

PLANO DE ENSINO

Componente Curricular	Turma	Período	CH
INQ0158- QUÍMICA GERAL B	B	2022/1	64 h
Professor: Flávio Olimpio Sanches Neto			
Curso: Engenharia			
Ementa:			
Estrutura Atômica, Ligações Químicas, Termodinâmica, Soluções e Reações de Oxi-Redução, Estado Sólido, Ciência dos Materiais.			
CONTEÚDO PROGRAMÁTICO:			
25/05 – recepção calouros FCT (não haverá aula)			
TÓPICO 1: ALGUNS CONCEITOS IMPORTANTES PARA QUÍMICA.			
Unidade 1: Introdução 26/05			
<ul style="list-style-type: none"> - Apresentação da disciplina - Grandezas e Medidas, massa atômica, mol, massa molar, informações da Tabela Periódica. - Transformações físicas e químicas, fórmulas químicas, estados físicos e graus de liberdade de movimento, mudanças de estado físico 			
TÓPICO 2: MODELOS ATÔMICOS			
Unidade 1: Introdução 31/05 e 02/06			
<ul style="list-style-type: none"> - Modelo de Dalton e Modelo de Rutherford (revisão) - Radiação eletromagnética, espectro eletromagnético, radiação do corpo negro (hipótese de Planck), espectros atômicos e quantização da energia, efeito fotoelétrico e fótons. 			
Unidade 2: Modelo atômico de Bohr 07/06 e 09/06			
<ul style="list-style-type: none"> - 1 Modelo de Bohr, quantização do momento angular e energia do elétron, número quântico, órbitas. - Transições eletrônicas (absorção e emissão). - Limitações e inconsistências do modelo de Bohr. - Tabela periódica e número de elétrons de valência. 			
Unidade 3: Modelo atômico Orbital: átomo de hidrogênio 14/06 e 21/06			
<ul style="list-style-type: none"> - Relação de De Broglie, dualidade partícula-onda, princípio da incerteza de Heisenberg - Descrição da Equação de Schrodinger e funções de onda para o átomo de hidrogênio. - Números quânticos (principal, momento angular orbital e de spin, momento magnético orbital e de spin) - Representação dos orbitais atômicos hidrogenóides e energia dos orbitais para o átomo de hidrogênio. 			
- Unidade 4: Modelo atômico Orbital: átomos multieletrônicos 23/06			
<ul style="list-style-type: none"> - Penetração de orbitais, blindagem, carga nuclear efetiva, ordem energética dos orbitais. - Configurações eletrônicas do estado fundamental para átomos multieletrônicos (princípio de exclusão de Pauli, Regra de Hund e princípio de Aufbau). 			
PROVA 1 (TÓPICOS 1 e 2): 28/06			
TÓPICO 3: SUBSTÂNCIAS E ALGUMAS DE SUAS PROPRIEDADES			
Unidade 1: O que são ligações químicas? 30/06			
<ul style="list-style-type: none"> - Natureza elétrica das interações entre átomos e moléculas. - Tipos de ligação química (iônica, covalente e metálica) e a classificação de substâncias químicas. - Algumas características macroscópicas e microscópicas das substâncias moleculares, iônicas, covalente com estrutura em rede e metálica. 			
Unidade 2: Substâncias moleculares 05/07 e 07/07			
<ul style="list-style-type: none"> - O conceito de molécula e de substância molecular. - Algumas propriedades das substâncias moleculares. - A ligação química covalente (modelo de Lewis): compartilhamento de par de elétron, regra do octeto, pares de elétrons compartilhados e pares isolados, estrutura de Lewis, eletronegatividade de Pauling, ordem de ligação, energia de ligação, exceções à regra do octeto, ressonância, híbridos de ressonância e estabilidade. - Polaridade de ligações químicas e momento de dipolo. 			
- Unidade 3: Geometria molecular 07/07			
<ul style="list-style-type: none"> - Teoria da repulsão dos pares de elétrons de valência. Geometrias moleculares mais comuns. - Momento de dipolo molecular, moléculas polares e apolares. 			
- Unidade 4: Forças intermoleculares 12/07			

<ul style="list-style-type: none"> - Forças intermoleculares: Forças de van der Waals, Forças de London, ligação de hidrogênio - Relação entre as forças intermoleculares e as propriedades das substâncias moleculares (ponto de fusão e de ebulição, solubilidade em água e em outros solventes, miscibilidade de líquidos, etc.) - Sólidos moleculares. Retículos moleculares. Exemplos e estudo de casos.
- Unidade 5: Substâncias covalentes com estrutura em rede 14/07
<ul style="list-style-type: none"> Algumas propriedades das substâncias covalentes com estrutura em rede. Sólidos de rede covalente – retículos covalentes. Exemplos e estudo de casos.
Unidade 6: Substâncias metálicas 14/07
<ul style="list-style-type: none"> - Algumas propriedades das substâncias metálicas. - Ligação metálica e os retículos metálicos. Exemplos e estudo de casos.
- Unidade 7: Substâncias iônicas 19/07
<ul style="list-style-type: none"> - Algumas propriedades das substâncias iônicas. - Ligação iônica e retículos iônicos. - Energia de Rede e ciclo de Born-Haber. - Exemplos e estudo de casos.
TÓPICO 4: INTRODUÇÃO À LIGAÇÃO QUÍMICA A PARTIR DO MODELO ORBITAL
Unidade 1: Teoria de ligação de valência 21/07
<ul style="list-style-type: none"> - Ligações covalentes: sobreposição de orbitais atômicos, ligação sigma e ligação pi. Hibridização e orbitais híbridos.
Unidade 2: Teoria de orbitais moleculares 26/07
<ul style="list-style-type: none"> Ligações covalentes: combinação linear de orbitais atômicos, orbitais ligantes, antiligantes e não-ligantes. - Moléculas diatômicas homonucleares, orbitais moleculares sigma e pi. - Diagramas de energia de orbitais moleculares.
Unidade 3: Modelo de bandas para sólidos 26/07
<ul style="list-style-type: none"> - Extensão da teoria de orbitais moleculares para sólidos: conceitos e aplicação para o entendimento das propriedades elétricas de sólidos isolantes, metálicos e semicondutores. Exemplos e estudo de casos.
PROVA 2 (TÓPICOS 3 e 4): 28/07
TÓPICO 4: ESTEQUIOMETRIA E REAÇÕES QUÍMICAS: POR QUE OCORREM?
Unidade 1: Introdução 02/07 e 04/08
<ul style="list-style-type: none"> Estequiometria - Equações que representam as reações químicas. - Tipos de reações químicas: ácido-base, precipitação, óxido-redução, fotoquímica - Calor e temperatura
Unidade 2: Reações químicas endotérmicas e exotérmicas 09/08 e 11/08
<ul style="list-style-type: none"> - 1ª. Lei da Termodinâmica: entalpia e variação de entalpia em reações químicas - Lei de Hess
- Unidade 3: Espontaneidade das reações químicas 16/08 e 18/08
<ul style="list-style-type: none"> - 2ª. Lei da Termodinâmica: entropia e variação de entropia em reações químicas. - 3ª. Lei da Termodinâmica. - Entropia do sistema, da vizinhança e do Universo - Critérios de espontaneidade. - Energia livre de Gibbs e espontaneidade
- PROVA 3 (TÓPICOS 4) – 23/08
TÓPICO 5: O QUE É UM SISTEMA EM EQUILÍBRIO QUÍMICO?
Unidade 1: Conceitos básicos 25/08 e 30/08
<ul style="list-style-type: none"> - velocidade de reação direta e inversa e efeito na concentração de reagentes e produtos - Constante de equilíbrio e energia Livre de Gibbs. - Fatores que afetam o equilíbrio químico.
- Unidade 2: Equilíbrio de óxido redução 01/09 e 06/09
<ul style="list-style-type: none"> Soluções aquosas e unidades de concentração. - Equilíbrio de óxido-redução em solução aquosa - Potencial padrão de redução de semi-reações - Critérios de espontaneidade
PROVA 4 (TÓPICOS 5) – 08/09

ATIVIDADES, RECURSOS, FREQUÊNCIAS E AVALIAÇÕES

- 1- Aulas presenciais utilizando recursos como: apresentação e discussão de conteúdo em power point e/ou na lousa, discussão de textos e exercícios.
- 2- Atividades supervisionadas (40 min/semana): Atendimento fora dos horários de aula serão agendados conforme a disponibilidade dos alunos para orientação nas atividades avaliativas contínuas e dúvidas.
- 3- As avaliações serão feitas por meio de provas escritas individuais, atividades avaliativas contínuas e individuais e em grupo.
- 4- A frequência em cada aula será registrada a partir da assinatura de lista de presença. Periodicamente, sem aviso prévio, a frequência será conferida por chamada oral nominal.

AVALIAÇÃO NA DISCIPLINA

A nota final será a média aritmética de duas notas, calculadas da seguinte forma:

NOTA 1: $(\text{PROVA 1} + \text{PROVA 2}) \times 0,60 + (\text{LISTA 1} + \text{LISTA 2}) \times 0,40$

NOTA 2: $(\text{PROVA 3} + \text{PROVA 4}) \times 0,60 + (\text{LISTA 3} + \text{LISTA 4}) \times 0,40$

NOTA FINAL = $(\text{NOTA 1} + \text{NOTA 2}) / 2$

Haverá no mínimo duas (2) atividades para cada nota.

Será considerado aprovado o aluno que obtiver nota final maior ou igual a 6,0 e frequência mínima de 75%.

BIBLIOGRAFIA**Básica**

- Kotz, J. e Treichel, P., Weaver, G. C. Química e Reações Químicas, Cengage Learning, São Paulo tradução da 6ª. ed americana, 2012, ou posterior.
- Atkins, P., Jones, L. Princípios de Química: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente, São Paulo, Bookman, Porto Alegre, 7ª. edição, 2018 ou anterior.
- Chang, Raymond; Goldsby, Kenneth A. Química, Bookman, 11ª. Edição, 2013.

Complementar

- MAHAN, B.M, Myers, R.J. Química um curso universitário. São Paulo: Edgard Blucher, 1995.
- Brown, Theodore L., Lemay, H. Eugene, Bursten, Bruce E. Química: A Ciência Central, Pearson, 2017 ou anterior.
- Textos da revista Química Nova na escola e Journal Chemical Education recomendados pelo professor, com livre acesso na internet.
- Conteúdo recomendado pelo professor, cuja acesso está disponíveis na internet, com livre acesso.
- www.pyaulas.com.br