



UNIVERSIDADE ESTADUAL DO CENTRO-OESTE

Reconhecida pelo Decreto Estadual nº 3.444, de 8 de agosto de 1997

Ano	2026
Tp. Período	Anual
Curso	CIENCIAS BIOLOGICAS - Bacharelado (045)
Disciplina	1107631 - QUÍMICA APLICADA À BIOLOGIA
Turma	CBI-PB
Local	CEDETEG

Carga Horária:	102
C. Horár. Ext.:	0

PLANO DE ENSINO

EMENTA

Estrutura atômica, ligações químicas, soluções e concentração de soluções, ácido e bases, equilíbrio iônico em soluções aquosas, pH e Poh. Fundamentos de termoquímica. Estequiometria, reações químicas. Práticas Laboratoriais: reagentes e vidrarias, segurança, preparo e padronização de soluções, práticas de gravimetria e volumetria. Noções básicas de espectrofotometria.

I. Objetivos

Proporcionar ao discente do curso de Ciências Biológicas a compreensão dos princípios fundamentais da Química Geral, capacitando-o a interpretar os fenômenos químicos que regem os sistemas biológicos, desde a organização atômica e molecular da matéria até os processos energéticos e de equilíbrio que sustentam a vida, estabelecendo uma base sólida para as disciplinas de Bioquímica, Fisiologia, Ecologia e demais áreas da formação biológica.

II. Programa

Unidade 1 — Estrutura Atômica (10 h/a)

Modelos atômicos históricos (Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr). Estrutura do átomo: prótons, nêutrons e elétrons. Número atômico e número de massa. Isótopos, isóbaros e isótonos. Distribuição eletrônica em subníveis de energia. Tabela periódica: períodos, grupos e propriedades periódicas (eletronegatividade, raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica).

Unidade 2 — Ligações Químicas (10 h/a)

Regra do octeto e estabilidade eletrônica. Ligação iônica: formação e propriedades dos compostos iônicos. Ligação covalente: simples, dupla e tripla; estruturas de Lewis. Ligação metálica e suas propriedades. Polaridade de ligações e de moléculas. Forças intermoleculares: dipolo-dipolo, forças de London e ligações de hidrogênio.

Unidade 3 — Estequiometria e Reações Químicas (12 h/a)

Conceito de mol e número de Avogadro. Massa molar e cálculos estequiométricos. Fórmulas empírica e molecular. Balanceamento de equações químicas. Reagente limitante e reagente em excesso. Rendimento teórico, real e percentual. Reações de oxirredução: conceitos de oxidação, redução, agente oxidante e redutor.

Unidade 4 — Soluções e Concentração de Soluções (10 h/a)

Conceito de solução, soluto e solvente. Tipos de soluções: saturada, insaturada e supersaturada. Solubilidade e fatores que a influenciam. Concentração comum (g/L) e concentração em mol/L (molaridade). Partes por milhão (ppm) e porcentagem em massa. Diluição de soluções e mistura de soluções. Propriedades coligativas: tonoscopia, ebulioscopia, crioscopia e pressão osmótica.

Unidade 5 — Ácidos, Bases e Equilíbrio Iônico em Soluções Aquosas (14 h/a)

Teorias ácido-base: Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis. Ionização e dissociação eletrolítica: eletrólitos fortes e fracos. Produto iônico da água (Kw) e autoionização. Constante de ionização de ácidos (Ka) e bases (Kb). Conceito de pH e pOH; cálculo e interpretação. Escala de pH e indicadores ácido-base. Hidrólise salina. Soluções tampão: princípio e aplicações. Titulação ácido-base: curvas de neutralização e ponto de equivalência.

Unidade 6 — Fundamentos de Termoquímica (12 h/a)

Conceitos de sistema, vizinhança e universo termodinâmico. Energia interna, calor e trabalho. Reações exotérmicas e endotérmicas. Entalpia e variação de entalpia (DH). Lei de Hess e ciclos entálpicos. Entalpias padrão de formação, combustão e neutralização. Energia de ligação e estimativa de DH. Introdução à entropia (DS) e energia livre de Gibbs (DG): espontaneidade das reações.

III. Metodologia de Ensino

Aulas expositivas dialogadas com resolução de exercícios em sala, atividades em grupo, listas de problemas e, quando possível, demonstrações experimentais e práticas laboratoriais para ilustrar os conceitos teóricos.

IV. Formas de Avaliação

Sistema de Avaliação

1. Avaliações Teóricas

Em cada semestre serão realizadas três avaliações escritas (P1, P2 e P3), cada uma com valor máximo de 7,0 pontos. Complementarmente, serão aplicadas atividades avaliativas diversificadas — como listas de exercícios, seminários e estudos dirigidos —, denominadas Atividades Formativas (AF), também com valor máximo de 7,0 pontos. Essas atividades visam estimular o engajamento contínuo do estudante e o desenvolvimento de habilidades analíticas ao longo do semestre.

2. Avaliação das Aulas Experimentais

As aulas experimentais serão avaliadas de forma contínua, a cada prática realizada, compondo a nota de Avaliação Experimental (AE), com valor máximo de 3,0 pontos. Essa avaliação poderá contemplar relatórios, desempenho prático, participação e postura científica do estudante durante as atividades laboratoriais.

3. Cálculo da Nota Final Semestral

A nota final de cada semestre (NFS) será obtida pela seguinte fórmula:

$$NFS = (P1 + P2 + P3 + AF)/4 + AE$$

Onde: P1, P2 e P3 = provas escritas (máx. 7,0 cada) | AF = Atividades Formativas (máx. 7,0) | AE = Avaliação Experimental (máx. 3,0)



UNIVERSIDADE ESTADUAL DO CENTRO-OESTE

Reconhecida pelo Decreto Estadual nº 3.444, de 8 de agosto de 1997

Ano	2026
Tp. Período	Anual
Curso	CIENCIAS BIOLOGICAS - Bacharelado (045)
Disciplina	1107631 - QUÍMICA APLICADA À BIOLOGIA
Turma	CBI-PB
Local	CEDETEG

Carga Horária:	102
C. Horár. Ext.:	0

PLANO DE ENSINO

4. Recuperação Semestral

Ao final de qualquer semestre haverá uma avaliação de recuperação semestral. O resultado dessa avaliação substituirá a média aritmética das três provas escritas (P1, P2 e P3) daquele semestre, e a Nota Final Semestral será recalculada pela mesma fórmula, com a nota de recuperação ocupando o lugar da média das provas.

5. Cálculo da Média Anual

Ao término do ano letivo, será calculada a Média Anual (MA) a partir das Notas Finais Semestrais dos dois semestres, já considerando eventuais recuperações semestrais realizadas:

$$MA = (NFS1 + NFS2)/2$$

Onde: NFS1 = Nota Final do 1º semestre | NFS2 = Nota Final do 2º semestre

6. Critérios de Aprovação Anual

A aprovação na disciplina é definida com base na Média Anual (MA). Será considerado aprovado o aluno com MA maior ou igual a 7,0. Será considerado reprovado o aluno com MA inferior a 7,0.

V. Bibliografia

Básica

John C. Kotz, Paul M. Treichel, John R. Townsend, David A. Treichel, Química Geral e Reações Químicas – Volume 1. 2023
Atkins, P.; Jones, L. Princípios de Química: questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente. 5ª Edição, W. H. Freeman and Company, New York, 2010.

Brown, T. L.; LeMay Jr., H. E.; Bruce, E. B. Química – A ciência central. 9ª Edição, Prentice Hall, 2008

HAGE, D. S.; CARR, J. D. Química analítica e análise Instrumental. Tradução YAMAMOTO, Midori; revisão técnica WENDLER, Edison. 1. ed.- São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2012.

SKOOG, A. D. et al. Fundamentos de química analítica. 8a ed. São Paulo: Editora Thomson, 2006.

Complementar

MAHAN, B. Química: um curso universitário, São Paulo, Editora Edgard Blucher, 1996.

TOMA, H. E. Coleção de Química Conceitual: Estrutura Atômica, Ligações e Estereoquímica. 1a ed. 1 vol. São Paulo: Blucher, 2013.

Mateus Queiroz Marchesi e Rogerio Custodio. Evolução dos modelos atômicos. Rev. Chemkeys, Campinas, SP, v.5, e023003, 2023 -ISSN2595-7430. doi: 10.20396/chemkeys.v5i00.18418

FERREIRA, L. et al. Contém Química: pensar, fazer e aprender com experimentos. 1 ed. São Carlos: Pedro & João Editores, 2011.331p.

APROVAÇÃO

Inspetoria: DEQ/G

Tp. Documento: Ata Departamental

Documento: 574

Data: 12/03/2026