



UNIVERSIDADE FEDERAL DE VIÇOSA

ESTE DOCUMENTO NÃO SUBSTITUI O ORIGINAL

Programa Analítico de Disciplina

QUI102 Química Fundamental

Departamento de Química - Centro de Ciências Exatas e Tecnológicas

Número de créditos: 7		<u>Teóricas</u>	<u>Práticas</u>	<u>Total</u>
Duração em semanas: 15	Carga horária semanal	5	2	7
Períodos - oferecimento: I	Carga horária total	75	30	105

Pré-requisitos (Pré ou co-requisitos)*

Ementa

A ciência química. Substâncias e materiais. Fundamentos de estrutura atômica e ligação química. Gases ideais. Massas atômicas e moleculares e o conceito fundamental do mol. Estudo das soluções. Reações químicas e cálculo estequiométrico. Funções da química inorgânica e nomenclatura. Equilíbrio químico homogêneo. Equilíbrio químico heterogêneo. Ácidos e bases. Noções de termodinâmica química. Eletroquímica.

Oferecimento aos Cursos

Curso	Modalidade	Período
Bioquímica(BQI)	Obrigatória	1
Engenharia Química	Obrigatória	1
Licenciatura em Química(LIC)	Obrigatória	1
Química(BAC)	Obrigatória	1
Química(LIC)	Obrigatória	1



QUI102 Química Fundamental

Seq	Aulas Teóricas	Horas/Aula
1	A ciência química 1.1. O que é química? 1.2. A química na nossa vida 1.3. Química e meio ambiente	2
2	Substâncias e materiais 2.1. A matéria como se apresenta na natureza 2.2. Substâncias e suas características físico-químicas 2.2.1. Substâncias simples ou elementares 2.3. Materiais e suas características físico-químicas 2.3.1. Materiais heterogêneos 2.3.2. Materiais homogêneos - soluções e misturas 2.4. Fracionamento de materiais	7
3	Fundamentos de estrutura atômica e ligação química 3.1. Desvendando a estrutura da matéria - átomo, a partícula fundamental 3.2. Número atômico e distribuição eletrônica 3.3. Número de massa e isótopos 3.4. A tabela periódica - propriedades periódicas 3.5. Introdução à ligação química 3.6. Ligação iônica 3.7. Ligação covalente. Compostos polares e apolares 3.8. Ligação metálica	8
4	Gases ideais 4.1. O estado gasoso; teoria cinética dos gases 4.2. Leis dos gases 4.3. Gases ideais e gases reais	4
5	Massas atômicas e moleculares e o conceito fundamental do mol 5.1. Lei das proporções simples de Proust 5.2. Lei das proporções múltiplas de Dalton 5.3. Massas atômicas e moleculares	3
6	Estudo das soluções 6.1. A natureza das soluções; solventes e solutos 6.2. Soluções iônicas e moleculares 6.3. A importância das soluções	8



UNIVERSIDADE FEDERAL DE VIÇOSA

ESTE DOCUMENTO NÃO SUBSTITUI O ORIGINAL

	6.4. Concentrações de soluções: os vários sistemas 6.5. Solubilidade e os fatores que a afetam	
7	Reações químicas e cálculo estequiométrico 7.1. Reações químicas 7.2. Equações químicas e métodos de balanceamento 7.3. Cálculos estequiométricos 7.4. Cálculos estequiométricos envolvendo soluções 7.5. Rendimento das reações químicas	8
8	Funções da química inorgânica e nomenclatura 8.1. Função óxido; classificação, propriedades e nomenclatura 8.2. Função ácido; classificação, propriedades e nomenclatura 8.3. Função base; classificação, propriedades e nomenclatura 8.4. Função sal; classificação, propriedades e nomenclatura 8.5. Função hidreto, propriedades e nomenclatura	3
9	Equilíbrio químico homogêneo 9.1. A natureza reversível das reações químicas 9.2. A lei do equilíbrio químico (ação das massas) 9.3. Constantes de equilíbrio e suas aplicações	4
10	Equilíbrio químico heterogêneo 10.1. Equilíbrio de fases 10.2. Equilíbrio de soluções moleculares 10.3. Sólidos pouco solúveis e produto de solubilidade 10.4. Separações quantitativas por diferenças em solubilidade	8
11	Ácidos e bases 11.1. O que são ácidos e bases? 11.2. Reações de neutralização e auto ionização da água 11.3. Ácidos e bases fortes 11.4. Ácidos e bases fracos 11.5. Sais e hidrólise 11.6. Potencial hidrogeniônico - pH 11.7. Soluções tampões	8
12	Noções de termodinâmica química 12.1. 1ª e 2ª leis da termodinâmica; entalpia, entropia e energia livre 12.2. Calor da reação e calorimetria 12.3. Calores de formação e suas aplicações 12.4. Leis de Hess	6
13	Eletroquímica 13.1. Células galvânicas 13.2. Potenciais padrão de eletrodo	6



UNIVERSIDADE FEDERAL DE VIÇOSA

ESTE DOCUMENTO NÃO SUBSTITUI O ORIGINAL

	13.3. Energia livre, tensão da célula e equilíbrio 13.4. A medida eletroquímica do pH	
--	--	--



UNIVERSIDADE FEDERAL DE VIÇOSA

ESTE DOCUMENTO NÃO SUBSTITUI O ORIGINAL

QUI102 Química Fundamental

QUI102 Química Fundamental

Seq	Aulas Práticas	Horas/Aula
1	O laboratório e equipamentos de laboratório 1.1. Conhecimento do material, segurança e normas de trabalho 1.2. Medidas de volumes. Erros de medidas	2
2	Substâncias e materiais 2.1. Distinção entre substâncias e materiais. Determinação de propriedades físicas e químicas. Fracionamento de materiais	2
3	Reações químicas e energia 3.1. Reação de neutralização, combustão, oxi-redução, solubilização, dupla troca, precipitação, complexação	2
4	Estudo das soluções 4.1. Preparo de soluções. Concentração de soluções. Identificação de soluções iônicas e moleculares	2
5	Estequiometria 5.1. Reações estequiométricas e não estequiométricas	2
6	Obtenção e purificação de substâncias 6.1. Obtenção de $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ e NaCl	2
7	Propriedades dos elementos químicos 7.1. Periodicidade dos elementos químicos. Semelhança e diferenças nos grupos dos metais alcalinos, alcalino-ferrosos e ametais halogênios	2
8	Equilíbrio químico 8.1. Deslocamento de equilíbrio, fatores que afetam o equilíbrio de solubilidade	2
9	Velocidade de reações químicas 9.1. Estudo do efeito da concentração e da temperatura sobre a velocidade de reações químicas	2
10	Catálise 10.1. Catálise homogênea e heterogênea	2



11	Equilíbrio ácido-base	2
	11.1. Medida de pH de soluções ácidas e básicas usando indicadores e potenciômetro	
12	Titulação de ácido forte por base forte	2
	12.1. Curva de titulação	
13	Oxi-redução	2
	13.1. Reações redox. Reações de deslocamento. Potenciais	
14	Pilhas (Células galvânicas)	2
	14.1. Construção de pilhas e medidas de potencial	
15	Células eletrolíticas (eletrólise)	2
	15.1. Eletrólise de solução aquosa de iodeto de potássio e identificação dos produtos da eletrólise	



UNIVERSIDADE FEDERAL DE VIÇOSA

ESTE DOCUMENTO NÃO SUBSTITUI O ORIGINAL

QUI102 Química Fundamental

Referências Bibliográficas

Bibliografia Básica:

- 1 - RUSSEL, J. B. Química Geral. Volume 2. 2a Edição. Makron Books. 2006. [Exemplares disponíveis: 60]
- 2 - RUSSEL, J. B. Química Geral. Volume 1. 2a Edição. Makron Books. 2006. [Exemplares disponíveis: 60]

Bibliografia Complementar:

- 3 - ALMEIDA, Paulo G. V. (Org.) Química Geral - Práticas Fundamentais. Viçosa: Editora UFV, Quinta Reimpressão 2006. 112p. (Cadernos didáticos 21, 4. ed. UFV) [Exemplares disponíveis: 51]
- 4 - ATKINS, P.; LORETTA, J. Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3a ed. Porto Alegre: Bookman, 2006. [Exemplares disponíveis: 10]
- 5 - BRADY, J.E. & HUMISTON, G.E. Química Geral. Volume 1. 2ª Ed. São Paulo. LTC - Livros Técnicos e Científicos Editora S.A. 2002. [Exemplares disponíveis: 2]
- 6 - BRADY, J.E. & HUMISTON, G.E. Química Geral. Volume 2. 2ª Ed. São Paulo. LTC - Livros Técnicos e Científicos Editora S.A. 2002. [Exemplares disponíveis: 4]
- 7 - Brown, T.L., Lemay Jr., H.E., Bursten, B.E. & Burdge, J.R. Química, a ciência central São Paulo: Pearson Prentice Hall. 2005. [Exemplares disponíveis: 4]
- 8 - Kotz, J.C., & Treichel, P.M. Jr., Química Geral 2 e Reações Químicas. Tradução da 5 a edição norte-americana. São Paulo: Pioneira Thomson Learning. 2005. [Exemplares disponíveis: 33]
- 9 - Kotz, J.C., & Treichel, P.M. Jr., Química Geral 1 e Reações Químicas. Tradução da 5 a edição norte-americana. São Paulo: Pioneira Thomson Learning. 2005. [Exemplares disponíveis: 33]
- 10 - MAHAM, B. M., & Myers, Rollie J. Química, um curso universitário. São Paulo: Edgard Blucher, 4a Edição. 2002. [Exemplares disponíveis: 18]
- 11 - ROCHA FILHO, Romeu Cardozo & SILVA, Roberto Ribeiro. Introdução aos cálculos da química. São Paulo: Makron books - Mc Graw-Hill, 1992. [Exemplares disponíveis: Não informado.]