

## PLANO DE ENSINO

Componente Curricular	Turma	Período	CH
INQ0158- QUÍMICA GERAL B	C	2022/2	64 h
<b>Professor:</b> Flávio Olímpio Sanches Neto			
<b>Curso:</b> Engenharia Civil			
<b>Ementa:</b>			
Estrutura Atômica, Ligações Químicas, Termodinâmica, Soluções e Reações de Oxi-Redução, Estado Sólido, Ciência dos Materiais.			
<b>CONTEÚDO PROGRAMÁTICO:</b>			
<b>TÓPICO 1: ALGUNS CONCEITOS IMPORTANTES PARA QUÍMICA.</b>			
<b>Unidade 1: Introdução 18/10</b>			
<ul style="list-style-type: none"> <li>- Apresentação da disciplina</li> <li>- Grandezas e Medidas, massa atômica, mol, massa molar, informações da Tabela Periódica.</li> <li>- Transformações físicas e químicas, fórmulas químicas, estados físicos e graus de liberdade de movimento, mudanças de estado físico</li> </ul>			
<b>TÓPICO 2: MODELOS ATÔMICOS</b>			
<b>Unidade 1: Introdução 20/10 e 25/10</b>			
<ul style="list-style-type: none"> <li>- Modelo de Dalton e Modelo de Rutherford (revisão)</li> <li>- Radiação eletromagnética, espectro eletromagnético, radiação do corpo negro (hipótese de Planck), espectros atômicos e quantização da energia, efeito fotoelétrico e fótons.</li> </ul>			
<b>Unidade 2: Modelo atômico de Bohr 27/10 e 29/10</b>			
<ul style="list-style-type: none"> <li>- 1 Modelo de Bohr, quantização do momento angular e energia do elétron, número quântico, órbitas.</li> <li>- Transições eletrônicas (absorção e emissão).</li> <li>- Limitações e inconsistências do modelo de Bohr.</li> <li>- Tabela periódica e número de elétrons de valência.</li> </ul>			
<b>Unidade 3: Modelo atômico Orbital: átomo de hidrogênio 01/11 e 03/11</b>			
<ul style="list-style-type: none"> <li>- Relação de De Broglie, dualidade partícula-onda, princípio da incerteza de Heisenberg</li> <li>- Descrição da Equação de Schrodinger e funções de onda para o átomo de hidrogênio.</li> <li>- Números quânticos (principal, momento angular orbital e de spin, momento magnético orbital e de spin)</li> <li>- Representação dos orbitais atômicos hidrogenóides e energia dos orbitais para o átomo de hidrogênio.</li> </ul>			
<b>- Unidade 4: Modelo atômico Orbital: átomos multieletrônicos 08/11</b>			
<ul style="list-style-type: none"> <li>- Penetração de orbitais, blindagem, carga nuclear efetiva, ordem energética dos orbitais.</li> <li>- Configurações eletrônicas do estado fundamental para átomos multieletrônicos (princípio de exclusão de Pauli, Regra de Hund e princípio de Aufbau).</li> </ul>			
<b>PROVA 1 (TÓPICOS 1 e 2): 10/11</b>			
<b>TÓPICO 3: SUBSTÂNCIAS E ALGUMAS DE SUAS PROPRIEDADES</b>			
<b>Unidade 1: O que são ligações químicas? 17/11</b>			
<ul style="list-style-type: none"> <li>- Natureza elétrica das interações entre átomos e moléculas.</li> <li>- Tipos de ligação química (iônica, covalente e metálica) e a classificação de substâncias químicas.</li> <li>- Algumas características macroscópicas e microscópicas das substâncias moleculares, iônicas, covalente com estrutura em rede e metálica.</li> </ul>			
<b>Unidade 2: Substâncias moleculares 22/11 e 24/11</b>			
<ul style="list-style-type: none"> <li>- O conceito de molécula e de substância molecular.</li> <li>- Algumas propriedades das substâncias moleculares.</li> <li>- 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.</li> <li>- Polaridade de ligações químicas e momento de dipolo.</li> </ul>			
<b>- Unidade 3: Geometria molecular 29/11</b>			
<ul style="list-style-type: none"> <li>- Teoria da repulsão dos pares de elétrons de valência. Geometrias moleculares mais comuns.</li> <li>- Momento de dipolo molecular, moléculas polares e apolares.</li> </ul>			
<b>- Unidade 4: Forças intermoleculares 01/12</b>			
<ul style="list-style-type: none"> <li>- Forças intermoleculares: Forças de van der Waals, Forças de London, ligação de hidrogênio</li> <li>- Relação entre as forças intermoleculares e as propriedades das substâncias moleculares (ponto de fusão e de</li> </ul>			

ebulição, solubilidade em água e em outros solventes, miscibilidade de líquidos, etc.) - Sólidos moleculares. Retículos moleculares. Exemplos e estudo de casos.
<b>- Unidade 5: Substâncias covalentes com estrutura em rede 06/12</b>
Algumas propriedades das substâncias covalentes com estrutura em rede. - Sólidos de rede covalente – retículos covalentes. - Exemplos e estudo de casos.
<b>Unidade 6: Substâncias metálicas 06/12</b>
- Algumas propriedades das substâncias metálicas. - Ligação metálica e os retículos metálicos. Exemplos e estudo de casos.
<b>- Unidade 7: Substâncias iônicas 08/12</b>
- Algumas propriedades das substâncias iônicas. - Ligação iônica e retículos iônicos. - Energia de Rede e ciclo de Born-Haber. - Exemplos e estudo de casos.
<b>TÓPICO 4: INTRODUÇÃO À LIGAÇÃO QUÍMICA A PARTIR DO MODELO ORBITAL</b>
<b>Unidade 1: Teoria de ligação de valência 13/12</b>
- Ligações covalentes: sobreposição de orbitais atômicos, ligação sigma e ligação pi. Hibridização e orbitais híbridos.
<b>Unidade 2: Teoria de orbitais moleculares 15/12</b>
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.
<b>Unidade 3: Modelo de bandas para sólidos 20/12</b>
- 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.
<b>PROVA 2 (TÓPICOS 3 e 4): 22/12</b>
<b>TÓPICO 4: ESTEQUIOMETRIA E REAÇÕES QUÍMICAS: POR QUE OCORREM?</b>
<b>Unidade 1: Introdução 10/01 e 12/01</b>
Estequiometria - Equações que representam as reações químicas. - Tipos de reações químicas: ácido-base, precipitação, óxido-redução, fotoquímica - Calor e temperatura
<b>Unidade 2: Reações químicas endotérmicas e exotérmicas 17/01 e 19/01</b>
- - 1ª. Lei da Termodinâmica: entalpia e variação de entalpia em reações químicas - Lei de Hess
<b>- Unidade 3: Espontaneidade das reações químicas 24/01 e 26/01</b>
- 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
<b>- PROVA 3 (TÓPICOS 4) – 31/01</b>
<b>TÓPICO 5: O QUE É UM SISTEMA EM EQUILÍBRIO QUÍMICO?</b>
<b>Unidade 1: Conceitos básicos 02/02 e 07/02</b>
- 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.
<b>- Unidade 2: Equilíbrio de óxido redução 09/02 e 14/02</b>
Soluções aquosas e unidades de concentração. - Equilíbrio de óxido-redução em solução aquosa - Potencial padrão de redução de semi-reações - Critérios de espontaneidade
<b>PROVA 4 (TÓPICOS 5) – 23/02</b>
<b>Dúvidas sobre as notas 28/02</b>

**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](http://www.pyaulas.com.br)