

Versão Online ISBN 978-85-8015-079-7  
Cadernos PDE

VOLUME II

OS DESAFIOS DA ESCOLA PÚBLICA PARANAENSE  
NA PERSPECTIVA DO PROFESSOR PDE  
Produções Didático-Pedagógicas

2014

**FICHA PARA IDENTIFICAÇÃO  
PRODUÇÃO DIDÁTICO-PEDAGÓGICA  
TURMA – PDE/2014**

<b>Título: PRODUÇÃO DE NARRATIVAS: UMA CONTRIBUIÇÃO PARA A APRENDIZAGEM DE QUÍMICA NA EDUCAÇÃO DE JOVENS E ADULTOS</b>	
<b>Autor</b>	Adriane Assenheimer
<b>Disciplina/Área (ingresso no PDE)</b>	Química
<b>Escola de Implementação do Projeto e sua localização</b>	Colégio Estadual Paulo Freire
<b>Município da Escola</b>	Marechal Cândido Rondon – Paraná
<b>Núcleo Regional de Educação</b>	Toledo – Paraná
<b>Professor Orientador</b>	Rosana Franzen Leite
<b>Instituição de Ensino Superior</b>	Universidade Estadual do Oeste do Paraná – UNIOESTE (Campus de Toledo)
<b>Relação Interdisciplinar</b>	Ensino Médio Educação de Jovens e Adultos
<b>Resumo</b>	Os estudantes da modalidade da Educação de Jovens e Adultos (EJA) são, na maioria dos casos, adultos e trabalhadores. Buscam na escola não apenas o certificado de conclusão do Ensino Médio, mas principalmente a troca de experiências. Por essa razão, os conteúdos devem estar atrelados ao seu cotidiano. Por meio da experiência de trabalho com essa modalidade de ensino, percebemos a falta de materiais e metodologias diferenciadas direcionadas a esse público. Portanto, a elaboração deste Projeto de Intervenção Pedagógica se justifica por esta ausência de materiais específicos para a EJA, além de metodologias adequadas que permitam uma melhor assimilação dos conceitos químicos e ainda, que possibilitem a permanência dos estudantes na escola. Assim, julga-se necessária a produção de materiais didáticos específicos para a EJA, que se direcionem para o seu cotidiano, em especial a área da saúde e meio ambiente. O objetivo principal do projeto será a produção de narrativas, como forma de avaliação a fim de investigar o entendimento dos conceitos referentes a ácidos e bases que serão desenvolvidos. A produção de narrativas visa não somente investigar o entendimento dos estudantes em relação aos conteúdos desenvolvidos, mas também potencializar o processo de escrita e leitura, visto que os mesmos são, na sua maioria, adultos e trazem consigo várias experiências e conhecimentos adquiridos ao longo da vida e que podem e devem ser explorados em sala de aula.
<b>Palavras-chave</b>	Ácidos e bases, material didático, narrativas, educação de jovens e adultos
<b>Formato do Material Didático</b>	Unidade Didática
<b>Público Alvo</b>	Estudantes do Ensino Médio da Educação de Jovens e Adultos

## INTRODUÇÃO

Por meio da experiência de trabalho com a Educação de Jovens e Adultos (EJA), percebemos a falta de materiais e metodologias diferenciadas direcionadas a esse público. Portanto, a elaboração deste Projeto de Intervenção Pedagógica se justifica por esta ausência de materiais direcionados especificamente a EJA, além de metodologias adequadas que permitam uma melhor assimilação dos conceitos químicos e ainda, que possibilitem a permanência dos estudantes na escola.

O professor da EJA não possui uma formação específica e adequada para atender a essa modalidade de ensino, tampouco produções bibliográficas que auxiliem nesse processo. Além disso, os estudantes muitas vezes apresentam-se desmotivados e acabam desistindo dos estudos.

De acordo com Brunel (2004, p. 21), é importante ouvir os jovens excluídos do ensino regular, fala que muitas vezes é interdita pela escola e até pelos professores e superamos o rótulo de fracassados que frequentemente a comunidade escolar os impõe, além de retomar com eles sua posição de sujeitos no processo educativo.

Portanto, se faz necessário conhecer a história desses estudantes, considerar que cada um traz consigo conhecimentos acerca de suas vivências, e desmistificar a ideia preconcebida de seres fracassados, tornando-os participativos e inclusos, garantindo seu acesso e permanência na escola até a formação. A prática educativa na EJA deve ser vinculada a realidade do estudante, nos conhecimentos construídos historicamente, para que a construção do saber seja consolidada de maneira crítica.

Tem-se a necessidade de se estabelecer um perfil do aluno mais aprofundado, a tomada da realidade em que está inserido como o ponto de partida das ações pedagógicas, o repensarem de currículos com metodologias e materiais didáticos adequados as suas necessidades e a formação de professores condizentes com a especificidade da EJA (SOARES, 1999, p. 202).

Nesse sentido, o objetivo desse Projeto de Intervenção Pedagógica é elaborar um material didático pedagógico referente ao conteúdo de ácidos e bases e seu aproveitamento no dia a dia, utilizando a produção de narrativas

como estratégia metodológica de avaliação, a fim de investigar o entendimento dos estudantes acerca dos conceitos desenvolvidos em sala de aula, visto que:

Quando alguém se inicia num processo de escrita de narrativas, há uma infinidade de questões que se levantam e se prendem, essencialmente, com o que escrever, quando, como, onde, com que periodicidade e também com as dificuldades no próprio processo de escrita (RAMOS, 1996, p. 137).

Para Ribeiro e Martins (2007), a literatura mais recente sobre currículos vem apontando uma tendência de se incluir e valorizar o uso de narrativas como recurso didático em sala de aula, não apenas nas aulas de línguas, sendo essa particularmente significativa para as disciplinas científicas.

A produção de narrativas visa não somente investigar o entendimento dos estudantes em relação aos conteúdos desenvolvidos, mas também potencializar o processo de escrita e leitura, visto que os mesmos são, na sua maioria, adultos e trazem consigo várias experiências e conhecimentos adquiridos ao longo da vida e que podem e devem ser explorados em sala de aula.

## **ORGANIZAÇÃO DO TRABALHO**

- Este projeto será desenvolvido por meio da elaboração de uma apostila contendo o conteúdo de Química Inorgânica, abrangendo os conceitos de ácidos, bases, sais e óxidos, relacionados às questões ambientais e a área da saúde.
- Os textos que serão trabalhados encontram-se em íntegra na apostila.
- As atividades propostas encontram-se descritas na apostila.

Frente ao exposto, destacam-se as atividades elaboradas com o intuito de contribuir com o processo de ensino e aprendizagem do conteúdo de Química Inorgânica:

### **APRESENTAÇÃO DO PROJETO NA SEMANA PEDAGÓGICA DE 2015**

Durante a Semana Pedagógica de 2015, será exposto para comunidade escolar (direção, professores e demais funcionários da instituição escolar), o material elaborado na forma de uma apostila, abrangendo os conceitos de ácidos, bases, sais e óxidos.

Nesse momento, será abordada a relevância da contextualização dos conteúdos com a questão ambiental e com a área da saúde, bem como a realização de experimentos e elaboração de textos na forma de narrativas para melhor compreensão e assimilação dos conceitos abordados.

### **PRIMEIRO ENCONTRO**

**CARGA HORÁRIA: 3 horas/aula**

#### **TEMA:**

- ✓ Apresentação da apostila
- ✓ Questionário investigativo acerca de ácidos e bases

## **OBJETIVO:**

- ✓ Apresentar a apostila aos estudantes;
- ✓ Propor um questionário investigativo online, objetivando um diagnóstico inicial acerca dos conhecimentos prévios dos estudantes sobre ácidos e bases;

## **METODOLOGIA:**

- ✓ No primeiro momento fazer a apresentação da apostila aos estudantes, apresentar também os objetivos, e explicar como as atividades serão conduzidas e quais os resultados que se pretende alcançar;
- ✓ Posteriormente, os estudantes serão encaminhados ao laboratório de informática, onde será solicitado que acessem a internet e entrem no link da atividade 1, a fim de responderem um questionário investigativo com o objetivo de verificar seus conhecimentos prévios sobre ácidos e bases;

**Atividade 1.** Como atividade inicial, acesse o link e responda as questões referentes ao “Diagnóstico inicial sobre ácidos e bases”:  
[https://docs.google.com/forms/d/1T6\\_Ok8n8n5qOHLCLs0CObOTH9sIKxIP7GL\\_T\\_wRI3-kE/viewform](https://docs.google.com/forms/d/1T6_Ok8n8n5qOHLCLs0CObOTH9sIKxIP7GL_T_wRI3-kE/viewform)

- ✓ Após a análise das respostas enviadas, os conhecimentos prévios relatados pelos estudantes serão abordados e discutidos em sala de aula.

## **RECURSOS:**

- ✓ Laboratório de Informática
- ✓ Computadores com acesso à internet

## **SEGUNDO ENCONTRO**

**CARGA HORÁRIA: 3 horas/aula**

### **TEMA:**

- ✓ Poluição das águas

### **OBJETIVO:**

- ✓ Fazer a leitura e discussão do texto “Poluição das águas”;
- ✓ Propor um questionário online, referente ao texto discutido;

### **METODOLOGIA:**

- ✓ No primeiro momento fazer a leitura e discussão do referido texto, buscando a interação e contribuições dos estudantes;

## **TEXTO 1: POLUIÇÃO DAS ÁGUAS**

Basta abrir a torneira, ligar o chuveiro ou dar descarga e pronto, nos livramos de muita “sujeira”. Tudo tão fácil e simples! Isso parece, mas não é verdade. Essa simplicidade aparente configura vários problemas. O maior deles está no fato de que a maioria das pessoas nem se interessa em saber o destino que a água usada terá.

A água é limpa porque tem grande capacidade de dissolução, mas a “sujeira” não some, vai com a água. A água que entra limpa na sua casa sai suja. O alto consumo e baixa qualidade da água devolvida após o uso vêm trazendo serias consequências aos recursos hídricos. Toda essa água tem destino certo: em média 70% vai para a irrigação, 20% para a indústria e 10% para o consumo doméstico.

Considerando as cinco milhões de pessoas mortas anualmente, vítimas de problemas de saúde causados pela poluição das águas, pode-se depreender que esse é o mais grave problema de poluição dos recursos naturais. Isso corresponde a 10 vezes número anual de vítimas de guerras e conflitos armados.

Das várias formas de poluição, a poluição das águas é uma das mais delicadas, devido principalmente a três fatores: é imprescindível para qualquer forma de vida; a grande diversidade de poluentes oriundos da atmosfera, dos solos e de diferentes atividades humanas; e o pequeno percentual de água potável à disposição para o consumo no planeta que é em torno de 1%.

A contaminação dos recursos hídricos acontece por meio do despejo direto de dejetos em cursos d’água ou por meio de processos naturais oriundos

de ciclos biogeoquímicos. Um exemplo destes ciclos são as chuvas que dissolvem gases poluentes da atmosfera, precipitam, lavam solos e superfícies e escoam para rios, lagos e lençóis subterrâneos. Nesse trajeto dissolvem e carregam diferentes poluentes.

As fontes de poluição das águas decorrem, principalmente, de atividades humanas. Durante o desenvolvimento das cidades toda dinâmica estabelecida interferiu nos recursos hídricos: a urbanização alterou os sistemas de infiltração e de escoamento das águas das chuvas, a agricultura e os desmatamentos causaram assoreamentos e modificaram leitos de rios e lagos, a construção de grandes obras, como hidrelétricas e represas, acabaram ocasionando modificações em bacias hidrográficas e em florestas, inundando cidades, etc.

As indústrias instaladas às margens das vias fluviais são as principais responsáveis pelo processo de deterioração da água e devastação da fauna. Essa poluição de origem industrial provoca graves desequilíbrios ambientais nos ecossistemas e constitui uma ameaça direta à saúde das populações.

### **Tipos de poluição das águas:**

Didaticamente podemos classificar a poluição das águas em térmica, sedimentar, biológica e química:

- **Poluição térmica:** ocorre pelo descarte de grandes volumes de água aquecida, usada em sistemas de resfriamento de processos industriais, em sistemas ambientais.
- **Poluição sedimentar:** proveniente do acúmulo de partículas em suspensão (partículas de solo ou produtos químicos insolúveis, orgânicos ou inorgânicos).
- **Poluição biológica:** resulta da presença de microrganismos patogênicos (causadores de doenças), especialmente na água potável.
- **Poluição química:** causadas por produtos químicos estranhos ao ambiente, tornando-se nocivos ou indesejáveis.

Os efeitos da poluição química são catastróficos para o ambiente e pessoas envolvidas. Seus principais agentes poluidores são:

- Os fertilizantes, empregados na agricultura, os quais são arrastados pelas chuvas para córregos, rios e lençóis subterrâneos. Esses agentes possuem em sua composição nitratos ( $\text{NO}_3^-$ ) e fosfatos ( $\text{PO}_4^{3-}$ ), que favorecem processos de eutrofização.
- Os materiais orgânicos sintéticos como plásticos, detergentes, solventes, tintas, produtos farmacêuticos, etc. esses agentes alteram diferentes propriedades físicas (cor, sabor e toxidez) e químicas (pH, concentrações de substâncias, equilíbrios químicos diversos, etc.) da água e causam acúmulos sólidos.



### **Tempo necessário para certos materiais se decomporem quando jogados na água:**

<b>Papel</b>	3 a 6 meses
<b>Tecido de algodão</b>	6 a 16 meses
<b>Filtro de cigarro</b>	Cerca de 5 anos
<b>Madeira tratada</b>	Cerca de 13 anos
<b>Tecidos sintéticos</b>	Cerca de 30 anos
<b>Metais</b>	Cerca de 100 anos
<b>Plásticos</b>	Cerca de 100 anos
<b>Pneus e vidros</b>	Indeterminado

- O petróleo e seus derivados usados na forma de combustíveis em embarcações ou quando transportados por oleodutos no fundo do mar ou por navios. Estima-se que mais de quatro milhões de toneladas de petróleo são lançados anualmente nos oceanos, devido, principalmente a acidentes sofridos por navios-tanques. Isso poderia ser evitado com medidas de segurança como a construção de navios com cascos duplos, para evitar vazamentos caso ocorram colisões com recifes.
- Os materiais inorgânicos, como minerais ou produtos industriais, que podem causar variações de pH, de salinidade, de concentração de gases, tornar a água tóxica, sem contar a perigosa contaminação por diferentes metais pesados (Cu, Zn, Pb, Cd, Hg, Ni, Sn, etc.). Geralmente o mercúrio é utilizado na mineração para separar o ouro. Ele é um metal altamente tóxico e pode entrar na cadeia alimentar humana.

### **Os detergentes e a poluição dos rios**

Os sabões e detergentes não biodegradáveis quando despejados em rios formam uma espuma, que além de exalar um cheiro ruim, lança na atmosfera diferentes poluentes que podem causar problemas respiratórios.

Essa espuma também dificulta a dissolução de gás oxigênio na água, diminui a tensão superficial e remove a camada oleosa que reveste algumas aves e insetos, impedindo que eles flutuem na água. Esses sabões e detergentes impedem também a decantação e deposição de sedimentos, fazendo com que a espuma formada arraste detritos, inclusive os esgotos, que são levados pelo vento e espalhados pelo ar. A presença de ácidos em suas composições contribui para tornar a água dos rios e lagos ácida, causando desequilíbrios nos ambientes aquáticos.

O acúmulo de restos de materiais orgânicos facilita a proliferação de bactérias aeróbicas que consomem parte do oxigênio dissolvido na água. Os nitratos e fosfatos provenientes de fertilizantes favorecem a proliferação exagerada de algas que ficam sobre a superfície da água levando a eutrofização, processo que limita e inibe o desenvolvimento de outros

organismos. Como consequência, as colônias de algas que se encontram a maior profundidade deixam de receber luz e ficam impossibilitadas de realizar a fotossíntese, morrem e se decompõem. A diminuição da concentração de oxigênio ocasiona a morte de peixes.

Os detergentes sintéticos contribuem para a eutrofização por conterem íons fosfatos em sua composição. Uma substância ou material é biodegradável quando ela se degrada, pela ação de microrganismos (bactérias que quebram as moléculas orgânicas em pedaços cada vez menores). No final do processo, os materiais são transformados em substâncias, como dióxido de carbono e água, menos nocivas ao ambiente. A biodegradação pode ocorrer sob condições aeróbicas (com gás oxigênio) ou anaeróbicas (sem gás oxigênio). No caso dos detergentes, o oxigênio é indispensável já que as bactérias aeróbicas são as mais atuantes. Fatores como acidez e temperatura também podem favorecer ou dificultar o processo.

Desde o início da década de 1980, muitas pesquisas têm sido desenvolvidas para produzir materiais biodegradáveis. Os que recebem especial atenção são os plásticos que têm ampla utilização e, normalmente, levam séculos para se decomporem. Dentre os já produzidos, alguns se degradam lentamente em nosso organismo, o que permite serem usados na medicina para realização de suturas internas e na confecção de cápsulas que, gradualmente, liberam medicamentos.

Vale destacar que os materiais biodegradáveis também causam problemas ambientais. A diferença está no fato de que eles podem se decompor em um intervalo de tempo menor, permitindo assim uma recuperação mais rápida dos danos causados.

**FONTE:** textos “Poluição das águas, tipos de poluição das águas e os detergentes e a poluição dos rios” e tabela foram adaptados do Livro “Química cidadã: reações químicas, seus aspectos dinâmicos e energéticos; água e energia, volume 2, Ensino Médio, p. 286 – 293, 2010.

- ✓ Posteriormente, os estudantes serão encaminhados ao laboratório de informática, onde será solicitado que acessem a internet e o link abaixo, a fim de responderem ao questionário sobre o texto trabalhado em sala:

**Atividade 2.** Responda ao questionário do link:

[https://docs.google.com/forms/d/14duPmURM\\_QCdW47uywUM4Cocmqmp2VbJJf2443q-YJ4/viewform](https://docs.google.com/forms/d/14duPmURM_QCdW47uywUM4Cocmqmp2VbJJf2443q-YJ4/viewform)

- ✓ A questão 4, refere-se a uma pesquisa sobre o processo de eutrofização das águas e, após, os estudantes deverão redigir um pequeno texto

referente as causas e consequências desse processo, bem como citar exemplos de rios e lagos que são acometidos por esse problema;

- ✓ A questão 5, refere-se a uma pesquisa sobre as vantagens e desvantagens do uso de sabões e detergentes e, após, os estudantes deverão redigir um pequeno texto exprimindo sua opinião sobre qual dos produtos utilizar visando diminuir os impactos ambientais;

#### **RECURSOS:**

- ✓ Laboratório de Informática
- ✓ Computadores com acesso à internet

### **TERCEIRO ENCONTRO**

**CARGA HORÁRIA: 3 horas/aula**

#### **TEMA:**

- ✓ Conceitos de ácidos e bases, escala de pH e indicadores de ácidos e bases
- ✓ Utilização industrial de alguns ácidos

#### **OBJETIVO:**

- ✓ Verificar os conhecimentos prévios dos estudantes acerca do conceito de pH;
- ✓ Explicar os conceitos de ácidos e bases, o funcionamento da escala de pH e dos principais indicadores naturais e artificiais de ácidos e bases;
- ✓ Abordar as aplicações de alguns ácidos importantes na fabricação de medicamentos, produtos de limpeza, etc.;

#### **METODOLOGIA:**

- ✓ No primeiro momento, realizar uma atividade relativa aos conhecimentos prévios dos estudantes sobre pH:

**Atividade 3.** Você já deve ter visto nas embalagens de detergente, xampu, creme para cabelo, condicionador e sabonetes, informações gerais sobre estes produtos, como composição, modo de usar e sobre o pH. Você sabe o seu significado do termo pH? Justifique.

- ✓ Posteriormente, por meio de leitura de texto na apostila, exposição oral e lousa, explicar os conceitos de ácidos e bases, escala de pH e como funcionam os indicadores naturais e artificiais utilizados na identificação de ácidos e bases:

## ÁCIDOS

Em relação ao meio ambiente, o aumento da acidez da água de rios e lagos pode causar a morte de grandes populações de peixes. Essa acidificação pode ser consequência do despejo direto de resíduos industriais na água ou por conta da chuva ácida.

A acidez é uma propriedade das soluções aquosas que afeta diretamente toda a vida no planeta. A ela está relacionada outra propriedade: a alcalinidade. Essas propriedades são mutuamente dependentes e inversamente proporcionais.

A palavra **ácido** vem do latim *acidus* e significa “azedo” ou “picante”. Em geral, as soluções aquosas das substâncias classificadas como ácidos apresentam as seguintes propriedades químicas:

- Reagem com certos metais (ferro, zinco, etc.), liberando hidrogênio ( $H_2$ )
- Reagem com bicarbonatos e carbonatos, liberando gás carbônico ( $CO_2$ )
- Neutralizam soluções básicas

A palavra **álcali** tem origem árabe e significa “cinzas vegetais”. A partir do século XVI essas substâncias passaram a ser denominadas bases. As soluções aquosas de bases apresentam, geralmente, sensação escorregadia ao tato (cuidado: essas substâncias são corrosivas) e neutralizam ácidos.

Qualitativamente, podemos fazer testes visuais que indicam se os materiais são ácidos ou básicos (alcalinos). A forma mais simples é utilizar substâncias denominadas **indicadores de ácido e base**, como o extrato de repolho-roxo e de beterraba ou indicadores comerciais produzidos por indústrias químicas.

Além disso, os químicos contam com equipamentos que fornecem resultados mais precisos. Para isso, eles desenvolveram uma grandeza denominada pH, que fornece medidas em uma escala que varia de 0 a 14. De acordo com essa escala, podemos saber se um material é ácido ou básico. Materiais que apresentam pH abaixo de 7 são ácidos, enquanto materiais com

valores de pH acima de 7 são básicos. Quando o valor do pH é igual a 7, diz-se que o material é neutro.

Existem diferentes formas de se medir pH. Podemos realizá-la por intermédio de equipamentos específicos chamados pHmetros (peagômetros), ou por meio de substâncias que mudam de cor em diferentes valores de pH. Os pHmetros, medem diferenças de potencial elétrico, ou seja, a voltagem existente entre a solução de fora e a de dentro do eletrodo e correlacionam com a concentração de  $H^+$ .

Os indicadores ácido-base são substâncias que possuem a característica de mudar sua coloração em função da concentração de íons  $H^+$  (ácidos) ou do  $OH^-$  (bases), e por isso são usadas para indicar se a solução é ácida ou básica. Essas substâncias são bastante úteis no acompanhamento de uma reação de neutralização. Diferentes indicadores ácido-base podem ser colocados em tirinhas de papel ou de plástico, que são chamados de papel indicador. O papel é mergulhado na solução que se quer medir o pH e a coloração obtida é comparada com a de um padrão indicativo do pH. A tabela abaixo apresenta alguns indicadores ácido-base e suas respectivas colorações em meio ácido, básico e neutro:

Indicador	Cor em meio ácido	Meio neutro	Meio básico
Fenolftaleína	Incolor	Incolor	Lilás
Azul de bromotimol	Amarelo	Verde	Azul
Tornassol	Vermelho	Azul	Azul
Alaranjado de metila	Vermelho	Amarelo	Amarelo
Extrato de repolho roxo	Rosa	Não muda de cor	Amarelo - esverdeado

As propriedades de acidez e as de alcalinidade são opostas, ou seja, quanto maior a acidez menor será a alcalinidade, e vice-versa. A Figura 1 ilustra bem essa relação:

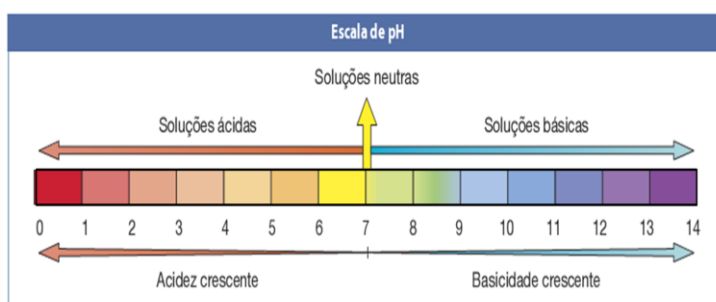


FIGURA 1. Escala de pH

**FONTE DA FIGURA 1:** <http://andre-godinho-cfq-8a.blogspot.com.br/2012/12/escala-de-ph.html>, acessado em 12/11/2014.

A Figura 2 apresenta alguns exemplos de soluções e seus respectivos valores de pH:

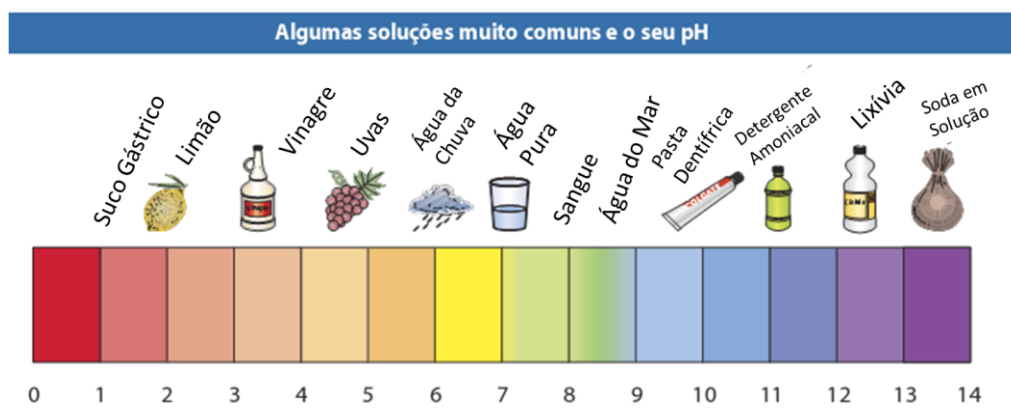


FIGURA 2. Algumas soluções e seu pH

**FONTE DA FIGURA 2:** <http://andre-godinho-cfq-8a.blogspot.com.br/2012/12/escala-de-ph.html>, acessado em 12/11/2014.

O extrato de beterraba ou de repolho-roxo são indicadores naturais. Os indicadores são substâncias orgânicas que possuem moléculas grandes que se alteram em função da acidez do meio. Ao terem suas estruturas moleculares alteradas, as substâncias passam a apresentar cores diferentes.

Diversos frutos e flores possuem substâncias que são pigmentos sensíveis à variação da acidez do meio. Por isso, frutas maduras normalmente apresentam cores diferentes de quando estão “verdes”. Reconhecemos que diferentes frutas estão maduras pela cor e pelo sabor que apresentam. A banana verde “trava” a língua devido à adstringência, característica de álcalis. A laranja verde é mais azeda, característica de ácidos.

Outro exemplo de indicador natural é a flor conhecida como hortênsia. As cores das flores dependem do pH do solo. Em solos alcalinos elas são azuis, em solos ácidos elas são rosas.

A presença de ácidos é comum no nosso dia a dia. Eles são encontrados em frutas cítricas, produtos de limpeza, entre outros. Além disso, estão presentes em diversos processos industriais.

Os ácidos e álcalis também participam de diversos fenômenos naturais relacionados à atmosfera, aos ambientes aquáticos e ao solo. Um bom exemplo de processo natural envolvendo a participação de ácidos é a formação de cavernas. As cavernas são sistemas complexos, formados por reações químicas produzidas, ao longo dos anos, pela ação das águas em rochas submersas no solo. A maioria delas é formada a partir do calcário, mineral cujo principal constituinte é o carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ). Além daquelas formadas por outros minerais como arenito, mármore e granito.

**FONTE:** texto “Ácidos” e tabela de indicadores ácido base, foram adaptados do Livro “Química cidadã: reações químicas, seus aspectos dinâmicos e energéticos, água e energia, volume 2, Ensino Médio, p. 294 – 301, 2010.

- ✓ Por fim, fazer a leitura das utilizações de alguns ácidos importantes:

### Utilizações de alguns ácidos:

**Ácido clorídrico:** é um gás incolor ou levemente amarelado, tóxico, que forma com a água um ácido forte e corrosivo. É usado na limpeza e decapagem de metais, na redução do ouro, na acidificação em poços de petróleo e em limpeza geral. É comercializado como ácido muriático.

**Ácido bórico:** é um sólido branco na forma de cristais incolores ou sob a forma de pó branco. É venenoso se ingerido ou inalado em grande quantidade. Forma com a água um ácido fraco, de ação antisséptica que compõe vários colírios comerciais. Usado como inseticida relativamente não tóxico para matar baratas, formigas e pulgas. Também é usado como retardante de chamas e na composição de adubos. Já foi muito usado em pomadas de talcos para bebês, mas em 2001 esse uso foi proibido pela Anvisa, pois em estudos científicos verificou-se que a utilização tópica desse ácido em altas concentrações pode provocar intoxicação no organismo, alterações gastrointestinais, hipotermia, erupções cutâneas, insuficiência renal, podendo levar a morte.

**Ácido sulfúrico:** usado na produção de fertilizantes, em soluções para baterias de automóveis, em indústrias de tintas e papéis e no refino de açúcar.

**Ácido fluorídrico:** aplicado em gravação de cristais e vidros.

**Ácido fosfórico:** usado na fabricação de fertilizantes, em indústrias de vidro e tinturaria, na produção de refrigerantes a base de cola.

**Ácido nítrico:** usado na fabricação de explosivos (TNT, pólvora negra e outros) e fabricação de salitre, que é utilizado como fertilizante.

**Ácido carbônico:** está presente nos refrigerantes e águas minerais gaseificadas.

**Ácido acético:** utilizado como condimento culinário (vinagre).

**FONTE:** adaptação do Livro “Química cidadã: reações químicas, seus aspectos dinâmicos e energéticos; água e energia, volume 2, Ensino Médio, p. 300, 2010 e link: <http://www.ecycle.com.br/component/content/article/63-meio-ambiente/2224-o-que-e-acido-borico-onde-esta-presente-retardante-de-chamas-inseticidas-antissepticos-esmalte-creme-pele-produtos-oftalmologicos-colirios-acao-contra-bacteria-fungos-reacoes-alergicas-disruptor-endocrino-descamacao-pele-sonolencia-anvisa-prevencao.html>, acessado em 12/11/2014.

### RECURSOS:

- ✓ Lousa

## **QUARTO ENCONTRO**

**CARGA HORÁRIA: 3 horas/aula**

### **TEMA:**

- ✓ Aula experimental sobre a identificação de ácidos e bases com o uso de indicadores naturais e artificiais

### **OBJETIVO:**

- ✓ Verificar, como agem os indicadores naturais e artificiais quando em meio ácido e básico;
- ✓ Explicar que as substâncias ácidas e básicas estão presentes em nosso cotidiano e que seu caráter pode ser identificado com o uso de diferentes indicadores, naturais ou artificiais.

### **METODOLOGIA:**

- ✓ No primeiro momento será preparado o extrato de repolho roxo;
- ✓ A classe será dividida em grupos de no máximo seis alunos;
- ✓ Os alunos seguirão o roteiro estabelecido e descrito na apostila, o objetivo é que eles utilizem os materiais e reagentes e conduzam o experimento, utilizem os diferentes indicadores (fenolftaleína, alaranjado de metila e extrato de repolho roxo) a fim de identificar quais materiais são ácidos e quais são básicos e façam suas observações:

### **EXPERIMENTO 1. IDENTIFICAÇÃO DE ÁCIDOS E BASES COM O USO DE INDICADORES NATURAIS E ARTIFICIAIS**

O gosto de frutas pode nos mostrar se ela é ácida ou básica. Por exemplo, o limão e a laranja apresentam sabores característicos, qual seria o caráter dessas frutas? A banana verde e o caqui verde apresentam sabor adstringente, que nos dá a sensação de “amarrar” a boca, qual seria o caráter dessas frutas?

Mas nem sempre podemos colocar na boca uma determinada substância para provar se ela é ácida ou básica, pois elas podem ser nocivas para a saúde e ao serem ingeridas podem se tornar fatais. Por esse motivo, usam-se recursos como indicadores de ácidos e bases para se identificar o caráter das substâncias ou produtos. Como já vimos anteriormente, os



indicadores atuam modificando a coloração da solução ácida ou básica. Um exemplo de indicador natural é o extrato de repolho roxo. A seguir vamos preparar esse extrato para testar o caráter de algumas soluções.

### **Preparando o extrato de repolho roxo:**

1. Pegue cinco folhas de repolho-roxo e pique em pedaços pequenos.
2. Coloque os pedaços no liquidificador e acrescente meio litro de água filtrada.
3. Bata no liquidificador e coe com um filtro.
4. Coloque o extrato no frasco com conta-gotas. Conserve em geladeira.

### **Materiais e reagentes:**

- 30 tubos de ensaio
- Estante para tubos de ensaio
- Fenolftaleína
- Alaranjado de metila
- Extrato de repolho roxo (preparado previamente)
- Suco de limão
- Leite de magnésia
- Vinagre
- Refrigerante Soda Limonada
- Leite
- Sabonete Dove
- Sal-de-frutas
- Desinfetante
- Clara de ovo
- Soda cáustica diluída
- solo diluído em água
- água mineral
- água de torneira
- água de rio

### **Procedimento experimental:**

**Será que todas as substâncias ou produtos citados acima possuem o mesmo caráter?**

1. Em cada tubo de ensaio, adicione pequenas porções dos produtos a serem testados, complete até a metade do volume do tubo com água destilada, de acordo com a tabela abaixo:

Produto	Indicador Fenolftaleína	Alaranjado de metila	Extrato de repolho roxo	Caráter
Suco de limão				
Leite de magnésia				
Vinagre				
Soda limonada				
Leite				
Sabonete Dove				
Sal de frutas				
Desinfetante				
Clara de ovo				
Soda cáustica diluída				
Solo diluído em água				
Água mineral				
Água de torneira				
Água de rio				

2. Em cada tubo, adicione 2 gotas de fenolftaleína, observe a coloração obtida e anote na tabela.

3. Repita o procedimento com o alaranjado de metila.

**O comportamento das substâncias ou produtos em relação ao caráter foi semelhante com os dois indicadores? Descreva o que você visualizou.**

4. Repita o procedimento com o extrato de repolho roxo.

**Houve alguma diferença quanto ao caráter das substâncias ou produtos ao se utilizar o indicador natural? Descreva o que você observou.**

- ✓ Assim que os estudantes fizerem as devidas observações referentes a mudança de coloração das soluções, deverão fazer as anotações do caráter dos materiais testados na tabela acima.
- ✓ A atividade avaliativa referente à aula experimental realizada, será na forma de uma produção textual:

**Atividade 4.** Escreva um texto, narrando o que foi feito no experimento explicando a ação dos indicadores sobre ácidos e bases e quais materiais analisados no experimento anterior são ácidos e quais são básicos.

## **MATERIAIS DE LABORATÓRIO:**

- ✓ Tubos de ensaio, estantes para tubos de ensaio, materiais ácidos e básicos encontrados facilmente em nossas residências (sabonete, vinagre, leite de magnésia, sal de frutas, alvejante, etc.), indicador alaranjado de metila e fenolftaleína.

## **QUINTO ENCONTRO**

**CARGA HORÁRIA: 3 horas/aula**

### **TEMA:**

- ✓ Nomenclatura de ácidos
- ✓ Força de ácidos

### **OBJETIVO:**

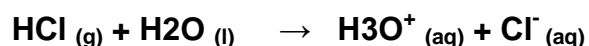
- ✓ Explicar a nomenclatura de ácidos, baseada na ionização e uso da tabela de ânions;
- ✓ Explicar a força de ácidos baseada na porcentagem de hidrogênios que sofrem ionização;

### **METODOLOGIA:**

- ✓ Exposição oral sobre nomenclatura e força de ácidos
- ✓ Resolução de exercício sobre nomenclatura de ácidos

## **A TEORIA ÁCIDO-BASE DE ARRHENIUS**

Uma característica dos compostos inorgânicos é que eles são iônicos ou covalentes e são capazes de formar íons. Os ácidos são eletrólitos e, portanto, formam íons em solução aquosa. A ionização é uma reação química que ocorre entre moléculas produzindo íons que não existiam anteriormente. Por exemplo:



Svante August Arrhenius (1859-1927), químico, físico e matemático sueco, desenvolveu, entre 1880 e 1890, a teoria da dissociação iônica. Segundo essa teoria, o íon de hidrogênio  $\text{H}^+$ , que na presença de água forma o

cátion hidrônio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ), é responsável pelas propriedades ácidas; enquanto o ânion hidroxila ( $\text{OH}^-$ ), é responsável pelas propriedades básicas.

Para Arrhenius:

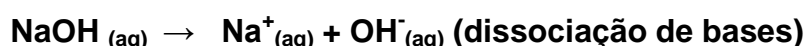
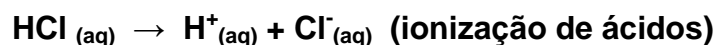
**Ácido é toda substância que em água libera íons hidrogênio ( $\text{H}^+$ )**

**Base é toda substância que em água libera íons hidroxila ( $\text{OH}^-$ )**

Os ácidos são substâncias moleculares, sendo assim, o processo de liberação de íons  $\text{H}^+$  ocorre por ionização, ou seja, há rompimento das ligações covalentes com formação de íons.

As bases são, geralmente, substâncias iônicas, portanto o processo de liberação de íons  $\text{OH}^-$  ocorre por dissociação iônica. Ou seja, ao contato com a água, os íons separam-se devido a solvatação. As bases moleculares ionizam-se por processo semelhante ao que ocorre com os ácidos no qual há quebra de ligação covalente e formação de íons.

Dessa forma, temos como exemplos as substâncias representadas pelas equações:



### Nomenclatura de ácidos:

Para dar nome aos ácidos, partimos dos nomes dos ânions que são liberados na sua ionização, de acordo com a tabela a seguir:

<b>Sufixo do ânion</b>	Eto	Ito	Ato
<b>Sufixo do ácido</b>	Ídrico	Oso	Ico

Para isso, consideramos os nomes apresentado na tabela abaixo, a qual apresenta os ânions mais comuns:

<b>ÂNIONS</b>	
<b>Monovalentes (<sup>-1</sup>)</b>	
Cl <sup>-</sup>	Cloreto
Br <sup>-</sup>	Brometo
I <sup>-</sup>	Iodeto
F <sup>-</sup>	Fluoreto
ClO <sup>-</sup>	Hipoclorito
ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Clorito
ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Clorato
ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Perclorato
BrO <sup>-</sup>	Hipobromito
BrO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Bromito
BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Bromato
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Nitrito
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Nitrato
CN <sup>-</sup>	Cianeto
PO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Metafosfato
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Permanganato
OH <sup>-</sup>	Hidróxido
<b>Bivalentes (<sup>-2</sup>)</b>	
S <sup>-2</sup>	Sulfeto
SO <sub>3</sub> <sup>-2</sup>	Sulfito
SO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>	Sulfato
CrO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>	Cromato
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>-2</sup>	Dicromato
C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>-2</sup>	Oxalato
<b>Trivalentes (<sup>-3</sup>)</b>	
N <sup>-3</sup>	Nitreto
PO <sub>4</sub> <sup>-3</sup>	Ortofosfato (fosfato)
AsO <sub>4</sub> <sup>-3</sup>	Arsenato
[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>-3</sup>	Ferricianeto
<b>Tetravalentes (<sup>-4</sup>)</b>	
P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>-4</sup>	Pirofosfato
SiO <sub>4</sub> <sup>-4</sup>	Ortossilicato
[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>-4</sup>	Ferrocianeto

O nome é formado pela palavra ácido, seguida do nome do ânion do qual se retira seu sufixo e acrescenta-se o correspondente sufixo para ácidos.

**Nome dos ácidos: ácido + nome do ânion sem sufixo + sufixo do ácido**

O quadro apresenta alguns exemplos:

Ânion	Sufixo do ânion	Sufixo para o ácido	Nome do ácido
Cloreto (Cl <sup>-</sup> )	Eto	ídrico	Ácido clorídrico
Sulfato (SO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> )	Ato	Ico	Ácido sulfúrico
Nitrito (NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> )	Ito	Oso	Ácido nitroso

Os sufixos “eto” e “ídrico” relacionam-se a espécies que não possuem oxigênio. Os sufixos “ato” e “ico” são utilizados para ânions que possuem

maiores quantidades de oxigênio em sua composição, enquanto “ito” e “oso” para ânions que possuem menores quantidades de oxigênio.

**FONTE:** os textos “A teoria ácido-base de Arrhenius e Nomenclatura de ácidos”, bem como as tabelas de ânions e nomes de ácidos foram adaptados dos livros “Química cidadã: reações químicas, seus aspectos dinâmicos e energéticos; água e energia, volume 2, Ensino Médio, p. 304-305, 2010”; FONSECA, Martha Reis Marques da. Química 1: ensino médio. 1 ed. Vol. 1. São Paulo: Ática, 2013, p. 281-284.

**Exercício:** Nomear os seguintes ácidos

- a)  $H_3BO_3$  \_\_\_\_\_ b) HF \_\_\_\_\_  
c)  $H_2S$  \_\_\_\_\_ d)  $H_2CO_3$  \_\_\_\_\_  
e) HCN \_\_\_\_\_ f) HClO \_\_\_\_\_

### Força dos ácidos:

Refere-se a porcentagem de hidrogênios que efetivamente sofrem ionização. Essa ionização efetiva é fornecida pelo grau de ionização  $\alpha$ , calculado pela relação:

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas que se ionizaram} \times 100}{\text{número de moléculas inicialmente dissolvidas}}$$

<b>Ácido forte:</b> possui $\alpha$ maior que 50%
<b>Ácido semiforte:</b> possui $\alpha$ entre 5% e 50%
<b>Ácido fraco:</b> possui $\alpha$ menor que 5%

**FONTE:** adaptação dos livros “BRUNI, Aline Thaís; et al. Ser protagonista: química, 1 ano: ensino médio. Obra coletiva concebida, desenvolvida e produzida por Edições SM. Editor responsável: Murilo Tissoni Antunes. 2 ed. São Paulo: Edições SM, 2013. (Coleção ser protagonista 1), p. 211”; “FONSECA, Martha Reis Marques da. Química 1: ensino médio. 1 ed. Vol. 1. São Paulo: Ática, 2013, p. 288.

### RECURSOS:

- ✓ Lousa

## **SEXTO ENCONTRO**

**CARGA HORÁRIA: 3 horas/aula**

### **TEMA:**

- ✓ Chuva ácida
- ✓ Aula experimental sobre a formação da chuva ácida

### **OBJETIVO:**

- ✓ Explicar quais gases contribuem para a formação da chuva ácida;
- ✓ Explicar as reações químicas envolvidas na formação da chuva ácida, por meio da realização de um experimento demonstrativo;
- ✓ Compreender as causas e consequências da chuva ácida

### **METODOLOGIA:**

- ✓ No primeiro momento será realizada a leitura e discussão um texto sobre a chuva ácida:

### **TEXTO 2: CHUVA ÁCIDA**

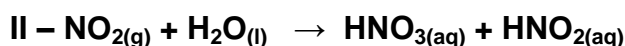
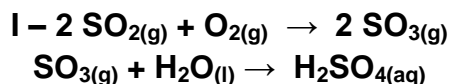
A chuva, segundo os meteorologistas, nada mais é do que um acúmulo de água nas nuvens que cai na superfície terrestre em forma de gotas. A atmosfera não contém somente nuvens.

Ela é composta por uma mistura de gases que contêm, principalmente, nitrogênio e oxigênio. Outro gás comum na atmosfera é o dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), também conhecido gás carbônico.

Esse gás, produzido por plantas, animais e diversos fenômenos naturais, se dissolve em água formando o ácido carbônico. O ácido carbônico presente na água da chuva forma íons hidrônio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ), tornando-a naturalmente ácida.

Em condições normais, o gás carbônico presente na atmosfera confere à chuva valores de pH entre 7,0 e 5,6. Porém, a presença de outros gases pode tornar o pH menor que 5,6. Nesses casos, dizemos que a chuva é ácida. No nosso planeta, a chuva é fundamental para a vida. Entretanto, quando apresenta valores de pH inferiores aos normais, a chuva pode prejudicar a fauna, a flora e os diferentes ecossistemas. Diversos gases, em diferentes regiões, gerados por indústrias, veículos e queimadas, têm tornado a chuva mais ácida que o normal. Essa acidez pode chegar a valores de pH próximos de 2.

Os principais gases que provocam a chuva ácida são o dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>), o dióxido de enxofre (SO<sub>2</sub>), o trióxido de enxofre (SO<sub>3</sub>) e o dióxido de nitrogênio (NO<sub>2</sub>). Vejamos algumas transformações que esses gases sofrem para produzir ácidos na atmosfera:



Os gases que provocam a chuva ácida podem ser transportados pelas correntes de ar para locais distantes de onde foram produzidos. Assim, regiões que não produzem esses gases também podem sofrer seus efeitos.

A chuva ácida é responsável por diversos problemas ambientais. Com a acidez elevada, a fotossíntese torna-se mais lenta, podendo causar a morte de plantas. Os peixes também são muito afetados, já que o pH normal para a vida aquática está entre 6,5 e 9,5. Varias espécies de peixes morrem quando a água apresenta valores de pH inferiores a 6,0. A maior parte da vida aquática desaparece quando o pH fica abaixo de 5,0. Lagos com valores de pH menores que 4,0 tornam-se praticamente mortos.

As consequências danosas desses gases não são percebidas somente na natureza. Na cidade, seus efeitos podem ser percebidos pela deterioração de monumentos históricos feitos de mármore ou pedra-sabão, corrosão de estruturas metálicas, aquecimento de trincas na superfície de prédios, etc.

**FONTE:** adaptação dos livros “BRUNI, Aline Thaís; et al. Ser protagonista: química, 1 ano: ensino médio. Obra coletiva concebida, desenvolvida e produzida por Edições SM. Editor responsável: Murilo Tissoni Antunes. 2 ed. São Paulo: Edições SM, 2013. (Coleção ser protagonista 1), p. 234”; e “Química cidadã: reações químicas, seus aspectos dinâmicos e energéticos; água e energia, volume 2, Ensino Médio, p. 300, 2010” e dos sites: <http://www.infoescola.com/quimica/chuva-acida/>, <http://mundoestranho.abril.com.br/materia/o-que-e-chuva-acida> e [http://www.usp.br/gambiental/chuva\\_acidafront.html](http://www.usp.br/gambiental/chuva_acidafront.html), todos acessados em 12/11/2014.

- ✓ Em seguida, os estudantes responderão as seguintes questões para reflexão:

### QUESTÕES PARA REFLEXÃO:

- O que causa um excesso de acidez na água de chuva?
- Como a acidez da chuva poderia danificar o meio ambiente?
- O que pode ser feito para minimizar a emissão de contaminantes para a atmosfera? O que cada um de nós pode fazer?



- ✓ Na sequência, será conduzido o experimento 2 referente a formação da chuva ácida. O referido experimento será realizado de forma demonstrativa, pelo professor. Os alunos apenas observarão os fenômenos.

## **EXPERIMENTO 2. COMO OCORRE A FORMAÇÃO DA CHUVA ÁCIDA?**

**Duração: aproximadamente 40 minutos.**

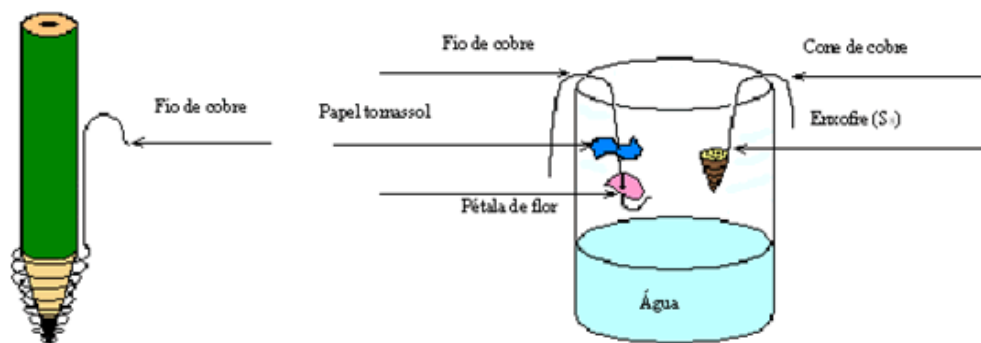
**Objetivos:** Demonstrar a contribuição do  $\text{SO}_2$  para o aumento da acidez na chuva e discutir sobre a formação da chuva ácida, os malefícios da emissão de  $\text{SO}_2$ , o transporte desse gás, os prejuízos que a chuva ácida causa, e como cada um de nós pode contribuir para minimizar a acidez da chuva.

### **Materiais:**

- 1 vidro com tampa (como os de maionese ou café solúvel)
- enxofre em pó (1 colher de chá cheia)
- 4 fitas de papel tornassol azul ( ~ 3 cm cada uma)
- 2 pétalas de flor colorida
- 1 colher de plástico
- 2 pedaços de fios de cobre ( ~ 15 cm cada um)
- 1 caixa de fósforos
- 1 caneta

### **Procedimento:**

1. Coloque uma fita de papel tornassol e uma pétala de flor na parte de dentro da tampa do vidro. Utilizando a colher de plástico, polvilhe um pouco do enxofre em pó sobre a fita e sobre a pétala (não utilize todo o enxofre, apenas o suficiente para manchar parte do papel tornassol e da pétala de flor). Anote suas observações na tabela de resultados.
2. Coloque cerca de 5 cm de água da torneira no vidro, e com o auxílio da colher (limpa), retire um pouco de água e coloque sobre o enxofre que está sobre a pétala e o papel tornassol. Observe o que acontece com a água em contato com o enxofre, e se houve alteração na cor do papel tornassol e na pétala. Anote suas observações. Jogue no lixo o material sólido da tampa e lave a tampa.
3. Pegue uma nova fita de papel tornassol e o umedeça com água. Anote suas observações.
4. Monte o seguinte esquema: coloque em uma das extremidades do fio de cobre uma nova pétala e um pouco separado coloque um novo papel tornassol azul. Na outra extremidade do fio, faça um pequeno gancho e pendure por dentro do vidro que já tem um pouco de água. Tome cuidado para que a pétala ou fita não entrem em contato com a água, conforme a ilustração:



5. Pegue o outro fio de cobre e enrole parte deste na ponta da caneta, formando um pequeno cone de cerca de 1 cm. Faça um pequeno gancho na outra ponta do fio, retire a caneta e encha o cone com enxofre em pó, com cuidado (use a colher). Pendure o fio de cobre por dentro do vidro (sem atingir a água).
6. Posicione um fósforo aceso abaixo do cone para iniciar a queimar o enxofre e rapidamente retire o fósforo e tampe o vidro. Observe se o enxofre está realmente queimando. Aguarde 5 minutos e anote na tabela de resultados se houve mudança na coloração do papel e da pétala.
7. Retire os fios de cobre de dentro do vidro rapidamente. Feche o vidro e agite a solução cuidadosamente.
8. Umedeça nova fita de papel tornassol na água e anote suas observações.

**Observação:** o papel tornassol azul é de cor azul em meio neutro e básico e se torna rosa em meio ácido.

**FONTE:** [http://www.usp.br/qambiental/chuva\\_acidaExperimento.html](http://www.usp.br/qambiental/chuva_acidaExperimento.html), acessado em 20/10/2014.

✓ Ao final do experimento, os alunos terão como atividade:

**Atividade 6.** Ao final do experimento, escreva um texto que abranja os itens abaixo:

1. Por que não há alteração na cor da pétala ou do papel tornassol no contato com enxofre em pó e com a água?
2. Por que após a combustão do enxofre, a pétala e o papel tornassol mudam de cor?
3. Por que a água do experimento se tornou ácida?
4. O que vem causando o excesso de acidez na chuva de grandes cidades?
5. Cite um problema ambiental e um problema de saúde humana que pode ocorrer devido a emissão de dióxido de enxofre na atmosfera.
6. O que você pode fazer para contribuir para minimizar a sua emissão de contaminantes para a atmosfera?

- ✓ Como atividade final da aula, os estudantes serão encaminhados ao laboratório de informática, onde será solicitado que acessem a internet e entrem no link abaixo, a fim de responder a um questionário sobre chuva ácida:

**Atividade 5.** Responda ao questionário do link:

<https://docs.google.com/forms/d/1MN2Rg0arhpFZBKjtfvEIXFNE2ZWudSiRF75HTWaYILo/viewform>

#### **RECURSOS:**

- ✓ Materiais e reagentes descritos no experimento 2
- ✓ Laboratório de Informática
- ✓ Computadores com acesso à internet

### **SÉTIMO ENCONTRO**

**CARGA HORÁRIA: 3 horas/aula**

#### **TEMA:**

- ✓ Importância da Vitamina C
- ✓ Acidez estomacal

#### **OBJETIVO:**

- ✓ Explicar a importância da vitamina C para a prevenção de doenças
- ✓ Explicar quais fatores alteram a acidez estomacal, quais alimentos devem ser evitados, quais medicamentos podem ser utilizados, etc.

#### **METODOLOGIA:**

- ✓ No primeiro momento será realizada a leitura e discussão de um texto sobre a vitamina C:

### TEXTO 3: A VITAMINA C

A vitamina C, a mais comum das vitaminas, é a substância quimicamente conhecida como ácido ascórbico, um ácido de natureza orgânica. O seu nome vem de um termo latino – *scorbutus* – que era usado para designar os sintomas decorrentes de sua falta no organismo.

Até cerca de 200 anos atrás, eram comuns viagens marítimas que duravam meses no mar. Exploradores, marinheiros e outras pessoas nelas envolvidas só comiam alimentos de provisões estocadas. Não faltavam carboidratos nem proteínas, mas muitos sentiam falta de frutas frescas e vegetais que os proveriam com a vitamina C.

A falta dessa vitamina provocava sangramento e inchaço nas gengivas, dor nos ossos, dentes abalados e suscetíveis a quedas, cicatrização lenta e, quando se agravava, surgiam micro-hemorragias debaixo da pele, podendo levar a morte. Conta-se que Vasco da Gama (1469-1524), o navegante português que, em 1497, foi o primeiro europeu a contornar o Cabo da Boa Esperança (Sul da África), perdeu mais da metade de seus homens por uma doença que era, muito provavelmente, o escorbuto. Vasco da Gama comprou laranjas de um vendedor marroquino em uma das suas viagens e a incidência de escorbuto reduziu-se. Por volta de 1500, outros navegantes holandeses e ingleses detectaram o poder de frutas frescas e de suco de limão na prevenção daquele mal em longas viagens. Durante muito tempo, o limão foi presença obrigatória nas dietas dos marinheiros e navegantes.

Além de seu papel nutricional, o ácido ascórbico é comumente utilizado como antioxidante para preservar o sabor e a cor natural de muitos alimentos.

**FONTE:** adaptação do texto encontrado no link <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc17/a02.pdf>, acessado em 12/11/2014.

- ✓ Na sequência, os alunos deverão realizar a seguinte atividade:

**Atividade 7.** Nosso estômago é um órgão que está em contato com o suco gástrico. Quando uma pessoa se alimenta mal ou tem algum problema emocional, a produção do suco gástrico pode aumentar, causando o que se conhece como azia. Escreva um texto que aborde as causas da sensação de “queimação” no estômago, quais medidas você utiliza para amenizar esses sintomas, quais alimentos quando ingeridos podem acentuar ou melhorar esse quadro e qual substância é responsável por essa sensação de “queimação” no estômago.

- ✓ Após a produção textual, será realizada a leitura e discussão do seguinte texto:

#### **TEXTO 4: EXCESSO DE ACIDEZ NO ESTÔMAGO CAUSA ÚLCERAS E GASTRITE**

**Problematização Inicial:** Por que é importante conhecer o caráter de uma substância antes de utilizá-la?

Alimentos ácidos, condimentados e gordurosos costumam cair como uma bomba em estômagos mais sensíveis. É comer para logo sentir aquela azia ou queimação. Cafeína, bebidas alcoólicas, cigarro e até o nervosismo também podem piorar problemas como gastrite e úlcera. Segundo uma enquete feita aqui no site, 34% das pessoas disseram que o estresse é o fator que mais desencadeia crises estomacais. Isso ocorre porque, em situações de tensão, o sistema nervoso é acionado e estimula a produção de ácido clorídrico no estômago. Assim, o suco gástrico fica mais ácido e a agressão é maior.

O suco gástrico é formado basicamente por água, ácido clorídrico e enzimas digestivas. Seu pH varia entre 1,5 e 2, mas em indivíduos com gastrite ele fica ainda mais ácido. O pH é a escala que determina a acidez e vai de 0 a 14, em que 0 é o mais ácido e 14 o mais alcalino. O pH da água, que é neutra, é 7.

Segundo os cirurgiões do aparelho digestivo Fábio Atui e Marcelo Averbach, a gastrite é uma inflamação da parede do estômago e acontece quando a acidez aumenta tanto que começa a agredir o órgão. Quando essa inflamação evolui, pode causar uma ferida mais grave, a úlcera. Mas é possível ter úlcera sem ter apresentado gastrite. E o problema pode atingir o duodeno, primeira parte do intestino delgado.

A gastrite está relacionada, ainda, à bactéria *Helicobacter pylorii*, presente na água e nos alimentos. Quando ingerido, esse micro-organismo passa a morar no estômago e estimula a produção de ácido. Algumas pessoas têm um sistema de defesa mais forte e se protegem melhor. Naquelas com baixa imunidade, a bactéria pode provocar gastrite. Boa parte do tratamento é feita com antibióticos.

#### **Sintomas da gastrite**

- Queimação no estômago
- Mau hálito
- Dor de barriga ou diarreia
- Vômito com sangue

Para pacientes com gastrite ou úlcera, as frutas ácidas (como laranja e limão) devem ser evitadas. Algumas bebidas também aumentam a acidez no

estômago. É o caso do café, do chocolate, do chá preto e do chá mate. Da mesma forma, condimentos como pimenta, vinagre, alho, alimentos em conserva (picles e pepino), refrigerantes e frituras (pastel, coxinha, bolinha de queijo, etc.) devem ser cortados do cardápio.

Além disso, devem ser evitados balas, gomas de mascar e pirulitos, porque, conforme mastigamos e salivamos, nosso cérebro recebe um sinal de que a comida está entrando no corpo e sinaliza para o estômago que está na hora de produzir ácido clorídrico, já que a comida vai chegar. Só que os alimentos não são engolidos e o ácido traz prejuízos à mucosa.

### **Nível de acidez dos alimentos**

- Pouco ácidos (pH maior que 4,5): feijão, brócolis, couve-flor, alface, cebola vermelha, peixe, manteiga, milho, leite, queijo e ovo.
- Ácidos (pH entre 4 e 4,5): beterraba, tomate, pimentão vermelho, cerveja, uva verde e uva roxa.
- Muito ácidos (pH menor que 4): pepino, limão, laranja, azeitona verde, vinagre, refrigerante de cola, suco de maracujá, picles e pimenta.

### **Diagnóstico**

Pessoas que convivem no mesmo ambiente de alguém com gastrite têm mais chance de ter a doença. Isso porque elas geralmente compartilham maus hábitos alimentares e a situação de estresse familiar. Além disso, podem ter ingerido o mesmo alimento ou água que contenha a bactéria *H. pylori*.

No ano passado, o Sistema Único de Saúde (SUS) fez quase 1 milhão de endoscopias, principal exame para detectar inflamações na parede do estômago. Um tubo de menos de 1 cm com uma câmera na ponta entra pela boca e vai até o estômago. Um sedativo faz a pessoa dormir e tira o desconforto do aparelho. Um chip, que fica na ponta do tubo, conduz a imagem para um monitor, onde o médico observa o corpo por dentro. A câmera desce até o duodeno e mostra inflamações ou feridas na parede gástrica. O exame leva de 5 a 10 minutos.

### **Dicas**

- Pare de fumar: o cigarro aumenta a secreção de ácido e faz com que o suco gástrico fique mais forte, facilitando as inflamações da mucosa do estômago.
- Fracione a alimentação: é essencial para estimular um trabalho uniforme do estômago, fazendo com que o ácido seja usado frequentemente para processar os alimentos e não fique muito tempo parado.
- Não fique em jejum: quando você não come, o suco gástrico fica parado. Quanto mais tempo isso ocorrer, mais o estômago ficará suscetível a inflamações.
- Evite grandes refeições: o estômago de quem come muito não consegue processar toda a comida e estimula mais produção de ácido.

**FONTE:** adaptação do texto encontrado no link <http://g1.globo.com/bemestar/noticia/2012/04/excesso-de-acidez-no-estomago-causa-ulceras-e-gastrite.html>, acessado em 15/10/2014.

- ✓ Após a leitura do texto sobre acidez estomacal, os alunos serão encaminhados ao laboratório de informática, onde farão uma breve pesquisa sobre o pH ideal do vinagre para consumo humano:

**Atividade 8.** Sabe-se que o vinagre é um produto que se faz presente na alimentação de muitos brasileiros e é consumido diariamente por toda população mundial quando adicionado em saladas e em outros tipos de comidas. Esse produto quando possui um alto índice de acidez pode provocar danos à saúde. Um acréscimo da concentração de ácidos pode causar azia, úlceras, mal estar e o surgimento de doenças irreversíveis. Investigue qual o pH e a concentração apropriada para o vinagre comercial.

#### **RECURSOS:**

- ✓ Laboratório de Informática
- ✓ Computadores com acesso à internet

### **OITAVO ENCONTRO**

**CARGA HORÁRIA: 3 horas/aula**

#### **TEMA:**

- ✓ Bases e suas aplicações
- ✓ Nomenclatura e força das bases

#### **OBJETIVO:**

- ✓ Explicar a importância das bases através de suas aplicações;
- ✓ Explicar a nomenclatura das bases, por meio da dissociação e uso da tabela de cátions;
- ✓ Explicar a força das bases;

## METODOLOGIA:

- ✓ No primeiro momento será realizada a leitura e discussão de um pequeno texto apresentado como “INFORMAÇÃO IMPORTANTE” referente ao pH de xampus e, em seguida, um texto referente as utilizações de algumas bases:

**INFORMAÇÃO IMPORTANTE:** A camada externa que protege o fio, chamada de cutícula capilar, tem pH levemente ácido, um valor compreendido entre 4,2 e 5,8 na escala de pH. Dessa forma, todos os produtos que entram em contato com seu couro cabeludo devem ser neutros (pH = 4 – 5,8) ou levemente ácidos (até pH = 6,1). Por exemplo, se lavarmos os cabelos com xampu alcalino (pH básico = 8,5) suas cutículas se abrirão, deixando-os opacos. O resultado é um cabelo sem brilho, difícil de pentear e embaraçado. O curioso é que estes danos se acentuam nas extremidades dos fios, sabe por quê? As pontes de dissulfeto que compõem essa parte são quebradas em meio alcalino, daí aparecem as famosas pontas duplas. Como se viu, a função de um Xampu não é só limpar o cabelo, ele precisa também tratá-lo, agora é só escolher o pH ideal, portanto, leia a embalagem e prefira um produto com pH baixo (ácido).

**FONTE:** texto adaptado do site <http://www.mundoeducacao.com/quimica/o-ph-ideal-dos-xampus.htm>, acessado em 15/11/2014.

## Algumas utilizações de bases:

**Hidróxido de sódio:** também conhecido como soda cáustica, em que o termo cáustico significa corroer ou destruir os tecidos vivos. É um sólido branco, cristalino e absorve água (higroscópico). Por isso, quando exposto ao meio ambiente, ele se transforma, após certo tempo, em líquido incolor. Deve ser conservado em frascos plásticos, pois reage e, por isso, é utilizado na produção de sabão e na fabricação de papel, celulose, corantes, etc.

**Hidróxido de cálcio:** formado pela dissolução de cal em água, é utilizado na preparação de argamassa e caiação.

**Hidróxido de magnésio:** é um sólido branco, pouco solúvel em água. Quando misturado à água, forma um líquido branco com partículas suspensas, ou seja, uma suspensão, conhecida como leite de magnésia, que é usada como antiácido e laxante.

**Hidróxido de amônio:** utilizado na produção de fertilizantes, explosivos, em produtos para remover crostas de gorduras, em produtos farmacêuticos e na revelação de filmes fotográficos.

**Hidróxido de alumínio:** utilizado como antiácido estomacal.

**FONTE:** texto adaptado do site <http://www.mundoeducacao.com/quimica/principais-bases.htm>, acessado em 15/11/2015.



- ✓ Na sequência, por meio de exposição oral, serão explicadas as reações de dissociação que as bases sofrem, a nomenclatura e força dessas substâncias:

## BASES

Assim como os ácidos, os álcalis também tem larga aplicação em nossa sociedade moderna. Em nossa casa, por exemplo, eles estão presentes em materiais como sabões, detergentes e outros produtos de limpeza. Na indústria, têm papel fundamental a soda cáustica (hidróxido de sódio comercial), a potassa (hidróxido de potássio comercial) e a amônia (em solução aquosa).

### Nomenclatura das bases:

Usa-se a expressão “Hidróxido de” e o nome do cátion.

**Nome das bases: hidróxido de + nome do cátion**

Para diferenciar cátions do mesmo elemento, mas com diferentes cargas, a nomenclatura oficial recomenda informar entre parênteses a carga do cátion em algarismos romanos. A tabela a seguir apresenta símbolos e nomes de alguns cátions mais comuns:

<b>CÁTIONS</b>	
<b>Monovalente (+<sup>1</sup>)</b>	
Li <sup>+</sup>	Lítio
Na <sup>+</sup>	Sódio
K <sup>+</sup>	Potássio
Rb <sup>+</sup>	Rubídio
Cs <sup>+</sup>	Césio
Ag <sup>+</sup>	Prata
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Amônio
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	Hidroxônio (Hidrônio)
<b>Divalentes (+<sup>2</sup>)</b>	
Be <sup>+2</sup>	Berílio
Mg <sup>+2</sup>	Magnésio
Ca <sup>+2</sup>	Cálcio
Sr <sup>+2</sup>	Estrôncio
Ba <sup>+2</sup>	Bário
Ra <sup>+2</sup>	Rádio
Zn <sup>+2</sup>	Zinco
<b>Trivalentes (+<sup>3</sup>)</b>	
Al <sup>+3</sup>	Alumínio
<b>Mono e Divalentes (+<sup>1</sup> ou +<sup>2</sup>)</b>	
Cu <sup>+</sup> /Cu <sup>+2</sup>	Cobre

Hg <sup>+</sup> /Hg <sup>+2</sup>	Mercúrio
<b>Di e Trivalentes (+2 ou +3)</b>	
Fe <sup>+2</sup> /Fe <sup>+3</sup>	Ferro
Co <sup>+2</sup> /Co <sup>+3</sup>	Cobalto
Ni <sup>+2</sup> /Ni <sup>+3</sup>	Níquel
<b>Mono e Trivalentes (+1 ou +3)</b>	
Au <sup>+</sup> /Au <sup>+3</sup>	Ouro
<b>Di e Tetravalentes (+2 ou +4)</b>	
Sn <sup>+2</sup> /Sn <sup>+4</sup>	Estanho
Pb <sup>+2</sup> /Pb <sup>+4</sup>	Chumbo
Pt <sup>+2</sup> /Pt <sup>+4</sup>	Platina

A seguir alguns exemplos de nomes de bases:

Base formada pelo cátion	Fórmula da base	Nome da base
Sódio (Na <sup>+</sup> )	NaOH	Hidróxido de sódio
Ferro (Fe <sup>2+</sup> )	Fe(OH) <sub>2</sub>	Hidróxido de ferro (II)
Ferro (Fe <sup>3+</sup> )	Fe(OH) <sub>3</sub>	Hidróxido de ferro (III)
Amônio (NH <sup>4+</sup> )	NH <sub>4</sub> OH	Hidróxido de amônio

Observe que o índice que indica o número de hidroxilas é o mesmo que indica a quantidade de carga positiva do cátion, já que a hidroxila possui uma carga negativa e a substância deve ter carga nula.

### Força das bases:

O grau de dissociação  $\alpha$  de uma base mede a sua força. O conceito é análogo ao de ionização dos ácidos.

**Bases fortes:** são as bases de metais alcalinos e de alguns metais alcalinoterrosos (Ca, Sr e Ba). O  $\alpha$  dessas bases é, em geral, maior do que 50%. Ex: a 18°C, o hidróxido de sódio possui  $\alpha = 95\%$ .

**Bases fracas:** são as bases dos metais de transição, dos metais das famílias 13, 14 e 15 da tabela periódica, de alguns metais alcalinoterrosos (Mg) e o hidróxido de amônio (NH<sub>4</sub>OH). O  $\alpha$  dessas bases é, em geral, igual ou inferior a 5%. Ex: a 18°C, o hidróxido de amônio possui  $\alpha = 1,5\%$ .

**FONTE:** os textos “Bases”, “Nomenclatura de bases” e “Força das bases”, bem como as tabelas de cátions e exemplos de nomes de bases foram adaptados dos livros “BRUNI, Aline Thaís; et al. Ser protagonista: química, 1 ano: ensino médio. Obra coletiva concebida, desenvolvida e produzida por Edições SM. Editor responsável: Murilo Tissoni Antunes. 2 ed. São Paulo: Edições SM, 2013. (Coleção ser protagonista 1), p. 214”; “Química cidadã: reações químicas, seus aspectos dinâmicos e energéticos; água e energia, volume 2, Ensino Médio, p. 304, 2010” e “FONSECA, Martha Reis Marques da. Química 1: ensino médio. 1 ed. Vol. 1. São Paulo: Ática, 2013, p. 292.

- ✓ Como atividade final, os estudantes deverão realizar a seguinte atividade:

**Atividade 9.** Análise de rótulos de embalagens de produtos de limpeza, cosméticos e de higiene pessoal. Verificar se há informações relativas ao valor de pH e caráter ácido, básico ou neutro. Fazer as devidas anotações no caderno, referentes ao produto, seu caráter e valor de pH.

**RECURSOS:**

- ✓ Lousa

**NONO ENCONTRO**

**CARGA HORÁRIA: 3 horas/aula**

**TEMA:**

- ✓ Neutralização de ácidos e bases
- ✓ Sais, nomenclatura e suas aplicações

**OBJETIVO:**

- ✓ Explicar a importância das reações de neutralização, fazendo referência às reações que ocorrem no estômago quando se ingerem antiácidos estomacais;
- ✓ Explicar a nomenclatura dos sais e suas principais utilizações;

**METODOLOGIA:**

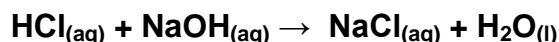
- ✓ No primeiro momento será realizada a leitura e discussão de um texto referente à neutralização de ácidos e bases:

## A NEUTRALIZAÇÃO DE ÁCIDOS E BASES – SAIS

Os recursos hídricos necessitam de controle constante de efluentes industriais e domésticos que recebem. No Brasil, a faixa de pH permitida para os efluentes varia entre 5 e 10, de acordo com a região. Muitas vezes, processos industriais envolvem substâncias como soda cáustica, potassa cáustica, cal, etc., gerando efluentes com valores de pH acima de 10. Nesses casos, antes de serem descartados, os efluentes devem passar por processos de correção de pH. Para isso, utiliza-se, normalmente, a adição de ácidos até que se obtenha um pH aceitável.

Um processo de neutralização eficiente para os efluentes alcalinos, apresentando baixo custo, segurança e proteção ao ambiente, baseia-se na utilização do dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>).

As reações de neutralização de ácidos e bases produzem sal e água, como o exemplo da reação de ácido clorídrico com o hidróxido de sódio:



O sal é uma classe de substâncias constituídas por cátions e ânions diferentes da hidroxila. Considerando a teoria de Arrhenius, o sal pode ser definido como:

**Sal é toda substância que em água libera pelo menos um cátion diferente do próton H<sup>+</sup> e pelo menos um ânion diferente da hidroxila OH<sup>-</sup>**

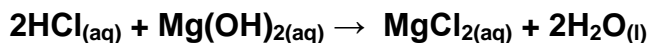
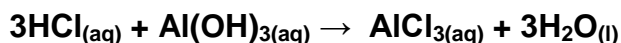
A reação de neutralização entre ácido clorídrico e hidróxido de sódio é uma reação típica entre um ácido e uma base de Arrhenius. Nela, íons H<sup>+</sup> do ácido ionizado combinam-se com ânions OH<sup>-</sup> da base, formando moléculas de água. O ânion do ácido formado depois de sua ionização combina-se com o cátion da base formando um sal, que estará dissolvido na água.

O sal também é definido como uma **substância resultante da neutralização de ácidos por bases**. Os processos de neutralização entre ácidos e bases são muito comuns, principalmente em sistemas biológicos. O nosso sangue, por exemplo, deve ter pH próximo de 7 (neutro), para isso há uma série de reações no plasma sanguíneo para manter o pH nessa faixa.

A azia, que nos dá uma sensação de “queimação” no estômago, provocada por excesso de alimentação, estresse ou outro motivos, nada mais é do que um excesso de ácido clorídrico no estômago. Isso acontece porque a acidez do suco gástrico fica tão alta que chegamos a sentir a corrosão e irritação nas paredes do esôfago e do estômago.

Para combater a azia, é necessário neutralizar esse excesso de ácido com uma base. Assim, bases como os hidróxidos de alumínio e de magnésio são encontrados nas farmácias em diversos produtos que contêm em sua

fórmula um antiácido. Ao tomarmos antiácidos, vamos provocar uma reação de neutralização do ácido clorídrico no nosso estômago, da seguinte forma:



Se tomarmos em quantidade certa, não sobrarão nem ácido nem base, somente sais.

Existe uma variedade muito grande de sais em nosso planeta. A solubilidade dos sais favorece sua presença nas águas dos rios, mares, lagos, etc. por isso, a maioria das características das águas depende dos sais nela dissolvidos.

Você já ouviu falar em água dura? A dureza da água é a característica relacionada à presença de algumas espécies iônicas. Ela é normalmente definida em função da concentração de carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ), embora seja provocada também pela presença de íons magnésio ( $\text{Mg}^{2+}$ ) e, em menor proporção, zinco ( $\text{Zn}^{2+}$ ), estrôncio ( $\text{Sr}^{2+}$ ) ou alumínio ( $\text{Al}^{3+}$ ), além do sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ ).

O processo hidrológico natural das águas favorece a dissolução de sais minerais que são dissolvidos com a água da chuva e escorrem para os rios e lagos. Por isso, naturalmente todo reservatório de água possui uma quantidade de íons e moléculas oriundos da dissolução de seu leito, da bacia de drenagem, da atmosfera, solo e subsolo, etc. Águas com dureza elevada normalmente estão presentes em regiões que apresentam solo rico em calcário.

A medida da salinidade da água pode variar conforme a época do ano e as condições favoráveis para a evaporação. Ela costuma ser maior no verão, pois o calor favorece a evaporação e menor no inverno, quando a evaporação é menor. As chuvas também são fatores a se considerar para medir a salinidade das águas. A salinidade e a dureza das águas geram problemas para a indústria, na irrigação e em outras aplicações.

Os sais são sólidos e muitos apresentam sabor salgado. Mas não tente comprovar essa última afirmação porque, embora alguns sejam usados na alimentação humana e de animais, muitos são extremamente tóxicos. Eles têm variadas aplicações.

**FONTE:** texto adaptado do livro “Química cidadã: reações químicas, seus aspectos dinâmicos e energéticos; água e energia, volume 2, Ensino Médio, p. 311, 2010”

- ✓ Após a leitura e discussão do texto, explicação oral sobre nomenclatura de sais:

### Nomenclatura de sais:

De modo geral, a nomenclatura dos sais é dada por:

**Nome dos sais: nome do ânion + de + nome do cátion**

Coloca-se o nome do ânion acompanhado do nome do cátion com um “de” no meio.

Quando ouvimos falar de sal, a primeira coisa que lembramos é o sal de cozinha, também conhecido como cloreto de sódio. Mas a palavra sal significa um conjunto de substâncias iônicas, ao qual pertence o cloreto de sódio e outros sais com comportamento semelhante.

Uma das características que chama a atenção dos sais é que eles podem ser substâncias **higroscópicas**, ou seja, são capazes de absorver espontaneamente a água da atmosfera. Pode-se verificar esse fato observando-se o salento entupido em dias chuvosos ou nublados, quando o ar está mais úmido. Em dias secos, sem possibilidade de chuva e com o ar pouco úmido, o sal fica mais seco e solto.

**FONTE:** texto adaptado do livro “BRUNI, Aline Thaís; et al. Ser protagonista: química, 1 ano: ensino médio. Obra coletiva concebida, desenvolvida e produzida por Edições SM. Editor responsável: Murilo Tissoni Antunes. 2 ed. São Paulo: Edições SM, 2013. (Coleção ser protagonista 1), p. 228.”

- ✓ Na sequência, será realizada a leitura de um texto sobre os sais e suas utilizações:

### **Alguns sais e suas utilizações:**

**Cloreto de sódio:** é obtido pela evaporação da água do mar, onde se encontra dissolvido em grandes quantidades. Faz parte do sal de cozinha, usado na nossa alimentação. O sal de cozinha é usado para a conservação de alguns alimentos, como carnes e peixes. Na medicina, é utilizado na fabricação do soro fisiológico e empregado no combate à desidratação. Também usado na fabricação do soro caseiro.

**Bicarbonato de sódio:** é um sólido de cor branca, aplicado na medicina como antiácido estomacal, por neutralizar o excesso de ácido clorídrico presente no suco gástrico. É utilizado na fabricação de extintores de incêndio de espuma e como um dos componentes de talcos desodorantes, pois reage com os ácidos liberados na transpiração neutralizando-os. Outra aplicação é como fermento de bolo e pães, pois o crescimento da massa deve-se à liberação de  $\text{CO}_2$ .

**Carbonato de cálcio:** principal constituinte do calcário e do mármore, também está presente nas conchas, recifes de corais e cascas de ovos. Utilizado na fabricação de produtos como o cimento, papel, tintas e pigmentos, pasta de dentes, fármacos. O calcário pode ser usado diretamente nos solos cuja acidez precisa ser corrigida.

**Sulfato de alumínio:** utilizado como agente coagulante para as impurezas em suspensão no tratamento da água. Quando o sulfato de alumínio se encontra em meio aquoso alcalino, há formação de hidróxido de alumínio na forma de flocos, que se sedimentam, arrastando as partículas em suspensão na água e isentando-a das impurezas sólidas.

**Carbonato de sódio:** utilizado na produção de sabão e detergente, papel e celulose, vidro, nas indústrias têxteis e siderúrgicas.

**Nitrato de sódio:** usado na indústria de fertilizantes, explosivos e na produção do nitrato de potássio. Os dois são empregados como conservantes de carnes enlatadas ou defumadas. Como é encontrado em grandes depósitos naturais nos desertos chilenos, é conhecido por salitre do Chile.

**Carbonato de amônio:** expectorante.

**Carbonato de lítio:** antidepressivo.

**Cloreto de amônio:** acidificante do tubo digestivo.

**Fluoreto de estanho:** fortalecimento do esmalte dental.

**Iodeto de sódio:** fonte de iodo para a tireóide.

**Iodeto de potássio:** fonte de iodo para a tireóide.

**Sulfato de cálcio:** gesso para imobilizações.

**Sulfato de ferro II:** fonte de ferro para anêmicos.

**Nitrato de potássio:** germicida para olhos de recém nascidos.

**Sulfato de magnésio:** laxante.

**FONTE:** texto adaptado do site <http://www.brasilecola.com/quimica/sais-no-cotidiano.htm>, acessado em 15/11/2014.

- ✓ Como atividade os alunos deverão fazer a análise de rótulos de água mineral, conforme descrito abaixo:

**Atividade 10.** As águas minerais são soluções cujo solvente é a água. Qualquer água de nascente pode ser considerada água mineral por conter sais minerais dissolvidos. Verifique a composição química de algumas marcas de água mineral, registre os sais presentes e o valor do pH, indicando o seu caráter.

#### **RECURSOS:**

- ✓ Lousa
- ✓ Rótulos de embalagens de água mineral

### **DÉCIMO ENCONTRO**

**CARGA HORÁRIA: 3 horas/aula**

#### **TEMA:**

- ✓ Hipoclorito de sódio e suas aplicações

#### **OBJETIVO:**

- ✓ Verificar o modo de obtenção e as aplicações do hipoclorito de sódio

#### **METODOLOGIA:**

- ✓ Será realizada a leitura e discussão de um texto referente ao hipoclorito de sódio, sua obtenção e utilizações:



## TEXTO 4 – HIPOCLORITO DE SÓDIO

A água é o solvente que entra na composição de muitos produtos comerciais à venda em supermercados. Os alvejantes são produtos muito utilizados para o branqueamento de tecidos e a limpeza de pisos, paredes e sanitários. São popularmente conhecidos como “água sanitária” ou “cândida”.

Os alvejantes são soluções constituídas por hipoclorito de sódio e outras substâncias, normalmente utilizadas para o branqueamento de tecidos e para a limpeza de ambientes. As soluções de hipoclorito de sódio (NaClO) podem ter concentração variada, dependendo de seu uso.

Uma das formas de obter o hipoclorito é com a eletrólise de uma solução de cloreto de sódio (NaCl). Outra forma é pela reação de hidróxido de sódio (NaOH) ou carbonato de sódio (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) com cloro gasoso (Cl<sub>2</sub>), como representado na equação a seguir:



O efeito descorante da água sanitária deve-se ao cloro ativo, Cl<sub>2(g)</sub>. Este, por sua vez, é formado a partir da decomposição dos hipocloritos e cloretos constituintes da solução.

O hipoclorito é uma espécie química que se decompõe com grande facilidade, principalmente na presença de luz. Por isso, essas soluções são comercializadas em recipientes plásticos opacos.

Em geral, adicionam-se, à solução de hipoclorito, carbonato de sódio (Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>), soda cáustica (NaOH) e outras substâncias, para atribuir ao produto maior estabilidade à luz e ao calor, tornando mais lento e gradual o efeito descorante.

Ao entrar em contato com sais orgânicos de amônio, formam-se as cloraminas, que são vapores irritantes para os olhos e para as vias respiratórias. Por isso, não se devem misturar soluções de hipoclorito de sódio com produtos à base de amônia.

A decomposição do hipoclorito provoca a liberação de gás cloro (Cl<sub>2</sub>), que pode ocasionar irritação das mucosas, tosse e vômito. Por isso, deve-se manipular a água sanitária em ambiente ventilado. Se o hipoclorito entrar em contato com os olhos ou com a pele, poderá provocar danos. Caso isso ocorra, deve-se realizar a lavagem da área atingida com água, continuamente, durante 15 minutos, e consultar um médico.

**FONTE:** texto adaptado do livro “MORTIMER, Eduardo Fleury; MACHADO, Andréa Horta. Química 2: ensino médio. São Paulo: Scipione, p. 27, 2010.

- ✓ Após a leitura do texto, os alunos serão encaminhados para o laboratório de informática, a fim de realizarem uma pesquisa referente a atividade 11:

**Atividade 11.** Além de ser utilizado como agente branqueador e de limpeza em geral, o hipoclorito de sódio possui outras aplicações? Pesquise e cite as demais aplicações dessa substância.

#### **RECURSOS:**

- ✓ Laboratório de informática
- ✓ Computadores com acesso a Internet

### **DÉCIMO PRIMEIRO ENCONTRO**

**CARGA HORÁRIA: 3 horas/aula**

#### **TEMA:**

- ✓ Óxidos
- ✓ Aplicações dos óxidos
- ✓ Poluição ambiental, efeito estufa e aquecimento global

#### **OBJETIVO:**

- ✓ Verificar as aplicações e ocorrência de óxidos;
- ✓ Compreender a nomenclatura e classificação dos óxidos;
- ✓ Verificar as consequências à saúde da exposição aos poluentes atmosféricos gasosos;
- ✓ Compreender o que é o efeito estufa e como ele é intensificado pela poluição ambiental;
- ✓ Compreender as causas e as consequências do aquecimento global;

#### **METODOLOGIA:**

- ✓ Exposição oral referente aos óxidos, o que são esses compostos, sua ocorrência, nomenclatura e classificação:

## ÓXIDOS

Praticamente todos os elementos (com poucas exceções) ligam-se ao oxigênio formando óxidos, que podem ser iônicos ou covalentes.

**Óxidos são compostos binários (formados por dois elementos químicos), dos quais o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.**

Os principais gases que provocam a chuva ácida são o dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>), o dióxido de enxofre (SO<sub>2</sub>), o trióxido de enxofre (SO<sub>3</sub>) e o dióxido de nitrogênio (NO<sub>2</sub>). Na natureza, os óxidos são encontrados em importantes minérios: o óxido de ferro (hematita), o óxido de alumínio (bauxita), o óxido de urânio (uranilita), etc.

### Nomenclatura de óxidos:

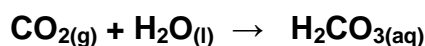
A nomenclatura oficial dos óxidos baseia-se no uso dos prefixos gregos **mono, di, tri, tetra, pent, hex, hept** para indicar tanto o número de átomos de oxigênio como o número de átomos do outro elemento, presente na fórmula do óxido. Segue o esquema:

**Prefixo grego + óxido + de + prefixo grego (opcional) + nome do elemento**

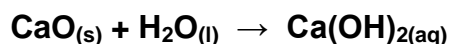
**Exemplos:** Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> – heptóxido de dicloro  
Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – trióxido de diferro  
SO<sub>3</sub> – trióxido de monoenxofre

### Classificação dos óxidos:

- **Óxidos ácidos:** são aqueles formados por ametais (compostos covalentes). Ex: CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Cl<sub>2</sub>O<sub>6</sub>, NO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>. Reagem com a água produzindo ácidos:



- **Óxidos básicos:** são na maioria formados por metais (compostos iônicos). Ex: Na<sub>2</sub>O, MgO, K<sub>2</sub>O, CaO. Reagem com água produzindo bases:



- **Óxidos anfóteros:** possuem caráter intermediário entre o iônico e o covalente. Possuem comportamento ambíguo, pois agem ora como óxidos ácidos, ora como óxidos básicos, dependendo da substância com a qual estiverem em contato. Ex: Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, ZnO, PbO, PbO<sub>2</sub>.

- **Óxidos neutros:** são certos óxidos covalentes que não reagem com a água formando ácido ou base. Ex: CO, NO, N<sub>2</sub>O.

**FONTE:** os textos “Óxidos”, “Nomenclatura de óxidos” e “Classificação de óxidos” foram adaptados dos livros “BRUNI, Aline Thaís; et al. Ser protagonista: química, 1 ano: ensino médio. Obra coletiva concebida, desenvolvida e produzida por Edições SM. Editor responsável: Murilo Tissoni Antunes. 2 ed. São Paulo: Edições SM, 2013. (Coleção ser protagonista 1), p. 231”; “Química cidadã: reações químicas, seus aspectos dinâmicos e energéticos; água e energia, volume 2, Ensino Médio, p. 322, 2010” e “FONSECA, Martha Reis Marques da. Química 1: ensino médio. 1 ed. Vol. 1. São Paulo: Ática, 2013, p. 298.

- ✓ Na sequência, leitura e discussão de dois textos, o primeiro sobre alguns óxidos importantes e suas aplicações e o segundo referente ao efeito estufa e aquecimento global:

#### **Alguns óxidos importantes:**

**Óxido de cálcio:** também chamado de cal virgem ou cal viva, é um sólido branco obtido a partir da decomposição térmica do calcário (CaCO<sub>3</sub>). Quando reage com a água, produz o hidróxido de cálcio, Ca(OH)<sub>2</sub>, chamado de cal extinta ou cal apagada, que é amplamente utilizada na construção civil, agricultura e tratamento de águas e esgoto.

**Monóxido de carbono:** é o gás usado nas siderúrgicas para reduzir o óxido de ferro, presente na hematita, a ferro metálico. É um gás tóxico, cuja exposição a ele provoca sintomas como dor de cabeça, problemas de visão, redução da capacidade de trabalho e até a morte. A poluição atmosférica e o fumo passivo e ativo são exemplos de exposição ao monóxido de carbono.

**Dióxido de carbono:** também conhecido como gás carbônico, é essencial para os seres vivos, pois participa da fotossíntese, processo pelo qual a energia solar é transformada em energia química. Quando sólido (a -78°C), é chamado de gelo-seco, muito usado na armazenagem de produtos perecíveis sob temperatura muito baixa.

**Dióxido de silício:** também chamado de sílica, é o óxido mais abundante da crosta terrestre, ele é o principal constituinte da areia, sendo matéria-prima essencial na produção do vidro. É muito utilizado na construção civil, na indústria de refratários e de fundição. Pode ser encontrado em diversas formas cristalinas, como o quartzo puro, o topázio e a ametista.

**Óxido de magnésio:** é um pó branco bastante usado misturado com a água, formando uma solução conhecida como leite de magnésia. É usada como antiácido estomacal, pois reage com o ácido clorídrico em nosso estômago e neutraliza o meio.

**FONTE:** texto adaptado do site <http://www.brasilecola.com/quimica/principais-Oxidos-cotidiano.htm>, acessado em 15/11/2014.

## **TEXTO 6 – POLUIÇÃO, EFEITO ESTUFA E AQUECIMENTO GLOBAL**

Ondas de calor inéditas. Furacões avassaladores. Secas intermináveis onde antes havia água em abundância. Enchentes devastadoras. Extinção de milhares de animais e plantas. Incêndios florestais. Derretimento dos polos. E toda a sorte de desastres naturais que fogem ao controle humano.

Há décadas, pesquisadores alertavam que o planeta sentiria no futuro o impacto do descuido do homem com o ambiente. Na virada do milênio, os avisos já não eram mais necessários. As catástrofes causadas pelo aquecimento global se tornaram realidades presentes em todos os continentes do mundo. Os desafios passaram a ser dois: adaptar-se a iminência de novos e mais dramáticos desastres naturais; e buscar soluções para amenizar o impacto do fenômeno.

O efeito estufa é um processo natural que ocorre quando uma parte da radiação solar refletida pela superfície da Terra é absorvida por alguns gases presentes na atmosfera, chamado s de gases-estufa. Assim, o calor fica retido na atmosfera terrestre e é esse fenômeno que mantém o planeta aquecido e possibilita a vida.

O aumento da concentração de gases-estufa, entretanto, provoca maior retenção de calor, gerando o aquecimento global e acarretando mudanças climáticas. No século XX, a temperatura média global se elevou 0,6°C. A previsão é de que ela suba, em média, 3°C até o final do século XXI. O CO<sub>2</sub> é um gás de efeito estufa, e o aumento de sua concentração implica aumento de temperatura. Esse gás é formado, principalmente, pela queima de combustíveis fósseis e queimadas de florestas.

Nos dias atuais, quase todos os lugares sofrem com os efeitos da poluição atmosférica. Nas metrópoles, por exemplo, a grande circulação de veículos que utilizam combustíveis fósseis é uma das principais causas da poluição do ar. Além de carros, caminhões e ônibus, outras fontes de emissão contribuem para a piora da qualidade do ar, como processos industriais e usinas termoeletricas. Já nas regiões rurais, a utilização de pesticidas dispersos no ar por aviões ou veículos, as queimadas de matas e lavouras e o emprego de combustíveis fósseis para movimentar tratores, geradores e máquinas são alguns exemplos de fontes de emissão de poluentes.

O Conselho Nacional do Meio Ambiente (Conama) considera poluente qualquer espécie química presente no ar que, pela sua concentração, torna o ar impróprio ou nocivo à saúde humana, à fauna e à flora, ou cause danos às construções, monumentos, etc.

A poluição atmosférica afeta principalmente o sistema respiratório, podendo agravar ou mesmo provocar pneumonia aguda, efisema pulmonar,

infarto, acidente vascular cerebral (AVC) e câncer do sistema respiratório. Segundo dados de 2013 da Organização Mundial da Saúde (OMS), os poluentes atmosféricos provocam mais mortes do que a malária e a aids combinados. Somente na cidade de São Paulo, uma das mais poluídas do país, a mortalidade em decorrência desse tipo de poluição superou em 2012 o número de óbitos da cidade por aids e tuberculose.

**FONTE:** texto adaptado do livro “BRUNI, Aline Thaís; et al. Ser protagonista: química, 1 ano: ensino médio. Obra coletiva concebida, desenvolvida e produzida por Edições SM. Editor responsável: Murilo Tissoni Antunes. 2 ed. São Paulo: Edições SM, 2013. (Coleção ser protagonista 1), p. 238”

- ✓ Após a leitura dos textos, os estudantes realizarão a seguinte atividade:

**Atividade 13.** Existem outros gases, além do CO<sub>2</sub>, que contribuem para o aumento do efeito estufa? Escreva um texto indicando quais são esses gases, como são produzidos e quais medidas são necessárias para diminuir o aquecimento global.

- ✓ Como atividade de fechamento do conteúdo de funções inorgânicas, a proposta será a seguinte:

**Atividade 14.** Levando em consideração a experiência deste módulo sobre as funções inorgânicas, escreva um texto indicando a sua opinião e sugestões acerca das aulas, dos experimentos, dos textos utilizados, das atividades propostas, o que considerou importante e o que faria de diferente se você fosse o professor.

## REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

BRUNEL, C. **Jovens cada vez mais jovens na educação de jovens e adultos**. Porto Alegre: Mediação, 2004.

BRUNI, Aline Thaís; et al. **Ser protagonista: química, 1 ano: ensino médio**. Obra coletiva concebida, desenvolvida e produzida por Edições SM. Editor responsável: Murilo Tissoni Antunes. 2 ed. São Paulo: Edições SM, 2013. (Coleção ser protagonista 1).

FONSECA, Martha Reis Marques da. **Química 1: ensino médio**. 1 ed. Vol. 1. São Paulo: Ática, 2013.

MORTIMER, Eduardo Fleury; MACHADO, Andréa Horta. **Química 2: ensino médio**. São Paulo: Scipione, 2010.

**Química cidadã: reações químicas, seus aspectos dinâmicos e energéticos; água e energia**. Volume 2: ensino médio. Wildson Luiz Pereira dos Santos, Gérson de Souza Mól (coordenadores). 1 ed. São Paulo: Nova Geração, 2010. (Coleção química para a nova geração).

RAMOS, Maria Antônia; GONÇALVES, Rosa Edite. **As narrativas autobiográficas do professor como estratégia de desenvolvimento e prática de supervisão**. In Formação reflexiva de professores – estratégias de supervisão. ALARCÃO, Isabel (org). Portugal: Editora Porto, 1996.

RIBEIRO, Ruth Marina Lemos; MARTINS, Isabel. **O potencial das narrativas como recurso para o ensino de ciências: uma análise em livros didáticos de Física**. Ciênc. educ. (Bauru), Bauru, v. 13, n. 3, Dec. 2007.

SOARES, L. J.G. **Processos de inclusão/exclusão na educação de jovens e adultos**. Belo Horizonte: Revista Presença Pedagógica, v. 5, n. 30, p. 202, 1999.