



**INSTITUTO DE QUÍMICA da UFRJ**  
**DEPARTAMENTO DE QUÍMICA INORGÂNICA**

**Programa de Disciplina**

Nome: **Química Geral II**

Código: **IQG 121**

**CARACTERÍSTICAS**

Categoria:	<b>OBRIGATÓRIA</b>
Carga Horária Semanal:	<b>2 (TEÓRICA)</b>
Número de Semanas Previstas para a Disciplina:	<b>15</b>
Número de Créditos da Disciplina:	<b>2</b>
Pré-Requisito para a Disciplina:	<b>QUÍMICA GERAL I (IQG 117)</b>
Cursos para os quais a Disciplina é Indicada:	<b>QUÍMICA</b> <b>QUÍMICA - ATRIBUIÇÕES TECNOLÓGICAS</b>



# INSTITUTO DE QUÍMICA da UFRJ

## DEPARTAMENTO DE QUÍMICA INORGÂNICA

### PROGRAMA ANALÍTICO

#### **1** REATIVIDADE QUÍMICA. (CARGA HORÁRIA RECOMENDADA 8 HORAS)

- 1.1 Fatores que afetam a reatividade química
- 1.2 Calor e Trabalho.
- 1.3 Energia Interna e Entalpia.
- 3.4 A Primeira Lei da Termodinâmica.
- 1.5 Termoquímica: Determinação do Calor de Reação.
- 1.6 A Lei de HESS.
- 1.7 Entropia, Probabilidade, Desordem e A Segunda Lei da Termodinâmica.
- 1.8 Função de GIBBS: Relação com Entalpia e Entropia.
- 1.9 A Terceira Lei da Termodinâmica.
- 1.10 Velocidade de Reação.
- 1.11 A Equação de Velocidade.
- 1.12 Ordem de Reação: Zero, Primeira, Segunda.
- 1.13 A Teoria das Colisões.
- 1.14 Molecularidade das Reações Químicas.
- 1.15 A Equação de ARRHENIUS.
- 1.16 Energia de Ativação.
- 1.17 A Teoria do Estado de Transição.
- 1.18 Mecanismos de Reação.
- 1,19 Catálise Homogênea e Heterogênea.

#### **2** EQUILÍBRIO QUÍMICO. (CARGA HORÁRIA RECOMENDADA 4 HORAS)

- 2.1 A Lei da Ação das Massas.
- 2.2 A Constante de Equilíbrio.
- 2.3 A Relação entre  $K_p$  e  $K_c$ .
- 2.4 O Princípio de LE CHÂTELIER.
- 2.5 Equilíbrios Químicos Homogêneos.
- 2.6 Equilíbrios Químicos Heterogêneos.
- 2.7 Energia Livre de GIBBS e Equilíbrio Químico.
- 2.8 Cinética e Equilíbrio.
- 2.9 A Equação de VAN'T HOFF.



# INSTITUTO DE QUÍMICA da UFRJ

## DEPARTAMENTO DE QUÍMICA INORGÂNICA

### 3 ÁCIDOS E BASES. (CARGA HORÁRIA RECOMENDADA 4 HORAS)

- 3.1 O Conceito de ARRHENIUS.
- 3.2 O Conceito de BRONSTED-LOWRY.
- 3.3 O Conceito de LEWIS.
- 3.4 A Definição pelo Sistema Solvente.
- 3.5 A Força de um Ácido ou uma Base.
- 3.6 Calor de Neutralização.
- 3.7 Conceito Ácido-Base Generalizado e a sua Correlação com as Observações Empíricas tais como a Basicidade dos Óxidos Metálicos, Reações de Hidrólise e Hidratação e Acidez dos Oxiácidos.

### 4 ELETROQUÍMICA. (CARGA HORÁRIA RECOMENDADA 14 HORAS)

- 4.1 Reações Espontâneas e Não-Espontâneas.
- 4.2 Células Galvânicas: Diagrama, Eletrodos e Potencial.
- 4.3 Potencial Padrão de Eletrodo.
- 4.4 Tipos de Eletrodos.
- 4.5 Eletrodo Padrão de Hidrogênio.
- 4.6 Tabela dos Potenciais-Padrão de Redução.
- 4.7 Células Eletrolíticas.
- 4.8 Eletrólise em Solução Aquosa.
- 4.9 Outros Tipos de Eletrólise.
- 4.10 As Leis de FARADAY.
- 4.11 Termodinâmica e Eletroquímica.
- 4.12 O Efeito da Concentração sobre o Potencial da Célula.
- 4.13 A Equação de NERNST.
- 4.14 Potenciais-Padrão e Constantes de Equilíbrio.
- 4.15 A Medição Eletroquímica do pH: Eletrodo de Vidro.
- 4.16 Células Galvânicas Comerciais.
- 4.17 Aplicações dos Processos Eletrolíticos.
- 4.18 Diagramas de ELLINGHAM.
- 4.19 Desproporcionamento e Oxidação pelo Oxigênio Atmosférico.
- 4.20 Diagramas de LATIMER e FROST.
- 4.21 Efeito do pH.
- 4.22 Diagramas de POURBAIX
- 4.23 Efeito da complexação sobre o potencia[



**INSTITUTO DE QUÍMICA da UFRJ**  
**DEPARTAMENTO DE QUÍMICA INORGÂNICA**

**LIVROS RECOMENDADOS.**

- 1 Brown, TL, LeMay H E, Bursten, BE and Burdge JR ;Química a Ciência Central; 9ª edição, 2005, Pearson-Prentice Hall
- 2 Princípios de Química; Atkins, P and Jones, L; 5ª edição, 2012, Bookman
- 3 Kotz, J.C.; Treichel, P.M. e Weaver, G. C.;Química Geral e Reações Químicas; 6ª edição, 2008, vol 1 e 2, Cengage Learning Inc.
- 4 Brady J.E.; Russell J.W. e Holum J. R.;Química: A matéria e suas transformações; 2002, vol 1 e 2, LTC editora