



PLANO DE DESENVOLVIMENTO DE DISCIPLINA

1º Semestre – 2020

Disciplina	
Código	Nome
QG101	Química I

Turmas	Horário	Local
A	Terça-feira 14h às 16h	IQ06
A	Quinta-feira 14h às 16h	IQ06

Docentes
Rogério Custodio, rogerct@unicamp.br , sala H-318

Critérios de Avaliação e Aprovação

Serão ministradas três (3) provas com pesos 1 para a primeira prova (P1) e 2 para a segunda (P2) e terceira (P3) provas. A média M das três provas será dada por: $M = (P1 + 2.P2 + 2.P3)/5$. 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 prova substitutiva nos casos previstos no regimento. Esta prova será ministrada no final do semestre e conterá toda a matéria.

Casos não previstos no regimento, poderão ser avaliados e eventualmente a nota do próprio exame poderá ser considerada como nota de prova substitutiva

Calendário

A primeira prova será ministrada no dia 07 de abril, a segunda prova em 21 de maio e a terceira prova no dia 02 de julho. O exame será agendado em 14 de julho.

QG101 - TURMA A				
SEMANA	TERÇA-FEIRA		QUINTA-FEIRA	
	Dia/Mês	Atividade	Dia/Mês	Atividade
1	03/03	Apresentação	05/03	Aula
2	10/03	Aula	12/03	Aula
3	17/03	Aula	19/03	Aula
4	24/03	Aula	26/03	Aula
5	31/03	Aula	02/04	Aula
6	07/04	PROVA 1	09/04	Feriado
7	14/04	Aula	16/04	Aula
8	21/04	Feriado	23/04	Aula

9	28/04	Aula	30/04	Aula
10	05/05	Aula	07/05	Aula
11	12/05	Aula	14/05	Aula
12	19/05	Aula	21/05	PROVA 2
13	26/05	Aula	28/05	Aula
14	02/06	Aula	04/06	Aula
15	09/06	Aula	11/06	Feriado
16	16/06	Aula	18/06	Aula
17	23/06	Aula	25/06	Aula
18	30/06	Aula	02/07	PROVA 3
19	07/07	Semana de estudos	09/07	Semana de estudos
20	14/07	EXAME	11/07	-

Outras informações relevantes

O conteúdo da disciplina será dividido em três partes. A primeira parte está relacionada com unidades comumente usadas em química, o mol, peso molecular, peso fórmula, fórmulas moleculares, balanceamento de equações, cálculos baseados em equações químicas e cálculos com reagentes limitantes. Na sequência será explorada a natureza elétrica da matéria e suas partículas. A noção de átomo e distribuição eletrônica, propriedades atômicas e tendências periódicas. A segunda parte desenvolverá o conceito de ligação covalente, estrutura de Lewis, polaridade molecular e temas relacionados. 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. Metais, não metais e metalóides. Tendências em comportamento metálico. Propriedades químicas e produtos típicos. Metalóides, não-metais, compostos oxigenados de não-metais, oxácidos e oxoânions. Polímeros. A terceira parte se concentrará principalmente em reações em solução, equilíbrio químico aplicado em diferentes condições (ácidos/bases, oxi-redução, etc). Termoquímica e cinética química.

Todo material apresentado (slides, exercícios, programa da disciplina e outros dados) será disponibilizado em site desenvolvido pelo docente e o conteúdo da disciplina é apresentado à medida que o conteúdo é ministrado. O site se encontrará no link: <http://ishtar.iqm.unicamp.br/qg101/>.

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
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 Kp e Kc. 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 ion 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

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)
