



PLANO DE DESENVOLVIMENTO DE DISCIPLINA

2º Semestre - 2019

Disciplina	
Código	Nome
QG108	Química Geral Teórica

Turmas	Horário	Local
A	Ter: 19/21	CB15
A	Qui: 21/23	CB08

Docentes
Raphael Nagao nagao@unicamp.br Sala: E204 - Laboratório: B211-215

Critérios de Avaliação e Aprovação
Os alunos serão avaliados por meio de três provas escritas. Calcula-se a média aritmética (M_A) das notas das provas (P):
$M_A = \frac{P_1 + P_2 + P_3}{3}$
$M_A \geq 5,0$ APROVADO
$2,5 \leq M_A < 5,0$ EXAME
$M_A < 2,5$ REPROVADO
A partir de M_A e da nota do exame (E), a nota final (N_F) será:
$N_F = \frac{M_A + E}{2}$
$N_F \geq 5,0$ APROVADO
$N_F < 5,0$ REPROVADO
As provas serão baseadas nas listas de exercícios, bibliografia recomendada e aulas ministradas. Atenção: não haverá aulas nos dias 03/09, 05/09, 08/10, 10/10. Durante a “Semana da Química” os alunos poderão participar do evento uma vez que a atividade contará como carga didática, sem aulas presenciais.

Calendário				
Agosto	Setembro	Outubro	Novembro	Dezembro
01 -	10 P1	01 -	05 -	10 E
06 -	12 -	03 -	07 -	- -
08 -	17 -	15 Revisão	12 -	- -
13 -	19 -	17 P2	14 -	- -
15 -	24 -	22 -	19 -	- -
20 -	26 -	24 -	21 Revisão	- -
22 -	- -	29 -	26 P3	- -
27 -	- -	31 -	- -	- -
29 Revisão	- -	- -	- -	- -

Outras informações relevantes

Não se aplica.

SEGUE A EMENTA, PROGRAMA E BIBLIOGRAFIA

UNIVERSIDADE ESTADUAL DE CAMPINAS
INSTITUTO DE QUÍMICAPROGRAMAS E BIBLIOGRAFIAS

Disciplina	
Código	Nome
QG108	Química Geral Teórica

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; periodicidade das propriedades atômicas; modelos de ligação química (iônica e covalente); geometria molecular; interações intermoleculares, propriedades gerais de sólidos, líquidos e gases. Noções de termodinâmica.

Programa
<p>1. Estrutura atômica Modelos atômicos. Funções de onda e níveis de energia. Números quânticos e orbitais atômicos. Spin do elétron; Energia dos orbitais. Magnetismo e Paramagnetismo. Regra de Hund e princípio de exclusão de Pauli. Preenchimento dos orbitais e configuração eletrônica dos átomos.</p> <p>2. Periodicidade das propriedades atômicas Configuração eletrônica e a tabela periódica. Carga nuclear efetiva. Periodicidade das propriedades atômicas: raio atômico, raio iônico, energia de ionização, afinidade eletrônica e suas anomalias. Principais grupos dos elementos.</p> <p>3. Modelos de ligação química (iônica e covalente) e geometria molecular Introdução geral aos conceitos de ligação química: Ligação iônica e covalente. Ligação iônica. Configuração eletrônica de íons, energia de ionização e afinidade eletrônica. Ciclo de Born-Haber. Estrutura e energia de retículo cristalino. Caráter covalente em ligações predominantemente iônicas (distância de ligação, solubilidade, estabilidade térmica, ponto de fusão e sublimação) Ligação Covalente. Estruturas de Lewis. Geometria molecular: modelo VSEPR. Teoria da ligação de valência e modelo da hibridização de orbitais. Orbitais híbridos envolvendo orbitais-d. Ligações múltiplas. Limitações da teoria da ligação de valência. Propriedades da ligação química: entalpia e comprimento de ligação. Ordem da ligação. Estruturas de ressonância. Polaridade das ligações químicas. eletronegatividade. Orbitais moleculares para moléculas diatômicas homonucleares e heteronucleares.</p> <p>4. Interações intermoleculares Interações íon-íon; íon-dipolo; dipolo-dipolo e dipolos induzidos. Ligação de hidrogênio.. Efeitos destas interações em pontos de fusão, de ebulição e solubilidade. Estrutura geral de líquidos. Gás ideal e gases reais.</p> <p>5. Noções de termodinâmica e equilíbrio químico As Leis da Termodinâmica; critérios de espontaneidade; energia de Gibbs. Constantes de equilíbrio; resposta do equilíbrio a mudanças das condições.</p> <p>6. Cinética química Ordem de reação. Reações de primeira e segunda ordem. Tempo de meia vida. Influência da temperatura na velocidade de reação; energia de ativação</p>

Bibliografia

- ATKINS, P., JONES, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Porto Alegre: Bookman, 2001.
- BROWN, T.L., LeMAY Jr., H.E., BURSTEN, B.E., BURDGE, J.R. Química - a ciência central. 9ª. edição. São Paulo : Pearson Prentice Hall, 2005
- KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. Química e reações químicas. 3ª edição, Volumes 1 e 2. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 1998.
- RUSSEL, J. B. Química geral. 2ª edição, Volumes 1 e 2. São Paulo: Makron Books, 1994
- SANTOS FILHO, P.F. Estrutura atômica e ligação química. Campinas: Unicamp, 2000.
- LEE, J. D. Química Inorgânica não tão concisa. 5ª ed., São Paulo: Edgard Blücher, 1999.
- CHANG, R, CRUICKSHANK, R. Chemistry. 8th edition. Boston: McGraw-Hill. 2005.

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)