



**PLANO DE DESENVOLVIMENTO DE DISCIPLINA**

1º Semestre - 2019

Disciplina	
Código	Nome
QG101	Química I

Turmas	Horário	Local
E	Ter 21/23	IQ01
E	Qui 19/21	IQ01

Docentes
Roy Bruns, bruns@iqm.unicamp.br

Critérios de Avaliação e Aprovação
Duas provas e Exame final 1) Media das provas; 2) Media da media das provas e exame final. Não tem prova substitutiva. Critérios de avaliação definidos pelo Professor, com base no disposto na Seção I – Normas Gerais, Capítulo V – Da Avaliação do Aluno na Disciplina, do Regimento Geral de Graduação. Frequência: 75 % (* O abono de faltas será considerado dentro do previsto no capítulo VI, seção X, artigo 72 do Regimento Geral.

Calendário
60 horas de aulas incluindo duas provas a ser determinado . Oito listas de exercícios que podem ajudar o aluno. Início de aulas, 28/02/2019. Datas das provas- Prova 1, 02/05/2019; Prova 2, 27/06/2019; Exame final, 11/07/2019. Dia 21/05/2019, dia de avaliação do curso, não haverá aula. Dias 23/04/2019 e 28/05/2019 não haverá aulas.

Outras informações relevantes
Não tem prova substitutiva.

SEGUEM A EMENTA, PROGRAMA E BIBLIOGRAFIA



UNIVERSIDADE ESTADUAL DE CAMPINAS  
INSTITUTO DE QUÍMICA



**PROGRAMAS E BIBLIOGRAFIAS**

Disciplina	
Código	Nome
QG101	Química I

Vetor
OF:S-5 T:004 P:000 L:000 O:000 D:000 HS:004 SL:004 C:004 AV:N EX:S FM:75%

Pré-Req
Não há

Ementa
Estrutura atômica, classificação periódica e propriedades dos elementos. Ligação química; estrutura e propriedades das substâncias. Noções de físico-química: termodinâmica, equilíbrios químicos e células eletroquímicas.

Programa
<ol style="list-style-type: none"><li>1. Sistema Internacional de Unidades</li><li>2. Definição das unidades comumente usadas em química geral para energia, massa, tempo, espaço, volume, pressão, temperatura, densidade e velocidade.</li><li>3. Estequiometria e Aritmética Química O mol. Peso molecular e peso fórmula. Fórmulas químicas. Fórmulas moleculares Balanceamento de equações. Cálculos baseados em equações químicas. Cálculos com reagentes limitantes.</li><li>4. Estrutura Atômica e Tabela Periódica. Natureza elétrica da matéria. A carga do elétron. O núcleo do átomo. A Lei Periódica e a Tabela Periódica. O spin do elétron e o princípio de exclusão de Pauli. A configuração eletrônica dos elementos. A tabela Periódica e as configurações eletrônicas. A distribuição espacial dos elétrons.</li><li>5. A ligação Química Símbolos de Lewis. A ligação covalente. Moléculas polares e eletronegatividade. Oxidação e redução. Número de oxidação. Nomenclatura e compostos químicos. Outras forças de ligação. Sólidos cristalinos. Tipos de cristais. Teoria das bandas dos sólidos. Defeito em cristais. A ligação iônica. Fatores que influenciam a formação de compostos iônicos. Teoria orbital atômica molecular.</li><li>6. Metais, não metais e metalóides. Tendências em comportamento metálico. Propriedades químicas e produtos típicos.</li><li>7. Metalóides e Não-Metais Os elementos livres. Compostos oxigenados de não-metais. Oxácidos e oxoânions. Oxaácidos e oxoânions poliméricos.</li><li>8. Reações Químicas em Solução Aquosa Terminologia em soluções. Eletrólitos. Equilíbrio químico. Reações iônicas. Ácidos e bases em soluções aquosas. Preparação de sais inorgânicos por reações de dupla troca. Reações de óxido redução. Balanceamento de reações de óxido redução. Aspectos quantitativos de soluções: molaridade. Pesos equivalentes e normalidade.</li><li>9. Propriedades das Soluções Tipos de soluções. Unidades de concentração. O processo de dissolução. Calor de dissolução. Solubilidade e Temperatura. Cristalização fracionada.</li><li>10. Equilíbrio Químico Lei de ação das massas. A constante de equilíbrio. Cinética e equilíbrio. Termodinâmica e equilíbrio. Relação de <math>K_p</math> e <math>K_c</math>. Equilíbrio heterogêneo. Princípio de Le-Chatelier-Braun. Cálculos de equilíbrio.</li><li>11. Ácido e Bases em Água Definições. Forças de ácidos e bases. Ionização da água e pH. Dissociação de eletrólitos fracos. Tampões. Hidrólise. Indicadores.</li><li>12. Solubilidade - Produto de solubilidade. Efeito do íon comum e solubilidade.</li></ol>

13. Termoquímica  $\Delta H$ , valor específico, Primeira Lei da Termodinâmica. Espontaneidade das reações,  $\Delta G$ ,  $\Delta S$ , segunda Lei da Termodinâmica.
14. Velocidade de reações Catálise
15. Relações entre propriedades e estrutura.
16. Oxidação e redução
17. Polímeros

#### **Bibliografia**

BIBLIOGRAFIA -P. Atkins & L. Jones, Chemical Principles: The quest for insight, 2ª ed., W.H. Freeman, 2002. -J.C. Kotz & P. Treichel Jr., Chemistry & Chemical Reactivity, Saunders College Publishing, 4ª ed., 1999.

#### **Critérios de Avaliação**

Critérios de avaliação definidos pelo Professor, com base no disposto na Seção I – Normas Gerais, Capítulo V – Da Avaliação do Aluno na Disciplina, do Regimento Geral de Graduação. Frequência: 75 % (\* O abono de faltas será considerado dentro do previsto no capítulo VI, seção X, artigo 72 do Regimento Geral de Graduação)