



PLANO DE DESENVOLVIMENTO DE DISCIPLINA

2º Semestre - 2019

Disciplina	
Código	Nome
QG101	Química I

Turmas	Horário	Local
A	Terças e quintas às 10h00	IQ06

Docentes
Regina Buffon rbuffon@unicamp.br sala Sala I 235

Critérios de Avaliação e Aprovação
Três provas escritas, todas com o mesmo peso; testes ao longo do semestre e exercícios no Moodle com metade do peso das provas (A). $A = (MT + 0,5MM)/1,5$, em que MT = média dos testes e MM = média dos exercícios do Moodle.
$MF = (P1 + P2 + P3 + 0,5A)/3,5$
$MP \geq 5,0$ APROVADO
$MP < 5,0$ EXAME
A partir de MF e da nota do exame (E), a nota final será:
$NF = (MF + E) / 2$
$NF \geq 5,0$ APROVADO
$NF < 5,0$ REPROVADO
Nota mínima em cada prova para NÃO fazer exame: 4,0
Média mínima para fazer exame: 2,5
Frequência mínima para fazer exame: 75%

Calendário
Datas das provas e exame:
Prova 1 (P1) – 12 / setembro Prova 2 (P2) – 17 / outubro Prova 3 (P3) – 21 / novembro
As datas dos testes serão definidas de véspera, em sala de aula.
Exame (E) – 10 / dezembro
As datas das provas e do exame poderão ser alteradas, se houver interesse dos alunos.

Outras informações relevantes

Haverá exercícios semanais no Moodle, em horário a ser combinado com os alunos. A nota do Moodle será obtida em função do percentual de acertos.

Observação importante: em caso de discrepância entre o conteúdo de um livro e aquilo que tiver sido visto em aula (incluindo o material disponibilizado no Moodle), vale o que foi ensinado/fornecido.

NB: Não haverá aulas nos dias 6 e 8 de agosto (Semana de Química)

É terminantemente proibido o uso de celular em sala de aula!



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
1. Sistema Internacional de Unidades 2. Definição das unidades comumente usadas em química geral para energia, massa, tempo, espaço, volume, pressão, temperatura, densidade e velocidade. 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. 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. 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. 6. Metais, não metais e metalóides. Tendências em comportamento metálico. Propriedades químicas e produtos típicos. 7. Metalóides e Não-Metais Os elementos livres. Compostos oxigenados de não-metais. Oxácidos e oxoânions. Oxaácidos e oxoânions poliméricos. 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. 9. Propriedades das Soluções Tipos de soluções. Unidades de concentração. O processo de dissolução. Calor de dissolução. Solubilidade e Temperatura. Cristalização fracionada. 10. Equilíbrio Químico Lei de ação das massas. A constante de equilíbrio. Cinética e equilíbrio. Termodinâmica e equilíbrio. Relação de K_p e K_c. Equilíbrio heterogêneo. Princípio de Le-Chatelier-Braun. Cálculos de equilíbrio. 11. Ácido e Bases em Água Definições. Forças de ácidos e bases. Ionização da água e pH. Dissociação de eletrólitos fracos. Tampões. Hidrólise. Indicadores. 12. Solubilidade - Produto de solubilidade. Efeito do íon comum e solubilidade.

- | |
|--|
| <p>13. Termoquímica ΔH, valor específico. Primeira Lei da Termodinâmica.
Espontaneidade das reações, ΔG, ΔS, segunda Lei da Termodinâmica.
14. Velocidade de reações Catálise
15. Relações entre propriedades e estrutura.
16. Oxidação e redução
17. Polímeros</p> |
|--|

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

Crêterios 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)
