



INSTITUTO DE QUÍMICA da UFRJ
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA INORGÂNICA

Programa de Disciplina

Nome: **Química Geral II IQ**

Código: **IQG 120**

CARACTERÍSTICAS

Categoria:	OBRIGATÓRIA
Carga Horária Semanal:	4 (TEÓRICA)
Número de Semanas Previstas para a Disciplina:	15
Número de Créditos da Disciplina:	4
Pré-Requisito para a Disciplina:	QUÍMICA GERAL I (IQG 114)
Cursos para os quais a Disciplina é Indicada:	LICENCIATURA EM QUÍMICA QUÍMICA



INSTITUTO DE QUÍMICA da UFRJ
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA INORGÂNICA

PROGRAMA ANALÍTICO

1 GASES. (CARGA HORÁRIA RECOMENDADA 8 HORAS)

- 1.1 Comportamento de um Gás.
- 1.2 Caracterização de um Gás: Volume, Pressão e Temperatura.
- 1.3 Relação Volume x Pressão: Lei de BOYLE.
- 1.4 Relação Volume x Temperatura: Lei de CHARLES.
- 1.5 A Lei Combinada dos Gases.
- 1.6 Relação Volume x Número de Moles: Princípio de AVOGADRO.
- 1.7 A Lei do Gás Ideal.
- 1.8 Mistura de Gases: Lei das Pressões Parciais de DALTON.
- 1.9 As Leis da Efusão e Difusão de GRAHAM.
- 1.10 A Teoria Cinético-Molecular dos Gases.
- 1.11 A Equação do Gás Ideal de VAN DER WAALS.
- 1.12 Cálculos Estequiométricos com Gases.

2 SOLUCÕES. (CARGA HORÁRIA RECOMENDADA 12 HORAS)

- 2.1 Tipos de Soluções.
- 2.2 O Processo de Dissolução.
- 2.3 A Água como Solvente.
- 2.4 Sistemas Coloidais.
- 2.5 Unidades de Concentração.
- 2.6 Solubilidade e Temperatura: Cristalização Fracionada.
- 2.7 Solubilidade e Pressão: Lei de HENRY.
- 2.8 Conceito de Propriedade Coligativa.
- 2.9 Pressão de Vapor de uma Solução: Lei de RAOULT.
- 2.10 Destilação Fracionada.
- 2.11 Elevação do Ponto de Ebulição.
- 2.12 Abaixamento do Ponto de Congelamento.
- 2.13 Pressão Osmótica.
- 2.14 Grau de Dissociação de Eletrólitos.
- 2.15 Reações em Solução Aquosa.
- 2.16 Cálculos de Estequiometria de Solução.



INSTITUTO DE QUÍMICA da UFRJ
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA INORGÂNICA

3 TERMODINÂMICA. (CARGA HORÁRIA RECOMENDADA 10 HORAS)

- 3.1 Calor e Trabalho.
- 3.2 Energia Interna e Entalpia.
- 3.3 A Primeira Lei da Termodinâmica.
- 3.4 Termoquímica: Determinação do Calor de Reação.
- 3.5 A Lei de HESS.
- 3.6 Energia de Ligação.
- 3.7 Entropia, Probabilidade, Desordem e A Segunda Lei da Termodinâmica.
- 3.8 Função de GIBBS: Relação com Entalpia e Entropia.
- 3.9 A Terceira Lei da Termodinâmica.
- 3.10 Cálculo da Função de GIBBS de uma Reação.

4 CINÉTICA QUÍMICA. (CARGA HORÁRIA RECOMENDADA 8 HORAS)

- 4.1 Velocidade de Reação.
- 4.2 A Equação de Velocidade.
- 4.3 Ordem de Reação: Zero, Primeira, Segunda e Outras.
- 4.4 Tempo de Meia-Vida.
- 4.5 Métodos Gráficos.
- 4.6 A Teoria das Colisões.
- 4.7 Molecularidade das Reações Químicas.
- 4.8 A Equação de ARRHENIUS.
- 4.9 Energia de Ativação.
- 4.10 A Teoria do Estado de Transição.
- 4.11 Mecanismos de Reação.
- 4.12 Catálise Homogênea e Heterogênea.

5 EQUILÍBRIO QUÍMICO. (CARGA HORÁRIA RECOMENDADA 6 HORAS)

- 5.1 A Lei da Ação das Massas.
- 5.2 A Constante de Equilíbrio.
- 5.3 A Relação entre K_p e K_c .
- 5.4 O Princípio de LE CHÂTELIER.
- 5.5 Equilíbrios Químicos Homogêneos.
- 5.6 Equilíbrios Químicos Heterogêneos.



INSTITUTO DE QUÍMICA da UFRJ
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA INORGÂNICA

5.7 Energia Livre de GIBBS e Equilíbrio Químico.

5.8 Cinética e Equilíbrio.

5.9 A Equação de VAN'T HOFF.

5.10 Cálculos de Equilíbrio.

6 ÁCIDOS E BASES. (CARGA HORÁRIA RECOMENDADA 4 HORAS)

6.1 O Conceito de ARRHENIUS.

6.2 O Conceito de BRONSTED-LOWRY.

6.3 O Conceito de LEWIS.

6.4 A Definição pelo Sistema Solvente.

6.5 A Força de um Ácido ou uma Base.

6.6 Calor de Neutralização.

7 ELETROQUÍMICA. (CARGA HORÁRIA RECOMENDADA 12 HORAS)

7.1 Reações Espontâneas e Não-Espontâneas.

7.2 Células Galvânicas: Diagrama, Eletrodos e Potencial.

7.3 Potencial Padrão de Eletrodo.

7.4 Tipos de Eletrodos.

7.5 Eletrodo Padrão de Hidrogênio.

7.6 Tabela dos Potenciais-Padrão de Redução.

7.7 Células Eletrolíticas.

7.8 Eletrólise em Solução Aquosa.

7.9 Outros Tipos de Eletrólise.

7.10 As Leis de FARADAY.

7.11 Termodinâmica e Eletroquímica.

7.12 O Efeito da Concentração sobre o Potencial da Célula.

7.13 A Equação de NERNST.

7.14 Potenciais-Padrão e Constantes de Equilíbrio.

7.15 A Medição Eletroquímica do pH: Eletrodo de Vidro.

7.16 Células Galvânicas Comerciais.

7.17 Aplicações dos Processos Eletrolíticos.



INSTITUTO DE QUÍMICA da UFRJ
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA INORGÂNICA

LIVROS RECOMENDADOS.

- 1 ***“Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente”***
ATKINS P., JONES L., Bookman, 2001.
- 2 ***“Química Geral”***;
RUSSEL J. B.;
1994, Traduzido, 2^a. Edição, Volumes 1 e 2;
Makron Books do Brasil Editora Ltda..
- 3 ***“Química Geral”***;
BRADY J. E., HUMISTON G. E.;
1986, Traduzido, 2^a. Edição, Volumes 1 e 2;
Livros Técnicos e Científicos Editora S.A..
- 4 ***“Química e reações químicas”***;
KOTZ J. C., TREICHEL P.;
1998, volumes 1-2;
Livros Técnicos e Científicos