

## FICHA2 - PLANO DE ENSINO

CÓDIGO: <b>CQ317</b>	DISCIPLINA: <b>QUÍMICA GERAL</b>		TURMA: <b>AC</b>			
NATUREZA: <b>Obrigatória</b>		REGIME: <b>Semestral</b>	MODALIDADE: <b>Presencial</b>			
CH TOTAL: <b>60h</b>		CH SEMANAL: <b>4h</b>	CH Prática como Componente Curricular (PCC): <b>0h</b>		CH Atividade Curricular de Extensão (ACE): <b>0h</b>	
Padrão (PD): <b>60h</b>	Laboratório (LB): <b>0h</b>	Campo (CP): <b>0h</b>	Orientada (OR): <b>0h</b>	Estágio (ES): <b>0h</b>	Prática Específica (PE): <b>0h</b>	Estágio de Formação Pedagógica (EFP): <b>0h</b>
FICHA 2 PREENCHIDA PELO DOCENTE: <b>GEORGE HIDEKI ROSSINI SAKAE</b>						

### EMENTA

Átomo. Cálculos químicos. Soluções. Equilíbrio químico. Noções de termodinâmica. Oxidação-redução. Cinética química. Ligações químicas. Teorias ácido-base.

### PROGRAMA

Teoria Atômica: desenvolvimento histórico; estequiometria, quantidade de matéria e grandezas extensivas, cálculo químico, notação e fórmula química; modelos atômicos, eletrosfera e núcleo atômico. Elementos químicos na crosta terrestre, nos seres vivos e na sociedade moderna.

Ligações Químicas: ligações iônicas, covalentes e metálicas; interações intermoleculares; modelos de ligação covalente, Teoria de Lewis; estrutura eletrônica e propriedades macroscópicas. Interpretação de fenômenos ambientais através das ligações químicas.

Termodinâmica Química: sistema, estado, função de estado e estado padrão; trabalho, calor, energia interna, entalpia e variações de entalpia de reação; entropia; função de Gibbs e espontaneidade de reação. Energia e meio ambiente.

Equilíbrio Químico: estado de equilíbrio, quociente de reação, constante de equilíbrio e relação entre energia e estado de equilíbrio; equilíbrio em soluções aquosas, solubilidade de eletrólitos pouco solúveis, equilíbrio ácido-base e escala de pH. Equilíbrio químico e qualidade de água

Eletroquímica: semi-reações de oxidação e redução, célula eletroquímica, potencial padrão de eletrodo, aspectos termodinâmicos e espontaneidade de reações eletroquímicas. Reações redox e implicações ambientais.

Cinética Química: velocidade de reação, fatores que afetam a velocidade de reação, leis de velocidade e mecanismo de reação.



## OBJETIVO GERAL

O aluno deverá compreender noções básicas de química, num contexto geral e aplicado à sua área de formação.

## OBJETIVOS ESPECÍFICOS

Ter noção da evolução dos modelos atômicos e a compreensão da estrutura eletrônica atômica através do conceito de orbitais atômicos.

Elaborar e desenvolver previsões sobre as possibilidades de ligação entre átomos.

Saber avaliar os efeitos de calor de reações químicas através dos conceitos de energia interna e entalpia.

Dominar os critérios para avaliação da espontaneidade de processos químicos.

Calcular a composição de equilíbrio de misturas reacionais a partir de constantes de equilíbrio e variações de energia livre.

Prever o comportamento de sistemas em equilíbrio quanto sujeitos a perturbações.

## PROCEDIMENTOS DIDÁTICOS

Aula	Data	Conteúdo
1	27/2	Semana de Recepção aos Discentes - <i>Não haverá aula</i>
2	29/2	Semana de Recepção aos Discentes - <i>Não haverá aula</i>
3	5/3	Apresentação da disciplina
4	7/3	Conteúdos Introdutórios para Química Geral
5	12/3	<b>Parte 1</b> Parte A: Estequiometria Parte B: Os átomos
6	14/3	7
19/3	8	21/3
9	26/3	10
28/3	11	2/4
12	4/4	13
9/4	1ª Avaliação	14



11/4	<b>Parte 2</b> Parte C: Ligação química Parte D: A forma da molécula e suas estruturas	15
16/4	16	18/4
17	23/4	18
25/4	19	30/4
20	2/5	21
7/5	22	9/5
2ª Avaliação	23	14/5
<b>Parte 3</b> Parte E: Equilíbrios Químicos Parte F: Cinética Química	24	16/5
25	21/5	26
23/5	27	28/5
	30/5	Feriado (Corpus Christi) - <i>Não haverá aula</i>
28	4/6	<b>Parte 3 (Continuação)</b>
29	6/6	30
11/6	31	13/6
3ª Avaliação	32	18/6
Avaliações de 2ª Chamada (a combinar)	33	20/6
Avaliações de 2ª Chamada (a combinar)		25/6
Período de estudos - <i>Não haverá aula</i>		27/6
Período de estudos - <i>Não haverá aula</i>		2/7

## FORMAS DE AVALIACAO

Avaliações ocorrerão de acordo com o disposto na resolução 37/97-CEPE

Média >70: Aprovação; 40<Média<70: Exame Final; Média<40: Reprovação

No Exame Final: Média>50: Aprovação; Média<50: Reprovação



### BIBLIOGRAFIA BÁSICA

1. ATKINS, P.; JONES, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.
2. BROWN, T. L.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E. Química: a ciência central. 9. ed. São Paulo: Pearson, 2005.
3. KOTZ, J.C.; TREICHEL, P.M.; WEAVER, G.C. Química geral e reações químicas. 6. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2010. 2v.

### BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTAR

1. CHANG, R.; GOLDSBY, K. A. Química. 11. ed. São Paulo: Mc Graw Hill, 2013.
2. BRADY, J. E.; HUMISTON, G. E. Química Geral. Tradução por Cristina Maria Pereira dos Santos e Roberto de Barros Faria. 2aed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 1996.
3. MAHAN, B. M. &MYERS, R. J. Química, um curso universitário. Tradução da 4a ed. americana por Koiti Araki et al.; coordenação de Henrique Eisi Toma. São Paulo: Edgard Blücher, 1993.
4. QUAGLIANO, J. V.; VALLARINO, L. M. Química. 3a ed. Rio de Janeiro: Guanabara Dois, 1973.
5. RUSSEL, John B. Química Geral. 2a ed. Coordenação Maria Elizabeth Brotto; Tradução e revisão por Márcia Guekezian et al. São Paulo: Makron, 1994.

