



REVITALIZA PET QUÍMICA: *EXPERIMENTANDO A
QUÍMICA NO COTIDIANO*

APRESENTAÇÃO

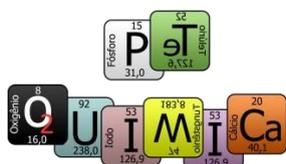
O grupo PET-Química, ao desenvolver ações de ensino, pesquisa e extensão, de maneira articulada, permite uma formação global, tanto do aluno bolsista quanto dos demais alunos do curso, em contraposição à fragmentação, proporcionando-lhes uma compreensão mais integral do que ocorre consigo mesmo e no mundo. Um dos objetivos do programa é o contato sistemático, tanto com a comunidade acadêmica como um todo quanto com a comunidade externa à IES, promovendo a troca de experiências em processo crítico e de mútua aprendizagem. O grupo não visa apenas uma gama diversificada de conhecimento acadêmico, mas assume a responsabilidade de contribuir para sua melhor qualificação dos discentes como pessoas humanas e como membros da sociedade.

O planejamento do grupo PET-Química da UFC é direcionado sempre ao objetivo principal do programa, que é desenvolver atividades em padrões de qualidade de excelência, mediante grupos de aprendizagem tutorial de natureza coletiva e interdisciplinar.

A Química ainda é vista, por muitos estudantes no ensino médio, como uma disciplina de difícil compreensão e desnecessária para a vida como um todo. É necessário que se desfaça essa visão, aumentando o interesse pela referida ciência. Como é uma ciência puramente experimental, o projeto REVITALIZA tem como objetivo incentivar o ensino prático da disciplina de Química, auxiliando algumas escolas públicas e elaborando experimentos que possam ser sugeridos aos professores do ensino médio para assim melhorar o aprendizado e o interesse dos alunos pelas ciências experimentais.

Neste material, agradecemos a oportunidade dada pelas escolas participantes, que auxiliam na formação profissional de licenciandos e bacharelados do curso de Química.

TUTORIA PET QUIMICA





CAPÍTULO I

AMBIENTAL

O funcionamento de todo ecossistema é regido por reações químicas. Com isso, vemos a necessidade de conhecer e compreender os fenômenos que acontecem neles. A Química Ambiental, área que estuda os processos químicos que ocorrem na natureza, sejam eles naturais ou causados pelo homem, configura-se como uma importante aliada no entendimento de alguns desses fenômenos.

Em um mundo de recursos limitados, compreender esses processos é de fundamental importância, visto que isso fornece as ferramentas necessárias para solucionar problemas e otimizar processos.

Assim, a educação ambiental permite conscientizar e capacitar o cidadão a utilizar os recursos que tem a sua disposição de forma menos nociva ao meio ambiente, bem como analisar de forma crítica as transformações que ocorrem no ecossistema onde está inserido.

Neste sentido, abordaremos alguns experimentos que contemplem parte do conteúdo de que trata a Química Ambiental, como gerenciamento de resíduos e tratamento de efluentes.

A – TRATAMENTO DE ÁGUA POR ELETROFOCULAÇÃO



Conteúdos abordados

- **Transformações químicas e energia elétrica. Reação de oxirredução** (4º bimestre do 3º ano)
- **Potencial padrão de redução. Pilha** (4º bimestre do 3º ano)
- **Processos de separação de misturas** (1º bimestre do 1º ano)
- **Caracterização de substâncias e misturas** (1º bimestre do 1º ano)

1 INTRODUÇÃO

1.1 RESÍDUOS DE EFLUENTES TÊXTEIS

Processos industriais têxteis utilizam uma grande quantidade de água, gerando efluentes poluídos. Estes resíduos possuem cores características e, caso sejam descartados sem o devido tratamento, têm potencial para causar danos extensos ao meio ambiente, como o processo de eutrofização.

A fim de remover esses poluentes, é possível utilizar sistemas eletroquímicos, como o processo de eletrofloculação.

1.2 ELETROFLOCULAÇÃO

A eletrofloculação é um processo eletrolítico que pode ser aplicado como um método de tratamento de resíduos líquidos onde existe uma passagem de corrente elétrica na solução a partir de eletrodos (condutores elétricos) que, por meio de reações de oxirredução, liberam substâncias com capacidade de aglutinar impurezas formando flocos de fácil remoção. Na primeira etapa desta reação ocorre à formação do coagulante devido à oxidação de um dos eletrodos (ânodo), liberando cátions que reagem com moléculas de água formando hidróxidos, que serão responsáveis por separarem o poluente do meio, simultaneamente ocorre a eletrólise da água que produzirá bolhas de hidrogênio no eletrodo que sofre redução (cátodo) que elevarão o material floculado à superfície do meio, formando uma fase escura composta de hidróxidos e poluentes e outra onde a solução estará incolor.

2 METODOLOGIA



2.1 MATERIAIS

- 2 Copos ou béqueres de 50 mL aproximadamente;
- 2 Marcadores de livros (opcional);
- 2 Pregos de ferro grandes o bastante para alcançarem o fundo do copo;
- Bateria de 9V;
- Cloreto de sódio (NaCl);
- Conector de bateria 9V (Pode ser obtido em lojas de material eletrônico);
- Corante alimentício, café ou refrigerante de cola;
- Fita Isolante;
- Funil e papel de filtro (opcional);
- Pipeta ou seringa.

2.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Adicione 30 ml de água em um copo pequeno de 50 ml contendo uma pitada de sal de cozinha (NaCl) e algumas gotas de corante alimentício ou refrigerante de cola;

(Sugestão de conteúdo: Caracterização de substâncias e misturas. A observação da solução antes e depois da eletrofloculação pode levar a discussões sobre caracterização de misturas homogêneas e heterogêneas).

- Conecte o conector à bateria;
- Utilize os pregos para transpassar os marcadores de livros, de forma que os pregos não se encostem, formando um suporte (ver a Figura 1).
- Utilize a fita isolante para prender as pontas dos fios do conector aos pregos individualmente;

(Sugestão de conteúdo: Potencial padrão de redução / pilha. É possível abordar o funcionamento de uma célula eletrolítica).

- Os pregos devem ser colocados na solução e nunca se tocar, evitando um curto circuito;

(Sugestão de conteúdo: Transformações químicas e energia elétrica. Reação de oxirredução. As reações que estão ocorrendo no cátodo e no ânodo podem ser abordadas enquanto o processo é concluído).



- Espere alguns minutos até a maior parte da solução esteja dividida em duas fases, a superior mais escura composta de flocos e a inferior caracterizada por água cristalina. Em seguida utilize a pipeta para transferir a água livre de corante para o outro recipiente, ou faça a filtração da solução utilizando o funil e o papel de filtro.

(Sugestão de conteúdo: Processos de separação de misturas. Nesse momento é possível relembrar os conceitos dos diversos processos de separação de misturas).

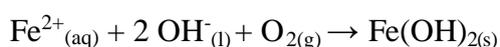
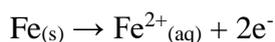
Figura 1: Esquema de montagem do experimento.



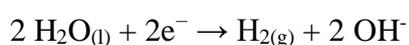
Fonte: Autor.

Reações que ocorrem nos eletrodos:

Ânodo



Cátodo



Observações



Na eletrólise, a reação anódica ocorre no polo positivo e no polo negativo ocorre a reação catódica, sendo possível observar a oxidação do ânodo e a liberação de bolhas de hidrogênio no cátodo. A solução deverá começar a mudar de cor e haverá a formação de um composto escuro que inicialmente estará disperso no meio e que se concentrará na superfície do recipiente, sendo que alguns flocos podem vir a decantar.

3 DISCUSSÕES

- 1) Os dois eletrodos são de ferro, portanto tem os mesmos potenciais de redução e oxidação. O que ocasiona a diferença de potencial no processo?
- 2) Como a eletrofloculação separa o corante da água?
- 3) Qual o tipo de mistura da solução antes do procedimento e após os flocos estarem dispersos em solução?
- 4) O que ocasiona a liberação de bolhas no cátodo?
- 5) Por que os pregos devem alcançar o fundo do recipiente para obter um melhor resultado do experimento?

BIBLIOGRAFIA

CHANG, R.; GOLDSBY, K. A. **Química**. Porto Alegre: McGraw Hill Bookman, 2013. 11 ed.

FLECK, L; TAVARES F. H. M.; Eyng, E. **Utilização da técnica de eletrofloculação para o tratamento de efluentes têxteis: uma revisão**. *REVISTA EIXO*. 2. 51. 10.19123/eixo.v2i2.107, 2013.

IBANEZ, J. G. **Saneamento ambiental por métodos eletroquímicos**. *Química Nova na Escola*, v.15, p.45, 2002.

IBANEZ, J. G., TELLEZ-GIRON, M., ALVAREZ, D., GARCIA-PINTOR, E. **Laboratory Experiments on the Electrochemical Remediation of the Environment. Part 6: Microscale Production of Ferrate**. *Journal of Chemical Education*, v. 81, p.251, 2004.

MOZETO, A. A. **A Química Ambiental no Brasil**. *Química Nova*, vol. 25, Supl. 1, 7-11, 2002.

REZENDE, M. C, BRAIBANTE S. T. H., ZUCCO C., RIBEIRO M. N. Organizador:
Sociedade Brasileira de Química. – São Paulo: Sociedade Brasileira de Química, 2010. **A química perto de você: experimentos de baixo custo para a sala de aula do ensino fundamental e médio.** Disponível em: <
<https://pt.slideshare.net/EmilianoAlvarez/50experimentossimples>>. Acesso em 17 de maio de 2018.



B - FABRICAÇÃO DE SABÃO CASEIRO



Conteúdos abordados

- **Funções inorgânicas** (4º bimestre do 1º ano)
- **Funções orgânicas e reação de saponificação** (2º bimestre do 3º ano)
- **Reações exotérmicas** (3º bimestre do 2º ano)
- **Sustentabilidade** (3º bimestre do 3º ano)

1 INTRODUÇÃO

1.1 PRODUÇÃO DE LIXO E O DESCARTE INAPROPRIADO DO ÓLEO DE COZINHA

De acordo com o Programa das Nações Unidas para o Meio Ambiente (PNUMA), a quantidade anual de lixo produzida mundialmente situa-se em torno de 1,3 bilhões de toneladas. Este dado é alarmante, visto que a maior parte desses resíduos não é descartada corretamente. Por conta disso, torna-se cada vez mais urgente o gerenciamento correto dos resíduos gerados, para que o impacto ambiental do lixo produzido seja minimizado. Nesse sentido, cabe não só as autoridades governamentais, mas a cada um de nós, mudanças de atitude, a fim de que o tão sonhado desenvolvimento sustentável seja alcançado. Aqui, trataremos de uma destas ações de mitigação, o reuso do óleo de cozinha para a produção de sabão caseiro.

O descarte inapropriado do óleo de cozinha tem impactos negativos. Ao ser descartado na rede de esgoto pode provocar o entupimento das tubulações, o que aumenta a necessidade de manutenções e, conseqüentemente, dos custos com o tratamento de água. Além disso, muitas vezes se faz necessária à aplicação de produtos químicos destinados à desobstrução dos canos, o que aumenta a poluição dos mananciais hídricos. Se for descartado diretamente em corpos hídricos, promove a formação de uma barreira na superfície da água, visto que o óleo é menos denso e, portanto, flutua. Esta camada impede a passagem de radiação solar e a troca de oxigênio, o que prejudica potencialmente os ecossistemas aquáticos. Ao ser descartado diretamente sobre o solo, o óleo provoca a impermeabilização, o que impede a infiltração da água, promove a destruição da vegetação e favorece as enchentes. Como é possível observar, o descarte apropriado do óleo de cozinha se configura como uma importante forma de combater a poluição ambiental e uma das possibilidades de reuso é a sua utilização na fabricação de sabão caseiro.

1.2 SABÃO



O sabão é um tensoativo, ou seja, uma substância capaz de modificar a tensão superficial do líquido no qual esteja dissolvido. A principal característica responsável por esta propriedade dos tensoativos é a sua estrutura (Figura 2), que é composta por uma parte hidrofílica (parte polar capaz de interagir com a água, representada pela cor vermelha) e uma parte hidrofóbica (parte apolar capaz de interagir com óleos e gorduras, representada pela cor azul). É justamente essa estrutura que permite que o sabão seja utilizado para a limpeza.

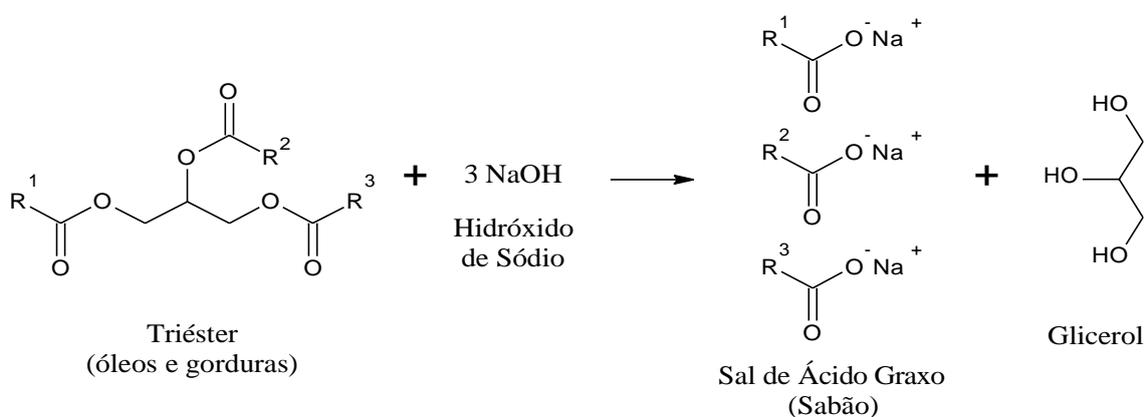
Figura 2: Exemplo de uma molécula de sabão.



Fonte: SILVA, C. S. 2016.

Os sabões são produzidos a partir de óleos e gorduras, que podem ser tanto de origem animal como de origem vegetal. Ao se aquecer ésteres de ácidos graxos (óleos e gorduras) na presença de uma base forte (como hidróxido de sódio – NaOH), obtemos sal orgânico de ácidos graxos (sabão) e álcool (glicerol). Esta é conhecida como reação de saponificação. Os grupos R_1 , R_2 e R_3 representam cadeias carbônicas, que podem ou não ser iguais, dependendo do tipo de óleo ou gordura utilizado. A Figura 3 ilustra um esquema deste tipo de reação.

Figura 3: Reação de saponificação.



Fonte: Autor.

Destacam-se, dentre as bases inorgânica utilizadas na fabricação do sabão, o hidróxido de sódio (NaOH) e o hidróxido de potássio (KOH). Dependendo da base utilizada, é possível escolher a consistência desejada para o sabão. Ao se utilizar NaOH, o sabão fica com uma consistência mais rígida. Já o uso de KOH fornece um sabão mais mole. Vale ressaltar que para reaproveitar o óleo de cozinha usado é preciso filtrá-lo, já que restos de comida ou materiais suspensos podem dificultar ou mesmo impedir que a reação de saponificação ocorra.

2. METODOLOGIA

2.1 MATERIAIS

- Água;
- Bastão de vidro;
- Garrafa PET;
- Caixa de achocolatado;
- Corante para sabonete (Opcional);
- Essência (Opcional);
- Hidróxido de sódio (NaOH);
- Óleo de cozinha usado;
- Papel de filtro (Substituto: Pano de prato);
- Proveta de 100 mL.

2.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Filtrar o óleo de cozinha com um papel de filtro ou um pano de prato;

(Sugestão de conteúdo: sustentabilidade. É possível explicar a importância do descarte apropriado do óleo utilizado.)

- Medir 100 mL do óleo filtrado e reservar;
- Pesar 20 g de hidróxido de sódio (NaOH) (Aproximadamente meio copo de plástico descartável de 150 mL);

(Sugestão de conteúdo: funções inorgânicas. É possível relembrar os conceitos de ácidos e bases inorgânicos, bem como as principais características e exemplos.)

- Transferir a base para uma garrafa PET e dissolvê-la em 20 mL de água;

(Sugestão de conteúdo: reações exotérmicas e endotérmicas. É possível lembrar qual a diferença entre reações exotérmicas e endotérmicas.)

- Depois de dissolvida, acrescentar o óleo, 2 mL de essência e 3 mL de corante para sabonete;

(Sugestão de conteúdo: reação de saponificação e funções orgânicas. É possível explicar como ocorre a reação de saponificação e qual a classe de funções de alguns reagentes envolvidos.)

- Fechar a garrafa e agité-la vigorosamente, até que a mistura fique com uma consistência pastosa;
- Transferir o sabão para uma caixa de achocolatado (molde);
- Reservar e esperar de 1 a 2 dias antes de cortar o molde.

Observações

A reação de dissolução do hidróxido de sódio é exotérmica, não sendo necessário aquecer a água, que pode ser utilizada na temperatura ambiente. Vale lembrar que, dependendo do tipo de garrafa utilizado, o plástico sofrerá uma maior ou menor deformação durante a dissolução do hidróxido. Além disso, ressalta-se que a reação de saponificação acontece rapidamente, em menos de 2 minutos. Logo, deve-se transferir rapidamente o sabão formado para a forma. Caso contrário, a maior parte do sabão ficará na garrafa, configurando-se como desperdício.

3 DISCUSSÕES

- 1) O que é o sabão?
- 2) Como o sabão remove as sujeiras?
- 3) Qual a diferença entre uma reação exotérmica e uma endotérmica?
- 4) Por que é importante filtrar o óleo de cozinha usado antes de reutilizá-lo na fabricação de sabão?
- 5) Por que não se pode utilizar materiais de vidro neste procedimento?
- 6) Quais as consequências do descarte inapropriado do óleo de cozinha?

BIBLIOGRAFIA

ECYCLE. **Estimativa revela que quantidade de lixo produzida no mundo será 70% maior em 2030.** eCycle. Disponível em: <<https://www.ecycle.com.br/component/content/article/38-no-mundo/1157-estimativa-revela-que-quantidade-de-lixo-produzida-no-mundo-sera-quase-70-maior-em-2030.html>>. Acesso em 27 de maio de 2018.

JESUS, M. R. **Estudo sobre o descarte incorreto do óleo de cozinha: riscos e possibilidades.** Disponível em <http://www.cdn.ueg.br/source/cear_109/conteudoN/7046/MARIA_REGINA_DE_JESUS.pdf>. Acesso em 27 de maio de 2018.

MOREIRA, R. **O que são tensoativos?** Disponível em <<http://www.quimicalegal.com/tensoativos-o-que-sao/>>. Acesso em 31 de maio de 2018.

SILVA, C. S. et al. **Oficina de produção de sabão com óleo usado de cozinha: conscientização ambiental no interior de Goiás.** *Revista Tecnia*, v. 1, n. 1, p. 119–130, 2016.

C - CHUVA ÁCIDA

Conteúdos abordados

- **Combustíveis fósseis e poluentes atmosféricos** (3º bimestre do 3º ano)
- **Funções inorgânicas e reações químicas** (4º bimestre do 1º ano)
- **Indicadores de pH** (1º bimestre do 3º ano)

1 INTRODUÇÃO

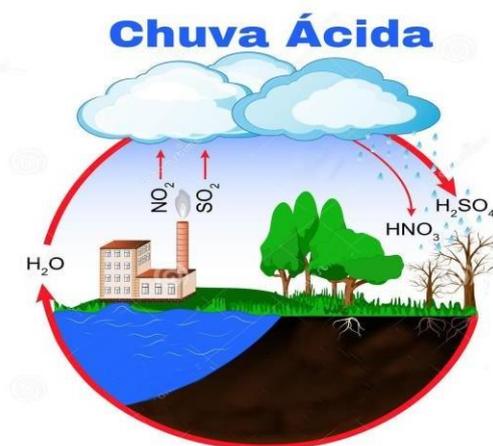
Com a Revolução Industrial, iniciada na Inglaterra do século XVIII, as indústrias vivenciaram um período de grande desenvolvimento. E, junto dele, presenciou-se a necessidade cada vez maior de energia para alimentar o maquinário das fábricas. Nesse cenário, a queima de combustíveis fósseis para geração de energia aumentou exponencialmente, acarretando grandes mudanças ambientais. Uma dessas alterações é o fenômeno conhecido como chuva ácida.

Naturalmente, toda chuva é ácida. Isso se deve a reação da água com o gás carbônico (CO_2) da atmosfera, que entram em equilíbrio e formam o ácido carbônico (H_2CO_3), conferindo um potencial hidrogeniônico (pH) em torno de 5,6 para a chuva. O problema é quando esse valor assume resultados bem mais baixos.

A chuva ácida acontece quando existem, principalmente, óxidos de enxofre (SO_2 e SO_3) e de nitrogênio (N_2O , NO e NO_2) na atmosfera. Em contato com a água, esses óxidos participam de sucessivas reações que culminam com a formação de ácido sulfúrico (H_2SO_4) e ácido nítrico (HNO_3), ambos ácidos fortes que deixam a chuva com o pH em torno de 4,5. Daí o nome chuva ácida. Observe as reações na tabela 1. Apesar de também se originarem de causas naturais, como erupções vulcânicas, esses óxidos provém, em sua grande maioria, da queima de combustíveis fósseis em indústrias e veículos automobilísticos. Ver Figura 4.

Tabela 1: Reações de formação de ácido sulfúrico e ácido nítrico.

Reações para óxidos de Enxofre	Reações para óxidos de Nitrogênio
$S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$ $SO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2SO_{3(aq)}$ (Ácido sulfuroso) $SO_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$ $SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2SO_{4(aq)}$ (Ácido sulfúrico) $2NaOH_{(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4(aq)} + 2H_2O_{(l)}$	$N_{2(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$ $3NO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow 2HNO_{3(aq)} + NO_{(aq)}$ (Ácido nítrico) $NaOH_{(aq)} + HNO_{3(aq)} \rightarrow NaNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$

Figura 4: Esquema exemplificando a formação de chuva ácida.

Fonte: DREAMSTIME, 2018.

Dentre as várias consequências provenientes desse fenômeno, destacam-se a destruição de florestas, a contaminação de corpos hídricos, águas subterrâneas, do solo e a degradação de monumentos históricos e edificações. Vemos alguns desses efeitos na Figura 5. Diretamente ao ser humano, pode-se ressaltar o aumento no número de casos de doenças respiratórias, como asma e sinusite, além de conjuntivite, problemas pulmonares e doenças cardiovasculares e de pele.

Além desses inúmeros impactos negativos, cabe salientar que o fenômeno de chuva ácida pode não ocorrer no local da poluição que a gerou, já que os gases resultantes da queima de combustíveis fósseis podem ser levados por correntes de ar, sendo difícil

rastreá-la. Um exemplo do que foi citado ocorreu nos lagos da Escandinávia, que se tornaram ácidos pelas chuvas em virtude das atividades industriais na Alemanha, França e Reino Unido.

Figura 5: Monumento danificado pela chuva ácida.



Fonte: FRANCISCO, W. F. 2018.; COLA DA WEB. 20 18.

2 METODOLOGIA

2.1 MATERIAIS

- Água;
- Caixa de fósforos;
- Colher de metal fácil de entortar;
- Enxofre em pó (Pode ser encontrado em lojas de ervas medicinais ou em farmácias de manipulação);
- Fita isolante;
- Indicador de pH: fenolftaleína;
- Papel de pH (Opcional);
- Pote de vidro;
- Solução de hidróxido de sódio (NaOH) 0,1 M;
- Vela (Substituto: Lamparina de álcool).

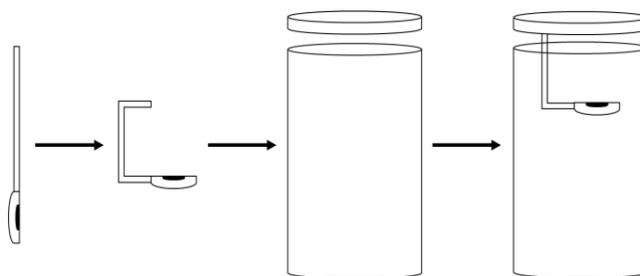
2.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Adicionar menos de 1/3 de água ao pote de vidro;
- Acrescentar 3 gotas de fenolftaleína à água;
- Adicionar algumas gotas da solução de hidróxido de sódio até que a mistura obtenha coloração rosa;

(Sugestão de conteúdo: indicador de pH. É possível comentar como os indicadores funcionam, focando nas cores em diferentes meios. Se possível, utilizar o papel de pH na solução após adição de hidróxido de sódio. A fenolftaleína indicará um meio básico, mas o papel de pH permitirá indicar a faixa de pH que a mistura está.)

- Entortar a colher para que ela possa ser presa na tampa do pote com a fita isolante. Ver Figura 6.

Figura 6: Preparo da amostra.



Fonte Autor.

- Prender a colher na tampa do pote com a fita;
- Acender a vela;
- Colocar uma pequena quantidade de enxofre em pó na colher e queimar com a chama da vela.

(Sugestão de conteúdo: combustíveis fósseis e poluentes atmosféricos. É possível fazer uma analogia da queima do enxofre com a de combustíveis fósseis, explicando o problema gerado pela emissão de óxidos de enxofre e nitrogênio.)

- Quando o enxofre fundir e começar a queimar, o que pode ser identificado por uma chama azulada, parar de queimar e tampar, rapidamente, o pote;

(Sugestão de conteúdo: reações químicas e funções inorgânicas. É possível mostrar as reações envolvidas desde a queima do material até a formação dos ácidos por causa da interação com o vapor de água.)

- Observar o que ocorre.

(Sugestão de conteúdo: indicador de pH. A mudança de coloração da solução, de rosa para incolor, deve ser associada a formação da chuva ácida. Se possível, medir novamente o pH da mistura.)

Observações

Depois do experimento, o pote de vidro deve ser aberto em um recipiente arejado e longe dos alunos, para evitar a inalação dos gases produzidos na queima do enxofre.

3 DISCUSSÕES

- 1) Qual a cor do indicador fenolftaleína em pH ácido? E em pH básico?
- 2) Por que a coloração da solução de água com indicador mudou ao se adicionar hidróxido?
- 3) O que está sendo formado ao se queimar enxofre ($S_{(s)}$) em pó? Qual a reação envolvida no processo?
- 4) Por que, com o passar do tempo, a coloração da solução com indicador mudou?

BIBLIOGRAFIA

COLA DA WEB. **Chuva ácida.** Disponível em < <https://www.coladaweb.com/quimica/quimica-ambiental/chuva-acida> >. Acesso em 31 de julho de 2018.

FOGAÇA, J. **Demonstração dos efeitos da chuva ácida em aula de química.** Disponível em < <https://educador.brasilecola.uol.com.br/estrategias-ensino/demonstracao-dos-efeitos-chuva-acida-aula-quimica.htm> >. Acesso em 31 de julho de 2018.

FOGAÇA, J. **Experimento como demonstração da chuva ácida.** Disponível em < <https://educador.brasilecola.uol.com.br/estrategias-ensino/experimento-como-demonstracao-chuva-Acida.htm> >. Acesso em 31 de julho de 2018.

FRANCISCO, W. F. **Chuva ácida.** Disponível em < <https://brasilecola.uol.com.br/geografia/chuvaacida.htm> >. Acesso em 31 de julho de 2018.

MAGALHÃES, L. **Chuva ácida.** Disponível em < <https://www.todamateria.com.br/chuva-acida/> >. Acesso em 31 de julho de 2018.

PEDROLO, C. **Chuva ácida.** Disponível em < <https://www.infoescola.com/quimica/chuva-acida/> >. Acesso em 31 de julho de 2018.

SANAGUA. **Gás carbônico e as chuvas ácidas.** Disponível em < <http://sanagua.com.br/noticias/gas-carbonico-e-as-chuvas-acidas-159.html> >. Acesso em 31 de julho de 2018.

D - INVERSÃO TÉRMICA

Conteúdos abordados

- Estudo de Gases
- Estudo de Soluções
- Estudo de óxidos
- Oxidação e Redução
- Ácido e Base

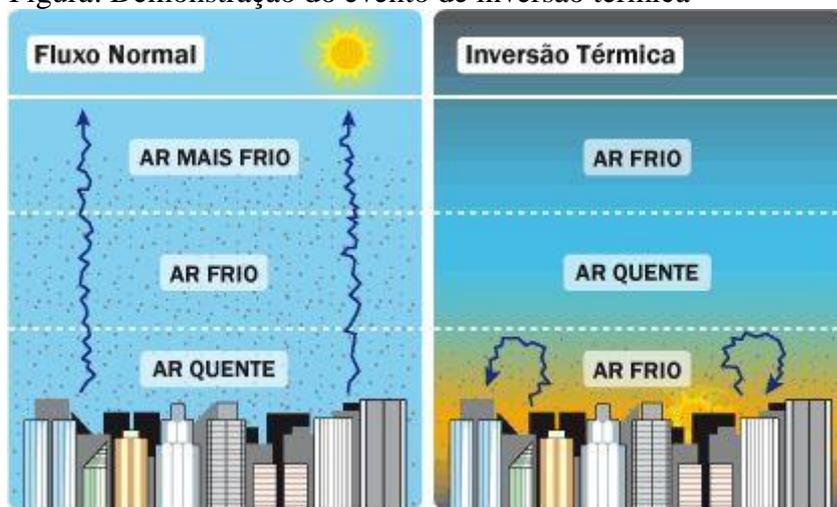
1 INTRODUÇÃO

Trata-se de um fenômeno natural que costuma ocorrer em grandes centros urbanos industrializados. Isso ocorre porque camadas mais elevadas da atmosfera são ocupadas com ar relativamente mais quente, conseqüente menos denso que impossibilita o ar mais frio, mais denso de circular, causando uma inversão na posição habitual das camadas, com o ar frio permanece em baixo e o ar quente acima, desta forma é dado o nome inversão térmica. No meio urbano com a concentração de ar frio nas camadas mais baixas, ocorre também à retenção de gases poluentes como CO₂.

Normalmente, a reversão do calor ocorre nas primeiras horas da manhã e nas primeiras horas da manhã, principalmente no inverno, pois nesta estação as temperaturas do solo e do ar são menores que as próximas ao solo, podendo chegar a menos de 4°C.

Como resultado, o ar frio aprisionado na camada inferior da atmosfera não pode subir, e o ar relativamente quente que ocupa a camada superior da atmosfera não pode cair.

Figura: Demonstração do evento de inversão térmica



Fonte: TodaMatéria

2 METODOLOGIA

2.1 MATERIAIS

- Garrafas PET (2 litros);
- Garrafa PET tipo “caçulinha”;
- Cobre metálico;
- Ácido nítrico concentrado;
- Bomba de aquário;
- Lâmpadas;
- Tripé;
- Mangueira de silicone;
- Cola quente;
- Vidro em forma de Y.

2.2 PROCEDIMENTOS EXPERIMENTAL

- O experimento é montado com duas garrafas transparente (PET), uma garrafa PET “caçulinha” com uma saída em Y, onde são adaptadas mangueiras de silicone.

(Sugestão de conteúdo: Explicar o fenômeno da inversão térmica).

- No topo da garrafa (1) coloca-se uma lâmpada para o aquecimento da parte superior, simulando a radiação solar. O clima frio é obtido colocando a garrafa imersa em um banho de gelo (5).

(Sugestão de conteúdo: Troca de Calor, explicar de qual forma acontece).

- Na garrafa (2), coloca-se uma lâmpada, na parte inferior, para simular o aquecimento da camada de ar próxima a superfície da terra.

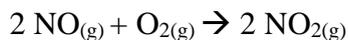
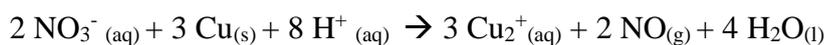
(Sugestão de conteúdo: Densidade)

- A garrafa “caçulinha” (3) é utilizada como recipiente reacional. Adiciona-se então 1,0 g de cobre metálico e 15 mL de ácido nítrico concentrado. Observação: a bomba de aquário (4) é adaptada no frasco reacional.

(Sugestão de conteúdo: Ácido e Base. Explicar que o HNO_3 é um ácido forte, como identificar, usando a regra de Linus Pauling, nomenclatura de ácido e ação oxidante. Também pode falar sobre a reação de oxirredução que ocorre entre o ácido e o metal. Além disso, pode trabalhar com o óxido produzido NO_2 , analisando suas propriedades e nomenclatura).

- Observar o efeito da inversão térmica

(Sugestão de conteúdo: Difusão e Efusão)

Reações que ocorrem:**3 DISCURSÃO**

- 1) Porque os aquecedores são instalados perto do chão? E o ar-condicionado perto do teto ?
- 2) Porque o HNO_3 é um ácido forte ?
- 3) A reação entre HNO_3 e Cu é uma reação de oxirredução, desta forma qual espécie é o agente oxidante e qual é o agente redutor?
- 4) O NO_2 é um dos gases causadores da chuva ácida, uma vez que esse óxido possui caráter ácido, como é possível identificar esse caráter ?

4 BIBLIOGRAFIA:

Inversão Térmica, TodaMatéria. Disponível em: < <https://www.todamateria.com.br/inversao-termica/>>. Acessado em 12/05/2020.

DA SILVA, C. R. F.; FERTONANI, I. A. P. Práticas educativas de química ambiental para o ensino médio: inversão térmica e chuva ácida, 30ª Reunião Anual da Sociedade Brasileira de Química. 2020

E- CARVÃO ATIVADO

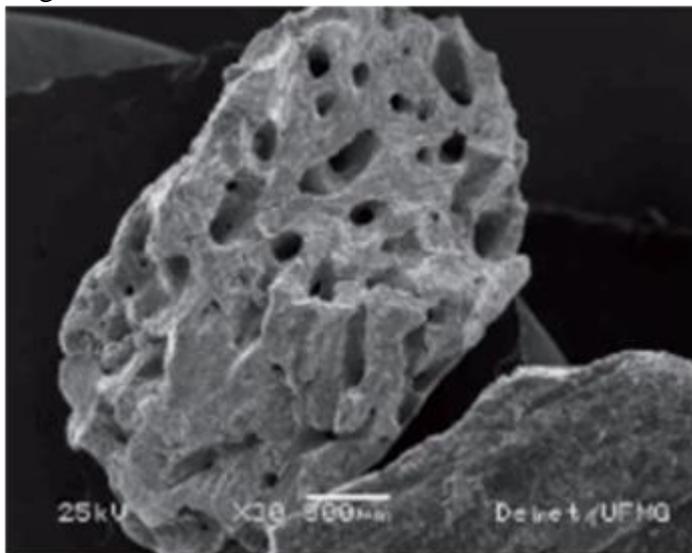
Conteúdos Abordados

- Adsorção e Absorção
- Ligação Química
- Método de Separação

1 INTRODUÇÃO

O interesse pelo carvão ativado aumentou após a Primeira Guerra Mundial, devido ao seu uso contra gases tóxicos. O carvão ativado é um material poroso, obtido pelo processo de pirólise e ativação a partir de diferentes fontes de matéria orgânica. A característica mais significativa deste produto é seu poder de adsorção, tanto químico, através da formação de ligações covalentes, como física pelas interações de Van der Waals. Por causa de sua propriedade o carvão ativado possui ampla aplicação no meio doméstico e industrial, por exemplo, ele é utilizado em geladeira, com a finalidade de retirar odores desagradáveis, gerados por substâncias voláteis ou pela decomposição dos alimentos. No meio industrial possui aplicação no tratamento de água, ar e resíduos, eliminando cor, odor, mau gosto e remove substâncias orgânicas dissolvidas através do mecanismo de adsorção. Além disso também possui aplicações na área da saúde, sendo utilizado em emergências para tratar de intoxicações por produtos químicos ou intoxicação alimentar.

Figura: Carvão Ativado



Fonte: Bonechar

2 METODOLOGIA

2.1 Materiais

Experimento 1: Remoção de cor e de odor de materiais

- Um béquer de 100 mL;
- Um funil simples;
- Papel de filtro (do tipo usado para coar café) d- 2 tubos de ensaio;
- Um suporte para tubos;
- Uma espátula;

- Carvão ativado (serão usadas 10 pontas de espátula cheias);
- Tinta para caneta tinteiro, de preferência lavável (1 gota) i- vinagre (100 mL).

2.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Experimento 1: Remoção de cor e de odor de materiais

- Coloque o papel de filtro num funil, apoiado no suporte em que se encontra o tubo de ensaio (Figura 1).

(Sugestão de conteúdo: Métodos de Separação. É possível explicar os diferentes métodos de separação de misturas, por exemplo, a filtração. Também é possível mostrar algumas vidrarias/matérias comuns nos laboratórios)

- Adicione 5 pontas de espátula de carvão ativado no papel de filtro, que já se encontra no funil.

(Sugestão de conteúdo: Adsorção. É possível explicar a propriedade de adsorção do carbono ativado. Também é possível explicar a diferença de carvão normal para ativado).

- Coloque um pano usado para limpar o quadro branco em 100 mL de água no béquer.
- (Sugestão de conteúdo: Soluções).**

- Verta a água “suja” sobre o carvão, que se encontra no funil. Compare a cor que sai após a filtração com a cor original da solução. Também utilize uma esponja para demonstrar o efeito de absorção.

(Sugestão de conteúdo: Diferença de adsorção e absorção. Também é possível falar sobre adsorção química e adsorção física).

- Utilize a máscara de gás caseiro para cheirar o alho e cebola, para ver a capacidade do carvão de retirar odores.

(Sugestão de conteúdo: Aborda acerca da porosidade do carvão ativo e sua capacidade de reter cheiros).

3 DISCUSSÕES

- 1) Existem outros métodos de separação? Cite alguns
- 2) Qual a diferença de adsorção e absorção?
- 3) Porque as moléculas voláteis ficam retidas no carvão ativado?
- 4) Ao escolher entre o carvão ativado e o carvão vegetal para retirar odores da geladeira, qual é mais eficiente? Por quê?

4 BIBLIOGRAFIA

Tua saúde. Carvão vegetal ativado: pra que serve e como tomar. Disponível em: <<https://www.tuasaude.com/carvaovegetal/#:~:text=O%20carv%C3%A3o%20vegetal%20ativado%20%C3%A9,tratamento%20de%20intoxica%C3%A7%C3%B5es%20e%20preven%C3%A7%C3%A3o>> Acesso em: 15 de dezembro de 2020.

Líria Alves. Carvão ativado. Disponível em: <<https://brasilecola.uol.com.br/quimica/carvao-ativado.htm>> Acesso em: 15 de dezembro de 2020.

CAPÍTULO II

ALIMENTOS

A cozinha pode ser considerada um enorme laboratório onde os alimentos estão a todo instante participando de reações químicas distintas. Neste capítulo, abordaremos a eficácia da utilização de alimentos e outros materiais simples para facilitar a compreensão de alguns conteúdos importantes para os estudantes do ensino médio.

Com ajuda da criatividade, é possível identificar novas formas de apresentar a ciência com aparelhagem simples e também levando em conta a importância da educação e preservação ambiental, pois muitas vezes o descarte inadequado de reagentes no meio ambiente provoca danos acumulativos.

Com o crescimento da demanda por alimentos, muitas substâncias têm sido sintetizadas e aplicadas pela indústria alimentícia, seja para melhoria de aspectos mecânicos ou sensoriais. Dessa forma, as substâncias químicas presentes nos alimentos podem ser utilizadas para a realização de diversos experimentos simples que serão vistos a seguir.

A - INDICADOR DE pH UTILIZANDO REPOLHO ROXO

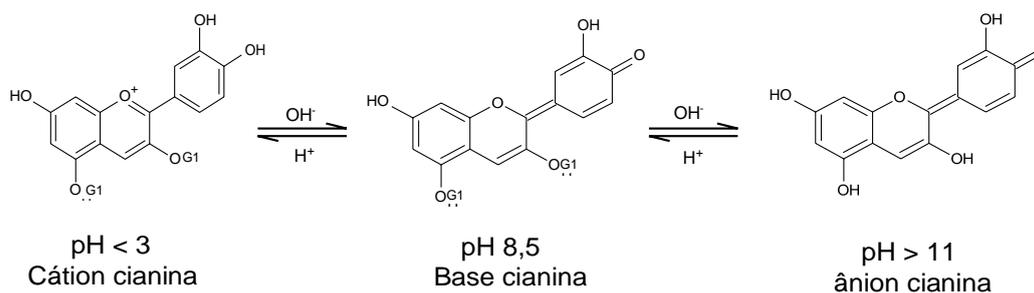
Conteúdos Abordados

- **Indicadores de pH** (1º bimestre do 3º ano)
- **Equilíbrio ácido-base e pH** (1º bimestre do 3º ano)
- **Conceitos de ácidos e base** (4º bimestre do 1º ano)
- **Funções Orgânicas** (2º bimestre do 3º ano)

1 INTRODUÇÃO

O repolho roxo é um alimento muito utilizado na culinária brasileira e apresentar uma cor que chama bastante atenção. As substâncias químicas responsáveis por essa coloração são as antocianinas (pigmento da classe dos flavonoides) que, dependendo do pH do meio em que essas substâncias se encontram, haverá a mudança da coloração de seus extratos devido a algumas modificações na sua estrutura (ver Figura 1).

Figura 1: Antocianinas em diferentes valores de pH.



Fonte: BERNARDINO; PEREIRA, 2015 (adaptado).

O potencial hidrogeniônico (também conhecido como pH) é um índice que indica a acidez, neutralidade ou alcalinidade de um meio. Esse parâmetro é muito utilizado em controles de qualidade nas mais diversas indústrias, pois nelas há a necessidade de conhecer e inspecionar as características dos produtos. Diante o que foi exposto, como que o repolho roxo pode ajudar a identificar se uma solução é ácida, neutra ou básica?

2 METODOLOGIA

2.1 MATERIAIS

- Água
- Peneira
- Repolho roxo
- Cadinho e pistilo
- Catchup
- Sal de cozinha (NaCl)
- Bicarbonato de Sódio (NaHCO₃)

2.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Preparação do indicador

- No cadinho de porcelana, adicione alguns pedaços de repolho roxo e macere-os até obter o máximo de extrato concentrado. Se necessário, adicionar algumas gotas de água para auxiliar a maceração.

(Sugestão de conteúdo: Nessa etapa, é interessante o professor instruir os alunos de que esse passo é fundamental para obter o resultado esperado, tendo em vista que as antocianinas serão liberadas pela quebra da parede celular promovida no ato da maceração)

- Coloque o extrato concentrado em um copo de 250 mL e o complete-o com água.

(Sugestão de conteúdo: diluição de soluções)

- Passe a solução formada por uma peneira com intuito de retirar os pedaços de repolho ainda presentes na solução
- Com a solução do indicador pronta, podemos investigar se o pH das substâncias que estão ao seu redor é ácido, básico ou neutro através da mudança de cor do suco de repolho roxo quando em contato com outras soluções

Teste dos produtos com diferentes propriedades

- Em três tubos de ensaio distintos acrescente o suco de repolho roxo até a metade do tubo e enumere-os em 1,2 e 3;

- No tubo 1 adicione o equivalente a dois dedos de catchup (aproximadamente 2 cm) e agite;

(Sugestão de conteúdo: É interessante informar aos alunos que na composição do catchup encontra-se o ácido acético proveniente do vinagre)

- No tubo 2 acrescente o equivalente a dois dedos de sal de cozinha (NaCl) e agite

(Sugestão de conteúdo: Informar aos alunos que esse sal é neutro)

- No tubo 3 acrescente o equivalente a dois dedos de bicarbonato de sódio, agite

(Sugestão de conteúdo: Informar aos alunos que esse sal é básico)

- Anote as suas observações

A tabela 1 irá auxiliar na determinação do pH das substâncias a serem analisadas.

Tabela 1: Relação da faixa de pH com a Cor observada.

Faixa de pH	Cor
1 - 4	Vermelho
5 - 8	Violeta
9 - 10	Azul
11 - 12	Verde
> 13	Amarelo

Fonte: BERNARDINO; PEREIRA, 2015.

Não se limite a apenas esses testes, é possível estimar o pH de várias soluções utilizando o suco de repolho roxo, então divirta-se e recomende aos alunos compartilhar os resultados com os colegas de classe.

3 DISCUSSÕES

- 1) A coloração do suco de repolho se modificou com a mudança de pH?

- 2) Com base na tabela 1, a mudança de cor do suco de repolho nos diferentes meios está dentro do esperado por você?
- 3) Na Figura 1, quais os grupos funcionais podem ser identificados nas três estruturas ilustradas?

4 BIBLIOGRAFIA

BERNARDINO, A. M. R.; PEREIRA, A. DA S. **Antocianinas - papel indicador de pH e estudo da estabilidade da solução de repolho roxo.** Disponível em:

<<http://www.sbq.org.br/ranteriores/23/resumos/0256/>>. Acesso em: 2 ago. 2018.

FOGAÇA, J. R. V. **Conceito de pH. Definição e métodos de determinação de pH - Manual da Química.** Disponível em: <<https://manualdaquimica.uol.com.br/fisico-quimica/conceito-ph.htm>>. Acesso em: 2 ago. 2018.

FOGAÇA, J. R. V. **Indicador ácido-base com repolho roxo - Manual da Química.** Disponível em: <<https://manualdaquimica.uol.com.br/experimentos-quimica/indicador-acido-base-com-repolho-roxo.htm>>. Acesso em: 1 ago. 2018.

FOGAÇA, J. R. V. **Indicadores ácido-base naturais. Indicadores naturais - Mundo Educação.** Disponível em: <<https://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/indicadores-acido-base-naturais.htm>>. Acesso em: 1 ago. 2018.

SILVA, A. K. et al. **Utilização do extrato de repolho roxo como indicador natural no estudo de substâncias ácidas** E. n. 1, 2015.

B - INFLANDO BEXIGAS COM VINAGRE

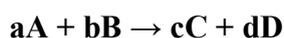
Conteúdos Abordados

- **Reagente Limitante e excesso** (1º bimestre do 2º ano)
- **Tipos de Reações** (1º bimestre do 2ºano)
- **Cálculos estequiométricos** (1º bimestre do 2º ano)
- **Entalpia** (3º bimestre do 2º ano)
- **Propriedades dos gases** (3º bimestre do 2º ano)
- **Conceitos de ácidos e base** (4º bimestre do 1º ano)
- **Concentração de soluções** (2º bimestre do 2º ano)
- **Hidrólise de sais** (4º bimestre do 1º ano)

1 INTRODUÇÃO

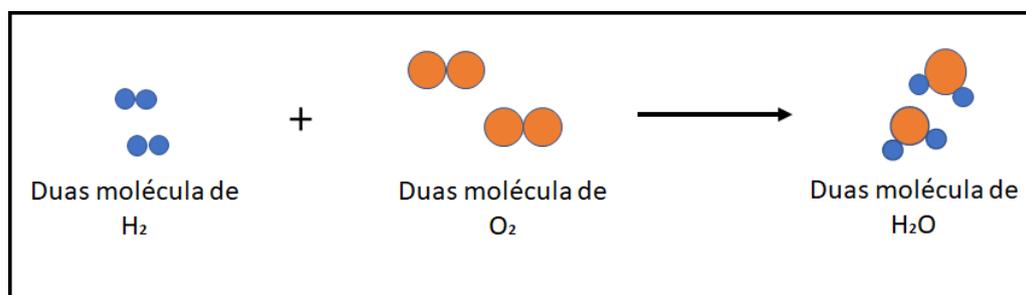
As bexigas na maioria das ocasiões estão associadas a festas ou decoração, entretanto, para um químico elas podem ser úteis como ferramenta para demonstrações experimentais de diversas reações químicas.

Toda ou qualquer substância que está a nossa volta pode sofrer modificações química, seja por efeito do tempo, da pressão, da temperatura entre outros. As reações químicas podem ser espontâneas ou não espontâneas e são expressas genericamente pela seguinte equação:



Onde A e B são reagentes, substâncias que são colocadas em contato para que reajam entre si. Não são necessariamente dois reagentes envolvidos e podem-se ter reações com apenas um ou vários reagentes. C e D são produtos, substâncias obtidas após a transformação. Os índices a, b, c e d são coeficientes da equação, isto é, são os valores que expressam a relação estequiométrica entre os reagentes e produtos.

Figura 2: Esquema de reação de combustão do hidrogênio gasoso.



Fonte: Autor.

As reações químicas devem ser balanceadas. Em uma reação, ocorre um rearranjo, ou seja, as ligações químicas são rompidas e outras são formadas. Em alguns casos, as ligações são rompidas de tal forma que determinados produtos se encontram no estado gasoso a condições ambientes.

Sabendo disso, é possível imaginar que nem sempre teremos quantidades de reagentes estequiometricamente proporcionais para transformá-los inteiramente em produtos. Dessa forma, quem irá ditar a quantidade de produto formada? Utilizando-se de vinagre, bicarbonato de sódio, alguns balões e garrafas poderão compreender na prática a importância de conhecer o reagente limitante de uma reação.

Distinguir e determinar o reagente limitante e em excesso torna-se de fundamental importância nas indústrias alimentícias, pois para formulação dos seus produtos faz-se necessário conhecer as quantidades certas de cada reagente a serem utilizadas e suas características para a obtenção do produto final.

2 METODOLOGIA

2.1 MATERIAIS

- 6 garrafas PET de mesmo volume (preferencialmente 250 mL e transparentes)
- 150 mL de Vinagre
- Pacote de bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$)
- 6 bexigas pequenas

- Funil pequeno

2.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Estudo da reação

- Adicione em 4 garrafas PET distintas aproximadamente 5, 10, 15 e 20 mL de vinagre respectivamente.

(Sugestão de conteúdo: O Professor pode comentar a cerca do ácido acético presente no vinagre comercial e que em média a quantidade desse componente é de 4,7% (v/v), iniciando assim uma abordagem sobre concentrações de soluções.)

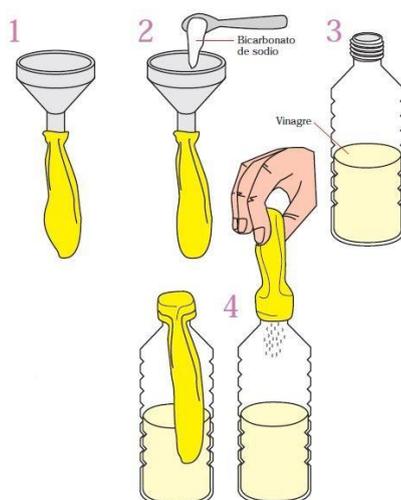
- Com auxílio do funil, acrescente no interior de 4 balões uma medida de bicarbonato de sódio (use como medida a tampa da garrafa) e os conecte a boca de cada garrafa. (ver Figura 3).

(Sugestão de conteúdo: O Professor pode abordar sobre a natureza básica do bicarbonato de sódio.)

- Peça auxílio a dois alunos para que cada um deles verta os balões sobre as garrafas com o intuito de fazer com que o máximo de bicarbonato possa reagir com o vinagre. Aguarde toda reação se processar e observe o sistema.

(Sugestão de conteúdo: reagente limitante e em excesso, de acordo com a observação dos precipitados.) (ver Figura 3)

Figura 3: Ilustração e reação envolvida no experimento.



Fonte: MEDEIROS; RESENDE; MAIA, 2015.

(Sugestão de conteúdo: Estudo das propriedades do gás)

- Em duas garrafas PET, acrescente aproximadamente 50 mL de vinagre em cada uma
- Em duas bexigas, acrescente uma medida de bicarbonato de sódio (use como medida a tampa da garrafa) e os conecte a boca de cada garrafa da mesma maneira do primeiro procedimento experimental
- Coloque apenas uma das garrafas sobre um banho de gelo com o intuito de diminuir a temperatura do sistema
- Verta os dois balões simultaneamente sobre as garrafas fazendo com que o vinagre entre em contato com o bicarbonato de sódio.

(Sugestão de conteúdo: O professor poderá abordar como a temperatura influencia na velocidade da reação utilizando a equação universal dos gases)

3 DISCUSSÕES

- 1) Visualmente o que pode ser observado durante a reação?
- 2) Qual a reação irá acontecer? Como ela pode ser classificada?

- 3) Todos os balões apresentam o mesmo volume de gás? Por quê?
- 4) Nesse experimento, qual é o reagente limitante?
- 5) Em relação a última etapa do experimento, o volume de CO₂ na bexiga em que o sistema está sendo resfriado é o mesmo que no sistema a temperatura ambiente? Explique.

BIBLIOGRAFIA

BASTO LIRA, M.; CELINA PIAZZA RECENA, M. **Tecnologia da Informação e Comunicação Avaliação das possibilidades de uso de vídeos digitais didáticos de experimentos para o ensino de estequiometria.** Disponível em:

<<http://www.sbq.org.br/eneq/xv/resumos/R1131-1.pdf>>. Acesso em: 2 ago. 2018.

FOGAÇA, J. R. V. **Como encher balões sem usar o ar dos pulmões? Encher balões - Brasil Escola.** Disponível em: <<https://educador.brasilecola.uol.com.br/estrategias-ensino/como-encher-baloes-sem-usar-ar-dos-pulmoes.htm>>. Acesso em: 2 ago. 2018.

FOGAÇA, J. R. V. **Reagente em excesso e reagente limitante. Reagente limitante – Mundo Educação.** Disponível em: <<https://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/reagente-excesso-reagente-limitante.htm>>. Acesso em: 2 ago. 2018.

MEDEIROS, R. V. B.; RESENDE, R. R.; MAIA, S. R. R. **Laboratório em sala de aula: Produzindo CO₂.** Nanocell News, v. 2, n. 12, p. n/a-n/a, 3 jun. 2015.

C - DESCOLORINDO CORANTE SINTÉTICO



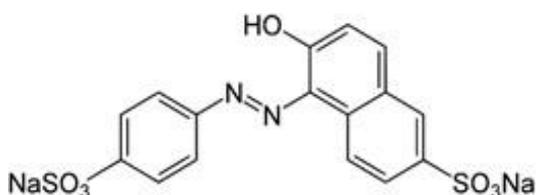
Conteúdos Abordados:

- Evidências de reações (1º bimestre do 2º ano)
- Funções Orgânicas (2º bimestre do 3º ano)
- Reação de Oxirredução (4º bimestre do 3º ano)

1 INTRODUÇÃO

A obtenção de corantes a priori, era adquirida por fontes naturais, como sementes, frutos, flores e diversos outros produtos extraídos da natureza, porém a uniformidade da cor e sua estabilidade eram difíceis de reproduzir. Surgindo a necessidade de uma padronização, a indústria desenvolveu inúmeros corantes artificiais para as mais diversas aplicações. Um corante é toda substância que, se adicionada a outra, altera a cor desta.

Figura 4: Estrutura do corante amarelo crepúsculo.



Fonte: Journal of Dispersion Science and Technology.

Figura 5: Aplicação do corante amarelo crepúsculo.



Fonte: 99 Mercados

Alguns compostos químicos conseguem degradar a cor da solução corante por uma reação de oxidação. O Hipoclorito de sódio (NaClO) é um exemplo destes compostos, sendo muito utilizado também para eliminar germes e bactérias presentes nas hortaliças, verduras, legumes e frutas.

2 METODOLOGIA

2.1 MATERIAIS

- Refrigerante de laranja
- Copo
- Água sanitária (NaClO)

2.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Em um copo transparente adicione cerca de 50 mL de refrigerante de laranja
- Acrescente aproximadamente 10 mL de água sanitária e agite
- Observe o que irá acontecer
- Caso não tenha sido possível verificar mudanças, adicione um pouco mais de água sanitária.

(Sugestão de conteúdo: O professor pode abordar sobre a distinção de agente oxidante e agente redutor, no caso, o NaClO é um forte agente oxidante)

3 DISCUSSÕES

- 1) Houve reação entre o corante amarelo crepúsculo e o hipoclorito de sódio?
- 2) Qual a principal evidência de reação?
- 3) Com base na estrutura química do corante, qual/quais grupos funcionais você consegue identificar?
- 4) Existe relação entre o que aconteceu na reação e o poder oxidante do hipoclorito de sódio?

BIBLIOGRAFIA



ALVES, L. **Hipoclorito de sódio - Brasil Escola**. Disponível em: <<https://brasilecola.uol.com.br/quimica/hipoclorito-sodio.htm>>. Acesso em: 3 ago. 2018.

CODEX, **Food Chemicals**. "Committee on Food Chemicals Codex." Food and Nutrition Board, Institute of Medicine, National Academy of Sciences, Fifth Edition, Published: National Academy Press, Washington, DC, 2003.

JÚNIOR, I. **O que acontece quando é adicionado água sanitária na Coca Cola?** Disponível em: <<https://climatologiageografica.com/agua-sanitaria-e-coca-cola/>>. Acesso em: 3 ago. 2018.

MIDDLETON, E. **Middleton's allergy: principles & practice**. Mosby Inc, 2003.

WOOD, R. et al. **Analytical methods for food additives**. CRC Press, 2004.

D- Determinando as calorias dos alimentos

Conteúdos abordados:

- **Termoquímica** (3º bimestre do 2º ano)
- **Bioquímica** (2º bimestre do 3º ano)

1 Introdução

1.1 A energia e os alimentos

Manter os níveis de energia adequados é fundamental para a saúde do organismo, os alimentos são a nossa principal fonte de energia. A unidade de medida da energia contida nos alimentos é a caloria (cal), define-se como uma caloria como a quantidade de calor necessária para aumentar em 1°C, 1g de água. Uma quilocaloria (1 Kcal) é igual a 1000 cal.

Diferentes alimentos possuem diferentes energias, e isso decorre das suas diferentes composições químicas, ou seja, dependem da quantidade de carboidratos, lipídios, proteínas e outras substâncias. Um ovo, por exemplo, têm 77 Kcal, já uma costela de porco, possui 483 Kcal. A costela de porco possui um valor energético maior decorrente da maior quantidade de gorduras (lipídios) que apresentam maior energia. O valor energético médio de carboidratos é de 4,0 Kcal, de proteínas 5,2 Kcal e de lipídios 9,0 Kcal.

1.2 Cálculo da quantidade de calor

Uma das formas de expressar a energia é através da quantidade de calor transferido. Calor é energia térmica em movimento, passando de um material para outro. De um modo geral pode ser calculado pela expressão:

$$Q = mc\Delta T$$

Onde, Q é quantidade de calor, m é a massa, c é o calor específico do material, e ΔT é a variação de temperatura.

A partir desta equação pode-se determinar a energia de alimentos usando um calorímetro, um dispositivo que queima um material e o calor deste é transferido para a água por condução. No experimento a seguir a energia de alimentos é medida através de um calorímetro com materiais do cotidiano. Ao realizar a combustão do alimento o calor liberado é absorvido pela água, e a partir da massa de água e da variação de temperatura observada, pode-se calcular o calor liberado pela queima de alimentos.

2. Metodologia

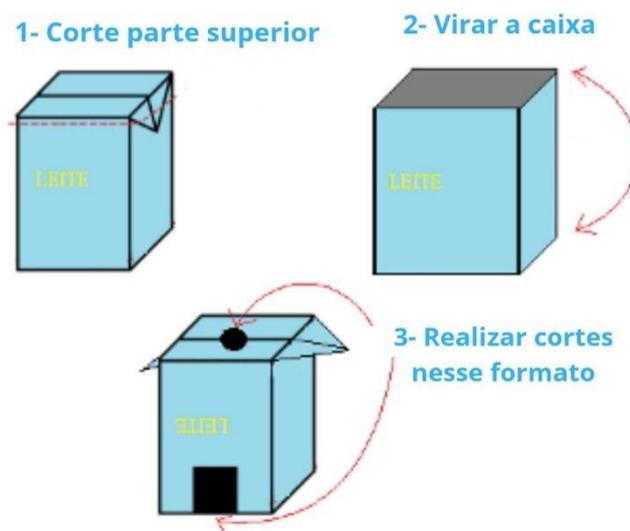
2.1 Materiais:

- Uma caixa de papelão (como uma caixa de leite);
- Uma tesoura;
- Termômetro de mercúrio;
- Um tubo de ensaio de 10ml;
- Água destilada;
- Uma proveta;
- Alimentos diferentes (sugerimos pão, amendoim, castanha);
- Fósforo;
- Clipe de papel;
- Pinça de madeira ou prendedor de roupa de madeira;
- Vela, lamparina a álcool ou Bico de Bunsen.
- Balança de mesa.

2.2 Procedimento experimental:

Corte a parte superior de uma caixa de leite, e vire-a para baixo. Faça um corte circular no topo da caixa, e um retangular na lateral de baixo, conforme a figura:

Figura: Esquema de corte da caixa



Fonte: Fogaça (2020)

(Sugestão de conteúdo: transferência de calor. Pode-se abordar os fenômenos de transferência de calor, sendo a caixa usada para diminuir as trocas do sistema com o meio, o papelão, o alumínio e o plástico atuam como isolantes.)

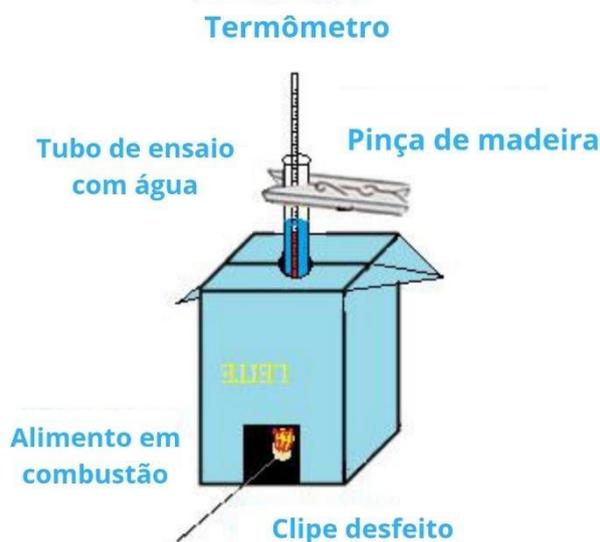
Meça 10ml de água com a proveta e coloque no tubo de ensaio. Determine a temperatura inicial da água com o termômetro. Segure o tubo de ensaio com a pinça de madeira e coloque-o no furo na parte superior da caixa.

(Sugestão de conteúdo: apresentar as vidrarias utilizadas, comentar o funcionamento do termômetro de mercúrio.)

Acenda a lamparina, pegue o pedaço de um dos alimentos com um clipe desfeito e queime-o. Coloque o alimento queimando bem próximo do fundo do tubo. É importante queimá-lo repetitivamente, até não entrar em combustão ao ter contato com a chama. Os alimentos devem ter massa semelhante, para isso utilize uma balança de mesa.

(Sugestão de conteúdo: Pode-se abordar o processo de combustão, as reações envolvidas na queima de carboidratos, óleos e gorduras, e as diferentes composições químicas e valores energéticos dos alimentos usados)

Figura: Esquema do sistema do calorímetro caseiro.



Fonte: Fogaça (2020)

Com o termômetro, meça a temperatura final da água. Repita o procedimento com outros alimentos, usando o mesmo sistema. A partir da variação de temperatura calcule a quantidade de calor transferida pelos alimentos para a água e compare os valores, utilizando a equação abaixo.

Equação para cálculo: $Q = mc\Delta T$

- Para obter a massa de água em 10ml utilize a densidade da água ($d = 1\text{g/ml}$)

- O calor específico (c) da água tem valor 1,0 cal/g°C

Tabela: Valor energético médio

Carboidratos (açúcares)	4,0 Kcal
Proteínas	5,2 Kcal
Lipídios (óleos e gorduras)	9,0 Kcal

(Sugestão de conteúdo: composição química dos alimentos. A partir dos resultados obtidos o professor pode incentivar os estudantes a buscar a composição química dos alimentos, de modo a justificar as diferenças de energia.)

Para os alimentos sugeridos, a cada 100g temos em média:

Alimento:	Pão	Amendoim	Castanha de caju
Carboidratos(g)	75,9	9,3	30,0
Proteínas(g)	11,0	28,55	18,0
Óleos e Gorduras(g)	1,60	54,7	44,0
Valor calórico(Kcal)	392,7	606,7	553,0

3 Discussões

- 1) Dos alimentos usados qual queimou mais rápido? Como isso pode ser explicado?
- 2) Qual o tipo de reação química envolvida na queima de alimentos?
- 3) Justifique as diferenças energéticas entre os alimentos com base em suas composições de carboidratos, proteínas e lipídios.

BIBLIOGRAFIA:

FOGAÇA, Jennifer. **Medindo a energia dos alimentos**. Brasil Escola. Disponível em: <https://educador.brasilecola.uol.com.br/estrategias-ensino/medindo-energia-dos-alimentos.htm>. Acesso em: 24 de maio de 2020.

GUIMARÃES, Luciana Mamus; AIRES, Joanez Aparecida; GATTO, Hudson Souza. Experimentação problematizadora: como são determinadas as quantidades de calorias nos alimentos. Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas, n. Extra, p. 2087-2091, 2013.

VIRTUOUS, Tecnologia da informação. **Energia dos alimentos**. Só Biologia. Disponível em: <https://www.sobiologia.com.br/conteudos/Corpo/alimentos7.php>. Acesso em: 24 de maio de 2020.

E- PREPARO E EMPREGO DO REAGENTE DE BENEDICT NA ANÁLISE DE AÇÚCARES

Conteúdos abordados:

- Bioquímica(2º bimestre do 3º ano)
- Equilíbrio químico: 4º bimestre do 3º ano)
- Reações orgânicas(2º bimestre do 2º ano)
- Funções inorgânicas(2º bimestre do 1º ano)

1 Introdução

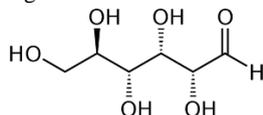
1.1 Glicídios e suas funções

Glicídios ou carboidratos são moléculas orgânicas que possuem, geralmente, na sua estrutura átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio. Possuem origem predominantemente vegetal, além de exercerem função energética possuem função estrutural. Os glicídios podem ser classificados como monossacarídeos, dissacarídeos ou polissacarídeos, dependendo do tamanho da sua estrutura.

Monossacarídeos são as estruturas que possuem de 3 a 7 carbonos. Dissacarídeos é a união entre dois monossacarídeos por meio de uma ligação glicosídica na qual ocorre a liberação de água. Exemplos mais conhecidos de dissacarídeos são: Lactose (glicose + galactose), Sacarose (Glicose + frutose) , Maltose (glicose + glicose).

Polissacarídeos são carboidratos formados a partir da união de muitos monossacarídeos, possuindo uma característica diferente dos outros tipos de carboidratos, já que esse não possui sabor doce. Principais exemplos de polissacarídeos são: amido, glicogênio e celulose.

Figura: Fórmula estrutural glicose



Fonte: infoescola

Figura: Fórmula estrutural lactose

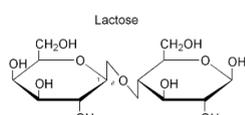
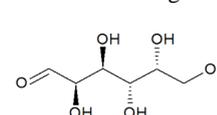
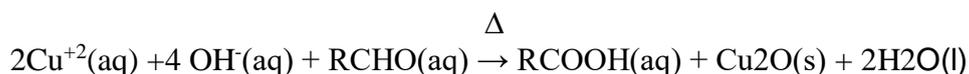


Figura: Fórmula estrutural galactose

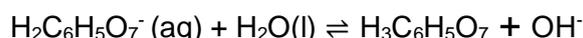


1.2 Reagente de Benedict

O reagente de Benedict é um reagente químico de cor azulada que é usado para detectar a presença de açúcares redutores, por exemplo glicose ,galactose, lactose. Esse reagente ao entrar em contato com uma solução que contém aldeído, o oxida a ácido carboxílico e a reduz o Cu^{2+} , componente do reagente de Benedict, a Cu^+ , por meio da reação abaixo:



Nesse experimento é usado um sal de frutas chamado ENO, ao invés de reagentes PA, juntamente da solução de cobre, tal reação só é possível, pois o bicarbonato de sódio presente no sal de frutas reage com o ácido cítrico também presente, produzindo o dihidrogenocitrato de sódio que sofrerá hidrólise, conseqüentemente deixando o meio básico, permitindo assim ocorrer a reação abaixo



2 Metodologia

2.1 Materiais

- Béquer;
- Conta –gotas;
- Pregador grande de madeira;
- Tubo de ensaio;
- Lamparina;
- Seringa descartável de plástico de 10 ml;
- Colheres de sal de frutas eno (5 g contêm; 2,3 g de bicarbonato de sódio; 2,2 g de ácido cítrico; 0,5 g de carbonato de sódio;
- ½ colher de chá de sulfato de cobre;
- 1 mL de água quente(medidos em uma seringa);
- Uma colher de chá rasa do material a ser testado, por exemplo açúcar, mel.

2.2 Procedimento experimental

Preparo do reagente de Benedict

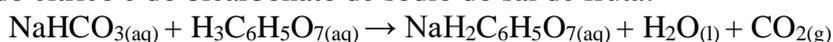
Adicionar em um béquer com 100 ml de água quente 4 colheres ou (16g) de sal de fruta (ENO, por exemplo) e em seguida adicionar meia colher de chá ou (2g) de CuSO_4 . Homogenize bem a solução.

Reações envolvidas:

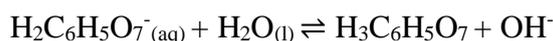
Dissociação do sulfato de cobre:



Reação do ácido cítrico e do bicarbonato de sódio do sal de fruta:



Hidrólise do $\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^-$ produzindo meio básico:



(Sugestão de conteúdo: **Comentar o processo da hidrólise.**)

Preparo da amostra:

- Adicionar em um tubo de ensaio x gotas de água mais x gotas do material a ser testado.

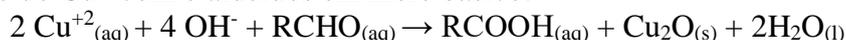
(Sugestão de conteúdo: **Vidrarias**)

Identificação de açúcares redutores

- Adicionar 10 gotas do reagente de benedict preparado, aos tubos com as amostras. Aqueça o fundo do tubo, observando a mudança de cor.

Reações envolvidas:

- Reação do Cu^{+2} com o aldeídos em meio básico:



(Sugestão de conteúdo) : **Reações orgânicas, oxidação de compostos orgânicos , funções orgânicas)**

Interpretação do resultado:

Caso ocorra mudança de cor de azul para castanho, a presença de açúcares redutores naquela amostra é confirmada.

3- Discussões:

1. O uso de adoçantes provocará a mudança de cor?
2. Por que para o sucesso do experimento tem que ser em meio básico?
3. Qual a necessidade de aquecer o fundo do tubo?

4- Bibliografia:

Santos, Vanessa Sardinha dos Santos .”Carboidratos” . Disponível em: <https://brasilecola.uol.com.br/biologia/carboidratos.htm>. Acesso em: 6 de junho de 2020

Oliveira, Rachel; Santa Maria, Luiz; Merçon, Fábio; Aguiar ,Mônica . Preparo e emprego do reagente de Benedict na análise de açúcares: uma proposta para o ensino de química orgânica. N° 23, MAIO 2006. Disponível em: qnesc.sbq.org.br/online/qnesc23/a10.pdf . Acesso em: 6 de junho de 2020

Coelho, Pedro. “Reagente de Benedict – “Teste de detecção de aldeídos e de açúcar na urina de diabéticos”. Disponível em: <https://www.engquimicasantossp.com.br/2019/05/reagente-benedict-teste-aldeido.html> . Acesso em: 6 de junho de 2020

Nascimento, Priscila Soares do. “Glicose” .Disponível em: <https://www.infoescola.com/bioquímica/glicose> . Acesso em: 6 de junho de 2020

Rezende, Rafaela Couto de. “Lactose” . Disponível em: <https://www.infoescola.com/bioquímica/lactose/> . Acesso em: 6 de junho de 2020

CAPÍTULO III

ENERGIA

O que é energia? O termo energia não é fácil de definir. Segundo David Halliday, “energia é uma grandeza escalar associada ao estado de um ou mais objetos”. Também pode ser definida como a capacidade de realizar trabalho.

Existem várias formas de energia, uma delas é a energia radiante, proveniente do sol. É uma energia muito importante para que ocorram processos essenciais para a manutenção da vida, como a fotossíntese. Já energia térmica, está associada ao movimento dos átomos. Por exemplo, ao transferir-se calor para um corpo, seus átomos e moléculas sofrem uma maior agitação. Essa agitação é gerada pela energia cinética das moléculas, que ocorre devido ao movimento destas, e que é por sua vez convertida em energia térmica.

Uma forma de energia extremamente importante para os químicos é a energia química, que está relacionada com a energia armazenada nas estruturas das substâncias químicas. Quando ocorre uma reação, esta energia pode ser liberada ou convertida em outras formas de energia. Existem subáreas da química que estudam diretamente estas transformações de energia, como a termoquímica, responsável pelo estudo da interconversão da energia química em energia térmica, ou o contrário, e também a eletroquímica que estuda a interconversão de energia química em energia elétrica, e vice-versa.

Desta forma é possível perceber que as diversas formas de energia podem ser interconvertidas gerando uma série de aplicações, tornando indispensável o seu entendimento.

A - PULSEIRAS LUMINESCENTES

Conteúdos abordados:

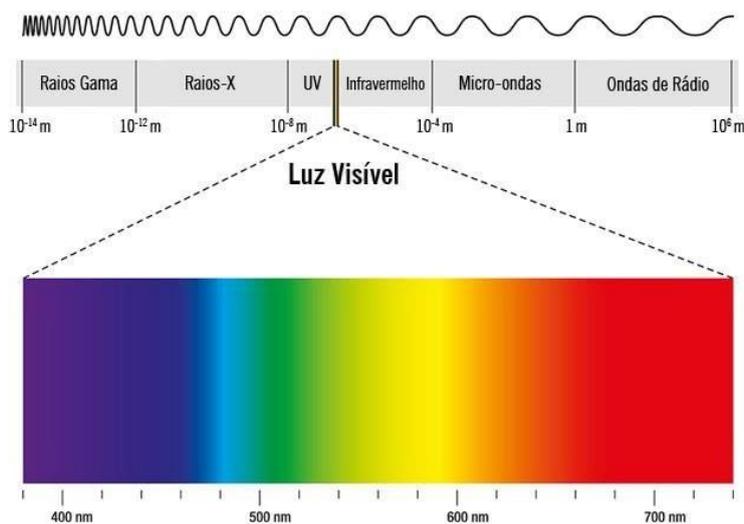
- **Velocidade de Reação** (4º bimestre do 2º ano);
- **Fenômenos de Luz** (2º bimestre do 1º ano);
- **Modelo Atômico de Bohr** (2º bimestre do 1º ano).

1 INTRODUÇÃO

Em determinada etapa de uma reação química pode ocorrer emissão de radiação eletromagnética na forma de luz, essas reações são chamadas de Quimiluminescentes.

Ao excitar os átomos de um material, os elétrons são promovidos a um estado de maior energia (estado excitado). Ao retirar-se a fonte de excitação, os elétrons voltam ao seu estado fundamental, e então há emissão de luz. Consultando o espectro eletromagnético, Figura 1, na região do visível é possível estimar uma faixa de comprimento de onda da luz emitida numa reação química.

Figura 1: Espectro Eletromagnético.



Fonte: MAGALHÃES, L., et al., 2017.

É importante também ressaltar que uma reação quimioluminescente, assim como todas as reações químicas, têm sua velocidade afetada pela temperatura. Logo a intensidade luminosa da reação é afetada pela temperatura a que a reação está submetida.

2 METODOLOGIA

2.1 MATERIAIS

- 2 Pulseiras de Neon;
- 2 Béquers (ou copos de vidro transparente) 250 mL;
- 200 mL de água quente;
- 200 mL de água gelada.

2.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Preencha os béqueres com água, um com água fervendo e o outro com água e gelo.
- Dobre duas pulseiras de neon e coloque cada uma em um béquer. Observe o que acontece.

(Sugestão de conteúdo: lembrar com os alunos o modelo atômico de Bohr e as transições eletrônicas.

- Depois de alguns minutos, troque as pulseiras de béqueres. Observe o que acontece.

(Sugestão de conteúdo: explicar para os alunos como a temperatura afeta a velocidade de uma reação)

3 DISCUSSÃO

- 1) Por que a pulseira de neon brilha?
- 2) O que acontece com a pulseira quando está em contato com a água gelada e a água quente? Explique suas observações.
- 3) Consultando o espectro eletromagnético estime a faixa de comprimento de onda da luz emitida na reação de suas pulseiras de neon.

BIBLIOGRAFIA

MAGALHÃES, L., et al. **Espectro Eletromagnético**. Disponível em:
<<https://www.todamateria.com.br/espectro-eletromagnetico/>>. Acesso em: 14 de Agosto de 2018.

MATEUS, A. **Pílulas de ciência: pulseiras de luz**. Disponível em: <
<http://pontociencia.org.br/experimentos/visualizar/pilulas-de-ciencia-pulseiras-de-luz/263>>
Acesso em: 22 de agosto de 2018.



B - CONDUTIVIDADE DAS SOLUÇÕES

Conteúdos abordados:

- **Eletroquímica** (4º bimestre do 3º ano);
- **Soluções** (2º bimestre do 2º ano);
- **Eletrólitos e não-eletrólitos** (4º bimestre do 1º ano).

1 INTRODUÇÃO

Uma solução pode ser definida como uma mistura homogênea de uma ou mais substâncias. As soluções aquosas são soluções em que o solvente é a água, e o soluto, qualquer substância que se dissolva na água.

Os solutos de soluções aquosas podem ser: Eletrólitos ou não Eletrólitos. Uma substância é dita eletrólito quando, ao se dissolver na água, tem a capacidade de tornar a solução condutora, sendo esta denominada solução eletrolítica. Um não eletrólito, por sua vez, ao se dissolver produz uma solução incapaz de conduzir corrente elétrica, denominada solução não eletrolítica.

Os eletrólitos podem ainda ser divididos em fortes e fracos. Os fortes são considerados dissociados completamente em solução, como por exemplos sais como cloreto de sódio. Já os eletrólitos fracos não estão completamente dissociados em seus íons, como por exemplo, o ácido acético.

2 METODOLOGIA

2.1 MATERIAIS

- Lâmpada incandescente;
- Fios condutores de cobre encapados;
- Béqueres (ou copos) de 100mL;
- Açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$);
- Sal de cozinha (NaCl);
- 150 mL de água destilada.

2.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Coloque em um dos béqueres 50 mL de água e uma colher de chá de açúcar. Mexa para dissolver.
- No outro béquer, coloque 50 mL de água e uma colher de chá de sal. Mexa para dissolver.

(Sugestão de conteúdo: abordar tópicos como solubilidade e tipos de soluções.

Relembrar o conceito de grau de dissociação de eletrólitos.)

- No último, coloque 50 mL de água destilada.
- Monte um esquema como na Figura 2.

Figura 2: Esquema.



Fonte: Autor.

As reações envolvidas neste experimento:

Dissociação do cloreto de sódio: $\text{NaCl}_{(s)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$

Como o açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) não dissocia em água, apenas é solubilizado, não é formado eletrólitos na solução.

3 DISCUSSÕES

- 1) Se ao invés de água destilada fosse usada água da torneira, o que aconteceria?
- 2) O que ocorreu ao testar o sistema na solução de açúcar? E na solução de sal de cozinha? Explique suas observações.

BIBLIOGRAFIA

CHANG, R. GOLDSBY, A. K. **Química**. 11a edição. Mc Graw Hill Education. 2013.

C- PILHA ELETROQUÍMICA



Conteúdos abordados:

- **Reações de oxirredução** (4º bimestre do 3º ano);
- **Pilha (célula Galvânica)** (4º bimestre do 3º ano);
- **Agentes oxidantes e redutores** (4º bimestre do 3º ano);
- **Eletrólitos** (4º bimestre do 1º ano).

1 INTRODUÇÃO

Uma das principais formas de energia que está presente no dia-a-dia é a energia elétrica. O estudo da conversão da energia química em elétrica, e vice-versa, é chamado de eletroquímica. Esse processo de transformação se dá através de reações de oxirredução, onde ocorre transferência de elétrons de um a espécie para outra. A espécie química que doa os elétrons (agente redutor) sofre oxidação e a espécie que recebe os elétrons (agente oxidante) sofre redução.

A interconversão entre energia química e elétrica pode ocorrer de forma espontânea, como em uma pilha, e não espontânea pelo processo de eletrólise. Quando a reação ocorre espontaneamente, há uma transformação da energia química em energia elétrica. Entretanto, é possível fazer com que uma reação não espontânea ocorra através da aplicação de um potencial externo (fonte de tensão). Dessa forma, haverá a transformação de energia elétrica em energia química.

2 METODOLOGIA

2.1 MATERIAIS

- Uma forma de gelo;
- 11 Parafusos (se a forma possuir 12 buracos);
- Sal de cozinha (NaCl);
- Fios de cobre;
- Um LED.

2.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Enrole as pontas dos fios de cobre nos parafusos, formando um “V”, como mostrado na Figura 3.
- Preencha todos os buracos da forma até a metade com sal.
- Adicione água até cobrir o sal (não deixando que transborde de um buraco para outro).
- Coloque os “V” feitos de cabeça para baixo em todos os buracos da forma, como ilustrado na Figura 4.
- Por último, coloque o LED na posição A, como mostra a figura 4, e observe o que acontece.

Figura 3: Esquema de montagem dos parafusos em V.



Fonte: Autor

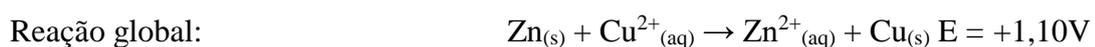
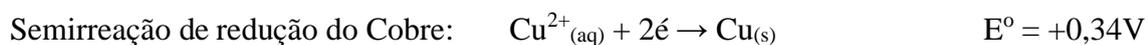
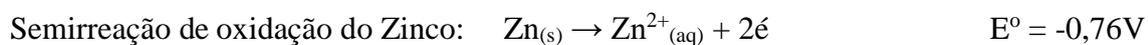
Figura 4: Esquema de Montagem da Pilha.



Fonte: Autor

As reações presentes neste experimento envolvem os elementos Zinco, presente no revestimento dos parafusos, e Cobre presente nos fios.

Reações:



3 DISCUSSÕES

- 1) Porque o LED acende mesmo não estando ligado em uma tomada ou fonte de tensão?
- 2) O que aconteceria se o LED fosse colocado na posição B?

BIBLIOGRAFIA

CHANG, R. GOLDSBY, A. K. **Química**. 11a edição. Mc Graw Hill Education. 2013.

THENÓRIO, I., **A bateria mais simples do mundo: bateria de forminha de gelo.**

Disponível em <<https://www.manualdomundo.com.br/2014/10/como-fazer-bateria-caseira-forma-de-gelo/>> Acesso em 27/05/18

D - REAÇÕES DE CALOR

Conteúdos abordados:

- **Termoquímica** (3º bimestre do 2º ano)

1 INTRODUÇÃO

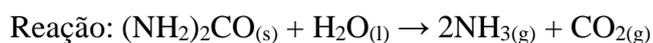
Durante uma reação química pode haver a absorção ou liberação de energia na forma de calor. As reações endotérmicas são aquelas em que há necessidade de fornecer energia para o meio reacional para que a reação ocorra, ou seja, absorvem calor. Já as reações exotérmicas são aquelas em que há liberação de calor durante a reação, podendo até ocorrer surgimento de chama.

Quantitativamente, o calor absorvido ou liberado por uma reação pode ser calculado através da entalpia da reação. A entalpia, representada pela letra H, é a grandeza física termodinâmica que descreve a energia de um determinado sistema, que pode ser alterada através da liberação ou absorção de calor. Dessa forma, a entalpia de uma reação é a variação de calor que foi absorvida ou liberada durante uma reação química.

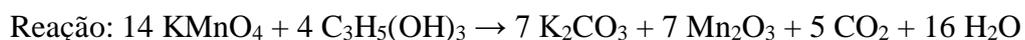
$$\text{Expressão Matemática: } \Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

Quando, $\Delta H_{\text{reação}} < 0$, tem-se uma reação é exotérmica. Já quando $\Delta H_{\text{reação}} > 0$, a reação é endotérmica.

Exemplo de reação endotérmica: Hidrólise da uréia.



Exemplo de reação exotérmica: Oxidação da glicerina.



2 METODOLOGIA

2.1 MATERIAIS

- Uréia ((NH₂)₂CO) ou Cloreto de Amônio (NH₄Cl);
- Água;
- 1 tubo de ensaio;
- Comprimidos de permanganato de potássio (KMnO₄);
- Glicerina líquida (C₃H₅(OH)₃);
- Placa de petri.

2.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Hidrólise da Ureia

- Coloque 1 espátula de uréia no tubo de ensaio.
- Adicione água até 1/3 do tubo para dissolver o sal.
- Segure o tubo e observe o que acontece.

Oxidação da Glicerina

- Triture 3 comprimidos de permanganato ou meia colher de sopa do permanganato em pó (triture o pó), e coloque em cima de uma placa de petri.
- Adicione 4 gotas de glicerina em cima do permanganato triturado e observe o que acontece.

Observação:

Não fique muito próximo durante a observação do experimento e realize-o, de preferência, em um local aberto.

3 DISCUSSÕES

- 1) Quais foram as mudanças que ocorreram nos sistemas que você observou? Por que isso ocorreu?
- 2) Por que ao misturar o permanganato com a glicerina observa-se o surgimento de chama?

BIBLIOGRAFIA

CHANG, R. GOLDSBY, A. K. **Química**. 11a edição. Mc Graw Hill Education. 2013.

FOGAÇA, J. **Reação de oxidação da glicerina pelo permanganato de potássio**. Disponível em <<https://educador.brasilecola.uol.com.br/estrategias-ensino/reacao-oxidacao-glicerina-pelo-permanganato-potassio.htm>> Acesso em 26/05/18.

LIMA, R. **Reação endotérmica e exotérmica**. Disponível em <http://projetoeduc.cecierj.edu.br/eja/recurso-multimedia-professor/quimica/novaeja/m3u2/21.REACAO_ENDOTERMICA_x_EXOTERMICA.pdf> Acesso em 11/08/2018.

E- LÂMPADA QUÍMICA

Conteúdos abordados:

- **Termoquímica** (3º bimestre do 2º ano);
- **Velocidade de Reação e Catalisadores** (4º bimestre do 2º ano).

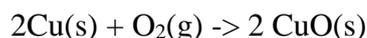
1 INTRODUÇÃO

As reações envolvidas neste trabalho são reações de oxirredução. Essas reações ocorrem com transferência de elétrons: o oxidante, espécie que capta elétrons, e o redutor, espécie que cede elétrons.

O experimento em volve a reação da acetona (C_3H_6O) com oxigênio atmosférico (O_2). Essa reação exotérmica libera energia que mantém um filamento de cobre (Cu), previamente aquecido, incandescente. O cobre (Cu), submetido ao aquecimento prévio, é o catalisador da reação.

Formação do óxido de cobre:

O fio de cobre aquecido oxida-se, por reação com o oxigênio atmosférico, originando óxido de cobre:



Posteriormente, o oxigênio proveniente do óxido de cobre vai oxidar a acetona e, ao mesmo tempo, reduzindo o cobre. Quando se dá esta reação, voltamos a ter cobre e forma-se dióxido de carbono. O cobre continua incandescente mesmo depois de o termos retirado da chama pois a reação cria um efeito semelhante ao gerado se estivéssemos a queimar a acetona na superfície do cobre.

Reação da acetona com oxigênio do óxido:



Esta reação exotérmica dará com que o oxigênio se ligue novamente ao cobre e se forme óxido de cobre que, por sua vez, o oxigênio volte a oxidar a acetona gerando-se um ciclo de reações que vão permitir que a lâmpada se mantenha acesa até deixar de existir acetona.

A reação termina quando a acetona se esgota ou quando o fornecimento do oxigênio atmosférico é impedido, a lâmpada apaga-se.

2 METODOLOGIA

2.1 MATERIAIS

- Fio de cobre espesso e fino;
- 1 Béquer 100 ou 250 ml;
- 50ml de acetona PA;
- Uma lamparina para aquecer o fio de cobre.

2.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Meça em uma proveta, tubo cilíndrico de plástico ou vidro usado para medição de volume de soluções líquidas, cerca de 25 ou 50 mL de acetona PA e transfira para um béquer de 250mL. A acetona apresenta um grupo carbonila ligado a dois carbonos dentro de um esqueleto de carbono, diferente do aldeído, onde fica nas pontas.



Fonte: <https://manualdomundo.uol.com.br/experiencias-e-experimentos/lampada-quimica-sem-eletricidade-superquimica/>

Faça um corte no fio de cobre com maior espessura, o tamanho tem que se adequar à largura do béquer, o importante é que seja preso para pendurar o fio de menor espessura. Com o fio mais fino, que pode ser fio de instalação elétrica, construa um filamento com design de sua escolha e pendure no suporte de tal forma que o fio fique dentro do béquer, não encostando na solução de acetona PA. Uma vez encostando-se na solução, à parte submersa, não se acenderá, pois o oxigênio, que funciona como reagente limitante, não reagirá com o cobre presente. O mesmo vale para o caso de se tampar o béquer.

(Conteúdos: Reagente limitante, catalisadores, reações exotérmicas)

Por último, aqueça o pedaço de fio de cobre fino sobre a chama de uma lamparina, quando ficar de cor rubra, deve-se ser colocado rapidamente no recipiente contendo solução de acetona PA. O cobre aquecido funciona como catalizador da reação de combustão da acetona, pois o óxido de cobre gerado oxida-a gerando acetaldeído, água e o calor liberado faz com que aja uma redução do cobre e, ao mesmo tempo, este volte à forma de óxido pronto para iniciar à reação de combustão. Depois de um tempo, observe como o rubro do cobre continua mesmo após o aquecimento.

(Conteúdos: reações de oxirredução, funções orgânicas: aldeídos e cetonas, óxidos)

3 DISCUSSÃO

1. Por que quando se tampa a entrada do béquer a lâmpada se apaga?
2. O rubro da lâmpada advém de uma reação química que apresenta qual catalisador: o oxigênio ou o cobre? Consegue associá-lo às reações mostradas pelo professor?
3. Qual propriedade da acetona torna possível ela ser usada? Por que quando se encosta o cobre na acetona a lâmpada se apaga?

4 BIBLIOGRAFIA

LÂMPADA QUÍMICA. Uol, 2015. < <https://manualdomundo.uol.com.br/experiencias-e-experimentos/lampada-quimica-sem-eletricidade-superquimica/> >. Acesso: 31/10/2020.

FERREIRA, José. Lâmpada química. < <https://gqj.spq.pt/chemrus/2016/15.pdf> >. Acesso: 31/10/2020.

F- SOLUÇÃO CONGELANTE

Conteúdos abordados

- **Termoquímica** (3º bimestre do 2º ano)
- **Funções inorgânicas** (2º bimestre do 2º ano)
- **Equilíbrio químico** (3º bimestre do 2º ano)

1 Introdução

As reações químicas são classificadas por dois processos em que há troca de energia na forma de calor: exotérmica e endotérmica. Nas reações exotérmicas o sistema cede energia na forma de calor, aumentando a temperatura da vizinhança. Já nas endotérmicas, o sistema recebe energia na forma de calor e reduz a temperatura da vizinhança.

Através do conceito de entalpia, é possível saber se em uma reação foi liberado ou absorvido calor. A entalpia, representada pela letra H, é uma grandeza termodinâmica que mede a energia transferida entre o sistema e a vizinhança. Desse modo, o calor que um sistema recebeu ou cedeu durante uma reação químico é chamado de variação de entalpia (ΔH).

Expressão matemática:

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

Se a reação for exotérmica a variação de entalpia (ΔH) será negativa, ou seja, $\Delta H < 0$.

Se a reação for endotérmica a variação de entalpia (ΔH) será positiva, ou seja, $\Delta H > 0$.

Outra classificação que se dá às reações químicas é pela sua espontaneidade, ou seja, podem sofrer transformações espontâneas ou não-espontâneas. Na química, um processo espontâneo é aquele que é executado sem incremento de energia externa e pode acontecer de forma lenta ou rápida, pois não está relacionado com a velocidade da reação. Portanto, reação não-espontânea é aquela que acontece apenas com adição de energia. Além disso, os dois processos podem ser exotérmicos ou endotérmicos, ou seja, não são necessariamente relacionados com a variação de entalpia.

A espontaneidade de uma reação pode ser medida pelo cálculo da energia livre de Gibbs. Representada pela letra G, quantifica a energia total de um sistema que está disponível para realização de trabalho útil. Dessa forma, através do cálculo da variação de energia de Gibbs é possível prever se uma reação ocorre espontaneamente ou não.

Expressão Matemática:

$$\Delta G_{\text{sistema}} = \Delta H_{\text{sistema}} - T\Delta S_{\text{sistema}}$$

ΔG = Variação da energia livre

ΔH = Variação de temperatura

T = Temperatura em Kelvin

ΔS = Variação de Entropia

Se $\Delta G > 0$ o processo não é espontâneo.

Se $\Delta G < 0$ o processo é espontâneo.

Se $\Delta G = 0$ o sistema está em equilíbrio, e a concentração de reagentes e produtos permanecerá a mesma.

A espontaneidade depende também da variação de entropia. Por definição, entropia que é representada pela letra S, é uma grandeza termodinâmica que mede o grau de desordem ou aleatoriedade de um sistema, ou seja, quanto mais organizado o sistema menor a entropia. Ela pode ser observada a partir da análise do estado físico dos reagentes e produtos de uma reação. Isso é possível, pois as moléculas se comportam de maneiras diferentes nesses três estados.

Uma substância no estado sólido apresenta uma estrutura cristalina porque as moléculas estão mais juntas e possuem bastante interação. Na fase líquida, a substância perde essa estrutura e as moléculas ficam mais dispersas e interagem menos. Já na forma de gás, as moléculas estão completamente separadas. Dessa forma, podemos estabelecer uma ordem de entropia para cada estado da matéria.

Ordem de entropia (S):

Gasoso > Líquido > Sólido

Expressão Matemática:

$$\Delta S = S_{\text{produtos}} - S_{\text{reagentes}}$$

$\Delta S > 0$ (entropia aumenta) aumento da desordem

$\Delta S < 0$ (entropia diminui) redução da desordem

2 Metodologia

2.1 Materiais

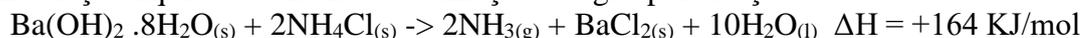
- Espátula
- Bastão de vidro
- Balança de bancada
- 11g de NH_4Cl
- 32g de $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- Erlenmeyer
- Béquero

2.2 Procedimento experimental

- Utilizando uma balança de bancada, com auxílio da espátula, pese em um béquer 11 gramas de cloreto de amônio e 32 gramas de hidróxido de bário, separadamente.

(Sugestão de conteúdo: Funções Inorgânicas e nomenclatura).

- Depois os adicione ao erlenmeyer e agite com um bastão de vidro até transforma-se em solução líquida decorrente da formação de água pela reação.



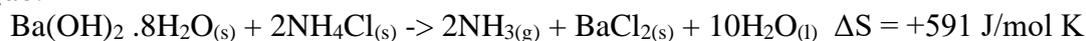
(Sugestão de conteúdo: Vidrarias. Estequiometria. Termoquímica. Entropia).

- Em seguida transporte o erlenmeyer até uma base de madeira previamente umidificada e aguarde um minuto até observar que a água congelou.

(Sugestão de conteúdo: Mudanças de estado físico. Troca de calor. Ponto de congelamento. Propriedades do gás amônia).

No decorrer da reação desse experimento, formam-se um gás, um sólido e também um líquido. Já nos reagentes temos apenas a reação entre dois sólidos, o que indica que há um aumento da entropia no sistema.

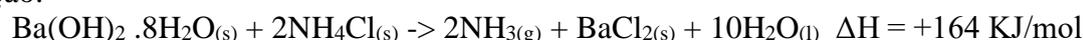
Reação:



Nos sistemas químicos geralmente ocorre troca de energia entre o sistema e a vizinhança, ocorrendo troca de calor, o que faz variar a energia do sistema.

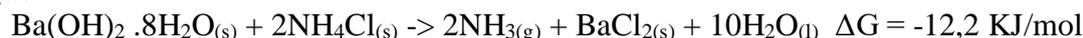
A reação entre hidróxido de bário (Ba(OH)_2) e cloreto de amônio (NH_4Cl) é uma reação extremamente endotérmica. Ela absorve energia da vizinhança causando um grande resfriamento da mesma, e essa absorção pode congelar porções de água em contato com o recipiente onde a reação se processa.

Reação:



A reação entre a base (hidróxido de bário) e o sal (cloreto de amônio) é espontânea e ocorre rapidamente após agitação. A 25°C ou $298,15\text{K}$ comprova-se que a reação é realmente espontânea e independente do valor do seu ΔH .

Reação:



Observações:

O gás amônia é volátil, irritante, e apresenta um odor forte enquanto a reação se processa, sendo assim, escolha um lugar arejado.

Lembre-se de utilizar papelão ou madeira aglomerada, pois esses materiais absorvem água e, ao mesmo tempo, são ótimos isolantes térmicos garantindo que o fluxo de calor da vizinhança para que o sistema (solução branca) esteja minimamente livre de interferências.

3 DISCUSSÕES

1. Por que a reação é caracterizada como espontânea mesmo possuindo um $\Delta H < 0$?
2. Por que é importante usar uma base de madeira?
3. Por que é importante realizar o experimento num lugar arejado?
4. Classificar os sais envolvidos na reação dando seu nome e sua origem (se é um sal básico ou ácido).

4 BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P. W. PAULA, J. de. Físico-Química, volume 2. 9 ed. Rio de Janeiro: LTC, 2012.

ATKINS, P.; JONES, L.; Princípios de Química, questionando a vida moderna e o meio ambiente; 5ª Ed, Bookman Companhia Ed., 2011.

NETO, D.R.N.; SANTOS, G.L.S.; CARVALHO, J.A.; SILVA, R.M.; ARAÚJO, H.F; DINIZ, V.W.B. A experimentação como uma proposta didática no ensino de termoquímica com ênfase nos processos exotérmicos e endotérmicos. Associação brasileira de química, 2018. Disponível em: <<http://www.abq.org.br/cbq/2018/trabalhos/6/1853-23421.html>>. Acesso em 16 de jun.de 2020.

CAPÍTULO IV

AROMAS E SABORES

O olfato é um dos sentidos que mais provocam reações na mente humana, muitas vezes associa-se um determinado cheiro a uma pessoa, um aroma de comida à pessoa que a cozinha muito bem, entre outras lembranças que uma fragrância pode remeter. Hoje o avanço tecnológico permitiu que os aromas assumissem um viés de parâmetro para melhoramento sensorial. A percepção olfativa passa a ser, então, um parâmetro para a aquisição de determinado alimento, levando a aceitação e o maior destaque do produto.

Aromas estiveram presentes na evolução histórica da humanidade. As sociedades agrícolas primitivas já utilizavam deste princípio para dividir frutas boas ou não para o consumo, além de diferenciar as plantas não comestíveis. Aromas são substâncias ou misturas de substâncias com propriedades odoríferas podendo ser identificado em muitas plantas a partir de compostos químicos presentes nos chamados óleos essenciais, os quais sendo grande fonte de estudo, pois é com base nesses óleos que técnicas de síntese são aplicadas para adequação de produção em escala industrial.

Os óleos essenciais, também chamados de óleos voláteis ou etéreos são matérias-primas de origem natural que são extraídas através de caules, folhas, frutos e raízes. São misturas de substâncias voláteis, lipofílicas e líquidas. Suas principais características são sua volatilidade e seu aroma, que varia com a espécie de planta e por isso são largamente utilizados como matéria-prima na produção de fragrâncias para indústrias de perfumes e cosméticos. Para tanto o óleo essencial precisa ser extraído da matéria prima utilizada, e o método de obtenção irá depender diretamente dela. Por exemplo, a *enfleurage* é um método muito antigo utilizado para extrair o óleo essencial de pétalas de flores. Já para matérias primas cítricas o método mais utilizado é o de arraste a vapor.

O paladar é o sentido responsável pelo reconhecimento dos sabores dos alimentos, sendo capaz de distinguí-los através de receptores que se espalham por toda a língua. Tais receptores enviam estímulos ao cérebro conforme moléculas responsáveis por causar determinado sabor se ligam a eles, por exemplo açúcares se ligando a receptores do sabor doce. Porém, isto não é tão simples quanto parece. Moléculas grandes precisam ser partidas em moléculas menores para que essas ligações sejam possíveis, sendo essencial o papel da saliva neste processo.

A - EXTRAÇÃO DE ÓLEO ESSENCIAL POR ARRASTE DE VAPOR

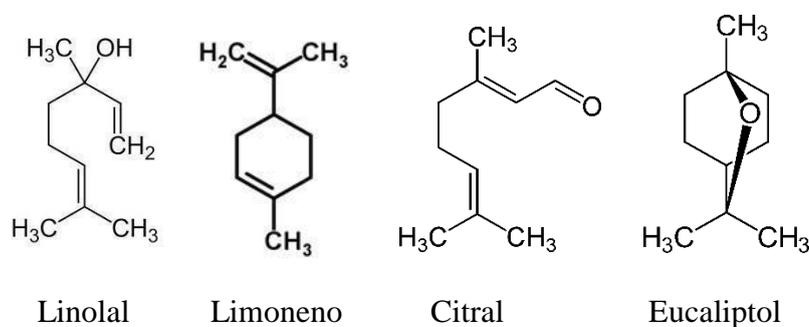
Conteúdos abordados:

- **Separação de misturas** (1º Ano – 1º Bimestre)
- **Polaridade de moléculas** (1º Ano – 3º Bimestre)
- **Densidade** (1º Ano – 1º Bimestre)
- **Solubilidade de substâncias** (2º Ano – 2º Bimestre)
- **Classificação de compostos orgânicos** (3º Ano – 2º Bimestre)

1 INTRODUÇÃO

O aroma do óleo essencial está associado com sua composição química, é constituído por uma mistura de moléculas orgânicas, que podem variar de um componente apenas à uma mistura mais complexa. As funções orgânicas encontradas podem ser: hidrocarbonetos terpênicos (10 a 15 átomos de carbono), álcool, cetona, aldeído, éster, óxido, éter e até compostos contendo enxofre. Alguns componentes de óleos essenciais são mostrados abaixo:

Figura 1: Constituintes principais de óleos essenciais.



São solúveis em solventes orgânicos, e por serem lipofílicas, não são muito solúveis em água, mas suficiente para aromatizar as soluções aquosas obtidas através da extração do óleo, sendo então chamadas de hidrolatos.

A hidrodestilação é o processo utilizado para a extração do óleo essencial, em que o seu princípio é baseado na lei de Dalton, que postula que a pressão de vapor de uma mistura de líquidos imiscíveis é igual à soma da pressão de vapor dos componentes puros de cada um. Nesse método de separação, a matéria prima utilizada fica em contato com a

água e quando a água entra em ebulição, arrasta os componentes do óleo já volatilizados através da mangueira. Quando condensa forma uma mistura heterogênea (contendo o óleo essencial e o hidrolato) devido a diferença de polaridade e densidade da água e do óleo.

2 METODOLOGIA

A extração do óleo essencial utilizado para a fabricação do perfume será feita pelo método de extração por arraste a vapor, em que se utilizaram materiais alternativos, que podem ser encontrados facilmente.

2.1 MATERIAIS

Materiais para a construção do destilador:

- Garrafa de vidro
- Garrafa de plástico
- Mangueira de plástico
- Cola epóxi ou cola de silicone

Materiais para a extração do óleo essencial:

- Substrato (podem ser: casca de laranja ou limão, folhas de eucalipto)
- Água
- Ralador
- Destilador
- Tela de amianto
- Tripé ou aro feito com lata de leite em pó
- Fonte de calor (podem ser: lamparina de álcool ou bico de Bunsen)

2.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

2.2.1 MONTAGEM DO DESTILADOR

- Fazer uma abertura na tampa da garrafa de plástico e passar a mangueira por ela;
- Fazer uma abertura na parte de baixo da garrafa plástica;
- Inserir uma extremidade da mangueira pela boca da garrafa até a abertura feita na parte de baixo e vedar com cola epóxi;
- Encher a garrafa de plástico com água fria;

- Fazer uma abertura na tampa da garrafa de vidro e passar a outra extremidade da mangueira por ela, como o sistema mostrado na Figura 2.

Figura 2: Sistema de destilação



Fonte: Autor

2.2.2 EXTRAÇÃO DO ÓLEO ESSENCIAL

- Raspar as cascas do material a ser utilizado e em seguida colocar na garrafa de vidro e tampá-la;

(Sugestão de conteúdo: Explicar porque é preciso raspar o material a ser utilizado para que os componentes do óleo sejam volatilizados com maior facilidade por possuírem maior superfície de contato.)

- Pôr o frasco de vidro em um tripé (ou lata de leite em pó) e embaixo deste colocar uma fonte de aquecimento (lâmparina, bico de bunsen)
- Acender a lâmparina e aguardar até que a mistura entre em ebulição;

(Sugestão de conteúdo: métodos de separação. Explicar como ocorre a hidrodestilação e no que ela se baseia. Utilizar dois ou mais componentes do óleo essencial do material ao qual está sendo extraído e apresentar suas fórmulas estruturais e classifica-los, dando nomes a esses compostos.)

- Conectar um tubo de ensaio na saída do recipiente para coletar o óleo e o hidrolato extraídos.

(Sugestão de conteúdo: Separação de misturas. Falar sobre a diferença de mistura heterogênea e homogênea. Falar sobre a polaridade e solubilidade das moléculas, porque elas separam somente depois que a mistura é condensada)

3 DISCUSSÕES

- 1) Por que o material a ser utilizado deve ter o menor tamanho possível?
- 2) Por que o óleo essencial extraído não se mistura com a água?
- 3) Classificar as estruturas das moléculas do óleo essencial extraído, dando a sua fórmula molecular e seu nome.

BIBLIOGRAFIA

AVILA, F. L., **Estudo da composição química de óleos essenciais de plantas aromáticas da Amazônia**. 2007. 120f. Dissertação de mestrado. Universidade Estadual de Campinas, 2007.

DIAS, Sandra M.; SILVA, RR. **Química nova na Escola**, v. 4, p. 3-6, 1996.

FIB. **Catálogo Oficial Fi South American**. São Paulo. UBM p. 30–52, 2015. Disponível em: < http://revistafi.com.br/upload_arquivos/201606/2016060431780001464886938.pdf> Acesso em: 22 de ago. de 2018.

ROSA, R. G., SOARES, F. A., ZAN, R. A., MINE, H. K., **OS AROMAS NA SALA DE AULA: Proposta interdisciplinar realizada em uma escola pública da cidade de Ji-Paraná**. Resumo. XVIII Encontro nacional de Ensino de Química. Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Rondônia, 2016.

B - PRODUÇÃO DE VELA PERFUMADA

Conteúdos abordados:

- **Polaridade de moléculas** (1º Ano – 3º Bimestre)
- **Solubilidade de substâncias** (2º Ano – 2º Bimestre)
- **Classificação de compostos orgânicos** (3º Ano – 2º Bimestre)

1 INTRODUÇÃO

O uso de vela é muito antigo e, primordialmente, era utilizado para a iluminação dos ambientes. Com o advento da energia elétrica, a vela deixou de ser um item apenas de iluminar, sendo, também, um objeto de decoração. Para as casas, as igrejas, os salões de festas, a vela se tornou um símbolo característico do local, deixando-o mais acolhedor. Dessa forma, surgiram diversos tipos de velas, as coloridas, as de formas diferenciadas e as velas perfumadas, ou seja, ao serem queimadas liberam um aroma característico.

A vela perfumada é formada, principalmente, por essência, combustível sólido e pavio. As essências ou óleos essenciais dão origem ao aroma, e podem ser naturais ou sintéticos. A parafina, geralmente utilizada com combustível sólido, é um hidrocarboneto derivado do petróleo que não possui cor, odor e não é tóxica. Possui alto peso molecular, é pouco reativo, porém, queima muito rapidamente. O outro componente da vela, o pavio, é um fio de algodão de espessura definida a qual dará origem a chama por estar em contato com a parafina. O corante pode ser opcionalmente utilizado para dar coloração a vela.

2 METODOLOGIA

A vela será produzida a partir de óleo de cozinha usado, utilizando o óleo essencial obtido no experimento 4A para dar o aroma.

2.1 MATERIAIS

- 10 mL do óleo extraído
- 90 mL de óleo de cozinha usado
- 45g de parafina
- 10mL de desodorante
- Corante (opcional)
- Recipiente para colocar a vela

- Béquero
- Pavio de vela
- Lamparina
- Suporte

2.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Medir 10 mL de óleo essencial (extraído no experimento A ou comercial)
- Em um béquer adicionar a parafina e o óleo de cozinha, manter sob aquecimento com o auxílio da lamparina e do suporte. Mexer a mistura até diluir a parafina e obter uma massa homogênea.

(Sugestão de conteúdo: abordar a regra “semelhante dissolve semelhante” e que portanto, a água não poderia ser utilizada para diluir a parafina. Discutir sobre a polaridade dos reagentes envolvidos.)

- Adicionar sob agitação, o óleo essencial, o desodorizante e o corante até obter boa consistência.
- Colocar a mistura numa forma e fixar o pavio.
- Esperar a secagem.

3 DISCUSSÃO

1) Por que a água não consegue dissolver a parafina?

BIBLIOGRAFIA

BRASIL, Petrobrás. **Parafina suas utilidades e tipos de parafinas mais usado.** Disponível em <<https://www.fazfacil.com.br/artesanato/parafina-utilidades/>> . Acesso em 26 de ago. de 2018.

C - Ação da Saliva

Conteúdos abordados:

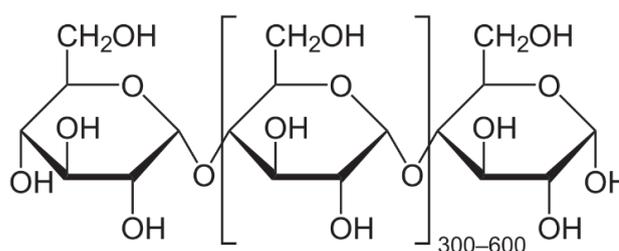
- **Funções Químicas** (2º bimestre do 1º ano)
- **Reações de Formação e Decomposição das substâncias** (3º bimestre do 1º ano)
- **Bioquímica** (2º bimestre do 3º ano)

1 INTRODUÇÃO:

1.1 O Amido

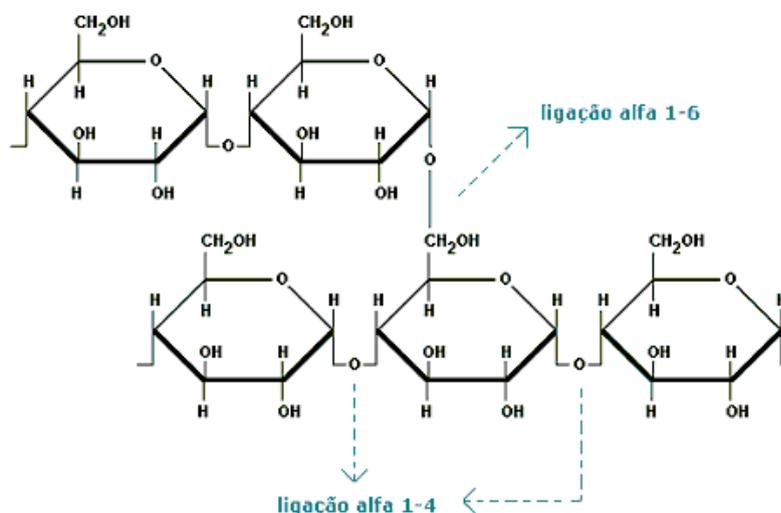
O amido é um polissacarídeo formado pela repetição de moléculas de Amilose (30%) e de Amilopectina, que é a mais abundante (70%).

Figura: Amilose



Fonte: Wikipédia

Figura: Amilopectina

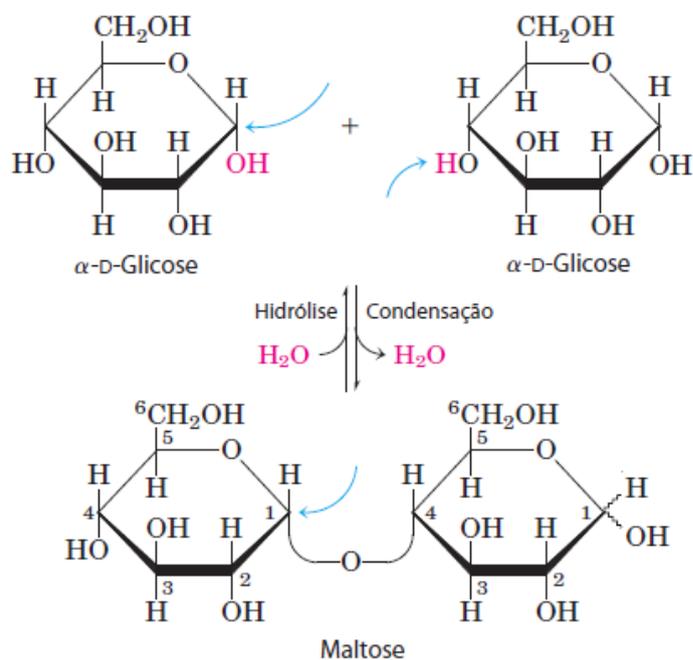


Fonte: Wikipédia

Ambas as moléculas são formadas por monômeros de D-glicose, que apresentam dois tipos de ligações: um que confere características helicoidais e, no caso da Amilopectina,

outro, conferindo ramificações.

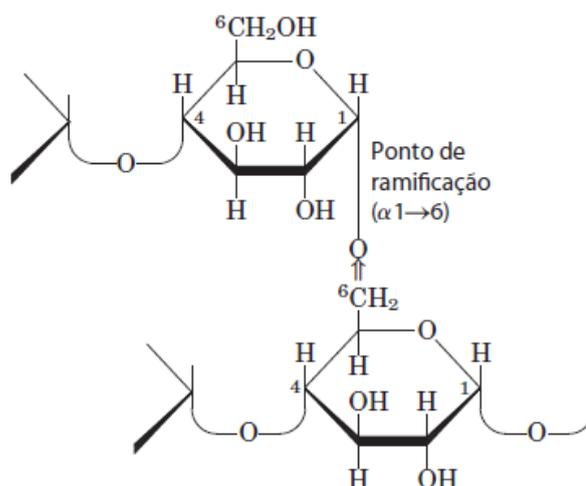
Figura: Ligação $\alpha \rightarrow 1,4$ entre moléculas de D-glicose



Fonte: Lehninger (adaptada)

A ligação acima é formada a partir do carbono assimétrico, que está ligado a 4 grupos diferentes, e é chamado de C1, para o quarto carbono da outra molécula de D-glicose, o C4 (contagem no sentido horário). O termo *alfa* aparece porque o grupo Hidroxila do C1 está no plano oposto ao grupamento CH_2OH (CH_2OH para cima e OH para baixo), se estivessem no mesmo plano a molécula seria *beta*. Então, de forma simples: a ligação parte da Hidroxila do C1 de uma D-glicose alfa para o Hidrogênio do C4 da outra D-glicose, liberando uma molécula de água e unindo ambos os monômeros pela reação de Condensação.

Figura: Ligação $\alpha \rightarrow 1,6$ entre moléculas de D-glicose

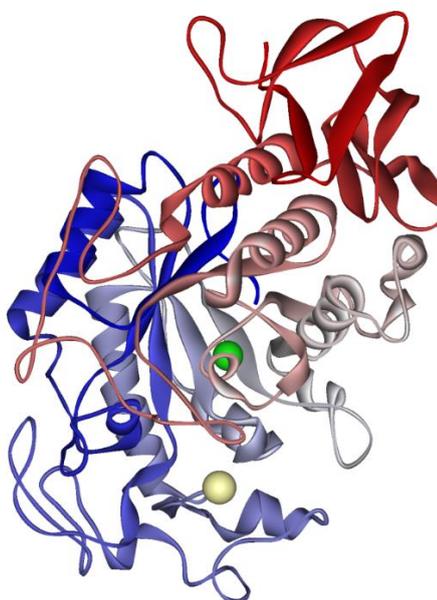


Fonte: Lehninger (adaptada)

As ligações $\alpha \rightarrow 1,6$, presentes na Amilopectina, são formadas pela mesma lógica da ligação vista anteriormente, porém, ao invés de a Hidroxila do C1 reagir com o Hidrogênio do C4, ela reagirá com o Hidrogênio do C6, que fica no plano superior da molécula de D-glicose, pela mesma reação de Condensação.

Para romper as ligações, realiza-se o processo oposto: uma molécula de água reagirá, geralmente com a ajuda de um catalisador **enzimático** que provocará a hidrólise, rompendo a ligação. Para o amido, a enzima responsável por catalisar sua hidrólise na nossa boca será a Pتيالina, também conhecida como α -Amilase salivar.

Figura: α -Amilase



Fonte: Wikipedia

As hidrólises ocorrerão nas ligações $\alpha \rightarrow 1,4$ presentes na Amilose e na Amilopectina do Amido, resultando principalmente em Maltose, açúcar composto por dois monômeros de D-glicose, e em fragmentos de Amilopectina que possuem ligações $\alpha \rightarrow 1,6$ que só serão rompidas nas próximas etapas da digestão.

Também vale ressaltar que a Amilose e a Amilopectina são moléculas formadas por ligações covalentes e que possuem grandes quantidades de grupos hidroxilas, que as permite interagir com a água através das ligações de hidrogênio, tornando-as muito hidratadas. Outro ponto é que, por estas hidroxilas estarem ligadas a carbonos saturados, temos a função orgânica Álcool, além de também ser possível identificar a função Éter, no C1. Quando em contato com Iodo, a Amilose irá adquirir uma coloração azul intensa por conta de sua estrutura helicoidal muito estável, que aprisiona os íons complexos de Iodo (I_3^- e

I⁵⁻) no centro da hélice; a Amilopectina terá coloração avermelhada, pois, apesar de também possuir ligações $\alpha \rightarrow 1,4$, suas ligações $\alpha \rightarrow 1,6$ dificultam o aprisionamento do Iodo por parte de sua estrutura helicoidal, resultando em uma interação não muito forte. Portanto, o amido terá uma coloração azul-escura ao reagir com o Iodo, pois a reação do Iodo com a Amilose é mais rápida e, além disso, a coloração vermelha da Amilopectina é muito clara, o que a torna pouco visível.

1.2 A Saliva

Ao contrário do que muitos pensam, o processo digestivo não se inicia no esôfago ou no estômago, mas sim na boca, através da ação da saliva. Ela tem a função de lubrificar, diluir e iniciar a quebra do amido e do glicogênio, que são carboidratos de origem vegetal e animal, respectivamente, sendo que o amido é o mais comum na alimentação humana, então terá ênfase neste experimento. Os polissacarídeos do amido, Amilose e Amilopectina, são quebrados em moléculas menores de Maltose, dissacarídeo (açúcar composto por 2 monômeros de D-glicose) através da enzima α -amilase.

O ser humano pode sentir cinco sabores básicos: azedo, amargo, umami (salgado) e doce. O sabor adocicado é resultado da ligação da molécula de açúcar ao receptor doce, que é um dos receptores da sabor da superfície da língua. Dependendo da força desta ligação, o gosto doce será mais ou menos intenso; caso seja uma ligação fraca, será necessária uma concentração maior da substância para que o receptor seja saturado. Desta forma, a ação da α -amilase é fundamental para a percepção do sabor doce, pois, quando os polissacarídeos do amido (que possuem centenas ou até milhares de monômeros de D-glicose) são quebrados em Maltose, os grupos hidroxilas desta molécula conseguem interagir com o sítio responsável pelo gosto adocicado, algo que não seria possível com as moléculas maiores.

As moléculas de Maltose geradas não reagem com o Iodo, já que são moléculas pequenas e, assim, não formam estruturas complexas, resultando na não captura do Iodo. Desta forma, se pode evidenciar a ação da α -amilase (Ptialina) através da diferença das cores dos tubos de ensaio após a adição de Iodo, já que o tubo com a saliva não apresentará mudança na sua coloração.

2 METODOLOGIA

2.1. MATERIAIS

- Um vidro conta-gotas com tintura de Iodo (Iodo em solução);
- Dois copos plásticos de café;

- Dois tubos de ensaio de 5mL enumerados;
- Um bastão de vidro
- Água
- Amido

2.2. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Em um dos copos, adicione 10mL de água, aproximadamente uma colher de chá de amido e mexa;

(Sugestão de conteúdo: explicar a interação entre as hidroxilas da Amilase e da Amilopectina com a água, através das pontes de hidrogênio.)

- Despeje a mistura nos dois tubos de ensaio, até que fique na altura de aproximado um dedo. No outro copo, recolha um pouco de saliva;

(Sugestão de conteúdo: explicar sobre a presença da α -amilase na saliva e sua função na digestão.)

- Com uma pipeta de Pasteur, adicione gotas de saliva a um dos tubos e homogeneíze;
- Após 30 minutos, pingue uma gota de iodo em cada tubo e observe a diferença de coloração.

(Sugestão de conteúdo: explicar sobre a capacidade de aprisionamento dos íons de Iodo pela Amilose e Amilopectina e o porquê de a Maltose não possuir tal capacidade.)

3 DISCUSSÕES

1. Quais são as principais funções orgânicas presentes nas moléculas que compõem o amido?
2. Por que aguardar 30 minutos antes de adicionar o Iodo nos tubos?
3. Justifique a mudança de cor no tubo que não contém a saliva e a ausência de mudança no tubo que contém.

4 BIBLIOGRAFIA



MORAES, Paula Louredo. "Saliva"; *Brasil Escola*. Disponível em: <https://brasilecola.uol.com.br/biologia/saliva.htm>. Acesso em 17 de junho de 2020.

CAVALCANTE, Meire. "A química que dá gosto aprender"; *Nova Escola*. Disponível em: <https://novaescola.org.br/conteudo/3064/a-quimica-que-da-gosto-aprender>. Acesso em 17 de junho de 2020.

COSTA, Yanna Dias. "Amido"; *Info Escola*. Disponível em: <https://www.infoescola.com/bioquimica/amido/#:~:text=Em%20humanos%2C%20a%20digest%C3%A3o%20do,%20Damilase%2C%20presente%20na%20saliva.&text=A%20%CE%B2%20Damilase%20catalisar%C3%A1%20a,como%20produto%20o%20dissacar%C3%ADdeo%20maltose>. Acesso em 17 de junho de 2020.

NELSON, D. L.; COX, M. M. *Princípios de Bioquímica de Lehninger*: 6. ed. Porto Alegre: Artmed, 2014.

D - ANÁLISE DE ADOÇANTES ARTIFICIAIS UTILIZANDO TESTES DE CHAMA E REAÇÕES DE ADIÇÃO

Conteúdos abordados:

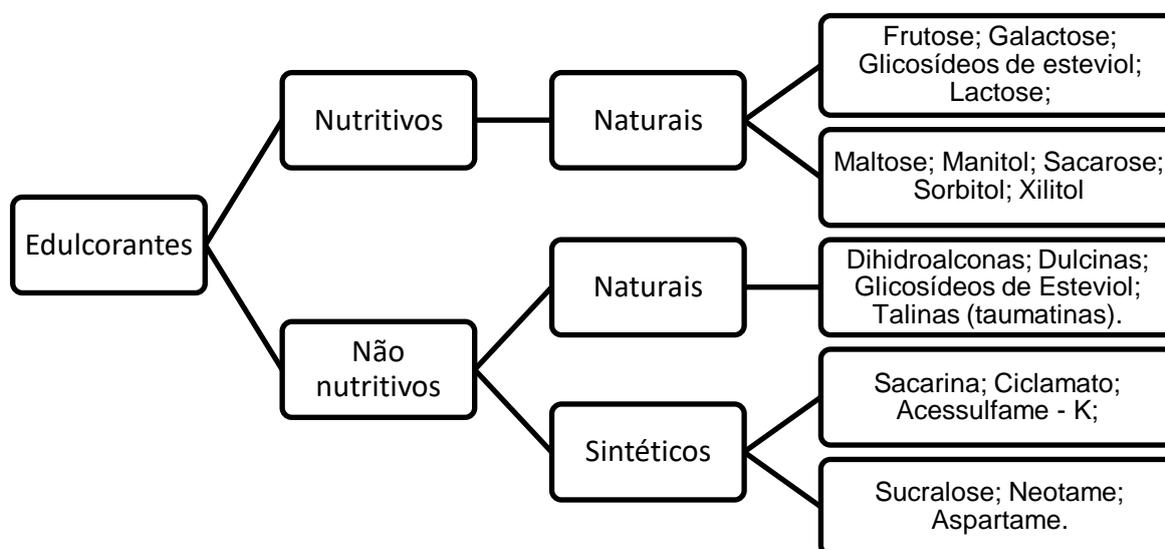
- **Funções Químicas** (2º bimestre do 1º ano)
- **Modelos Atômicos** (4º bimestre do 1º ano)
- **Transformações Químicas** (3º bimestre do 3º ano)

1 INTRODUÇÃO

1.1 ADOÇANTES

Os adoçantes (edulcorantes) são substâncias químicas, obtidas de matérias primas naturais ou artificiais, responsáveis por conferir sabor doce aos alimentos e são utilizados em substituição parcial ou total do açúcar em alimentos e bebidas. Podem ser divididos, conforme **Esquema 1**, de acordo com seu valor nutricional, em dois grupos principais: nutritivos e não nutritivos e em relação a sua origem: natural e sintético.

Esquema 1: Classificação dos adoçantes.



Fonte: Adaptado de (ZELINSKI, 2017).

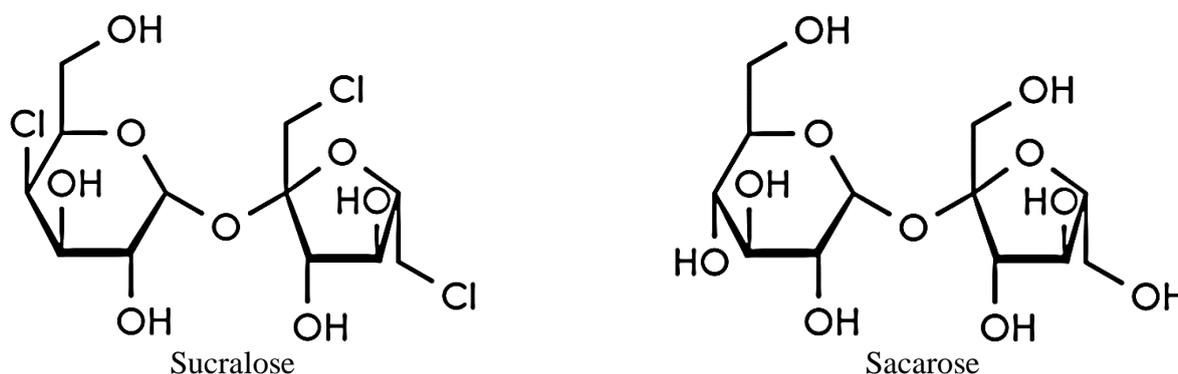
Os adoçantes sintéticos são encontrados em refrigerantes, sucos, doces e vários alimentos dietéticos. A Sacarina sódica é uma amida sulfônica que contém em sua estrutura um anel benzênico e um grupo carbonila e geralmente está presente nos adoçantes associada ao Ciclamato de sódio, que apresenta em sua estrutura um grupo amino sulfônico e um anel cicloexânico. O acessulfame apresenta uma ligação dupla e grupos funcionais semelhantes à sacarina, porém, não apresenta anel aromático. A sucralose – uma substância derivada de sacarose, o açúcar de mesa, adoçante natural – não apresenta nenhum anel de benzeno ou ligação dupla, mas apresenta halogênio (cloro) em sua estrutura. Figuras 1 e 2.

Figura 1: Fórmulas estruturais dos adoçantes comerciais.



Fonte: Adaptado de (NORONHA, 2019).

Figura 2: Fórmulas estruturais da sucralose e sacarose.



Fonte: Adaptado de (DIAS, 2020).

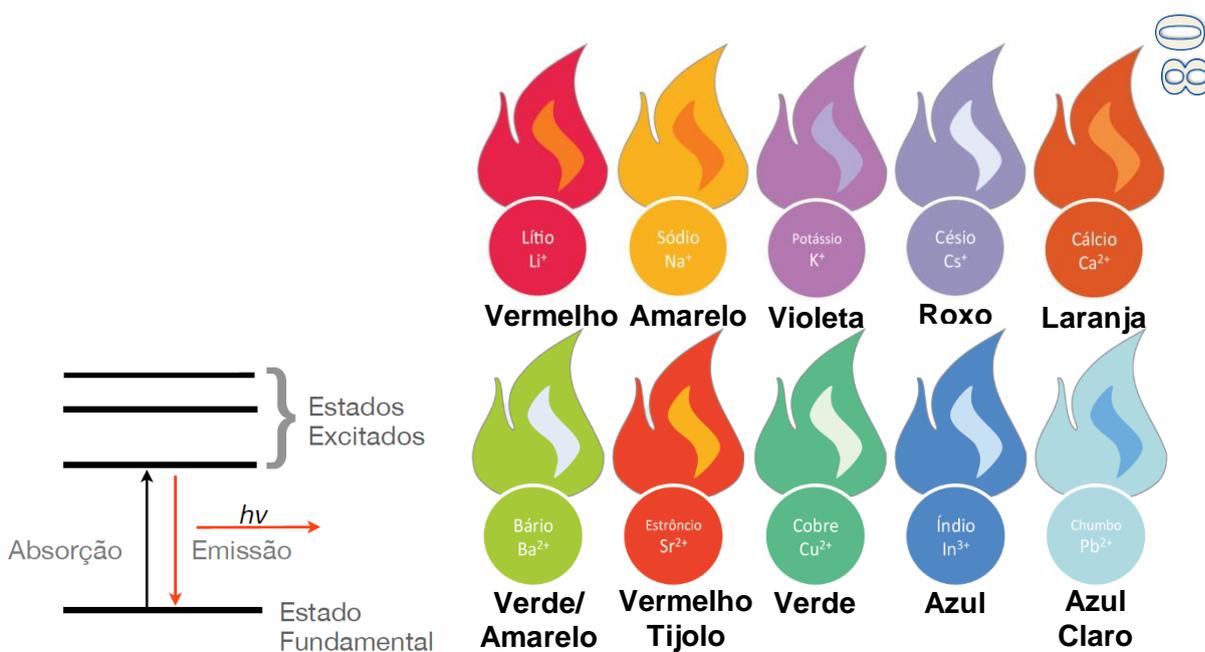
1.2 NÍVEIS DE ENERGIA ATÔMICO (TESTES DE CHAMAS)

Todas as substâncias são compostas de elementos químicos, e esses de átomos. De acordo com o modelo atômico de Bohr cada átomo possui camada eletrônica e cada camada possui um valor de energia bem definido, visto que quanto mais distante do núcleo maior é o valor da energia do nível eletrônico.

O teste de chama baseia-se no fato de que, quando certa quantidade de energia é fornecida a um determinado elemento químico, alguns elétrons da última camada, de valência, absorvem esta energia passando para um nível de energia mais elevado, produzindo o que chamamos de estado excitado. Quando um desses elétrons excitados retorna ao estado fundamental, emite uma quantidade de energia radiante, igual àquela absorvida, cujo comprimento de onda é característico do elemento e da mudança do nível eletrônico de energia. Assim, a luz de um comprimento de onda particular ou cor é utilizada para identificar o referido elemento. (BACCAN, 1988)

Figura 3: Processo de emissão de energia na forma de luz.

Figura 4: Cores das chamas dos principais cátions de elementos químicos da tabela periódica.

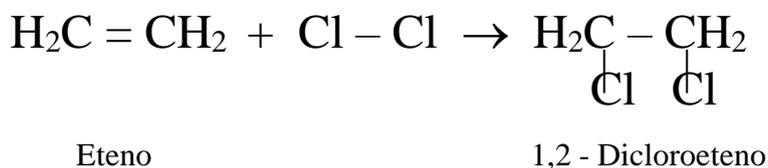


1.3 REAÇÕES DE ADIÇÃO

As reações de adição fazem parte do grupo de reações orgânicas, que ocorrem entre os compostos orgânicos. Elas ocorrem quando uma ligação dupla ou tripla entre dois carbonos é rompida, e a eles são adicionados átomos ou moléculas. Os principais tipos de reação de adição são: Hidrogenação, adição de hidrogênios; Hidratação, acontece pela adição de moléculas de água; e Halogenação, que ocorre pela adição de halogênios.

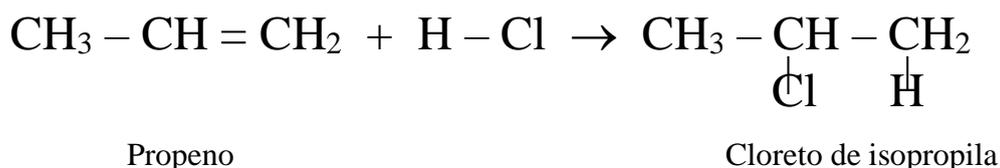
A adição por halogenação ocorre quando um alceno (contém ligação dupla) ou alcino (contém ligação tripla) reage com halogênios na sua forma molecular ou haletos de hidrogênio (HX), como por exemplo o HCl. Para os halogênios moleculares, cada átomo se ligará a um dos carbonos da ligação rompida.

Figura 5: Reação de adição de Cloro molecular no Eteno



Já para os Haletos de Hidrogênio, a reação normalmente ocorrerá obedecendo a regra de Markovnikov, na qual o hidrogênio se ligará ao carbono com o maior número de hidrogênios, e o halogênio se ligará ao outro carbono menos hidrogenado.

Figura 6: Reação de adição do Cloreto de Hidrogênio no Propeno



2 METODOLOGIA

2.1 MATERIAIS

- Uma alça com fio de cobre;
- 4 tubos de ensaio de 5mL;
- 1 Béquer (100 mL);
- Esponja de lã de aço (para limpeza da alça);
- Adoçante líquido comercial – sacarina sódica/ciclamato de sódio;
- Adoçante líquido comercial – acessulfame/sucralose;
- Tintura de iodo;
- Pipeta de Pasteur (ou conta gotas);
- Grade para tubos de ensaio (ou placa de isopor com furos);
- 50 mL de ácido clorídrico (ou muriático);
- Bico de Bunsen (ou lamparina de álcool).

2.2 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

PARTE A: Teste de chama

Etapa 1A.

- No béquer, adicione aproximadamente 50 mL de ácido clorídrico ou muriático.
- Adicione dois adoçantes diferentes em dois pares de tubos de ensaio, na altura de dois dedos, conforme [Figura 7](#); Exemplo: Tubos 1 – Sacarina sódica/ciclamato de sódio e Tubos 2 – Acessulfame/Sucralose.

(Sugestão de conteúdo: explicar a utilidade das vidrarias utilizadas e apontar as principais funções orgânicas presentes nos compostos escolhidos)

Etapa 2A.

- Mergulhe a alça de metal em solução de ácido clorídrico ou muriático e queime na chama do bico de Bunsen (ou da lamparina), de acordo com a [Figura 8](#), para limpar a alça de qualquer interferência. Repita a operação três vezes ou mais, até que não ocorra mudança na cor da chama.

(Sugestão de conteúdo: explicar sobre o modelo atômico de Bohr)

Etapa 3A.

- Mergulhe a alça na solução do Tubo 1 e ponha em contato com a chama, observando a cor.
- Repita a **Etapa 2**, para limpar a alça.
- Mergulhe a alça na solução do Tubo 2, ponha novamente em contato com a chama e observe se há mudança de cor ([Figura 8](#)).

(Sugestão de conteúdo: apresentar as cores emitida pelos cátions das famílias dos Metais Alcalinos e Alcalinos Terrosos)

Figura 7: Etapa 1A.

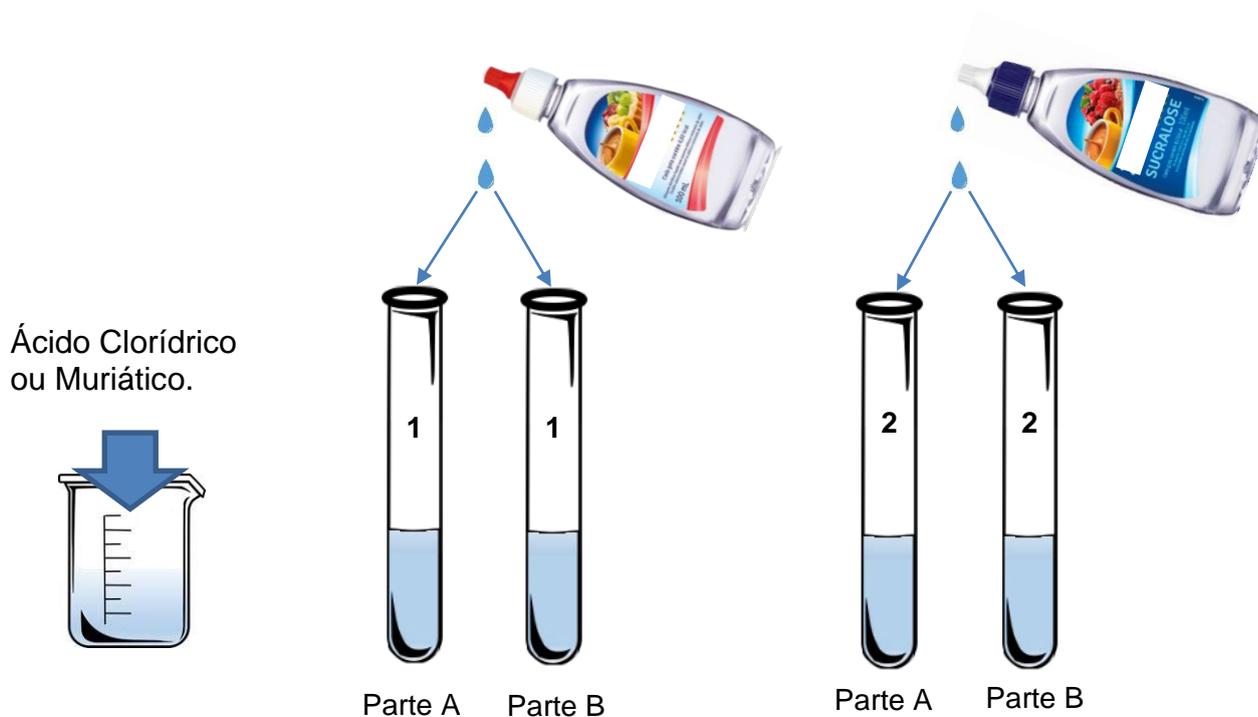
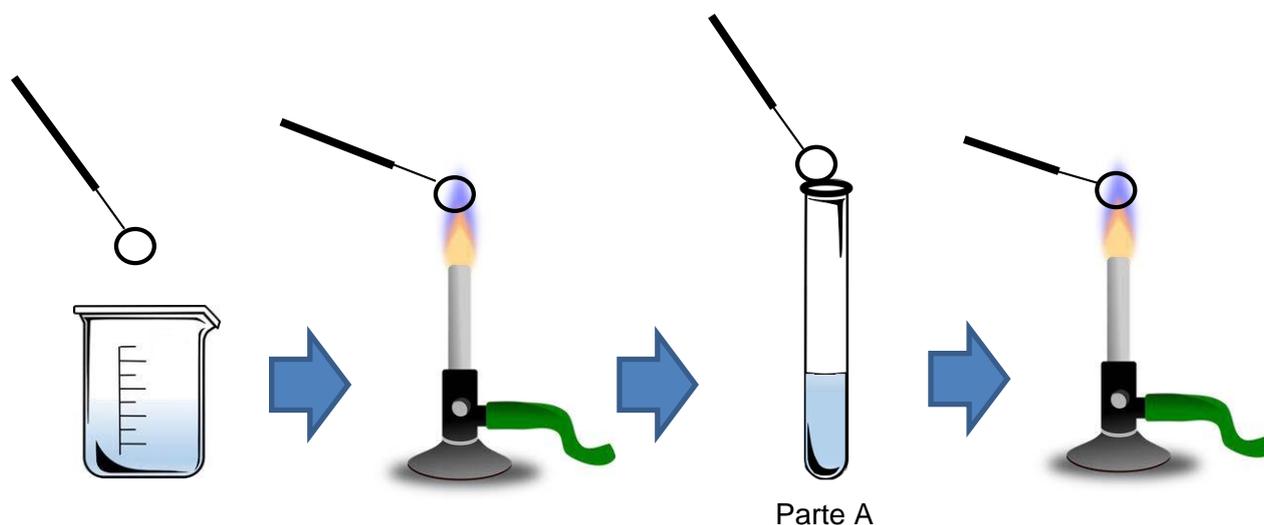


Figura 8: Etapas 2A e 3A



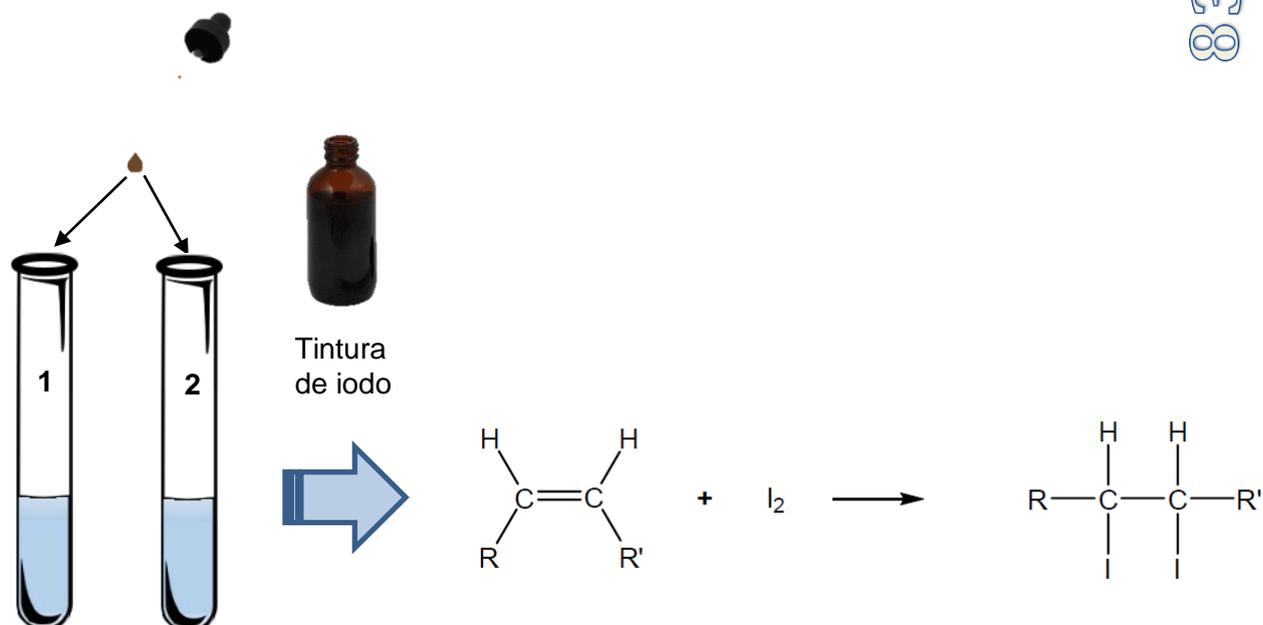
Parte B: Reação de adição

Etapa 1B.

- Nos tubos de ensaio 1 e 2 reservados para a **PARTE B**, adicione algumas gotas de tintura de iodo e observe se há descoloramento das soluções.

(Sugestão de conteúdo: falar sobre halogenação, oxirredução e solubilidade do iodo)

Figura 9: Etapa 1B



Observações

Os adoçantes comerciais utilizados no experimento são, normalmente, misturas de dois ou mais componentes. No entanto, não há interferência dos componentes adicionais nos experimentos. Os grupos sulfônicos presentes na maior parte das moléculas, assim como o anel benzênico presente na sacarina sódica, não interferem nas reações de adição a ligações duplas realizadas com as soluções aquosas de iodo.

4 DISCUSSÕES

- 1) Qual a relação das cores com os cátions dos elementos identificados no experimento?
- 2) Observando a estrutura dos edulcorantes, você poderia prever se ocorre ou não reação de halogenação?

BIBLIOGRAFIA

SOCIEDADE BRASILEIRA DE DIABETES. Adoçantes. Disponível em: <https://www.diabetes.org.br/publico/noticias-nutricao/1312-adocantes>. Acesso em: 25 jun. 2020.

ZELINSKI, D. W. Degradação Fotocatalítica de Edulcorantes Artificiais em Solução Aquosa. Dissertação (Mestrado em Engenharia de Alimentos) – UFPR. Curitiba, p. 73. 2017.

FREIRE, M. M. Experimentos de Química Orgânica com Materiais Acessíveis, Alternativos e de Baixo Custo. Tese (Doutorado em Ciências) – UNICAMP. Campinas, p. 136. 2017.

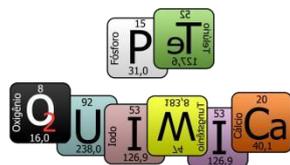
BORGES, F. M. M. APOSTILA EXPERIMENTAL DE QUÍMICA GERAL. Diss. UNIVERSIDADE FEDERAL DO RIO GRANDE DO NORTE, 2019.

FOGAÇA, J. R. V. Teste da chama. Disponível em: <https://www.manualdaquimica.com/experimentos-quimica/teste-chama.htm>. Acesso em: 28 jun. 2020.

BATISTA, Carolina. Reações Orgânicas: Adição, Substituição, Oxidação e Eliminação. Disponível em: <https://www.todamateria.com.br/reacoes-organicas/>. Acesso em: 28 jun. 2020.

REAÇÕES ORGÂNICAS. **SÓQ: Virtuoso Tecnologia da Informação**, 2020. Disponível em: <http://www.soq.com.br/conteudos/em/reacoesorganicas/>. Acesso em: 28 jun. 2020.

DIAS, Diogo Lopes. "O que é sucralose?". **Brasil Escola**, 2020. Disponível em: <https://brasilecola.uol.com.br/o-que-e/quimica/o-que-e-sucralose.htm>. Acesso em 02 de julho de 2020.



AUTORES



ANA DÉBORA SILVA ALMEIDA

DALTON MENDES DE ABREU

ELISSON MIQUÉIAS DA COSTA MONTEIRO

FRANCISCO TAIRONE LESSA DE OLIVEIRA

GABRIEL ALENCAR JULIÃO CABRAL

GEAN BARBOSA DE MELO

GUILHERME DE SANDES PARENTE

GUTHYERY PRADO DE OLIVEIRA COSTA

IAGO GABRIEL MEDEIROS NOBRE

LARISSA RODRIGUES JALES MARTINS

MATHEUS DOS SANTOS SILVA

RAILSON SOUZA CHAGAS

PEDRO HENRIQUE MONTEIRO FARIAS

PET QUÍMICA UFC

WEBSITE: [http:// www.petquímica.ufc.br/](http://www.petquímica.ufc.br/)

Facebook: www.facebook.com/PETQuímica/ Email: petquim.ufc@gmail.com