcesso SEI: 23117.060614/2022-52				

2. EMENTA

Medição, suas incertezas e propagação. Revisão de conceitos básicos relacionados às soluções, reações e estequiometria. Distinção entre elemento, moléculas, substância pura, misturas homogêneas e heterogêneas, solução, suspensão, dispersão e coloides. Unidades de concentração incluindo osmolaridade e conversão de unidades. Reagente limitante. Cinética química voltada para compreensão do equilíbrio químico. Equilíbrio químico voltado para reações iônicas. Cálculo de pH. Titulação. Solução-tampão.

3. JUSTIFICATIVA

A disciplina justifica-se na importância das soluções nos laboratórios e nos fluidos fisiológicos; das técnicas de determinação quantitativa e de propriedades coligativas; no vasto uso de pH enquanto unidade de concentração hidrogeniônica e das soluções-tampão.

4. OBJETIVO

Objetivo Geral:

Saber lidar com erros experimentais e entender sua propagação. Compreender as várias unidades de concentração e saber inter-relacioná-las. Ter um primeiro contato com técnicas analíticas para determinar a concentração de componentes conhecidos com concentração

desconhecidas e identificar a base teórico da técnica com a sua funcionalidade. Compreender o funcionamento da solução-tampão, suas propriedades e suas limitações.

Objetivos Específicos:

Saber usar as regras dos Algarismos significativos e conhecer suas limitações. Preparar soluções e efetuar conversão de unidades, incluindo osmolaridade. Realizar titulação ácido-base e saber escolher o indicador apropriado. Realizar medidas de pH. Preparar solução-tampão tanto a partir de seus constituintes quanto a partir de reação ácido-base.

5. PROGRAMA

#	Dia	Conteúdo	
Setembro			
1	30	Atividades da coordenação.	T
Outubro			
2	7	Introdução à disciplina e algarismos significativos.	T
3	14	Algarismos significativos e densidade.	T
4	21	Preparação de solução e relação empírica entre densidade e concentração.	P
Novembro			
5	4	Porcentagem, osmolaridade e classificação das soluções.	T
6	11	pH: conceito simplificado e rigoroso de pH de ácidos fortes.	T
7	18	0 pHmetro: funcionamento, e calibração.	T
8	25	Determinação da acidez do de vinagre	P
Dezembro			
9	2	Primeira avaliação (35 pontos).	T
10	9	Estequiometria e reagente limitante.	T
11	16	Força de eletrólitos (condutividade elétrica de soluções), conceitos ácido base. Equilíbrio, equilíbrio iônico da água, pH em diluição extrema, pH de ácido fraco.	T
Janeiro			
12	6	Indicadores ácido-base	P
13	13	Segunda avaliação (35 pontos).	T
14	20	Determinação do teor de ácido fosfórico com dois indicadores.	P
15	27	Curva de titulação e escolha de indicadores. Equilíbrio químico com enfoque nas reações iônicas, pH de ácido fraco. Efeito do íon comum.	

¹⁶	30	Equação de Andersen-Hasselbach. Propriedades da solução-tampão. Preparação de solução-tampão.	T
Fevereiro			
¹⁷	3	Avaliação de recuperação.	T

6. METODOLOGIA

Aulas teóricas alternadas com aulas experimentais, todas presenciais. O conteúdo programático das aulas teóricas é paralelo ao das aulas de laboratório para que o estudante tenha perspectiva unificada do conteúdo.

7. AVALIAÇÃO

Duas avaliações (trinta e cinco pontos cada) em sala de aula e atividades semanais ou quinzenais (trinta pontos) fora do horário das aulas, individuais. Por tradição, as notas são dadas na escala de zero a dez, ponderadas com a respectiva pontuação e somadas para obter a nota final. A avaliação de recuperação substitui a menor pontuação, será aplicada para quem não conseguir aprovação com as três avaliações anteriores e será limitada em sessenta pontos.

8. BIBLIOGRAFIA

Básica

1. Russel, B. *Química*, McGraw Hill, 2002.
2. Bottecchia, O. L. *Teoria no laboratório de química*, Scanner, 2022.
3. Maia, J. D.; Bianchi, A. C. J., *Química Geral*, Prentice Hall, 2007.
4. Atkins, P. e Jones, L.. *Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Bookman, 2011.

Complementar

1. Garritz, A.; Chamizo, J.A., *Química*, Prentice Hall, 2003.
2. Vogel, A., *Química Analítica Qualitativa*, ed. Mestre Jou, 1981, disponível na biblioteca Santa Mônica.
3. Henderson, S. K., Fenn, C.A.; Domijan, J. D., *Determination of Sugar Content in Commercial Beverages by Density*, J. Chem. Education, 75(9), 1998, 1122-1123, disponível na biblioteca do campus Santa Mônica, roteiro em Português adaptado pelo professor para aulas experimentais.
4. Previdello, B.A, Carvalho, F.R., Tessaro, A.L., Souza, V.R, Hioka, N., *O pK de indicadores ácido-base e os efeitos de sistemas coloidais*, Química Nova, 29(3) (2006)600-606, disponível gratuitamente on line.
5. Silva, L.A., Martins, C.R., Andrade, J. B., *Porque todos os nitratos são solúveis*, Química Nova, 27(6)(2004)1016-1020, disponível gratuitamente on line.

9. APROVAÇÃO

Aprovado em reunião do Colegiado realizada em: ____/____/____

Coordenação do Curso de Graduação em: _____