



UNIVERSIDADE FEDERAL DE MINAS GERAIS
INSTITUTO DE CIÊNCIAS EXATAS

Trabalho de Conclusão de Curso
Licenciatura em Química

**Ácidos e Bases: Uma Abordagem
Cotidiana**

José Félix da Silva Soares

Belo Horizonte
Dezembro de 2010



UNIVERSIDADE FEDERAL DE MINAS GERAIS
INSTITUTO DE CIÊNCIAS EXATAS
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA

ÁCIDOS E BASES: UMA ABORDAGEM COTIDIANA

JOSÉ FÉLIX DA SILVA SOARES
BELO HORIZONTE – MG
DEZEMBRO 2010

JOSÉ FÉLIX DA SILVA SOARES

ÁCIDOS E BASES: UMA ABORDAGEM COTIDIANA

Monografia apresentada ao curso de química
como requisito parcial para conclusão do
curso de graduação em licenciatura em
química.

ORIENTADOR: VITO MODESTO DE BELLIS

BELO HORIZONTE – MG

DEZEMBRO 2010

AGRADECIMENTO

A Deus, por tudo.

Aos meus pais, irmãos e sobrinhos que me apoiaram durante minha jornada acadêmica.

Ao professor Vito pela disposição em orientar-me durante a elaboração deste trabalho.

A professora Maria José que aceitou gentilmente, o convite para ser leitora crítica deste trabalho.

A professora Nelcy pela participação da banca examinadora.

Aos meus colegas de curso, pela amizade e pelo compartilhamento de conhecimentos e alegrias.

SUMÁRIO

RESUMO	6
I) INTRODUÇÃO	7
II) OBJETIVOS	10
III) JUSTIFICATIVA	11
IV) METODOLOGIA	12
V) CONCEITOS FUNDAMENTAIS	13
V.1) Teoria de Arrhenius	13
V.2) Teoria de Brønsted-Lowry.....	13
V.3) Teoria de Lewis	14
V.4) Auto-ionização da água e a sua constante de ionização.....	14
V.5) Definição de pH e pOH.....	14
V.6) Constante de equilíbrio para ácidos e bases.....	15
V.7) Cálculo do pH de ácidos e bases fracas	16
V.8) Formas utilizadas para determinar o pH de uma solução	17
V.9) Propriedades ácido-base de alguns íons em solução aquosa	18
VI) A IMPORTÂNCIA DOS ÁCIDOS E BASES NO NOSSO COTIDIANO.....	20
VI.1) Composição química dos refrigerantes	20
VI.2) Ação dos xampus sobre os cabelos	21
VI.3) Processo de formação da Cárie.....	22
VI.4) O pH do estômago	24
VI.5) Correção do pH do solo.....	24
VI.6) Efluentes industriais.....	25
VI.7) Sugestões para utilização dos textos	25

VII) ALGUNS EXPERIMENTOS SOBRE ÁCIDOS E BASES	26
VII.1) Experimento 1: Identificando o caráter ácido-base de produtos do nosso cotidiano.....	26
VII.2) Experimento 2: Demonstração da formação do ácido sulfuroso	28
VII.3) Experimento 3: Dissolução de bicarbonato de sódio em um refrigerante.	31
VII.4) Experimento 4: Funcionamento de um sistema tampão.	33
VIII) DISCUSSÃO ENVOLVENDO OS EXPERIMENTOS.....	36
VIII.1) Definição operacional de ácidos e bases	36
VIII.2) Entendendo um pouco sobre a chuva ácida	36
VIII.3) O comportamento ácido-base das espécies iônicas em solução.....	38
VIII.4) Sistema tampão.....	39
IX) CONSIDERAÇÕES FINAIS.....	41
X) REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS.....	42

RESUMO

O mundo contemporâneo passou a exigir mais intelectualmente do indivíduo que no passado. Atualmente, tudo se modifica numa rapidez assustadora, deixando as pessoas muitas vezes desatualizadas com relação a muita coisa. É neste ponto que a escola deve exercer um papel importante para que o indivíduo possa acompanhar esta nova realidade. A escola atual deve garantir a formação de um sujeito crítico, capaz de exercer plenamente sua cidadania e que seja capaz de acompanhar esse ritmo acelerado de mudanças em que vive a sociedade contemporânea.

Várias estratégias de ensino podem ser implementadas para o alcance das habilidades acima mencionadas. Entre elas, a adoção de atividades experimentais aplicadas de forma contextualizadas com a vivência dos educandos.

Na química, atividades experimentais podem ser desenvolvidas em vários conteúdos. A escolha de ácidos e bases para este trabalho foi motivada pelo fato de grande parte dos compostos químicos conhecidos apresentarem comportamento ácido-básico. Além disso, este tópico possibilita um trabalho paralelo com equilíbrio químico, que é um conteúdo que muitos alunos têm dificuldade em compreender.

Outras estratégias que podem ser utilizadas para atingir os novos objetivos de ensino são propostas neste material: a aplicação de atividades como estudo dirigido, debate, pesquisa ou seminário sobre temas de interesse dos educandos que lhes ajudam a compreender a química de uma maneira mais fácil.

Enfim, o propósito deste trabalho é despertar o interesse do aluno em aprender a química dos ácidos e bases de uma maneira mais estimuladora.

I) INTRODUÇÃO

Nos últimos anos o ensino vem sofrendo várias mudanças, principalmente, no que concerne aos currículos e às metodologias utilizadas. São elaborados projetos inovadores que visam ao rompimento com a velha prática educacional, aquela em que o aluno é apenas um receptor passivo no processo de ensino-aprendizagem.

Com o advento da revolução tecnológica é necessário que os sistemas de ensino se adaptem a essa nova realidade. Essa nova era exige que a escola forme cidadãos críticos, que saibam posicionar-se diante dos contextos que esse novo mundo exige. Segundo os Parâmetros Curriculares Nacionais (Brasil, 2002), "num mundo como o atual, de tão rápidas transformações e de tão difíceis contradições, estar formado para a vida significa mais do que reproduzir dados, denominar classificações ou identificar símbolos". Desta forma, o indivíduo que a escola está formando deve saber posicionar-se diante de uma situação-problema, deve saber elaborar críticas e propostas, conviver socialmente compartilhando o conhecimento, enfrentar problemas diversos e, sobretudo, adotar atitudes permanentes de aprendizado.

Na química, uma boa metodologia para atingir os novos objetivos de ensino é a experimentação. Sendo usado de forma contextualizada, o experimento pode proporcionar um aprendizado com maior solidez. Como afirmam Antunes et al (2009): "a realização de atividades experimentais contextualizadas, pode ser uma ferramenta eficaz para despertar o interesse do aluno em aprender significativamente conteúdos a serem desenvolvidos". Já o CBC SEE/MG (2007) enfatiza que:

A convivência do estudante com uma atividade prática ou um experimento, de forma orientada, promove uma maneira de pensar em química como uma constante interlocução entre teoria e realidade, ou, em outras palavras, a consciência da visão da realidade como permanentemente dialética.

Portanto, a atividade experimental sendo realizada de forma orientada, em que o principal objetivo não é a comprovação do fato científico e sim, a conexão entre a teoria e a prática, pode contribuir significativamente para a formação de um cidadão

consciente, capaz de posicionar-se diante das diversas situações que lhe são exigidas.

Mesmo havendo vários estudos enfatizando a importância da atividade experimental, é comum professores relatarem a inviabilidade dessa metodologia no seu projeto de ensino, devido à falta de materiais, laboratórios etc. Todavia, estes pretextos não procedem. Há vários sites na internet, por exemplo, a Química Nova na Escola, onde podem ser encontrados vários artigos abordando sobre atividades experimentais utilizando materiais simples e de fácil acesso, podendo o experimento, ser realizado mesmo em sala de aula.

Na escola atual, o aluno deve ser um personagem ativo do processo de ensino-aprendizagem. Para tanto, é necessário aproximar a prática escolar da realidade vivida por este aluno, dando oportunidade para que ele atue ativamente na construção do conhecimento. De acordo com o CBC SEE/MG (2007): "muitas vezes o que se deseja não é o aprofundamento do conteúdo em si, mas o estabelecimento de relações entre temas cujas fronteiras não se limitem à química ou a conteúdos formais da escola". É interessante essa colocação do CBC, pois nota-se que tradicionalmente a escola tem transmitido um enorme volume de conteúdos formais, descontextualizados com a vivência dos alunos, que na maioria das vezes, serão esquecidos em pouco tempo.

Este trabalho baseia-se no tema sete: Comportamento Ácido-Básico das Soluções - Eixo Temático IV - Conteúdo Complementar de Química proposto pelo CBC SEE/MG (2007). De acordo com o CBC este tema tem por objetivo desenvolver as seguintes competências e habilidades:

1 – Compreender que as soluções apresentam comportamento ácido, básico ou neutro.

- Propor e/ou executar procedimentos simples para a identificação de caráter ácido, básico ou neutro de soluções por meio de indicadores.
- Representar ou identificar, por meio de equações ou fórmulas químicas, sistemas que apresentem caráter ácido, básico ou neutro.

2 – Reconhecer transformações químicas que envolvem a neutralização de soluções.

- Representar, por meio de equações químicas, as reações de neutralização ácido-base.

3 – Conceituar pH e OH.

- Compreender os procedimentos utilizados para calcular valores de pH e pOH, partindo de concentrações de H_3O^+ e OH^- , e vice-versa.
- Identificar o caráter ácido ou básico de uma solução a partir de valores de pH.
- Identificar e utilizar fórmulas para determinação do pH e pOH de ácidos e bases a partir dos valores da concentração de suas soluções.

Para possibilitar o desenvolvimento dessas competências e habilidades, serão explorados assuntos relacionados ao cotidiano dos alunos envolvendo reações ácido-base. Serão utilizados vários exemplos, como a chuva ácida, a química dos refrigerantes, a formação da cárie, o sistema tampão, a correção do pH do solo etc. A introdução destes assuntos tem como objetivos levar o aluno a questionar, correlacionar, investigar e buscar novos conhecimentos.

Pretende-se com este trabalho, produzir um material que aborde as competências e habilidades propostas pelo CBC para este tema. O material será composto por uma parte teórica sobre ácidos e bases, algumas aplicações importantes e experimentos. Os assuntos serão tratados sempre dando ênfase à contextualização com a vivência dos alunos. Não há a intenção de abordar toda a teoria sobre ácidos e bases, uma vez que o referido trabalho destina-se a suplementar o material didático utilizado em sala de aula.

II) OBJETIVOS

Fornecer um material que auxilie o professor na aplicação do conteúdo de ácidos e bases em solução e que possibilite aulas contextualizadas com o cotidiano dos alunos.

Elaboração de atividades textuais e experimentais que possam auxiliar o aluno na compreensão de processos envolvidos nas reações ácido-base, além de permitir um trabalho paralelo com o conteúdo equilíbrio químico.

Após ter estudado o conteúdo equilíbrio químico, a utilização deste material será mais valiosa para o aluno, uma vez que ele precisará dos conceitos de equilíbrio, além de poder rever ou aprender através da prática e de exemplos do cotidiano, equilíbrios químicos envolvidos nas reações de ácidos e bases. De acordo com o CBC, este assunto integra Os Conteúdos Complementares e pode ser aplicado no segundo ou terceiro ano do ensino médio. Considerando a abordagem em vários livros didáticos sugere-se que o melhor momento para a aplicação seja no segundo ano do ensino médio.

III) JUSTIFICATIVA

A abordagem sobre este tema de forma contextualizada com a vivência dos alunos, ajuda-os a compreender a importância dos ácidos e bases para a fabricação de diversos produtos de nosso consumo, além da participação dessas substâncias em processos vitais para o homem.

A prática de ensino totalmente disciplinar leva à memorização dos conteúdos sem a compreensão dos fenômenos relacionados a tais conteúdos. Desta forma, uma proposta de trabalho experimental, que busque desenvolver uma convivência dialógica em sala de aula, que aproveite os elementos culturais da vida do aluno, contribui para que ele aprenda significativamente os assuntos abordados.

Assuntos relacionados ao meio ambiente, que podem trazer consequências negativas para a sociedade, como a chuva ácida, permitem que o aluno compreenda as transformações ocorridas no meio em que vive, desenvolvendo desta forma uma consciência crítica sobre tais problemas.

IV) METODOLOGIA

Inicialmente, fez-se um levantamento bibliográfico sobre o assunto, através de livros de química das bibliotecas do Colégio Técnico – Coltec e do Departamento de Química da UFMG. Fez-se também uma pesquisa sobre os documentos do portal do MEC relacionados aos Parâmetros Curriculares Nacionais, o CBC (SEE/MG 2007), de artigos da revista Química Nova na Escola e outros. Nesta etapa buscaram-se elementos norteadores para a construção deste trabalho. O objetivo era encontrar nestes materiais recursos para a produção de um material que estivesse de acordo com as novas tendências de ensino, com ênfase ao trabalho experimental e a adoção de práticas de ensino contextualizadas com os fatos vivenciados pelos alunos.

Em seguida fez-se a seleção de livros, documentos e artigos da revista Química Nova e outros para composição do material bibliográfico deste trabalho. Além dos documentos do portal do MEC relacionados aos Parâmetros Curriculares Nacionais e do CBC, foram escolhidos cinco livros: Química Geral 2 e Reações Químicas de Kotz & Treichel, Química para o ensino médio do Mortimer e Andréa H. Machado, Química na abordagem do cotidiano do Peruzzo e Canto, Química e Sociedade de Santos & Mól e Química volume 2 de Ricardo Feltre.

Utilizou-se os livros, principalmente para a construção da parte teórica sobre o tema. Os documentos do portal do MEC e o CBC foram utilizados com maior destaque na parte introdutória, enquanto os artigos da revista Química Nova na Escola e outros foram aproveitados para a elaboração das atividades experimentais e para os textos sugeridos.

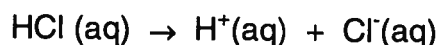
O trabalho é estruturado em quatro partes: Na primeira, há uma abordagem sobre conceitos importantes para a utilização deste material. Enquanto na segunda, aparecem algumas aplicações importantes de ácidos e bases no nosso cotidiano. Na terceira são propostos quatro experimentos, onde são utilizados materiais do cotidiano dos alunos e que podem ser realizados sem a presença de um laboratório. Já na quarta há uma discussão breve sobre os experimentos realizados.

V) CONCEITOS FUNDAMENTAIS

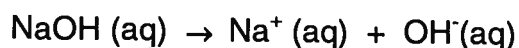
O que se denomina comportamento ácido-base em solução foi observado inicialmente por Arrhenius, no final do século XIX. Desde então, os químicos vêm elaborando teorias que visam explicar este comportamento. Estas teorias buscam definir o que são ácidos e bases, suas propriedades, além de outras considerações. O interessante é que a maioria das substâncias químicas descobertas apresenta este comportamento. São exemplos de teorias ácido-base:

V.1) Teoria de Arrhenius

Ácido é todo composto que, dissolvido em água, origina H^+ como único cátion (o ânion varia de ácido para ácido).

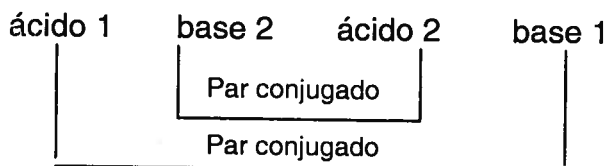
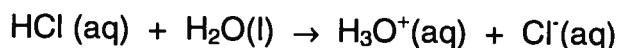


Base é todo composto que, dissolvido em água, origina OH^- como único ânion (o cátion varia de base para base).



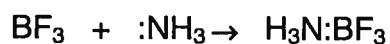
V.2) Teoria de Brønsted-Lowry

Ácido é qualquer substância capaz de doar um próton a outra substância. Base é uma substância capaz de aceitar um próton de qualquer outra substância. Em toda reação ácido-base de Brønsted-Lowry sempre haverá uma espécie doando um próton e outra recebendo este próton. Como resultado desta interação serão formados dois pares conjugados, como mostra a reação abaixo:



V.3) Teoria de Lewis

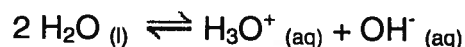
Um ácido de Lewis é uma substância capaz de aceitar um par de elétrons de outro átomo para formar uma nova ligação. Já uma base de Lewis é uma substância capaz de doar um par de elétrons a outro átomo para formar uma nova ligação. Desta forma, uma reação ácido-base ocorre conforme o conceito de Lewis, quando uma molécula ou íon doa um par de elétrons para outra molécula ou íon. Exemplo:



ácido base aduto

V.4) Auto-ionização da água e a sua constante de ionização

Duas moléculas de água interagem entre si, produzindo um íon hidrônio e um íon hidróxido por meio da transferência de um próton de uma molécula à outra:



Dessa equação obtém-se a expressão para a constante de equilíbrio de auto-ionização da água:

$$K[\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

Obs: Em água pura ou soluções diluídas, a concentração de água é considerada constante. Por essa razão ela é incluída na constante de equilíbrio K e a expressão para a constante de auto-ionização da água torna-se:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

Como em água pura, a concentração de íons hidrônio tem que ser igual a de hidróxido e através de medidas de condutividade elétrica comprova-se que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$ a 25 °C, então $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$ a 25 °C.

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14} \quad \text{a } 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

V.5) Definição de pH e pOH

Soren Sørensen, químico dinamarquês, propôs em 1909 as seguintes expressões para o potencial hidrogeniônico e para o potencial hidroxiliônico:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{e} \quad \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Para o produto iônico da água tem-se:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad \text{Aplicando logaritmo nesta equação}$$

$$\log [\text{H}_3\text{O}^+] + \log [\text{OH}^-] = -14$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

A soma do pH ao pOH de uma solução deve ser igual a 14. Tomando o exemplo da água pura e devido às concentrações de íons hidrônio e hidróxido serem iguais, têm-se:

$$\text{pH} = \text{pOH} = 7$$

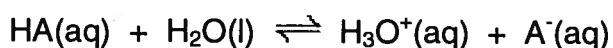
Concluindo, pode-se escrever o seguinte quadro representando qualquer solução aquosa:

Água pura	pH = 7	pOH = 7
Soluções ácidas	pH < 7	pOH > 7
Soluções básicas	pH > 7	pOH < 7

V.6) Constante de equilíbrio para ácidos e bases

Uma maneira de se definir as forças relativas de uma série de ácidos ou bases seria medir o pH destas espécies em solução partindo da mesma concentração. Quanto menor o valor do pH obtido mais forte será o ácido e o inverso será válido para as bases.

A força relativa de um ácido ou de uma base pode ser expressa quantitativamente por meio da constante de equilíbrio. Para a dissociação iônica de um ácido geral HA, no equilíbrio, tem-se a seguinte reação:



$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-] / [\text{HA}]$$

Onde K_a é a constante de ionização do ácido em água.

A força relativa de um ácido será determinada pela razão dessa expressão. Para ácidos fracos, o valor de K_a será menor que 1. Isso porque o produto $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]$, no equilíbrio, é menor que a concentração de equilíbrio do ácido fraco.

Para uma base geral B, no equilíbrio, tem-se:



$$K_b = [\text{BH}^+][\text{OH}^-] / [\text{B}]$$

Onde K_b é a constante de dissociação da base em água.

A força relativa de uma base será determinada pela razão dessa expressão. Para bases fracas, o valor de K_b será menor que 1. Isso porque o produto $[\text{BH}^+][\text{OH}^-]$, no equilíbrio, é menor que a concentração de equilíbrio da base fraca.

V.7) Cálculo do pH de ácidos e bases fracas

As equações de Soren Sørensen para o cálculo do pH e pOH não podem ser aplicadas para ácidos e bases fracas, uma vez que as espécies não estão completamente dissociadas. Sendo assim, para um ácido fraco como o acético numa concentração por exemplo de 0,01 mol /L tem-se:

Equação	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$		
Início:	0,01	0	0
Varição	-x	+x	+x
Equilíbrio:	0,01 - x	x	x

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Substituindo do valor de K_a do ácido acético e os dados da tabela acima tem-se:

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,01 - x} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,01 - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Resolvendo essa equação, acha-se a concentração de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e calcula-se o valor do pH utilizando a equação de Soren Sørensen. O mesmo processo seria feito para uma base fraca.

Outra maneira de reportar e comparar as forças de ácidos ou de bases é através de uma escala logarítmica:

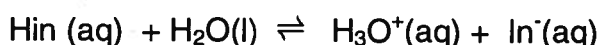
$$\text{p}K_a = -\log K_a \qquad \text{p}K_b = -\log K_b$$

Uma observação importante é que o $\text{p}K_a$ torna-se menor à medida que aumenta a força do ácido. O $\text{p}K_b$ diminui à medida que aumenta a força da base.

V.8) Formas utilizadas para determinar o pH de uma solução

Peagâmetro: Instrumento potenciométrico que possui uma escala já graduada em valores de pH. Nele é feita a conversão da concentração de íons H_3O^+ em unidades de pH. Este aparelho é constituído por um eletrodo de vidro combinado e uma escala de leitura. A medida é realizada através da diferença de potencial entre a solução que se quer medir e uma solução de referência interna ao eletrodo. O potencial elétrico é dessa forma convertido para escala de pH e os valores são apresentados na escala de leitura.

Indicadores ácido-base: São compostos orgânicos de elevada massa molar que se comportam em soluções como ácidos fracos ou bases fracas, e mudam de cor dentro de uma faixa estreita de pH, denominada zona de transição. Pode-se representar em geral um indicador ácido fraco como Hin. Em solução aquosa, ele estará em equilíbrio com os produtos de sua ionização.



Cor A

Cor B

Conforme o princípio de Le Chatelier, um aumento da acidez do meio, desloca o equilíbrio para a esquerda, aumentando a concentração de Hin e conseqüentemente, favorecendo a cor A. O contrário ocorre quando diminui a acidez do meio, favorecendo a cor B.

Os indicadores podem ser obtidos a partir de extratos vegetais como de repolho roxo, uva, chá mate, açaí etc. Nos laboratórios são utilizados indicadores artificiais como fenolftaleína, azul de timol, alaranjado de metila, azul de bromotimol, papel de tornassol, indicador universal etc.

V.9) Propriedades ácido-base de alguns íons em solução aquosa

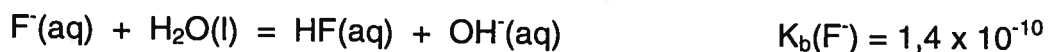
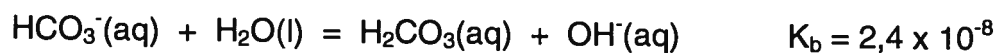
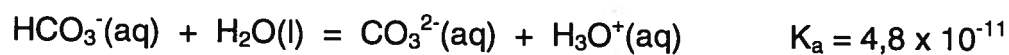
Os íons em solução aquosa têm comportamento ácido, básico ou neutro, como demonstrado na tabela abaixo:

Neutros	Básicos	Ácidos
Cl ⁻ , NO ₃ ⁻ , Br ⁻ , ClO ₄ ⁻ , I ⁻	CN ⁻ , SO ₄ ²⁻ , HCO ₂ ⁻ ,	HSO ₄ ⁻ , H ₂ PO ₄ ⁻
Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Mg ²⁺	PO ₄ ³⁻ , HPO ₄ ²⁻ , CO ₃ ²⁻ ,	HSO ₃ ⁻ , NH ₄ ⁺ , cátions de
Ca ²⁺ , Ba ²⁺	HCO ₃ ⁻ , SO ₃ ²⁻ , S ²⁻ , F ⁻	metais de transição

Observando a tabela acima se podem notar os seguintes fatos:

- Ânions que são bases conjugadas de ácidos fortes, como brometo e cloreto, são bases tão fracas que não têm efeito sobre o pH da solução.
- Todos os ânions básicos são bases conjugadas de ácidos fracos.
- Ânions ácidos originam-se de ácidos polipróticos.
- Cátions de metais alcalinos e alcalinos terrosos também não têm efeito sobre o pH da solução.

Exemplos do comportamento de íons em solução aquosa:



VI) A IMPORTÂNCIA DOS ÁCIDOS E BASES NO NOSSO COTIDIANO

Os ácidos e as bases estão entre as substâncias mais comuns da natureza. Estão presentes, por exemplo, no controle do pH do sangue, na fabricação de diversos produtos de limpeza e higiene pessoal, na formação da chuva ácida, na correção do pH do solo para melhorar a atividade agrícola, nas cadeias proteicas e em outras diversas situações. Estes assuntos sendo trabalhados de forma contextualizada com o dia-a-dia dos alunos possibilitam aulas mais interessantes, onde o ensino deixa de ser apenas uma mera transmissão de informações, permitindo a interconexão entre diferentes saberes. A seguir serão apresentados contextos em que estas substâncias estão presentes.

VI.1) Composição química dos refrigerantes

Refrigerante é uma bebida não alcoólica, carbonatada, de alto poder refrescante, consumida em quase todo o mundo. Apresentados em diversos sabores, eles são alvo principalmente das crianças. Vamos entender um pouco sobre a função de alguns ingredientes utilizados na fabricação dos refrigerantes.

Os acidulantes comumente empregados na fabricação dos refrigerantes são: ácido fosfórico, ácido tartárico e o ácido cítrico. Eles regulam a doçura da bebida, realçando o paladar e abaixam o pH, fator importante para a não proliferação de microorganismos. Geralmente, o pH dos refrigerantes está compreendido na faixa de 2,7 a 3,5, dependendo da marca.

O ácido fosfórico é o que apresenta maior acidez entre aqueles empregados na fabricação de refrigerantes. Está presente principalmente nos refrigerantes a base de cola. O ácido tartárico é encontrado nos refrigerantes de sabor uva, por ser um dos seus componentes naturais. O ácido cítrico é obtido através de uma espécie de fungo denominada *Aspergillus Níger* que transforma a glicose em ácido cítrico. Os refrigerantes de limão e laranja já o contêm naturalmente.

Além dos ácidos, uma série de outros ingredientes é empregada na fabricação dos refrigerantes. Entre eles, os sulfatos e cloretos, que auxiliam na

definição do sabor, o açúcar que fixa e realça o paladar e fornece energia, concentrados que conferem sabor característico à bebida, antioxidantes como aldeídos e ésteres, conservantes que previnem contra a deterioração causada por leveduras, mofos e bactérias, entre outros.

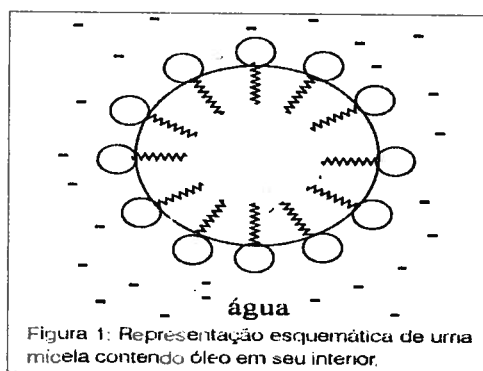
Enfim, cada componente utilizado na fabricação de um refrigerante tem uma função específica. Essas funções garantem melhor sabor, energia e durabilidade aos refrigerantes.

(Adaptado de LIMA, A. C. S. e AFONSO, J. C. *A química do refrigerante*. Química Nova na Escola. V. 31, Nº 3. 2009)

VI.2) Ação dos xampus sobre os cabelos

De que forma os sabões conseguem eliminar as sujeiras do cabelo?

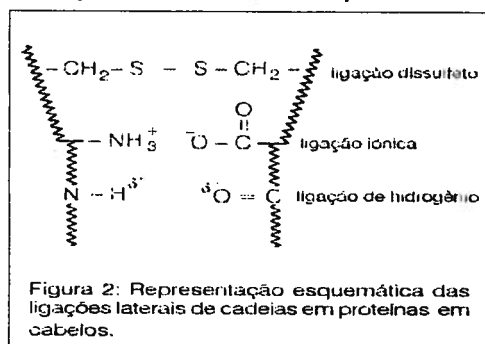
Grande parte da sujeira do cabelo se fixa na camada de sebo. Ao eliminar o sebo, conseqüentemente a sujeira também será eliminada. Atuando sozinha, a água fria não consegue eliminar o sebo (lipofílico) do couro cabeludo. Todavia, na presença de sabão, forma-se uma micela como representado na figura 1, que possuindo uma parte apolar central, captura as gotículas do óleo, formando uma emulsão. A solubilidade das gotículas de gordura na parte central da micela do sabão se deve ao fato delas serem apolares.



Utiliza-se na fabricação de sabões e detergentes sintéticos hidróxido de sódio ou potássio, que é responsável pelo caráter alcalino destes produtos.

A pele humana, em condições ideais, apresenta uma camada ácida, com pH variando de 3 a 5, já o pH do cabelo encontra-se na faixa de 4 a 5. Esta acidez se deve à presença de ácidos graxos produzidos pelas glândulas sebáceas. Desta forma, dependendo do pH do xampu utilizado, poderão ocorrer mudanças no pH do cabelo que trarão alterações na sua estrutura, como será mostrado adiante.

Para soluções fortemente ácidas, cujo pH se encontra na faixa de 1 a 2, ligações do tipo iônica e de hidrogênio são rompidas em consequência da protonação dos grupos carbonila e carboxila da proteína dos cabelos, como mostra a figura 2. Nessa faixa de pH, as ligações dissulfeto permanecem intactas, mantendo as cadeias de proteínas juntas no fio de cabelo. Todavia em soluções levemente básicas (pH 8,5), algumas



ligações dissulfeto são quebradas, causando um aspecto áspero na cutícula do cabelo. Como consequência, o cabelo fica sem nivelamento tornando-se opaco. O uso contínuo de um xampu levemente alcalino provocará repetidas rupturas de ligações dissulfeto, ocasionando o surgimento de fios de cabelo com mais de uma ponta. Para soluções fortemente básicas, todas as três ligações das cadeias proteicas são rompidas, levando a eventuais quedas de cabelo.

Atualmente, a maior parte dos xampus utilizados recebe na sua formulação um ingrediente, normalmente ácido cítrico, cuja função é neutralizar os efeitos temporários de xampus alcalinos. Desta forma esses xampus são denominados xampus ácido-balanceados e possibilitam a manutenção do pH do cabelo lavado próximo àquele natural dos cabelos.

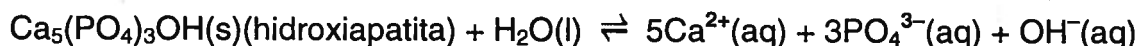
(Adaptado de BARBOSA, A. B. & SILVA, R. R. *Xampus*. Química Nova na Escola. Nº 2, Pg. 3-6. Novembro. 1995).

VI.3) Processo de formação da Cárie

As cáries dentárias são problemas que atingem muitas pessoas, causando desconforto, como dor de dente, além de prejudicar a beleza do sorriso. Vamos entender um pouco sobre o processo de sua formação.

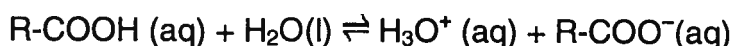
Durante a formação dos dentes ocorre um processo denominado mineralização, que é exatamente a deposição de determinados sais minerais sobre uma matriz orgânica. Depois do dente formado, ocorrerá em estado de equilíbrio, a mineralização e a desmineralização. Esta última deve-se à exposição do dente ao

meio bucal. Este processo pode ser representado pela equação em equilíbrio do principal mineral constituinte do esmalte dos dentes, a hidroxiapatita, com seus íons.

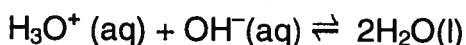


Este equilíbrio, no entanto, pode sofrer uma determinada perturbação, dependendo do pH do meio bucal. Se a concentração ácida aumentar muito em uma determinada superfície do esmalte do dente, o processo de desmineralização poderá ser maior que o de mineralização, conduzindo a perda de material do dente e formando conseqüentemente a cárie.

A estabilidade do mineral hidroxiapatita será determinada basicamente pelo pH da saliva e das concentrações dos íons cálcio, fosfato e flúor em solução. A concentração de íons H_3O^+ na saliva, responsável pela alteração do pH, é um dos principais responsáveis pela desmineralização do dente. O aumento da concentração desta espécie se deve principalmente ao aumento da concentração de ácidos orgânicos produzidos pelas bactérias da placa bacteriana. A equação que descreve este processo é:



Os íons H_3O^+ podem interferir no equilíbrio de mineralização / desmineralização, reagindo com espécies OH^{-} , produzindo água.



Desta forma ocorrerá a diminuição da concentração de OH^{-} daquele equilíbrio e segundo o princípio de Le Chatelier, esta perturbação será compensada pelo deslocamento do equilíbrio no sentido da desmineralização, contribuindo assim, para a perda de material do dente.

Naturalmente, o pH da boca se encontra em torno de 6,8. O processo de desmineralização torna-se predominante quando o pH da saliva se encontra abaixo de 5,5. Essa redução do pH se deve basicamente à ingestão direta de alimentos

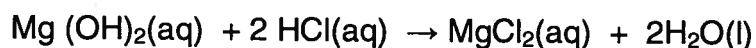
ácidos ou indiretamente pela ingestão de carboidratos fermentáveis, suscetíveis à produção de ácidos pelas bactérias.

O que podemos fazer para evitar o surgimento de cáries? A escovação e utilização de fio dental com regularidade evita basicamente a formação da placa bacteriana. Sendo assim, a concentração de íons H_3O^+ estará na maior parte do tempo próxima do valor natural. A utilização de enxaguatório bucal é também importante, pois protege em locais onde a escovação não alcança. Além disso, não se pode esquecer-se de fazer regularmente uma visita ao dentista.

(Adaptado de SILVA, R. R. et al. A Química e a Conservação dos Dentes, Química Nova na Escola, maio. 2001)

VI.4) O pH do estômago

O pH do estômago situa-se entre (0,9 – 2,0) e deve-se principalmente, à presença de ácido clorídrico. Este ácido é importante para o processo digestivo, entretanto se tiver a concentração de H^+ aumentada pode trazer desconforto como a azia. Erroneamente, as pessoas combatem o excesso de acidez estomacal tomando indiscriminadamente antiácidos como aqueles a base de hidróxido de magnésio e de alumínio, sendo que deveria primeiro investigar as causas desse desequilíbrio. A reação de combate à azia pode ser assim representada:



VI.5) Correção do pH do solo

Com a finalidade de melhorar a atividade agrícola, muitas vezes se faz necessário corrigir o pH da área de plantio. O pH em que se encontra determinado terreno se deve a diversos fatores como aridez, fatores pluviais, processo de formação etc. Geralmente, um solo árido e com pouca chuva, tende a ser levemente alcalino; em locais onde ocorre a formação da chuva ácida pode haver substituição de íons cálcio por íons de hidrogênio, tornando o solo ácido. No processo de formação, a presença de rochas calcárias contribui para um solo levemente alcalino.

No momento do plantio, o importante é ter um solo com um pH na faixa ideal para aquela espécie vegetal. Para isso são utilizados sais solúveis em água, quer de comportamento básico ou ácido.

VI.6) Efluentes industriais

Efluentes industriais são na maioria das vezes despejados em esgotos que chegam até os rios. Dependendo da composição destes materiais, o meio pode estar ácido ou alcalino, podendo causar desequilíbrios nos rios como a mortandade de peixes, favorecimento do crescimento de algas, entre outros. Para evitar estes problemas existem leis que regulam a faixa de pH que tais efluentes podem ser lançados ao meio ambiente. Para isso, as empresas precisam fazer tratamentos de neutralização destes materiais.

VI.7) Sugestões para utilização dos textos

A abordagem destes assuntos possibilita uma conexão entre a teoria e realidade vivenciada pelos alunos, gerando um campo fértil para a aprendizagem. Estas questões podem ser trabalhadas como atividades textuais, estudo dirigido, como pesquisa, seminário ou até mesmo um debate. Cabe ao professor escolher a melhor maneira para introduzir um determinado assunto em sua aula.

VII) ALGUNS EXPERIMENTOS SOBRE ÁCIDOS E BASES

As atividades experimentais a seguir foram selecionadas priorizando aquelas que trabalhassem com reagentes e materiais de conhecimento dos alunos. Desta forma foram escolhidos experimentos que podem ser realizados sem a necessidade de um laboratório. Para a utilização destes experimentos, é aconselhável ao professor, seguir algumas recomendações: Conforme os PCN (2002), “as atividades experimentais podem ser realizadas na sala de aula, por demonstração, em visitas e por outras modalidades. Qualquer que seja a atividade a ser desenvolvida deve-se ter clara a necessidade de períodos pré e pós-atividade, visando à construção de conceitos. Dessa forma, não se desvinculem teoria e prática.”

VII.1) Experimento 1: Identificando o caráter ácido-base de produtos do nosso cotidiano.

Indicadores naturais podem ser usados como ferramenta alternativa para determinação qualitativa do pH. Eles podem ser obtidos a partir do extrato de diversos vegetais, como açaí, amora, uva etc.

Pretende-se com este experimento possibilitar que o aluno compreenda a função dos indicadores de ácidos e bases; relacione o valor do pH ao caráter ácido ou básico das soluções e entenda qualitativamente o processo químico envolvido na mudança de cor do indicador.

Materiais A:

- Extrato de repolho roxo, suco de amora, suco de uva;
- Fenolftaleína.

Materiais B:

- Vinagre;
- Limpador multiuso tipo Veja ou Ajax
- Solução de hidróxido de sódio 0,01 mol/L;

- Solução de ácido clorídrico 0,01 mol/L;
- Suco de limão
- Água sanitária

Procedimentos:

- Usando copos descartáveis transparentes de 200 mL, faça quatro grupos de seis copos cada;
- Coloque aproximadamente 50 mL de cada material B em um copo de cada grupo identificando-o;
- Adicione algumas gotas de fenolftaleína em cada material do primeiro grupo;
- Faça o mesmo procedimento usando suco de repolho roxo para o segundo grupo, suco de amora para o terceiro e suco de uva para o quarto grupo. Deve ser adicionada uma quantidade que permita uma boa nitidez da nova cor obtida;
- Preencha a tabela abaixo com as cores obtidas para cada mistura de materiais.

Tabela 1 – Cores resultantes da mistura de materiais A e B

Material	Fenolftaleína	Suco repolho roxo	Suco de amora	Suco de uva
Vinagre				
Suco de Limão				
Solução de HCl				
Limpador multiuso				
Solução de NaOH				
Água sanitária				

(Adaptado de PERUZZO, F. M. & CANTO, E. L. *Química na abordagem do cotidiano*. São Paulo: Moderna, 1998).

Questões propostas

- 1) Relacionando seus conhecimentos sobre o assunto aos dados encontrados na tabela 1, identifique os materiais ácidos e os básicos. Justifique sua resposta.
- 2) Meça o pH aproximado dos materiais relacionados utilizando papel indicador universal ou qualitativamente usando papel de tornassol. Os valores estão coerentes com a resposta da questão 1?
- 3) Proponha uma explicação para a mudança de cor dos indicadores devido ao pH do meio.
- 4) Identifique evidências nos rótulos dos produtos deste experimento indicando que eles são ácidos ou básicos.
- 5) A fenolftaleína foi até poucos anos utilizada como componente de laxantes, como o lacto-purga. Faça uma pesquisa, identificando o motivo da retirada da fenolftaleína como componente de laxantes.

VII.2) Experimento 2: Demonstração da formação do ácido sulfuroso

Pretende-se com este experimento demonstrar a formação de um dos componentes da chuva ácida, o ácido sulfuroso. Mesmo este ácido não sendo um dos principais responsáveis por este fenômeno, esta demonstração pode ajudar o aluno a compreender as transformações químicas para a formação da chuva ácida e também possibilitar a conscientização com relação aos efeitos ocasionados por este fenômeno.

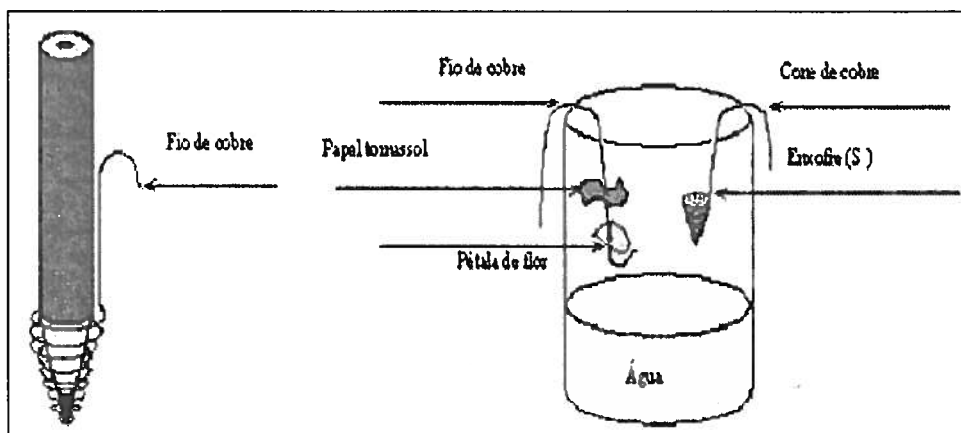
Reagentes e materiais

- 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

Procedimentos

- Coloque uma pétala de flor e uma fita de papel de tornassol dentro da tampa do vidro. Em seguida adicione um pouco de enxofre sobre a fita e sobre a pétala e anote suas observações na tabela de resultados;
- Adicione cerca de 5 cm de água no vidro e utilizando a colher limpa, adicione água sobre a pétala e o papel de tornassol com enxofre na tampa, anotando as observações na tabela. Jogue o material da tampa no lixo;
- Umedeça uma nova fita de papel de tornassol em água e anote suas observações;
- Monte o dispositivo de realização do experimento como demonstrado abaixo: Dobre um dos fios, fazendo um gancho em uma de suas extremidades. Pendure neste fio espaçado um do outro, uma pétala de flor e uma fita de papel de tornassol, como mostrado na figura. Utilizando a caneta, faça um cone espiralando a extremidade do outro fio. Dobre este fio e adicione enxofre dentro do cone como demonstrado na figura abaixo. Tenha o cuidado para não deixar as duas extremidades tocarem na água.



Esquema de montagem do dispositivo para realização do experimento.

- Aproxime um fósforo aceso da extremidade do cone para começar a queima do enxofre. Tampe o vidro rapidamente. Aguarde alguns minutos e anote as observações;
- Retire os fios de cobre de dentro do vidro rapidamente. Feche em seguida o vidro e agite cuidadosamente a solução nele contida;
- Utilizando nova fita de papel de tornassol, umedeça-a nessa solução e anote suas observações.

Observação: Guarde a solução ácida em recipiente próprio para posterior neutralização. Já os resíduos de enxofre podem ser jogados na pia, por este material ser bastante inerte.

	Observações
Pétala + enxofre em pó	
Papel tornassol + enxofre em pó	
Pétala + enxofre em pó + água	
Papel tornassol + enxofre + água	
Papel tornassol + água	
Dióxido de enxofre + pétala	
Dióxido de enxofre + papel de tornassol	

Dióxido de enxofre + água	
---------------------------	--

Tabela 2 – Observações registradas durante o experimento.

(Adaptado de http://www.usp.br/qambiental/chuva_acidaExperimento.html)

Questões propostas

- 1) Porque não houve alteração de cor do papel de tornassol e da pétala em contato com enxofre e após a adição de água sobre eles?
- 2) Escreva a equação química de combustão do enxofre. Porque o produto dessa combustão alterou a cor do papel de tornassol e da pétala?
- 3) Como você explica a mudança de cor do papel de tornassol quando imerso na solução final?
- 4) Escreva a equação química que representa a deterioração de monumentos que contêm carbonato de cálcio, na presença da chuva ácida.
- 5) Os corais são organismos coloniais marinhos, possuindo na sua estrutura esquelética carbonato de cálcio. O pH do mar possui um valor de aproximadamente 7,9, enquanto a água dos rios é levemente ácida. Discuta sobre a sobrevivência de corais em águas de rios.
- 6) Que medidas podem ser tomadas pelas pessoas, autoridades governamentais ou empresas para minimizar os efeitos da chuva ácida?

VII.3) Experimento 3: Dissolução de bicarbonato de sódio em um refrigerante.

Quando se reage um ácido com uma base em quantidades estequiométricas são formadas espécies iônicas que possuem comportamento ácido, básico ou neutro em solução. O pH resultante dependerá das espécies formadas. A solução será neutra se as espécies formadas tiverem comportamento neutro na solução.

Pretende-se com este experimento possibilitar que o aluno compreenda que a neutralização depende do caráter ácido-base das espécies formadas na reação.

Reagentes e materiais

- Béquero de 250 mL ou vidro de maionese
- Refrigerante do tipo sem corante
- Bicarbonato de sódio sólido
- Espátula
- Papel indicador universal

Procedimentos

- Coloque aproximadamente 100 mL de refrigerante no béquer ou vidro de maionese;
- Utilizando uma tira de papel indicador meça o pH do refrigerante, compare com a escala de indicador universal e anote o valor encontrado;
- Utilizando a espátula, adicione aos poucos bicarbonato de sódio ao refrigerante, de tal forma que, a cada adição, espere que todo gás carbônico seja liberado para uma nova adição;
- Interromper a adição de bicarbonato de sódio quando for adicionada uma porção e não houver mais a liberação de gás carbônico;
- Medir o pH do refrigerante quando não houver mais liberação de gás, após adição de uma pequena porção de NaHCO_3 .

(Adaptado de LIMA, A. C. S. e AFONSO, J. C. *A química do refrigerante*. Química Nova na Escola. V. 31, Nº 3. 2009)

Questões propostas

- 1) Escreva as equações químicas balanceadas que ocorrem entre o bicarbonato de sódio e o ácido cítrico presente no refrigerante.
- 2) Explique porque a solução não ficou neutra quando o bicarbonato de sódio reagiu com todo o ácido cítrico presente no refrigerante.

- 3) Proponha uma reação ácido-base em que as espécies químicas formadas possuam comportamento neutro em solução.
- 4) A dissolução de bicarbonato de sódio em água resulta em uma solução ácida, básica ou neutra? Por quê? Escreva a equação que representa este processo.
- 5) Sabendo que o ácido fosfórico é o principal ácido presente nos refrigerantes a base de cola, como ficaria a solução no final da reação: ácida, básica ou neutra, caso fizesse o experimento com um refrigerante deste tipo? Por quê?

VII.4) Experimento 4: Funcionamento de um sistema tampão.

A aplicação desta atividade possibilita que o aluno compreenda os equilíbrios envolvidos em um sistema tampão, permitindo a compreensão da aplicabilidade destes sistemas em várias situações. Além disso, serão trabalhados outros conceitos como cálculo estequiométrico, Princípio de Le Chatelier e diluição.

Reagentes e Materiais

- Vinagre branco
- Hidróxido de sódio comercial
- Extrato de repolho roxo
- Seis copos plásticos transparentes ou béquer de 200 mL
- Um copo plástico transparente ou béquer de 500 mL
- Seringas de 5 e 10 mL
- Solução de NaOH 0,1 mol / L
- Conta-gotas
- Balança técnica

Procedimentos

- Enumerar os copos de 200 mL de 1 a 6, separando-os em dois grupos;
- Sabendo que a concentração de ácido acético no vinagre é aproximadamente 0,67mol/L, adicionar 500 mL de vinagre em copo de 500 mL;
- Pesquisar 6,7g de hidróxido de sódio e adicionar ao copo de 500 mL contendo vinagre;
- Com auxílio de uma seringa, transferir aproximadamente 20 mL de extrato de repolho roxo para os três copos de 200 mL do primeiro grupo e completar com a solução tampão até aproximadamente 100 mL;
- Adicionar aos três copos do outro grupo 20 mL de extrato de repolho roxo, 1 mL da solução tampão e completar até aproximadamente 100 mL com água destilada;
- Adicionar aproximadamente 50 gotas de NaOH 0,1 mol /L a dois dos copos do grupo 1. Anotar o que você observou;
- Adicionar aproximadamente 15 gotas de NaOH 0,1 mol /L a dois dos copos do grupo 2. Anotar o que você observou.

Obs: O primeiro e o segundo procedimento referem-se à preparação do tampão.

(Adaptado de http://www.usp.br/qambiental/chuva_acidaExperimento.html)

Questões propostas

- 1) Com base em seus conhecimentos sobre o assunto, explique porque o tampão funcionou quando adicionou 50 gotas de NaOH ao primeiro grupo e não funcionou quando foram adicionadas 15 gotas de NaOH ao segundo grupo.
- 2) Considere o tampão: $\text{NH}_3 / \text{NH}_4\text{Cl}$. Mostre que a ação deste tampão frente à adição de uma base ou um ácido forte é uma consequência direta do princípio de Le Chatelier.

- 3) Sabendo que a concentração de ácido acético no vinagre é em média 4,0% m/v, faça os cálculos para comprovar que a concentração deste ácido no vinagre é de aproximadamente 0,67 mol/L.
- 4) Sabendo-se que o ácido acético é um ácido fraco, calcule o pH de uma solução 0,5 mol/L deste ácido.
- 5) Calcule o pH da solução tampão deste experimento.

VIII) DISCUSSÃO ENVOLVENDO OS EXPERIMENTOS

Neste tópico será feita uma pequena discussão a respeito de cada experimento, abordando seus pontos principais e a conexão com a química cotidiana. Mostrará também as principais reações ocorridas nestes processos.

VIII.1) Definição operacional de ácidos e bases

Comprovou-se no experimento 1 que os materiais do grupo B utilizados podem ser agrupados em dois blocos diferentes: um de materiais ácidos e outro de básicos. Entre os produtos testados, apenas o suco de limão e o vinagre podem ser levados à boca. Fazendo isso se percebe que eles possuem sabor azedo, sendo essa uma característica dos ácidos. Por outro lado, as bases caracterizam-se por deixarem a pele escorregadia, como ocorre com o sabão. Elas possuem também sabor adstringente. Diante do que foi exposto e considerando os elementos do experimento pode-se chegar às seguintes definições operacionais para ácidos e bases:

Ácidos são substâncias que possuem sabor azedo e que avermelham o suco de uva ou de amora.

Bases são substâncias que possuem sabor adstringente, tornam a pele escorregadia e azulam o suco de uva ou de amora.

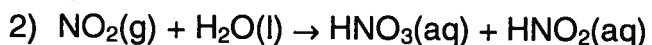
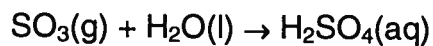
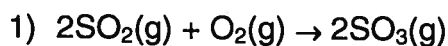
Essas definições são chamadas operacionais porque podem ser fundamentadas experimentalmente, sem que seja necessário recorrer a nenhuma teoria microscópica a respeito do assunto.

VIII.2) Entendendo um pouco sobre a chuva ácida

O ácido sulfuroso obtido no experimento 2 é um ácido fraco com um $k_a = 1,2 \times 10^{-2}$. Viu-se que a sua obtenção começa com a queima do enxofre, liberando dióxido de enxofre e formando-o posteriormente ao reagir com água. Normalmente, o

dióxido de enxofre é produzido como subproduto da queima de combustíveis fósseis, ou seja, derivados do petróleo.

A chuva ácida se deve principalmente, à presença de ácidos fortes como sulfúrico e nítrico, formados a partir de óxidos de enxofre e nitrogênio, oriundos principalmente da queima de combustíveis fósseis e da atividade industrial. Ácidos fracos como o sulfuroso e carbônico têm uma participação menor no abaixamento do pH da chuva, não causando danos significativos como causam os fortes. O ácido nítrico pode ser formado na atmosfera a partir dos óxidos de nitrogênio emitidos pelos processos industriais. Já o ácido sulfúrico pode ser formado a partir da oxidação do dióxido de enxofre a trióxido de enxofre, na presença de oxigênio e luz, seguido da reação do SO_3 com água. Veja as equações que descrevem estes processos:

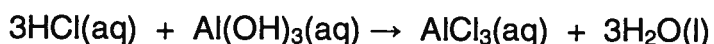


A chuva ácida pode trazer problemas ambientais, econômicos e culturais. Entre eles, a mortandade de peixes, uma vez que o pH ideal para a vida aquática está entre 6,5 e 9,5. A acidez elevada torna a fotossíntese mais lenta causando a morte de plantas. Pode haver substituição de íons cálcio do solo por íons de hidrogênio, tornando o solo mais ácido. Monumentos feitos de calcário podem sofrer deterioração devido à reação do ácido da chuva com o carbonato de cálcio. Pode ocorrer também corrosão de estruturas metálicas como aquelas presentes em superfícies de prédios.

Diante do exposto, é preciso controlar as emissões de gases causadores da formação da chuva ácida para que tenhamos uma melhor qualidade de vida e consigamos preservar determinadas heranças naturais e culturais.

VIII.3) O comportamento ácido-base das espécies iônicas em solução.

Através do experimento 3, o aluno poderá compreender que tipo de reação entre ácidos e bases ocorre neutralização da solução. Desta forma ele não terá mais a falsa concepção de que em todas as reações ácido-base ocorre neutralização da solução. Como no exemplo do combate à azia utilizando hidróxido de alumínio:



Essa reação produz os íons de alumínio e cloreto. O cátion Al^{3+} em meio aquoso forma o complexo $\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$ que reage com OH^- da água liberando íons hidrônios para a solução, tornando-a ácida. A reação deste processo é:



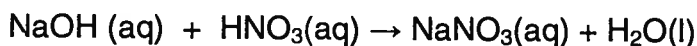
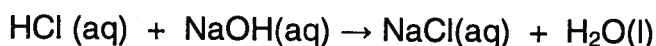
Desta forma a reação total entre o ácido clorídrico o hidróxido de alumínio resultará em uma solução ácida.

O aluno poderá compreender também, como ocorre as reações ácido-base no tratamento de efluentes industriais, na correção do pH do solo para o cultivo de uma determinada espécie vegetal. Neste último caso aplica-se, por exemplo, calcário, que tem por objetivo elevar o pH do solo, conforme a reação abaixo:



As reações de neutralização de ácidos e bases produzem sal e água. Considerando a teoria de Arrhenius, sal pode ser definido como toda substância que em água libera pelo menos um cátion diferente do próton H^+ e pelo menos uma base diferente da hidroxila. É importante lembrar que ocorrerá de fato a neutralização, se o sal formado tiver comportamento neutro em solução.

Exemplos de reações de neutralização de ácidos e bases:



O cátion de sódio formado nas duas reações não tem influência sobre o pH do meio. Os ânions cloreto e nitrato são bases tão fracas, não exercendo também nenhuma

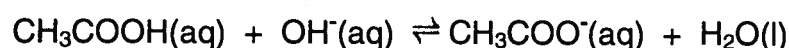
influência no pH das soluções. Justifica-se desta forma, a neutralização das soluções quando ocorrem reações como estas.

VIII.4) Sistema tampão

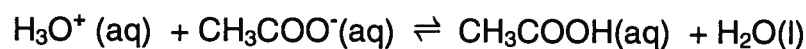
Sistema tampão é uma solução que contém um ácido fraco e sua base conjugada ou uma base fraca e seu ácido conjugado, possuindo a capacidade de resistir às grandes variações do pH. Essa resistência se deve ao equilíbrio estabelecido entre as duas espécies participantes do tampão.

O tampão $\text{HCO}_3^- / \text{H}_2\text{CO}_3$, por exemplo, tem importância fisiológica para o controle do pH e transporte de CO_2 no sangue. Este sistema evita variações acima de 0,3 no pH do sangue, cujas variações acima deste valor poderiam trazer consequências graves ao organismo humano.

Para entender o funcionamento de um sistema tampão considere-se o par ácido acético/acetato de sódio. Caso seja adicionada uma base forte à solução tampão, esta será toda consumida pelo ácido acético, por ser muito mais forte que o íon acetato. O resultado desta reação é a formação de mais íon acetato e o aumento do caráter básico da solução.



Caso seja adicionado um ácido forte à solução tampão, este será todo consumido pela base acetato, por ser muito mais forte que o ácido acético. O resultado desta reação é a formação de mais ácido acético e o aumento do caráter ácido da solução.



Todavia, a ação do tampão depende da quantidade de ácido ou base adicionada. Sendo assim, há um limite de funcionamento do tampão.

Para o cálculo do pH de um sistema tampão, geralmente utiliza-se a equação de Henderson-Hasselbalch.

$$\text{pH} = \text{p}K_x + \log \left(\frac{[\text{S}]}{[\text{A}]}\right)$$

Onde S: é a espécie básica

A: é a espécie ácida

x: pode ser ácida ou básica

Esta equação é extremamente útil na preparação de tampões, uma vez que permite encontrar a proporção exata dos constituintes para a obtenção do pH desejado, possibilita estimar variações no pH devido à adição de ácidos ou bases. Além disso, permite o cálculo rápido do pH quando conhecida a proporção dos componentes do tampão.

IX) CONSIDERAÇÕES FINAIS

Uma das dificuldades enfrentadas por professores de química do ensino médio é correlacionar a linguagem repleta de abstrações da química com fatos vivenciados pelos educandos. O professor não fazendo esta correlação, geralmente os alunos acham as aulas chatas e como conseqüência, aumenta a indisciplina, levando estes educadores à descrença no processo de ensino-aprendizagem, gerando conseqüências catastróficas para os educandos.

Para não cair neste ciclo vicioso, o professor precisa buscar meios alternativos de ensino, estratégias que estimulem os alunos a compreenderem que a química é importante para vários processos em nossa vida.

Este material é um exemplo de alternativas de ensino que pode contribuir para a motivação do aluno. As atividades aqui apresentadas tratam de temas que ultrapassam as fronteiras da química puramente teórica, propõe um trabalho contextualizado com os fatos da vida cotidiana dos educandos. É importante que o professor utilize esse material como suporte de uma aula teórica. Assim estará promovendo a correlação entre a teoria e a química do dia-a-dia dos alunos.

X) REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ANTUNES, M. et. al. *pH do Solo: Determinação com indicadores ácido-base no ensino médio*. Química Nova na Escola. Vol. 31, Nº 4, Pg. 283-287. Novembro. 2009.

BARBOSA, A. B. & SILVA, R. R. *Xampus*. Química Nova na Escola. Nº 2, Pg. 3-6. Novembro. 1995.

CHAGAS, A. P. *O ensino de aspectos históricos e filosóficos da química e as teorias ácido-base do século XX*. Química Nova na Escola. Nº 23, Pg. 126-133. Janeiro. 2000.

FELTRE, R. *Química*. Vol. 2, 6ª Edição. São Paulo: Moderna. 2004

<http://pt.wikipedia.org>.

http://www.usp.br/qambiental/chuva_acidaExperimento.html (Acesso: 19/09/10)

KOTZ, J. C. & JUNIOR, P. M. T. *Química Geral e Reações Químicas*. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2005.

LIMA, A. C. S. & AFONSO, J. C. *A Química do refrigerante*. Química Nova na Escola. Vol. 31, Nº 3, Pg. 210-215. Agosto. 2009.

MAIA, D. J. *Chuva Ácida: Um experimento para introduzir conceitos de equilíbrio químico e acidez no ensino médio*. Química Nova na Escola. Nº 21, Pg. 44-46. Maio. 2005.

MARCONATO, J. C. FRANCHETTI, S. M.M & PEDRO, R. J. *Solução tampão: Uma proposta experimental usando materiais de baixo custo*. Química Nova na Escola. Nº 20, Pg. 59-62. Novembro. 2004.

MORTIMER, E. F. & MACHADO, A. H. *Química para o ensino médio*. São Paulo: Scipione, 2002.

Parâmetros Curriculares Nacionais: Ensino Médio. Parte III: Ciências da Natureza, Matemática e Suas Tecnologias. MEC. 2000. (portal.mec.gov.br). (Acessado em 20/09/2010).

PERUZZO, F. M. & CANTO, E. L. *Química na abordagem do cotidiano*. São Paulo: Moderna, 1998.

SAMIRA, G. B. & SILVA, A. F. A. *Ácidos e bases em uma proposta contextualizada e significativa*. (www.quimica.ufpr.br/eduquim/eneq2008/resumos/R0552-1.pdf.)

SANTOS, W. L. P. & MÓL, G. S. *Química e Sociedade*. São Paulo: Nova Geração. 2005.

SEEMG. *Conteúdos Básicos Comuns*. Química. Ensino Médio. 2007.

SILVA, R. R. et. al. *A Química e a conservação dos dentes*. Química Nova na Escola. Nº 13, Pg. 03-08. Maio. 2001.