



PLANO DE DESENVOLVIMENTO DE DISCIPLINA

1º Semestre - 2019

| Disciplina | |
|------------|-----------------------|
| Código | Nome |
| QG108 | Química Geral Teórica |

| Turma | Horário | Local |
|-------|-------------------------|-------|
| C | Terça-feira 10h às 12h | IQ02 |
| C | Quinta-feira 10h às 12h | IQ02 |

| Docente |
|--|
| René Alfonso Nome Silva, nome@iqm.unicamp.br , sala I-312 |

Critérios de Avaliação e Aprovação

Serão ministrados oito (8) testes quinzenais com duração de 25 a 30 minutos. A média M será dada pela média aritmética simples dos oito testes. Média maior ou igual a cinco (5) o aluno está aprovado. Média menor do que cinco (5) o aluno fará exame. A média final (MF), neste caso, será a média simples entre a média das provas e a nota do exame (Ex), ou seja: $MF = (M + Ex)/2$. Média final maior ou igual a cinco (5) o aluno está aprovado.

Será dada avaliação substitutiva nos casos previstos no regimento. Casos não previstos no regimento poderão ser avaliados individualmente.

Calendário

14/03: Teste 1 – Estrutura atômica
26/03: Teste 2 – Periodicidade das propriedades atômicas
09/04: Teste 3 – Modelos de ligação química
23/04: Teste 4 – Geometria molecular
07/05: Teste 5 – Interações intermoleculares
21/05: Avaliação de curso. Não haverá aula.
04/06: Teste 6 – Noções de termodinâmica
18/06: Teste 7 – Noções de equilíbrio químico
02/07: Teste 8 – Noções de cinética química
11/07: Exame

Outras informações relevantes

Todo material apresentado (slides, exercícios, programa da disciplina e outros dados) será disponibilizado no Google Sala de Aula (Código da turma qh6551). Periodicamente o conteúdo ministrado é reavaliado em função do programa da disciplina apresentando associações com informações recentes e compatíveis com os conceitos ministrados.

SEGUEM A EMENTA, PROGRAMA E BIBLIOGRAFIA



UNIVERSIDADE ESTADUAL DE CAMPINAS
INSTITUTO DE QUÍMICA



PROGRAMAS 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)