



**PLANO DE DESENVOLVIMENTO DE DISCIPLINA**

1º Semestre - 2019

Disciplina	
Código	Nome
QG101	Química I

Turmas	Horário	Local
B	Ter: 08-10	EA23
	Qui: 08-10	EA23

**Docentes**

Nelson Henrique Morgon, [nhmorgon@unicamp.br](mailto:nhmorgon@unicamp.br) Sala Bloco H-315 – IQ

**Critérios de Avaliação e Aprovação**

3 Avaliações.

Média das Provas =  $(P1 + 2 \times P2 + 2 \times P3)/5$ . Se a Média das Provas for maior ou igual a 5 (cinco), aluno(a) está aprovado(a). Se a Média das Provas for menor do que 5 (cinco), aluno(a) está de Exame.

No caso do Exame, a Média será: Média Final =  $(MP + NE)/2$ , onde MP é a Média das Provas e NE a nota do Exame. Se a Média Final for maior ou igual a 5 (cinco), aluno(a) aprovado(a). Se a Média Final for menor do que 5 (cinco), aluno(a) reprovado(a).

**Calendário**

28/02 - Aula 01 - Apresentação da Disciplina.

05/03 - Não haverá atividade.

07/03 - Aula 02

12/03 - Aula 03

14/03 - Aula 04

19/03 - Aula 05

21/03 - Aula 06

26/03 - Aula 07

28/03 - Aula 08

02/04 - Aula 09

04/04 - Aula 10

09/04 - 1a. Avaliação

11/04 - Aula 11

16/04 - Não haverá atividade.

18/04 - Não haverá atividade.

23/04 - Aula 12

25/04 - Aula 13

30/04 - Aula 14

02/05 - Aula 15

07/05 - Aula 16

09/05 - Aula 17

14/05 - Aula 18

16/05 - Aula 19

21/05 - Não haverá atividade – Avaliação de Cursos

23/05 - 2a. Avaliação

28/05 - Aula 20

30/05 - Aula 21

04/06 - Aula 22

06/06 - Aula 23

11/06 - Aula 24

13/06 - Aula 25

18/06 - 3a. Avaliação

20/06 - Não haverá atividade.

25/06 - Final das Aulas Expositivas.

27/06 - Avaliação Substitutiva.

11/07 - Exame

#### **Outras informações relevantes**

Aulas expositivas em Sala de Aula.

3 Listas de Exercícios complementares.

Há a previsão de 1 avaliação substitutiva no último dia de aula. Essa avaliação substituirá qualquer uma das 3 provas previstas, e abordará todo o conteúdo apresentado nas aulas.

## 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. Oxaácidos 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.

#### **Crêterios de Avaliaçãõ**

Crêterios de avaliaçãõ definidos pelo Professor, com base no disposto na Seçãõ I – Normas Gerais, Capítulo V – Da Avaliaçãõ do Aluno na Disciplina, do Regimento Geral de Graduaçãõ. Frequênciã: 75 % (\* O abono de faltas serã considerado dentro do previsto no capítulo VI, seçãõ X, artigo 72 do Regimento Geral de Graduaçãõ)