



PLANO DE DESENVOLVIMENTO DE DISCIPLINA

1º Semestre – 2020

Disciplina	
Código	Nome
QG101	Química I

Turmas	Horário	Local
B	Ter: 08/10	PB14
B	Qui: 08/10	PB14

Docentes
Prof. Miguel San Miguel, smiguel@unicamp.br , sala H309b

Critérios de Avaliação e Aprovação
<p>Haverá três provas com datas especificadas no calendário. Cada prova abordará os conceitos apresentados nas aulas correspondentes. Cada prova terá duração de 2 horas. A matéria não é cumulativa, assim, cada prova incluirá os conteúdos específicos abordados até a data da prova. As provas serão realizadas na mesma sala de aula e horário da disciplina.</p> <p><u>Avaliação final:</u></p> <p>A nota <i>final da disciplina</i> (MF) será calculada a partir da média aritmética das notas das três provas da seguinte forma:</p> $MF1 = (P1 + P2 + P3) / 3$ <p><u>Aprovação, ou exame de recuperação:</u></p> <p>Os alunos que obtiverem $MF1 \geq 5,0$ estarão aprovados. Se $MF1 < 5,0$ o aluno terá direito a fazer um exame de recuperação (previsto no calendário). O exame de recuperação abordará TODA a disciplina e terá nota NE. A média final, após exame, da disciplina completa, é então calculada por</p> $MF2 = (MF1 + NE) / 2$ <p>Se $MF2 \geq 5,0$, o aluno será aprovado e se $MF2 < 5,0$, o aluno será reprovado.</p>

Calendário

QG101 - TURMA B				
	TERÇA-FEIRA		QUINTA-FEIRA	
SEMANA	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

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">1. Sistema Internacional de Unidades2. 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 ion comum e solubilidade.

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

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)