

PLANEJAMENTO DE QUÍMICA PARA OS TRÊS ANOS DO ENSINO MÉDIO

Autoria

Bruna Simbelis Fadiga
Alexandre Wen Loi Vong

Orientação

Prof^a. Dra. Carmen Fernandez

Outubro de 2019

SUMÁRIO

1.	CONSIDERAÇÕES INICIAIS	4
2.	OBJETIVO DO ENSINO MÉDIO	4
3.	OBJETIVO DO ENSINO DE QUÍMICA	5
4.	CARACTERIZAÇÃO DA ESCOLA	5
4.1.	CONSIDERAÇÕES GERAIS	5
4.2.	PROPOSTA PEDAGÓGICA	7
4.3.	INFRAESTRUTURA	8
5.	ORIENTAÇÕES DIDÁTICAS	9
5.1.	CONSIDERAÇÕES GERAIS	9
5.2.	PROCESSO AVALIATIVO	10
6.	VISÃO GERAL DO PLANEJAMENTO	11
6.1.	PLANEJAMENTO DE AULAS DE QUÍMICA PARA A 1ª SÉRIE	11
6.2.	PLANEJAMENTO DE AULAS DE QUÍMICA PARA A 2ª SÉRIE	19
6.3.	PLANEJAMENTO DE AULAS DE QUÍMICA PARA A 3ª SÉRIE	25
6.4.	DETALHAMENTO DE AULAS	32
7.	PLANOS DE AULA	60
7.1.	PROCESSOS REDOX	60
7.2.	FUNÇÕES ORGÂNICAS	87
8.	REFERÊNCIAS	127
9.	APÊNDICE A	128
10.	APÊNDICE B	128
11.	APÊNDICE C	128
12.	APÊNDICE D	130
13.	APÊNDICE E	131
14.	APÊNDICE F	133
15.	APÊNDICE G	134
16.	APÊNDICE H	134
17.	APÊNDICE I	135
18.	APÊNDICE J	135
19.	APÊNDICE K	136
20.	APÊNDICE L	137

21.	APÊNDICE M	137
22.	APÊNDICE N	138
23.	APÊNDICE O	138
24.	APÊNDICE P	139
25.	APÊNDICE Q	139
26.	APÊNDICE R	140
27.	APÊNDICE S	140
28.	APÊNDICE T	141
29.	APÊNDICE U	142
30.	APÊNDICE V	143
31.	APÊNDICE W	143
32.	APÊNDICE X	144
33.	APÊNDICE Y	144
34.	APÊNDICE Z	145
35.	APÊNDICE A1	148
36.	APÊNDICE B1	150
37.	APÊNDICE C1	150
38.	APÊNDICE D1	151
39.	APÊNDICE E1	152
40.	APÊNDICE F1	154
41.	APÊNDICE G1	155
42.	APÊNDICE H1	155
43.	APÊNDICE I1	166
44.	APÊNDICE J1	166
45.	APÊNDICE K1	157
46.	APÊNDICE L1	159
47.	APÊNDICE M1	159
48.	APÊNDICE N1	160
49.	APÊNDICE O1	161
50.	APÊNDICE P1	162
51.	APÊNDICE Q1	163
52.	APÊNDICE R1	163
53.	APÊNDICE S1	164
54.	APÊNDICE T1	165

55.	APÊNDICE U1	166
56.	APÊNDICE V1	167

1. CONSIDERAÇÕES INICIAIS

O planejamento de ensino é um elemento de grande significância no sistema entre o educando-educador. Um planejamento de ensino é um guia com passo a passo que provê uma estrutura essencial para o aprendizado do aluno.

Através do planejamento de aula o educador é capaz de se organizar para a entrega do conteúdo necessário dentro do tempo de aula (ou aulas). Com tempo extra, o educador também pode disponibilizar um período de atenção às dificuldades dos alunos ou problemas encontrados na sala de aula.

Além de tudo, há um senso de controle e direção da matéria lecionada pelo professor. Mesmo que haja um momento de confusão ou baixa engajamento dos alunos, com um bom planejamento, o educador será capaz de guiar os alunos através do conteúdo bem estruturado, tornando-se capaz de juntar os questionamentos sem problemas adicionais.

Um plano de aula não precisa conter, necessariamente, todos os detalhes de interação entre o professor e os alunos de uma sala de aula. No entanto, deve conter um plano de aprendizado geral, contendo os objetivos e direcionamentos do conteúdo a fim de se obter um melhor aprendizado dos estudantes.

2. OBJETIVO DO ENSINO MÉDIO

O ensino médio tem por finalidade criar competências para o aluno exercer a cidadania, se comunicar de forma efetiva e clara e ter autonomia para colaborar com a sociedade em que está inserido. Assegurar e oferecer ao educando para que ele/ela possa progredir em trabalhos e/ou estudos futuros. Para isso espera-se que o aluno desenvolva um pensamento crítico e que seja capaz de resolver problemas de maneira social e não violenta.

O ensino médio tem objetivo de dar habilidades ao educando que o permita resolver problemas e exercer seu papel como cidadão através de algumas habilidades que são trabalhadas ao longo do ensino.

Tais habilidade são trabalhadas dentro de todo o contexto do ensino médio para o aluno, tanto dentro como fora da sala de aula, onde o educando é capaz de encontrar ‘desafios’ ou ‘problemas’ que necessitam seu raciocínio crítico para solucioná-los podendo habilidades. Alguns exemplos das competências adquiridas

são: gerenciar seu próprio tempo; trabalhar em grupo; comunicação; liderança entre outras capacidades criadas pelo aluno ao longo de seu jornada no ensino.

3. OBJETIVO DO ENSINO DE QUÍMICA

Os Parâmetros Curriculares Nacionais para o ensino médio prevê que os conhecimentos de química atribuí ao educando participação social no julgamento crítico dos conhecimentos difundidos para a população, como também em suas tomadas de decisões. Isso é realizado a partir do momento em que o educando é capaz de interpretar a química como uma ciência articulada no contexto ambiental, social, político e econômico, levantando julgamento de suas aplicações tecnológicas.

O atual contexto social demanda de todos as pessoas conhecimentos sobre ciência, não deixando este cargo somente nas mãos de cientistas, estudiosos da área. Qualquer cidadão deve ser capaz de usar a informação lógica e científica para participação ativa e responsável dentro da sociedade, ou seja, todos os cidadãos devem ter o entendimento para tomadas de decisões quanto ao futuro científico e tecnológico da sociedade.

O conhecimento de Química permite ao cidadão interpretação e entendimento de informações a nível aprofundado a ponto de permitir que ações seguras sejam tomadas (individuais e em grupo). Um conhecimento básico em química permite ao cidadão entendimento científico de informações passadas à população pelas diversas fontes midiáticas, levantando pensamento críticos sobre o conteúdo informático. “As informações neste rótulo condizem com o que o produto promete?”; “Os danos ambientais deste acidente são de nível?”; “Quais as implicações ambientais e para a minha saúde esta empresa química oferece?”; este e outros pensamentos críticos são esperados de alunos que tiveram a química em sua grade curricular.

Nessa perspectiva, o estudo da metodologia do ensino de Química e de suas atribuições se fazem extremamente necessários, aprimorando-os de acordo com a necessidade social e global em que vivemos. Melhorando a maneira que a informação é disponibilizada de acordo com o contexto social e tecnológico em que a sociedade está inserida.

4. CARACTERIZAÇÃO DA ESCOLA

4.1. CONSIDERAÇÕES GERAIS

4.1.1. Perfil da escola

O colégio em questão é uma escola particular localizada em um bairro residencial da cidade de São Paulo, atendendo aproximadamente 700 a 800 estudantes da região e de seus entornos. Os jovens têm em média, 7 a 18 anos e são, em sua maioria, de famílias bem estruturadas e de classe média. A escola opera integralmente, de modo que o período matutino atenda o Ensino Fundamental II e o Ensino Médio. Já o período vespertino atende o Ensino Fundamental I e II.

É considerada como uma escola de ensino tradicional que, embora baseie seu currículo naquilo que é cobrado no vestibular, a preparação para estas provas em específico não é o foco dessa escola. O objetivo, no entanto, é a formação de cidadãos autônomos e críticos, valorizando a busca pessoal do conhecimento e o respeito à diversidade de cada estudante, de modo a sempre respeitar o ritmo individual durante o desenvolvimento de habilidades e competências.

A escola também recebe alunos diagnosticados com algum (ou alguns) dos transtornos do neurodesenvolvimento, sendo alguns deles o Transtorno de Déficit de Atenção e Hiperatividade (TDAH), dislexia, discalculia e autismo, garantindo os direitos destas crianças e as inserindo ativamente na sociedade.

4.1.2. Critérios de avaliação

O ano letivo é dividido em 4 bimestres e o aluno é aprovado se obtém a soma das médias dos bimestres maior ou igual a 24, ou seja, o aluno precisa de média maior ou igual a 6 em cada um dos bimestres.

A média por bimestre é calculada a partir da fórmula:

$$\text{Média bimestral} = \frac{3P + 2T + A}{6}$$

Onde **P** se refere à prova bimestral que acontece no final de cada bimestre e contempla a toda matéria ministrada no decorrer do bimestre; **T** se refere à média dos trabalhos feitos no decorrer do bimestre (o professor é livre para escolher quantos e quais trabalhos pede aos alunos) e **A** se refere à nota atitudinal do aluno, que avalia certas atitudes do aluno em sala de aula, tais como, falta de lição de casa, falta

de material, comportamento, se é solícito frente às dificuldades dos colegas.

4.1.3. As aulas de química

Em todas as três séries do ensino médio, as aulas de química são divididas em três aulas de 60 minutos por semana, sendo uma dobradinha (duas aulas seguidas) e a outra em outro dia da semana. Como cada turma possui sua sala específica, cabe ao professor se locomover entre as turmas, apenas em aulas de laboratório, em que são os alunos que se locomovem até o laboratório onde será ministrada a aula.

→ O livro didático escolhido pelo corpo docente é o *Química Essencial*, volume único de João Usberco e Edgard Salvador.

4.2. PROPOSTA PEDAGÓGICA

A escola trabalha com o objetivo de desenvolver as capacidades de todos os alunos, por isso trabalha com o **sistema de ensino de intervenção em múltiplas camadas**. Este sistema é uma abordagem preventiva que, ao invés de esperar que o aluno falhe, para então pensar em algum tipo de intervenção, procura oferecer várias camadas de intervenção pedagógica para evitar que os alunos tornem-se ou mantenham-se defasados em sua aprendizagem. Essa abordagem educacional proativa já foi adotada com sucesso em diversos países para as áreas de leitura, escrita e matemática e pode ser aplicada tanto para monitorar problemas e transtornos de aprendizagem quanto para monitorar problemas de comportamento.

Como a escola trabalha com a inclusão de alunos diagnosticados com algum ou alguns dos transtornos do neurodesenvolvimento, optou-se pelo sistema de intervenção em camadas como forma de não apenas contemplar as dificuldades destes alunos em específico, mas sim de todos os alunos que possam vir a ter dificuldades no aprendizado. O sistema de intervenção de múltiplas camadas consiste em compreender que os alunos de uma mesma série podem estar em diferentes camadas de aprendizagem. O modelo mais utilizado é o que trabalha com três camadas ou níveis de aprendizagem, como apresentado na Imagem 1.

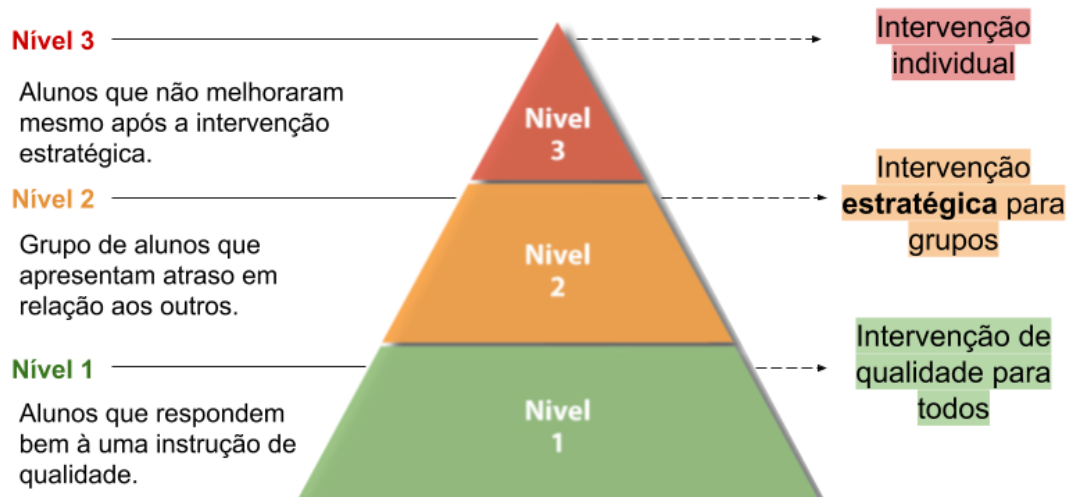


Imagem 1. Visualização das camadas ou níveis de aprendizagem.

O nível 1 contempla cerca de 70% dos alunos, que são aqueles que respondem bem à uma **instrução de qualidade**. Entende-se por “instrução de qualidade” a intervenção em que a maior parte dos alunos se desenvolve, como por exemplo a aula expositiva, que já existe evidência de que funciona.

Apesar de bons esforços, existem aqueles alunos que pertencem ao nível 2. Geralmente cerca de 30% dos alunos apresentam atraso em relação aos outros e necessitam de uma segunda abordagem do conteúdo complementar ao que já foi trabalhado, o que é chamada de **intervenção estratégica**.

O nível 3 contempla aqueles alunos que mesmo depois da intervenção estratégica ainda apresentarem defasagem, que são cerca de 5 a 10% dos alunos, necessitam de uma **intervenção individualizada**, de acordo com a dificuldade da criança.

4.3. INFRAESTRUTURA

A escola é seccionada em três espaços principais: o prédio do Ensino Médio, o prédio do Ensino Fundamental e o espaço comum. O prédio do Ensino Médio abrange 10 salas de aula, o auditório e um laboratório de ciências. O prédio do Ensino Médio também abriga as salas da direção, coordenação pedagógica, coordenação disciplinar, tesouraria e secretaria. O prédio do Ensino Fundamental I e II concentra 20 salas de aula, laboratório de informática e a sala dos professores. Todas as salas são equipadas com quadro branco e canetas hidrográficas (que podem ser repostas na sala dos professores), ventiladores, computadores e recurso Data Show, permitindo o uso de recursos audiovisuais. O espaço comum abrange um amplo pátio

aberto com uma seção coberta. Quadras poliesportivas, uma coberta e outra descoberta também se encontram no espaço comum, junto com a cantina e o refeitório.

A escola se encontra em excelente estado de preservação e cada prédio possui, em cada andar, um conjunto de banheiros masculino e feminino. O espaço comum também possui dois conjuntos de banheiros, um localizado na portaria e outro localizado perto do refeitório. As quadras poliesportivas compartilham um vestiário comum. A escola também apresenta rampas e um elevador para cadeirantes e, ainda que não esteja equipado integralmente para indivíduos de mobilidade reduzida, têm-se observado a implementação e adaptação gradual nos espaços comuns.

5. ORIENTAÇÕES DIDÁTICAS

5.1. CONSIDERAÇÕES GERAIS

A escola, como instituição social, tem o compromisso de promover uma formação humana de forma deliberada e intencional através de seus professores. Diferente do ensino tradicional que enxerga o professor como detentor do conhecimento e responsável por uma transmissão vertical do conhecimento, a escola enxerga o professor como *agente facilitador* do conhecimento, de modo que o aluno se torne o protagonista de seu aprendizado. O professor, como figura do conhecimento, deve interagir de forma afetiva e se comunicar de forma dialógica para com seus alunos, observando os aspectos socioculturais e individuais de cada indivíduo. É necessário portanto que o professor combine o respeito e a afetividade de forma a estabelecer uma dinâmica em sala que maximize uma aprendizagem significativa e formação humana pelos seus estudantes.

A escola reconhece a importância do aluno como protagonista não tão somente quanto ao aprendizado, mas também no próprio ambiente escolar. A *cooperação mútua* e *adaptação do espaço coletivo* são essenciais na formação de um indivíduo crítico que compreenda e respeite o diferente:

Dentro dessa abordagem conceitual, o reconhecimento de que a criança é o principal usuário da escola, e a reflexão sobre suas necessidades de desenvolvimento – físico-motor, sócio-afetivo e intelectual – torna-se essencial requisito para a formulação do espaço educativo. Conseqüentemente, algumas interpretações pedagógicas podem ser destacadas, como a importância da socialização da criança, incentivando o diálogo e as relações com o outro – com o coletivo, dentro de uma convivência cooperativa; a livre movimentação da criança, estimulando a descoberta e a exploração; o

conhecimento, o respeito e a preservação do meio-ambiente, inserindo o indivíduo numa visão global de sociedade que promove uma leitura de mundo; a colocação da criança sempre em situação de desafio e transgressão de seus limites, considerando que a inteligência é a capacidade de se adaptar a novas situações.

(AZEVEDO, RHEINGANTZ e BASTOS, 2004)

Como a escola trabalha com o sistema de intervenção em múltiplas camadas, é imprescindível que todos os professores trabalhem com a *multimodalidade* em sala de aula. Ou seja, o professor deve sempre explorar diferentes estratégias para a abordagem de um mesmo conteúdo, a fim de garantir o aprendizado dos alunos, mesmo que estes pertençam a diferentes camadas de aprendizagem. Os professores são orientados a, sempre que possível, usar múltiplos recursos, como os visuais, orais, táteis e auditivos, variando as atividades dadas aos alunos. Como sugestão está o uso de recursos como textos impressos, discussões, leitura, desenhos, vídeos curtos e uso da internet, por exemplo. A diversidade, além de tornar a aula sempre interessante, valoriza diversas inteligências, garantindo que a escola consiga desenvolver a capacidade de todos os alunos, cada um dentro de suas limitações.

Além disso, o trabalho em grupo como forma de criar um ambiente de cooperação entre os alunos é muito valorizado, já que com isso, todos os alunos se acostumam a conviver com as diferenças e serem pacientes e solícitos com aqueles que apresentam mais dificuldades do que eles próprios.

5.2. PROCESSO AVALIATIVO

O processo de avaliação é composto por dois amplos aspectos, o que faz com que o professor *analise seus alunos de forma contínua*, nunca sobrepondo um fator em detrimento do outro e valorizando as múltiplas inteligências:

- O primeiro é tradicionalmente conhecido como o acúmulo e sistematização de conhecimento adquirido pelo aluno ao longo do período letivo, em que o aluno é avaliado pelo desempenho individual com a resolução de provas, e pelo desenvolvimento coletivo, como em trabalhos. Os trabalhos entram como uma alternativa de avaliação para que o aluno consiga se sobressair de diferentes formas.
- O segundo aspecto leva em consideração os valores atitudinais de cada aluno, como a participação em aulas, jogos, experimentos, e principalmente a colaboração com os colegas em trabalhos, relatórios e aulas exercício.

6. VISÃO GERAL DO PLANEJAMENTO

O planejamento elaborado para as três séries do Ensino Médio está dividido nas Tabelas 1, 2 e 3, que estão apresentadas a seguir. Após a visão geral dos planejamentos, as aulas da 1ª série serão detalhadas com informações acerca dos objetivos, conteúdos, descrição da sequência de atividades, recursos e avaliação.

6.1. PLANEJAMENTO DE AULAS DE QUÍMICA PARA A 1ª SÉRIE

Tabela 1. Planejamento para a 1ª série.

1ª SÉRIE DO ENSINO MÉDIO 2020				
Aulas de Química: segunda (uma aula) e quarta-feira (dobradinha)				
Bimestre	Aula	Unidade temática	Objeto de conhecimento	Metodologia de ensino
1º BIMESTRE (3 de fevereiro a 17 de abril)	1 (03/02)	Matéria e suas propriedades	O que é Química?	Aula expositiva
	2-3 (05/02)	Constituição da matéria	Teoria atômica de Dalton; Átomos, moléculas, elementos e substâncias.	Aula expositiva
	4 (10/02)	Laboratório de Química	Introdução às normas de segurança, equipamentos de laboratório e vidrarias.	Laboratório
	5-6 (12/02)	Constituição da matéria	Substâncias simples e compostas; Fenômeno físico e fenômeno químico.	Aula expositiva
	7 (17/02)	Substâncias simples e compostas	Evidências de reação	Laboratório
	8-9 (19/02)	Substâncias simples e compostas	Leis ponderais	Aula expositiva; Laboratório: comprovando a Lei de Lavoisier
	CARNAVAL (24 e 26 de fevereiro)			

	10 (02/03)	Substâncias simples e compostas	Evidências de reação	Aula expositiva
	11-12 (04/03)	Substâncias simples e compostas	A linguagem da química (elementos e substâncias); Balanceamento de equações químicas.	Aula expositiva; Atividade: transformando animais em fórmulas químicas
	13 (09/03)	Substâncias simples e compostas	Balanceamento de equações químicas	Laboratório de informática (simulador: balanceamento de equações químicas)
	14-15 (11/03)	Evolução dos modelos atômicos	Modelos atômicos de Thomson, Rutherford e Bohr	Aula expositiva
		Trabalho: maquete dos modelos atômicos		
	16 (16/03)	Evolução dos modelos atômicos	Modelo atômico de Bohr	Laboratório: comprovando a o salto quântico e a existência do elétron
	17-18 (18/03)	Modelo básico do átomo	Partículas subatômicas; Número de massa (A) e número atômico (Z); representação de um elemento químico.	Aula expositiva; Laboratório de informática (simulador: monte seu átomo)
	19 (23/03)	Modelo básico do átomo	Partículas subatômicas; Número de massa (A) e número atômico (Z)	Laboratório de informática (simulador: monte seu átomo)
	20-21 (25/03)	Modelo básico do átomo	Átomos e íons; Semelhanças atômicas: isótopos, isótonos, isóbaros e isoeletrônicos.	Aula expositiva

	22 (30/03)	Modelo básico do átomo	Camadas e subníveis de energia	Aula expositiva
	23-24 (01/04)	Modelo básico do átomo	Distribuição eletrônica	Aula expositiva
	25 (06/04)	Modelo básico do átomo	Distribuição eletrônica	Aula expositiva
	26-27 (08/04)	Modelo básico do átomo	Distribuição eletrônica	Quiz
	SEMANA DE PROVAS (13 a 17 de abril) Matéria da prova bimestral: • Modelos atômicos • Evidências de reação • Leis ponderais • Átomo (número atômico, número de massa e distribuição eletrônica)			
2º BIMESTRE (14 de abril a 26 de junho)	TIRADENTES (21 de abril)			
	1-2 (22/04)	Tabela Periódica	Propriedades periódicas e aperiódicas; Organização da tabela periódica em famílias ou grupos e em períodos; Classificação dos elementos em metais e ametais.	Aula expositiva
	3 (27/04)	Tabela Periódica	Organização da tabela periódica em famílias ou grupos e em períodos.	Jogo: batalha naval
	4-5 (29/04)	Tabela Periódica	Localização do elemento a partir de sua distribuição eletrônica.	Aula expositiva
	6 (04/05)	Tabela Periódica	Propriedades periódicas: atividade individual sobre raio atômico	Aula expositiva

	7-8 (06/05)	Tabela Periódica	Propriedades periódicas: raio atômico e energia de ionização	Atividade individual; Aula expositiva
	9 (11/05)	Tabela Periódica	Propriedades periódicas: energia de ionização e raio atômico	Exercícios
	10-11 (13/05)	Interações atômicas e moleculares	Teoria do octeto	Aula expositiva
	12 (18/05)	Interações atômicas e moleculares	Ligação iônica	Aula expositiva
	13-14 (20/05)	Interações atômicas e moleculares	Ligação iônica	Jogo: dominó de ligações iônicas; Aula expositiva
	15 (25/05)	Interações atômicas e moleculares	Ligação metálica; ligas metálicas	Aula expositiva
	16-17 (27/05)	Interações atômicas e moleculares	Ligação covalente e dativa	Aula expositiva
	18 (01/06)	Interações atômicas e moleculares	Propriedades de compostos iônicos e moleculares	Laboratório: propriedades de compostos iônicos, metálicos e moleculares
	19-20 (03/06)	Interações atômicas e moleculares	Geometria molecular	Aula expositiva
	21 (08/06)	Interações atômicas e moleculares	Geometria molecular	Construção de moléculas com bexigas
	22-23 (10/06)	Interações atômicas e moleculares	Eletronegatividade; Polaridade da ligação	Aula expositiva
	24	Interações	Polaridade da	Aula expositiva

	(15/06)	atômicas e moleculares	molécula	
	25-26 (17/06)	Interações atômicas e moleculares	Polaridade de ligação e polaridade de molécula	Exercícios
	SEMANA DE PROVAS (22 a 26 de junho) Matéria da prova bimestral: • Tabela periódica (Localização do elemento a partir de sua distribuição eletrônica) • Ligação iônica (compostos iônicos) • Ligação covalente (compostos moleculares, geometria molecular e polaridade)			
3º BIMESTRE (27 de julho a 2 de outubro)	1 (27/07)	Interações atômicas e moleculares	Revisão de polaridade de ligação e polaridade de molécula.	Aula expositiva
	2-3 (29/07)	Interações atômicas e moleculares	Forças intermoleculares	Aula expositiva
	4 (03/08)	Interações atômicas e moleculares	Forças intermoleculares	Aula expositiva
	5-6 (05/08)	Interações atômicas e moleculares; Matéria e suas propriedades	Forças intermoleculares e os estados físicos da matéria	Aula expositiva
	7 (10/08)	Matéria e suas propriedades	Estados físicos da matéria: comparação entre forças intermoleculares e ponto de ebulição	Atividade em grupo para entrega
	8-9 (12/08)	Matéria e suas propriedades	Solubilidade; Sistemas homogêneos e heterogêneos.	Aula expositiva
	10 (17/08)	Matéria e suas propriedades	Solubilidade; Sistemas homogêneos e heterogêneos.	Laboratório: comparação entre forças intermolecula-

				res e a solubilidade
11-12 (19/08)	Matéria e suas propriedades	Separação de misturas heterogêneas		Aula dialógica
13 (24/08)	Matéria e suas propriedades	Separação de misturas homogêneas		Aula dialógica
14-15 (26/08)	Matéria e suas propriedades	Separação de misturas		Laboratório avaliativo
16 (31/08)	Interações atômicas e moleculares	Revisão de eletronegatividade; Ionização		Aula expositiva
17-18 (02/09)	Funções inorgânicas	Ácidos (definição de Arrhenius e reações de ionização)		Aula expositiva
INDEPENDÊNCIA DO BRASIL (7 de setembro)				
19-20 (09/09)	Funções inorgânicas	Ácidos (nomenclatura e propriedades)		Aula expositiva
21 (14/09)	Funções inorgânicas	Bases (reações de dissociação)		Aula expositiva
22-23 (16/09)	Funções inorgânicas	Bases (nomenclatura e propriedades); Escala de pH		Aula expositiva
		Trabalho: ácidos e bases do cotidiano		
24 (21/09)	Funções inorgânicas	Escala de pH; indicadores ácido-base		Aula expositiva
25-26 (23/09)	Funções inorgânicas	Indicadores ácido-base		Laboratório: indicador de repolho roxo
SEMANA DE PROVAS (28 de setembro a 2 de outubro)				
Matéria da prova bimestral:				
Forças intermoleculares (relacionando com ponto de ebulição e solubilidade)				

4º BIMESTRE (5 de outubro a 4 de dezembro)	- Ácidos - Bases (O conteúdo referente à separação de misturas foi cobrado em um laboratório avaliativo)			
	1 (05/10)	Funções inorgânicas	Reação de neutralização	Aula expositiva
	2-3 (07/10)	Funções inorgânicas	Reação de neutralização; Nomenclatura de sais	Aula expositiva
	NOSSA SENHORA APARECIDA (12 de outubro)			
	4-5 (14/10)	Funções inorgânicas	Óxidos	Aula expositiva
	6 (19/10)	Funções inorgânicas	Reação de neutralização	Laboratório: simulando acidez do estômago
	7-8 (21/10)	Grandezas químicas	Conceito de mol (constante de Avogadro); massa atômica e massa molecular	Aula expositiva
	9 (26/10)	Grandezas químicas	Rei mol: quantidade de matéria e massa molar	Atividade lúdica
	10-11 (28/10)	Grandezas químicas	Quantidade de matéria e massa molar	Aula expositiva
	FINADOS (2 de novembro)			
	12-13 (04/11)	Grandezas químicas	Quantidade de matéria e massa molar	Exercícios
	14 (09/11)	Cálculo Estequiométrico	Estequiometria de uma reação química	Laboratório: a proporção das quantidades de

				ingredientes em uma receita de bolo
	15-16 (11/11)	Cálculo Estequiométrico	Relação molxmol	Aula expositiva
	17 (16/11)	Cálculo Estequiométrico	Relação molxmassa	Aula expositiva
	18-19 (18/11)	Cálculo Estequiométrico	Relação molxmassa; Relação massaxmassa	Aula expositiva
	20 (23/11)	Gases	Lei de Avogadro	Aula expositiva
	21-22 (25/11)	Cálculo Estequiométrico	Relação molxvolume	Aula expositiva
SEMANA DE PROVAS (30 de novembro a 4 de dezembro) Matéria da prova bimestral: • Sais • Grandezas Químicas • Cálculo estequiométrico				

6.2. PLANEJAMENTO DE AULAS DE QUÍMICA PARA A 2ª SÉRIE

Tabela 2. Planejamento para a 2ª série.

2ª SÉRIE DO ENSINO MÉDIO 2020				
Aulas de Química: segunda (uma aula) e quarta-feira (dobradinha)				
Bimestre	Aula	Unidade temática	Objeto de conhecimento	Metodologia de ensino
1º BIMESTRE (3 de fevereiro a 17 de abril)	1 (03/02)	Soluções	Definição de solução, soluto e solvente; Solubilidade.	Aula expositiva
	2-3 (05/02)	Soluções	Solubilidade; Curvas de solubilidade	Aula expositiva
				Laboratório: solubilidade do

				sulfato de cobre
	4 (10/02)	Soluções	Solubilidade e curvas de solubilidade	Exercícios em grupo
	5-6 (12/02)	Soluções	Concentração comum e molar; densidade	Aula expositiva
	7 (18/02)	Soluções	Densidade de soluções	Laboratório: densidade de diferentes soluções
	8-9 (19/02)	Soluções	Porcentagem, título e ppm	Aula expositiva
	CARNAVAL (24 e 26 de fevereiro)			
	10 (02/03)	Soluções	Concentrações	Exercícios
	11-12 (04/03)	Soluções	Diluição e mistura de soluções	Aula expositiva
	13 (09/03)	Soluções	Diluição e mistura de soluções	Atividade lúdica
	14-15 (11/03)	Termoquímica	Processos exotérmicos e endotérmicos; Introdução ao conceito de entalpia	Aula expositiva
	16 (16/03)	Termoquímica	Processos exotérmicos e endotérmicos	Laboratório: reconhecendo processos exotérmicos e endotérmicos
	17-18 (18/03)	Termoquímica	Variação da entalpia (gráficos)	Aula expositiva
	19 (23/03)	Interações atômicas e	Alotropia	Aula expositiva

		moleculares		
	20-21 (25/03)	Termoquímica	Entalpia de formação	Aula expositiva
	22 (30/03)	Termoquímica	Entalpia de formação	Exercícios
	23-24 (01/04)	Termoquímica	Reações de combustão; Entalpia de combustão	Aula expositiva
		Trabalho: comparar a energia liberada em diferentes reações de combustão (apresentação dia 8/04)		
	25 (06/04)	Termoquímica	Entalpia de combustão	Laboratório de informática: pesquisa sobre reações de combustão
	26-27 (08/04)	Termoquímica	Entalpia de combustão	Apresentações
SEMANA DE PROVAS (13 a 17 de abril)				
Matéria da prova: - Soluções (solubilidade, concentrações, diluição, mistura de soluções) - Termoquímica (processos endo e exotérmicos, entalpia de formação e de combustão)				
2º BIMESTRE (14 de abril a 26 de junho)	TIRADENTES (21 de abril)			
	1-2 (22/04)	Termoquímica	Entalpia de ligação	Aula expositiva
	3 (27/04)	Termoquímica	Entalpia de ligação	Exercícios
	4-5 (29/04)	Termoquímica	Lei de Hess	Aula expositiva
	6 (04/05)	Termoquímica	Lei de Hess	Exercícios
	7-8 (06/05)	Termoquímica	Entalpia de ligação e Lei de Hess	Exercícios para entrega

	9 (11/05)	Oxidorredução	Reações Redox; Número de oxidação	Aula expositiva
	10-11 (13/05)	Oxidorredução	Número de oxidação	Aula expositiva e exercícios
	12 (18/05)	Oxidorredução	Balanceamento de equações	Exercícios
	13-14 (20/05)	Eletroquímica	Pilha de Daniell e semirreações	Aula expositiva
	15 (25/05)	Eletroquímica	Potenciais de redução padrão	Aula expositiva
	16-17 (27/05)	Eletroquímica	Pilhas de Cu/Mg	Laboratório
	18 (01/06)	Eletroquímica	Pilhas e baterias	Aula expositiva. Atividade em sala
	19-20 (03/06)	Eletroquímica	Eletrólise ígnea e aquosa	Aula expositiva
	21 (08/06)	Eletroquímica	Pilhas	Discussão do relatório
	22-23 (10/06)	Eletroquímica	Eletrólise aquosa; Estequiometria	Exercícios; Aula expositiva
	24 (15/06)	Eletroquímica	Eletrólise aquosa; Pilhas	Exercícios e revisão sobre pilhas
	25-26 (17/06)	Eletroquímica	Entalpia de ligação; Pilhas e eletrólise	Revisão geral
SEMANA DE PROVAS (22 a 26 de junho) Matéria da prova bimestral: • Termoquímica (entalpia de ligação e Lei de Hess) • Eletroquímica (nox, pilhas e eletrólise)				
3º BIMESTRE (27 de julho a 2 de outubro)	1 (27/07)	Os compostos orgânicos	Características dos compostos orgânicos; Revisão das	Aula expositiva

			valências dos elementos organógenos.	
	2-3 (29/07)	Os compostos orgânicos	Classificação do carbono; Classificação de cadeias carbônicas; Fórmula estrutural e molecular.	Aula expositiva
	4 (03/08)	Os compostos orgânicos	Cadeias carbônicas	Atividade com kit de bolas e varetas
	5-6 (05/08)	Função: Hidrocarboneto	Representação, Propriedades e Aplicações	Aula expositiva
	7 (10/08)	Nomenclatura Oficial IUPAC	Nomenclatura de hidrocarbonetos de cadeias normais	Aula expositiva
	8-9 (12/08)	Nomenclatura Oficial IUPAC	Nomenclatura de hidrocarbonetos de cadeias ramificadas e cíclicas	Aula expositiva
	10 (17/08)	Nomenclatura Oficial IUPAC	Nomenclatura de hidrocarbonetos	Exercícios
	11-12 (19/08)	Função: Hidrocarbonetos	Combustíveis fósseis e reações de combustão completa e incompleta	Aula expositiva
		Trabalho: o efeito estufa		
	13 (24/08)	Funções orgânicas	Funções orgânicas oxigenadas	Laboratório: identificação da presença de oxigênio em diferentes compostos orgânicos

	14-15 (26/08)	Função orgânica: Álcool e Fenol	Apresentação da função, do grupo funcional e da nomenclatura	Aula expositiva
	16 (31/08)	Função orgânica: Álcool	Propriedades	Laboratório: testando a solubilidade do álcool em diferentes solventes
	17-18 (02/09)	Função orgânica: Álcool	Propriedades dos álcoois; Aplicações (combustível).	Aula expositiva; Laboratório: análise do teor de álcool na gasolina
	INDEPENDÊNCIA DO BRASIL (7 de setembro)			
	19-20 (09/09)	Função orgânica: Aldeído e Cetona	Apresentação das funções, dos grupos funcionais, da nomenclatura e propriedades	Aula expositiva
	21 (14/09)	Função orgânica: Ácido carboxílico	Apresentação da função, do grupo funcional e da nomenclatura	Aula expositiva
	22-23 (16/09)	Função orgânica: Ácido carboxílico	Aplicações	Laboratório: comprovando o caráter ácido de ácidos carboxílicos conhecidos
	24 (21/09)	Função orgânica: Éster	Apresentação da função, do grupo funcional, da nomenclatura e propriedades	Aula expositiva
	25-26 (23/09)	Função orgânica: Éter	Apresentação da função, do grupo funcional, da nomenclatura e	Aula expositiva

			propriedades	
		Funções orgânicas oxigenadas	Propriedades	Jogo: super-trunfo das propriedades dos compostos orgânicos
SEMANA DE PROVAS (28 de setembro a 2 de outubro) Matéria da prova bimestral: • Classificação de cadeias carbônicas • Hidrocarbonetos (nomenclatura, aplicação e propriedades) • Funções orgânicas oxigenadas (grupos funcionais e propriedades)				
4º BIMESTRE (5 de outubro a 4 de dezembro)	1 (05/10)	Função orgânica: Amina	Apresentação da função e do grupo funcional	Aula expositiva
	2-3 (07/10)	Função orgânica: Amina e amida	Apresentação da função amida; Propriedades das funções nitrogenadas amina e amida; Apresentação de nitrocompostos	Aula expositiva
	NOSSA SENHORA APARECIDA (12 de outubro)			
	4-5 (14/10)	Função orgânica: Haletos Orgânicos	Apresentação da função e construção de um quadro resumo de funções orgânicas	Aula expositiva
	6 (19/10)	Funções orgânicas	Estrutura, nomenclatura, curiosidades e visão espacial	Jogo: corrida orgânica
	7-8 (21/10)	Funções orgânicas	Características estruturais, nomenclatura e propriedades	Aula de exercícios

	9 (26/10)	Isomeria	O que é isomeria?	Aula expositiva
	10-11 (28/10)	Isomeria	Isomeria plana (isomeria de função, de cadeia de posição e metameria)	Aula expositiva
	FINADOS (2 de novembro)			
	12-13 (04/11)	Isomeria	Isomeria plana	Atividade com kit de bolas e varetas
	14 (09/11)	Isomeria	Isomeria espacial	Aula expositiva
	15-16 (11/11)	Isomeria	Isomeria espacial	Exercícios
	17 (16/11)	Isomeria	Isomeria óptica	Aula expositiva
	18-19 (18/11)	Isomeria	Isomeria óptica	Exercícios
	20 (23/11)	Isomeria	Isomeria óptica e medicamentos	Estudo de caso
	21-22 (25/11)	Isomeria	Isomeria óptica e medicamentos	Estudo de caso
	SEMANA DE PROVAS (30 de novembro a 4 de dezembro) Matéria da prova bimestral: • Funções orgânicas • Isomeria			

6.3. PLANEJAMENTO DE AULAS DE QUÍMICA PARA A 3ª SÉRIE

Tabela 3. Planejamento para a 3ª série.

3ª SÉRIE DO ENSINO MÉDIO 2020 Aulas de Química: segunda (uma aula) e quarta-feira (dobradinha)				
Bimestre	Aula	Unidade	Objeto de	Metodologia

		temática	conhecimento	de ensino
1º BIMESTRE (3 de fevereiro a 17 de abril)	1 (03/02)	Reações orgânicas	Reações de adição	Aula expositiva
	2-3 (05/02)	Reações orgânicas	Reações de adição	Aula expositiva; Laboratório: identificando alcenos pela descoloração de uma solução de Br ₂
	4 (10/02)	Reações orgânicas	Reações de adição (regra de Markovnikov)	Aula expositiva
	5-6 (12/02)	Reações orgânicas	Reações de substituição	Aula expositiva
	7 (18/02)	Reações orgânicas	Reações de adição e substituição	Exercícios
	8-9 (19/02)	Reações orgânicas	Reação de oxidação de álcoois	Aula expositiva
	CARNAVAL (24 e 26 de fevereiro)			
	10 (02/03)	Reações orgânicas	Reação de oxidação de álcoois	Laboratório: o funcionamento do bafômetro
	11-12 (04/03)	Reações orgânicas	Reação de esterificação e de hidrólise	Aula expositiva
	13 (09/03)	Reações orgânicas	Reação de hidrólise ácida	Aula expositiva
	14-15 (11/03)	Reações orgânicas	Reação de hidrólise alcalina	Laboratório: fazendo sabão a partir do óleo de cozinha
	16 (16/03)	Interações moleculares	Ação detergente do sabão	Aula expositiva

	17-18 (18/03)	Reações orgânicas	Reação de transesterificação	Laboratório: produção de biodiesel
	19 (23/03)	Reações orgânicas	Reação de transesterificação	Aula expositiva
	20-21 (25/03)	Polímeros	Polímeros de adição	Aula expositiva
	22 (30/03)	Polímeros	Polímeros de condensação	Aula expositiva
	23-24 (01/04)	Polímeros	Polímeros naturais: borracha, polissacarídeos e proteínas	Aula expositiva
	25 (06/04)	Polímeros	Polímeros	Jogo: quebra cabeça de polímeros
	26-27 (08/04)	Polímeros	Polímeros naturais: borracha, polissacarídeos e proteínas	Laboratório: Determinação de presença de proteína em amostras
SEMANA DE PROVAS (13 a 17 de abril)				
Matéria da prova bimestral: • Reações orgânicas • Polímeros				
2º BIMESTRE (14 de abril a 26 de junho)	TIRADENTES (21 de abril)			
	1-2 (22/04)	Radioatividade	Introdução; Emissão; Partículas alfa, beta e gama; Aplicações.	Aula expositiva
	3 (27/04)	Radioatividade	Leis da radioatividade	Aula expositiva
	4-5 (29/04)	Radioatividade	Fissão e fusão nuclear	Aula expositiva

	6 (04/05)	Radioatividade	Energia nuclear	Aula expositiva
	7-8 (06/05)	Radioatividade	Energia nuclear	Juri
	9 (11/05)	Radioatividade	Cinética do decaimento radioativo	Aula expositiva
	10-11 (13/05)	Radioatividade	Cinética do decaimento radioativo	Aula expositiva; Exercícios
	12 (18/05)	Radioatividade	Cinética do decaimento radioativo	Laboratório de informática: jogo da datação radioativa
	13-14 (20/05)	Gases	Introdução (armas químicas)	Aula expositiva
	15 (25/05)	Gases	Variáveis de estado (pressão, volume e temperatura)	Aula expositiva
	16-17 (27/05)	Gases	Transformações gasosas; Equação geral dos gases	Aula expositiva
	18 (01/06)	Gases	Revisão de volume molar	Aula expositiva
	19-20 (03/06)	Gases	Equação de estado dos gases perfeitos	Aula expositiva
	21 (08/06)	Gases	Mistura de gases	Aula expositiva
	22-23 (10/06)	Gases	Gases	Exercícios
	24 (15/06)	Gases	Pressão máxima de vapor (volatilidade x ponto de ebulição)	Aula expositiva

	25-26 (17/06)	Gases	Pressão máxima de vapor	Laboratório: fervendo água
	SEMANA DE PROVAS (22 a 26 de junho) Matéria da prova bimestral: • Radioatividade • Gases			
3º BIMESTRE (27 de julho a 2 de outubro)	1 (27/07)	Cinética Química	Introdução; Velocidade média	Aula expositiva
	2-3 (29/07)	Cinética Química	Velocidade média	Aula expositiva; Exercícios
	4 (03/08)	Cinética Química	Teoria das colisões	Aula expositiva
	5-6 (05/08)	Cinética Química	Fatores que influenciam a rapidez de uma reação	Laboratório
	7 (10/08)	Cinética Química	Fatores que influenciam a rapidez de uma reação	Aula expositiva
	8-9 (12/08)	Cinética Química	Fatores que influenciam a rapidez de uma reação (catalisadores)	Aula expositiva; laboratório: pasta de elefante
	10 (17/08)	Cinética Química	Lei da velocidade	Aula expositiva
	11-12 (19/08)	Cinética Química	Lei da velocidade	Aula expositiva; Exercícios
	13 (24/08)	Equilíbrio Químico	Reações reversíveis	Aula expositiva
	14-15 (26/08)	Equilíbrio Químico	Reações reversíveis (respiração e fotossíntese)	Laboratório: jardim na garrafa
	16 (31/08)	Equilíbrio Químico	Constante de equilíbrio	Aula expositiva

	17-18 (02/09)	Equilíbrio Químico	Constante de equilíbrio	Exercícios
	INDEPENDÊNCIA DO BRASIL (7 de setembro)			
	19-20 (09/09)	Equilíbrio Químico	Deslocamento de equilíbrio	Aula expositiva
	21 (14/09)	Equilíbrio Químico	Deslocamento de equilíbrio	Laboratório
	22-23 (16/09)	Equilíbrio Químico	Deslocamento de equilíbrio	Exercícios
	24 (21/09)	Equilíbrio Químico	Deslocamento de equilíbrio - A formação de estalactites e estalagmites	Aula expositiva
	25-26 (23/09)	Equilíbrio Químico	Deslocamento de equilíbrio	Laboratório: formação de estalactite
	SEMANA DE PROVAS (28 de setembro a 2 de outubro) Matéria da prova bimestral: • Cinética Química (velocidade média, fatores que afetam a velocidade da reação) • Equilíbrio Químico (constante de equilíbrio, deslocamento de equilíbrio)			
4º BIMESTRE (5 de outubro a 4 de dezembro)	1 (05/10)	Funções inorgânicas	Revisão de ácidos e bases	Aula expositiva
	2-3 (07/10)	Equilíbrio em meio aquoso	Constante de ionização (K_a , K_b)	Aula expositiva
	NOSSA SENHORA APARECIDA (12 de outubro)			
	4-5 (14/10)	Equilíbrio em meio aquoso	Produto iônico da água (K_w) e pH	Aula expositiva; phet colorado "escala de pH"
	6 (19/10)	Equilíbrio em meio aquoso	Produto iônico da água (K_w) e pH	Laboratório
	7-8 (21/10)	Equilíbrio em meio aquoso	Produto de solubilidade (K_{ps})	Aula expositiva; Exercícios em grupo

	9 (26/10)	Equilíbrio em meio aquoso	Hidrólise salina	Laboratório
	10-11 (28/10)	Equilíbrio em meio aquoso	Hidrólise salina	Aula expositiva
	FINADOS (2 de novembro)			
	12-13 (04/11)	Cálculo estequiométrico	Casos especiais do cálculo estequiométrico: excesso de reagente	Laboratório: sanduíches
	14 (09/11)	Cálculo estequiométrico	Casos especiais do cálculo estequiométrico: excesso de reagente	Aula expositiva
	15-16 (11/11)	Cálculo estequiométrico	Casos especiais do cálculo estequiométrico: excesso de reagente	Exercícios
	17 (16/11)	Cálculo estequiométrico	Casos especiais do cálculo estequiométrico: rendimento	Aula expositiva
	18-19 (18/11)	Cálculo estequiométrico	Casos especiais do cálculo estequiométrico: rendimento	Exercícios
	20 (23/11)	Cálculo estequiométrico	Casos especiais do cálculo estequiométrico: pureza	Aula expositiva
	21-22 (25/11)	Cálculo estequiométrico	Casos especiais do cálculo estequiométrico: pureza	Exercícios
	SEMANA DE PROVAS (30 de novembro a 4 de dezembro)			

Matéria da prova bimestral:

- Equilíbrio Químico em meio aquoso (Constante de ionização, pH e hidrólise salina)

- Casos especiais do cálculo estequiométrico (excesso de reagente, rendimento e pureza)

6.4. DETALHAMENTO DE AULAS

A seguir, serão descritas as aulas referentes aos 3 primeiros bimestres da 1ª série do Ensino Médio. Julgou-se que, a partir destas descrições, seria possível visualizar como é a dinâmica em sala de aula com relação às diferentes abordagens de conteúdo e formas de avaliação.

1ª SÉRIE

1º BIMESTRE

- *Aula 1 - O que é Química? A importância da Química na sociedade e do seu estudo*
 - Objetivo: identificar a importância da Química na sociedade.
 - Recursos: Datashow, internet, computador, caixas de som.
 - Sequência de atividades: O professor se apresenta e pergunta os nomes dos alunos. Nesta aula será discutida a importância de se estudar Química, dessa forma a aula é iniciada com uma pergunta motivadora “existe Química fora da sala de aula?”, “como a Química está presente no dia a dia de vocês?”, a fim de provocar uma discussão. O professor passa o vídeo “O que é Química” (Apêndice A), Após o vídeo o professor pergunta aos alunos porque é importante se estudar a Química e passa o vídeo “Importância da Pesquisa Científica” (Apêndice B).
 - Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento dos alunos em sala e da participação na aula.
- *Aulas 2,3 - Teoria atômica de Dalton; Átomos, moléculas, elementos substâncias*
 - Objetivo: Introdução à teoria atômica; Definir os conceitos de elementos, átomos, moléculas e substâncias.
 - Recursos: Quadro branco, caneta e modelos moleculares de isopor;

- Sequência de atividades: A teoria atômica de Dalton traz um modelo atômico que por hora é suficiente para explicar os conteúdos que estão por vir, dessa forma, a teoria será trabalhada a partir de desenhos e resumos na lousa; Feita a definição de átomo de acordo com a teoria de Dalton, serão definidos os conceitos de moléculas, elementos e substâncias, novamente com resumos e desenhos feitos na lousa. Neste momento também são utilizados os modelos moleculares de bolinhas de isopor, para que os próprios alunos possam montar átomos, moléculas, substâncias e possam ter contato com o conteúdo com uma outra abordagem e com maior protagonismo.
 - Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento dos alunos em sala e da participação na aula e com a cooperatividade entre os alunos no momento de montagem com os modelos de isopor.
- *Aula 4 - Laboratório: introdução às normas de segurança, equipamentos de laboratório e vidrarias*
 - Objetivo: Apresentar o ambiente de laboratório, as normas de segurança, as vidrarias e os equipamentos.
 - Conteúdos a serem abordados: Importância das normas de segurança; Identificação de equipamentos e vidrarias laboratoriais.
 - Recursos: Quadro e caneta; roteiro impresso; vidrarias do laboratório conforme o roteiro;
 - Sequência de atividades: Após a acomodação dos alunos em bancadas contendo até 5 alunos, o professor dará um panorama geral sobre o funcionamento de um laboratório, chamando atenção para os cuidados que sempre devem ser tomados neste ambiente. Os alunos receberão uma cópia das normas laboratoriais, que deve ser assinada. Neste momento é importante realizar juízo de valores, em que a segurança é importante para preservação individual e coletiva. Exemplos de acidentes podem ser usados para ressaltar a importância da segurança. Com as vidrarias espalhadas nas bancadas os alunos devem completar a tabela contida no roteiro com o desenho da vidraria, seu nome e função.

- Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento dos alunos no laboratório, pelo respeito às vestimentas (avental, calça comprida e sapato fechado).
- *Aulas 5,6 - Substâncias simples e compostas; Representação de uma reação química; Comparação entre fenômeno físico e químico*
 - Objetivo: Definir substâncias simples e compostas a nível molecular e a simbologia; Diferenciar fenômenos físicos de químicos.
 - Recursos: Quadro, caneta e modelos moleculares de isopor;
 - Sequência de atividades: O professor irá definir os conceitos de substâncias simples e compostas, distinguindo átomos de elementos. A definição deve ser feita tanto na forma de desenhos e montagem com os modelos de isopor (nível molecular), quanto com as fórmulas das substâncias (simbologia); Apresentar como é feita a representação de uma reação química (equação química), definindo o que são reagentes e produtos. Neste momento cabe diferenciar fenômeno físico, que é definido como processo em que não há alteração da substância, de fenômeno químico, que é definido como processo em que há alteração da substância. Como exemplo de fenômenos físicos pode ser citada a mudanças de estado físico (passagem da água do estado sólido para o estado líquido, enfatizando que a água permaneceu sendo água em ambos os estados em que se encontrara). Como fenômeno químico a queima pode ser citada como exemplo, assim como a produção de gás hidrogênio e oxigênio a partir da água.
 - Avaliação: o professor deverá avaliar a dificuldade dos alunos quanto aos conceitos apresentados bem como o comportamento dos alunos em sala de aula.
- *Aula 7 - Laboratório: evidências de reação*
 - Objetivo: Observar evidências de reação.
 - Conteúdos a serem abordados: Evidências de reação; representação de uma reação química.

- Recursos: Laboratório de química; quadro branco e canetas; roteiro de laboratório impresso; equipamentos e reagentes conforme roteiro (Apêndice C)
 - Sequência de atividades: Com os alunos acomodados em grupos de até 5 pessoas em diferentes bancadas e cada aluno tendo recebido o roteiro de laboratório impresso, o professor lê o roteiro com os alunos e os orienta no aparecimento de dúvidas. Durante a execução do experimento conforme o roteiro, o professor fica atento a todos os grupos, intervindo quando necessário e também instigando discussões. Ao final do experimento o professor coleta as conclusões tiradas pelos alunos, tira as dúvidas que podem surgir e os orienta quanto a execução do relatório.
 - Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento dos alunos no laboratório, participação na aula e principalmente pela execução do relatório.
- *Aulas 8,9 - Lei de Proust e Lei de Lavoisier; evidências de reação; representação de uma reação química*
 - Objetivo: Apresentar aos alunos as leis ponderais de Proust e de Lavoisier; comprovar a Lei de Lavoisier por meio de experimento.
 - Recursos: quadro branco e canetas.
 - Sequência de atividades: O professor inicia a aula com a definição da Lei de Lavoisier a partir da frase “na natureza nada se perde, nada se cria tudo se transforma”: a Lei de Lavoisier é então definida como sendo a lei de conservação de massas, dessa forma, *a soma das massas dos reagentes será sempre igual a massa dos produtos*. A Lei deve ser exemplificada com uma reação na lousa e com a conta referente às massas de reagentes e produtos; A Lei de Proust é definida como sendo a lei das proporções ou seja, *que em uma reação química a proporção entre as substâncias é constante*.

Com os conceitos apresentados, os alunos são direcionados ao laboratório, onde comprovarão a Lei de Lavoisier experimentalmente seguindo o roteiro de laboratório (Apêndice D).

- Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento dos alunos no laboratório, participação na aula e principalmente pela execução do relatório.
- *Aula 10 - Evidências de reação; Fenômeno físico e químico.*
 - Objetivo: Sistematização e fechamento do tópico evidências de reação; Discussão do relatório.
 - Recursos: Quadro e canetas/giz; Mentos e duas amostras de Coca-Cola, uma comum e outra desgaseificada.
 - Sequência de atividades: A aula consiste no professor sistematizando na lousa as evidências de reações químicas observadas pelos alunos no laboratório a partir das respostas dadas pelos alunos. A questão referente à adição de Mentos na Coca-Cola ser classificada como um fenômeno físico deve ser explicada relacionando a formação de gás à superfície rugosa do Mentos. O fenômeno pode ser provado adicionando um Mentos “chupado” (superfície lisa) ao refrigerante ou adicionando um Mentos à Coca-Cola desgaseificada (poucos gases em solução).
 - Avaliação: o professor deverá avaliar a dificuldade dos alunos quanto aos conceitos apresentados bem como o comportamento dos alunos em sala de aula.
- *Aulas 11,12 - A linguagem da química (elementos, substâncias simples e compostas); Balanceamento de equações químicas (índices e coeficientes)*
 - Objetivo: Diferenciar átomos e moléculas, reconhecer substância pura simples e composta, balancear equações químicas.
 - Recursos: Atividade “transformando animais em fórmulas químicas; quadro branco e canetas”; DataShow, computador e internet.
 - Sequência de atividades: No quadro branco, o conceito de molécula como sendo a menor partícula de uma substância (formada por 2 ou mais átomos), bem como a classificação de substâncias como sendo simples ou compostas são retomadas no início da aula; A reação química é finalmente definida como um rearranjo de átomos (cabe usar como exemplo as equações das reações feitas no laboratório); Neste

momento é importante definir a diferença entre o índice de uma fórmula química e o coeficiente estequiométrico de uma equação química, para tal, será utilizada uma abordagem lúdica do assunto, com o jogo *Transformando animais em fórmulas Químicas* (Apêndice E). Os alunos são orientados a formarem duplas para que a resolução da atividade seja cooperativa.

- Avaliação: a avaliação é feita de acordo com a execução da atividade e pela cooperatividade entre os alunos.

- *Aula 13 - Balanceamento de equações químicas*

- Objetivo: capacitar os alunos a balancear equações químicas.
- Recursos: Laboratório de informática (simulador: balanceamento de equações químicas); quadro branco e canetas.
- Sequência de atividades: Com os alunos sentados em dupla no laboratório de informática (um computador por dupla), no quadro o professor sistematiza para os alunos como se é feito o balanceamento de equações de reações químicas; Em seguida, os alunos são orientados a acessar o site *Phet colorado* e abrir o simulador de equações químicas (Apêndice F). A dupla deve fazer as atividades referentes à introdução e posteriormente seguirem para o jogo. Todas as reações feitas devem ser registradas no caderno. O professor deve andar pela sala intervindo sempre que achar necessário ou quando houverem dúvidas.
- Avaliação: a avaliação será feita de acordo com o comportamento dos alunos no laboratório de informática, pela cooperatividade entre os alunos e principalmente pela execução e registro da atividade.

- *Aulas 14,15 - Modelos atômicos de Thomson, Rutherford e Bohr*

- Objetivo: Compreender que os modelos atômicos evoluíram com o passar do tempo, entender que modelos são representações e não cópias da realidade.
- Recursos: quadro branco e canetas; DataShow, computador, internet e caixas de som.

- Sequência de atividades: A aula em questão é totalmente expositiva, em que os modelos atômicos são todos sistematizados no quadro branco por meio de resumos e desenhos. A aula se inicia com uma revisão da teoria atômica de Dalton, seguida da teoria atômica de Thomson. Para a apresentação deste modelo atômico deve-se descrever as características do modelo por ele proposto, sua representação (desenho) e a descrição breve do experimento realizado para sua comprovação. O mesmo acontece para a apresentação do modelo atômico de Rutherford, e de Bohr, formando na lousa uma linha do tempo dos modelos atômicos que os alunos devem registrar no caderno. Ao final da explicação o vídeo “Tudo se transforma, história da química, história dos modelos atômicos” (Apêndice G) é passado para a turma. Por fim, é feita a descrição do trabalho que deve ser entregue no final do primeiro bimestre.
- Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento dos alunos em sala de aula.
- TRABALHO: maquete dos modelos atômicos
 - Os alunos devem se dividir em grupos de até 4 pessoas, e montar uma maquete sobre a evolução do modelo atômico com o passar do tempo;
 - As maquetes devem conter os modelos atômicos de Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr em estruturas tridimensionais (o material é de escolha do aluno).
- *Aula 16 - Laboratório: comprovando o salto quântico (teste de chama)*
 - Objetivo: Verificar a coloração da chama obtida pelo aquecimento de sais e relacionar esse fenômeno luminoso com o modelo atômico adequado.
 - Conteúdos a serem abordados: modelo atômico de Bohr.
 - Recursos: Laboratório de química; quadro branco e canetas; roteiro de laboratório impresso; equipamentos e reagentes conforme roteiro (Apêndice H)
 - Sequência de atividades: Com os alunos acomodados em grupos de até 5 pessoas em diferentes bancadas e cada aluno tendo recebido o roteiro de laboratório impresso, o professor lê o roteiro com os alunos e os

orienta no aparecimento de dúvidas. Durante a execução do experimento conforme o roteiro, o professor fica atento a todos os grupos, intervindo quando necessário e também instigando discussões. Ao final do experimento o professor coleta as conclusões tiradas pelos alunos, tira as dúvidas que podem surgir e os orienta quanto a execução do relatório.

- Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento dos alunos no laboratório, participação na aula e principalmente pela execução do relatório.
- *Aula 17,18 - Partículas subatômicas (próton, nêutron e elétron); Número de massa (A) e número atômico (Z)*
 - Objetivo: Compreender a estrutura atômica; identificar as partículas subatômicas relacionando com sua carga e massa.
 - Recursos: Quadro e canetas; modelo atômico tridimensional.
 - Sequência de atividades: Usando o modelo de Rutherford-Bohr como base, o professor explica a estrutura do átomo e as partículas que o compõem (próton, nêutron e elétron) através de desenhos e resumos feitos no quadro, bem como com a utilização de um modelo atômico tridimensional. Apresentadas as partículas subatômicas o professor define número atômico, número de massa e a carga como um balanço da quantidade de prótons e elétrons presentes no átomo, sem apresentar os conceitos de íons por enquanto. No final da aula o professor apresenta como é feita a representação de um elemento químico, utilizando uma tabela periódica como referência.
 - Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento dos alunos em sala de aula.
- *Aula 19 - Partículas subatômicas (próton, nêutron e elétron); Número de massa (A) e número atômico (Z)*
 - Objetivo: aprofundar o estado de abstração do aluno por meio de um simulador online
 - Recursos: Laboratório de informática (simulador: monte um átomo)

- Sequência de atividades: O processo de abstração poderá ser melhor desenvolvido no laboratório de informática, com a utilização do simulador *Monte um átomo* (Apêndice I). Os alunos devem formar duplas e realizar as atividades propostas no simulador.
- Avaliação: a avaliação será feita de acordo com o comportamento dos alunos no laboratório de informática, pela cooperatividade entre os alunos e principalmente pela execução e registro da atividade.
- *Aulas 20,21 - Átomos e íons; Semelhanças atômicas (isótopos, isótonos, isóbaros e isoeletrônicos)*
 - Objetivo: Compreender como ocorre a formação de íons, diferenciar íon e átomo neutro, relacionar que o aparecimento da carga se relaciona à variação no número de elétrons; Reconhecer que átomos e íons podem ser semelhantes devido ao seu número de prótons, nêutrons, elétrons e massa.
 - Recursos: Quadro branco e canetas.
 - Sequência de atividades: Serão retomados o conteúdos da aula anterior referente a estrutura atômica, número atômico e carga. Com isso o íon é definido como quando um átomo, ou um grupo de átomos, ganha ou perde elétrons, reforçando que o número de prótons não varia para átomos do mesmo elemento químico. Tendo definido os cátions e os ânions, o professor faz a apresentação dos conceitos: isótopos, isóbaros, isótonos e isoeletrônicos por meio de um resumo na lousa com a utilização de exemplos.
 - Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento do aluno em sala de aula.
- *Aula 22 - Camadas e subníveis de energia*
 - Objetivo: reconhecer que os níveis de energia que existem ao redor do átomo se dividem em subníveis de energia.
 - Recursos: quadro branco e canetas;
 - Sequência de atividades: Através da aula expositiva, serão apresentados os conceitos de camadas e subníveis de energia . Será

retomada a aula de laboratório de teste de chama, para reforçar o conceito de salto quântico.

- Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento do aluno em sala de aula.
- *Aula 23,24 - Distribuição eletrônica (diagrama de Linus Pauling)*
 - Objetivo: compreender que os elétrons de um átomo se distribuem em subníveis de energia seguindo uma sequência definida.
 - Recursos: Quadro branco e canetas; atividade impressa.
 - Sequência de atividades: O professor deve construir com os alunos o diagrama de Linus Pauling - enquanto o professor escreve o diagrama na lousa os alunos receberam um modelo do diagrama em branco para completarem com os subníveis referentes a cada espaço em branco. Com o diagrama completo em mãos, os alunos são orientados a realizarem a distribuição eletrônica de alguns elementos e, então, são definidos os conceitos de camada de valência e subnível mais energético.
 - Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento do aluno em sala de aula bem como pela realização da atividade.
- *Aula 25 - Distribuição eletrônica*
 - Objetivo: praticar a distribuição eletrônica de átomos de diferentes elementos
 - Recursos: Quadro branco e caneta; Datashow, computador e internet.
 - Sequência de atividades: O retoma como deve ser feita a distribuição eletrônica por meio da construção do diagrama de Linus Pauling e da distribuição eletrônica de um elemento escolhido pela turma como exemplo. Em seguida, os alunos são orientados a sentarem em duplas para a resolução dos exercícios do livro. O professor deverá atender os alunos conforme as dificuldades.
 - Avaliação: a avaliação será feita de acordo com a cooperatividade entre os alunos e as dificuldades apresentadas durante a resolução de exercícios.

- *Aula 26,27 - Distribuição eletrônica*
 - Objetivo: praticar a distribuição eletrônica de átomos de diferentes elementos.
 - Recursos: Quadro e caneta/lousa; Projetor; smartphones; Plataforma Kahoot!
 - Sequência de atividades: A primeira aula é destinada a correção dos exercícios feitos na aula passada. A segunda aula é destinada à prática de exercícios através de uma gincana do tipo quiz, através da plataforma Kahoot!. Kahoot!, que é uma plataforma gratuita para elaboração e participação de quiz e que pode ser acessado por uma ampla variedade de dispositivos celulares e tablets. Dessa forma os alunos são orientados a acessarem o *link* pelo próprio celular utilizando o wifi da escola.
 - Avaliação: Os erros e acertos dos alunos serão exibidos de forma privada e individualmente, enquanto que dados estatísticos do coletivo serão exibidos para o professor acompanhar as dificuldades da turma.

2º BIMESTRE

- *Aula 1,2 - Propriedades periódicas e aperiódicas; Organização da tabela periódica em famílias ou grupos e em períodos;*
 - Objetivo: Compreender a estrutura da Tabela Periódica; diferenciar família e período; Localizar um elemento na Tabela Periódica a partir das informações de família e período
 - Recursos: Quadro branco e canetas; tabela periódica exibida pelo projetor; Datashow, computador, internet.
 - Sequência de atividades: A aula será iniciada pela distinção entre eventos periódicos e aperiódicos, seguindo pelo contexto histórico da construção da tabela periódica. Com a tabela projetada na lousa são apresentados os períodos e as famílias bem como suas definições. Feito isso, os elementos são divididos como sendo metais e ametais, seguindo divisão feita na própria tabela.
 - Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento do aluno em sala de aula

- *Aula 3 - Jogo: batalha naval com a tabela periódica*
 - Objetivo: Localizar um elemento na Tabela Periódica a partir das informações de família e período
 - Recursos: tabelas periódicas em estrutura de papelão distribuídas para cada aluno.



Imagem 2. Tabelas periódicas em estrutura de papelão para serem usadas como tabuleiro de batalha naval.

- Sequência de atividades: Os alunos são orientados a se dividirem em duplas e cada um recebe um tabuleiro de batalha naval. As regras do jogo são explicadas na lousa com uma tabela periódica projetada. A aula inteira será destinada para a elaboração do jogo e o professor deve circular pela sala disponível para atender as dificuldades dos alunos.
 - Avaliação: a avaliação será feita de acordo com a realização da atividade e comportamento em sala de aula.
-
- *Aula 4,5 - Localização do elemento a partir de sua distribuição eletrônica*
 - Objetivo: estabelecer relação entre a tabela periódica e a distribuição eletrônica; capacitar os alunos a localizarem um elemento a partir da sua distribuição eletrônica
 - Recursos: quadro branco e canetas; Datashow, computador e internet.
 - Sequência de atividades: O professor deve, a partir da distribuição eletrônica de um elemento, relacionar o número do período com o número de camadas; bem como o número de elétrons presentes na última camada com o número da família a que pertence. Em seguida, dividir a turma em 8 grupos e encarregar cada grupo de realizar as

distribuições eletrônicas de todos os elementos de uma família. No final da aula, cada grupo deve apresentar como a distribuição eletrônica se relaciona com a localização de cada elemento.

- Avaliação: a avaliação é feita a partir da realização da atividade em grupo e da cooperatividade entre os alunos.

- *Aula 6 - Propriedades periódicas: raio atômico*
 - Objetivo: apresentar o conceito de raio iônico e capacitar os alunos a explicarem a variação do raio atômico ao longo da tabela.
 - Recursos: Quadro branco e caneta;
 - Sequência de atividades: A aula se inicia com a definição de raio atômico e, em seguida são estabelecidas relações entre o tamanho de um átomo com sua localização na tabela periódica e, automaticamente, com sua distribuição eletrônica. As relações devem ser sistematizadas no quadro e os alunos devem registrar em seus cadernos.
 - Avaliação: a avaliação é feita a partir do comportamento dos alunos em sala de aula.

- *Aula 7, 8- Propriedades periódicas: raio atômico e energia de ionização*
 - Objetivo: apresentar o conceito de energia de ionização e capacitar os alunos a explicarem a sua variação ao longo da tabela
 - Recursos: quadro branco e canetas; atividade sobre raio atômico impressa.
 - Sequência de atividades: A aula se inicia com a distribuição da atividade sobre raio atômico para os alunos, que consiste em uma tabela relacionando o número atômico de diferentes elementos de uma mesma família com seu raio atômico e uma folha quadriculada. Os alunos são instruídos a montarem um gráfico em barras relacionando o número atômico com o raio do átomo.

Na segunda aula é feita a definição de energia de ionização e, em seguida são estabelecidas relações entre essa energia com sua localização na tabela periódica. As relações devem ser sistematizadas no quadro e os alunos devem registrar em seus cadernos.

- Avaliação: a avaliação é feita a partir da realização da atividade individual bem como do comportamento em sala de aula.
- *Aula 9 - Propriedades periódicas: raio atômico e energia de ionização*
 - Objetivo: fixar o conceito de raio atômico e energia de ionização por meio da resolução de exercícios
 - Recursos: Livro didático, quadro branco e canetas
 - Sequência de atividades: O professor indica exercícios do livro para os alunos fazerem e os corrige na lousa em sequência.
 - Avaliação: O professor deverá avaliar os alunos de acordo com a dificuldade apresentada na resolução de exercícios.
- *Aula 10,11 - Teoria do octeto*
 - Objetivo: apresentar a teoria do octeto de forma que os alunos sejam capazes de prever a formação de íons e suas devidas cargas
 - Recursos: quadro branco e canetas.
 - Sequência de atividades: O professor deve conceituar a estabilidade da matéria e então apresentar a teoria do octeto como sendo a tendência do átomo em ganhar ou perder elétrons de tal maneira a ficarem com 8 elétrons na camada de valência. São feitos na lousa alguns exemplos da previsão da formação de íons a partir da distribuição eletrônica e então os alunos são orientados a resolverem alguns exemplos sozinhos enquanto o professor passa pelas carteiras verificando quem precisa de ajuda. Feito isso, o professor deve corrigir os exemplos na lousa.
 - Avaliação: a avaliação é dada a partir da execução dos exercícios.
- *Aula 12 - Ligação iônica*
 - Objetivo: Entender como ocorre a ligação iônica relacionando com a teoria do octeto.
 - Recursos: Quadro branco e canetas
 - Sequência de atividades: A aula se dará de forma expositiva, inicialmente explicando a ligação iônica como a formação de íons positivos e negativos que permanecem juntos por atração eletrostática.

É importante ressaltar que é um tipo de ligação que ocorre entre metais e ametais.

- Avaliação: O professor irá avaliar os alunos de acordo com o comportamento em sala de aula.
- *Aula 13,14 - Ligação iônica*
 - Objetivo: capacitar os alunos a determinarem fórmulas de compostos iônicos.
 - Recursos: quadro branco e canetas; jogo: dominó de ligações iônicas; Datashow, computador e internet.

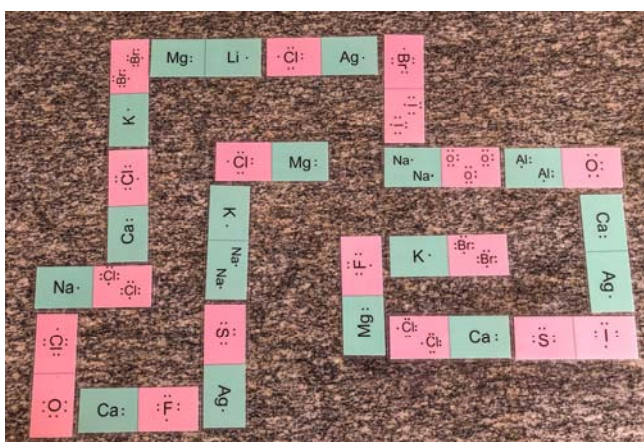


Imagem 3. Dominó de ligações iônicas

- Sequência de atividades: O professor apresenta aos alunos a fórmula de Lewis e como demonstra como montar a fórmula do composto iônico a partir dela. São utilizados alguns exemplos como forma de demonstrar o passo a passo do que deve ser feito para a partir das distribuições eletrônicas e chegar nas fórmulas dos compostos iônicos. Feito isso são elencadas em tópicos as propriedades observadas para os compostos iônicos.

Na segunda aula o professor orienta os alunos a se dividirem em grupos de até quatro pessoas para a execução da atividade do jogo “dominó de ligações iônicas”. O professor projeta na lousa as regras do jogo (Apêndice J) e as explica para a turma. O dominó de ligações iônicas entra no planejamento como uma diferente metodologia de

ensino, visando auxiliar e facilitar na fixação do conteúdo de ligações iônicas pelos alunos.

- Avaliação: a avaliação é feita de acordo com a participação dos alunos na atividade e a cooperatividade entre eles.

- *Aula 15 - Ligação metálica*

- Objetivo: entender como ocorre a ligação metálica; identificar as propriedades dos metais.
- Recursos: Datashow, powerpoint, internet e caixas de som; quadro branco e canetas.
- Sequência de atividades: O professor inicia a aula explicando como ocorre a ligação metálica, definindo como a ligação que ocorre entre dois metais, que são elementos que doam elétrons por busca de estabilidade. No power point o professor ilustra como é representada a ligação metálica a nível molecular. Feito isso, as propriedades dos metais são elencadas em forma de tópicos e o vídeo “Química: Metais e Ligações Metálicas” (Apêndice K) é passado para a turma como forma de fechar os conceitos trabalhados em aula.
- Avaliação: a avaliação se dá a partir do comportamento dos alunos em sala de aula.

- *Aula 16,17 - Ligação covalente*

- Objetivo: Entender a ligação covalente como compartilhamento dos elétrons de valência entre ametais; capacitar os alunos a determinarem fórmulas moleculares.
- Recursos: Quadro branco e canetas; DataShow, computador, internet, caixas de som.
- Sequência de atividades: A ligação covalente é definida como a ligação que ocorre entre ametais (elementos que precisam ganhar elétrons para alcançar a estabilidade) a partir do compartilhamento dos elétrons de valência entre eles. Assim como nas ligações iônicas, o professor apresenta na lousa a fórmula de Lewis de ametais e demonstra como chegar a fórmula do composto molecular a partir dela. As propriedades dos compostos moleculares são então elencadas em tópicos e o vídeo

“Quanta ligação!” (Apêndice L), que fecha os conceitos trabalhados nos três tipos de ligação, é projetado na lousa.

- Avaliação: a avaliação se dá a partir do comportamento dos alunos em sala de aula.
- *Aula 18 - Laboratório: propriedades de compostos iônicos, metálicos e moleculares*
 - Objetivo: Diferenciar compostos que apresentam ligação iônica, covalente e metálica por meio da condutividade elétrica.
 - Recursos: Laboratório de química; quadro branco e canetas; roteiro de laboratório impresso; equipamentos e reagentes conforme roteiro (Apêndice M)
 - Sequência de atividades: Com os alunos acomodados em grupos de até 5 pessoas em diferentes bancadas e cada aluno tendo recebido o roteiro de laboratório impresso, o professor lê o roteiro com os alunos e os orienta no aparecimento de dúvidas. Durante a execução do experimento conforme o roteiro, o professor fica atento a todos os grupos, intervindo quando necessário e também instigando discussões. Ao final do experimento o professor coleta as conclusões tiradas pelos alunos, tira as dúvidas que podem surgir e os orienta quanto a execução do relatório.
 - Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento dos alunos no laboratório, participação na aula e principalmente pela execução do relatório.
- *Aula 19, 20 - Geometria molecular*
 - Objetivo: Entender como os átomos se organizam em uma molécula; capacitar os alunos a identificarem a geometria de uma molécula a partir da sua fórmula molecular.
 - Recursos: Quadro branco e canetas; Datashow, computador e internet; Simulador: geometria molecular; modelos moleculares feitos com isopor.

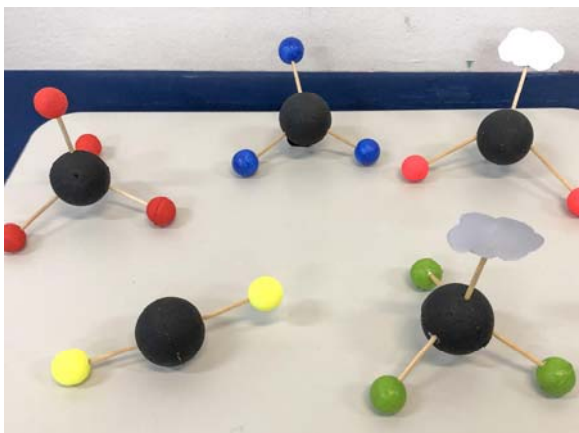


Imagem 4. Modelos moleculares feitos com isopor

- Sequência de atividades: Apresentar o conceito de nuvens eletrônicas em volta do átomo central e a partir disso construir com os alunos um quadro resumo que relacione as informações referentes a quantidade de átomos na molécula, a presença de elétrons livres no átomo central e a geometria molecular (linear, angular, trigonal planar, piramidal e tetraédrica). Como forma de auxiliar na abstração dos alunos o professor conta com uma ferramenta online, que é um simulador de geometria molecular (Apêndice N), e também com modelos das geometrias feitos com bolinhas de isopor (Imagem 4)
- Avaliação: se dá a partir do comportamento dos alunos em sala de aula.
- *Aula 21 - Geometria molecular: construção de moléculas com bexigas*
 - Objetivo: trabalhar com o nível de abstração dos alunos como forma de fixação de conteúdo.
 - Recursos: bexigas de duas cores distintas (amarelas e vermelhas), quadro branco e canetas.
 - Sequência de atividades: O professor orienta os alunos a sentarem em grupos de 4 a 5 pessoas e escreve na lousa as fórmulas moleculares de alguns compostos covalentes, de forma que todas as geometrias moleculares sejam abrangidas. Os alunos devem escrever no caderno as fórmulas de Lewis de cada uma das moléculas e então serão orientados a construir aquela molécula com bexigas.
 - INSTRUÇÕES: as bexigas amarelas representam átomos e as vermelhas as nuvens eletrônicas que existem no átomo central

Enquanto o átomo central é onde é feito o nó entre as bexigas. Os alunos devem construir com as bexigas corretas, a molécula que escreveram no caderno e observarem a geometria molecular formada.

- Avaliação: a avaliação é feita a partir da participação da turma na atividade bem como da cooperatividade entre os alunos.

- *Aula 22,23 - Eletronegatividade; Polaridade da ligação*

- Objetivo: conceituar a eletronegatividade e relacioná-la com a polaridade de ligações covalentes
- Recursos: Quadro branco e canetas;
- Sequência de atividades: A primeira aula é destinada a conceituação de eletronegatividade como sendo a tendência de um átomo atrair para perto de si os elétrons envolvidos em uma ligação e a construção da fila de eletronegatividade com os alunos. O conceito de eletronegatividade só é trazido nesse momento porque depende do conceito de ligações covalentes para ser entendido por completo.

A segunda aula é destinada a definição de vetor momento dipolo e ligação polar apolar. Neste momento são trabalhadas apenas moléculas biatômicas.

- Avaliação: a avaliação se dá a partir do comportamento dos alunos em sala de aula

- *Aula 24 - Polaridade da molécula*

- Objetivo: observar que para definir a polaridade da molécula deve-se relacionar a polaridade de ligação com a geometria da molécula.
- Recursos: Quadro branco e canetas; Datashow, computador e internet; Simulador: polaridade da molécula.
- Sequência de atividades: O professor deve relacionar a polaridade de uma molécula com o fato de seu vetor momento dipolar resultante ser diferente de zero. Como se trata de um conceito muito abstrato, o professor pode utilizar do simulador (Apêndice O) para auxiliar na abstração do aluno.
- Avaliação: a avaliação se dá a partir do comportamento dos alunos em sala de aula.

- *Aula 25, 26 - Aula de exercícios: polaridade de ligação e polaridade da molécula*
 - Objetivo: prática de exercícios de polaridade da ligação e da molécula para fixação de conteúdo.
 - Recursos: livro didático; quadro branco e canetas.
 - Sequência de atividades: Cabe ao discernimento do professor escolher os exercícios do livro mais adequados para a fixação dos conceitos trabalhados em aula. Durante a primeira aula os alunos podem sentar em grupos e se ajudarem na resolução dos exercícios. A segunda aula será destinada à correção dos exercícios na lousa.
 - Avaliação: a avaliação se dá a partir da execução dos exercícios e da cooperatividade entre os alunos.

3º BIMESTRE

- *Aula 1 - Revisão de polaridade de ligação e polaridade da molécula*
 - Objetivo: retomar os conceitos de polaridade da ligação e polaridade da molécula
 - Recursos: Quadro branco e canetas
 - Sequência de atividades: Como na prova bimestral feita em junho foram cobrados estes conteúdos, o professor tem uma base para saber como conduzir a aula, a que dará ênfase e o que pode ser trabalhado de forma menos detalhada. De forma geral, o professor deve revisar o conceito de polaridade da ligação e polaridade da molécula, a fim de recuperar os conteúdos, já que são primordiais para o entendimento da matéria que vem a seguir. Se achar pertinente pode utilizar o mesmo simulador utilizado na apresentação dos conceitos de polaridade.
 - Avaliação: a avaliação se dá a partir do comportamento dos alunos em sala de aula.
- *Aula 2,3 - Forças intermoleculares: dipolo induzido e dipolo permanente*
 - Objetivo: compreender o conceito de forças intermoleculares; saber relacionar a polaridade da molécula com a força intermolecular; classificar o tipo de força intermolecular quanto a intensidade;

- Recursos: quadro branco e canetas; Datashow, computador, internet e caixas de som.
 - Sequência de atividades: O professor deve iniciar a aula definindo o conceito de forças intermoleculares como sendo as forças (ligações) responsáveis por manter as moléculas unidas no estado sólido/líquido. É importante explicar e esquematizar na lousa que existem três tipos de forças intermoleculares que diferem na intensidade. As forças intermoleculares e suas intensidades devem ser relacionadas com a natureza de suas moléculas, ou seja, com a polaridade que apresentam. A Força de vander Waals (dipolo induzido) e a força dipolo dipolo são apresentadas pelo professor com resumos e desenhos para ilustrar o comportamento das moléculas em nível molecular. Como forma de apresentar uma aplicação deste conhecimento é passado o vídeo “Ciência em 60 segundos” (Apêndice P).
 - Avaliação: a avaliação da aula se dá a partir do comportamento dos alunos em sala de aula.
-
- *Aula 4 - Forças intermoleculares: ligação de hidrogênio*
 - Objetivo: compreender o conceito de forças intermoleculares; saber relacionar a polaridade da molécula com a força intermolecular; classificar o tipo de força intermolecular quanto a intensidade;
 - Recursos: quadro branco e canetas; Datashow, computador, internet e caixas de som.
 - Sequência de atividades: A ligação de hidrogênio é apresentada pelo professor como sendo a mais intensa das três forças intermoleculares. A apresentação se faz por meio de resumos e desenhos que ilustram o comportamento das moléculas em nível molecular. É importante conferir a força desta interação à diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos. Para apresentar um modelo submicroscópico do estabelecimento de ligações de hidrogênio entre moléculas de água é projetado na lousa o vídeo “Forças intermoleculares - ligação de hidrogênio” (Apêndice Q).
 - Avaliação: a avaliação da aula se dá a partir do comportamento dos alunos em sala de aula.

- Aula 5,6 - Forças intermoleculares e os estados físicos da matéria
 - Objetivo: capacitar o aluno a diferenciar o comportamento das partículas em diversos estados físicos e relacionar a passagem de estado físico com a quebra de interações intermoleculares.
 - Recursos: Quadro branco e canetas, Datashow, computador e internet.
 - Sequência de atividades: A aula é iniciada com uma pergunta motivadora “Quais os 3 estados físicos mais importantes e quais as diferenças entre eles?”. A partir das respostas dos alunos, deve-se montar na lousa um esquema que relaciona o estado físico da matéria com o comportamento de suas partículas, bem como com o sentido do aumento de temperatura. Nesse momento é interessante o uso do simulador “Estados físicos da matéria” (Apêndice R) para ilustrar as passagens de estado físico da matéria do oxigênio e da água. A partir desta comparação também é possível relacionar o ponto de fusão e ebulição com as forças intermoleculares.
 - Avaliação: a avaliação é feita a partir da participação dos alunos na aula e do seu comportamento em sala.

- Aula 7 - Exercício para entrega: comparando as forças intermoleculares com o ponto de ebulição
 - Objetivo: capacitar o aluno a relacionar a temperatura de ebulição com o tipo de força intermolecular.
 - Recursos: atividade impressa, Datashow, computador, e internet.
 - Sequência de atividades: O professor orienta os alunos a sentarem em dupla e distribui uma folha quadriculada para cada dupla. Tendo todas as duplas recebido a folha, o enunciado da atividade é projetado na lousa e o professor orienta os alunos quanto a execução do exercício. A atividade consiste em elaborar um gráfico de ponto de ebulição *versus* massa molecular (PE x M) dos ácidos de fórmula HX, onde X representa os elementos do grupo 17 da tabela periódica (Grupo 17: F, Cl, Br, I e At) e em que a massa molecular se localiza no **eixo x** e o ponto de ebulição se localiza no **eixo y**. Os alunos têm acesso a tabela periódica

e o ponto de ebulição de cada ácido deve ser previsto pelos alunos de acordo com os conhecimentos sobre forças intermoleculares.

- Avaliação: a avaliação será feita a partir da execução e entrega da atividade.
- *Aula 8, 9 - Solubilidade; Sistemas homogêneos e heterogêneos*
 - Objetivo: Compreender a solubilidade de moléculas relacionando com a polaridade; capacitar os alunos de a partir da Identificação das forças intermoleculares, apontarem as propriedades físico-químicas.
 - Recursos: Quadro branco e canetas; Datashow, computador e internet.
 - Sequência de atividades: Conceituar os termos soluto, solvente e solução; apresentar os conceitos de fases de um sistema (sistema homogêneo e heterogêneo) com o emprego de exemplos do cotidiano, fotos e o vídeo “Definição de fases, misturas homogêneas e heterogêneas” (Apêndice T); Retomar o conceito de polaridade da molécula e relacionar com a solubilidade de forma que um soluto POLAR tende a se dissolver bem em solvente POLAR e um soluto APOLAR tende a se dissolver bem em solvente APOLAR.
 - Avaliação: a avaliação é feita a partir da participação dos alunos na aula e do seu comportamento em sala.
- *Aula 10 - Laboratório: comparando as forças intermoleculares com a solubilidade*
 - Objetivo: Reconhecer que:
 - um solvente não dissolve igualmente diferentes substâncias;
 - uma substância não é igualmente dissolvida em diferentes solventes;
 - a solubilidade é uma propriedade característica de uma substância.
 - Recursos: Laboratório de química; quadro branco e canetas; roteiro de laboratório impresso; vidrarias e reagentes conforme roteiro (Apêndice S)
 - Sequência de atividades: Com os alunos acomodados em grupos de até 5 pessoas em diferentes bancadas e cada aluno tendo recebido o roteiro

de laboratório impresso, o professor lê o roteiro com os alunos e os orienta no aparecimento de dúvidas. Durante a execução do experimento conforme o roteiro, o professor fica atento a todos os grupos, intervindo quando necessário e também instigando discussões. Ao final do experimento o professor coleta as conclusões tiradas pelos alunos, tira as dúvidas que podem surgir e os orienta quanto a execução do relatório.

- Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento dos alunos no laboratório, participação na aula e principalmente pela execução do relatório.
- **Aula 11,12 - Separação de misturas heterogêneas**
 - Objetivo: observar os diversos métodos de separação de misturas e conseguir identificar o melhor método para cada mistura.
 - Recursos: Quadro e caneta/giz; DataShow, computador, internet.
 - Sequência de atividades: O professor deve apresentar aos alunos por meio de exemplos e aplicações, os diferentes métodos utilizados para a separação de misturas heterogêneas (Peneiração, catação, flotação, dissolução fracionada, separação magnética, filtração comum e decantação).
 - Avaliação: a avaliação é feita a partir da participação dos alunos na aula e do seu comportamento em sala.
- **Aula 13 - Separação de misturas homogêneas**
 - Objetivo: O professor irá instigar os alunos a proporem os métodos de separação.
 - Recursos: Quadro branco e canetas; Datashow, internet e computador..
 - Sequência de atividades: O professor apresenta para a sala o processo de dessalinização da água, processo amplamente utilizado pela Arábia Saudita (oportunidade para contextualização) e logo apresenta a destilação simples exemplificando como tal processo poderia ser feito no laboratório didático. Para apresentar a destilação fracionada professor pode contextualizar sobre a produção de bebidas alcóolicas.

- Avaliação: a avaliação se dá a partir do comportamento do aluno em sala de aula.
- *Aula 14,15 - Laboratório avaliativo: separação de misturas*
 - Objetivo: Preparar uma mistura e em seguida separar seus componentes.
 - Recursos: Laboratório de química; quadro branco e canetas; roteiro de laboratório impresso; reagentes conforme roteiro (Apêndice U); vidrarias que os alunos solicitarem.
 - Sequência de atividades: Com os alunos acomodados em grupos de até 5 pessoas em diferentes bancadas e cada aluno tendo recebido o roteiro de laboratório impresso, o professor lê o roteiro com os alunos e os orienta no aparecimento de dúvidas. É necessário dizer que se trata de um laboratório avaliativo e que, portanto, eles estarão sendo avaliados durante a execução do experimento, além de que a descrição dos métodos utilizados pelos grupos também será avaliada. Durante a execução do experimento, o professor fica atento a todos os grupos, porém, como se trata de um laboratório avaliativo não deve intervir.
 - Avaliação: Através de uma proposta vygostkiana, o professor irá acompanhar a participação dos alunos na resolução do problema e construção do conhecimento. O professor também irá avaliar a questão atitudinal dos alunos no ambiente de laboratório e a cooperatividade.
- *Aula 16 - Revisão de eletronegatividade; diferença entre ionização e dissociação*
 - Objetivo: Revisar os conceitos de eletronegatividade; apresentar o conceito de ionização; capacitar o aluno a diferenciar ionização de dissociação.
 - Recursos: quadro branco e canetas; Datashow, computador, internet e caixas de som.
 - Sequência de atividades: O professor retoma os conceitos de eletronegatividade, ligação covalente e ligação iônica. A partir da demonstração da solubilização de moléculas e da dissolução de sais,

por meio de desenhos na lousa o professor, o professor introduz o conceito de ionização contrapondo com o de dissociação. Neste momento é interessante a passagem do vídeo “Experiência - Dissociação e Ionização” (Apêndice V) que traz a elucidação destes conceitos de forma experimental.

- Avaliação: a avaliação é feita a partir da participação dos alunos na aula e do seu comportamento em sala.
- *Aula 17,18 - Ácidos (definição de Arrhenius e reações de ionização)*
 - Objetivo: Reconhecer ácidos do dia a dia; Compreender a definição de ácidos segundo Arrhenius e escrever a sua reação de ionização.
 - Recursos: Quadro branco e canetas
 - Sequência de atividades: No início da aula o professor deve trabalhar com a concepção dos alunos de que ácidos são, necessariamente, perigosos e corrosivos. Neste momento é importante que o professor ajude os alunos a identificarem ácidos presentes em seu cotidiano. Os ácidos são então definidos pela teoria de Arrhenius e esta definição deve ser ilustrada por desenhos que representem o comportamento dos ácidos a nível molecular e também deve ser mostrada a simbologia que representa este processo (equação da reação química - ionização).
 - Avaliação: a avaliação é feita a partir da participação dos alunos na aula e do seu comportamento em sala.
- *Aula 19,20 - Ácidos (nomenclatura e propriedades)*
 - Objetivo: capacitar os alunos a estabelecerem relações entre nome e fórmula molecular dos ácidos e a compreender as suas principais propriedades.
 - Recursos: quadro branco, canetas.
 - Sequência de atividades: Os ácidos são classificados como hidrácidos e oxiácidos e, então, é feito um resumo de como são feitas as suas nomenclaturas. Neste momento o professor pode recorrer à frases que ajudem os alunos a decorarem as tabelas mostradas, porém, o mais importante é que o aluno seja capaz de reconhecer os nomes e as fórmulas dos principais ácidos, sendo eles o ácido clorídrico, ácido

carbônico, ácido sulfúrico, ácido nítrico e o ácido fosfórico. A tabela o professor pode disponibilizar na prova se for cobrar um ácido diferente dos citados. Em seguida são elencadas as propriedades observadas para os ácidos, nesse momento cabe a contextualização com exemplos do cotidiano dos alunos.

- Avaliação: a avaliação é feita a partir da participação dos alunos na aula e do seu comportamento em sala.
- Aula 21 - Bases (reação de dissociação)
 - Objetivo: compreender a definição de bases segundo Arrhenius; escrever sua reação de dissociação.
 - Recursos: quadro branco e canetas.
 - Sequência de atividades: As bases são definidas pela teoria de Arrhenius e esta definição deve ser ilustrada por desenhos que representem o comportamento das bases a nível molecular e também deve ser mostrada a simbologia que representa este processo (equação de dissociação).
 - Avaliação: a avaliação é feita a partir da participação dos alunos na aula e do seu comportamento em sala.
- Aula 22,23 - Bases (nomenclatura e propriedades)
 - Objetivo: capacitar os alunos a estabelecerem relações entre nome e fórmula molecular das bases e a compreender as suas principais propriedades.
 - Recursos: quadro branco, canetas; Datashow, computador, internet e caixas de som.
 - Sequência de atividades: O professor deve escrever na lousa um quadro sistematizando o processo de nomenclatura de bases, dar alguns exemplos e então deixar que os alunos nomeiem as bases formadas pelos cátions da família 1 e 2. Em seguida são elencadas as propriedades observadas para as bases, nesse momento cabe a contextualização com exemplos do cotidiano dos alunos. Como forma de explorar outros sentidos do aluno, o professor pode projetar o vídeo “Ácidos e Bases - Música” (Apêndice W) que mostra uma música que

resume os conceitos vistos nas últimas aulas. Por fim, o professor deve orientar os alunos quanto ao trabalho do bimestre.

- Avaliação: a avaliação é feita a partir da participação dos alunos na aula e do seu comportamento em sala.
- TRABALHO: maquete dos modelos atômicos
 - Os alunos devem se dividir em grupos de até 4 pessoas, e gravarem um vídeo mostrando ácidos e bases presentes no cotidiano dos alunos.
 - Os vídeos devem conter ao menos 2 minutos e podem ser do formato que os alunos preferirem (música, história, documentário, etc).
 - Os vídeos devem ser enviados via moodle até o final da semana de provas.
- Aula 24 - Escala de pH e indicadores ácido-base
 - Objetivo: compreender que existem níveis de acidez e basicidade; identificar ácidos e bases a partir do valor de pH
 - Recursos: quadro branco e canetas; Datashow, computador e internet; Simulador: escala de pH;
 - Sequência de atividades: O professor deve apresentar a escala de pH para os alunos e relacionar cada valor a um nível de acidez/basicidade. Essa aula deve ser inteiramente trabalhada a partir de ácidos e bases do cotidiano dos alunos. Para facilitar a dinâmica da aula o professor pode projetar na lousa o simulador de escala de pH (Apêndice X). Feito isso, são apresentados os indicadores ácido-base.
 - Avaliação: a avaliação é feita a partir da participação dos alunos na aula e do seu comportamento em sala.
- Aula 25,26 - Laboratório: indicador de repolho roxo
 - Objetivo: Utilizar o extrato de repolho roxo para classificar substâncias ácidas e básicas
 - Conteúdos a serem abordados: ácidos, bases e indicadores.
 - Recursos: Laboratório de química; quadro branco e canetas; roteiro de laboratório impresso; equipamentos e reagentes conforme roteiro (Apêndice y)

- Sequência de atividades: Com os alunos acomodados em grupos de até 5 pessoas em diferentes bancadas e cada aluno tendo recebido o roteiro de laboratório impresso, o professor lê o roteiro com os alunos e os orienta no aparecimento de dúvidas. Durante a execução do experimento conforme o roteiro, o professor fica atento a todos os grupos, intervindo quando necessário e também instigando discussões. Ao final do experimento o professor coleta as conclusões tiradas pelos alunos, tira as dúvidas que podem surgir e os orienta quanto a execução do relatório.
- Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento dos alunos no laboratório, participação na aula e principalmente pela execução do relatório.

7. PLANOS DE AULA

Serão descritas a seguir as aulas referentes aos conteúdos de *Processos Redox e Funções Orgânicas*.

PROCESSOS REDOX

Aula 9 – Reações de oxidação e redução e número de oxidação

Objetivos:

- Introduzir o conceito de reações redox, compostas por reações de oxidação e redução e trabalhar com o modelo de semirreações;
- Introduzir o conceito de número de oxidação e desenvolver a prática de determinação de Nox de elementos;

Conteúdos: Reações de oxirredução e número de oxidação;

Sequência didática:

- *Atividade 1 - Introduzir o conceito de reações de oxidação e redução*

Duração: 10 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: proporcionar um panorama geral das reações de oxirredução, fornecendo um contexto histórico

Desenvolvimento: O professor poderá abordar a fala de seguinte modo:

O tópico da aula de hoje são as reações de oxidorredução. As reações de oxidorredução são conhecidas também como reações RedOX e são composta por dois tipos de reações simultâneas. Uma é classificada como oxidação e outra é classificada como redução.

Contexto histórico: as reações de oxidação tem esse nome porque tradicionalmente a queima de combustíveis geram óxidos. E como a reação de metais envolvia oxigênio na maior parte das vezes, o nome popularizou na ciência. Já as reações de redução tem esse nome porque óxidos metálicos (e essa é a forma que se encontra a maioria dos metais na natureza) contém oxigênio. Ao purificar, removia-se o oxigênio e outras impurezas resultando em uma perda de massa e por isso, chamam-se reações de redução.

➤ *Atividade 2 - Sistematização das semirreações redox*

Duração: 25 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: organizar e sistematizar as reações redox e introduzir o modelo de semirreações e reação global

Desenvolvimento: O professor deverá explicar os seguintes tópicos propostos para lousa.

É importante lembrar que para uma reação de oxidação ocorrer, os e- liberados da reação precisam ir para alguma outra reação. Assim sempre que tem uma oxidação, ocorre uma reação de redução! E vice-versa, ou seja, são simultâneas!

Proposta de lousa:

Oxidação: perda de e- por um reagente

Redução: ganho de e- por um outro reagente

Oxidorredução: reação que envolve a transferência desses e-

Semirreação de oxidação: $Cu_{(s)}^0 \rightarrow Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^-$

Semirreação de redução: $2Ag_{(aq)}^+ + 2e^- \rightarrow 2Ag_{(s)}^0$

Reação global: $2Ag_{(aq)}^+ + Cu_{(s)}^0 \rightarrow 2Ag_{(s)}^0 + Cu_{(aq)}^{2+}$

Exemplo:

1. Quais afirmações são corretas?

I – Oxidação é ganho de elétrons, e redução, perda de elétrons.

II – Elemento oxidante é o responsável pela oxidação e, portanto, é aquele cujo número de oxidação aumenta.

III – O número de elétrons cedidos pelo redutor é igual ao número de elétrons ganhos pelo oxidante.

IV – O elemento reduzido recebe elétrons.

➤ Atividade 3 - Introduzir o conceito de número de oxidação

Duração: 15 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: introduzir e iniciar a prática do cálculo de nox

Desenvolvimento: O professor poderá explicar brevemente o número de oxidação e que existe uma sistemática que permite melhor organizar o raciocínio desse fluxo de elétrons.

Proposta de lousa:

Número de oxidação

O número de Nox de um átomo, molécula ou íon é igual à carga elétrica aparente.

Formato $X^{n\pm}$

Exemplo:

2. Descobertas recentes da Medicina indicam a eficiência do óxido nítrico (NO) no tratamento de determinado tipo de pneumonia. Sendo facilmente oxidado pelo oxigênio e NO₂, quando preparado em laboratório, o ácido nítrico deve ser recolhido em meio que não contenha O₂. Os números de oxidação do nitrogênio no NO e NO₂ são:

a) + 3 e + 6

b) + 2 e + 4

c) + 2 e + 2

d) +4 e + 2

Avaliação: Os alunos serão avaliados implicitamente pelo professor quanto ao acompanhamento e participação de aula.

Aulas 10 e 11 – Número de oxidação

Objetivos:

- Sistematizar o conceito e iniciar a prática do cálculo de Nox

Conteúdos: Número de oxidação

Sequência didática:

- *Atividade 1 - Retomar o conceito de Nox*

Duração: 5 minutos

Recursos: nenhum

Intenção do professor: Retomar o conceito de Nox da aula passada

Desenvolvimento: Propõe-se a seguinte fala para o professor:

Retomando a aula passada, Nox, número de oxidação, é basicamente o número usado para indicar se ele está com um número “neutro” de elétrons, se ele perdeu elétrons (representado por n^+) ou se ele ganhou elétrons (n^-). É importante ressaltar que ao trabalhar com cargas negativas, ganhar elétrons resulta em um aumento de “menos (-)”. E a perda de elétrons é igual a ficar mais positivo, uma perda de “menos (-)”.

- *Atividade 2 - Regras para cálculo de Nox*

Duração: 50 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Sistematizar regras e técnicas para o cálculo de Nox

Desenvolvimento: Propõe-se a seguinte fala para o professor:

Proposta de lousa: conteúdo sublinhado:

Existem algumas regras que ajudam a lembrar do Nox.

Regras de Nox

Uma das regras que sempre ajuda bastante é olhar as pontas. Quem tá mais à esquerda é o mais eletropositivo. Quem está mais à direita é o mais eletronegativo. E geralmente queremos saber quem está no meio.

Nox de substâncias simples = 0

Como não há diferença de eletronegatividade, ele está na sua forma natural, neutra, toda substância simples obrigatoriamente tem Nox zero.

Metais alcalinos (família 1A) = -1

Metais alcalinos terrosos, que são da família do sódio e todo mundo que se encontra abaixo dele, tem 1 elétron na última camada. Assim, a forma ideal para ele é perder um elétron e por isso, o Nox dele sempre é 1^+ .

Metais alcalinoterrosos (família 2A) = +2

Os metais alcalinoterrosos, ou simplesmente a família do Berílio, Manganês, Cálcio, etc, seguem a mesma regra da família 1A. Tem 2 elétrons na última camada e preferem perder dois elétrons para se estabilizarem.

Alumínio (Al) = +3

Zinco (Zn) = +2

Prata (Ag) = +1

Já no caso do alumínio, zinco e da prata, é possível saber quantos elétrons eles querem perder a partir da distribuição eletrônica. Mas a forma mais simples é decorando através da prática. Conforme a resolução de exercícios, será um processo espontâneo se lembrar deles.

Agora temos substâncias que gostam de ganhar elétrons. Assim como os metais alcalinos que tem 1 elétron e querem doar ele, temos os halogênios que tem 7 elétrons na última camada e querem receber um 1 elétron.

Halogênios (família 7A) = -1

Depois temos o hidrogênio que tem 1 elétron. E ele é um pouco mais complexo. A ideia seria que o mais fácil seria o hidrogênio ganhar um elétron e assim ele ficaria com 2 elétrons correto? Mas acontece que de modo geral, a maioria dos elementos são mais eletronegativos que o hidrogênio e assim, quem perde o elétron é o hidrogênio. São poucos elementos que são menos eletronegativos que o hidrogênio. Por exemplo, os metais alcalinos. Isso forma compostos chamados hidretos.

Hidrogênio = +1 (pode ser -1 também)

Depois temos o oxigênio. De modo geral, ele vai ser -2. A razão é porque ele tem 6 elétrons na última camada, mas em ocasiões especiais, ele pode ter outros Nox

Oxigênio = -2 (peróxidos = -1)

➤ *Atividade 3 - Prática*

Duração: 45 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Resolução de exercícios a fim de fixar o conteúdo

Desenvolvimento: Propõe-se os seguintes exercícios ao professor. Sugere-se também que o professor resolva apenas 2 itens do exercício 3 e proponha que os alunos resolvam sozinhos, enquanto o professor opta por um atendimento individual aos alunos com maiores dificuldades.

1. O enxofre é um sólido amarelo encontrado livre na natureza em regiões onde ocorrem fenômenos vulcânicos. As suas variedades alotrópicas são o rômboico e o monoclinico. Esse elemento participa de várias substâncias e íons, tais como: S_8 , H_2S , SO_2 , H_2SO_4 , H_2SO_3 , SO_3 , SO_4^{2-} e $Al_2(SO_4)_3$. Determine os Nox do enxofre em cada uma dessas espécies químicas.

2. O odor característico da “água sanitária” ou “água de lavadeira” ou “Q-boua” é causado pelo gás cloro (Cl_2) misturado a uma solução aquosa de NaOH. O alveamento provocado por essa solução é explicado pela oxidação de substâncias coloridas, originando produtos incolores. A ação alvejante (e também bactericida) é causada, principalmente, pela presença de íons hipocloritos (ClO^-), formados no seguinte processo:



O número de oxidação dos átomos de cloro nessa reação passa de:

- a) +1 para 0 e +1. b) +1 para -1 e 0. c) 0 para +1 e +1.
d) 0 para -1 e +1. e) -1 para 0 e +1.

3. Determine os números de oxidação para cada elemento das espécies químicas abaixo:

- | | | |
|---------|--------------|-----------------|
| a) HBr | b) ClO_4^- | c) H_2O_2 |
| d) NaCl | e) $MnBr_2$ | f) $Na_2S_2O_3$ |

Avaliação: Os alunos serão avaliados implicitamente pelo professor durante a participação da aula e resolução dos exercícios.

Aula 12 – Balanceamento de equações

Objetivos:

- Introduzir o conceito de balanceamento de equações por balanceamento de elétrons

Conteúdos: Balanceamento de equações químicas através do balanço de elétrons

Sequência didática:

- *Atividade 1 - Introduzir a sistemática do balanceamento de equações*

Duração: 30 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Sistematizar o balanceamento de equações através do balanço de elétrons

Desenvolvimento: Propõe-se a seguinte fala para o professor. Cabe ao professor explicar o conteúdo da lousa conforme julgar pertinente.

Proposta de lousa: conteúdo sublinhado:

Balanceamento das equações Redox

Como nas reações de oxidorredução ocorre transferência de elétrons, temos que balancear o número de elétrons doados e recebidos. As vezes não é tão simples apenas balanceando os números conforme “combinarem”.

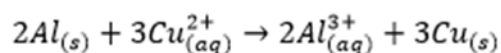
Temos a equação: $Al_{(s)} + Cu_{(aq)}^{2+} \rightarrow Al_{(aq)}^{3+} + Cu_{(s)}$

Variação de Nox
elétrons

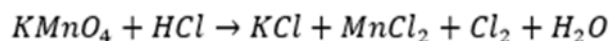
do Al: oxidação e perde 3

Variação de Nox do Cu: redução e ganha 2 elétrons

Para igualar o número de elétrons, fazemos o mmc (mínimo múltiplo comum)
entre eles. Que é 2 para Al e 3 para o Cu, totalizando 6 elétrons. Usando os
coeficientes para balancear a equação, temos:



Vamos realizar outro exemplo



1. Qual o Nox de cada elemento?

$$+1+7-2 \quad +1-1 \rightarrow +1-1 \quad +2-1 \quad 0 \quad +1-2$$

2. Quais os Nox que variam? Quem reduz e quem oxida?

O Mn de KMnO_4 reduz de +7 para +2 em MnCl_2 $\Delta\text{Nox} = 5$

O Cl de HCl oxida de -1 para 0 em Cl_2 $\Delta\text{Nox} = 2$

3. Realizar o MMC e descobrir os coeficientes

O coeficiente do Mn é 2 e o do Cl é 5 (múltiplo = 10) Se obtém:

E por fim, é só balancear o restante dos termos da equação

➤ *Atividade 2 - Prática*

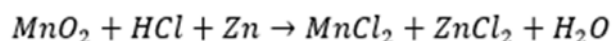
Duração: 20 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Resolução de exercícios a fim de fixar o conteúdo

Desenvolvimento: O professor irá propor que os alunos resolvam os seguintes exercícios, corrigindo em seguinte. Opcionalmente, o professor deverá passar uma lista de exercícios que se encontra no livro didático (página 223, referente ao balanceamento de equações). Enquanto a maioria da sala resolve os exercícios, o professor se dispõe a atender individualmente os alunos com maior dificuldade.

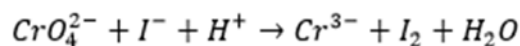
1. Dada a equação:



Calcule os coeficientes de balanceamento:

1 : 4 : 1 : 1 : 1 : 2

2. Seja dada a seguinte equação de redox



A soma total dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies envolvidas após o balanceamento é igual a:

2 : 6 : 16 : 2 : 3 : 8 $\Sigma = 37$

Avaliação: Os alunos serão avaliados implicitamente pelo professor durante a participação da aula e resolução dos exercícios.

Aulas 13 e 14 – Pilha de Daniell e semirreações

Objetivos:

- Iniciar a temática de eletroquímica
- Introduzir o conceito de pilhas utilizando o modelo de Daniell

Conteúdos: Pilha de Daniell

Sequência didática:

- *Atividade 1 - Contextualização histórica*

Duração: 20 minutos

Recursos: nenhum;

Intenção do professor: Fornecer um contexto histórico enquanto reforça a importância e necessidade de energia portátil.

Desenvolvimento:

Contextualização: A sociedade moderna depende seu funcionamento através de energia elétrica para funcionar. E para que isso seja possível, dependemos de usar essa energia quando queremos. Por exemplo, para que nossos celulares possam funcionar, eles tem uma bateria. Então o que é uma bateria ou uma pilha exatamente? São energias portáteis que carregamos conosco. Não somente celulares, mas computadores, celulares, carros, marca-passos dependem de energia portátil.

O professor se encontra livre para comentar a importância da energia elétrica portátil. Pode ser comentado o uso de energia elétrica nas indústrias siderúrgicas e metalúrgicas, por exemplo. O professor também poderá abordar a questão histórica de Alessandro Volta, que em 1800 inventou um dispositivo que consistia de discos de zinco e prata, denominado pilha. Galvani, Daniell e Leclanché também deram suas contribuições para o nascimento da eletroquímica.

O professor também pode usar a bioquímica como exemplo: nosso corpo consome os alimentos, produzindo glicose e lipídios que serão convertidos em baterias de ATP.

Proposta de lousa: O que é eletroquímica? É a um campo de estudo da química que estuda reações que geram e consomem eletricidade.

O que é uma bateria ou uma pilha exatamente? São energias portáteis

➤ *Atividade 2 - Semicela da placa de zinco em solução de cobre*

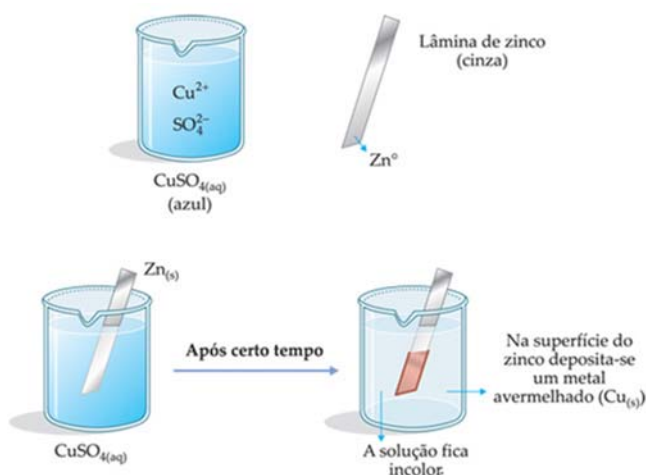
Duração: 25 minutos

Recursos: quadro branco e canetas; Opcionalmente, o professor poderá realizar o experimento demonstrativo na sala. Para isso serão necessários: 1 Béquer de 250mL, 100mL de sulfato de cobre 0,5 molar e uma placa de zinco.

Intenção do professor: Instigar a curiosidade do processo redox.

Desenvolvimento: Os itens sublinhados são para a proposta de lousa. Cabe ao professor gastar o tempo que julgar necessário para explicar os itens pertinentes:

Experimento 1



Se raspar o cobre, se observa corrosão na lâmina de zinco

Eletrodos são polos, fios, placas, lâminas, barras onde se conduz corrente elétrica.

Tem-se as semirreações

Cu^{2+} (cor azul da solução) + 2 e⁻ → Cu^0 (cobre metálico na lâmina de Zn)

Zn^0 (placa) → Zn^{2+} (incolor, corrosão da lâmina) + 2 e⁻

O professor deverá reproduzir a imagem acima, mas com uma solução incolor de sulfato de zinco e uma lâmina de cobre. A reação não ocorre.

A reação $\text{Cu}^0 + \text{Zn}^{2+}$ não ocorre. Isto é, o Cu não consegue reduzir o Zn^{2+} , assim como o Zn^{2+} não consegue oxidar o Cu.

➤ *Atividade 3 - Introduzir o modelo da pilha de Daniell*

Duração: 55 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Sistematizar a pilha com o modelo de Daniell

Desenvolvimento: O professor irá esquematizar na lousa a pilha de Daniell. Ele deverá explicar com maiores detalhes os itens que julgar pertinentes.

Sugestão de lousa:

Eletrodo de cobre

Depósito na lâmina de Cu

Diminuição da intensidade da cor azul na solução

Cu^{2+} (cor azul da solução) + $2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$ (cobre metálico na lâmina de Zn)

Ocorre a redução: cátodo

Agente oxidante: provoca a oxidação nos outros, ele reduz

Cátodo é onde está o agente oxidante (aumento de nox) $\Rightarrow$ cátions $\Rightarrow$ Polo positivo

Eletrodo de zinco

Corrosão na lâmina de Zn

Aumento da concentração de íons Zn^{2+} na solução (imperceptível)

Zn^0 (placa) $\rightarrow \text{Zn}^{2+}$ (incolor, corrosão da lâmina) + 2e^-

Ocorre a oxidação: ânodo

Agente redutor: provoca a redução nos outros, ele oxida

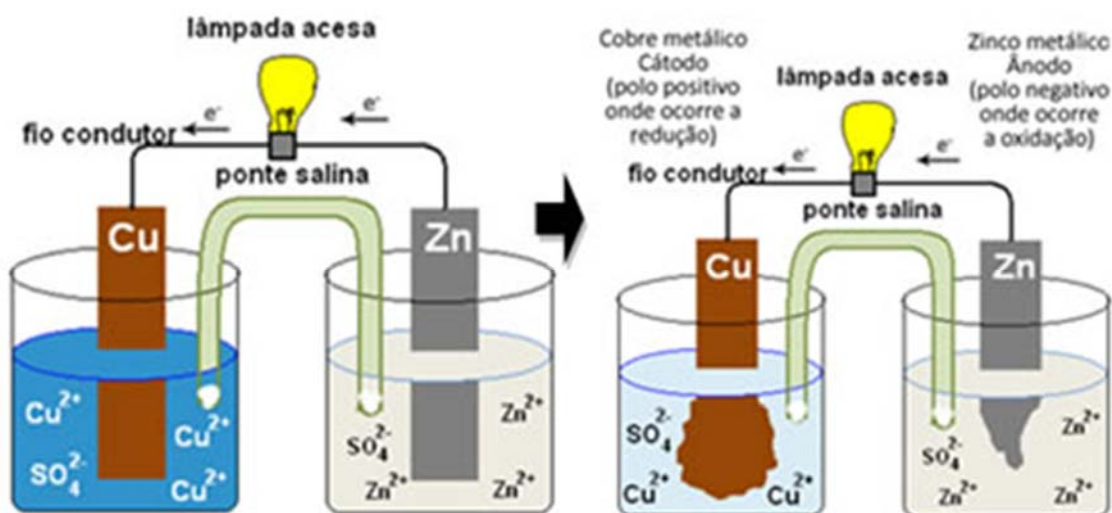
Ânodo é onde está o agente redutor (diminuição de nox) $\Rightarrow$ ânions $\Rightarrow$ Polo negativo

Ponte salina: manter as duas células eletricamente neutras, através da migração de íons.

Mnemônico: Cátodo Reduz (consoantes) e Ânodo Oxida (vogais)

Reação global: $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}^0$

Fio elétrico: os elétrons saem do pólo negativo e vão pro positivo.



O professor deverá resolver (no quadro) os exercícios fundamentais do livro didático, na página 226, a fim de sistematizar o conteúdo denso e complexo. Caso não disponha de tempo, os exercícios serão propostos como tarefa.

EXERCÍCIOS FUNDAMENTAIS

1. A pilha é um gerador e pode ser representada por:

Indique o sentido dos elétrons no circuito externo acoplado a essa pilha.

Para responder às questões de 2 a 16, considere o esquema referente à pilha a seguir:

2. O eletrodo B está sofrendo uma oxidação ou uma redução?

3. O eletrodo B é denominado cátodo ou ânodo?

4. O eletrodo B é o polo positivo ou o negativo?

5. Escreva a semi-reação que ocorre no eletrodo B.

6. A concentração (quantidade) de íons B²⁺ aumenta ou diminui?

7. Ocorre deposição sobre o eletrodo B ou sua corrosão?

8. O eletrodo A está sofrendo uma oxidação ou uma redução?

9. O eletrodo A é denominado cátodo ou ânodo?

10. O eletrodo A é o polo positivo ou o negativo?

11. Escreva a semi-reação que ocorre no eletrodo A.

12. A concentração (quantidade) de íons A²⁺ aumenta ou diminui?

13. Ocorre deposição sobre o eletrodo A ou sua corrosão?

14. Escreva a equação que representa a reação global da pilha.

15. Escreva a notação oficial que representa a pilha.

16. A pilha é um processo espontâneo ou não-espontâneo?

Utilizando as informações dadas e o esquema da pilha a seguir, responda às questões de 17 a 26.

17. Qual metal se oxida?

18. Qual íon se reduz?

19. Qual eletrodo é o ânodo?

20. Qual eletrodo é o cátodo?

21. Indique o sentido dos elétrons.

22. Indique os polos ⊕ e ⊖.

23. Qual lâmina sofre corrosão?

24. Em qual lâmina ocorre deposição?

25. Escreva as semi-reações de oxidação e redução.

26. Escreva a reação global da pilha.

Ilustre os seguintes experimentos:

$Mg + 2 H^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2$
O magnésio oxida-se (perde elétrons).

$Cu + H^+ \rightarrow$ não ocorre reação
O cobre não se oxida.

Avaliação: Os alunos serão avaliados implicitamente pelo professor durante a participação da aula e resolução dos exercícios.

Aula 15 – Potenciais de redução padrão

Objetivos:

- Compreensão dos potenciais de redução padrão
- Uso e aplicação dos potenciais padrão na resolução de exercícios

Conteúdos: Potenciais de redução padrão

Sequência didática:

➤ Atividade 1 - Resumo da aula anterior

Duração: 10 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Resumir pontos pertinentes da aula anterior

Desenvolvimento: Proposta de fala:

Se recordam da primeira aula, em que temos duas células: uma com a solução de sulfato de cobre com uma lâmina de zinco. E outra que não reagia, com uma solução de sulfato de zinco com uma lâmina de cobre.

Foi dito que o Cu não consegue reduzir o Zn^{2+} , assim como o Zn^{2+} não consegue oxidar o Cu. Para que os cientistas, como os químicos por exemplo, é necessário você quantificar o quanto alguém está disposto a doar ou receber elétrons.

Proposta de lousa:



➤ Atividade 2 - Resumo da aula anterior

Duração: 10 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Resumir pontos pertinentes da aula anterior

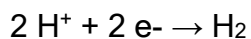
Desenvolvimento:

Proposta de lousa: conteúdo sublinhado:

Potencial padrão de redução

O professor irá explicar o funcionamento básico de como interpretar a tabela, detalhando quanto às semirreações e que é possível inverter as mesmas, bastando o valor do potencial de sinal.

Proposta de fala: Na natureza, não existe um padrão, ou seja, alguém que a gente chama de zero. Então criamos um eletrodo de platina imerso em ácido sulfúrico que produz gás hidrogênio.



E chamamos esse eletrodo de padrão.

Proposta de fala: Esse potencial padrão de redução para as nossas semirreações usa o símbolo E ou ϵ (que na física) vocês conhecem como força eletromotriz (f.e.m.) = diferença de potencial (d.d.p.)

O professor deverá retomar brevemente o conceito de força eletromotriz como ddp, relacionando o conceito como a diferença de altura entre duas bombas (analogia). Se um valor é positivo, isto significa que ele está acima e irá jogar a água (análogo para elétron) para o receptor. Se é negativo, quer dizer que ele está embaixo e precisa de energia para bombear a água (elétron) para o receptor. Somando as duas reações, se o resultado for positivo, isso significa que a reação é espontânea, ou seja, “vai acontecer naturalmente”.

As semirreações podem ser invertidas se você trocar o sinal do potencial.

Como é um potencial, isto é, uma característica da reação, podemos usar os múltiplos da reação sem alterar o valor do potencial.

$$\Delta E^0 = \Delta E^0_{\text{cátodo}} + \Delta E^0_{\text{ânodo}}$$

$$\Delta E^0 = \Delta E^0_{\text{eletrodo de redução}} + \Delta E^0_{\text{eletrodo de oxidação}}$$

$$\Delta E^0 > 0 \text{ reação espontânea}$$

$$\Delta E^0 < 0 \text{ reação não espontânea}$$

Conhecendo os potenciais

$$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe} \quad E^\circ = -0,41 \text{ volts}$$

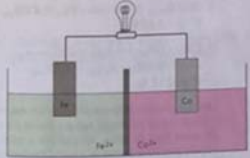
$$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co} \quad E^\circ = -0,28 \text{ volts}$$

Responda às questões de 1 a 7.

- Os potenciais indicados são de oxidação ou redução?
- Dê os valores dos potenciais:

$$\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \quad E = ?$$

$$\text{Co} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \quad E = ?$$
- Qual das espécies — Fe, Fe²⁺, Co e Co²⁺ — apresenta maior tendência em perder elétrons, ou seja, tem maior potencial de oxidação?
- Qual das espécies — Fe, Fe²⁺, Co e Co²⁺ — apresenta maior tendência em ganhar elétrons, ou seja, tem maior potencial de redução?
- Sabendo que a espécie que perde elétrons com maior facilidade apresenta maior potencial de oxidação, podemos afirmar que ela é o melhor agente oxidante ou redutor? Indique qual é essa espécie.
- A espécie que ganha elétrons com maior facilidade (isto é, que tem maior potencial de redução) é o melhor agente oxidante ou o melhor redutor? Indique essa espécie.
- Considere a pilha a seguir:



e responda os itens a seguir:

- Indique o sentido dos elétrons.
- Indique os polos (+) e (-).

III. Qual eletrodo é o cátodo?
IV. Qual eletrodo é o ânodo?
V. Escreva as semi-reações.
VI. Escreva a reação global.
VII. Calcule a força eletromotriz dessa pilha.

- Considere as semi-reações e os respectivos potenciais de redução que constituem uma pilha:

$$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg} \quad E^\circ_{\text{red}} = -2,37 \text{ V}$$

$$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag} \quad E^\circ_{\text{red}} = +0,80 \text{ V}$$
 e responda qual é:
 - o eletrodo que se oxida;
 - a espécie que se reduz;
 - o polo negativo;
 - o polo positivo;
 - o cátodo;
 - o ânodo;
 - a reação global da pilha;
 - a sua voltagem.
- (UFPR) Na pilha de Daniell, barras de cobre e zinco se encontram mergulhadas em soluções aquosas de sulfato de cobre (II) e sulfato de zinco, respectivamente. As duas soluções estão separadas por uma parede porosa. Sabendo que os potenciais-padrão de redução são:

$$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)} \quad E^\circ = +0,34$$

$$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}_{(s)} \quad E^\circ = -0,76$$
 a) Escreva a reação espontânea que ocorre na pilha de Daniell.
 b) Calcule a diferença de potencial da pilha.
 c) Desenhe a pilha de Daniell indicando, através de setas, como os elétrons fluem através de um circuito externo que conecta os eletrodos.

Recomenda-se ao professor prosseguir para a resolução dos exercícios fundamentais do livro didático, na página 229.

Avaliação: Os alunos serão avaliados implicitamente pelo professor durante a participação da

aula e resolução dos exercícios.

Aulas 16 e 17 – Pilhas de Cu e Mg

Objetivos:

- Instigar a curiosidade dos alunos
- Demonstrar que as pilhas são um simples de construir, a fim de remover a barreira de que eletroquímica é complexo e difícil

Conteúdos: Prática experimental na construção de pilhas com materiais de fácil obtenção

Sequência didática:

- *Atividade 1 - Montagem da estrutura da pilha*

Duração: 35 minutos

Recursos:

- Quadro branco e canetas
- Béqueres de 250mL (ao menos 1 por grupo, recomendam-se 2 por grupo)
- Tampas de plástico ou papelão
- 1m de barra de Mg (liga)
- 1m de fio de Cu (espessura ≥ 0,4cm)

- 1m de fio fino de Cu (tamanho nº 20 e 26)
- Provetas de 100mL (1 por grupo)
- Solução de HCl 1,0 mol/L
- Lâmpadas de LED de 3V (removível de decoração natalina)
- Fita adesiva
- Facas (do tipo talher sem ponta, 1 por grupo de frutas cítricas)

Intenção do professor: Auxiliar os alunos na montagem da pilha

Desenvolvimento:

O professor deve preparar e testar, com no mínimo um dia de antecedência, o procedimento descrito, a fim de garantir que a aula prossiga sem imprevistos. O professor deverá desmontar o conjunto de decoração luminosa natalina e preparar cada lâmpada de LED para fácil manuseio pelos alunos.

O professor irá solicitar para que os grupos (idealmente de 4 alunos) sejam formados previamente, preferência na aula anterior, e cada grupo será responsável por trazer um dos ingredientes abaixo:

- Uma lata de Coca-Cola
- Sal de frutas
- Sal de cozinha
- Vinagre
- Frutas cítricas (1 tipo por grupo), como laranja, limão, maçã, abacaxi, morango, etc.

*Os alunos podem optar pela opção do suco em caixa, com exceção da laranja e do limão

Os alunos irão seguir o roteiro e ao final da aula, levarão o relatório que deverá ser entregue em duas semanas. Durante a aula, o professor irá auxiliar na montagem e execução do experimento. O roteiro e o relatório se encontram no Apêndice Z.

O professor deverá explicar o panorama geral do laboratório e concederá liberdade aos alunos na montagem da pilha. O professor deverá intervir

conforme julgar necessário, seja para auxiliar na montagem ou por questões de segurança.

Avaliação: Os alunos serão avaliados implicitamente pelo professor durante a aula quanto ao comportamento e participação na execução do procedimento. Os alunos serão avaliados explicitamente posteriormente através do relatório.

Aula 18 – Pilhas e baterias

Objetivos:

- Fornecer um conhecimento mais amplo quanto às outras formas de pilhas e baterias;

Conteúdos: Pilhas e baterias

Sequência didática:

- *Atividade 1 - Introduzir outras pilhas e baterias*

Duração: 25 minutos

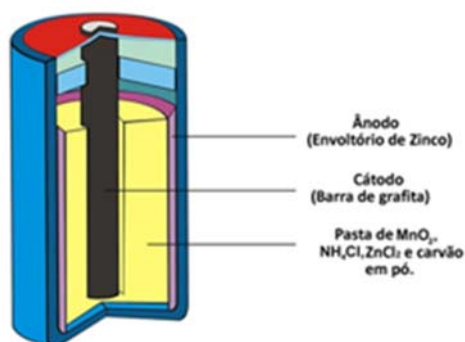
Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Ampliar a visão dos alunos quanto ao modelo de pilhas e baterias para modelos mais próximos do cotidiano

Desenvolvimento: Propõe-se a seguinte fala para o professor:

Proposta de lousa: conteúdo sublinhado:

Pilhas ácidas (chamada de pilha seca de Lechanché)



Lembram da aula passada que estudamos a pilha de Daniell? E como era muito diferente da pilha que vemos no cotidiano? Aquele protótipo é tão importante porque permitem que vocês vejam nitidamente como funciona cada parte da pilha. Mas por ser um protótipo, ela não é tão eficiente e nem é fácil de carregar por aí. Afinal,

queremos uma pilha que possa ser levada por aí, certo?

Esta é uma pilha ácida e mesmo que não pareça, tem todas as partes que uma pilha de Daniell.

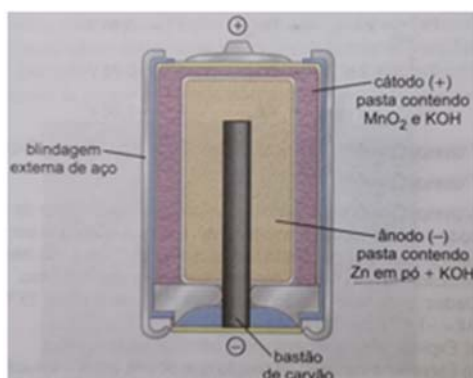
Ponte salina (movimento íons): NH_4Cl

Cátodo (+): $2 \text{MnO}_2 + 2 \text{NH}_4^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 + 2 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Ânodo (-): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

O professor deverá realizar a análise dos potenciais padrões de reação. O professor poderá explicar o consumo do zinco e a formação de amônia provocam o inchaço e vazamento. A agitação fornece uma falsa sensação de recarregar a pilha.

Pilhas alcalinas



Assim como temos pilhas ácidas, também podemos ter pilhas básicas, ou alcalinas.

(Ácida: caráter ácido do cloreto de amônio e zinco)

(Alcalina: caráter básico do hidróxido de potássio)

(Pilhas alcalinas são mais “eficientes”, não há formação de amônia no grafite)

(Básica pois há OH^- , mas e na ácida? Cl caráter ácido)

Cátodo (+): $2 \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 + 2 \text{OH}^-$

Ânodo (-): $\text{Zn} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$

Exemplo: Baterias de carro

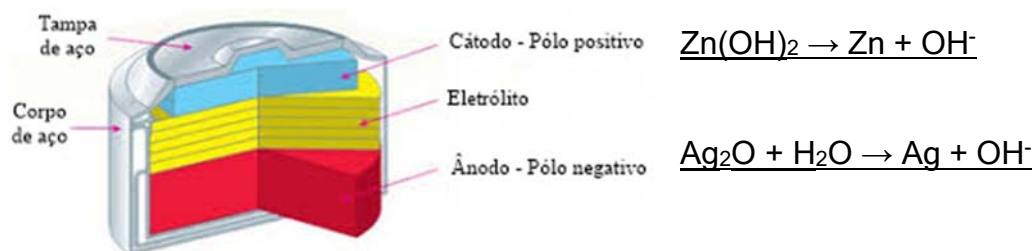
Ânodo: $\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^-$ Cátodo: $\text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$

“Ponte salina”: H_2SO_4

“Reação de verdade”: $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

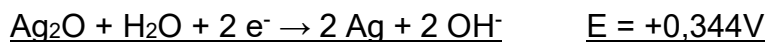
(Discussão de como simplificamos e esquematizamos as pilhas; todas as pilhas precisam de ânodo, cátodo e ponte salina? Todas as pilhas precisam de uma oxirredução que permita um fluxo de e^- “coletável”)

Exercício, realizado em sala com os alunos, passo a passo



$\text{Zn(OH)}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn} + 2 \text{OH}^-$

$E = -1,25\text{V}$



Qual a força eletromotriz dessa pilhazinha?

~1,6V

Quem é o ânodo e quem é o cátodo?

Reação da prata é o ânodo pois reduz e a reação do zinco é o cátodo pois oxida

➤ *Atividade 2 - Atividade em grupo*

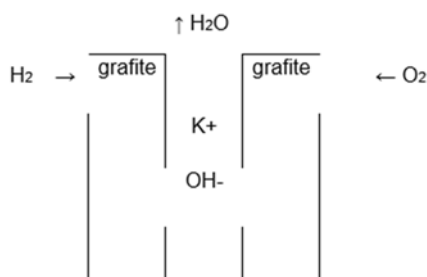
Duração: 25 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: estimular o trabalho em grupo e o raciocínio;

Desenvolvimento: O professor irá esquematizar uma célula de combustível de hidrogênio na lousa e propõe que os alunos, em duplas ou trios, expliquem o funcionamento da célula, bem como indicando as reações que ocorrem. A atividade vale nota e recomenda-se que equivale a um bônus de 1,0 ponto adicionados diretamente na nota de Trabalho.

O professor irá fornecer dicas conforme o passar do tempo (recomenda-se 5 minutos), de modo que cada pergunta funcione como um guia para a resolução da questão. As perguntas-guia estão sublinhadas e devem ser escritas na lousa.



1. Formação de água $\text{H}^+ + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

O grafite são os eletrodos. Quem são os reagentes? Para que serve o KOH?

O KOH reage?

Quem é o cátodo e quem é o ânodo?

2. Qual a semirreação do hidrogênio?

Com o quê o hidrogênio pode reagir? Afinal, é uma reação redox e estamos vendo uma das semirreações.

3. Qual a semirreação do hidrogênio?

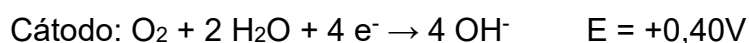
E o oxigênio? Com o que ele pode reagir?

O que é o KOH? Ponte salina? Participa da reação? Ou ambos? Eu posso consumir ele a vontade na semirreação de hidrogênio? O que acontece?

4. O potencial da reação dá algo em torno de 1.23V

Quais são as semirreações que vocês tem que combinar para produzir essa diferença de potencial?

Reações esperadas que os alunos sejam capazes de chegar:



Avaliação: Os alunos serão avaliados implicitamente pelo professor durante a participação da aula e explicitamente através de uma atividade cooperativa que concede um bônus de nota.

Aulas 19 e 20 – Eletrólise ígnea e aquosa

Objetivos:

- Introduzir o conceito de eletrólise ígnea e aquosa

Conteúdos: Eletrólise ígnea e aquosa

Sequência didática:

- *Atividade 1 - Eletrólise ígnea e aquosa*

Duração: 50 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Introduzir e sistematizar os conceitos de eletrólise ígnea e aquosa

Desenvolvimento: O professor irá iniciar a aula fornecendo um contexto breve.

Proposta de fala inicial:

O processo denominado eletrólise, literalmente de quebrar, usa a corrente elétrica produzida por um gerador (pilha) para promover uma reação redox não espontânea, causando a decomposição de uma ou mais substâncias. Os eletrodos costumam ser inertes e podem ser classificadas em duas categorias: ígnea e aquosa.

Proposta de lousa: O professor deverá explicar detalhadamente os pontos que considerar pertinentes.

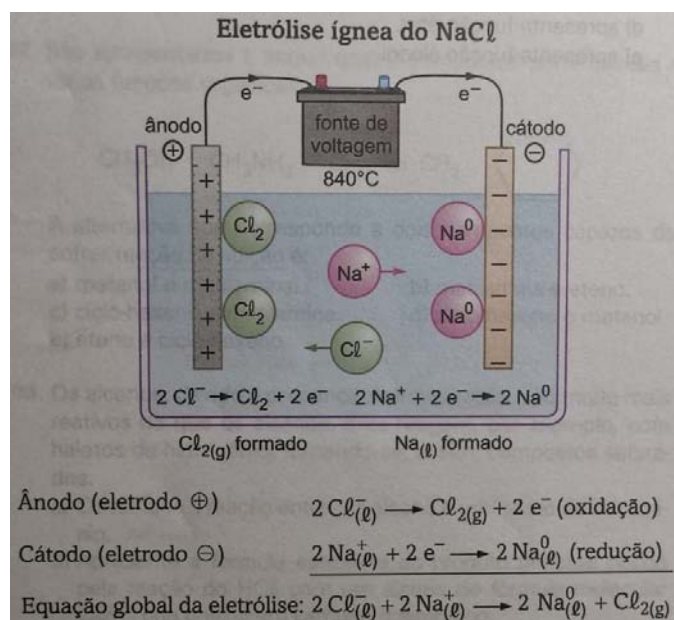
Eletrólise ígnea (igneus, latim = quente)

Substância pura liquefeita (altíssimas temperaturas)

Não há água no sistema

Eletrodos de platina

Produz sódio metálico e gás cloro



Eletrólise aquosa

Meio aquoso

Considerar não somente os íons do soluto, a água também pode sofrer oxidação e redução:

Oxidação (pólo $\oplus$) – reação no ânodo:

- Para soluções salinas ou ácidas:
 $2 \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + 4 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 4 \text{e}^-$
- Para soluções básicas:
 $4 \text{OH}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} + 4 \text{e}^-$

Redução (pólo $\ominus$) – reação no cátodo:

- Para soluções salinas ou básicas:
 $2 \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + 2 \text{OH}^-_{(\text{aq})}$
- Para soluções ácidas:
 $2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})}$

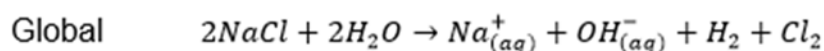
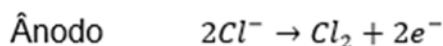
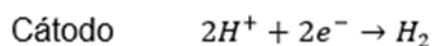
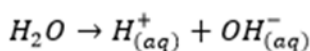
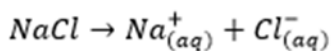
Redução (reação catódica): cátions e água

(1A), (2A), Al^{3+} , etc.	H_2O ou H^+	Zn^{2+} , Ag^+ , Au^{3+} , etc.
depois da H_2O ou H^+	antes da H_2O ou H^+	facilidade de redução (descarga)

Oxidação (reação anódica): ânions e água

CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , NO_3^- , etc.	H_2O ou OH^-	Cl^- , Br^- , I^- , etc.
depois da H_2O ou OH^-	antes da H_2O ou OH^-	facilidade de oxidação (descarga)

Eletrólise aquosa do NaCl



➤ Atividade 2 - Prática

Duração: 50 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Reforçar o conteúdo através da prática de exercícios

Desenvolvimento: O professor irá resolver os exercícios fundamentais do livro didático na página 237 e 238.

EXERCÍCIOS FUNDAMENTAIS

O esquema mostra uma analogia da eletrólise ígnea do brometo de chumbo II (PbBr_2):

$$\text{PbBr}_2 \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{Br}^-$$

Com base na ilustração, responda às questões de 1 a 7.

- Os cátions Pb^{2+} migram para o pólo $\ominus$. Qual é o nome desse eletrodo?
- No pólo $\ominus$, ocorre uma oxidação ou uma redução?
- Equacione a descarga do Pb^{2+} .
- Os ânions Br^- migram para o pólo $\oplus$. Qual é o nome desse eletrodo?
- No pólo $\oplus$, ocorre uma oxidação ou uma redução?
- Equacione a descarga do Br^- .
- Equacione a reação global dessa eletrólise.

237

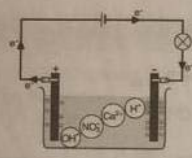
A ilustração mostra uma eletrólise em meio aquoso do nitrato de cálcio:

$$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{NO}_3^-$$

$$\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$$

Prioridade de descarga:
 $\text{H}^+ > \text{Ca}^{2+}$; e $\text{OH}^- > \text{NO}_3^-$

Responda às questões de 8 a 14.



8. Quais espécies migram para o cátodo?

9. Qual espécie se reduz no cátodo?

10. Equacione a descarga que ocorre no cátodo.

11. Quais espécies migram para o ânodo?

12. Qual espécie se oxida no ânodo?

13. Equacione a descarga que ocorre no ânodo.

14. A solução ao final da eletrólise ficará mais diluída ou mais concentrada?

Após isso, irá solicitar aos alunos que resolvam os exercícios da página 238 em sala e também como tarefa. Durante esse período que a sala se encontra na resolução dos exercícios, o professor irá atender individualmente os alunos com maiores dificuldades.

COMPLEMENTANDO SEU CONHECIMENTO

1. Equacione as reações que ocorrem na eletrólise ígnea das substâncias seguintes:
a) KI; b) NiCl_2 .

2. (Unicap-PE — mod.) A produção industrial de sódio metálico e gás cloro faz uso do processo de Dow, no qual cloreto de sódio fundido é eletrólizado. Julgue verdadeira ou falsa cada uma das alternativas seguintes:
a) O elemento produzido pela oxidação é o sódio.
b) A substância produzida no ânodo é o cloro.
c) A substância produzida no cátodo é o hidrogênio.
d) A substância produzida pela redução é o cloro.
e) A equação referente à eletrólise é
$$\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{Na} + \frac{1}{2} \text{Cl}_2$$

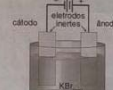
3. Equacione as reações que ocorrem na eletrólise aquosa das substâncias a seguir, indicando os produtos formados nos eletrodos e na solução:
a) CuBr_2 ; b) AgNO_3 ; c) CaCl_2 ; d) Na_2SO_4 .

4. (PSS — UFPE) O estanho, utilizado como revestimento interno em embalagens de produtos alimentícios e na fabricação de ligas metálicas, como a solda e o bronze, pode ser obtido a partir da eletrólise do cloreto de estanho (II) dissolvido em água, conforme a equação:
$$\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{Sn}_{(\text{s})} + \text{Cl}_{2(\text{g})}$$

A partir dessa equação, é correto afirmar que:
a) a redução do $\text{Cl}_{2(\text{g})}$ a $\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ ocorre no ânodo.

b) a oxidação do $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$ a $\text{Sn}_{(\text{s})}$ ocorre no cátodo.
c) o $\text{Cl}_{2(\text{g})}$ é o agente redutor e o $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$ é o agente oxidante.
d) $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}_{(\text{s})}$ corresponde à semi-reação de oxidação.
e) $2 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{Cl}_{2(\text{g})} + 2 \text{e}^-$ corresponde à semi-reação de redução.

(FUC-MG) A eletrólise é a decomposição de uma substância por meio de corrente elétrica. Considere a célula eletrolítica a seguir para responder às questões 5 e 6.



5. É correto afirmar que no cátodo é produzido:
a) K; b) H_2 ; c) O_2 ; d) Br_2 .

6. Considere as afirmações apresentadas a seguir:
I. Os íons Br^- se deslocam em direção ao ânodo, e os íons K^+ se deslocam em direção ao cátodo.
II. Os íons OH^- se deslocam em direção ao ânodo, e os íons H^+ se deslocam em direção ao cátodo.
III. Os íons OH^- se deslocam em direção ao ânodo, e os íons Br^- se deslocam em direção ao cátodo.
A(s) afirmação(ões) está(ão) correta(s) em:
a) I apenas.
b) II apenas.
c) III apenas.
d) I e II.

Avaliação: Os alunos serão avaliados

implicitamente pelo professor durante a participação da aula e resolução dos exercícios.

Aula 21 – Discussão sobre pilhas

Objetivos:

- Discussão do relatório

Conteúdos: Pilhas de Cu/Mg

Sequência didática:

- Atividade 1 - Discussão do relatório de pilhas de Cu/Mg

Duração: 50 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Realizar a resolução das questões do relatório, explicando suas expectativas de resposta por parte dos alunos

Desenvolvimento: O relatório dirigido traz as seguintes questões:

1. Esquematize a pilha montada pelo grupo. Identifique os íons em solução, os eletrodos, o cátodo e o ânodo, os pólos positivo e negativo, e a direção de movimento dos elétrons.
2. Mostre as semirreações balanceadas junto com o potencial de redução. Monte a equação global e a força eletromotriz.
3. O que você observou com a solução ao longo do tempo? Você notou alguma evidência de reação?
4. Compare seus dados com o dos seus colegas. Qual foi a pilha mais eficiente? É possível torná-la ainda mais eficiente?
5. Por que não podemos usar um recipiente metálico para armazenar o meio eletrolítico?
6. Mantendo o eletrodo de Cu, cite um possível substituto para o eletrodo de Mg.
7. Mantendo o eletrodo de Mg, cite também um possível substituto para o eletrodo de Cu.

Recomenda-se que o professor resolva as questões do relatório e tenha um gabarito como base para suas respostas.

Avaliação: Os alunos serão avaliados pelo professor durante a discussão do relatório. Ainda que o relatório seja entregue anteriormente à aula, o professor irá avaliar indiretamente os alunos, enquanto que os próprios se autoavaliarão.

Aulas 22 e 23 – Eletrólise aquosa; Estequiometria

Objetivos:

- Resolver mais exemplos referentes à eletrólise aquosa
- Compreender a estequiometria de processos eletroquímicos

Conteúdos: Eletrólise aquosa; Estequiometria de processos eletroquímicos

Sequência didática:

- *Atividade 1 - Exemplos de eletrólise aquosa*

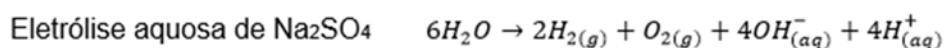
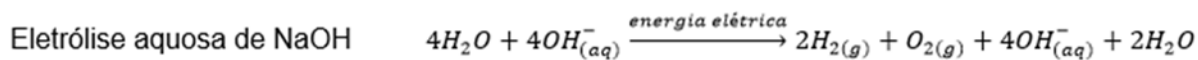
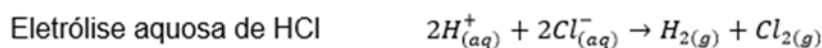
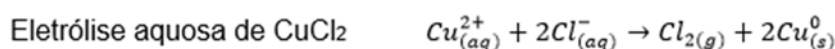
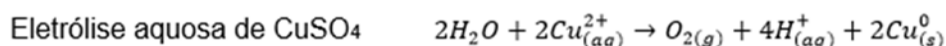
Duração: 50 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Resolver e praticar extensivamente exemplos de estequiometria, a fim de sistematizar a resolução de exercícios

Desenvolvimento: O professor deverá trabalhar com os seguintes exemplos abaixo, detalhando a explicação conforme julgar necessário. É importante que a explicação seja realizada etapa por etapa, sendo o professor livre para reiniciar a explicação caso não note progresso ou compreensão por parte dos alunos.

Se necessário, o professor poderá trabalhar com os seguintes exemplos, que se encontram detalhados no Apêndice A1.



➤ *Atividade 2 - Introduzir o cálculo estequiométrico de processos eletroquímicos*

Duração: 25 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Adaptar o cálculo estequiométrico em eletroquímica

Desenvolvimento: O professor irá trabalhar, a partir de exemplos, o cálculo estequiométrico envolvendo elétrons, carga e corrente, seguindo a seguinte lógica:

1. 1 mol de elétrons é capaz de depositar 1 mol de Ag metálica em um cátodo;
2. 2 mols de elétrons são suficientes para depositarem 1 mol de Cu metálico no cátodo;
3. O volume de gás hidrogênio liberado no cátodo depende do número de elétrons. Assim, dois mols de elétrons são capazes de liberar 22,4L de gás nas CNTP.
4. A unidade para expressar a intensidade da corrente (i) é o Ampère (A), que é definida por *intensidade i (A)* = $\frac{\text{carga } Q \text{ (C)}}{\text{tempo } t \text{ (s)}}$.

5. A carga unitária do elétron é $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

6. Tem-se que $\frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}}{1 \text{ e}^-} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{1 \text{ mol e}^-} = \frac{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}}{\text{mol e}^-}$

Obtendo-se a constante de Faraday (F), expressa por:

carga Q (C) = corrente i (A) x tempo t (s) = 96500 C = 1 mol de elétrons.

O professor poderá simplesmente calcular a corrente ou a carga dos exemplos usados na atividade 1 desta aula.

➤ *Atividade 3 - Prática*

Duração: 25 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Propor a prática de exercícios aos alunos enquanto atende individualmente alunos com maiores dificuldades

Desenvolvimento: O professor irá pedir que os alunos resolvam os exercícios de eletrólise aquosa na página 238 do livro didático, os mesmos propostos nas aulas 19 e 20. Caso se observe que a maioria finalizou a tarefa, o professor pode solicitar aos alunos a prática de exercícios posteriores, enquanto atende individualmente os alunos com maiores dificuldades.

Avaliação: Os alunos serão avaliados implicitamente pelo professor durante a participação da aula e resolução dos exercícios.

Aula 24 – Eletrólise aquosa e pilhas

Objetivos:

- Revisão dos conceitos de pilhas e eletrólise

Conteúdos: Eletrólise ígnea e aquosa; Pilhas e baterias

Sequência didática:

➤ *Atividade 1 - Revisão sobre pilhas*

Duração: 30 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Revisar os conceitos principais de pilhas

Desenvolvimento: O professor irá montar a lousa conforme sugerido na atividade 3 da aula 14. Após a explicação que deve procurar por sanar dúvidas presentes, sugere-se que o professor resolva dois exercícios, sendo o 7 e o 9, ambos da página 229 do livro didático.

➤ *Atividade 2 - Revisão sobre eletrólise*

Duração: 20 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Revisar os conceitos principais de eletrólitos

Desenvolvimento: Propõe-se que o professor replique a lousa estruturada na atividade 1 das aulas 19 e 20. Assim como na atividade 1 (sobre revisão de pilhas), o professor deverá explicar de forma sucinta a fim de procurar por dúvidas.

Consecutivamente, propõe-se a resolução dos exercícios da atividade 1 da aula passada (22 e 23). Contudo, sugere-se que o professor opte por uma proposta dialógica, isto é, o professor será um incentivador que guie a resolução de exercícios que deve partir dos alunos. Essa interação, que tende a ser mais lenta, proporciona um melhor acompanhamento da resolução dos exercícios.

Ao final da aula, o professor deve informar os alunos que a aula seguinte será revisão para a prova bimestral. É proposto que os alunos serão os responsáveis por definir o conteúdo da aula, isto é, os mesmos trarão suas dúvidas quanto aos exercícios ou conceitos específicos.

Avaliação: O professor irá avaliar implicitamente o acompanhamento dos alunos até o presente momento. Conforme o julgamento do professor, ele irá definir os conceitos a serem revisados nas aulas 25 e 26.

Aulas 25 e 26 – Revisão geral

Objetivos: Revisão de conceitos bimestrais para a prova bimestral

- Revisar os conceitos de entalpia e Lei de Hess
- Revisar outros conceitos, conforme o pedido dos alunos

Conteúdos: Entalpia de ligação; Lei de Hess;

Sequência didática:

- *Atividade 1 - Revisão de entalpia e Lei de Hess*

Duração: 45 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Retomar os conceitos de entalpia, energia de ligação e Lei de Hess;

Desenvolvimento: Sugere-se que o professor, assim como na aula 24, sintetize os conteúdos principais das aulas 1 e 2 (referentes à entalpia de ligação) e às aulas 4 e 5 (referentes à Lei de Hess). O professor irá selecionar alguns

exercícios do livro didático para resolver em sala. Sugere-se que sejam resolvidos o exercício 9 da página 209 e os exercícios 14 e 18 da página 210 (consultar Apêndice B1 se necessário) .

➤ *Atividade 2 - Revisão eletiva*

Duração: 55 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: Nesse momento, a intenção é realizar um plantão de dúvidas, de modo que a sala esteja livre para propor resolução de exercícios ou revisão de conceitos ainda não sanados, pois a dúvida de alunos específicos podem ser úteis para a compreensão de outros alunos.

Desenvolvimento: O professor irá abrir o espaço para que os alunos proponham exercícios a serem resolvidos ou conceitos a serem explicados, de forma similar a um plantão de dúvidas. Na situação inesperada que nenhum aluno proponha coletivamente exercícios ou conceitos a serem explicados, o professor irá mudar para uma aula livre, isto é, a aula é encerrada prematuramente. O professor deverá manter o nível de ruído ao mínimo pois, ainda que seja uma aula livre, ele se dispõe a atuar como plantonista, atendendo os alunos individualmente.

Avaliação: Os alunos serão avaliados implicitamente pelo professor durante a participação da aula e resolução dos exercícios.

FUNÇÕES ORGÂNICAS

⇒ A ordem em que as funções orgânicas serão apresentadas segue a sequência sugerida pelo livro de volume único *Química Essencial* de Usberco e Salvador. As funções orgânicas são apresentadas na Parte 3 do livro, sendo a unidade 18 referente às funções orgânicas oxigenadas e a unidade 19 às funções orgânicas nitrogenadas e halogenadas.

3º BIMESTRE

Aula 13 - Laboratório: comprovando que a presença de oxigênio na composição de compostos orgânicos altera suas propriedades

Objetivo:

- Apresentar para os alunos que podem existir elementos diferentes de carbono e hidrogênio na composição de compostos orgânicos;
- Observar que a presença de oxigênio influencia nas propriedades do composto;

Conteúdos: funções orgânicas oxigenadas;

Sequência didática

➤ *Atividade 1 - Recepção dos alunos no laboratório*

Duração: 5 minutos

Recursos: laboratório de ciências, reagentes, materiais laboratoriais e roteiros de laboratório impressos.

Intenção do professor: acomodar os alunos no laboratório;

Desenvolvimento:

O professor recebe os alunos no laboratório e os orienta a sentarem nas bancadas em grupos de até 4 pessoas, totalizando em, no máximo, 5 bancadas completas. Todos os alunos devem estar com avental, calça comprida e sapato fechado; aqueles que possuem cabelo comprido devem ser orientados a prendê-lo.

Com os alunos acomodados, são entregues os roteiros da atividade a ser realizada durante aquela aula (Apêndice C1), junto com as perguntas a serem respondidas em forma de relatório para sua entrega no prazo de uma semana.

Os materiais estão organizados em bandejas, de forma que cada bancada tenha a disposição todos os materiais que serão utilizados durante a execução do experimento, dessa forma, cada bancada recebe uma bandeja que já estão em cada uma das bancadas quando os alunos chegam. Os reagentes a serem utilizados (etanol, propanona, hexano e cristais de iodo) ficam posicionados na capela, de forma que, os alunos devem se locomover até lá e retirar a quantidade que está indicada no roteiro para, então, levar até sua bancada.

➤ *Atividade 2 - Pergunta motivadora para coleta de concepções alternativas*

Duração: 10 minutos

Recursos: quadro branco, canetas;

Intenção do professor: explorar se os alunos entendem que para serem classificados como orgânicos, os compostos não necessariamente possuem em sua composição **apenas** carbono e hidrogênio;

Desenvolvimento:

Na lousa o professor escreve as fórmulas estruturais dos compostos com que os alunos trabalharão em aula (etanol, propanona e hexano) e pergunta para os alunos “qual ou quais desses compostos podem ser classificados como compostos orgânicos?”. Neste momento, espera-se que a turma se divida, de forma que alguns considerem que todos os três compostos são orgânicos, e outros considerem que apenas o hexano seja um composto orgânico, já que até então eles foram apresentados apenas aos hidrocarbonetos.

É importante que seja esclarecido que existem compostos orgânicos com átomos de outros elementos em sua composição, sendo na maioria dos casos, o oxigênio, o nitrogênio e os halogênios; e que a presença destes átomos não desclassifica o composto como orgânico, mas que tem influência nas suas propriedades.

➤ *Atividade 3 - Orientações sobre o roteiro de laboratório*

Duração: 5 minutos

Recursos: roteiro de laboratório impressos;

Intenção do professor: orientar os alunos acerca do experimento que farão durante a aula;

Desenvolvimento:

Tendo todos os alunos o roteiro em mãos, o professor faz a leitura do roteiro junto com eles, dessa forma consegue esclarecer as dúvidas pontuais acerca do experimento antes dos alunos começarem, indicar onde estão os reagentes, que materiais os alunos terão que usar e, eventualmente, cuidados que devem ser tomados.

➤ *Atividade 4 - Alunos realizam o experimento nos grupos em que se dividiram*

Duração: 30 minutos

Recursos: tubos de ensaio, pipeta pasteur, solventes orgânicos (etanol, propanona e hexano), cristais de iodo, espátula, vidro relógio, roteiro de laboratório impresso.

Intenção do professor: dar autonomia para que os alunos realizem o experimento sozinhos, observar as conclusões que os alunos podem vir a ter.

Desenvolvimento:

O roteiro instrui os alunos a transferirem para diferentes tubos de ensaio uma mesma quantidade de cada um dos solventes para, então, acrescentarem alguns cristais de iodo e observar a coloração que a solução adquire. Ao dissolverem o iodo, os compostos orgânicos que contêm oxigênio adquirem cores que variam entre o amarelo fraco ao castanho escuro. Já os que não apresentam oxigênio em sua composição, adquirem coloração que varia do vermelho ao violeta.

Espera-se que os alunos compreendam que a presença do oxigênio na composição de compostos orgânicos altere suas propriedades a partir da observação das diferentes colorações das soluções; também é esperado que surjam dúvidas acerca das diferentes formas que o oxigênio pode estar ligado à molécula e se isso tem interferência, esse será o gancho para a finalização da aula, se não surgir esta dúvida cabe ao professor fazer o questionamento aos alunos.

➤ *Atividade 5 - Finalização da aula e orientações para a execução do relatório*

Duração: 10 minutos

Recursos: quadro branco, canetas;

Intenção do professor: relacionar o resultado do experimento com as fórmulas dos compostos orgânicos que foram utilizados, concluir com os alunos, a partir da observação, que foi comprovado que a presença do oxigênio altera as propriedades dos compostos, apresentar o tema de funções orgânicas oxigenadas e orientar os alunos para a execução do relatório.

Desenvolvimento:

O professor recupera a atenção dos alunos, que nesse momento já devem ter terminado o experimento, e pergunta para os alunos a coloração que cada solução obteve após a dissolução dos cristais de iodo. A partir das respostas dos alunos o professor relaciona na lousa a estrutura dos compostos

com o resultado do experimento. Neste momento é importante garantir que os alunos tenham entendido que as diferentes cores de solução indicam que houveram diferentes interações entre os cristais e o solvente, e que, dessa forma, é uma comprovação de que a presença do oxigênio altera as propriedades dos compostos.

Deve ser chamada a atenção dos alunos para os diferentes grupos em que o oxigênio aparece ligado quando se compara a estrutura da propanona e do etanol, a partir disso, o professor indica que cada diferente grupo em que o oxigênio aparece se refere à uma diferente classe de compostos, ou seja, de uma diferente função orgânica e que será o objeto de estudo até o final do semestre.

Quanto ao relatório, os alunos devem responder às questões do final do roteiro e entregar com o prazo de uma semana. O relatório pode ser feito no grupo da bancada em que foi realizado o experimento.

Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento dos alunos no laboratório, participação na aula e principalmente pela execução do relatório.

Aula 14,15 - Apresentação das funções orgânicas álcool e fenol (Apêndice D1)

Objetivo:

- Entender o álcool e o fenol como diferentes funções orgânicas;
- Compreender que o grupo funcional garante propriedades específicas ao composto e, por isso, é o responsável por determinar a que função orgânica ele faz parte.
- Compreender os aspectos de representação química das funções álcool e fenol, incluindo estrutura e sua nomenclatura.

Conteúdos:

- Funções orgânicas álcool e fenol
 - Grupo funcional
 - Estrutura
 - Nomenclatura

Sequência didática:

- *Atividade 1 - Comprimantar os alunos*

Duração: 5 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: chamar atenção dos alunos, se fazer presente e criar um ambiente leve e de amizade.

Desenvolvimento:

O professor chega na sala, escreve no quadro o seu nome, a data e o tema da aula, no caso, “Funções orgânicas oxigenadas: álcool e fenol”. Comprimeta os alunos, indicando que a aula está para começar. Dessa forma, orienta para que os alunos peguem o material de química (caderno e livro), pede para que eles sentem virados para a frente, e com os alunos acomodados dá início a aula.

➤ *Atividade 2 - Retomada da aula de laboratório*

Duração: 10 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: relacionar a aula de laboratório com o conteúdo a ser trabalhado em sala de aula; recuperar as informações trabalhadas na aula anterior;

Desenvolvimento:

O professor deve retomar os assuntos que foram discutidos no final da aula de laboratório como uma forma de valorizar o que os alunos fizeram na aula anterior, bem como uma forma de situar os alunos perante a matéria que vai ser apresentada.

Na aula de laboratório foi discutido que a presença do oxigênio na composição altera as propriedades do composto, além disso o oxigênio pode aparecer na estrutura de diferentes maneiras e isso define a que função o composto em questão faz parte, com isso é feita a definição de grupo funcional. Com a fórmula do etanol escrita na lousa o professor chama a atenção para o grupo no qual o oxigênio aparece nesta estrutura: a hidroxila. Neste momento, é definido qual é o grupo funcional que será trabalhado na aula.

➤ *Atividade 3 - Apresentação da função álcool*

Duração: 15 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: capacitar os alunos para identificar compostos que pertencem à classe dos álcoois pelo grupo funcional;

Desenvolvimento:

Apresentar aos alunos como se dá a identificação da função álcool em nível molecular, ou seja, os alunos serão apresentados ao grupo funcional dos álcoois: a hidroxila ligada a um carbono saturado. Neste momento também será feita uma revisão de como se dá a classificação do carbono como saturado ou insaturado.

Em seguida, serão escritos na lousa as estruturas de alguns exemplos de álcoois (metanol, etanol, propanol e propan-2-ol), sem focar na nomenclatura por enquanto.

➤ *Atividade 4 - Montagem das moléculas com kit de bolas e varetas*

Duração: 20 minutos

Recursos: kit bolas e varetas;

Intenção do professor: capacitar os alunos a terem uma visão submicroscópica de como são as estruturas dos álcoois em questão; tentar uma diferente forma de apresentação do mesmo conteúdo.

Desenvolvimento:

O professor deve orientar os alunos a sentarem em grupos de até três pessoas e distribui um kit de bolas e varetas para cada trio. Os alunos são orientados a montar as estruturas dos álcoois que foram dados como exemplo (metanol, etanol, propanol e propan-2-ol).

Neste momento o professor deve deixar os alunos livres para tentarem montar as estruturas, devendo apenas intervir quando os alunos pedirem por ajuda. Depois de alguns minutos o professor pode passar nos grupos para ver como cada grupo evoluiu na montagem das moléculas.

Com essa atividade, além de avaliar a capacidade dos alunos de explorarem a visão submicroscópica, avalia-se também a cumplicidade dos alunos e como eles se ajudam para a realização da tarefa.

➤ *Atividade 5 - Apresentar como se dá a nomenclatura oficial de álcoois*

Duração: 25 minutos

Intenção do professor: capacitar os alunos para nomear os álcoois conforme a nomenclatura oficial dos álcoois segundo a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada).

Recursos: quadro branco e canetas.

Desenvolvimento:

Para que os alunos sejam capazes de nomear os álcoois, espera-se que eles dominem a nomenclatura de hidrocarbonetos. Dessa forma, serão instruídos a nomear os álcoois da mesma forma que nomeavam os hidrocarbonetos, sendo o prefixo referente ao número de carbonos na cadeia principal e o infixo ao tipo de ligação entre carbonos, porém com o sufixo “ol”.

Neste momento é importante orientar os alunos quanto a numeração dos carbonos da cadeia principal: deve-se começar a numerar do carbono mais próximo da hidroxila. Além disso, também é importante orientá-los a sempre identificar no nome do composto a posição em que se encontra a hidroxila.

Será feito um resumo na lousa um resumo de como se deve ser dado o nome, juntamente com um exemplo e com a observação da numeração da cadeia principal.

➤ *Atividade 6 - Apresentação da função fenol*

Duração: 20 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: capacitar os alunos a identificar compostos que pertencem à classe dos fenóis pelo grupo funcional; diferenciar a função álcool da função fenol.

Desenvolvimento:

O professor deve desenhar na lousa um anel benzeno com uma hidroxila ligada a ele e perguntar para os alunos se aquela estrutura pode ser classificada como sendo de um álcool. Neste momento é esperado que a grande maioria diga que sim, porém é muito importante que seja esclarecido que, pela hidroxila não estar ligada a um carbono saturado, há diferença nas propriedades do composto e que, por esse motivo, a estrutura em questão pertence a uma diferente classe de compostos: os fenóis. Dessa forma, a função fenol é apresentada a turma, bem como sua nomenclatura.

➤ Atividade 7 - Comparação entre estruturas de álcoois e fenóis

Duração: 15 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: instigar os alunos a classificarem alguns compostos como sendo álcoois ou fenóis; capacitar os alunos a diferenciar as funções pelas estruturas.

Desenvolvimento:

O professor escreve na lousa alguns exemplos de estruturas de álcoois e de fenóis e pede para que os alunos as copiem em seus cadernos e tentem classificar cada uma delas como sendo de um álcool ou de um fenol. Passado algum tempo o professor corrige na lousa, fazendo a classificação correta de cada uma das estruturas, neste momento é indicado que sejam aproveitadas as respostas dos próprios alunos, estimulando-os a participarem da aula.

Avaliação: a avaliação é feita a partir da cooperatividade entre os alunos nos momentos de exercícios - no momento em que os alunos devem montar as moléculas com o kit e no final da aula em que os alunos devem responder à um exercício.

Aula 16 - Laboratório: testando a solubilidade do álcool em diferentes solventes

Objetivo:

- Relacionar as interações moleculares das moléculas com suas propriedades físico-químicas;
- Retomar o conceito de polaridade da molécula e ligações intermoleculares;
- Retomar o conceito de miscibilidade.

Conteúdos: propriedades de álcoois, polaridade da molécula, ligações intermoleculares e miscibilidade.

Sequência didática:

➤ Atividade 1 - Recepção dos alunos no laboratório

Duração: 5 minutos

Recursos: laboratório de ciências, reagentes, materiais laboratoriais e roteiros de laboratório impressos.

Intenção do professor: acomodar os alunos no laboratório;

Desenvolvimento:

O professor recebe os alunos no laboratório e os orienta a sentarem nas bancadas em grupos de até 4 pessoas, totalizando em, no máximo, 5 bancadas completas. Todos os alunos devem estar com avental, calça comprida e sapato fechado; aqueles que possuem cabelo comprido devem ser orientados a prendê-lo.

Com os alunos acomodados, são entregues os roteiros da atividade a ser realizada durante aquela aula (apêndice E1), junto com as perguntas a serem respondidas em forma de relatório para sua entrega no prazo de uma semana.

Os materiais estão organizados em bandejas, de forma que cada bancada tenha a disposição todos os materiais que serão utilizados durante a execução do experimento, dessa forma, cada bancada recebe uma bandeja que já estão em cada uma das bancadas quando os alunos chegam. Os reagentes a serem utilizados (álcool e óleo) ficam posicionados na capela, de forma que, os alunos devem se locomover até lá e retirar a quantidade que está indicada no roteiro para, então, levar até sua bancada. Além disso, cada bancada recebe uma pisseta contendo água.

➤ *Atividade 2 - Orientações sobre o roteiro de laboratório*

Duração: 5 minutos

Recursos: roteiro de laboratório impressos;

Intenção do professor: orientar os alunos acerca do experimento que farão durante a aula;

Desenvolvimento:

Tendo todos os alunos o roteiro em mãos, o professor faz a leitura do roteiro junto com eles, dessa forma consegue esclarecer as dúvidas pontuais acerca do experimento antes dos alunos começarem, indicar onde estão os reagentes, que materiais os alunos terão que usar e, eventualmente, cuidados que devem ser tomados.

➤ *Atividade 3 - Alunos realizam o experimento nos grupos em que se dividiram*

Duração: 45 minutos

Recursos: tubos de ensaio, estante para tubos de ensaio, pisseta com água, álcool, óleo, roteiro de laboratório impresso.

Intenção do professor: dar autonomia para que os alunos realizem o experimento sozinhos, observar as conclusões que os alunos podem vir a ter.

Desenvolvimento:

O roteiro instrui os alunos a misturarem em diferentes tubos de ensaio: álcool e água; água e óleo e álcool e óleo. A mistura da água com o álcool resulta em um sistema homogêneo, enquanto a da água com o óleo resulta em um sistema heterogêneo. Quando se mistura o álcool com o óleo, obtém-se um sistema homogêneo, o contrário do que muitos alunos esperam.

Nesse momento é proveitoso que o professor passe pelas bancadas pedindo para que os alunos tentem explicar o comportamento do álcool e se já esperavam por isso. É importante deixar os alunos discutirem e pensarem em hipóteses para tentar explicar o observado no experimento.

Como o experimento em si não leva muito tempo, os alunos podem aproveitar para responderem em conjunto as questões que estão no roteiro, dessa forma, além de promoverem uma discussão entre si também já adiantam uma etapa da execução do relatório.

➤ *Atividade 4 - Finalização da aula e orientações para a execução do relatório*

Duração: 15 minutos

Recursos: quadro branco, canetas;

Intenção do professor: relacionar o resultado do experimento com as polaridades das moléculas da água, do óleo e do etanol; retomar o conceito de miscibilidade e orientar os alunos para a execução do relatório.

Desenvolvimento:

O professor recupera a atenção dos alunos, que nesse momento já devem ter terminado o experimento e começado a responder as questões presentes no roteiro. Com a estrutura do etanol escrita na lousa, pergunta se os alunos conseguiram chegar a alguma conclusão que explique o comportamento do etanol. Deve-se aproveitar as respostas dos alunos para então explicar o porquê do álcool ser miscível a água e ao óleo ao mesmo tempo, retomando os conceitos de polaridade da molécula.

Quanto ao relatório, os alunos devem responder às questões do final do roteiro e entregar com o prazo de uma semana. O relatório pode ser feito no grupo da bancada em que foi realizado o experimento.

Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento dos alunos no laboratório, participação na aula e principalmente pela execução do relatório.

Aula 17,18 - Propriedades dos álcoois e suas aplicações (Apêndice F1)

Objetivo:

- Revisar os conceitos de polaridade da molécula e forças intermoleculares;
- Capacitar os alunos de relacionarem as forças intermoleculares com as propriedades físico-químicas dos álcoois;
- Relacionar as propriedades físico-químicas dos álcoois com suas aplicações (teste de adulteração da gasolina);

Conteúdos: revisão de polaridade da molécula e de forças intermoleculares; analisar a molécula do etanol quanto a polaridade; propriedades dos álcoois; aplicação dos álcoois; teste de adulteração da gasolina.

Sequência didática:

- *Atividade 1 - Comprimir os alunos*

Duração: 5 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: chamar atenção dos alunos, se fazer presente e criar um ambiente leve e de amizade.

Desenvolvimento:

O professor chega na sala, escreve no quadro o seu nome, a data e o tema da aula. Comprimeta os alunos, indicando que a aula está para começar. Dessa forma, orienta para que os alunos peguem o material de química (caderno e livro), pede para que eles sentem virados para a frente, e com os alunos acomodados dá início a aula.

- *Atividade 2 - Retomada da aula de laboratório*

Duração: 15 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: relacionar a aula de laboratório com o conteúdo a ser trabalhado em sala de aula; recuperar as informações trabalhadas na aula anterior;

Desenvolvimento:

O professor desenha na lousa um esquema que representa o resultado do experimento feito na aula anterior. Neste momento, o professor deve recuperar as conclusões que os alunos tiveram a partir da observação do experimento da aula passada.

É esperado que os alunos apresentem uma certa resistência quanto ao assunto de polaridade da molécula e interações intermoleculares e como esses conceitos ainda serão muito utilizados dentro da Química Orgânica, cabe fazer uma revisão de tais conceitos.

➤ *Atividade 3 - Revisão de polaridade da molécula e de forças intermoleculares*

Duração: 20 minutos

Recursos: quadro branco, lousa.

Intenção do professor: retomar conceitos importantes, capacitando os alunos de compreenderem as propriedades de diferentes compostos orgânicos;

Desenvolvimento:

Os alunos tiveram contato com este conteúdo durante a 1ª série do Ensino Médio, dessa forma, é compreensível que haja uma defasagem por conta do esquecimento. O professor faz um resumo na lousa em que retoma os conceitos de polaridade da molécula, relacionando com os diferentes tipos de interações intermoleculares e, por fim, como isso interfere nas propriedades físico-químicas de diferentes substâncias, como ponto de ebulição e solubilidade.

➤ *Atividade 4 - Determinar a polaridade da molécula do etanol e prever as propriedades dos álcoois quanto à solubilidade em água e ponto de ebulição*

Duração: 35 minutos

Recursos: quadro branco, canetas

Intenção do professor: capacitar os alunos de preverem as propriedades dos álcoois a partir da estrutura;

Desenvolvimento:

A partir da estrutura molecular do etanol, serão previstas as propriedades físico-químicas dos álcoois de modo geral. O professor deve apresentar aos alunos álcoois com cadeias carbônicas mais longas e álcoois

com mais de uma hidroxila e perguntar aos alunos como essas características podem influenciar no ponto de ebulição e na solubilidade em água.

Feito isso, é feita na lousa uma sistematização das propriedades dos álcoois por meio de um resumo, que os alunos devem copiar em seus cadernos.

➤ Atividade 5 - Intervalo

Duração: 5 minutos

Recursos: banheiro e bebedouros;

Intenção do professor: possibilitar que os alunos tenham uma pausa depois de um conteúdo denso e que voltem mais dispostos para a continuação da aula;

Desenvolvimento:

O professor libera os alunos para irem no banheiro e beberem água, com o acordo de que voltem para a sala de aula dentro de 5 minutos.

➤ Atividade 6 - Aplicação do álcool como combustível e no ramo de bebidas

Duração: 20 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: apresentar para os alunos como o etanol é obtido e suas aplicações tais como, combustível e bebidas; explicar porque o álcool é considerado uma fonte de energia mais verde quando comparado à gasolina.

Desenvolvimento:

O professor inicia explicando como o álcool é obtido no Brasil, que é por meio da fermentação da cana de açúcar. Na lousa, o professor escreve a equação simplificada do processo. É importante dizer que tanto o álcool das bebidas quanto o utilizado como combustível são obtidos desta mesma maneira, a diferença entre eles é o grau de pureza do álcool obtido.

Álcool ou gasolina? Este momento é muito oportuno para ouvir o que os alunos têm de bagagem sobre este assunto. “Qual compensa mais energeticamente? Qual polui menos?” são perguntas que podem ajudar a guiar a discussão e incentivar os alunos a participarem da aula. Após o levantamento de tais concepções o professor deve sistematizar na lousa algumas das questões levantadas pela sala.

➤ *Atividade 7 - Teste de adulteração da gasolina*

Duração: 20 minutos

Recursos: quadro branco, canetas, DataShow, computador, internet, caixas de som.

Intenção do professor: mostrar para os alunos uma aplicação real de conceitos que eles aprenderam na aula de química.

Desenvolvimento:

O professor inicia falando para os alunos sobre a lei Brasileira que institui que deve haver 25% de etanol na gasolina, e chama a atenção dos alunos para o fato de eles serem capazes de fazer a verificação com os conteúdos que aprenderam na aula daquele dia.

Neste momento, é passado no telão o vídeo “Como fazer o TESTE DA GASOLINA ADULTERADA” do canal *Manual do Mundo* (Apêndice G1) que mostra como verificar a qualidade da gasolina utilizando, água e os conhecimentos sobre interações intermoleculares. Após o vídeo é importante que o professor explique como é feito este processo e tire as possíveis dúvidas.

Avaliação: a avaliação é feita a partir do comportamento dos alunos em sala de aula, bem como da participação da turma na aula.

Aula 19,20 - Apresentação das funções orgânicas aldeído e cetona (Apêndice H1)

Objetivo:

- Entender o aldeído e a cetona como diferentes funções orgânicas;
- Compreender que o grupo funcional garante propriedades específicas ao composto e, por isso, é o responsável por determinar a que função orgânica ele faz parte.
- Compreender os aspectos de representação química das funções aldeído e cetona, incluindo estrutura e sua nomenclatura.

Conteúdos:

- Funções orgânicas aldeído e cetona
 - Grupo funcional
 - Estrutura
 - Nomenclatura

→ Aplicação

Sequência didática:

➤ *Atividade 1 - Cumprimentar os alunos*

Duração: 5 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: chamar atenção dos alunos, se fazer presente e criar um ambiente leve e de amizade.

Desenvolvimento:

O professor chega na sala, escreve no quadro o seu nome, a data e o tema da aula. Comprimenta os alunos, indicando que a aula está para começar. Dessa forma, orienta para que os alunos peguem o material de química (caderno e livro), pede para que eles sentem virados para a frente, e com os alunos acomodados dá início a aula.

➤ *Atividade 2 - Apresentação da função aldeído*

Duração: 25 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: capacitar os alunos para identificar compostos que pertencem à classe dos aldeídos pelo grupo funcional;

Desenvolvimento:

Apresentar aos alunos como se dá a identificação da função aldeído em nível molecular, ou seja, os alunos serão apresentados ao grupo funcional dos aldeídos: a carbonila ligada na ponta da cadeia. Em seguida, serão escritos na lousa as estruturas de alguns exemplos de aldeídos (metanal, etanal, propanal), sem focar na nomenclatura por enquanto.

➤ *Atividade 3 - Aplicação da função aldeído*

Duração: 10 minutos

Recursos: Datashow, computador, internet, caixas de som e vídeo “RISCOS do uso de FORMOL no Cabelo” do *Bem Estar*.

Intenção do professor: exemplificar uma aplicação dos aldeídos; deixá-los mais próximos do conteúdo.

Desenvolvimento:

Como forma de tentar trazer para os alunos uma familiaridade com o assunto, o professor dá como exemplo de aplicação o formol (metanal) e para isso, passa o vídeo “RISCOS do uso de FORMOL no Cabelo” (2 minutos e meio) do *Bem Estar* (Apêndice I1).

➤ Atividade 3 - *Apresentar como se dá a nomenclatura oficial de aldeídos*

Duração: 25 minutos

Intenção do professor: capacitar os alunos a nomear os aldeídos conforme a nomenclatura oficial dos álcoois segundo a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada).

Recursos: quadro branco e canetas.

Desenvolvimento:

Para que os alunos sejam capazes de nomear os aldeídos, espera-se que eles dominem a nomenclatura de hidrocarbonetos. Dessa forma, serão instruídos a nomear os aldeídos da mesma forma que nomeavam os hidrocarbonetos, sendo o prefixo referente ao número de carbonos na cadeia principal e o infixos ao tipo de ligação entre carbonos, porém com o sufixo “AL”.

Neste momento é importante orientar os alunos quanto a numeração dos carbonos da cadeia principal: deve-se começar a numerar do carbono mais próximo da carbonila. Deve ser feito um resumo na lousa de como deve ser dado o nome, juntamente com um exemplo. Em seguida, deve-se escrever na lousa algumas estruturas para que os alunos mesmos deem nome em seus cadernos, neste momento o professor fica disponível para tirar dúvidas e dar atenção especial para aqueles que possuem maior dificuldade.

➤ Atividade 6 - Intervalo

Duração: 5 minutos

Recursos: banheiro e bebedouros;

Intenção do professor: possibilitar que os alunos tenham uma pausa depois de um conteúdo denso e que voltem mais dispostos para a continuação da aula;

Desenvolvimento:

O professor libera os alunos para irem no banheiro e beberem água, com o acordo de que voltem para a sala de aula dentro de 5 minutos.

➤ *Atividade 7 - Apresentação da função cetona*

Duração: 25 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: capacitar os alunos a identificar compostos que pertencem à classe das cetonas pelo grupo funcional; diferenciar a função aldeído da função cetona.

Desenvolvimento:

O professor deve desenhar na lousa a estrutura da propanona (solvente já conhecido pelos alunos devido à aula de laboratório) e levantar com os alunos o porquê dessa molécula não poder ser classificada como um aldeído, mesmo apresentando a carbonila.

Nesse momento então, se define junto com a turma que as cetonas são caracterizadas por apresentarem carbonila ligada no meio da cadeia. Em seguida, serão escritas na lousa as estruturas de alguns exemplos de cetonas (butanona e propanona), sem focar na nomenclatura por enquanto.

➤ *Atividade 8 - Apresentar como se dá a nomenclatura oficial de cetonas*

Duração: 25 minutos

Intenção do professor: capacitar os alunos a nomear as cetonas conforme a nomenclatura oficial dos álcoois segundo a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada).

Recursos: quadro branco e canetas.

Desenvolvimento:

Para que os alunos sejam capazes de nomear as cetonas, espera-se que eles dominem a nomenclatura de hidrocarbonetos. Dessa forma, serão instruídos a nomeá-las da mesma forma que nomeavam os hidrocarbonetos, sendo o prefixo referente ao número de carbonos na cadeia principal e o infixo ao tipo de ligação entre carbonos, porém com o sufixo “ONA”.

Neste momento é importante orientar os alunos quanto a numeração dos carbonos da cadeia principal: deve-se começar a numerar do carbono mais próximo da carbonila. Deve ser feito um resumo na lousa de como deve ser dado o nome, juntamente com um exemplo e com a observação da numeração da cadeia principal. Também é importante ressaltar que no caso das cetonas, deve-se informar no nome a posição da carbonila. Em seguida, deve-se

escrever na lousa algumas estruturas para que os alunos mesmos deem nome em seus cadernos, neste momento o professor fica disponível para tirar dúvidas e dar atenção especial para aqueles que possuem maior dificuldade.

Avaliação: a avaliação é feita a partir do comportamento do aluno em sala de aula, resolução dos exercícios e cooperatividade com os colegas.

Aula 21 - Apresentação da função orgânica ácido carboxílico (Apêndice J1)

Objetivo:

- Capacitar o aluno de identificar um ácido carboxílico pelo grupo funcional;
- Compreender que o grupo funcional garante propriedades específicas ao composto e, por isso, é o responsável por determinar a que função orgânica ele faz parte.
- Compreender os aspectos de representação química da função ácido carboxílico, incluindo estrutura e sua nomenclatura.

Conteúdos:

- Função orgânica ácido carboxílico
 - Grupo funcional
 - Estrutura
 - Nomenclatura
 - Aplicação

Sequência didática:

- *Atividade 1 - Comprimantar os alunos*

Duração: 5 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: chamar atenção dos alunos, se fazer presente e criar um ambiente leve e de amizade.

Desenvolvimento:

O professor chega na sala, escreve no quadro o seu nome, a data e o tema da aula. Comprimanta os alunos, indicando que a aula está para começar. Dessa forma, orienta para que os alunos peguem o material de

química (caderno e livro), pede para que eles sentem virados para a frente, e com os alunos acomodados dá início a aula.

➤ *Atividade 2 - Apresentação da função ácido carboxílico*

Duração: 20 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: capacitar os alunos a identificar compostos que pertencem à classe dos ácidos carboxílicos pelo grupo funcional;

Desenvolvimento:

Apresentar aos alunos como se dá a identificação dos ácidos carboxílicos em nível molecular, ou seja, os alunos serão apresentados ao seu grupo funcional: a carboxila. Em seguida, serão escritos na lousa as estruturas de alguns exemplos de ácidos carboxílicos (ácido fórmico e ácido etanóico), sem focar na nomenclatura por enquanto.

➤ *Atividade 3 - Apresentar como se dá a nomenclatura oficial de ácidos carboxílicos*

Duração: 20 minutos

Intenção do professor: capacitar os alunos a nomear os ácidos carboxílicos conforme a nomenclatura oficial segundo a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada).

Recursos: quadro branco e canetas.

Desenvolvimento:

Para que os alunos sejam capazes de nomear os ácidos carboxílicos, espera-se que eles dominem a nomenclatura de hidrocarbonetos. Dessa forma, serão instruídos a nomeá-los da mesma forma que nomeavam os hidrocarbonetos, sendo o prefixo referente ao número de carbonos na cadeia principal e o infixo ao tipo de ligação entre carbonos, porém com o sufixo “ÓICO” e sempre adicionando “ácido” antes do nome.

Neste momento é importante orientar os alunos quanto a numeração dos carbonos da cadeia principal: deve-se começar a numerar do carbono mais próximo da carboxila. Deve ser feito um resumo na lousa de como deve ser dado o nome, juntamente com um exemplo. Em seguida, deve-se escrever na lousa algumas estruturas para que os alunos mesmos deem nome em seus

cadernos, neste momento o professor fica disponível para tirar dúvidas e dar atenção especial para aqueles que possuem maior dificuldade.

➤ **Atividade 4 - Orientações sobre o trabalho de casa**

Duração: 15 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: orientar os alunos a pesquisarem sobre os ácidos carboxílicos que estão presentes no cotidiano bem como suas estruturas.

Desenvolvimento:

O professor pergunta para turma se eles ingeririam um ácido carboxílico, e o esperado é que muitos digam que não, pois é de senso comum que os ácidos são corrosivos e perigosos. Nesse momento, o professor deve intervir e dar alguns exemplos de ácidos carboxílicos do cotidiano como o ácido ascórbico, que é a vitamina C e o ácido cítrico, que é o ácido presente nas frutas cítricas. Então, é pedido para os alunos pesquisarem sobre ácidos carboxílicos que estão presentes no dia a dia bem como suas estruturas.

Avaliação: a avaliação é feita a partir do comportamento do aluno em sala de aula.

Aula 22,23 - Laboratório: comprovando o caráter ácido de ácidos carboxílicos conhecidos (Apêndice K1)

Objetivo: comprovar experimentalmente o caráter ácidos de diferentes ácidos carboxílicos;

Conteúdos: ácidos carboxílicos; indicadores ácido base; ionização; características de ácidos;

Sequência didática:

➤ *Atividade 1 - Recepção dos alunos no laboratório*

Duração: 5 minutos

Recursos: laboratório de ciências, reagentes, materiais laboratoriais e roteiros de laboratório impressos.

Intenção do professor: acomodar os alunos no laboratório;

Desenvolvimento:

O professor recebe os alunos no laboratório e os orienta a sentarem nas bancadas em grupos de até 4 pessoas, totalizando em, no máximo, 5

bancadas completas. Todos os alunos devem estar com avental, calça comprida e sapato fechado; aqueles que possuem cabelo comprido devem ser orientados a prendê-lo.

Com os alunos acomodados, são entregues os roteiros da atividade a ser realizada durante aquela aula (apêndice X), junto com as perguntas a serem respondidas em forma de relatório para sua entrega no prazo de uma semana.

Os materiais estão organizados em bandejas, de forma que cada bancada tenha a disposição todos os materiais que serão utilizados durante a execução do experimento, dessa forma, cada bancada recebe uma bandeja que já estão em cada uma das bancadas quando os alunos chegam. Os reagentes a serem utilizados ficam posicionados na capela, de forma que, os alunos devem se locomover até lá e retirar a quantidade que está indicada no roteiro para, então, levar até sua bancada.

➤ *Atividade 2 - Levantamento da atividade feita em casa*

Duração: 10 minutos;

Recursos: quadro branco, canetas;

Intenção do professor: recuperar alguns conceitos da aula passada, colher informações sobre o que os alunos pesquisaram acerca do assunto de ácidos carboxílicos e relacioná-las com a aula.

Desenvolvimento:

O professor pergunta aos alunos onde que os ácidos carboxílicos estão presentes no dia a dia. Espera-se que pelo menos alguns dos alunos tenham feito a atividade e sejam capazes de participar deste início da aula. Todos os exemplos que os alunos trouxeram devem ser anotados na lousa.

➤ *Atividade 3 - Orientações sobre o roteiro de laboratório*

Duração: 5 minutos

Recursos: roteiro de laboratório impressos;

Intenção do professor: orientar os alunos acerca do experimento que farão durante a aula;

Desenvolvimento:

Tendo todos os alunos o roteiro em mãos, o professor faz a leitura do roteiro junto com eles, dessa forma consegue esclarecer as dúvidas pontuais acerca do experimento antes dos alunos começarem, indicar onde estão os reagentes, que materiais os alunos terão que usar e, eventualmente, cuidados que devem ser tomados.

- *Atividade 4 - Alunos realizam o experimento nos grupos em que se dividiram*
Duração: 45 minutos

Recursos: fitas indicadoras de pH, limão, pastilha efervescente de vitamina C, pastilha efervescente de aspirina, vinagre, pisseta com água, béquer, baqueta.
Intenção do professor: proporcionar aos alunos que eles mesmos comprovem o caráter ácido dos ácidos carboxílicos como forma de diminuir a confusão por parte dos alunos em achar que por ter OH na estrutura o composto libera OH⁻.

Desenvolvimento:

Os alunos deverão preparar as soluções necessárias conforme o roteiro de laboratório e fazer a medição do pH utilizando as fitas indicadoras de pH conforme indicado no roteiro.

- **Atividade 5 - Explicação do caráter ácido dos ácidos carboxílicos (Apêndice L1)**

Duração: 30 minutos

Recursos: quadro branco e canetas.

Intenção do professor: apresentar para os alunos como se representa a equação de ionização dos ácidos carboxílicos e o que influencia na força deste ácido.

Desenvolvimento:

O professor verifica se todos terminaram a parte experimental da atividade e chama a atenção dos alunos para a frente da sala. Com isso, o professor discorre sobre o caráter ácido dos ácidos carboxílicos, dizendo que não é difícil compreendermos que o ácido da laranja é realmente um ácido mas que quando os alunos se deparam com a fórmula estrutural desse ácido, por exemplo, é comum que fiquem confusos quanto ao seu caráter devido à

presença de grupos OH na fórmula, já que eles carregam a informação de que as bases que apresentam grupo OH.

Neste momento fica explícito a importância da aula experimental para a elucidação do caráter ácido dos ácidos carboxílicos e, então, o professor escreve na lousa a representação simbólica da ionização do grupo carboxila explicitando os produtos formados. Também são elencadas na lousa características quanto à força destes ácidos.

➤ *Atividade 6 - Resolução das questões por parte dos grupos*

Duração: 25 minutos

Recursos: roteiro de laboratório impresso.

Intenção do professor: dar autonomia para que os alunos resolvam os exercícios em grupo; a atividade é feita como forma de relacionar a parte experimental da aula com a parte expositiva.

Desenvolvimento:

O professor deve deixar os alunos livres para começarem a responder as perguntas e deixa claro que eles não devem terminar tudo até o final da aula, aquele momento é dado apenas como uma oportunidade de adiantar a execução do relatório que deverá ser entregue no prazo de uma semana.

Avaliação: a avaliação é feita de acordo com o comportamento dos alunos no laboratório, participação na aula e principalmente pelas resoluções das perguntas do roteiro.

Aula 24 - Apresentação da função orgânica éster (Apêndice M1)

Objetivo:

- Capacitar o aluno de identificar um éster pelo grupo funcional;
- Compreender que o grupo funcional garante propriedades específicas ao composto e, por isso, é o responsável por determinar a que função orgânica ele faz parte.
- Compreender os aspectos de representação química da função éster, incluindo estrutura e sua nomenclatura.

Conteúdos:

- Função orgânica éster

- Grupo funcional
- Estrutura
- Nomenclatura
- Aplicação

Sequência didática:

➤ *Atividade 1 - Cumprimentar os alunos*

Duração: 5 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: chamar atenção dos alunos, se fazer presente e criar um ambiente leve e de amizade.

Desenvolvimento:

O professor chega na sala, escreve no quadro o seu nome, a data e o tema da aula. Comprimeta os alunos, indicando que a aula está para começar. Dessa forma, orienta para que os alunos peguem o material de química (caderno e livro), pede para que eles sentem virados para a frente, e com os alunos acomodados dá início a aula.

➤ *Atividade 2 - Os ésteres e os aromas de frutas*

Duração: 20 minutos

Recursos: essência de morango, de laranja e de maçã; fitas de papel; quadro branco; canetas.

Intenção do professor: despertar a curiosidade dos alunos com os diferentes aromas; comparar as estruturas das moléculas de cada uma das essências.

Desenvolvimento:

O professor traz para a sala essências de morango, laranja e maçã e fitas de papel. Mergulha as fitas de papel nas essências, e as distribui para os alunos sentirem os aromas e tentarem adivinhar de que fruta são.

Conforme os alunos tentam adivinhar as frutas, o professor escreve na lousa as fórmulas estruturais referente às moléculas de cada uma das essências. Depois que todos puderam sentir os aromas, o professor então escreve qual fórmula se refere a cada aroma e pede para que os alunos tentem observar o que elas têm em comum.

➤ *Atividade 3 - Apresentação da função éster*

Duração: 15 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: capacitar os alunos a identificar compostos que pertencem à classe dos ésteres pelo grupo funcional;

Desenvolvimento:

Apresentar aos alunos como se dá a identificação dos ésteres em nível molecular, ou seja, os alunos serão apresentados ao seu grupo funcional: o carboxilato. Grupo que os próprios alunos identificaram nas fórmulas referentes às essências.

➤ *Atividade 4 - Apresentar como se dá a nomenclatura oficial de ésteres*

Duração: 20 minutos

Intenção do professor: capacitar os alunos a nomear os ésteres conforme a nomenclatura oficial segundo a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada).

Recursos: quadro branco e canetas.

Desenvolvimento:

Os alunos são instruídos a dividir a molécula de éster no meio e nomear cada parte de uma maneira diferente. Deve ser feito um esquema de como se dá a nomenclatura de ésteres. E, então, os alunos são desafiados a nomear os ésteres responsáveis pelo aroma de morango e de maçã.

Avaliação: a avaliação é feita a partir do comportamento do aluno em sala de aula.

Aula 25,26 - Apresentação da função orgânica éter / Jogo: super-trunfo das propriedades dos compostos orgânicos (Apêndice N1)

Objetivo: capacitar o aluno a:

- identificar um éter pelo grupo funcional;
- compreender os aspectos de representação química da função éter, incluindo estrutura e sua nomenclatura;
- relacionar as propriedades das funções orgânicas oxigenadas com suas estruturas através de uma atividade lúdica.

Conteúdos:

- Função orgânica éter:
 - Grupo funcional
 - Estrutura
 - Nomenclatura
- Propriedades de compostos de diferentes funções orgânicas;

Sequência didática:

- *Atividade 1 - Cumprimentar os alunos*

Duração: 5 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: chamar atenção dos alunos, se fazer presente e criar um ambiente leve e de amizade.

Desenvolvimento:

O professor chega na sala, escreve no quadro o seu nome, a data e o tema da aula. Cumprimenta os alunos, indicando que a aula está para começar. Dessa forma, orienta para que os alunos peguem o material de química (caderno e livro), pede para que eles sentem virados para a frente, e com os alunos acomodados dá início a aula.

- *Atividade 2 - Apresentação da função éter*

Duração: 15 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: capacitar os alunos a identificar compostos que pertencem à classe dos éteres pelo grupo funcional;

Desenvolvimento:

Apresentar aos alunos como se dá a identificação dos éteres em nível molecular, ou seja, os alunos serão apresentados ao seu grupo funcional: o oxigênio como heteroátomo. São escritos na lousa alguns exemplos de compostos que pertencem a esta função orgânica (metóxi-etano, metóxi-metano e etóxi-propano)

- *Atividade 3 - Apresentar como se dá a nomenclatura oficial de éteres*

Duração: 15 minutos

Intenção do professor: capacitar os alunos a nomear os éteres conforme a nomenclatura oficial segundo a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada).

Recursos: quadro branco e canetas.

Desenvolvimento:

Os alunos são instruídos a dividir a molécula de éter cadeia menor e cadeia menor e nomear cada uma de uma maneira diferente. Deve ser feito um esquema de como se dá a nomenclatura de éteres.

- Atividade 4 - Jogo: super-trunfo das propriedades dos compostos orgânicos (explicação da atividade e divisão de grupos) (Apêndice O1)

Duração: 10 minutos

Recursos: regras do jogo impressas, cartas do jogo, Datashow, computador e pen-drive.

Intenção do professor: orientar os alunos acerca da atividade que irão realizar

Desenvolvimento:

O professor orienta os alunos a se dividirem em grupos de até 5 pessoas e entrega uma folha com as regras do jogo para cada grupo. Com as regras projetadas na lousa, o professor explica como será feito o jogo.

É importante pedir para que os alunos analisem cada rodada: anotem quais eram as moléculas em questão e debatam entre si o porquê de a carta vencedora ter ganhado, registrando toda a discussão no caderno.

- Atividade 5 - Jogo: super-trunfo das propriedades dos compostos orgânicos

Duração: 60 minutos

Recursos: cartas do jogo, caderno e caneta.

Intenção do professor: promover uma discussão entre os alunos acerca das propriedades físico-químicas dos compostos orgânicos; utilizar uma diferente estratégia para a abordagem do conteúdo.

Desenvolvimento:

O professor deve deixar os alunos livres para jogarem, mas sempre passando nos grupos para instigar a discussão, fazendo perguntas e suposições. O professor deve intervir quando observar que algum grupo está com dificuldade na execução da atividade ou quando pedirem por ajuda.



➤ **Atividade 6 - Finalização da aula**

Duração: 20 minutos;

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor:

Desenvolvimento:

O professor deve selecionar a carta mais forte (ácido hexanóico) e a mais fraca do jogo (metano) e discutir com a turma o porquê de elas serem de fato as cartas mais forte e mais fraca do jogo, como uma maneira de sistematizar o que realmente influencia nas propriedades físico-químicas de um composto. Neste momento deve-se chamar atenção para a diferença da função orgânica e também do tamanho da molécula, construindo um quadro resumo com tais informações.

Avaliação: a avaliação se dá pelo comportamento dos alunos durante a execução da atividade, pelas discussões estabelecidas acerca do jogo e pela cooperatividade entre os alunos.

4º BIMESTRE

Aula 1 - Apresentação da função orgânica amina (Apêndice P1)

Objetivo:

- Apresentar as funções nitrogenadas

- Capacitar os alunos a identificar a função amina a partir de seu grupo funcional ou sua nomenclatura, bem como nomear aminas a partir de sua fórmula estrutural

Conteúdos:

- Função orgânica amina
 - Grupo funcional
 - Estrutura
 - Nomenclatura
 - Aplicações

Sequência didática:

- *Atividade 1 - Comprimir os alunos*

Duração: 5 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: chamar atenção dos alunos, se fazer presente e criar um ambiente leve e de amizade.

Desenvolvimento:

O professor chega na sala, escreve no quadro o seu nome, a data e o tema da aula. Comprimta os alunos, indicando que a aula está para começar. Dessa forma, orienta para que os alunos peguem o material de química (caderno e livro), pede para que eles sentem virados para a frente, e com os alunos acomodados dá início a aula.

- *Atividade 2 - Vídeo “5 fatos Bizarros sobre a Metanfetamina”*

Duração: 15 minutos

Recursos: Datashow, computador, internet e caixas de som; quadro branco e canetas.

Intenção do professor: despertar a curiosidade dos alunos acerca da função amina devido sua aplicação;

Desenvolvimento:

O professor inicia a aula informando os alunos sobre o assunto a ser trabalhado na aula: a função amina. Para que haja um maior interesse dos alunos acerca do assunto, antes de apresentar o conteúdo propriamente, o professor projeta na lousa o vídeo “5 fatos Bizarros sobre a Metanfetamina”

para exemplificar uma das aplicações dessa classe de compostos. O vídeo traz a temática da série *Breaking Bad*, o que provavelmente chamará atenção dos alunos que conhecem a série.

➤ *Atividade 3 - Apresentação da função amina*

Duração: 20 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: capacitar os alunos a identificar compostos que pertencem à classe as aminas pelo grupo funcional;

Desenvolvimento:

O professor escreve na lousa a fórmula estrutural da metanfetamina e pede para que os alunos tentem identificar o grupo funcional, ou seja, o que em sua molécula a caracteriza como sendo uma amina. É esperado que os alunos apontem o nitrogênio como sendo o grupo funcional e nesse momento é importante explicar que a presença do nitrogênio garante que a molécula pertence a uma função nitrogenada, que pode ser amina, amida ou um nitrocomposto, mas o modo com que ele aparece ligado à cadeia carbônica que realmente define a que função a substância faz parte.

Apresentar aos alunos como se dá a identificação das aminas em nível molecular, ou seja, os alunos serão apresentados ao seu grupo funcional (grupo que os próprios alunos identificaram na fórmula da metanfetamina).

➤ *Atividade 4 - Apresentar como se dá a nomenclatura oficial de aminas*

Duração: 20 minutos

Intenção do professor: capacitar os alunos a nomear aminas conforme a nomenclatura oficial segundo a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada).

Recursos: quadro branco e canetas.

Desenvolvimento:

Para que os alunos sejam capazes de nomear as aminas, espera-se que eles dominem a nomenclatura radicais orgânicos. Dessa forma, serão instruídos a nomear as aminas a partir dos nomes dos radicais ligados ao nitrogênio. Neste momento cabe o professor fazer um resumo dos principais radicais além de dar alguns exemplos da nomenclatura de aminas. Em

seguida, deve-se escrever na lousa algumas estruturas para que os alunos mesmos deem nome em seus cadernos, neste momento o professor fica disponível para tirar dúvidas e dar atenção especial para aqueles que possuem maior dificuldade.

Avaliação: a avaliação é feita a partir do comportamento do aluno em sala de aula e das dificuldades apresentadas na resolução dos exercícios.

Aula 2,3 - Apresentação da função amida; Propriedades das funções nitrogenadas amina e amida; Apresentação de nitrocompostos (Apêndice R1)

Objetivo:

- Capacitar os alunos a identificar a função amina a partir de seu grupo funcional ou sua nomenclatura, bem como nomear aminas a partir de sua fórmula estrutural;
- Relacionar a estrutura das aminas e amidas com suas propriedades;
- Apresentar os nitrocompostos e sua aplicação como explosivos.

Conteúdos:

- Função orgânica amida
 - Grupo funcional
 - Estrutura
 - Nomenclatura
- Propriedades de aminas e amidas;
- Nitrocompostos e sua aplicação como explosivo.

Sequência didática:

- *Atividade 1 - Comprimir os alunos*

Duração: 5 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: chamar atenção dos alunos, se fazer presente e criar um ambiente leve e de amizade.

Desenvolvimento:

O professor chega na sala, escreve no quadro o seu nome, a data e o tema da aula. Comprimeta os alunos, indicando que a aula está para começar. Dessa forma, orienta para que os alunos peguem o material de

química (caderno e livro), pede para que eles sentem virados para a frente, e com os alunos acomodados dá início a aula.

➤ *Atividade 2 - Apresentação da função amida*

Duração: 20 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: capacitar os alunos a identificar compostos que pertencem à classe as amidas pelo grupo funcional;

Desenvolvimento:

Apresentar aos alunos como se dá a identificação das amidas em nível molecular, ou seja, os alunos serão apresentados ao seu grupo funcional: grupo amídico. São escritos na lousa alguns exemplos de compostos que pertencem a esta função orgânica (uréia e etanamida).

➤ *Atividade 3 - Apresentar como se dá a nomenclatura oficial de amidas*

Duração: 30 minutos

Intenção do professor: capacitar os alunos a nomear amidas conforme a nomenclatura oficial segundo a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada).

Recursos: quadro branco e canetas.

Desenvolvimento:

Os alunos serão instruídos a nomear as amidas a partir dos nomes da cadeia carbônica ligada ao seu grupo funcional. Neste momento cabe o professor fazer um resumo na lousa de como é feita a nomenclatura das amidas e em seguida, escrever algumas estruturas para que os alunos mesmos deem nome em seus cadernos. O professor fica disponível para tirar dúvidas e dar atenção especial para aqueles que possuem maior dificuldade.

➤ *Atividade 4 - Intervalo*

Duração: 5 minutos

Recursos: banheiro e bebedouros;

Intenção do professor: possibilitar que os alunos tenham uma pausa depois de um conteúdo denso e que voltem mais dispostos para a continuação da aula;

Desenvolvimento:

O professor libera os alunos para irem no banheiro e beberem água, com o acordo de que voltem para a sala de aula dentro de 5 minutos.

➤ *Atividade 5 - Propriedades das aminas e das amidas*

Duração: 30 minutos

Recursos: quadro branco e canetas

Intenção do professor: promover a análise das estruturas de aminas e amidas e de como podem influenciar em nas propriedades físico químicas destes compostos.

Desenvolvimento:

O professor sistematiza na lousa um quadro resumo comparando as estruturas de diferentes aminas e as relacionando com suas propriedades físico-químicas. O mesmo se faz com as amidas. É importante que a construção do quadro resumo seja feita em conjunto com a sala para que o raciocínio dos alunos seja desenvolvido através do estabelecimento de relações.

➤ *Atividade 6 - Apresentação dos nitrocompostos e de suas aplicações*

Duração: 30 minutos

Recursos: quadro branco e canetas; Datashow, computador, internet e caixas de som.

Intenção do professor: apresentar os nitrocompostos e suas aplicações como explosivos, contextualizando o tema de funções nitrogenadas.

Desenvolvimento:

O professor define os nitrocompostos como sendo aqueles que apresentam o grupo NO_2 em sua estrutura e, então, exemplifica com um nitrocomposto muito conhecido: o trinitrotolueno (TNT). Esse conteúdo não será cobrado em prova, portanto não há necessidade da nomenclatura ser muito detalhada. A apresentação dessa função e deste exemplo especificamente são feitas como forma de contextualizar o tema de funções nitrogenadas e deixar os alunos mais interessados pelo tema pelo fato de enxergarem uma aplicação para o conhecimento adquirido.

Como forma de ilustrar ainda melhor a aplicação de nitro compostos o vídeo “A invenção da dinamite” (Apêndice S1) é projetado na lousa.

Avaliação: a avaliação se dá a partir do comportamento do aluno em sala de aula.

Aula 4,5 - Apresentação da função haleto e construção de um quadro resumo de funções orgânicas (Apêndice T1)

Objetivo:

- Capacitar os alunos a identificar a função haleto a partir de seu grupo funcional ou sua nomenclatura, bem como nomear os haletos a partir de sua fórmula estrutural;
- Construir em conjunto com os alunos um quadro resumo das funções orgânicas.

Conteúdos:

- Função orgânica haleto
 - Grupo funcional
 - Estrutura
 - Nomenclatura
 - Aplicação

Sequência didática:

- *Atividade 1 - Comprimantar os alunos*

Duração: 5 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: chamar atenção dos alunos, se fazer presente e criar um ambiente leve e de amizade.

Desenvolvimento:

O professor chega na sala, escreve no quadro o seu nome, a data e o tema da aula. Comprimanta os alunos, indicando que a aula está para começar. Dessa forma, orienta para que os alunos peguem o material de química (caderno e livro), pede para que eles sentem virados para a frente, e com os alunos acomodados dá início a aula.

- *Atividade 2 - Apresentação dos haletos*

Duração: 20 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: capacitar os alunos a identificar os haletos orgânicos pelo grupo funcional;

Desenvolvimento:

Apresentar aos alunos como se dá a identificação dos haletos em nível molecular, ou seja, os alunos serão apresentados ao seu grupo funcional: halogênio ligado a uma cadeia carbônica. É importante retomar quais são os halogênios, então, são escritos na lousa alguns exemplos de compostos que pertencem a esta função orgânica (tetracloreto de carbono, 1,2-dicloropropano)

➤ *Atividade 4 - Apresentar como se dá a nomenclatura oficial dos haletos*

Duração: 30 minutos

Intenção do professor: capacitar os alunos a nomear os haletos conforme a nomenclatura oficial segundo a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada).

Recursos: quadro branco e canetas.

Desenvolvimento:

Para que os alunos sejam capazes de nomear os haletos, espera-se que eles dominem a nomenclatura de hidrocarbonetos. Dessa forma, serão instruídos a nomeá-los da mesma forma que nomeavam os hidrocarbonetos ramificados, considerando o halogênio como sendo um radical.

Neste momento é importante orientar os alunos quanto a numeração dos carbonos da cadeia principal: deve-se começar a numerar do carbono mais próximo do halogênio em questão, sendo sua posição identificada no nome do composto. Será feito um resumo na lousa um resumo de como se deve ser dado o nome, juntamente com alguns exemplos e em seguida, escritas algumas estruturas para que os alunos mesmos deem nome em seus cadernos. O professor fica disponível para tirar dúvidas e dar atenção especial para aqueles que possuem maior dificuldade.

➤ *Atividade 5 - Intervalo*

Duração: 5 minutos

Recursos: banheiro e bebedouros;

Intenção do professor: possibilitar que os alunos tenham uma pausa depois de um conteúdo denso e que voltem mais dispostos para a continuação da aula;

Desenvolvimento:

O professor libera os alunos para irem no banheiro e beberem água, com o acordo de que voltem para a sala de aula dentro de 5 minutos.

➤ *Atividade 6: preparo para a realização da atividade 7*

Duração: 20 minutos

Recursos: quadro branco, canetas, material dos próprios alunos e livro didático.

Intenção do professor: possibilitar que os alunos revejam o material e revisem as principais funções orgânicas.

Desenvolvimento:

É solicitado que os alunos sentem em duplas e revisem todo o material referente às aulas de funções orgânicas como preparo para uma atividade sem consulta. Os alunos têm 20 minutos para, em duplas, revisarem as funções orgânicas e seus grupos funcionais. Enquanto isso, o professor circula pela sala auxiliando os alunos que solicitarem.

➤ *Atividade 7: construção de um quadro resumo para o reconhecimento de funções*

Duração: 30 minutos

Recursos: quadro branco, canetas e pirulitos.

Intenção do professor: revisar todo o conteúdo de funções orgânicas através da construção de um quadro resumo feito em conjunto com a sala

Desenvolvimento:

O professor solicita fechem os materiais para a execução da atividade. Neste momento, na lousa é montado um quadro com os nomes de todas as funções orgânicas trabalhadas em aula. Feito isso, o professor sorteará as duplas uma de cada vez para que venham a lousa e escrevam um exemplo de uma das funções orgânicas, que também será sorteada. Cada integrante da dupla será recompensado pela participação com um pirulito. Ao final da atividade espera-se que os alunos tenham criado, em conjunto, um quadro resumo que vai ajudar no reconhecimento das funções orgânicas.

Avaliação: a avaliação se dá a partir do comportamento do aluno em sala, sua participação na aula e na atividade, bem como sua cooperatividade para com os colegas.

Aula 6 - Jogo: corrida orgânica (Apêndice U1)

Objetivo: revisar o conteúdo referente à funções orgânicas de uma forma lúdica e promovendo a interação entre os alunos;

Conteúdos: funções orgânicas oxigenadas, nitrogenadas e halogenadas (estrutura, nomenclatura, propriedades e aplicações);

Sequência didática:

➤ *Atividade 1 - Comprimantar os alunos*

Duração: 5 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: chamar atenção dos alunos, se fazer presente e criar um ambiente leve e de amizade.

Desenvolvimento:

O professor chega na sala, escreve no quadro o seu nome, a data e o tema da aula. Comprimanta os alunos, indicando que a aula está para começar. Dessa forma, orienta para que os alunos peguem o material de química (caderno e livro), pede para que eles sentem virados para a frente, e com os alunos acomodados dá início a aula.

➤ *Atividade 2 - Jogo: corrida orgânica (explicação da atividade e divisão de grupos)*

Duração: 10 minutos

Recursos: regras do jogo impressas, cartas do jogo, Datashow, computador e pen-drive.

Intenção do professor: orientar os alunos acerca da atividade que irão realizar

Desenvolvimento:

O professor orienta os alunos a se dividirem em grupos de até 5 pessoas e entrega uma folha com as regras do jogo para cada grupo. Com as regras projetadas na lousa, o professor explica como será feito o jogo.

➤ *Atividade 3 - Jogo: corrida orgânica*

Duração: 40 minutos

Recursos: cartas do jogo, caderno e caneta.

Intenção do professor: utilizar uma diferente estratégia para a abordagem do conteúdo e fixação do aprendizado.

Desenvolvimento:

O professor deve deixar os alunos livres para jogarem, mas sempre passando nos grupos para se certificar de que estão conseguindo jogar. O professor deve intervir quando observar que algum grupo está com dificuldade na execução da atividade ou quando pedirem por ajuda.

Avaliação: a avaliação se dá pelo comportamento dos alunos durante a execução da atividade, pelas discussões estabelecidas acerca do jogo e pela cooperatividade entre os alunos.

Aula 7,8 - Aula de exercícios (Apêndice V1)

Objetivo: fixar os conteúdos referentes às funções orgânicas

Conteúdos: funções orgânicas oxigenadas, nitrogenadas e halogenadas

Sequência didática:

➤ *Atividade 1 - Cumprimentar os alunos*

Duração: 5 minutos

Recursos: quadro branco e canetas;

Intenção do professor: chamar atenção dos alunos, se fazer presente e criar um ambiente leve e de amizade.

Desenvolvimento:

O professor chega na sala, escreve no quadro o seu nome, a data e o tema da aula. Cumprimenta os alunos, indicando que a aula está para começar. Dessa forma, orienta para que os alunos peguem o material de química (caderno e livro), pede para que eles sentem virados para a frente, e com os alunos acomodados dá início a aula.

➤ *Atividade 2 - Orientações para a resolução de exercícios*

Duração: 10 minutos

Recursos: quadro branco, canetas e livro didático

Intenção do professor: orientar os alunos quanto aos exercícios que serão trabalhados em aula.

Desenvolvimento:

O professor solicita aos alunos que peguem seus livros e sentem em duplas ou trios para a resolução dos exercícios das páginas 350 e 351. Os alunos terão a primeira aula para a resolução dos exercícios e então, o professor os corrigirá na lousa.

➤ **Atividade 3 - Resolução de exercícios**

Duração: 50 minutos;

Recursos: livro didático;

Intenção do professor: dar autonomia aos alunos para a resolução de exercícios e promover a interação entre os alunos.

Desenvolvimento:

O professor deve deixar os alunos resolverem os exercícios respeitando o tempo de todos na sala, além disso, deve circular pela sala oferecendo ajuda àqueles que têm mais dificuldades e auxiliando quando necessitado.

➤ **Atividade 4 - Intervalo**

Duração: 5 minutos

Recursos: banheiro e bebedouros;

Intenção do professor: possibilitar que os alunos tenham uma pausa depois de um conteúdo denso e que voltem mais dispostos para a continuação da aula;

Desenvolvimento:

O professor libera os alunos para irem no banheiro e beberem água, com o acordo de que voltem para a sala de aula dentro de 5 minutos.

➤ **Atividade 5 - Correção dos exercícios**

Duração: 50 minutos

Recursos: quadro branco, canetas e livro didático;

Intenção do professor: corrigir os exercícios feitos pelos alunos e esclarecer possíveis dúvidas.

Desenvolvimento:

O professor deve ler e corrigir na lousa todos os exercícios pedidos anteriormente. A correção deve ser feita com detalhes de modo que as dúvidas sejam esclarecidas.

Avaliação: a avaliação se dá pelo comportamento em sala de aula, pela resolução de exercícios e pela cooperatividade para com os colegas.

8. REFERÊNCIAS

- PIMENTA, S. G. O protagonismo da Didática nos cursos de Licenciatura: a didática como campo disciplinar. XVI **ENDIPE - Encontro Nacional de Didática e Práticas de Ensino, Mesa 3, Política de Formação de Professores: da intervenção às práticas**. Campinas, 2012.
- FREIRE, P. Pedagogia da Autonomia: Saberes Necessários à Prática Educativa. 35ª Edição. Editora Paz e Terra. 1996.
- HIOKA, N.; FILHO, O. S.; MENEZES A. J.; YONEHARA, F. S.; BERGAMASKI, K.; PEREIRA, R. V. Pilhas de Cu/Mg: Construídas com Materiais de Fácil Obtenção. **Química Nova na Escola**, nº 11, Maio 2000.
- VONG, A. W. L.; RIBEIRO, R. F. Aspectos de modelagem no tema Evidências de Reação tendo Mentos e Coca Cola como questão problema. Experimentação e Modelagem, curso de Licenciatura em Química, FEUSP, 2019.
- MACHADO, A. C.; ALMEIDA, M. A. O modelo RTI - Resposta à intervenção como proposta inclusiva para escolares com dificuldades em leitura e escrita. **Revista Psicopedagogia**, vol. 31, nº 95, São Paulo, 2014.
- Coruja Educação. Programa de suportes múltiplos à aprendizagem. São Caetano do Sul, 2018. Disponível em: <https://corujaedu.com.br/projetos/> Acesso em 11 de outubro de 2019.
- POWELL, S. R.; Effects of a Multitier Support System on Calculation, Word Problem, and Prealgebraic Performance Among At-Risk Learners. **Exceptional Children: SAGE Journals**. 2015.

9. APÊNDICE A

Vídeo “O que é a Química” do canal *Elesapiens SL*, disponível em <https://www.youtube.com/watch?v=2RWwc3amMc8&t=6s>



10. APÊNDICE B

Vídeo “Importância da Pesquisa Científica” do canal *Marco Aurélio de Jesus* disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=10qnjgWqgo8>



11. APÊNDICE C - Roteiro de laboratório: evidências de reação

I. OBJETIVOS: O objetivo da aula de laboratório é observar mudanças que evidencie uma possível reação química.

II. MATERIAL POR GRUPO: 1 erlenmeyer de 250mL, lascas de cobre metálico, solução de ácido nítrico concentrado 1 mol/L (deve ser obtido com o professor), béquer de 100mL, 50mL solução de hidróxido de sódio 1 mol/L em béquer de 100mL, luvas nitrílicas.

III. PROCEDIMENTO E OBSERVAÇÕES:

1. Reação de ácido nítrico com cobre metálico

- Em um erlenmeyer, adicione cuidadosamente ácido nítrico concentrado (1 mol/L).

Atenção: **o uso de luvas é crucial.**

- Adicione em seguida, **na capela**, 2 a 3 raspas de cobre metálico na solução e agite o erlenmeyer. Atenção: por questões de segurança, aguarde pacientemente o grupo terminar o experimento.

- Anote detalhadamente todas suas observações. O que aconteceu com o sólido, no caso, o cobre metálico? Você observou mudanças na solução? O que foi liberado?

- Apenas retire o erlenmeyer da capela após não observar mais nenhuma alteração na solução. Retorne à bancada para o próximo experimento.

2. Reação dos íons com hidróxido de sódio

- No mesmo erlenmeyer, adicione 50mL de hidróxido de sódio concentrado (1 mol/L).

Atenção: **o uso de luvas é crucial**.

- Agite o erlenmeyer e anote detalhadamente todas suas observações.

3. Limpeza

- Faltando 15 minutos para o término da aula, iniciar o procedimento de limpeza descrito a seguir.

- Levar a solução do erlenmeyer para o descarte. Atente-se para descartar somente o que foi usado. Na dúvida, pergunte ao professor. **Não descarte o conteúdo na pia.**

- Lavar as vidrarias com água e sabão, tais como béqueres e erlenmeyers. Com exceção do erlenmeyer, secar com papel toalha.

- Limpe sua bancada e certifique de que ela se encontra do mesmo modo quando você chegou. Outros alunos poderão utilizar esse local depois de você!

IV. VERIFICANDO A APRENDIZAGEM

Instruções para o relatório dirigido

- O relatório deverá ser entregue no dia **02 de março**.

- Em uma nova folha de caderno ou sulfite, coloque o cabeçalho, incluindo o experimento, o nome dos integrantes e a data.

1. Quanto à reação de cobre com o ácido nítrico:

a) Qual é a reação química? Escreva também os produtos da reação.

b) Qual a cor da solução após a reação? Por que a solução adquire essa cor?

c) Você notou um borbulhamento? Se sim, qual substância química foi produzida e qual a sua cor?

2. Quanto à reação da solução azul com o hidróxido de sódio:

a) O que você observou na solução?

b) Qual é a reação química? Escreva também os produtos da reação.

3. Quais as evidências de reação que você observou nos dois experimentos acima?

4. Foi realizado pelo professor, um experimento em que um confeito (Mentos) foi adicionado ao refrigerante (Coca-Cola), formando um borbulhamento intenso. Quais evidências de reação foram observadas? Justifique com suas palavras como essa é reação é um fenômeno físico e não uma reação química.

12. APÊNDICE D - Roteiro de laboratório: comprovando a Lei de Lavoisier

I. OBJETIVOS:

- Distinguir reagente de produto e vice-versa;
- Observar a validade da Lei de Lavoisier;
- Identificar a influência das leis ponderais na química e no nosso dia-a-dia;
- Saber relacionar as leis ponderais em diferentes situações.

II. MATERIAL POR GRUPO: 3 béqueres de 100 mL, balança, palito de fósforo, pinça metálica, solução de dicromato de potássio, $K_2Cr_2O_7$, solução de hidróxido de sódio, NaOH, palha de aço, bicarbonato de sódio, $NaHCO_3$, solução de ácido clorídrico, HCl.

III. PROCEDIMENTO E OBSERVAÇÕES:

- Parte 1:

Dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$) e hidróxido de sódio (NaOH)

1. Coloque 30 mL de uma solução de dicromato de potássio em um dos béqueres e 30 mL da solução de hidróxido de sódio no outro.
2. Coloque os béqueres na balança, determine a massa do conjunto e anote o resultado. Massa inicial = _____
3. Despeje o conteúdo de um dos béqueres no outro e observe atentamente.
4. Torne a colocar ambos os béqueres na balança, determine a massa do conjunto e anote o resultado. Massa final = _____

- Parte 2:

Palha de aço x palito de fósforo queimado

1. Pesar, na balança, um pedaço de palha de aço e anotar sua massa (m_1).
2. Com o auxílio de uma pinça metálica, queimar esse pedaço de palha de aço, deixar resfriar um pouco e pesar, na balança, a massa da palha de aço queimada (m_2).
3. Pesar, na balança, um palito de fósforo e anotar sua massa (m_3).
4. Com o auxílio de uma pinça metálica, queimar um pedaço desse palito de fósforo, deixar resfriar um pouco e pesar, na balança, a massa do palito de fósforo queimado (m_4).

m_1	
m_2	
m_3	
m_4	

- Parte 3:**Reação entre ácido clorídrico e bicarbonato de sódio em sistema aberto**

1. Use uma espátula (cheia) para colocar bicarbonato de sódio em um béquer.
2. Coloque aproximadamente 50 mL de solução aquosa de ácido clorídrico (HCl) em outro béquer de 100 mL.
3. Determine a massa do conjunto béquer com bicarbonato de sódio e béquer com ácido clorídrico. Anote o valor da massa do conjunto. Massa inicial = _____
4. Adicione ao bicarbonato de sódio a solução aquosa do ácido.
5. Aguarde o final da reação e determine novamente a massa do conjunto
Massa final = _____

IV. VERIFICANDO A APRENDIZAGEM

1. O que aconteceu quando você adicionou a base ao dicromato de potássio no experimento 1? Há evidências de que ocorreu uma reação química?
2. Compare as massas dos reagentes e dos produtos do experimento 1. O que você observa? Ocorreu o que você esperava?
3. No experimento 2, qual a maior massa: m_1 ou m_2 ? Na 2ª parte deste experimento, qual a maior massa: m_3 ou m_4 ? Esses dados estão de acordo com a Lei de Lavoisier? Como você explica o resultado?
4. O experimento 3 contraria a Lei de Lavoisier? Justifique.

13. APÊNDICE E - Atividade: transformando animais em fórmulas químicas

Nome: _____ Data: _____

É feriado na Floresta da Química e o Rei Mol dará uma festa em seu castelo. Nino é um gato e ele e seus amigos querem ir a festa. Seus amigos são o Tenente, um morcego, a Clarinha, uma galinha, e a Lilica, uma aranha.

Eles vivem muito longe e devem seguir um caminho longo para chegar até o castelo, dessa forma devem se preparar e montar um kit viagem para emergências. Nino, Clarinha, Tenente e Lilica são muito diferentes! Podemos diferenciar cada um de acordo com o número de patas, de olhos e de asas.

- Para facilitar as contas faremos como no exemplo:

Uma abelha tem **6 patas**, **2 olhos** e **2 asas** e poderia ser escrita como: **$P_6O_2A_2$**

1. Nino



2. Clarinha:



3. Tenente:



4. Lilica:



→ Qual a quantidade de recursos que os personagens precisam levar para a viagem, se baseado no seguinte kit viagem?

Kit viagem
3 garrafas de água por pata;
2 lanches por olho;
1 remédio por asa.

14. APÊNDICE F

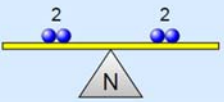
Simulador de balanceamento de equações químicas da Universidade do Colorado (*Phet Colorado Interactive Simulations*), disponível em: https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/balancing-chemical-equations

Balanceamento de Equações Químicas

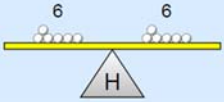
$X + Y \rightarrow XY$

Introdução


 Jogo



 $1 \text{ N}_2 + 3 \text{ H}_2 \rightarrow 2 \text{ NH}_3$



 2 NH_3

15. APÊNDICE G

Vídeo “Tudo se transforma, história da Química, história dos modelos atômicos” do canal *ccead-PUCRIO*, disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=58xkET9F7MY>



16. APÊNDICE H - Laboratório: comprovando o salto quântico (teste de chama)

I. OBJETIVOS: Verificar a coloração da chama obtida pelo aquecimento de sais e relacionar esse fenômeno luminoso com o modelo atômico adequado.

II. MATERIAL POR GRUPO: 4 vidros de relógio, bastão de vidro, garra de madeira com pedaço de arame preso numa das extremidades (clipe), bico de Bunsen, pisseta com água, espátula, solução de ácido clorídrico, cloreto de sódio, cloreto de cálcio, sulfato de cobre, iodeto de sódio.

III. PROCEDIMENTO E OBSERVAÇÕES:

1. Numere os vidros de relógio ou copos de 1 a 4.
2. Em cada vidro de relógio, coloque um pouco de cada sal de acordo com o quadro a seguir.
3. Encoste a ponta do arame preso ao bastão de madeira no sal do vidro de relógio 1 e leve à chama do bico de gás. Observe a cor da chama e anote no quadro a seguir.
4. Limpe o metal (clipe) em ácido clorídrico sempre que mudar de solução.
5. Repita os procedimentos 3 e 4 com os sais dos outros vidros de relógio e anote a cor da chama observada.

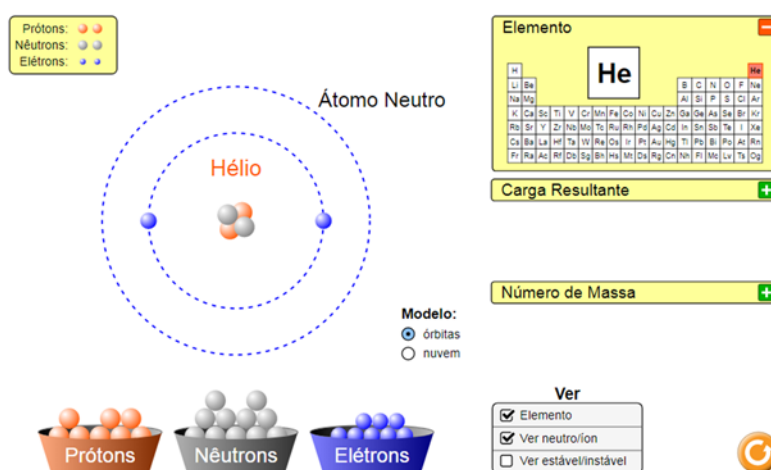
Béquer	Sal adicionado	Cor da chama observada
1	Cloreto de sódio	
2	Cloreto de cálcio	
3	Sulfato de cobre II	
4	Iodeto de sódio	

IV. VERIFICANDO A APRENDIZAGEM

1. Por que aparecem cores quando aquecemos o arame com os sais?
2. Por que observamos cores diferentes para os sais? Explique sua resposta.
3. Houve cores iguais para os compostos usados nos testes? Justifique sua resposta.
4. Esses fenômenos luminosos estão relacionados a qual modelo atômico? Explique como esse modelo justifica o fenômeno observado.

17. APÊNDICE I

Simulador “Monte um átomo” da Universidade do Colorado (*Phet Colorado Interactive Simulations*), disponível em: https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/build-an-atom



18. APÊNDICE J - Jogo: dominó de ligações iônicas

Regras

- Início
 - Cada carta apresenta dois elementos, cada um com os elétrons pertencentes à sua camada de valência evidenciados.

Ao observar quantos elétrons cada um dos elementos possui na camada de valência, o aluno deve chegar a conclusão de quais destes elementos irão doar ou receber elétrons. Para facilitar a visualização, os elementos que doam elétrons têm cor verde, e aqueles que recebem têm cor rosa.
 - Cada jogador recebe 7 cartas no início da rodada. Se na partida houver menos de 4 jogadores, as cartas restantes ficam disponíveis para serem compradas, quando necessário.
- Desenvolvimento
 - Cada jogador, na sua vez, deve colocar uma das suas cartas em uma das 2 extremidades abertas, de forma que o(s) elemento(s) de um dos lados da carta possa fazer uma ligação iônica com o(s) elemento(s) da extremidade da carta onde está sendo colocada.
 - Quando o jogador coloca sua carta sobre a mesa, sua jogada se acaba e passa-se ao seguinte jogador.
 - Se um jogador não puder jogar, deverá “comprar” quantas cartas forem necessárias. Se não houver cartas disponíveis para compra, passará a vez ao seguinte jogador.
- Fim do jogo: A partida continua com os jogadores colocando suas cartas sobre a mesa até que se apresente alguma das seguintes situações.
 - Um jogador coloca sua última carta na mesa e, dessa forma, é o ganhador da partida.
 - Existem casos onde nenhum dos jogadores pode continuar a partida. Os jogadores, então, contarão quantas peças restaram em suas mãos e aquele que tiver menos cartas é o ganhador da partida.

19. APÊNDICE K

Vídeo “Química: Metais e Ligações Metálicas” do canal *Socratica Português* disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=ZFnEdCpEU6E>



20. APÊNDICE L

Vídeo “Quanta ligação!” do canal *Viagem de Kemi* disponível em:
<https://www.youtube.com/watch?v=nZ1HbNJOzsk>



21. APÊNDICE M - Roteiro de laboratório: Laboratório: propriedades de compostos iônicos, metálicos e moleculares

I. OBJETIVOS: Diferenciar compostos que apresentam ligação iônica, covalente e metálica por meio da condutividade elétrica.

II. MATERIAL POR GRUPO: placas de Petri, proveta, aparelho para medir condutividade (condutivímetro), espátula de medida, açúcar, água, benzeno (ou hexano), grafite e cloreto de sódio.

III. PROCEDIMENTO E OBSERVAÇÕES:

1. Colocar em cinco placas de Petri, devidamente etiquetadas, água, hexano, grafite, açúcar e cloreto de sódio, até metade do seu volume.
2. Ligar o condutivímetro na tomada e introduzir os eletrodos nas diversas substâncias. Limpar os eletrodos ao mudar de substância.

3. Completar a tabela com as observações usando os códigos: (-) não acende, (+) acende fracamente, (++) acende intensamente.

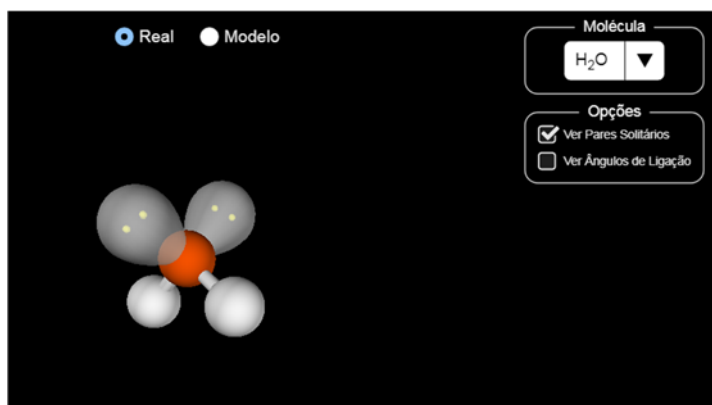
	Água	Grafite	Hexano	Açúcar	Cloreto de sódio	Solução de cloreto de sódio
Condução de corrente elétrica						

IV. VERIFICANDO A APRENDIZAGEM

1. A lâmpada do condutímetro só acenderá se houver cargas em movimento. O que se pode concluir a respeito dos líquidos e sólidos testados no item 2 do procedimento?
2. Por que o cloreto de sódio sólido não conduz corrente elétrica e a solução aquosa é bastante condutora?
4. Todo material formado por ligação metálica, conduz corrente no estado sólido. A recíproca é verdadeira? Justifique sua resposta.

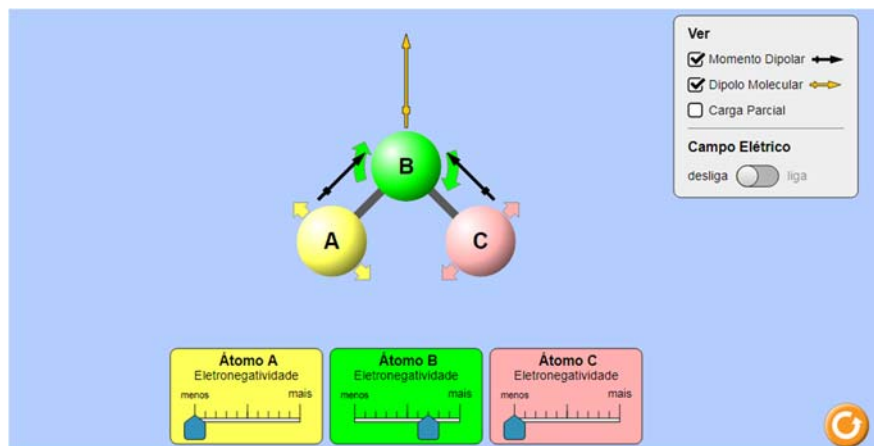
22. APÊNDICE N

Simulador “Geometria Molecular” da Universidade do Colorado (*Phet Colorado Interactive Simulations*), disponível em:
https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/molecule-shapes



23. APÊNDICE O

Simulador “Polaridade da Molécula” da Universidade do Colorado (*Phet Colorado Interactive Simulations*), disponível em:
https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/molecule-polarity



24. APÊNDICE P

Vídeo “Ciência em 60 segundos #2” do canal *Ciência Brasilis* disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=bC7GiQOrdVw>



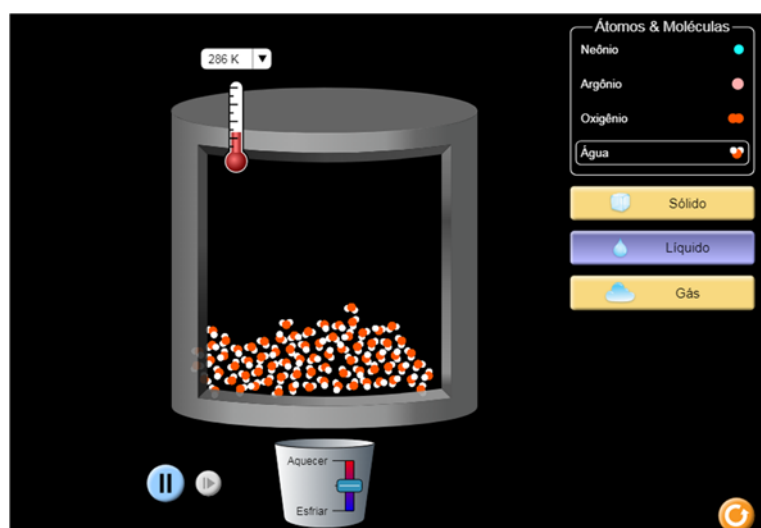
25. APÊNDICE Q

Vídeo “Forças intermoleculares - Ligação de hidrogênio” do canal *Vanderlei Lima* disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=fv9OyDtMRjs>



26. APÊNDICE R

Simulador “Estados da Matéria” da Universidade do Colorado (*Phet Colorado Interactive Simulations*), disponível em:
https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/states-of-matter



27. APÊNDICE S - Roteiro de Laboratório: comparando as forças intermoleculares com a solubilidade

I. OBJETIVOS:

Reconhecer:

- Que um solvente não dissolve igualmente diferentes substâncias;
- Que uma substância não é igualmente dissolvida em diferentes solventes;
- Que a solubilidade é uma propriedade característica de uma substância.

II. MATERIAL POR GRUPO: balança, 6 tubos de ensaio, estante para tubos de ensaio, 1 proveta de 10 mL, 1 espátula, almofariz com pistilo, água, álcool, acetona, açúcar, sal de cozinha, talco, naftalina e sulfato de cobre.

III. PROCEDIMENTO E OBSERVAÇÕES:

- Não toque com as mãos em nenhum sólido ou líquido. Use a proveta para os líquidos e a espátula para os sólidos.
- Coloque em um tubo de ensaio aproximadamente 3 mL de água.
- Adicione ao tubo com água cerca de $\frac{1}{2}$ colher de chá de açúcar. Agite.
- Adicione, aos poucos, mais açúcar. Anote na tabela I: dissolve muito, dissolve pouco, não dissolve.
- Repita os procedimentos anteriores substituindo o açúcar pelo sal, talco, enxofre, parafina e sulfato de cobre.
- Lave e enxague os tubos de ensaio e repita os procedimentos anteriores substituindo a água pelos solventes: álcool e acetona. CUIDADO: a acetona é muito volátil; evite cheirá-la muito.

TABELA I

Sólidos → Solventes ↓	Açúcar	Sal	Talco	Enxofre	Parafina	Sulfato de cobre
Água						
Álcool						
Acetona						

IV. VERIFICANDO A APRENDIZAGEM

- Qual é o melhor solvente para a parafina?
- A solubilidade do sulfato de cobre é maior em água ou em álcool? Por quê?
- O que você pode concluir a respeito da dissolução de substâncias diferentes num mesmo solvente?

28. APÊNDICE T

Vídeo “Definição de fases, misturas homogêneas e heterogêneas” do canal
Dois Minutos de Química disponível em:

<https://www.youtube.com/watch?v=iXnUTZeUgAY>



29. APÊNDICE U - Roteiro de laboratório avaliativo: separação de misturas

I. OBJETIVOS: Preparar uma mistura e em seguida separar seus componentes.

II. MATERIAL POR GRUPO: béquer de 250 mL, pisseta com água, placa de Petri, baqueta, limalha de ferro, serragem (lascas de lápis), areia, água, óleo de cozinha e sal de cozinha.

III. PROCEDIMENTO E OBSERVAÇÕES:

MISTURA 1

1. No béquer, adicione a água e o óleo.
2. Misture-os, usando a baqueta.
3. Separe os componentes da mistura formada, escolhendo os processos mais econômicos possíveis.

MISTURA 2

1. Na placa de Petri, adicione a areia e o sal.
2. Misture-os, usando a baqueta.
3. Separe os componentes da mistura formada, escolhendo os processos mais econômicos possíveis.

MISTURA 3

1. Na placa de Petri, adicione o sal, a serragem, a areia e a limalha de ferro.
2. Misture-os, usando a baqueta.
3. Separe os componentes da mistura formada, escolhendo os processos mais econômicos possíveis.

IV. VERIFICANDO A APRENDIZAGEM

1. Descreva os procedimentos adotado pelo grupo para separar cada mistura.

30. APÊNDICE V

Vídeo “Experiência - Dissociação e Ionização” do canal *Mauricio Monteiro* disponível em: https://www.youtube.com/watch?v=5X1zLQ_zGK8



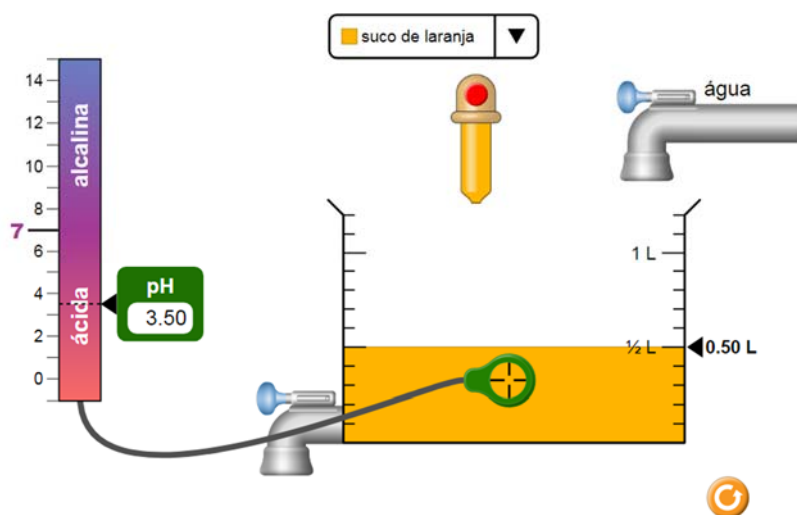
31. APÊNDICE W

Vídeo “Ácidos e Bases - Música” do canal *OAlanStones* disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=JWimjJZpCq8>



32. APÊNDICE X

Simulador “Escala de pH” da Universidade do Colorado (*Phet Colorado Interactive Simulations*), disponível em:
https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/ph-scale



33. APÊNDICE Y - Roteiro de laboratório: indicador de repolho roxo

I. OBJETIVOS: Utilizar o extrato de repolho roxo para classificar materiais ácidos e básicos.

II. MATERIAL POR GRUPO: 2 béqueres de 250 mL, 1 proveta, 1 conta-gotas, 1 baqueta, 1 funil de vidro, 1 papel filtro, bico de bunsen com tripé e tela de amianto, pisseta com água, folhas de repolho roxo, soluções de ácido clorídrico, de hidróxido de sódio, de sabão, de detergente, leite de magnésia, suco de limão e vinagre.

III. PROCEDIMENTO E OBSERVAÇÕES:

1. Pique com as mãos algumas folhas de repolho roxo.
2. Cozinhe-as no béquer com água durante 10 a 15 minutos.
3. Deixe-as esfriar e filtre o material em outro béquer.
4. Etiquetar sete tubos de ensaio: ácido clorídrico, hidróxido de sódio, vinagre, suco de limão, leite de magnésia, sabão e detergente.
5. Colocar 3 mL de cada produto no tubo de ensaio correspondente.
6. Com o auxílio do conta-gotas, adicione 10 gotas do filtrado obtido no item 3 no conteúdo do 1º tubo. Anotar a cor na tabela abaixo. Repetir para os demais tubos.

	Extrato de repolho roxo
Ácido clorídrico	

Hidróxido de sódio	
Vinagre	
Suco de limão	
Leite de magnésia	
Sabão	
Detergente	

IV. VERIFICANDO A APRENDIZAGEM

1. O que é o filtrado que você obteve? Para que ele serve?
2. Tem-se três tubos contendo soluções incolores: uma é ácida, outra é básica e a última neutra. Usando o extrato de repolho roxo, seria possível identificar qual das soluções é ácida, qual é básica e qual é neutra? Em caso afirmativo, qual seria o critério utilizado?
3. Por que a salada de folhas de repolho roxo temperada com vinagre branco ou suco de limão fica com o tempero avermelhado? Explique.
4. Analisando os dados obtidos por todos os materiais, pode-se afirmar que o extrato de repolho roxo é um bom indicador ácido-base? Explique fazendo uma comparação com os indicadores utilizados na experiência anterior.
5. Leve para casa o extrato de repolho roxo e avalie a acidez de três substâncias da sua casa. (Por exemplo: leite, urina, refrigerante...)

34. APÊNDICE Z - Roteiro de laboratório: Construção de pilhas de Cu/Mg em soluções cítricas

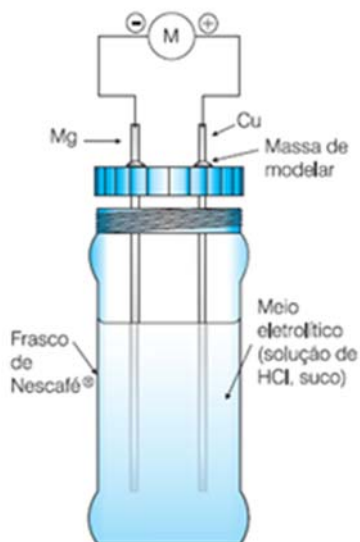
I. OBJETIVOS: Construção de pilhas com eletrodos de Cu e Mg usando materiais de fácil obtenção e o uso de eletrólitos baseados em frutas cítricas

II. MATERIAL POR GRUPO: 2 béqueres de 250mL, 1 tampa de plástico ou 2 de papelão, 15cm de barra de Mg, 15cm de fio de Cu, 30cm de fio fino de Cu, 1 proveta de 100mL, 1 lâmpadas de LED de 3V, fita adesiva, 1 faca (caso fizer parte do grupo das frutas).

* Cada grupo será responsável por trazer um dos seguintes itens: solução de HCl 1,0 mol/L (providenciado pelo professor), uma lata de Coca-Cola, sal de frutas, sal de cozinha, vinagre, frutas cítricas (1 tipo por grupo), como laranja, limão, maçã, abacaxi, morango, etc.

III. PROCEDIMENTO E OBSERVAÇÕES:

1. Montagem da pilha



- Corte as tampas de plástico ou o papelão, se necessário, em círculos.
- Faça furos nesses círculos para colocar os eletrodos de Mg e Cu. Se necessário, use fita adesiva para fixar os eletrodos.
- Usando fios finos de cobre, conforme instruído pelo professor, conecte os eletrodos à lâmpada LED.
- Caso seu grupo trabalhe com frutas, extraia o suco espremendo-as. Tome o devido cuidado para que o conteúdo não respingue. Limpe após o término do procedimento.
- Caso seu grupo trabalhe com HCl, **use luvas e tome**

cuidado visto que o ácido é corrosivo.

- Caso seu grupo trabalhe com sal de cozinha (NaCl), calcule a massa necessária de sal que deve ser adicionado para preparar uma solução de 150mL de concentração 0,1 mol/L
- Em um béquer de 250mL, coloque o meio eletrolítico.

2. Testando o funcionamento

- Verifique se a lâmpada está apropriadamente conectada aos eletrodos.
- Observe o horário atual e marque o t_0 em seu caderno. Coloque a tampa com os eletrodos no béquer contendo a solução. O que você observou?
- Anote se você verificar mudanças na intensidade luminosa da lâmpada a cada 5 minutos. Caso tenha observado mudanças no meio eletrolítico, anote suas observações, marcando o tempo observado.

3. Limpeza

- Faltando 15 minutos para o término da aula, iniciar o procedimento de limpeza descrito a seguir.
- Todos os meios eletrolíticos podem ser descartados na pia (com exceção do HCl que deve ser devolvido para o professor).

- Desmonte os eletrodos de Cu e Mg, assim como os fios finos de Cu, a tampa e a lâmpada.
- Lave o béquer com água e detergente. Verifique se você removeu o excesso de espuma e seque com papel toalha.
- Limpe sua bancada e certifique de que ela se encontra do mesmo modo quando você chegou. Outros alunos poderão utilizar esse local depois de você!

IV. VERIFICANDO A APRENDIZAGEM:

Instruções para o relatório dirigido

- O relatório deverá ser entregue no dia 08 de junho.
 - Em uma nova folha de caderno ou sulfite, coloque o cabeçalho, incluindo o experimento, o nome dos integrantes e a data.
1. Esquematize a pilha montada pelo grupo. Identifique os íons em solução, os eletrodos, o cátodo e o ânodo, os pólos positivo e negativo, e a direção de movimento dos elétrons.
 2. Mostre as semirreações balanceadas junto com o potencial de redução. Monte a equação global e a força eletromotriz.
 3. O que você observou com a solução ao longo do tempo? Você notou alguma evidência de reação?
 4. Compare seus dados com o dos seus colegas. Qual foi a pilha mais eficiente? É possível torná-la ainda mais eficiente?
 5. Por que não podemos usar um recipiente metálico para armazenar o meio eletrolítico?
 6. Mantendo o eletrodo de Cu, cite um possível substituto para o eletrodo de Mg.
 7. Mantendo o eletrodo de Mg, cite também um possível substituto para o eletrodo de Cu.

35. APÊNDICE A1

Eletrólise de uma solução aquosa de CuSO_4

Dissociação iônica do sal:

$$\text{CuSO}_4(\text{s}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$$

O O da H_2O sofre oxidação mais facilmente que o ânion SO_4^{2-} .

$$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \xrightarrow{\text{oxidação}} \text{O}_{2(\text{g})} + 4 \text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 4 \text{e}^{-}$$

O cátion $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ sofre redução mais facilmente que o H da água.

$$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^{-} \xrightarrow{\text{redução}} \text{Cu}^0_{(\text{s})}$$

ânodo

cátodo

Equação global: $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + 4 \text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cu}^0_{(\text{s})}$

Observações experimentais:

- 1) Liberação de $\text{O}_{2(\text{g})}$ no ânodo.
- 2) Deposição de cobre metálico (Cu^0) no cátodo – cobertura metálica no eletrodo.
- 3) Aumento da acidez da solução (o pH diminui) devido à liberação de H^{+} no ânodo.

Exemplo de resolução de eletrólise aquosa de sulfato de cobre

Exemplo de resolução de eletrólise aquosa de cloreto de cobre

Eletrólise de uma solução aquosa de CuCl_2

$$\text{CuCl}_2(\text{s}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$$

Espécies que podem sofrer oxidação no ânodo $\oplus \begin{cases} \text{Cl}^{-} \\ \text{H}_2\text{O} \end{cases}$

A oxidação do Cl^{-} é mais fácil.

Espécies que podem sofrer redução no cátodo $\ominus \begin{cases} \text{Cu}^{2+} \\ \text{H}_2\text{O} \end{cases}$

A redução do Cu^{2+} é mais fácil.

Ânodo: $2 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Cl}_{2(\text{g})} + 2 \text{e}^{-}$ (oxidação)

Cátodo: $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}^0_{(\text{s})}$ (redução)

Equação global: $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Cl}_{2(\text{g})} + \text{Cu}^0_{(\text{s})}$

Observações experimentais:

- 1) Liberação de $\text{Cl}_{2(\text{g})}$ no ânodo.
- 2) Deposição de cobre metálico no cátodo – cobertura metálica.
- 3) Não ocorre alteração no pH da solução.

Exemplo de resolução de eletrólise aquosa de sulfato de sódio

Eletrólise de uma solução aquosa de Na_2SO_4

$$\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2 \text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$$

Oxidações possíveis no ânodo $\begin{cases} \text{SO}_4^{2-} \\ \text{H}_2\text{O} \end{cases}$

A oxidação da água é mais fácil.

Reduções possíveis no cátodo $\begin{cases} \text{Na}^{+} \\ \text{H}_2\text{O} \end{cases}$

A redução da água é mais fácil.

Ânodo: $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + 4 \text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 4 \text{e}^{-}$ (oxidação)

Cátodo: $4 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4 \text{e}^{-} \rightarrow 2 \text{H}_{2(\text{g})} + 4 \text{OH}^{-}_{(\text{aq})}$ (redução)

Equação global: $6 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}_{2(\text{g})} + 4 \text{OH}^{-}_{(\text{aq})} + 4 \text{H}^{+}_{(\text{aq})}$

Equação global efetiva: $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}_{2(\text{g})}$

Observações experimentais:

- 1) Liberação de $\text{O}_{2(\text{g})}$ no ânodo.
- 2) Liberação de $\text{H}_{2(\text{g})}$ no cátodo.
- 3) Não ocorre alteração no pH da solução:

$$4 \text{H}^{+} + 4 \text{OH}^{-} \rightarrow 4 \text{H}_2\text{O}$$

Como no caso da eletrólise da solução de NaOH , o que ocorre na prática é somente a eletrólise da água.

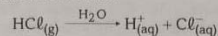
Exemplo de resolução de eletrólise

Exemplo de resolução de eletrólise

aquosa de ácido clorídrico

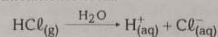
Eletrólise de uma solução aquosa de HCl

O HCl é um ácido forte que, quando em solução aquosa, sofre uma ionização praticamente total:

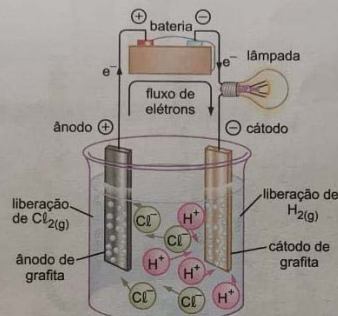


Eletrólise de uma solução aquosa de HCl

O HCl é um ácido forte que, quando em solução aquosa, sofre uma ionização praticamente total:



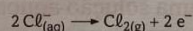
Espécies que podem oxidar no ânodo $\left\{ \text{Cl}^- \right.$
 $\left. \text{H}_2\text{O} \right.$



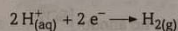
Consultando-se a sequência de facilidade de oxidação, conclui-se que ocorre a oxidação do Cl^- .

Em solução de um ácido, a espécie reduzida no cátodo é sempre o H^+ liberado pelo ácido.

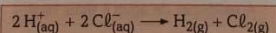
Reação de oxidação do ânodo



Reação de redução do cátodo



Equação global:



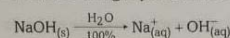
Observações experimentais:

- 1) Liberação de $\text{H}_{2(\text{g})}$ no cátodo.
- 2) Liberação de $\text{Cl}_{2(\text{g})}$ no ânodo.
- 3) A solução fica menos ácida (aumenta o pH).

aquosa de hidróxido de sódio

Eletrólise de uma solução aquosa de NaOH

A soda cáustica (hidróxido de sódio) sofre uma dissociação iônica total ao dissolver-se em água por ser um composto iônico:



Em solução de uma base, a única espécie que sempre sofre oxidação no ânodo é o OH^- .

Oxidação possível no ânodo $\left\{ \text{OH}^-_{(\text{aq})} \right.$

Reduções possíveis no cátodo $\left\{ \text{Na}^+ \right.$
 $\left. \text{H}_2\text{O} \right.$

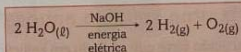
A redução da água é mais fácil.

Ânodo: $4 \text{OH}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 4 \text{e}^-$ (oxidação)

Cátodo: $4 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_{2(\text{g})} + 4 \text{OH}^-_{(\text{aq})}$ (redução)

Equação global $4 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 4 \text{OH}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} + 4 \text{OH}^-_{(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

Equação simplificada:



Na prática, ocorre a eletrólise da água. O NaOH tem a função de tornar a solução eletrolítica (condutora de corrente elétrica), isto é, liberar íons.



Eletrólise da água. Observe que o volume de gás hidrogênio (H_2) formado (tubo à esquerda) é o dobro do volume do gás oxigênio (O_2). Essas observações estão de acordo com a equação geral: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$.

36. APÊNDICE B1

Exercícios 9, 14 e 18 das páginas 209 e 210 do livro didático

14. (UNI-RIO) O gás cloro (Cl_2), amarelo-esverdeado, é altamente tóxico. Ao ser inalado, reage com a água existente nos pulmões, formando ácido clorídrico (HCl) — um ácido forte, capaz de causar graves lesões internas, conforme a seguinte reação:

$$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$$

Utilizando os dados constantes na tabela anterior, indique a opção que contém o valor correto da variação de entalpia verificada, em kJ/mol.

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol; 25 °C e 1 atm)
$\text{Cl}-\text{Cl}$	242
$\text{H}-\text{O}$	464
$\text{H}-\text{Cl}$	431
$\text{Cl}-\text{O}$	205

a) +104. c) +52. e) -104.
b) +71. d) -71.

18. (Unesp-SP) O peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , é um líquido incolor cujas soluções são alvejantes e anti-sépticas. Esta “água oxigenada” é preparada num processo cuja equação global é:

$$\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$$

Dadas as equações das semi-reações:

$$\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$$

$$\Delta H = -98,0 \text{ kJ/mol}$$

$$2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

$$\Delta H = -572,0 \text{ kJ/mol}$$

a) Qual o ΔH da reação do processo global?
b) Essa reação é exotérmica ou endotérmica? Justifique sua resposta.

37. APÊNDICE C1 - Roteiro de laboratório: comprovando que a presença de oxigênio na composição de compostos orgânicos altera suas propriedades

I. OBJETIVOS: Observar e identificar, a partir de prática, a presença de elementos oxigênio em compostos orgânicos.

II. MATERIAL POR GRUPO: estante de tubos de ensaio, 3 tubos de ensaio, caneta marcadora, etanol, propanona, hexano e cristais de iodo.

III. PROCEDIMENTO:

1. Enumere os tubos de ensaio com a etiqueta e prepare as seguintes misturas:

TUBO	COMPOSTOS	COR
1	Etanol + Cristais de iodo	
2	Propanona + Cristais de iodo	
3	Hexano + Cristais de iodo	

2. Tampe os tubos, agite-os e deixe-os em repouso, para que os cristais de iodo se dissolvam em cada composto.

3. Indique a coloração obtida em cada um dos tubos.

IV. QUESTÕES

1. Classifique, conforme as cores adquiridas pelas substâncias na presença de cristais de iodo, em compostos que possuem e os que não possuem oxigênio em suas moléculas.
2. Dê a fórmula estrutural dos compostos utilizados no experimento (hexano, álcool etílico e propanona).
3. Escreva os grupos em que o oxigênio aparece nas estruturas do etanol e da propanona.
4. classifique os compostos quanto às funções orgânicas.
5. Elabore uma hipótese que explique o resultado observado.

38. APÊNDICE D1 - Esquema da lousa (aulas 14 e 15 - Apresentação das funções orgânicas álcool e fenol)

FUNÇÕES ORGÂNICAS OXIGENADAS

grupo funcional → define as propriedades → identifica a função

ETANOL:

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ **HIDROXILA**

ALCOOL grupo funcional: hidroxila -OH

No álcool a hidroxila se liga a um carbono saturado

carbono que faz apenas ligações simples

$\text{—}\overset{\text{I}}{\underset{\text{I}}{\text{C}}}\text{—OH}$

Exemplos de álcoois:

$\text{CH}_3 - \text{OH}$ metanol

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ etanol

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ propanol

$\text{CH}_3 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{CH}_3$ propan-2-ol

Nomenclatura:

nº de carbonos + tipo de ligação + OL

IMPORTANTE:

* A posição da hidroxila deve ser indicada, no nome do composto se não estiver no C 1.

$\text{H}_3\text{C}-\overset{3}{\text{CH}_2}-\overset{2}{\underset{\text{OH}}{\text{CH}}}-\overset{1}{\text{CH}_3}$ Propanol

$\text{H}_3\text{C}-\overset{2}{\text{CH}}-\overset{1}{\underset{\text{OH}}{\text{CH}_2}}-\overset{3}{\text{CH}_3}$ Propan-2-ol

* A cadeia deve ser enumerada a partir da extremidade mais próxima da hidroxila.

prioridade: Função > insaturação < radical

$\text{H}_2\text{C}=\overset{3}{\text{CH}}-\overset{2}{\text{CH}_2}-\overset{1}{\text{CH}_2}-\text{OH}$ prop-2-enol

$\text{H}-\overset{4}{\text{C}}-\overset{3}{\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}_2}}-\overset{2}{\text{CH}_2}-\overset{1}{\text{CH}_2}-\text{OH}$ 3-metil-butanol

HIDROXILA ligada diretamente a um anel aromático caracteriza a função

FENOL

* nomenclatura: Fenol ou hidroxibenzeno ou Fenol: classifique como álcool

$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2-\text{OH}$ álcool

$\text{C}_6\text{H}_5-\text{OH}$ Fenol

$\text{C}_5\text{H}_9-\text{OH}$ álcool

39. APÊNDICE E1 - Roteiro de laboratório: testando a solubilidade do álcool em diferentes solventes

I. OBJETIVOS: Relacionar as interações moleculares das moléculas com suas propriedades físico-químicas.

II. MATERIAL POR GRUPO: estante de tubos de ensaio, 4 tubos de ensaio, 3 provetas de 10 mL, caneta marcadora, álcool, óleo e água.

III. PROCEDIMENTO:

1. Enumere os tubos de ensaio com a etiqueta e prepare as seguintes misturas:

TUBO	COMPONENTES	CLASSIFICAÇÃO
1	5 mL de água + 5 mL de óleo	
2	6 mL de água + 2 mL de álcool	
3	2 mL de água + 6 mL de álcool	
4	5 mL de óleo + 5 mL de álcool	

2. Tampe os tubos, agite-os e deixe-os em repouso, para que as misturas possam ser analisadas.

3. Classifique-as em homogênea ou heterogênea.

IV. QUESTÕES

1. Por que a água e o óleo não se misturam:

2. Por que a água e o álcool quando misturados formam uma mistura homogênea?

3. De acordo com as respostas das questões 1 e 2, como se explica o que foi observado no tubo 4?

4. Demonstre, a nível molecular, que interações a molécula de etanol é capaz de formar com a água e com o óleo.

5. Considere as seguintes propriedades de três substâncias líquidas:

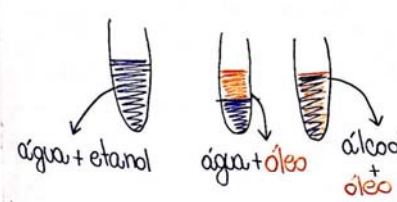
Substâncias	Densidade (g/mL a 20°C)	Solubilidade em água
Hexano	0,659	Insolúvel
Tetracloreto de carbono	1,595	insolúvel
Água	0,998	-----

Misturando-se volumes iguais de hexano, tetracloreto de carbono e água, será obtido um sistema: _____

Explique a miscibilidade ou imiscibilidade do hexano e do tetracloreto de carbono em água nível molecular.

40. APÊNDICE F1 - Esquema de lousa (aulas 17,18 - Propriedades dos álcoois e suas aplicações)

No laboratório ... AULAS 17,18



água + etanol água + óleo álcool + óleo

➔ O álcool é miscível tanto na água quanto no óleo ①

*** Solubilidade:**
semelhante dissolve semelhante
↙ ↘
apolar dissolve apolar polar dissolve polar

Revisão! (polaridade da molécula e forças intermoleculares.) ②

*** Ponto de ebulição**
Molécula polar → ligação de com H ligado a FON hidrogênio
- mais intensa
- altos pontos de ebulição
Molécula polar → dipolo permanente
- intensidade média
Molécula apolar → dipolo induzido
- menos intensa
- baixos pontos de ebulição ③

*** Álcoois apresentam altos PEs quando com paradas ou outros compostos orgânicos.**
importante
→ quanto maior for a cadeia carbônica
→ maior é a massa molar e, então, maior é o ponto de ebulição.
→ mais apolar a molécula fica e, então, menos solúvel em água ⑤

PROPRIEDADES DOS ÁLCOOIS etanol:
 $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$
parte apolar parte polar
(dipolo induzido) (ligação de hidrogênio)
O etanol é solúvel tanto em água quanto em óleo ou gasolina. ④

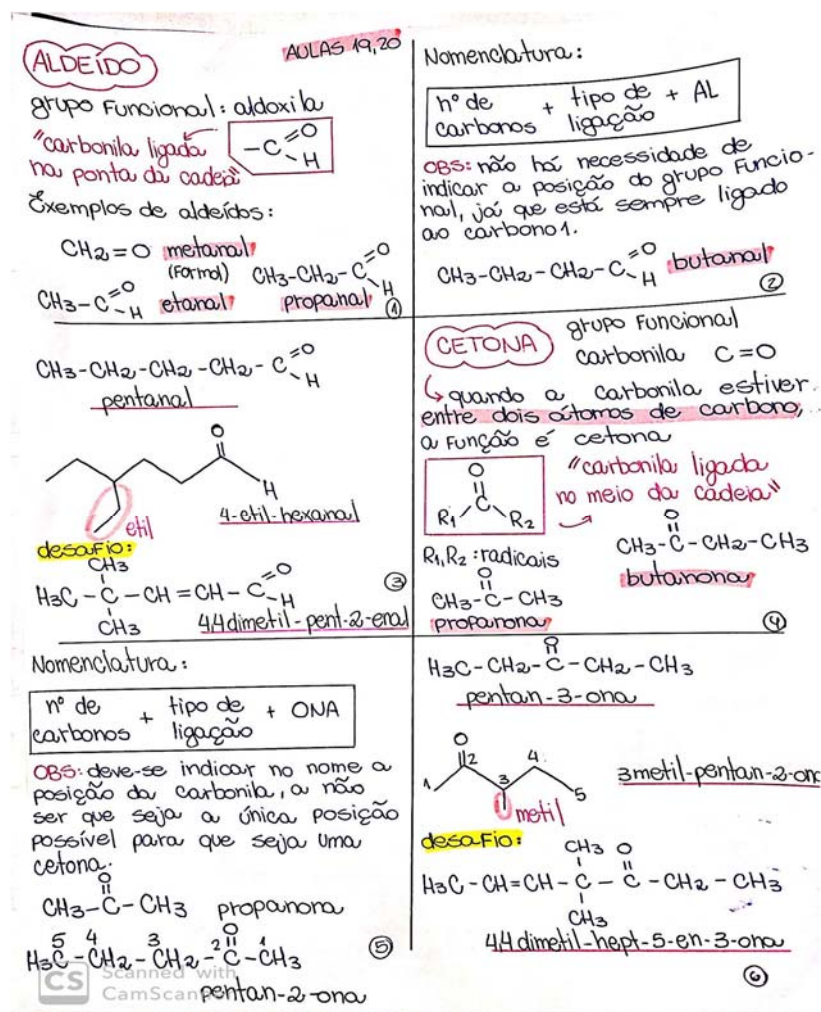
OBTENÇÃO DO ETANOL
Cana de hidrólise → Frutose + glicose
açúcar $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
(sacarose) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ → Fermentação → $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2$
bebidas
combustível
indústria farmacêutica ⑥

41. APÊNDICE G1

Vídeo “Como fazer o teste da gasolina adulterada” do canal *Manual do Mundo* disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=1u1f2NWBwVk>



42. APÊNDICE H1 - Esquema de lousa (aulas 19,20 - Apresentação das funções orgânicas aldeído e cetona)

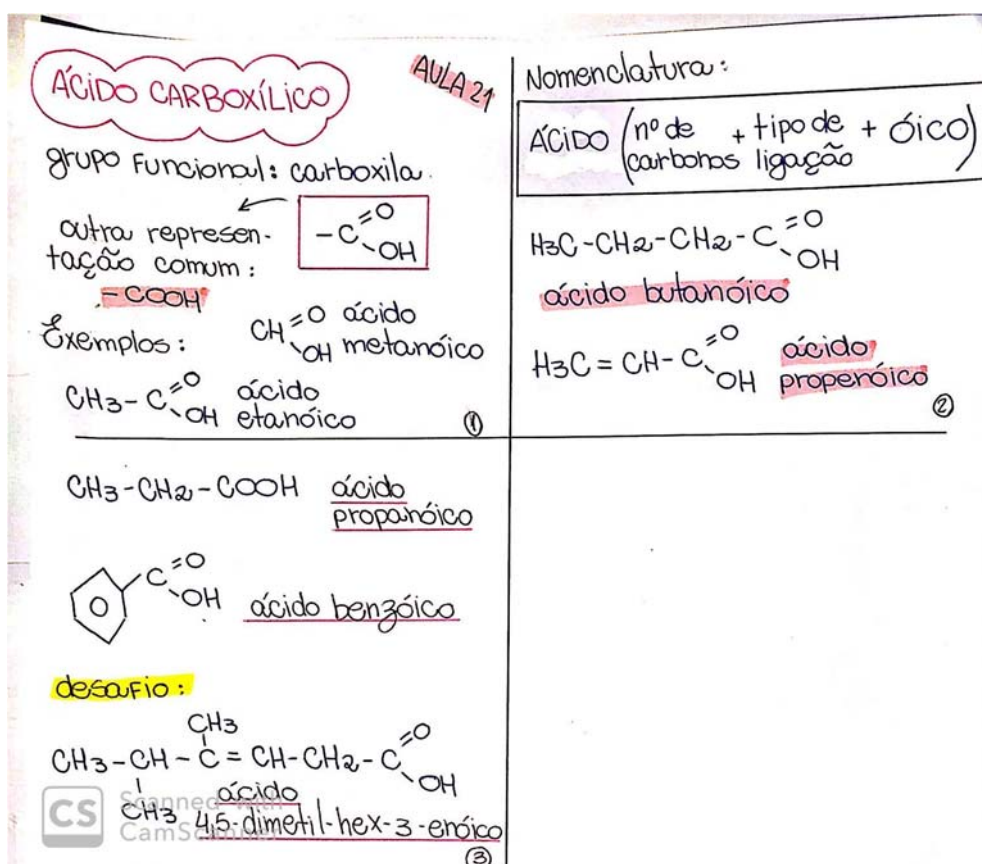


43. APÊNDICE I1

Vídeo “Riscos do uso de formol no cabelo” do programa *Bem Estar* disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=iZpBqD8zqbk>



44. APÊNDICE J1 - Esquema de lousa (aula 21 - Apresentação da função orgânica ácido carboxílico)



45. APÊNDICE K1 - Roteiro de laboratório: comprovando o caráter ácido de ácidos carboxílicos conhecidos

I. OBJETIVOS: Comprovar experimentalmente o caráter ácidos de diferentes ácidos carboxílicos.

II. MATERIAL POR GRUPO: fitas indicadoras de pH, limão, pastilha efervescente de vitamina C, pastilha efervescente de aspirina, vinagre, pisseta com água, béquer, baqueta.

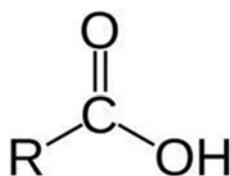
III. PROCEDIMENTO E OBSERVAÇÕES:

1. Corte o limão e o esprema em um béquer para retirar o suco;
2. Dissolva as pastilhas efervescentes de vitamina C e de aspirina em diferentes béqueres com água;
3. Com a fita indicadora de pH, meça o pH de cada uma das soluções e complete a tabela a seguir:

Amostra	pH
Limão (ácido cítrico e ácido ascórbico)	
Vitamina C (ácido ascórbico)	
Aspirina (ácido acetilsalicílico)	
Vinagre (ácido etanóico)	

IV. VERIFICANDO A APRENDIZAGEM:

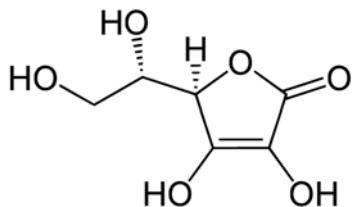
1. “Todos os compostos que apresentam grupo OH na estrutura podem ser classificados como sendo bases”. De acordo com o resultado do experimento, você julga a afirmação anterior como certa ou errada? Justifique sua resposta escrevendo a reação de ionização da carboxila.



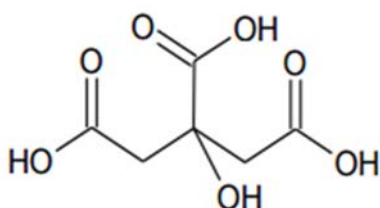
2. De acordo com a resposta anterior, escreva a reação de neutralização do ácido do vinagre com hidróxido de sódio.

3. Circule nas fórmulas dos ácidos utilizados no experimento, o grupo que garante o caráter ácido a estes compostos.

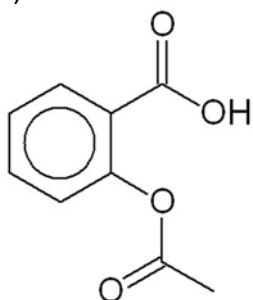
a) Ácido ascórbico



b) Ácido cítrico

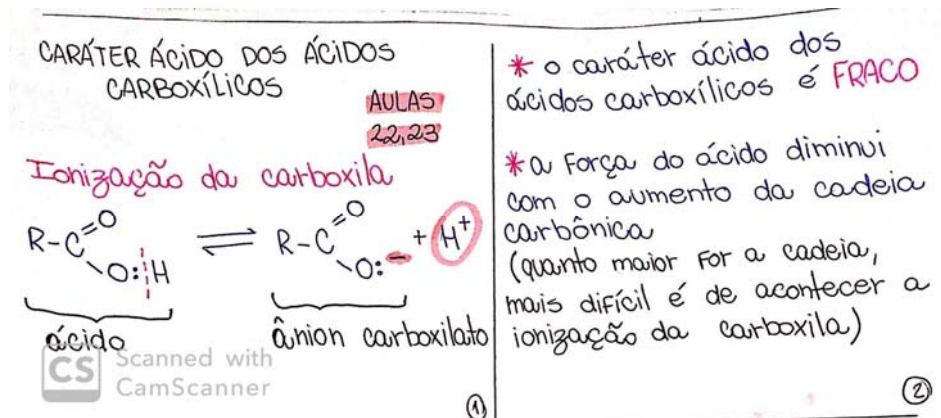


c) Ácido acetilsalicílico

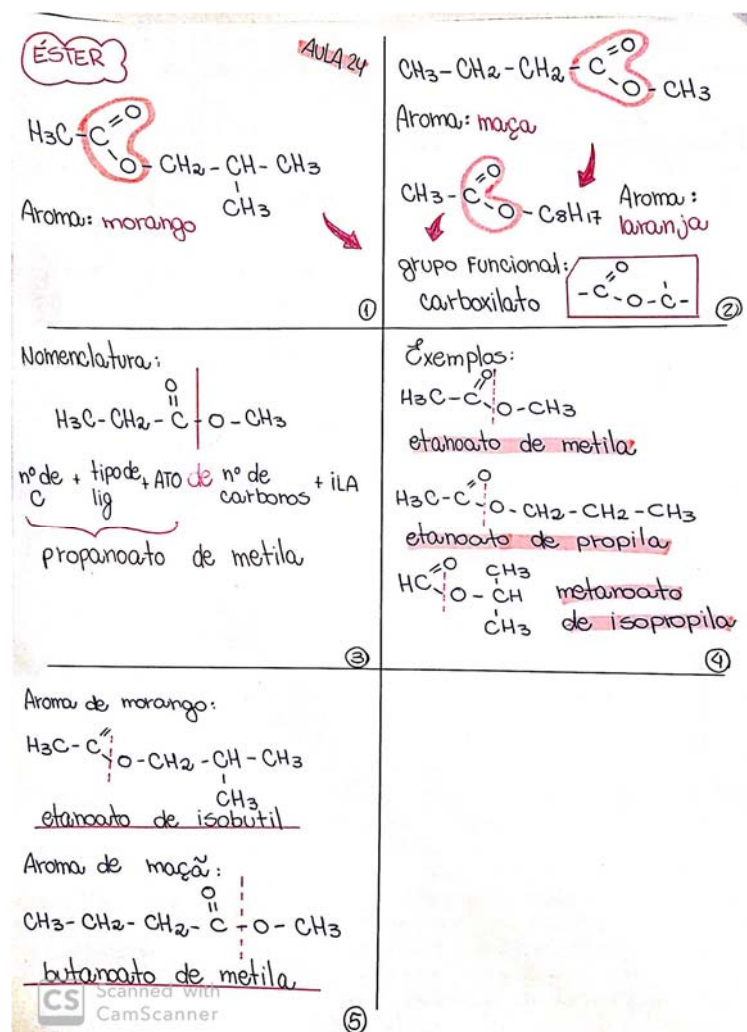


4. Qual ácido é mais forte: o do vinagre (ácido etanóico) ou da picada de formiga (ácido fórmico)? Justifique de acordo com a estrutura.

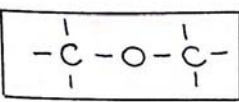
46. APÊNDICE L1 - Esquema de lousa (aulas 22,23 - caráter ácido dos ácidos carboxílicos)



47. APÊNDICE M1 - Esquema de lousa (aula 24 - Apresentação da função orgânica éster)



48. APÊNDICE N1 - Esquema de lousa (aulas 25,26 - Apresentação da função orgânica éter/Jogo: super-trunfo das propriedades dos compostos orgânicos)

ÉTER grupo Funcional: AULAS 25,26 oxigênio entre carbonos  oxigênio como hetero-átomo Exemplos: $\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3$ metóxi metano $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_3$ metóxi etano ①	Nomenclatura: $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ cadeia menor cadeia maior $\text{n}^\circ \text{ de C da cadeia menor} + \text{Oxi} + \text{n}^\circ \text{ de tipo de C lig.}$ etoxi propano ②
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ propóxi butano $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ metóxi butano ③	JOGO: SUPER-TRUNFO *Massas moleculares semelhantes e forças intermoleculares diferentes. ↓ o ponto de ebulição é maior de acordo com a intensidade da força. dipolo induzido < dipolo permanente < ligação de hidrogênio ④
*Massas moleculares semelhantes, mesmas forças intermoleculares e diferentes cadeias ↓ Quanto mais ramificada for a cadeia, menor será o ponto de ebulição ⑤	*Massas moleculares diferentes e forças intermoleculares iguais. aumento da cadeia → aumento do ponto de ebulição ⑥

49. APÊNDICE O1 - Jogo: super-trunfo das propriedades das funções orgânicas

Regras do jogo:

1. Para iniciar, escolha entre as informações da sua carta, aquela que você julga ter o valor capaz de vencer as cartas dos seus adversários.
2. As características que podem ser escolhidas para competir são: força intermolecular, ponto de fusão e massa molar. A polaridade apenas consta na carta para complementar as informações.
 - 2.1. No quesito Forças Intermoleculares, a mais forte é ponte de hidrogênio, seguida de dipolo permanente e a mais fraca é dipolo induzido. Para massa molar e ponto de ebulição, ganha o maior valor.
3. **EXEMPLO**

Se escolher a informação “ponto de ebulição”, escolha a carta de maior ponto de ebulição. Os seus adversários também escolherão a carta que apresentar o maior ponto de ebulição. Depois que todos escolherem as respectivas cartas, todos viram a carta em cima da mesa. Após comparar os resultados, decidam quem venceu.

- 3.1. se você vencer - as cartas dos outros jogadores irão para trás do seu monte de cartas e você continua escolhendo a informação da sua próxima carta.
 - 3.2. se outro jogador vencer - as cartas irão para trás do monte de cartas dele e a vez de escolher passa para ele.
 - 3.3. em caso de empate - uma nova disputa é feita, sendo que o jogador que escolheu as cartas que empataram deve escolher novamente. Neste caso, apenas os jogadores que empataram jogam novamente para ver quem será o vencedor. O vencedor ganha as cartas que empataram e estão no monte. Se um dos jogadores que empataram não possuir outra carta para jogar, a anterior volta para a mão dele para ser usada no desempate.
4. **CARTA SUPER TRUNFO**

Existe entre as cartas uma carta SUPER TRUNFO. Esta carta vence todas as cartas do baralho independentemente do valor de suas características.

► Esta carta só pode ser usada uma vez a cada 4 rodadas.

5. **FIM DO JOGO**

O jogo termina quando um dos jogadores ganhar todas as cartas do baralho.

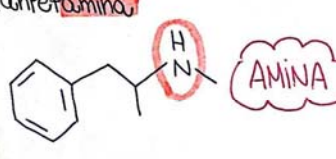
50. APÊNDICE P1 - Esquema de lousa (aula 1 - Apresentação da função orgânica amina)

FUNÇÕES ORGÂNICAS NITROGENADAS

← Amina
Amida
Nitrocomposto

AULA 1

Metanfetamina



①

grupo Funcional: amônia (NH_3)
com pelo menos um H substituído por um átomo de C.

Amina primária: $\text{H}_3\text{C}-\text{NH}_2$
(um H substituído)

Amina secundária: $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{N}(\text{H})-\text{CH}_3$
(dois H substituídos)

Amina terciária: $\text{H}_3\text{C}-\text{N}(\text{CH}_3)_2$
(todos os H substituídos) ②

Nomenclatura

nome do radical + AMINA
(em ordem alfabética)

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ propilamina

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{N}(\text{H})-\text{CH}_3$ etilmetilamina

$\text{H}_3\text{C}-\text{N}(\text{CH}_3)_2$ trimetilamina ③

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$ sec-butil

CH_3
 $\text{HC}-\text{CH}_2$ isobutil

CH_3

 Fenil

$\text{CH}_3-\text{N}(\text{H})-\text{CH}_3$ dimetilamina

$\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-\text{NH}_2$

CH_3 isobutilamina ⑤

Radicais mais importantes:

• CH_3 metil (nº de carbonos + iL)

• CH_2-CH_3 etil

• $\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ propil

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2$ isopropil

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2$ butil

$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(\text{CH}_3)_2-\text{CH}_2$ terc-butil ④

 Fenilmetilamina

⑥

Scanned with CamScanner

51. APÊNDICE Q1

Vídeo “5 fatos Bizarros sobre a Metanfetamina” do canal *Fatos Desconhecidos* disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=fZ8riOmlA7>

52. APÊNDICE R1 - Esquema de lousa (aulas 2,3 - Apresentação da função amida; Propriedades das funções nitrogenadas amina e amida; Apresentação de nitrocompostos)

AMIDA grupo funcional:
amídico $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{N}-\text{C}- \\ | \end{array}$

Exemplos:

$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_2\text{N}-\text{C}-\text{NH}_2 \\ \text{ureia} \end{array}$

$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{NH}_2 \\ \text{etanamida} \end{array}$

AULAS 2,3

Nomenclatura:

nº de carbonos + tipo de ligação + AMIDA

$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}-\text{NH}_2 \\ \text{propanamida} \end{array}$

$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{NH}_2 \\ | \quad \parallel \\ \text{CH}_3 \quad \text{O} \\ \text{dimetilpropanamida} \end{array}$

①

$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{C}-\text{NH}_2 \\ | \\ \text{CH}_3 \\ \text{3-metilbutanamida} \end{array}$

②

$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}=\text{CH}-\text{CH}-\text{C}-\text{NH}_2 \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \\ \text{2,4-dimetil-pent-3-enamida} \end{array}$

③

PROPRIEDADES FÍSICO-QUÍMICAS

AMINAS: em relação ao PE:

amina primária > amina secundária > amina terciária

diminui a quantidade de ligações de hidrogênio

$\text{H}_3\text{C}-\text{NH}_2$
2 lig. de hidrogênio

$\text{H}_3\text{C}-\text{N}(\text{H})-\text{CH}_3$
1 lig. de hidrogênio

$\text{H}_3\text{C}-\text{N}(\text{CH}_3)_2$
dipolo permanente

④

AMIDAS: podem ou não fazer ligação de hidrogênio

$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{NH}_2 \\ \text{muito polar} \\ (\text{lig. de hidrogênio}) \end{array}$

$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{N}(\text{CH}_3)_2 \\ \text{polar} \\ (\text{dipolo permanente}) \end{array}$

⑤

NITROCOMPOSTOS

curiosidade

grupo nitro: $-\text{NO}_2$

Exemplo:

trinitrotolueno (TNT)

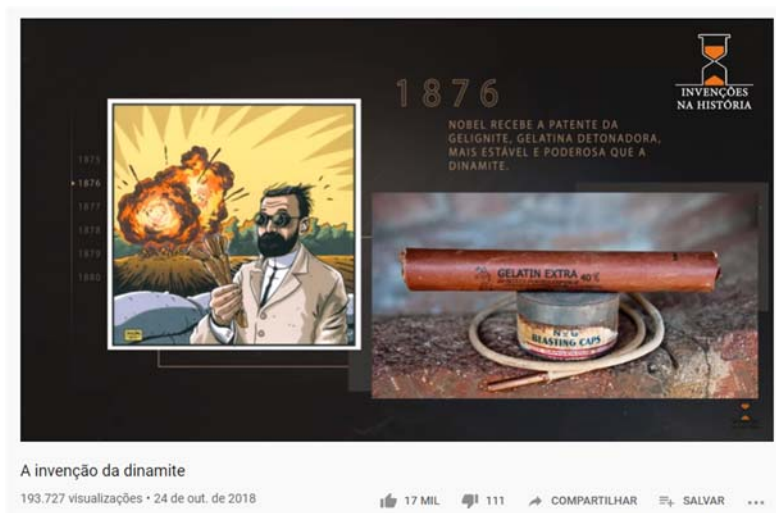
⑥

Instrumentação para o Ensino de Química III – Currículo e Planejamento QFL1704 (Carmen Fernandez)

163

53. APÊNDICE S1

Vídeo “A invenção da dinamite” do canal *Invenções na História* disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=P5NM6mf-z3s>



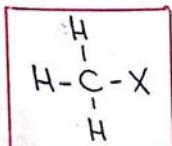
54. APÊNDICE T1 - Esquema de lousa (aulas 4,5 - Apresentação da função haleto e construção de um quadro resumo de funções orgânicas)

FUNÇÕES ORGÂNICAS HALOGENADAS

HALETOS ORGÂNICOS

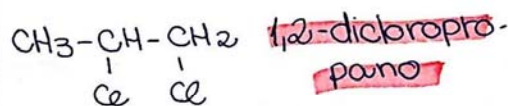
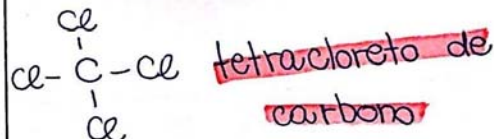
AULAS
4,5

Halogênio (X) ligado a uma cadeia carbônica.



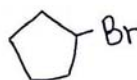
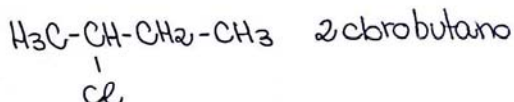
X: F, Cl, Br ou I
(Família 17)

Exemplos:

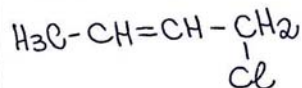


Nomenclatura:

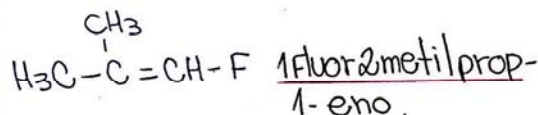
nome do halogênio + nº C + tipo de ligação



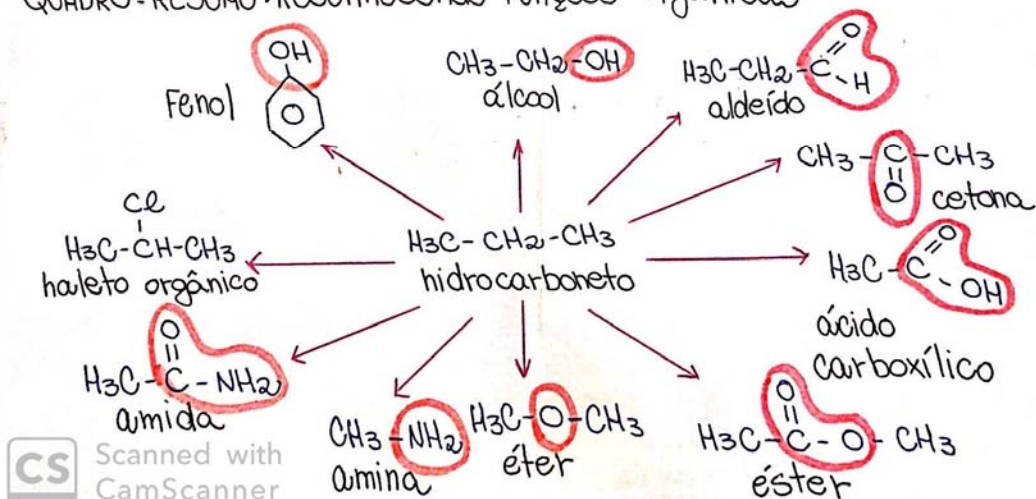
bromociclopentano



1-cloro-but-2-eno



QUADRO-RESUMO: Reconhecendo Funções orgânicas



55. APÊNDICE U1 - Jogo: corrida orgânica

Material:

O jogo de tabuleiro é composto por 4 peças onde cada uma delas representa um jogador, um tabuleiro com 24 casas e 45 cartas que são separadas em 3 cores diferentes.

As **cartas azuis** são perguntas sobre nomenclatura de compostos orgânicos

As **cartas verdes** são sobre a identificação de grupos funcionais nas moléculas

As **cartas vermelhas** são sobre aplicações desses compostos no dia a dia.

Regras:

Todos os participantes começam na primeira casa do tabuleiro, o primeiro participante deve retirar uma carta da pilha de cartas que foi embaralhada e responder a pergunta da carta que foi retirada.

- Participante acerta a resposta: Anda 3 casas;
- Participante erra a resposta: Permanece na casa que está e os outros jogadores têm a chance de responder a perguntar. Se outro jogador acertar, ele anda uma casa.

Ganha o participante que chegar até a última casa do tabuleiro.

56. APÊNDICE V1 - Exercícios retirados do livro

UNIDADE 19 FUNÇÕES ORGÂNICAS NITROGENADAS E HALOGENADAS — SINOPSE DAS FUNÇÕES

EXERCÍCIOS FUNDAMENTAIS

- Escreva o nome da função a qual pertence cada estrutura.

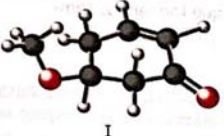

I

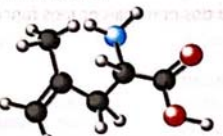

II

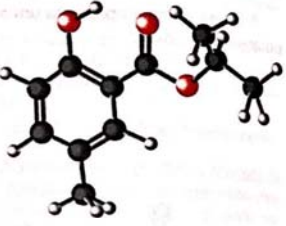

III

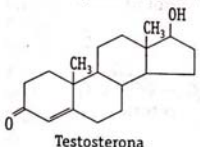

IV

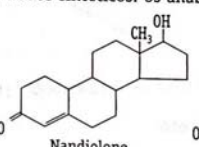

V
- Identifique as funções presentes em cada estrutura.

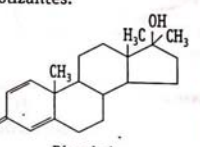

I


II


III
- Alguns dos efeitos fisiológicos da testosterona podem ser aumentados pelo uso de alguns de seus derivados sintéticos: os anabolizantes.


Testosterona


Nandrolone


Dianabol



Essas substâncias provocam aumento da massa muscular e diminuição da gordura. Seu uso indiscriminado, porém, pode provocar efeitos colaterais sérios, como hipertensão, edemas, distúrbios do sono e acne. Seu uso prolongado leva a danos irreversíveis no fígado e à diminuição na produção de espermatozoides. Indique as funções comuns nos três compostos.

COMPLEMENTANDO SEU CONHECIMENTO

- (Unirio-RJ) "O pau-brasil ocupou o centro da história brasileira durante todo o primeiro século da colonização. Essa árvore, abundante na época da chegada dos portugueses e hoje quase extinta, só é encontrada em jardins botânicos, como o do Rio de Janeiro, e em parques nacionais, plantada vez por outra em cerimônias patrióticas. Coube a Robert Robinson, prêmio Nobel de Química de 1947, o privilégio de chegar à estrutura química da brasilina, substância responsável pela cor vermelha do pau-brasil." (Fonte: www.sbgq.org.br)

Que opção apresenta as corretas funções orgânicas da brasilina?

a) Éter, álcool tetrahidroxilado e amida.

b) Fenol, álcool terciário e éter.

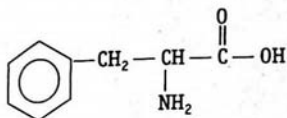
c) Álcool, fenol e amina.

d) Fenol, éter e anidrido.

e) Fenol, éter e éster.



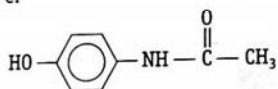
2. (PUC-RS) Observe a estrutura da fenilalanina:



Pode-se concluir que a fenilalanina é um:

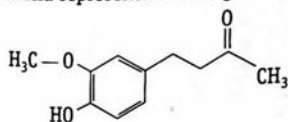
a) glicídio. d) lipídio.
b) ácido carboxílico. e) aminoácido.
c) aldeído.

3. (UFRN) Em pacientes com suspeita de dengue, não é recomendada a utilização de antitérmicos e analgésicos à base de ácido acetilsalicílico (aspirina), por causar aumento do risco de hemorragia. Um medicamento substituto é o paracetamol, um composto polifuncional, cuja fórmula é:



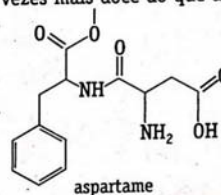
Nessa estrutura, podem-se identificar os grupos funcionais:

- a) álcool e amida.
b) fenol, amina e cetona.
c) álcool, amina e cetona.
d) fenol e amida.
4. (EEM-SP) A zingerona é o componente odorífero e picante do gengibre. Identifique os grupos funcionais presentes na fórmula estrutural dessa substância representada na figura abaixo.



5. (UFSCar-SP) O aspartame, estrutura representada a seguir, é uma substância que tem sabor doce ao paladar. Pequenas quantidades dessa substância são suficientes para causar a doçura

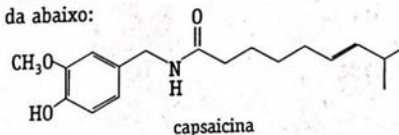
aos alimentos preparados, já que esta é cerca de duzentas vezes mais doce do que a sacarose.



As funções orgânicas presentes na molécula desse adoçante são, apenas,

- a) éter, amida, amina e cetona.
b) éter, amida, amina e ácido carboxílico.
c) aldeído, amida, amina e ácido carboxílico.
d) éster, amida, amina e cetona.
e) éster, amida, amina e ácido carboxílico.

6. (PUC-MG) A capsaicina é a substância responsável pelo "ardor" de todas as espécies de pimentas vermelhas e tem a estrutura representada abaixo:



Na molécula de capsaicina, encontram-se todos os grupos funcionais abaixo, **exceto**:

- a) fenol. c) amida.
b) éter. d) álcool.
7. (ITA-SP) A estrutura molecular da morfina está representada abaixo. Indique a opção que apresenta dois dos grupos funcionais presentes nessa substância.

- a) Álcool e éster.
b) Amina e éter.
c) Álcool e cetona.
d) Ácido carboxílico e amina.
e) Amida e éster.

