

Departamento de Química
Instituto de Ciências Exatas e Biológicas
Universidade Federal de Ouro Preto

Wallace Júnio Reis

Trabalho de Conclusão de Curso
Química Licenciatura

Ouro Preto, 2012

Wallace Júnio Reis

Trabalho de Conclusão de Curso

Química Licenciatura

**A Química dos Fármacos: uma nova
abordagem das teorias ácido-base**

CONCLUSÃO DE CURSO: Trabalho de Conclusão de Curso apresentado à banca examinadora da Universidade Federal de Ouro Preto, para obtenção do título de graduação em Química Licenciatura, sob a orientação da Profa. Doutora Rute Cunha Figueiredo.

Ouro Preto, 2012

Agradecimentos

Agradeço primeiramente a Deus, pela força em todos os momentos de dificuldade enfrentados. À minha família por todos esses anos de apoio e dedicação, constituindo-se uma base sólida para a minha vida.

Dedico esta vitória aos amigos inseparáveis de curso, que acompanharam essa longa jornada, Klinger, Leonardo e Bruno Gama.

Agradeço imensamente quem proporcionou esta grande vitória, minha amiga, orientadora, pessoa extraordinária e futura colaboradora Rute Cunha Figueiredo.

Gostaria de agradecer a República Diretoria, em especial ao meu grande amigo de graduação, Daniel Mapa, que esteve presente nos momentos mais difíceis. As amizades sinceras de Belo Horizonte, Lineu Victor e Daniel Batista, irmãos inseparáveis.

E, finalmente, agradeço à turma de Química Licenciatura 08.2 pelos anos de convivência e a Universidade Federal de Ouro Preto por acreditar e apoiar este curso novo, que irá trazer muitos frutos futuramente! Obrigado a todos que fizeram parte dessa história.

“Uma mente que se abre a uma nova idéia, jamais voltará a seu tamanho original”.

Albert Einstein

Resumo:

Tornou-se cada vez mais necessário a contextualização e a interdisciplinaridade no ensino de química, para conectar conhecimentos construídos pelos alunos em sua vida acadêmica, visando sua aplicabilidade e sendo utilizados como ferramentas no seu cotidiano. As disciplinas de Estágio Supervisionado de Química e Prática de Ensino de Química proporcionaram uma visão dessa realidade, percebendo-se que materiais suplementares podem auxiliar o professor na sua prática profissional e estimular o aluno a buscar o conhecimento facilitando essa inserção de contexto em sala de aula. Estes materiais, ao serem utilizados no Ensino de Química, podem favorecer esta aprendizagem quando minimizam a distância entre a teoria apresentada pelo professor com a prática no seu cotidiano a partir do diálogo com outras áreas de conhecimento.

Partindo-se desses pressupostos, neste Trabalho de Conclusão de Curso, elaborou-se um material paradidático, constituído de um Manual do Aluno e um Manual do Professor. Como abordagem, o tema escolhido foi a Química Orgânica, com uma nova forma de tratamento, visando inseri-la em um contexto bem familiar ao aluno: o uso de medicamentos. Além de relacionar a Química Orgânica que é vista como disciplina isolada dentro de uma rede de conteúdos do ensino médio, retoma-se conhecimentos básicos como as propriedades ácido-base, tema presente no ensino médio, que na maioria dos casos torna-se apenas declarativo.

Palavras chave: Paradidáticos, Química Orgânica, Ensino de Química, Ácido-Base.

1.0 Introdução

A Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional – Lei nº 9.394/1996 – define o ensino médio como a última etapa da educação básica, não apenas porque acontece no final de um longo caminho de formação, mas porque, para os estudantes, em ritmo de escolarização regular (aqueles que seguem seus estudos sem interrupções e/ou reprovações), os três anos desse grau de ensino coincidem com a maturidade intelectual. Vigotski defende que é nesse período que se constitui a capacidade do pensamento conceitual, isto é, a plena capacidade do pensamento abstrato ou a consciência do próprio conhecimento (BRASIL, 2008). Isto também é expresso nos Parâmetros Curriculares Nacionais do Ensino Médio (PCNEM), “[...] mais amplamente integrado à vida comunitária, o estudante da escola de nível médio já tem condições de compreender e desenvolver consciência plena de suas responsabilidades e direitos, juntamente com o aprendizado disciplinar” (BRASIL, 1999).

A proposta de organização curricular do ensino médio por áreas de estudo – indicada nas Diretrizes Curriculares Nacionais para o Ensino Médio (DCNEM), parecer CEB/CNE nº 15/98 – contempla grupos de disciplinas cujo objetivo de estudo permite promover ações interdisciplinares e abordagens complementares. No entanto, a prática curricular corrente, apesar da divulgação de tais documentos oficiais e outros, continua sendo predominantemente disciplinar, com uma visão linear e fragmentada dos conhecimentos na estrutura das próprias disciplinas. Este fator pode ser evidenciado pelas propostas pedagógicas configuradas nos diferentes materiais utilizados nas escolas – apostilas, livros didáticos e etc. Um olhar mais acurado mostra que estas propostas pedagógicas não passam de tratamentos periféricos, quase que para satisfazer curiosidades, sem esforço de tratar da dimensão ou do significado conceitual e, muito menos, de preocupação por uma abordagem referida no contexto real e tratamento interdisciplinar e contextualizado (BRASIL, 2008). Na essência aparecem os mesmos conteúdos, nas mesmas séries, com pouca significação de conceitos que permitam

estimular o pensamento analítico do mundo, do ser humano e das criações humanas (BRASIL, 2008).

O diálogo entre as disciplinas é favorecido quando os professores dos diferentes componentes curriculares têm como objeto de estudo o contexto real, isto é, a situação de vivência dos alunos, os fenômenos naturais e artificiais, e as aplicações tecnológicas (BRASIL, 2002). Este procedimento permite organizar e estruturar, de forma articulada, os temas sociais, os conceitos e os conteúdos associados à formação humano-social, na abordagem de situações reais facilitadoras de novas ações conjuntas. Isto também se encontra expresso nos Parâmetros Curriculares Nacionais (PCN):

O aprendizado de Química no ensino médio “[...] deve possibilitar ao aluno a compreensão tanto dos processos químicos em si quanto da construção de um conhecimento científico em estreita relação com as aplicações tecnológicas e suas implicações ambientais, sociais, políticas e econômicas” (BRASIL, 2002).

Como pode ser percebido, os documentos oficiais que fornecem diretrizes para o ensino básico brasileiro colocam como indispensáveis a contextualização para o desenvolvimento de cidadania nos estudantes. Neste sentido este trabalho foi proposto, para atender a abordagem dessas diretrizes.

1.1 A educação cidadã e o ensino CTS

Destaca-se o ensino de Ciência Tecnologia e Sociedade (CTS) como movimento de mudanças em torno de uma educação que prioriza a formação completa do cidadão (como destacado na seção anterior). Para caracterizá-lo, Hofstein e colaboradores (1988) afirmam que:

CTS significa o ensino de ciência no contexto autêntico do seu meio tecnológico e social. Os estudantes tendem a integrar a sua compreensão pessoal do mundo natural (conteúdo ciência) com o

mundo construído pelo homem (tecnologia) e seu mundo social do dia-a-dia (sociedade) (HOFSTEIN et al., 1988).

Solomon aborda, separadamente, os três componentes de CTS, esclarecendo o significado que cada um tem nessa proposta de ensino (SOLOMON, 1988). Assim, quanto à ciência, afirma que os cursos de CTS devem ensinar o caráter provisório e incerto das teorias científicas. Com tal compreensão, os alunos poderão avaliar as aplicações da ciência, levando em conta as opiniões controvertidas dos especialistas. Ao contrário, com uma visão de ciência verdadeira e acabada, os alunos terão dificuldade de aceitar a possibilidade de duas ou mais alternativas para um problema em questão (SANTOS; SCHNETZLER, 2003).

Quanto à tecnologia, Solomon afirma que ela deve ser apresentada como aplicação das diferentes formas de conhecimento para atender às necessidades sociais (SOLOMON, 1998). Dessa forma, o aluno compreenderá as pressões das inovações tecnológicas na sociedade, caracterizando a tecnologia como um processo de produção social e reconhecendo a dependência da sociedade para com os produtos tecnológicos gerados.

Finalmente, sobre sociedade, a citada autora considera que deve levar os alunos a perceberem o poder de influência que eles têm como cidadãos. Assim, eles seriam estimulados a participar democraticamente da sociedade por meio da expressão de suas opiniões. Deve-se ainda levá-los a compreender como a sociedade pode atuar no poder legislativo. A autora considera também fundamental a reflexão sobre os problemas éticos relacionados com a sociedade (SOLOMON, 1988).

Seguindo o objetivo de formação do cidadão crítico e consciente que reflete o conhecimento construído em seu cotidiano, em conjunto com o CTS, pode-se destacar a contextualização e interdisciplinaridade como bases de apoio deste ensino de química que visa à promoção do aluno na sociedade (SANTOS; SCHNETZLER, 2003).

1.2 Interdisciplinaridade e Contextualização no Ensino

Observamos nos documentos oficiais dos Parâmetros Curriculares Nacionais e na metodologia de ensino CTS, que existe uma preocupação que o aluno compreenda muito mais que a sua realidade particular. A Química ensinada em sala de aula deve ser compreendida no campo universal de conhecimento.

Tais concepções de ensino contextualizado, relacionadas com a valorização dos saberes prévios dos alunos e dos saberes cotidianos, bem como relacionadas com o caráter produtivo do conhecimento escolar, contribuem para a legitimidade dos PCNEM junto à comunidade educacional. É preciso considerar, todavia, o quanto tais concepções estão hibridizadas aos princípios do eficientismo social. Os saberes prévios e cotidianos são incluídos em uma noção de contexto mais limitada em relação ao Âmbito da cultura mais ampla. Contexto restringe-se ao espaço de resolução de problemas por intermédio da mobilização de competências (LOPES, 2002, p.05).

Mediante esse ensino contextualizado, o professor permite ao aluno, não apenas conectar os saberes científicos com a sua realidade, como também utilizar dos conhecimentos adquiridos para reconhecer e atuar como personagem ativo. Esse ensino pautado em competências desenvolve no aluno a organização de ideias a partir de situações de aprendizagem que tenham sentido em seu dia-a-dia, permitindo ao mesmo adquirir instrumento para agir em diferentes contextos e situações. Como o conhecimento não se pauta inicialmente na lógica que estrutura a ciência, torna-se um desafio trabalhar nessa esfera de conhecimento, que deve ser bem fundamentado para não deixar lacunas ou apresentar-se como superficial.

A concepção de interdisciplinaridade é um assunto extremamente abordado nos documentos oficiais, como Parâmetros Curriculares Nacionais+ (PCN+). Além de priorizar como objeto de estudo a interligação entre as diferentes áreas de conhecimento

que o aluno tem contato, preocupa-se também em manter as mínimas fronteiras para não eliminá-las como disciplinas. Podemos observar que os documentos oficiais reafirmam a ligação entre contextualização e interdisciplinaridade, e aponta a dependência da interdisciplinaridade ao contexto, “assim como a interdisciplinaridade surge do contexto e depende das disciplinas, a competência não rivaliza com o conhecimento; ao contrário, se funda sobre ele e se desenvolve com ele” (BRASIL, 2002).

Destaca-se, também, que a interdisciplinaridade como trabalho coletivo, de articular as disciplinas e conservar a ação interdisciplinar como consequência do contexto, como podemos observar em destaque no PCN+, “a forma mais direta e natural de se convocarem temáticas interdisciplinares é simplesmente examinar o objeto de estudo disciplinar em seu contexto real, não fora dele” (BRASIL, 2002).

Baseando-se nos documentos oficiais vimos que a contextualização e a interdisciplinaridade são princípios metodológicos e teóricos que funcionam como eixos norteadores no ensino básico curricular brasileiro, com o objetivo de permitir e preparar o aluno para lidar com o conhecimento científico adquirido e fazer possíveis conexões com diversas áreas. Aliado ao ensino CTS a contextualização e a interdisciplinaridade apresentam suporte para o aluno construir e opinar utilizando seu conhecimento, bases que serão utilizadas nesse trabalho para nortear o material que será produzido.

1.3 A Química Orgânica: Ácido ou Base?

Sabe-se que, desde os primórdios, o homem sempre manuseou substâncias orgânicas. Os óleos vegetais, as fibras e as gorduras (ARAÚJO, 2001). Os primeiros compostos orgânicos isolados pelo homem foram o açúcar e o álcool. Apesar de serem conhecidas desde a antiguidade, as substâncias orgânicas passaram a ser assim denominadas a partir do século XIX, por autoria de Berzelius, que estudava o que chamamos hoje de Bioquímica. No entanto, raramente uma substância aparece de forma isolada na Química, levando vários cientistas como Liebig, a analisar compostos

orgânicos pelo desenvolvimento de técnicas visando classificar os compostos orgânicos e diferenciá-los dos compostos inorgânicos (ARAUJO, 2001). Surge a crença de tais cientistas na “força vital”, considerada responsável pelo funcionamento da vida e por introduzir características aos compostos orgânicos (ARAUJO *apud* LEICESTER, 1967). Somente a partir de trabalhos de Chevreul e Woller, que em 1828 sintetizou a uréia a partir de compostos inorgânicos, essas ideias sofreram declínio (LEICESTER, 1967).

A evolução das idéias em relação às propriedades dos compostos e sua natureza possibilitou um avanço na manipulação dos compostos já utilizados (OVERSBY *apud* BROCK, 1998). Por meio de reações químicas, pode-se sintetizar uma grande variedade de compostos orgânicos tornando fácil o reconhecimento de similaridades entre grupos, fator amplamente utilizado pelos químicos com o passar dos anos para a classificação dessas substâncias. A classificação dos compostos baseada em características sensoriais e químicas, muitas vezes, é a primeira etapa no reconhecimento de substâncias de caráter ácido ou base (OVERSBY, 1998). O sabor, a reação com rochas, com metais e com indicadores foram parte de um desenvolvimento histórico na caracterização desses compostos, que, posteriormente, foram agrupados por meio de propriedades mais específicas utilizando-se inúmeras teorias dentre as quais podemos destacar as de Priestley, Arrhenius, Browsted, Lowry e de Lewis (OVERSBY, 1998).

Em virtude disso, pode-se destacar que a manipulação destes compostos orgânicos favoreceu o desenvolvimento de técnicas com aplicação em áreas médicas e biológicas. Um dos setores beneficiados por esse tipo de conhecimento foi o de desenvolvimento de fármacos, princípios ativos dos medicamentos comerciais (MELO et al 2006).

1.4 O uso de paradidáticos no Ensino de Química

Com a constante evolução dos meios tecnológicos e dos veículos de comunicação, tornou-se necessário o desenvolvimento de práticas educativas que motivassem os alunos na busca do conhecimento científico. A partir dessa premissa, procurou-se um meio de trazer ao aluno uma linguagem mais próxima da sua realidade contextualizando o conhecimento, interdisciplinando e elaborando materiais didáticos com uma comunicação “mais informal”, mas pautada em conhecimentos científicos. Este tipo de material poderia abordar temas antes distantes dos livros didáticos, tendo em vista que não precisam cumprir a meta de abarcar todo conhecimento exigido nos Parâmetros Curriculares Nacionais. Com isso permite aos mesmos extrapolar e aprofundar na discussão de um tema, trazendo informações antes desconhecidas aos alunos.

Considerando essas variáveis e buscando uma possibilidade de aplicá-las surgiu o material paradidático, que veio auxiliar o professor em sua prática didática, permitindo-o contextualizar e interdisciplinar o conhecimento aplicado em sala de aula com uma situação cotidiana, pois na maioria dos casos o aluno não consegue fazer uma conexão efetiva entre as bases do seu conhecimento e uma situação do dia-a-dia. Segundo alguns autores, os paradidáticos são “consideradas obras produzidas para o mercado escolar sem as características funcionais e de composição do manual didático” (KAZUMI *apud* YASUDA e TEIXEIRA, 1997).

Os materiais paradidáticos possuem uma estrutura normalmente não linear, articulando vários conteúdos, e viabilizando uma articulação interdisciplinar entre esses conteúdos (ASSIS; CARVALHO *apud* AUSUBEL, 2008). Além da interdisciplinaridade, esse tipo de material permite aproximar a ciência das situações cotidianas explicitando também o seu caráter cultural e mostrando-a como atividade intelectual de criação humana, proporcionando a visão científica no contexto social, político, econômico e tecnológico do mundo atual. Essa visão mais abrangente da

ciência pode colaborar de forma significativa para o entendimento do ensino formal dos conteúdos (ASSIS; CARVALHO *apud* SALÉM; KAWAMURA, 1997).

2.0 Justificativa e Objetivos

A experiência com as disciplinas de Estágio Supervisionado de Química e Prática de Ensino de Química foram norteadoras, nos permitindo obter uma visão sobre a aprendizagem significativa realizada por meio de materiais suplementares que podem auxiliar o professor na sua prática profissional e estimular o aluno a buscar o conhecimento. Estes materiais suplementares, ao serem utilizados no Ensino de Química, podem favorecer esta aprendizagem quando apresentarem um grau de contextualização e interdisciplinaridade, que permita ao aluno relacionar a teoria apresentada pelo professor com a prática no seu cotidiano a partir do diálogo com outras áreas de conhecimento.

Objetiva-se, neste Trabalho de Conclusão de Curso, elaborar um material paradidático, constituído de um Manual do Aluno e um Manual do Professor. Como objeto de trabalho escolheu-se a Química Orgânica, mais especificamente a química de absorção de fármacos. Para entender o mecanismo de absorção de fármacos, é preciso utilizar conceitos da química básica, presente em currículos de ensino médio, como as teorias e o comportamento ácido-base. Utilizando-se de leitura de textos e atividades, no contexto de fármacos, os principais conteúdos abordados serão:

- I. Teorias Ácido-Base
- II. Hidrofilia e Lipofilia
- III. Absorção de Fármacos

3.0 Metodologia

Será utilizada como metodologia a elaboração de um material paradidático dividido em duas partes:

- ✓ Material do Professor
- ✓ Material do Aluno

O público alvo destinado à aplicação deste paradidático são alunos do Ensino Médio com noções de Teoria Ácido-Base, noções de Química Orgânica e de Equilíbrio Químico.

4.0 Resultados

Os resultados apresentados nesse Trabalho de Conclusão de Curso consistem do **Material do Aluno** e **Material do Professor**. O material paradidático abaixo com o título: **A Química dos Fármacos: uma nova abordagem das teorias ácido-base**.

**A Química dos Fármacos: uma nova abordagem
das teorias ácido-base.**

Material do Aluno

Aluno:

Sala:

Série:

Sempre que ligamos a televisão, nos deparamos com comerciais à cerca de *shampoo* com baixa acidez ou de pH neutro. Atualmente, pode-se observar o rótulo de alguns produtos que afirmam ter o pH controlado ou baixa acidez. Você alguma vez parou para pensar o que realmente significa esse pH “controlado”? Você acha que acidez elevada é prejudicial à saúde?

Os termos acidez e basicidade são utilizados atualmente para descrever propriedades, que, na maioria das vezes não se leva em consideração o real significado desses conceitos. Mas, compostos com essas propriedades não são novidade, pois a humanidade sempre procurou desvendar como manipulá-los.

A propriedade ácida ou básica dos compostos é estudada desde a antiguidade por alquimistas e químicos. Hoje sabemos que muitos compostos conhecidos pelo homem possuem essas características, (tabela 1 e tabela 2) esclarecendo, assim, a importância de conhecer seu comportamento (WARLEY, 2001).

Tabela 1. Compostos com caráter ácido e sua utilização no cotidiano.

Ácido	Utilização
Ácido Clorídrico HCl	Comercializado como ácido muriático, utilizado para limpeza de pisos e superfícies metálicas no processo de solda.
Ácido Sulfúrico H ₂ SO ₄	Usado na produção de fertilizantes, em soluções de baterias de automóveis e no refino de açúcar.
Ácido Fluorídrico HF	Aplicado na gravação de cristais de vidro.
Ácido Fosfórico H ₂ PO ₄	Usado na fabricação de fertilizantes, em indústrias de vidro e tinturaria, na produção de refrigerantes.

Tabela 2: Compostos com caráter básico utilizados no cotidiano.

Base	Utilização
Hidróxido de Sódio NaOH	Utilizado na fabricação de sabão, papel, celulose e corantes.
Hidróxido de Cálcio Ca (OH) ₂	Formado pela dissolução de cal em água, é utilizado na preparação de argamassa e caiação.
Hidróxido de Magnésio Mg(OH) ₂	Usado em produtos farmacêuticos (antiácidos e laxante).
Amônio NH ₄ OH	Utilizado na produção de fertilizantes, explosivos, em produtos para remover crostas de gorduras e revelação de filmes fotográficos.

Os nomes dados a compostos com esse comportamento vieram da antiguidade e são usados até hoje:

Ácido: do latim *acidus*, significando azedo.

Álcali: do árabe *alqalyi*, significando cinzas vegetais.

Base: termo mais recente, introduzido pelo francês Duhamel Du Monceau em 1736, sendo depois adotado e popularizado por G.F. Rouelle 1754 (CHAGAS, 2000).

Essa classificação foi obtida por meio de experimentos realizados com diferentes compostos, observando suas principais características comuns. Vejamos abaixo um quadro que apresenta contextos históricos, da classificação ácido-base:

Quadro 1: Contextos históricos da classificação ácido-base

<p>Plínio, o Velho célebre naturalista romano menciona em seus escritos, a caustificação da soda, ou seja, a reação entre carbonato de sódio natural hoje denominado (soda ou barrilha) e a cal (hidróxido de cálcio), em solução aquosa, precipitando carbonato de cálcio e ficando uma solução de hidróxido de sódio (soda caústica). A equação representativa é:</p> $\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{aq})} + \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{aq})} \rightarrow \text{CaCO}_{3(\text{s})} + 2\text{Na}^+_{(\text{aq})} + 2\text{OH}^-_{(\text{aq})}$	<p>Robert Boyle, em 1664, publica na Inglaterra o livro “<i>Experimental History of Colours</i>”, onde relata seu trabalho com as substâncias coloridas, cujas cores se alteram com a presença de ácidos ou álcalis. Dentre as substâncias que ele estuda estão o tornassol e o corante extraído do pau-brasil. Interessante que Boyle também publica estudos anteriores a sua pesquisa no seu livro.</p>
<p>Em 1754, Roulle, começa a utilizar o termo base, significando os álcalis (Na_2CO_3, K_2CO_3, NaOH), as terras (CaO, MgO) e os metais (Fe, Zn). As terras eram também denominadas <i>cales</i> ou <i>cais</i> (cal no singular).</p>	<p>W. Homberg, em 1699 realiza as primeiras tentativas de medir as quantidades relativas de ácidos e bases.</p> <p>C. Geoffroy realiza a primeira titulação em 1729.</p>
<p>Uma afirmação importante foi feita no Séc. XIX, por A. Ure, em 1823: “... não há um princípio (elemento) acidificador nem critério absoluto da escala de força entre os diferentes ácidos, acidez e alcalinidade dependem mais do modo como os constituintes estão combinados, do que da natureza dos constituintes em si”.</p>	<p>Em 1789, A. Lavoisier afirma que “o oxigênio é o princípio acidificante”. Em outras palavras, dizia que todo ácido deveria ter oxigênio.</p>
<p>W. Lewis utiliza pela primeira vez um indicador em uma titulação, em 1767. J. Liebig, em 1838: “ácidos são compostos de hidrogênio, nos quais o hidrogênio pode ser substituído por metais”.</p>	<p>C. Berthollet (1787), e depois H. Davy (1810), descreveram vários ácidos que não apresentavam oxigênio como HCN, H_2S, HCl.</p>

Exercícios 1

Observando o que está escrito no quadro 1, responda as perguntas abaixo:

1- O que podemos afirmar da sequência dos fatores históricos?

2- Qual importância você visualiza na publicação de Robert Boyle, de resultados obtidos por pesquisadores anteriores a ele?

No quadro 1, estão apresentados uma série de experimentos e proposições realizados por cientistas em épocas diferentes. Munidos de todos esses dados e afirmações que abrangiam propriedades diferentes, os cientistas se depararam com um problema: como podemos caracterizar compostos diferentes a partir de todos esses experimentos e afirmações? Qual critério utilizar?

A partir desses dados coletados, os cientistas necessitavam de critérios específicos na classificação destes compostos, que possibilitassem serem compreendidos e aplicados em qualquer situação e contexto. Com essa finalidade, as teorias ácido-base como outras teorias se fez (e se faz) no sentido de procurar sistematizar e explicar o maior número possível de fenômenos observados, bem como prever novos fatos e resolver outros problemas químicos (CHAGAS, 2000).

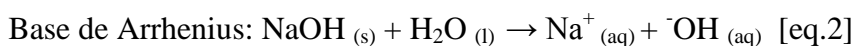
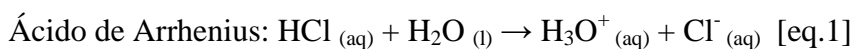
Teorias Ácido Base

Teoria de Lavoisier – “ácidos são substâncias que contêm Oxigênio”

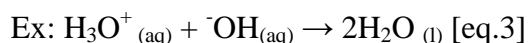
Inicialmente, à classificação dos compostos ácido-base baseou-se nas suas características organolépticas. Os ácidos eram classificados como compostos de sabor azedo (o vinagre como exemplo, por causa do ácido acético) e por provocarem queimaduras em contato com a pele (ácido muriático, por exemplo). As bases classificadas como compostos escorregadios (devido a produção de sabão a partir de NaOH) e de sabor amargo. Com o objetivo de compreender a origem das queimaduras provocadas pelos ácidos, Lavoisier afirma nesta época que “o princípio acidificante dos ácidos era o elemento oxigênio”, portanto deveriam contê-lo em sua estrutura.

Teoria de Arrhenius

Esta teoria surgiu de uma série de pesquisas: a primeira, realizada por Raoult para medir o ponto de congelamento do ácido etanóico e a segunda, por Arrhenius, nas medidas de condutividade de uma série de soluções. Ambas as pesquisas apontavam para o modelo de dissociação em íons. Os ácidos fracos foram definidos como sendo dificilmente dissociados em íons, e ácidos fortes foram descritos como quase totalmente dissociados (OVERSBY, 1998). Pesquisas posteriores apontaram que ácidos são substâncias que, em água, produzem íons (H_3O^+) e bases são substâncias que produzem íons OH^- :



A neutralização seria uma reação entre estas suas espécies iônicas produzindo em água:



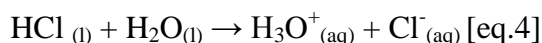
Esta teoria permitiu o desenvolvimento de várias linhas de pesquisas científicas na Química: como a determinação da constante de dissociação da água e o conceito de

potencial hidrogeniônico (pH) por Sorensen, em 1909. Apesar de sua grande contribuição, essa teoria se mostrou restrita a água sendo ineficaz para explicar as propriedades dessas substâncias em outros solventes (CHAGAS, 2000).

Teoria de Brønsted e Lowry

Foi proposta em 1923, independente por G. Lewis (EUA), T. Lowry (Inglaterra) e J. Brønsted (Dinamarca). Nesta teoria, ácido é um doador de prótons (H^+) e base uma receptora de prótons (H^+) (CHAGAS, 2000).

Ácido de Brønsted e Lowry:

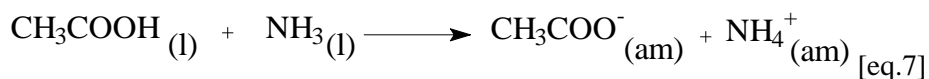


Base de Brønsted e Lowry:



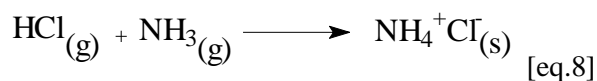
A reação de neutralização seria uma transferência de prótons entre um ácido e uma base: $H_3O^+_{(aq)} + ^-OH_{(aq)} \rightarrow 2 H_2O_{(l)}$ [eq.6]

Enquanto as definições de Arrhenius se limitam a soluções em água, as definições de Brønsted-Lowry são mais gerais e se aplicam a espécies em solventes diferentes da água e até mesmo em fase gasosa. Por exemplo, a reação entre ácido acético puro e amônia líquida onde ocorre a transferência de próton, abaixo no equilíbrio:



(o termo *am* significa que a espécie está dissolvida em amônia líquida).

Um exemplo de reação que ocorre com transferência de próton em sistema gasoso, é a reação entre cloreto de hidrogênio e amônia. O produto é um pó fino de cloreto de amônio:



Baseando-se no conceito que ácido é uma substância que doa próton e base uma substância que recebe, surgiu o conceito de pares conjugados em uma reação ácido-base subsidiados pela teoria ácido-base de Brønsted-Lowry:

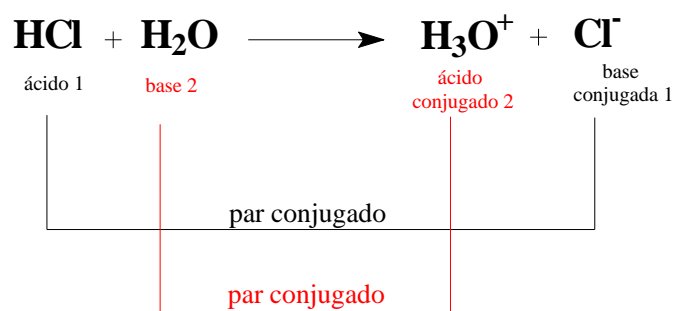
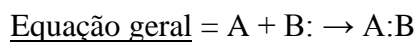


Figura 1. Representação de pares ácido e base conjugados para dissociação do ácido clorídrico.

Teoria de Lewis

G. N. Lewis estava preocupado com o par de elétrons livres em átomos, e a discussão no seu grupo de pesquisa geralmente enfocavam esse aspecto para explicar transformações químicas. Como consequência de sua teoria do par eletrônico para explicar essas transformações, elabora uma teoria em 1923 (OVERSBY, 1998). Considerava ácido toda substância capaz de receber um par eletrônico (A) e base substância capaz de doar um par eletrônico (B):

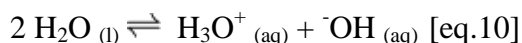


Em 1938, Lewis retorna ao tema ácido-base, apresentando uma conferência, onde especifica uma lista critérios a respeito do comportamento ácido-base:

- a) A reação entre um ácido e uma base (neutralização) ocorre de maneira rápida;
- b) Ácido e base podem ser titulados um com o outro utilizando-se indicadores para visualização;
- c) Ácidos e bases são capazes de atuarem como catalisadores;

Autoprotólise

Uma importante aplicação da Teoria de Brønsted-Lowry é considerar que uma mesma substância pode funcionar como ácido ou base. Por exemplo, na equação 3, vimos que uma molécula de água pode aceitar um próton de uma molécula de ácido (HCl) para formar um íon H_3O^+ , comportando-se como uma base. Entretanto, a molécula de água pode doar um próton a uma base (NH_3), tornando-se um íon OH^- comportando-se como ácido (equação 4). Essa característica é dita anfiprótica, ou seja, a mesma substância pode ser um doador ou receptor de prótons. Por esta característica, ocorre uma transferência de prótons entre as próprias moléculas de água (ATKINS, 2001). A reação pode ser representada abaixo:



Como a reação está acontecendo incessantemente entre as próprias moléculas de água que doam próton a outra igual, denomina-se autoprotólise. Como as ligações O-H são fortes, a fração de prótons transferida deve ser pequena. Escrevemos a constante de equilíbrio abaixo:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \text{ [eq.11]}$$

Utilizando o valor do K_w calculado no equilíbrio acima, na água pura a 25°C , podemos reescrever a constante. O valor das concentrações de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ tem valor experimental de $1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ (ATKINS, 2001):

$$K_w = [1,0 \times 10^{-7}] \times [1,0 \times 10^{-7}] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ [eq.12]}$$

Como as concentrações dos íons H_3O^+ e OH^- são muito pequenas em água pura, podemos imaginar um grau baixo de autoprotólise. A constante de equilíbrio é o produto da concentração dos íons, sendo o valor sempre igual a K_w . Podemos aumentar a concentração dos íons H_3O^+ , mas para manter o valor do produto dos íons a concentração OH^- decai mantendo o equilíbrio e assim vice-versa.

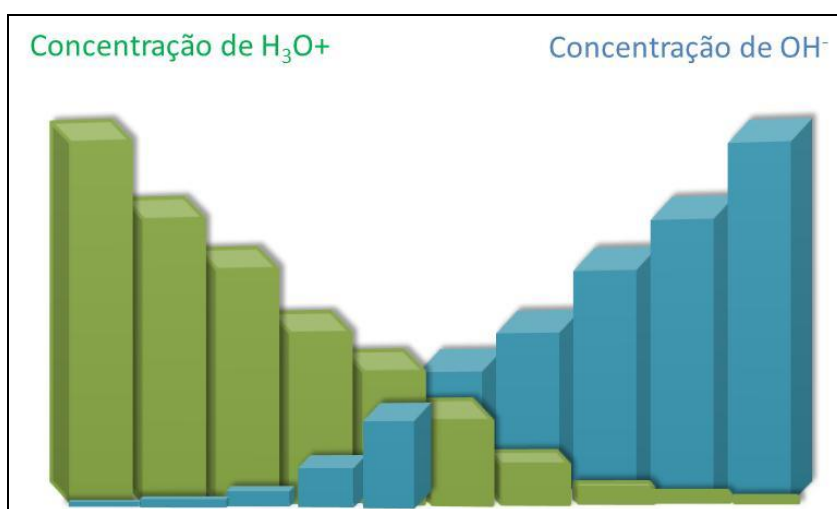


Figura 2: o produto das concentrações dos íons é constante. Portanto quando a concentração de um íon cresce a outra deve decrescer.

Escalas pH e de pOH

Até este momento, vimos, de modo qualitativo, que os íons hidrônio (H_3O^+) estão presentes na água e que a sua concentração em soluções ácidas ou básicas dependem da concentração do soluto. Agora vamos expressar quantitativamente essa concentração e observar como ela depende da concentração do ácido ou da base em solução. Uma dificuldade encontrada é que a concentração dos íons H_3O^+ pode variar em muitas ordens de grandeza nas soluções ($1,0 \times 10^{-1}$ até $1,0 \times 10^{-14}$ mol/L). Para evitar a lidar com uma extensa faixa de valores usou-se o inverso do logaritmo das concentrações, pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ [eq.13]}$$

Assim, o pH da água pura a 25°C com concentração de $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L de íons H_3O^+ é:

$$\text{pH} = -\log (1,0 \times 10^{-7}) = 7,0 \text{ [eq.14]}$$

Exercícios 2

Calcule o pH das soluções de HCl abaixo:

Solução A: $3,0 \times 10^{-5}$ mol/L pH=

Solução B: $4,0 \times 10^{-6}$ mol/L pH=

Solução C: $5,0 \times 10^{-3}$ mol/L pH=

Solução D: $2,0 \times 10^{-1}$ mol/L pH=

Monte uma escala de pH crescente, de acordo com os valores calculados acima.

Qual relação você consegue fazer entre a concentração das soluções de HCl e os valores de pH? Explique.

Não lidamos somente com soluções ácidas, existem também, as soluções de caráter básico. O mesmo procedimento foi utilizado, mas desta vez calculamos o pOH, em virtude da concentração de OH^- na solução:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \text{ [eq.15]}$$

Assim vimos que o pOH expressa a concentração de íons OH^- na solução, por exemplo, na água pura a 25°C temos ($1,0 \times 10^{-7}$ OH^-), ou seja o pOH também é 7.

Exercícios 3

Calcule o pH das soluções de NaOH abaixo:

Solução A: $1,0 \times 10^{-2}$ mol/L pOH=

Solução B: $3,4 \times 10^{-5}$ mol/L pOH=

Solução C: $2,7 \times 10^{-4}$ mol/L pOH=

Solução D: $3,0 \times 10^{-7}$ mol/L pOH=

Monte uma escala em ordem crescente de pOH de acordo com os valores calculados acima.

Qual relação você consegue fazer entre a concentração das soluções de NaOH e pOH? Explique.

Calculamos o pH e o pOH das soluções anteriormente. Mas será que existe uma relação entre eles? Podem ser usados para uma mesma solução?

Os valores de pH e pOH estão totalmente relacionados. Mas, para fazer esta relação, vamos utilizar a constante de autoprotólise da água, $K_w = [H_3O^+] \times [OH^-]$. Tomando-se o logaritmo e multiplicando por -1:

$$-\log [H_3O^+] \times -\log [OH^-] = -\log K_w \text{ [eq.16]}$$

Como $-\log$ de $K_w = 14$, teremos:

Assim temos: $pH \times pOH = pK_w$, que pode ser representado por:

$$pH \times pOH = 14 \text{ [eq.17]}$$

Isso mostra que pH e pOH possuem valores complementares, assim como as concentrações de H_3O^+ e OH^- nas soluções. Observando-se essas relações, propôs-se uma escala de pH que foi introduzida pelo dinamarquês Soren Soressen (1909) em seu

trabalho de controle de qualidade de cerveja. Como a maior parte das soluções utilizadas na Química tem pH de 0 a 14, por convenção, utilizou-se uma escala que cobria este intervalo. A água pura, por apresentar iguais concentrações de H_3O^+ e OH^- foi escolhida como padrão de neutralidade $\text{pH} = 7$, sendo que valores acima $\text{pH} = 7$ o meio está básico e valores abaixo de $\text{pH} = 7$ o meio está ácido, de acordo com a concentração de H_3O^+ ou OH^- na solução (ATKINS, 2001).

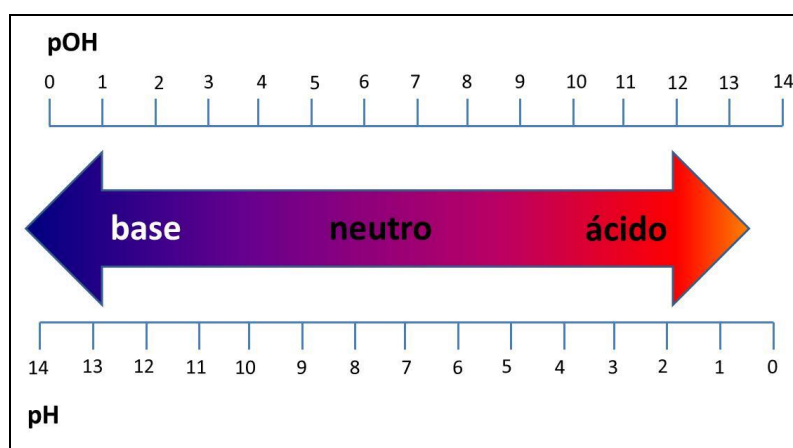


Figura 3: Escala de pH e pOH. Os números acima da seta representam valores de pOH e os números abaixo da seta representam valores de pH. A soma dos valores de pH e pOH é sempre 14.

Constantes de acidez e basicidade

Soluções de ácido da mesma concentração podem não apresentar o mesmo pH, assim como soluções de bases da mesma concentração podem não apresentar o mesmo pOH. Isto acontece porque os ácidos e as bases podem estar quase completamente dissociados em água ou pouco dissociados. Em outras palavras, os ácidos que se dissociam quase completamente em água são ácidos fortes e os ácidos que pouco se dissociam são ácidos fracos. Podemos aplicar este mesmo conceito para as bases.

Como ácidos e bases, em meio aquoso, dissociam-se em H_3O^+ e OH^- , formando pares conjugados que estão em equilíbrio (de acordo com Brønsted-Lowry) podemos montar as seguintes equações:

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ [eq. ionização do ácido acético]

$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ [eq. da ionização da amônia]

Utilizando as equações de dissociação, podemos elaborar uma constante de equilíbrio semelhante à elaborada no equilíbrio de autoprotólise da água, para a dissociação de bases e ácidos:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad K_b = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

K_a= Ácido acético

K_b=Amônia

O valor da constante experimental do ácido acético (K_a) é 1,8 x 10⁻⁵ a 25°C. Isto indica que uma pequena parte das moléculas deste ácido doam seus prótons em meio aquoso. Essa propriedade é comum para ácidos fracos. Sabemos, experimentalmente, que a constante da base NH₃ em meio aquoso (K_b) é 1,8 x 10⁻⁵ a 25°C, significando que uma pequena parte de suas moléculas aceita transferência de prótons, observado em bases fracas. Lidarmos com estes valores para comparar acidez e basicidade dos compostos seria uma tarefa complicada. Por isso aplicamos logaritmo, da mesma maneira que fizemos com os valores de concentração de [H₃O⁺] e [OH⁻]:

$$\text{pK}_a = -\log K_a \text{ [eq.18]}$$

$$\text{pK}_b = -\log K_b \text{ [eq.19]}$$

Exercícios 4

Calcule os valores de pK_a e pK_b dos ácidos e das bases das tabelas 1 e 2. Utilize para isto os valores de K_a e K_b fornecidos.

Tabela 3: Valores calculados de pKa a partir do Ka fornecido.

Compostos	Ka	pKa calculado
Ácido Fluorídrico (HF)	$Ka= 6,6 \times 10^{-4}$	
Ácido Fórmico (HCOOH)	$Ka= 6,2 \times 10^{-11}$	
Ácido Acético (CH ₃ COOH)	$Ka= 1,8 \times 10^{-5}$	
Ácido Cianídrico (HCN)	$Ka= 6,2 \times 10^{-10}$	

Tabela 4: Valores de pKb e calculados a partir do Kb fornecido.

Compostos	Kb	pKb calculado
Amônia (NH ₃)	$Kb= 1,8 \times 10^{-5}$	
Uréia CO(NH ₂) ₂	$Kb= 1,3 \times 10^{-14}$	
Nicotina (C ₁₀ H ₁₄ N ₂)	$Kb= 1,0 \times 10^{-6}$	
Anilina (C ₆ H ₅ NH ₂)	$Kb= 4,3 \times 10^{-10}$	

Utilizando os valores de pKa e pKb calculados, coloque os compostos da tabela 4 em ordem de acidez e basicidade, preenchendo assim, a tabela 5.

Tabela 5: Ordem de acidez e basicidade conforme valores de pKa e pKb

Ordem de acidez conforme pKa	Ordem de basicidade conforme pKb
-------------------------------------	---

Exercícios 5

Após preencher as tabelas acima, responda as questões abaixo:

Qual a relação que podemos fazer sobre o valor do pKa e a acidez do composto?
Qual sua relação com o Ka?

Qual relação que podemos fazer sobre o valor do pKb e a basicidade do composto? Qual sua relação com o Kb?

Dispondo somente do pKa de uma substância é possível afirmar alguma coisa sobre sua acidez e sua basicidade?

Fármacos e seu mecanismo de ação

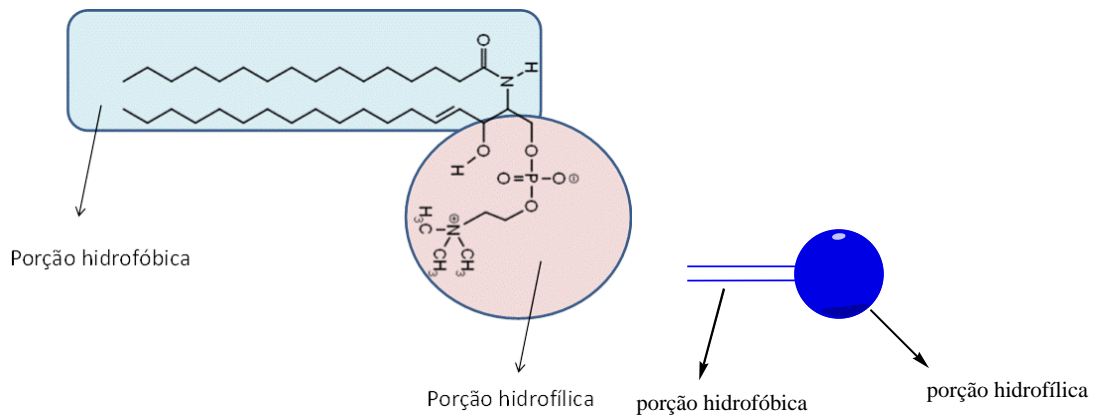
Os fármacos são, em sua maioria, substâncias orgânicas. Quando um fármaco é administrado, ou seja, quando uma pessoa faz uso de um medicamento, na maioria das vezes, é necessário que essa substância seja absorvida para chegar até a corrente sanguínea e ser transportada pelo sangue até o local onde o fármaco vai agir (BARREIRO, 2001).

Por exemplo, se uma pessoa faz uso de aspirina contra uma inflamação que tem no joelho, inicialmente ela ingere o comprimido que contém a substância que é o princípio ativo da aspirina, o ácido acetilsalicílico (AAS). Quando o comprimido chega ao tubo digestivo, ele será dissolvido e liberará o AAS. Essa substância deverá ser absorvida pelo tubo digestivo para ganhar a corrente sanguínea e chegar até o tecido inflamado do joelho, onde terá sua ação terapêutica (BARREIRO, 2001).

Para que um fármaco chegue ao seu local de ação, ele deverá ser capaz de atravessar a membrana das células do tubo digestivo (principalmente no intestino delgado, onde é mais absorvido). Para transpor essas membranas, a molécula do fármaco não poderá estar ionizada. Para entendermos isso devemos compreender como a membrana biológica é organizada (BARREIRO, 2001).

A membrana celular

A membrana celular é formada por fosfolípidos. Essas moléculas se caracterizam por apresentar uma parte hidrofílica e uma parte hidrofóbica em sua estrutura.

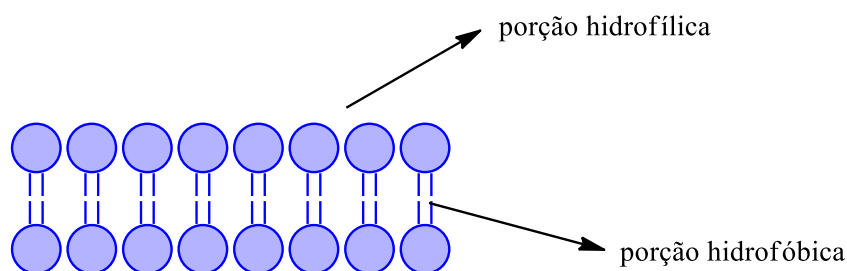


obs: cores meramente ilustrativas

Figura 4- Estrutura da esfingomielina. Um exemplo de fosfolipídeo que compõe a membrana celular. Em azul está marcada a porção hidrofóbica da molécula e em rosa, sua porção hidrofílica. Ao lado a representação simplificada de uma molécula de fosfolipídeo.

Na membrana celular, as moléculas dos fosfolipídios se agrupam formando uma camada dupla chamada bicamada lipídica. Assim essa bicamada possui duas porções distintas: uma porção hidrofílica e uma hidrofóbica.

A porção hidrofílica se localiza nas partes mais externas da bicamada (esferas). A porção hidrofóbica se localizada nas partes mais internas da bicamada (traços)

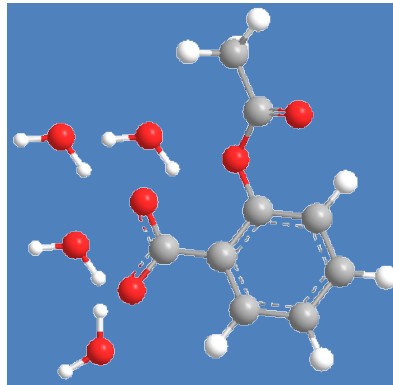


obs: cores meramente ilustrativas.

Figura 5 – Representação esquemática da bicamada lipídica

Vimos que os fármacos são capazes de transpor membranas em sua forma neutra, pois quando o fármaco está dentro do corpo humano em sua forma ionizada,

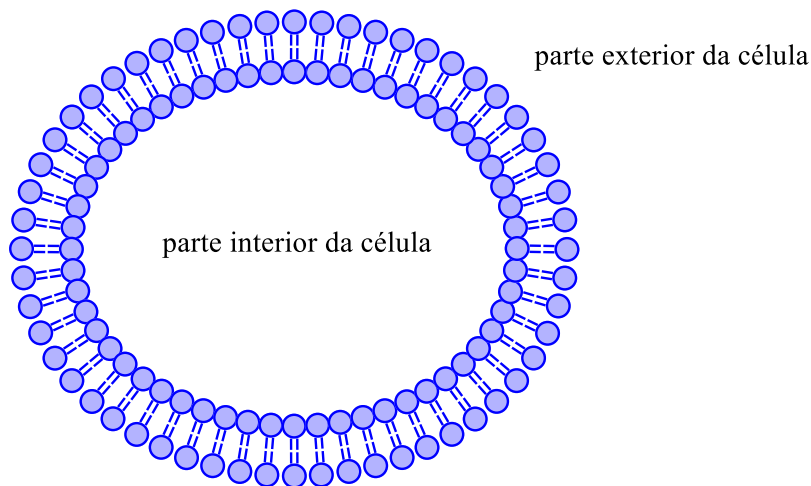
estará rodeado de moléculas de água. Um conceito químico bastante comum utilizado para essa situação é denominar o fármaco como solvatado..



obs: cores meramente ilustrativas

Figura 6 – representação em três dimensões da solvatação do ácido acetilsalicílico ionizado em um meio biológico.

O fármaco solvatado não transpõe membrana porque está rodeado de moléculas de água e isso aumenta muito seu volume e impede de atravessar a porção hidrofóbica da membrana celular.



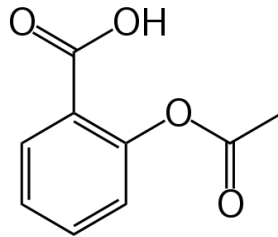
Obs: cores meramente ilustrativas.

Figura 7 – Representação esquemática de uma célula, destacando sua membrana como uma bicamada lipídica.

Exercícios 6

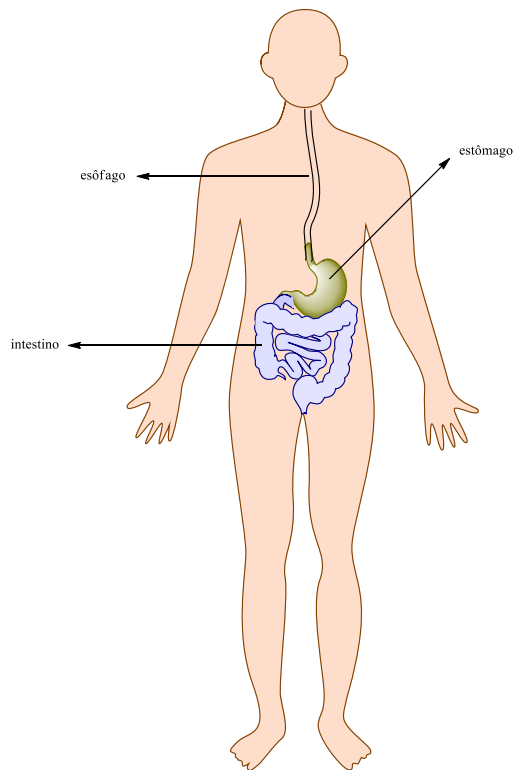
Observe a estrutura do AAS e seu valor de pKa abaixo:

Estrutura do AAS:



pKa: 3,5

- 1- Baseando-nos na estrutura e no pKa do (AAS), o que podemos afirmar sobre a acidez ou basicidade dessa substância? Justifique a sua resposta.
- 2- Imaginem, neste momento, que você ingeriu este medicamento. Observe a figura representativa do corpo humano:



pH na Boca e esôfago: próximo de 7

pH no estômago (local de baixa capacidade de absorção): 2 a 3

pH no intestino delgado (local de alta capacidade de absorção): próximo de 8.

Com base na figura acima e utilizando as informações de pH, responda as questões abaixo:

3- Ao passar pela boca e esôfago, pH neutro, (meio aquoso), qual forma podemos esperar do AAS de acordo com as teorias ácido-base? Utilize a teoria de Brønsted-Lowry para representar a forma na qual esperada para o AAS.

4- Represente qual a forma do AAS podemos esperar em sua passagem pelo estômago e intestino, com base no pH do meio e a acidez ou basicidade dessa substância.

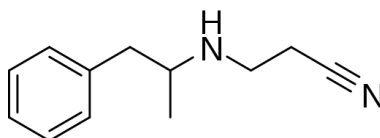
5- Qual o seu local preferencial de absorção o estômago ou o intestino delgado? Qual a importância do equilíbrio representado pelas setas, na absorção dessa substância pelo organismo? Justifique sua resposta com base nas representações acima e nas informações dadas sobre os Fármacos.

Aplicações do (AAS): um dos medicamentos mais famosos que utiliza como base o fármaco AAS é a Aspirina. Ela é utilizada no mundo para o alívio de febre e como anti-inflamatório. Como todo medicamento, deve ser utilizado com indicações médicas, pois o seu uso abusivo pode causar a perda de respiração pelo paciente.

Exercícios 7

Observe a estrutura da Anfetamina e seu valor de pKa abaixo:

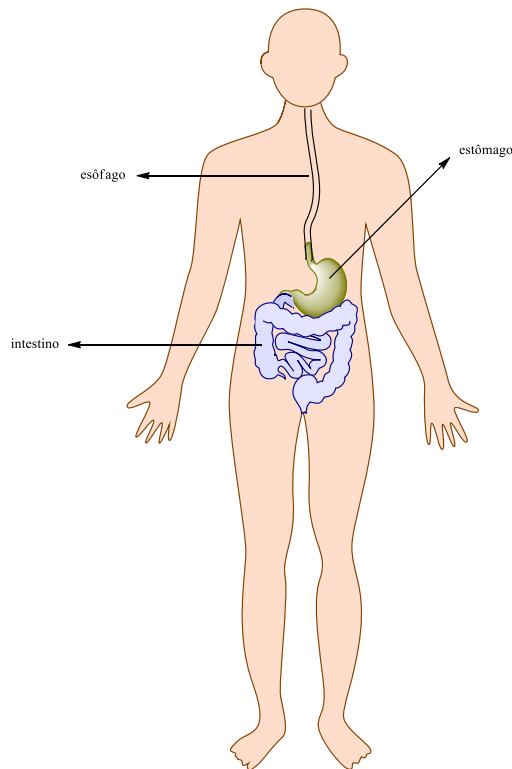
Estrutura da Anfetamina



pKa: 9,9

1- Baseando-nos na estrutura e no valor pKa da Anfetamina, o que podemos afirmar sobre a acidez ou basicidade dessa substância? Justifique a sua resposta.

2- Imagine, neste momento, que você ingeriu este medicamento. Observe a figura representativa do corpo humano:



pH na Boca e esôfago: próximo de 7

pH no estômago (local de baixa capacidade de absorção): 2 a 3

pH no intestino delgado (local de alta capacidade de absorção): próximo de 8.

Com base na figura acima, e utilizando as informações de pH, responda as questões abaixo:

3- Ao passar pela boca e esôfago, pH neutro (meio aquoso), qual forma podemos esperar do Anfetamina de acordo com as teorias ácido-base? Utilize a teoria de Brønsted-Lowry para justificar sua resposta e represente a forma na qual esperada para a Anfetamina.

4- Represente qual a forma da Anfetamina podemos esperar em sua passagem pelo estômago e intestino, com base no pH do meio e a acidez ou basicidade dessa substância.

5- Qual o seu local preferencial de absorção o estômago ou o intestino delgado? Qual a importância do equilíbrio representado pelas setas, na absorção dessa substância pelo organismo? Justifique sua resposta com base nas representações acima e nas informações dadas sobre os Fármacos.

Aplicações da Anfetamina: um dos medicamentos que utiliza como base o fármaco Anfetamina é o Fempropex. Ele foi muito utilizado no Brasil como emagrecedor. Como todo medicamento, deve ser utilizado com indicações médicas, pois o seu uso abusivo pode causar insônia, deixar a boca seca, taquicardia e ansiedade no paciente.

GLOSSÁRIO

Remédio – qualquer recurso que leva a uma melhora de uma moléstia ou doença (reza, conversa, chás, medicamentos e etc).

Medicamento- produto farmacêutico, tecnicamente obtido ou elaborado, com finalidade de prevenir, curar, ou melhorar o estado de uma doença.

Fármaco – é o princípio ativo de um medicamento

Hidrofílico – que possui afinidade pela água

Hidrofóbico – que não possui afinidade pela água

Membrana celular – é a membrana que recobre a célula e isola seus componentes (organelas) do meio exterior. Por ser fluida, permite a passagem de moléculas.

Tubo digestivo – também chamado sistema gastrointestinal. Se inicia na boca, passando pelo esôfago, estômago, intestino e termina no ânus.

Princípio ativo – é o componente do medicamento que possui a ação terapêutica, ou seja, a cura ou melhora de uma enfermidade, fármaco.

Molécula ionizada – molécula que possui carga efetiva positiva ou negativa.

Molécula neutra – molécula que não possui carga efetiva.

Fosfolípídeo – substância cuja estrutura é formada por uma porção derivada de fosfato e outra porção de cadeia de hidrocarboneto.

Hidrocarboneto – substâncias cuja estrutura molecular é formada apenas por átomos de carbono e hidrogênio.

Organoléptico – Características dos objetos que podem ser percebidas pelos sentidos humanos como, a cor, o brilho, o paladar, o cheiro, o gosto.

Material do Professor

O **Material do Professor** foi produzido com o objetivo de auxiliá-lo na condução da aula proposta no **Material do Aluno**. O material do aluno aborda inicialmente fatores relacionados à História da Química, dentro do contexto da classificação dos compostos nos conceitos de acidez e basicidade. A influência dessa característica é inserida no estudo da Química Orgânica aplicada a Absorção de Fármacos, na qual o aluno deverá analisar e conectar os conceitos de ambas. O objetivo principal deste material é revisar conceitos que deveriam ser claros para o aluno e aplicação do mesmo em um contexto do seu dia-a-dia.

O material do professor contém o material do aluno e (em itálico) as observações do seu material. Deve utilizá-lo para a condução da sua aula juntamente com observações que serão de extrema utilidade.

O material será dividido em duas partes: A primeira parte é uma revisão de conceitos das propriedades ácido-base. A segunda parte consiste na aplicação desses conceitos no contexto da Química Orgânica direcionada para a absorção de fármacos pelo organismo, facilitado pelo fato de ser um contexto do dia-a-dia do aluno o contato com medicamentos.

Segue, abaixo, a sequência do material e as observações pertinentes ao Professor.

1 Parte

Sempre que ligamos a televisão, nos deparamos com comerciais à cerca de *shampoo* com baixa acidez ou de pH neutro. Atualmente, pode-se observar o rótulo de alguns produtos que afirmam ter o pH controlado ou baixa acidez. Você alguma vez parou para pensar o que realmente significa esse pH “controlado”? Você acha que acidez elevada é prejudicial à saúde?

Os termos acidez e basicidade são utilizados atualmente para descrever propriedades, que, na maioria das vezes não se leva em consideração o real significado desses conceitos. Mas, compostos com essas propriedades não são novidade, pois a humanidade sempre procurou desvendar como manipulá-los.

A propriedade ácida ou básica dos compostos é estudada desde a antiguidade por alquimistas e químicos. Hoje sabemos que muitos compostos conhecidos pelo homem possuem essas características, (tabela 1 e tabela 2) esclarecendo, assim, a importância de conhecer seu comportamento (WARLEY, 2001).

Tabela 1. Compostos com caráter ácido e sua utilização no cotidiano.

Ácido	Utilização
Ácido Clorídrico HCl	Comercializado como ácido muriático, utilizado para limpeza de pisos e superfícies metálicas no processo de solda.
Ácido Sulfúrico H ₂ SO ₄	Usado na produção de fertilizantes, em soluções de baterias de automóveis e no refino de açúcar.
Ácido Fluorídrico HF	Aplicado na gravação de cristais de vidro.
Ácido Fosfórico H ₂ PO ₄	Usado na fabricação de fertilizantes, em indústrias de vidro e tinturaria, na produção de refrigerantes.

Tabela 2: Compostos com caráter básico utilizados no cotidiano.

Base	Utilização
Hidróxido de Sódio NaOH	Utilizado na fabricação de sabão, papel, celulose e corantes
Hidróxido de Cálcio Ca (OH) ₂	Formado pela dissolução de cal em água, é utilizado na preparação de argamassa e caiação.
Hidróxido de Magnésio Mg(OH) ₂	Usado em produtos farmacêuticos (antiácidos e laxante).
Amônio NH ₄ OH	Utilizado na produção de fertilizantes, explosivos, em produtos para remover crostas de gorduras e revelação de filmes fotográficos.

Os nomes dados a compostos com esse comportamento vieram da antiguidade e são usados até hoje:

Ácido: do latim *acidus*, significando azedo.

Álcali: do árabe *alqalyi*, significando cinzas vegetais.

Base: termo mais recente, introduzido pelo francês Duhamel Du Monceau em 1736, sendo depois adotado e popularizado por G.F. Rouelle 1754 (CHAGAS, 2000).

Essa classificação foi obtida por meio de experimentos realizados com diferentes compostos, observando suas principais características comuns. Vejamos abaixo um quadro que apresenta contextos históricos à cerca da classificação ácido-base:

Quadro 1: Contextos históricos da classificação ácido-base

<p>Plínio, o Velho célebre naturalista romano menciona em seus escritos, a caustificação da soda, ou seja, a reação entre carbonato de sódio natural hoje denominado (soda ou barrilha) e a cal (hidróxido de cálcio), em solução aquosa, precipitando carbonato de cálcio e ficando uma solução de hidróxido de sódio (soda caústica). A equação representativa é:</p> $\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{aq})} + \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{aq})} \rightarrow \text{CaCO}_{3(\text{s})} + 2\text{Na}^+_{(\text{aq})} + 2\text{OH}^-_{(\text{aq})}.$	<p>Robert Boyle, em 1664, publica, na Inglaterra o livro “<i>Experimental History of Colours</i>”, onde relata seu trabalho com as substâncias coloridas, cujas cores se alteram com a presença de ácidos ou álcalis. Dentre as substâncias que ele estuda estão o tornassol e o corante extraído do pau-brasil. Interessante que Boyle também publica estudos anteriores a sua pesquisa no seu livro.</p>
<p>Em 1754, Roulle, começa a utilizar o termo base, significando os álcalis (Na_2CO_3, K_2CO_3, NaOH), as terras (CaO, MgO) e os metais (Fe, Zn). As terras eram também denominadas <i>cales</i> ou <i>cais</i> (cal no singular).</p>	<p>W. Homberg, em 1699 realiza as primeiras tentativas de medir as quantidades relativas de ácidos e bases.</p> <p>C. Geoffroy realiza a primeira titulação em 1729.</p>
<p>Uma afirmação importante foi feita no Séc. XIX, por A. Ure, em 1823: “... não há um princípio (elemento) acidificador nem critério absoluto da escala de força entre os diferentes ácidos, acidez e alcalinidade dependem mais do modo como os constituintes estão combinados, do que da natureza dos constituintes em si”.</p>	<p>Em 1789, A. Lavoisier afirma que “o oxigênio é o princípio acidificante”. Em outras palavras, dizia que todo ácido deveria ter oxigênio.</p>
<p>W. Lewis utiliza, pela primeira vez, um indicador em uma titulação, em 1767. J. Liebig, em 1838, “ácidos são compostos de hidrogênio, nos quais o hidrogênio pode ser substituído por metais”.</p>	<p>C. Berthollet (1787), e depois H. Davy (1810), descreveram vários ácidos que não apresentavam oxigênio como HCN, H_2S, HCl.</p>

Exercícios 1

Observando o que está escrito no quadro 1, responda as perguntas abaixo:

1- O que podemos afirmar da sequência dos fatores históricos?

2- Qual importância você visualiza na publicação de Robert Boyle, de resultados obtidos por pesquisadores anteriores a ele?

Na tabela acima vemos descobertas da Química em diferentes épocas. Os acontecimentos foram colocados desordenadamente e alguns na mesma época para deixar claro ao aluno que a ciência é mutável e que um mesmo experimento pode ser realizado em diferentes partes do mundo por pesquisadores diferentes. A Natureza do Conhecimento Científico (termo usado para falar que a ciência é mutável e que um cientista não trabalha sozinho) fica evidente na tabela, onde também podemos voltar à atenção pelo fato de Lavoisier, que era um brilhante pesquisador, cometer falhas em sua afirmação e ser refutado por Davy, mostrando ao aluno que o cientista também comete falhas. O objetivo da primeira pergunta é verificar se o aluno conseguiu associar os fatos desordenados da tabela com a Natureza do Conhecimento Científico, a resposta esperada é que ele perceba diferentes fatos e diferentes épocas. A segunda pergunta enfatiza o fato de que o cientista necessita de resultados de outros pesquisadores, ou seja, trabalhar em conjunto porque a ciência não se realiza por um

indivíduo e neste caso foi de suma importância Boyle publicar esses dados para que outros cientistas no mundo, tomassem conhecimentos.

No quadro 1, estão apresentados uma série de experimentos e proposições realizados por cientistas em épocas diferentes. Munidos de todos esses dados e afirmações que abrangiam propriedades diferentes, os cientistas se depararam com um problema: como podemos caracterizar compostos diferentes a partir de todos esses experimentos e afirmações? Qual critério utilizar?

A partir desses dados coletados, os cientistas necessitavam de critérios específicos na classificação destes compostos, que possibilitassem serem compreendidos e aplicados em qualquer situação e contexto. Com essa finalidade, as teorias ácido-base como outras teorias se fez (e se faz) no sentido de procurar sistematizar e explicar o maior número possível de fenômenos observados, bem como prever novos fatos e resolver outros problemas químicos (CHAGAS, 2000).

Nesta etapa, o Professor deve deixar claro o papel da classificação ácido-base. Na maioria das vezes os alunos não compreendem o sentido da classificação ácido-base. Com base no quadro, isso se torna mais claro para aluno, o professor deve dar enfoque que, sem essa classificação, seria complicado fazer afirmações a respeito da Química em diferentes contextos, dado ao fato que cada pesquisador poderia trabalhar com um enfoque da característica desses compostos ácido-base. A classificação facilitou essa comunicação e, da mesma maneira que outras classificações (como os elementos da tabela periódica), facilitam a comunicação da comunidade científica.

Teorias Ácido Base

Teoria de Lavoisier – “ácidos são substâncias que contêm Oxigênio”

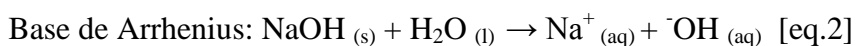
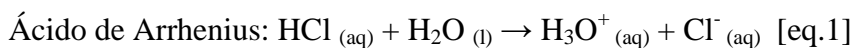
Inicialmente, à classificação dos compostos de caráter ácido-base baseou-se nas suas características organolépticas. Os ácidos eram classificados como compostos de sabor azedo (o vinagre como exemplo, por causa do ácido acético) e por provocarem

queimaduras em contato com a pele (ácido muriático, por exemplo). As bases classificadas como compostos escorregadios (devido a produção de sabão a partir de NaOH) e de sabor amargo. Com o objetivo de compreender a origem das queimaduras provocadas pelos ácidos, Lavoisier afirma nesta época que “o princípio acidificante dos ácidos era o elemento oxigênio”, portanto deveriam contê-lo em sua estrutura.

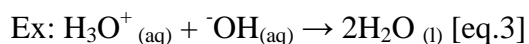
Neste momento deve ficar claro para o aluno que a ciência não está longe do seu dia-a-dia e que classificações baseadas em características organolépticas utilizadas por eles, também foram utilizadas por cientistas brilhantes. As previsões foram realizadas com objetivo de explicar os fenômenos e que, muitas vezes erradas, serviram de base para o desenvolvimento posterior de um conhecimento de extrema importância.

Teoria de Arrhenius

Esta teoria surgiu de uma série de pesquisas: a primeira, realizada por Raoult para medir o ponto de congelamento do ácido etanóico e a segunda, por Arrhenius, nas medidas de condutividade de uma série de soluções. Ambas as pesquisas apontavam para o modelo de dissociação em íons. Os ácidos fracos foram definidos como sendo dificilmente dissociados em íons, e ácidos fortes foram descritos como quase totalmente dissociados (OVERSBY, 1998). Pesquisas posteriores apontaram que ácidos são substâncias que, em água, produzem íons (H_3O^+) e bases são substâncias que produzem íons (OH^-):



A neutralização seria uma reação entre estas suas espécies iônicas produzindo em água:

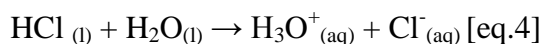


Esta teoria permitiu o desenvolvimento de várias linhas de pesquisas científicas na Química: como a determinação da constante de dissociação da água e o conceito de potencial hidrogeniônico (pH) por Sorensen, em 1909. Apesar de sua grande contribuição, essa teoria se mostrou restrita a água sendo ineficaz para explicar as propriedades dessas substâncias em outros solventes (CHAGAS, 2000).

Teoria de Brønsted e Lowry

Foi proposta em 1923, independente por G. Lewis (EUA), T. Lowry (Inglaterra) e J. Brønsted (Dinamarca). Nesta teoria, ácido é um doador de prótons (H^+) e base uma receptora de prótons (H^+) (CHAGAS, 2000).

Ácido de Brønsted e Lowry:

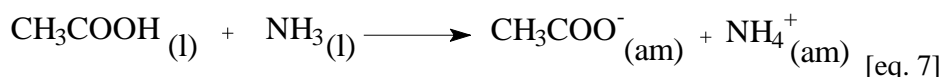


Base de Brønsted e Lowry:



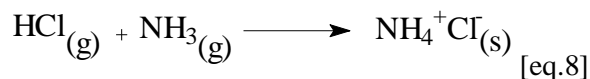
A reação de neutralização seria uma transferência de prótons entre um ácido e uma base: $H_3O^+_{(aq)} + ^-OH_{(aq)} \rightarrow 2 H_2O_{(l)}$ [eq.6]

Enquanto as definições de Arrhenius se limitam a soluções em água, as definições de Brønsted-Lowry de ácido-base são mais gerais e se aplicam a espécies em solventes diferentes da água e até mesmo em fase gasosa. Por exemplo, a reação entre ácido acético puro e amônia líquida onde ocorre a transferência de próton, abaixo no equilíbrio:



(o termo *am* significa que a espécie está dissolvida em amônia líquida).

Um exemplo de reação que ocorre com transferência de próton em sistema gasoso, é a reação entre cloreto de hidrogênio e amônia. O produto é um pó fino de cloreto de amônio:



Baseando-se no conceito que ácido é uma substância que doa próton e base uma substância que recebe, surgiu o conceito de pares conjugados em uma reação ácido-base subsidiados pela teoria ácido-base de Brønsted-Lowry:

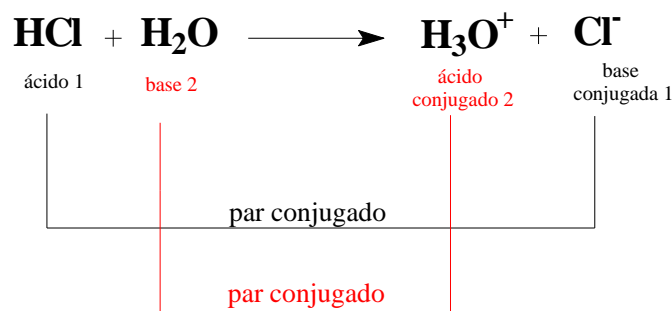
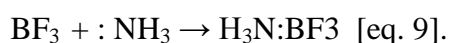
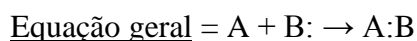


Figura 1. Representação de pares ácido e base conjugados para dissociação do ácido clorídrico.

Teoria de Lewis

G. N. Lewis estava preocupado com o par de elétrons livres em átomos, e a discussão no seu grupo de pesquisa geralmente enfocavam esse aspecto para explicar transformações químicas. Como consequência de sua teoria do par eletrônico para explicar essas transformações, elabora uma teoria em 1923, com a atenção focada agora para o comportamento da base e não somente do ácido (OVERSBY, 1998). Considerava ácido toda substância capaz de receber um par eletrônico (A) e base substância capaz de doar um par eletrônico (B):



Em 1938, Lewis retorna ao tema ácido-base, apresentando uma conferência, onde especifica uma lista critérios a respeito do comportamento ácido-base:

- a) A reação entre um ácido e uma base (neutralização) ocorre de maneira rápida;
- b) Acido e bases podem ser titulados um com o outro utilizando-se indicadores para visualização.
- c) Ácidos e bases são capazes de atuarem como catalisadores.

Nesta conferência, Lewis reúne observações em diferentes épocas, causando um desenvolvimento posterior em vários campos da Química Orgânica, Inorgânica e outras áreas da Química, isto porque o conhecimento é integrado, somente dividido em etapas para facilitar o aprendizado. Como podemos observar as teorias são uma evolução do conhecimento das propriedades desses compostos ácidos ou básicos, apresentadas no quadro 1. Uma teoria engloba a outra, não sendo descartada, e ser utilizada em seu contexto de abrangência. Abaixo encontra-se um diagrama que simplifica o que foi dito anteriormente.

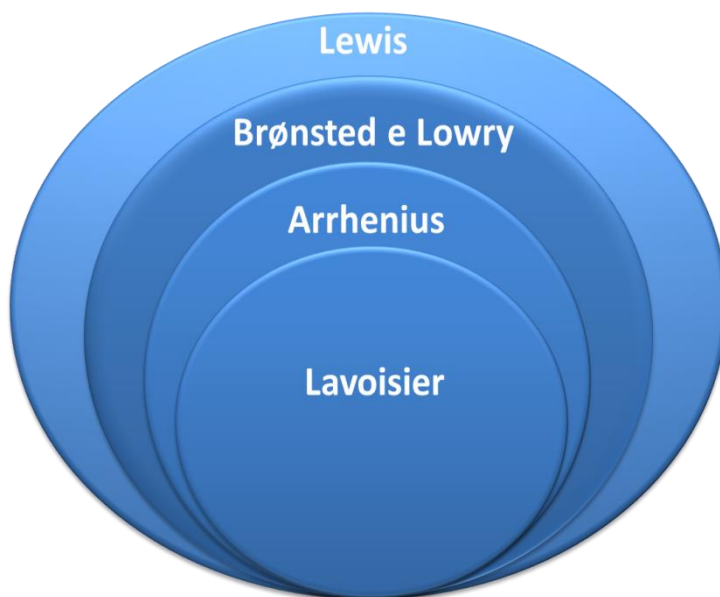
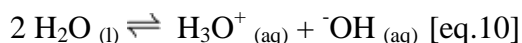


Figura 1a: Diagrama de Veen mostrando as relações conceituais entre teorias – Adaptado de CHAGAS, 2000.

Autoprotólise

Uma importante aplicação da Teoria de Brønsted-Lowry é considerar que uma mesma substância pode funcionar como ácido ou base. Por exemplo, na equação 3, vimos que uma molécula de água pode aceitar um próton de uma molécula de ácido (HCl) para formar um íon H_3O^+ , comportando-se como uma base. Entretanto, a molécula de água pode doar um próton a uma base (NH_3), tornando-se um íon OH^- comportando-se como ácido (equação 4). Essa característica é dita anfiprótica, ou seja, a mesma substância pode ser um doador ou aceptor de prótons. Por esta característica, ocorre uma transferência de prótons entre as próprias moléculas de água (ATKINS, 2001). A reação pode ser representada abaixo:



Como a reação está acontecendo incessantemente entre as próprias moléculas de água que doam próton a outra igual, denomina-se autoprotólise. Como as ligações O-H são fortes, a fração de prótons transferida deve ser pequena. Escrevemos a constante de equilíbrio abaixo:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \text{ [eq.11]}$$

Utilizando o valor do K_w calculado no equilíbrio acima, na água pura a 25°C , podemos reescrever a constante. O valor das concentrações de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ tem valor experimental de $1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ (ATKINS, 2001):

$$K_w = [1,0 \times 10^{-7}] \times [1,0 \times 10^{-7}] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ [eq.12]}$$

Como as concentrações dos íons H_3O^+ e OH^- são muito pequenas em água pura, podemos imaginar um grau baixo de autoprotólise. A constante de equilíbrio é o produto da concentração dos íons, sendo o valor sempre igual a K_w . Podemos aumentar a concentração dos íons H_3O^+ , mas para manter o valor do produto dos íons a concentração OH^- decai mantendo o equilíbrio e assim vice-versa.

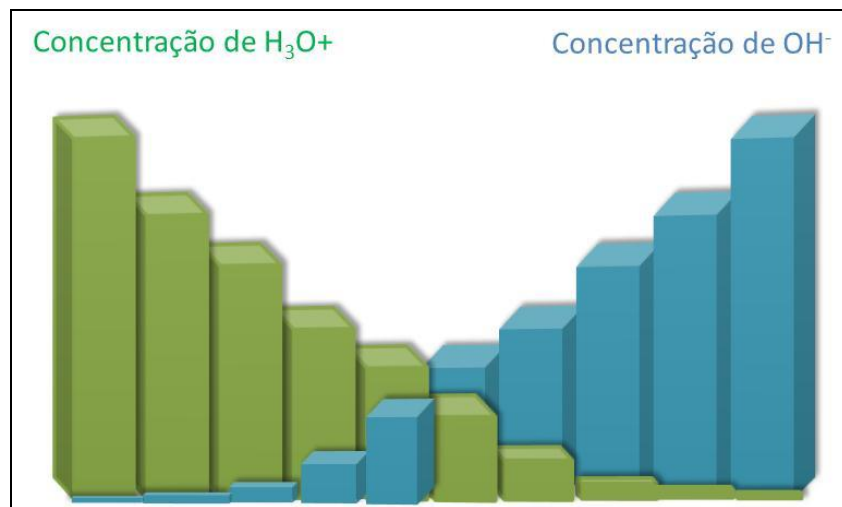


Figura 2: o produto das concentrações dos íons é constante. Portanto quando a concentração de um íon cresce a outra deve decrescer.

Escalas pH e de pOH

Até este momento, vimos, de modo qualitativo, que os íons hidrônio (H_3O^+) estão presentes na água e que a sua concentração em soluções ácidas ou básicas dependem da concentração do soluto. Agora vamos expressar quantitativamente essa concentração e observar como ela depende da concentração do ácido ou da base em solução. Uma dificuldade encontrada é que a concentração dos íons H_3O^+ pode variar em muitas ordens de grandeza nas soluções ($1,0 \times 10^{-1}$ até $1,0 \times 10^{-14}$ mol/L). Para evitar a lidar com uma extensa faixa de valores usou-se o inverso do logaritmo das concentrações, pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ [eq.13]}$$

Assim, o pH da água pura a 25°C com concentração de $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L de íons H_3O^+ é:

$$\text{pH} = -\log (1,0 \times 10^{-7}) = 7,0 \text{ [eq.14]}$$

Exercícios 2

Calcule o pH das soluções de HCl abaixo:

Solução A: $3,0 \times 10^{-5}$ mol/L	pH= 4,52
Solução B: $4,0 \times 10^{-6}$ mol/L	pH= 5,39
Solução C: $5,0 \times 10^{-3}$ mol/L	pH= 2,30
Solução D: $2,0 \times 10^{-2}$ mol/L	pH= 1,69

Monte uma escala de pH crescente, de acordo com os valores calculados acima.

Escala de pH com valores crescentes: 1,69; 2,30; 4,52; 5,39;.

Qual relação você consegue fazer entre a concentração das soluções de HCl e os valores de pH? Explique.

Observamos que a concentração influencia no valor de pH da solução. À medida que diminui a concentração da solução de HCl o pH aumenta tornando a solução HCl menos ácida. Isto é condizente com as classificações ácido-base vista anteriormente, pois com uma concentração menor existem menos íons hidrônio disponíveis diminuindo dessa maneira a acidez das soluções.

Não lidamos somente com soluções ácidas, existem também, as soluções de caráter básico. O mesmo procedimento foi utilizado, mas desta vez calculamos o pOH, em virtude da concentração de OH⁻ na solução:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \text{ [eq.15]}$$

Assim vimos que o pOH expressa a concentração de íons OH⁻ na solução, por exemplo, na água pura a 25°C temos ($1,0 \times 10^{-7}$ OH⁻), ou seja o pOH também é 7.

Exercícios 3

Calcule o pH das soluções de NaOH abaixo:

Solução A: $1,0 \times 10^{-2}$ mol/L	pOH= 2,00
Solução B: $3,4 \times 10^{-5}$ mol/L	pOH= 4,46
Solução C: $2,7 \times 10^{-4}$ mol/L	pOH= 3,56
Solução D: $3,0 \times 10^{-7}$ mol/L	pOH= 6,52

Monte uma escala em ordem crescente de pOH de acordo com os valores calculados acima.

Escala de pH de acordo com os valores, em ordem crescente: 2,00; 3,56; 4,46; 6,52

Qual relação você consegue fazer entre a concentração das soluções de NaOH e pOH? Explique.

Observamos que a concentração influencia no valor de pOH da solução. À medida que diminuí a concentração da solução de NaOH o pOH aumenta tornando a solução NaOH menos básica. Isto é condizente com as classificações ácido-base vista anteriormente, pois com uma concentração menor existirão menos íons hidrônio disponíveis diminuindo dessa maneira a basicidade das soluções.

Calculamos o pH e o pOH das soluções anteriormente. Mas será que existe uma relação entre eles? Podem ser usados para uma mesma solução?

As escalas acima foram produzidas no sentido de padronizar a classificação das soluções e dos compostos. Deve ficar claro para o aluno, que quanto maior a concentração de H_3O^+ na solução menor será o valor de pH. Quanto maior a concentração de OH^- , menor será o valor de pOH tornando a solução mais básica. Os conceitos de pH e pOH devem ficar claros e a influência da concentração das soluções deve ser enfatizada. A escala produzida pelos alunos se assemelha ao critério utilizado para produzir a escala de pH. Produzir uma escala dessa todas as vezes que fosse preciso verificar o pH das soluções para classificá-las como ácidas ou básicas seria um enorme trabalho. Aqui deixamos claro para os aluno a utilidade de termos uma escala

de pH, como a construída por Soressen (que será apresentada neste material posteriormente).

Os valores de pH e pOH estão totalmente relacionados. Mas, para fazer esta relação, vamos utilizar a constante de autoprotólise da água, $K_w = [H_3O^+] \times [OH^-]$. Tomando-se o logaritmo e multiplicando por -1:

$$-\log [H_3O^+] \times -\log [OH^-] = -\log K_w \text{ [eq.16]}$$

Como $-\log$ de $K_w = 14$, teremos:

Assim temos: $pH \times pOH = pK_w$, que pode ser representado por:

$$pH \times pOH = 14 \text{ [eq.17]}$$

Isso mostra que pH e pOH possuem valores complementares, assim como as concentrações de H_3O^+ e OH^- nas soluções. Observando-se essas relações, propôs-se uma escala de pH que foi introduzida pelo dinamarquês Soren Soressen (1909) em seu trabalho de controle de qualidade de cerveja. Como a maior parte das soluções utilizadas na Química tem pH de 0 a 14, por convenção, utilizou-se uma escala que cobria este intervalo. A água pura, por apresentar iguais concentrações de H_3O^+ e OH^- foi escolhida como padrão de neutralidade $pH = 7$, sendo que valores acima $pH = 7$ o meio está básico e valores abaixo de $pH = 7$ o meio está ácido, de acordo com a concentração de H_3O^+ ou OH^- na solução (ATKINS, 2001).

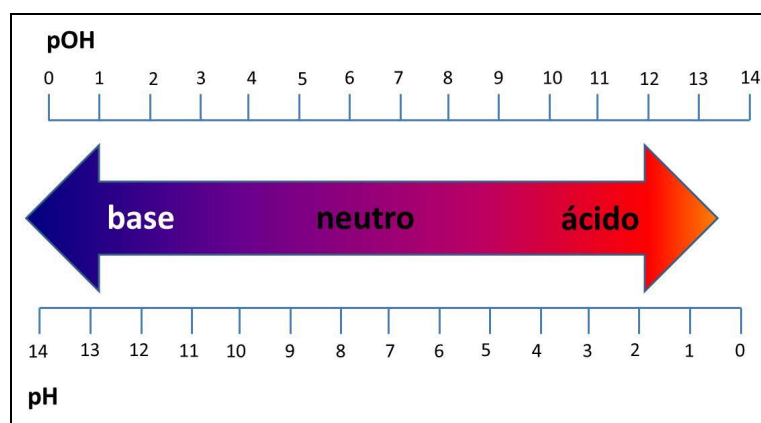
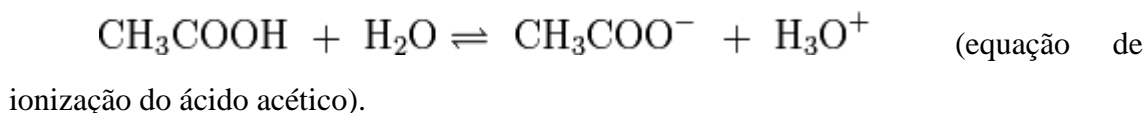


Figura 3: Escala de pH e pOH. Os números acima da seta representam valores de pOH e os números abaixo da seta representam valores de pH. A soma dos valores de pH e pOH é sempre 14

Constantes de acidez e basicidade

Soluções de ácido da mesma concentração podem não apresentar o mesmo pH, assim como soluções de bases da mesma concentração podem não apresentar o mesmo pOH. Isto acontece porque os ácidos e as bases podem estar quase completamente dissociados em água ou pouco dissociados. Em outras palavras, os ácidos que se dissociam quase completamente em água são ácidos fortes e os ácidos que pouco se dissociam são ácidos fracos. Podemos aplicar este mesmo conceito para as bases.

Como ácidos e bases, em meio aquoso, dissociam-se em H_3O^+ e OH^- , formando pares conjugados que estão em equilíbrio (de acordo com Brønsted-Lowry) podemos montar as seguintes equações:



Utilizando as equações de dissociação, podemos elaborar uma constante de equilíbrio semelhante à elaborada no equilíbrio de autoprotólise da água, para a dissociação de bases e ácidos:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad K_b = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

K_a = Ácido acético

K_b = Amônia

O valor da constante experimental do ácido acético (K_a) é $1,8 \times 10^{-5}$ a 25°C . Isto indica que uma pequena parte das moléculas deste ácido doam seus prótons em meio aquoso. Essa propriedade é comum para ácidos fracos. Sabemos, experimentalmente, que a constante da base NH_3 em meio aquoso (K_b) é $1,8 \times 10^{-5}$ a 25°C , significando que

uma pequena parte de suas moléculas aceita transferência de prótons, observado em bases fracas. Lidarmos com estes valores para comparar acidez e basicidade dos compostos seria uma tarefa complicada. Por isso aplicamos logaritmo, da mesma maneira que fizemos com os valores de concentração de $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$:

$$pK_a = -\log K_a \text{ [eq.18]}$$

$$pK_b = -\log K_b \text{ [eq.19]}$$

Exercícios 4

Calcule os valores de pK_a e pK_b dos ácidos e das bases das tabelas 1 e 2. Utilize para isto os valores de K_a e K_b fornecidos.

Tabela 3: Valores calculados de pK_a a partir do K_a fornecido.

Compostos	K_a	pK_a calculado
Ácido Fluorídrico (HF)	$K_a = 6,6 \times 10^{-4}$	3,18
Ácido Fórmico (HCOOH)	$K_a = 1,77 \times 10^{-4}$	3,75
Ácido Acético (CH ₃ COOH)	$K_a = 1,8 \times 10^{-5}$	4,74
Ácido Cianídrico (HCN)	$K_a = 6,2 \times 10^{-10}$	9,20

Tabela 4: Valores de pKb e calculados a partir do Kb fornecido.

Compostos	Kb	pKb calculado
Amônia (NH ₃)	Kb= 1,8 x 10 ⁻⁵	4,74
Uréia CO(NH ₂) ₂	Kb= 1,3 x10 ⁻¹⁴	13,88
Nicotina (C ₁₀ H ₁₄ N ₂)	Kb= 1,0 x10 ⁻⁶	6,00
Anilina (C ₆ H ₅ NH ₂)	Kb= 4,3 x10 ⁻¹⁰	9,36

Utilizando os valores de pKa e pKb calculados, coloque os compostos da tabela 4 em ordem de acidez e basicidade crescente, preenchendo assim, a tabela 5.

Tabela 5: Ordem de acidez e basicidade conforme valores de pKa e pKb.

Ordem de acidez conforme pKa	Ordem de basicidade conforme pKb
10,20	13,88
9,20	9,36
4,74	6,00
3,18	4,74

Exercícios 5

Responda as questões abaixo:

Qual a relação que podemos fazer sobre o valor do pKa e a acidez do composto?

Qual sua relação com o Ka?

De acordo com as tabelas preenchidas podemos observar a relação de pK_a com a acidez do composto, a medida que o valor de pK_a aumenta, a acidez do composto diminui. A sua relação com o K_a é visível, sendo o composto que apresenta maior valor de K_a tem o menor valor de pK_a sendo assim classificado como o mais ácido. Podemos ver que a relação dos dois nas tabelas preenchidas anteriormente.

Qual relação que podemos fazer sobre o valor do pK_b e a basicidade do composto? Qual sua relação com o K_b ?

De acordo com as tabelas preenchidas podemos observar a relação de pK_b com a basicidade do composto, a medida que o valor de pK_b aumenta, a basicidade do composto diminui. A sua relação com o K_b é visível, sendo o composto que apresenta maior valor de K_b tem o menor pK_b , sendo assim classificado como o mais básico. Podemos ver que a relação dos dois nas tabelas preenchidas anteriormente.

Dispondo somente do pK_a de uma substância é possível afirmar alguma coisa sobre o comportamento de acidez ou basicidade?

Sabendo-se o pK_a de uma substância é possível presumir o comportamento básico ou ácido dela, pois, nas tabelas preenchidas anteriormente, vimos que a acidez decresce com o aumento do pK_a . Assim de uma substância com um pK_a elevado espera-se propriedades de uma base.

2 Parte

Fármacos e seu mecanismo de ação

Os fármacos são, em sua maioria, substâncias orgânicas. Quando um fármaco é administrado, ou seja, quando uma pessoa faz uso de um medicamento, na maioria das vezes, é necessário que essa substância seja absorvida para chegar até a corrente sanguínea e ser transportada pelo sangue até o local onde o fármaco vai agir (BARREIRO, 2001).

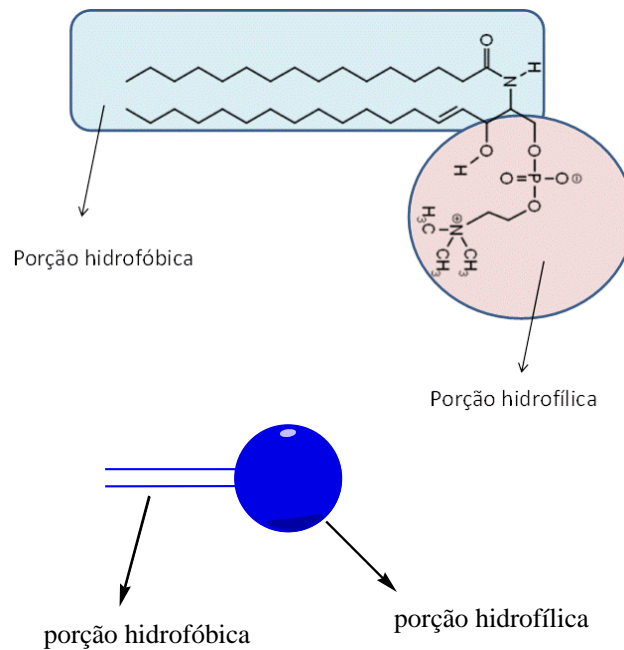
Por exemplo, se uma pessoa faz uso de aspirina contra uma inflamação que tem no joelho, inicialmente ela ingere o comprimido que contém a substância que é o princípio ativo da aspirina, o ácido acetilsalicílico (AAS). Quando o comprimido chega ao tubo digestivo, ele será dissolvido e liberará o AAS. Essa substância deverá ser absorvida pelo tubo digestivo para ganhar a corrente sanguínea e chegar até o tecido inflamado do joelho, onde terá sua ação terapêutica (BARREIRO, 2001).

Nessa etapa o professor deve deixar claro que o comprimido contém o princípio ativo em uma determinada porcentagem (sendo esse princípio ativo o ácido acetilsalicílico e não a aspirina), e que dissolução em meio aquoso irá liberar a substância responsável pela ação de desinflamar o joelho. Isto implica em um fator de extrema importância no momento de planejamento de fármacos para ação medicamentosa, sua solubilidade em meio aquoso (preferencialmente água), o que faz toda a diferença na eficácia deste no organismo.

Para que um fármaco chegue ao seu local de ação, ele deverá ser capaz de atravessar a membrana das células do tubo digestivo (principalmente no intestino delgado, onde é mais absorvido). Para transpor essas membranas, a molécula do fármaco não poderá estar ionizada. Para entendermos isso devemos compreender como a membrana biológica é organizada (Barreiro, 2001).

A membrana celular

A membrana celular é formada por fosfolípidos. Essas moléculas se caracterizam por apresentar uma parte hidrofílica e uma parte hidrofóbica em sua estrutura.

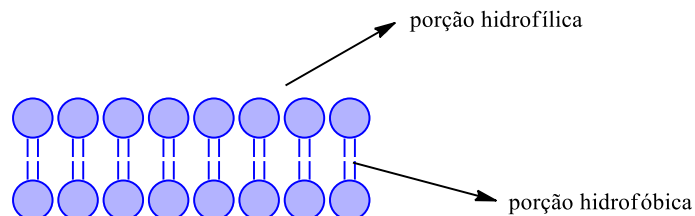


obs: cores meramente ilustrativas

Figura 4- Estrutura da esfingomielina. Um exemplo de fosfolípídeo que compõe a membrana celular. Em azul está marcada a porção hidrofóbica da molécula e em rosa, sua porção hidrofílica. Ao lado a representação simplificada de uma molécula de fosfolípídeo.

Na membrana celular, as moléculas dos fosfolípídios se agrupam formando uma camada dupla chamada bicamada lipídica. Assim, essa bicamada possui duas porções distintas: uma porção hidrofílica e uma hidrofóbica.

A porção hidrofílica se localiza nas partes mais externas da bicamada (esferas). A porção hidrofóbica se localiza nas partes mais internas da bicamada (traços)

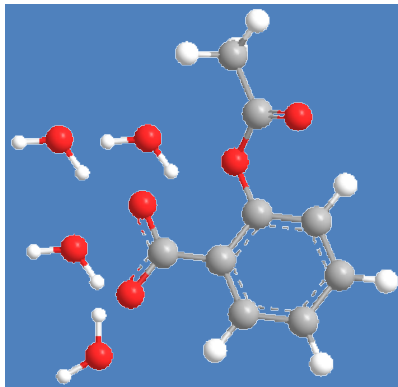


obs: cores meramente ilustrativas.

Figura 5 – Representação esquemática da bicamada lipídica

Vimos que os fármacos são capazes de transpor membranas em sua forma não ionizada, pois quando o fármaco está dentro do corpo humano em sua forma ionizada, estará rodeado de moléculas de água. Um conceito químico bastante comum utilizado para essa situação é denominar o fármaco como solvatado.

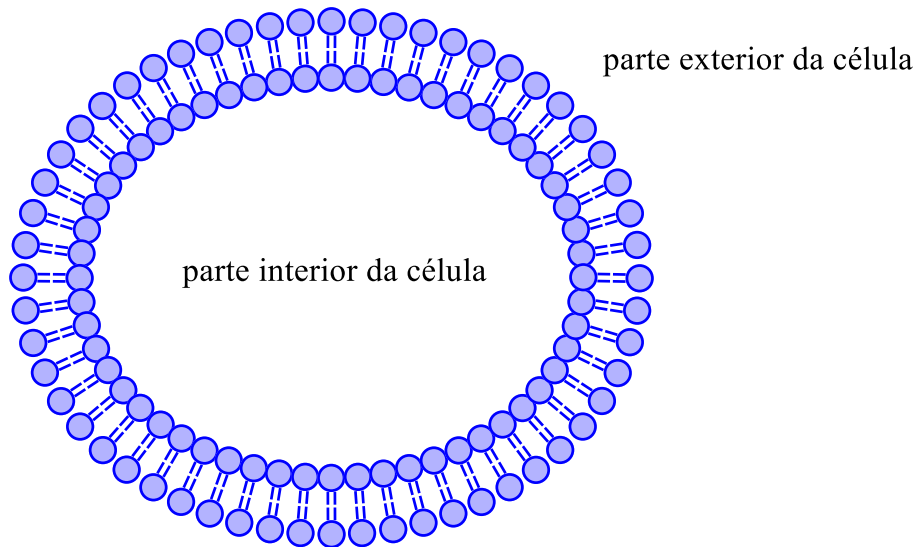
Nessa etapa cabe ao professor ressaltar a interação entre a Biologia e a Química, pois um dos temas abordados no ensino médio na Biologia são a composição das membranas celulares e sua semi-permeabilidade. O aluno no ensino médio estuda que todas as células humanas têm uma camada protetora do meio externo e essa representação encontra-se descrita na figura acima. Seria importante também ressaltar aos alunos que os fármacos são substâncias de caráter ácido ou básico, e partindo-se disso podem sofrer efeitos do meio no seu caminho até ser absorvido pelo organismo.



obs: cores meramente ilustrativas

Figura 6 – representação em três dimensões da solvatação do ácido acetilsalicílico ionizado em um meio biológico.

O fármaco solvatado não transpõe membrana porque está rodeado de moléculas de água e isso aumenta muito seu volume e impede de atravessar a porção hidrofóbica da membrana celular.



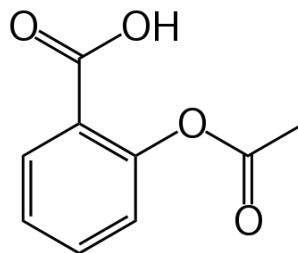
Obs: cores meramente ilustrativas.

Figura 7 – Representação esquemática de uma célula, destacando sua membrana como uma bicamada lipídica.

Exercícios 6

Observe a estrutura do AAS e seu valor de pKa abaixo:

Estrutura do AAS:



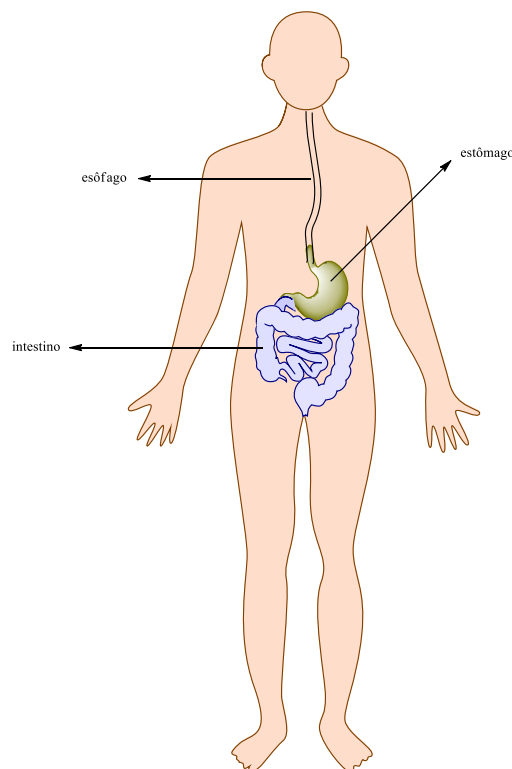
pKa: 3,5

1- Baseando-nos na estrutura e no pKa do (AAS), o que podemos afirmar sobre a acidez ou basicidade dessa substância? Justifique a sua resposta.

Com base no pKa do AAS e observando umas das funções químicas desta substância (ácido carboxílico), o aluno terá em suas mãos ferramentas necessárias para afirmar

que essa substância possui propriedade ácida. O professor deve chamar atenção para a função ácido carboxílico nesta substância, e o valor do pK_a como base para afirmações a respeito do seu comportamento. Como o aluno calculou anteriormente valores de pK_a e montou uma escala de acidez conforme seu valor, o valor do pK_a baixo permite concluir que se trata de uma substância de comportamento ácido. Conforme seu valor, o aluno tem condições de opinar a respeito da acidez do AAS.

2- Imaginem, neste momento, que você ingeriu este medicamento. Observe a figura representativa do corpo humano:



pH na Boca: próximo de 7.

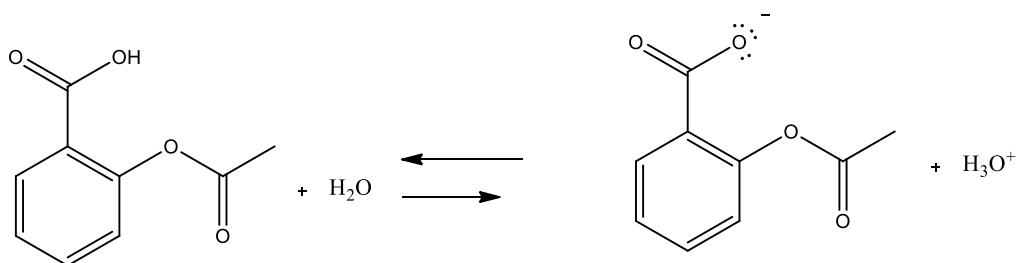
pH no estômago (local de baixa capacidade de absorção): 2 a 3

pH no intestino delgado (local de alta capacidade de absorção): próximo de 8.

Com base na figura acima e utilizando as informações de pH, responda as questões abaixo:

3- Ao passar pela boca, pH neutro (meio aquoso), qual forma podemos esperar do AAS de acordo com as teorias ácido-base? Utilize a teoria de Brønsted-Lowry e represente a forma na qual é esperada para o AAS.

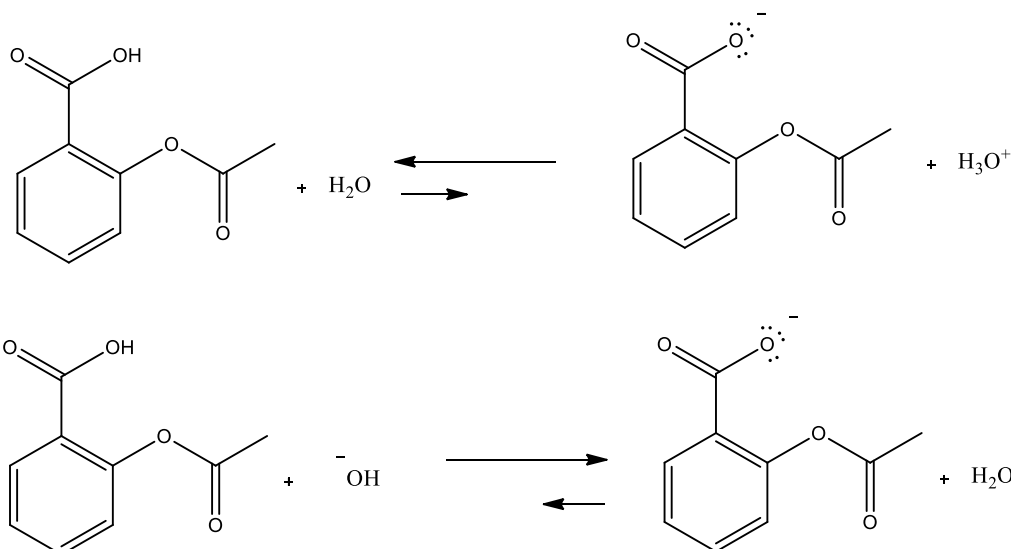
Os alunos, nessa etapa, tem conhecimento suficiente para representar as estruturas do AAS em meio aquoso, relacionando-as com o pH do meio. Baseando-se nas teorias apresentadas inicialmente no material, são capazes de relacionar a dissociação dessa substância com a teoria de Brønsted-Lowry ou outra teoria apresentada no material. A escolha da teoria de Brønsted-Lowry como representação foi no sentido de nortear a questão, mas o professor tem total liberdade para pedir o mesmo para outras teorias. Deve ficar claro a questão do equilíbrio entre a forma ionizada e não ionizada. Apesar de o valor do K_a ser baixo, estando em um meio que tem um pH neutro, predomina a forma não ionizada do AAS.



4- Represente qual a forma do AAS podemos esperar em sua passagem pelo estômago e intestino, com base no pH do meio e a acidez ou basicidade dessa substância.

O aluno representará as duas formas do AAS, no meio ácido que deve predominar a sua forma não ionizada. No meio básico deve predominar a forma desprotonada da substância (ionizada). No material do aluno, quando abordamos as constantes de acidez e basicidade, descrevemos a desprotonação do ácido acético que pode facilitar a descrição do processo pedido ao aluno. Outro fator a ser considerado é a escala de pH montada inicialmente pelo aluno nos exercícios anteriores, no qual permite ao mesmo

saber que o aumento de pH proporciona um meio “mais básico”, favorecendo assim a desprotonação do AAS em maior proporção.



5- Qual o seu local preferencial de absorção do AAS: estômago ou o intestino delgado? Qual a importância do equilíbrio representado pelas setas, na absorção dessa substância pelo organismo? Justifique sua resposta com base nas representações acima e nas informações dadas sobre os Fármacos.

Poderia se pensar que o local de absorção preferencial do AAS de acordo com o pH do meio seria no estômago. Quando o AAS passa pelo estômago devido ao baixo valor de pH, predominará sua forma não ionizada como concluído pelo aluno na questão anterior. Entretanto, as características da mucosa desse órgão faz com que sua capacidade de absorção seja muito pequena, conforme indicado na figura do corpo humano (local de baixa absorção). De acordo com as questões anteriores respondidas, o aluno tem propriedade para analisar que no Intestino predominará sua forma ionizada e por isso estará solvatado o íon carboxilato do AAS.

As setas de equilíbrio são fundamentais para o aluno entender a absorção do AAS, pois sabemos de acordo com a Lei de Chatellier, quando o equilíbrio é perturbado tende a minimizar essa perturbação de forma a estabelecê-lo novamente. Ocorre à absorção de uma pequena quantidade da forma não ionizada do AAS no intestino (local de alta absorção), e para minimizar a perturbação do equilíbrio tende-se a formação da fração

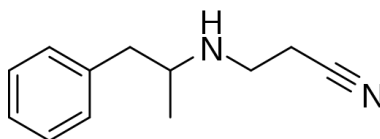
não ionizada novamente, consumindo, assim, o fármaco até que ele esteja em quantidade adequada na corrente sanguínea e possa realizar seu efeito terapêutico.

Aplicações do ácido acetilsalicílico (AAS): um dos medicamentos mais famosos que utiliza como base o AAS é a Aspirina. Ela é utilizada no mundo para o alívio de febre e como anti-inflamatório. Como todo medicamento, deve ser utilizado com indicações médicas, pois o seu uso abusivo pode causar a perda de respiração pelo paciente.

Exercícios 7

Existem diversas estruturas de fármacos caracterizados como Anfetamina. Observe a estrutura da Anfetamina selecionada e seu pKa abaixo:

Estrutura da Anfetamina



pKa: 9,9

1- Baseando-nos na estrutura e no pKa da Anfetamina, o que podemos afirmar sobre a acidez ou basicidade dessa substância? Justifique a sua resposta.

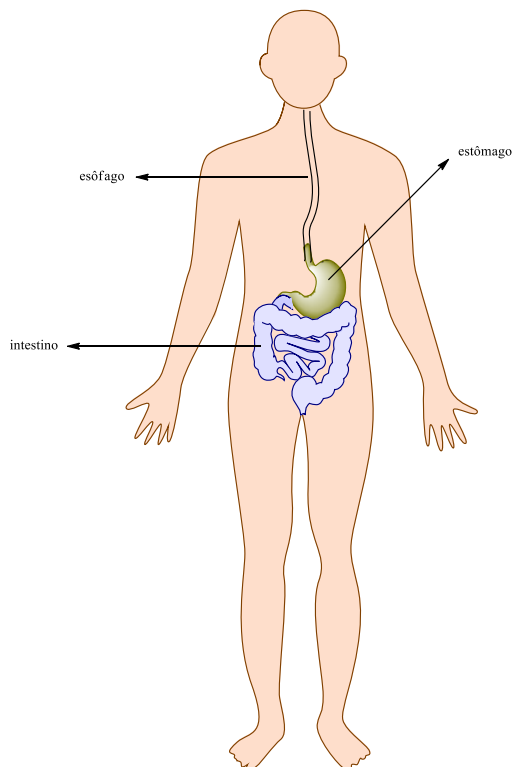
Com base no valor de pKa do Anfetamina e observando um dos grupos funcionais desta substância (amina), o aluno terá em suas mãos as ferramentas necessárias para afirmar que esse fármaco comporta-se como base.

O professor deve chamar atenção para a função amina nesta substância, e o valor do pKa como base para afirmações a respeito de duas propriedades básicas. Como o

A Química dos Fármacos: uma nova abordagem das teorias ácido-base

aluno calculou anteriormente os valores de pKa e montou uma escala de acidez conforme seu valor, o valor de pKa alto, mostra que se trata de uma substância de propriedade básica. Conforme seu valor o aluno tem condições de opinar da basicidade do fármaco.

2- Imaginem, neste momento, que você ingeriu este medicamento. Observe a figura representativa do corpo humano abaixo.



pH na Boca e esôfago: próximo de 7.

pH no estômago (local de baixa capacidade de absorção): 2 a 3

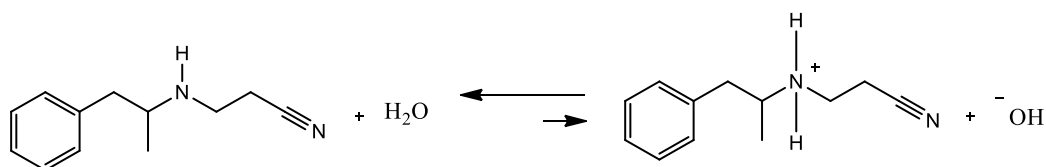
pH no intestino delgado (local de alta capacidade de absorção): próximo de 8.

Com base na figura acima e utilizando as informações de pH, responda as questões abaixo:

3- Ao passar pela boca e esôfago, pH neutro (meio aquoso), qual forma podemos esperar da Anfetamina de acordo com as teorias ácido-base? Utilize a teoria de Brønsted-Lowry para representar a forma na qual é esperada para a Anfetamina.

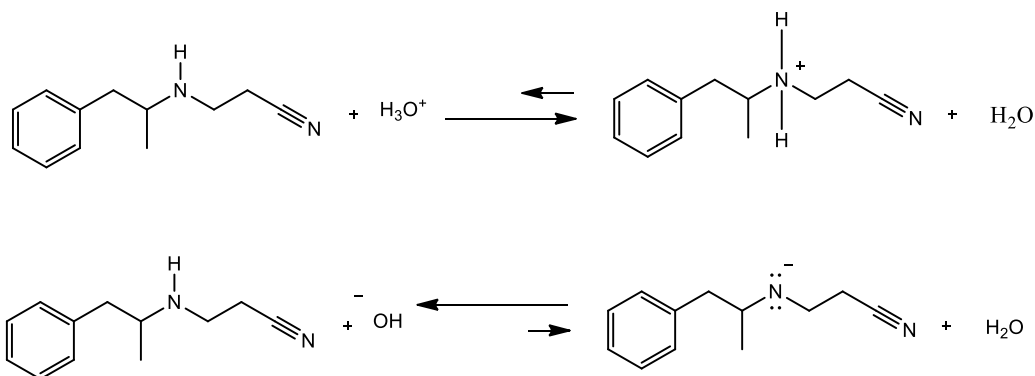
Os alunos tem conhecimento suficiente para representar uma estrutura da Anfetamina em meio aquoso. Baseando-se nas teorias apresentadas inicialmente no material, são capazes de relacionar a dissociação dessa substância com a teoria de Brønsted-Lowry ou outra teoria apresentada no material do aluno.

A escolha da teoria de Brønsted-Lowry como representação foi no sentido de nortear a questão, mas o professor tem total liberdade para pedir o mesmo para qualquer teoria. O equilíbrio entre a forma ionizada e não ionizada deve ser enfatizado para aluno. O valor alto de pKa, também indica que no meio mais básico predomina a forma não ionizada da Anfetamina.



4- Represente qual a forma da Anfetamina podemos esperar em sua passagem pelo estômago e intestino, com base no pH do meio e a acidez ou basicidade dessa substância.

O aluno representará a Anfetamina nos dois meios. No meio básico deve predominar a sua forma (não-ionizada). No meio ácido deve predominar a forma solvatada da substância (ionizada), de acordo com a sua propriedade básica. Considerando a escala de pH montada inicialmente pelo aluno nos exercícios anteriores, permite ao mesmo saber que o aumento de pH proporciona um meio “mais básico”, favorecendo assim a forma não ionizada da Anfetamina em maior proporção.



5 Qual o seu local preferencial de absorção o estômago ou o intestino delgado? Qual a importância do equilíbrio representado pelas setas, na absorção dessa substância pelo organismo? Justifique sua resposta com base nas representações acima e nas informações dadas sobre os Fármacos.

O local de absorção preferencial da Anfetamina será no intestino delgado. Quando a Anfetamina passa pelo intestino devido ao pH do meio por ser mais básico, predominará sua forma não ionizada como concluído pelo aluno na questão anterior. No estômago predominará sua forma ionizada e, por isso, solvatada, não sendo capaz de transpor a membrana da camada celular, nem mesmo em pequenas quantidades.

As setas de equilíbrio são fundamentais para o aluno entender a absorção da Anfetamina, pois sabemos de acordo com a Lei de Chatellier, quando o equilíbrio é perturbado tende a minimizar essa perturbação de forma a estabelecê-lo novamente. Ocorre à absorção da forma não ionizada da Anfetamina no intestino, e para minimizar a perturbação do equilíbrio tende-se a formação da fração não ionizada. Nesse caso ocorre somente absorção no intestino, onde encontra-se a forma não ionizada da Anfetamina.

Aplicações da Anfetamina: um dos medicamentos que utiliza como base o fármaco da Anfetamina com a estrutura acima é o Fempropex. Ele foi muito utilizado no Brasil como emagrecedor. Como todo medicamento deve ser utilizado com indicações

médicas, pois o seu uso abusivo pode causar insônia, deixar a boca seca, taquicardia e ansiedade no paciente.

GLOSSÁRIO

Remédio – qualquer recurso que leva a uma melhora de uma moléstia ou doença (reza, conversas, chás, medicamentos e etc).

Medicamento- produto farmacêutico, tecnicamente obtido ou elaborado, com finalidade de prevenir, curar, ou melhorar o estado de uma doença.

Fármaco – é o princípio ativo de um medicamento.

Hidrofílico – que possui afinidade pela água.

Hidrofóbico – que não possui afinidade pela água.

Membrana celular – é a membrana que recobre a célula e isola seus componentes (organelas) do meio exterior. Por ser fluida, permite a passagem de moléculas.

Tubo digestivo – também chamado sistema gastrointestinal. Inicia-se na boca, passando pelo esôfago, estômago, intestino delgado, intestino grosso, reto e ânus.

Princípio ativo – é o componente do medicamento que possui a ação terapêutica, ou seja, a cura ou melhora de uma enfermidade, fármaco.

Molécula ionizada – molécula que possui carga efetiva positiva ou negativa.

Molécula neutra – molécula que não possui carga efetiva.

Fosfolípídeo – substância cuja estrutura é formada por uma porção derivada de fosfato e outra porção de cadeia de hidrocarboneto.

Hidrocarboneto – substâncias cuja estrutura molecular é formada apenas por átomos de carbono e hidrogênio.

Organoléptico – Características dos objetos que podem ser percebidas pelos sentidos humanos como, a cor, o brilho, o paladar, o cheiro, o gosto.

Bibliografias Auxiliares de Consulta para o Professor:

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Porto Alegre, Ed.Bookman. 2001.

BRASIL. **Parâmetros Curriculares Nacionais + Ensino Médio**: orientações educacionais complementares aos Parâmetros Curriculares Nacionais – “*Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*”. Ministério da Educação (MEC). Brasília. 2002.

BARREIRO, E. J; FRAGA, C. A. M. **Química Medicinal**: as bases moleculares da ação dos fármacos. Porto Alegre, Editora Artmed. 2001

MELO, Daniela.O; RIBEIRO. E; STORPIRTS .S. “A importância e a história do estudo de medicamentos”, **Revista Brasileira de Ciências Farmacêuticas**, São Paulo.v.42, n.4, p.475-485. 2006.

OVERSBY, John. “Uma análise dos livros didáticos no ensino”. Reino Unido. Tradução de Paula, Adélia. S.A.Teixeira. **Educar**. n.14, Ed da UFPR.1998, p.7-25

LOPES, A.C. Os Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio e a Submissão ao Mundo Produtivo: o caso do conceito de contextualização. **Educação e Sociedade**, ano XXIII, n.80, 2002.

5.0 Conclusão

Baseando-se na **LDB** e nos **Parâmetros Nacionais Curriculares** conclui-se que é possível elaborar materiais complementares (paradidáticos) que auxiliam na prática docente dos professores, agregando os conceitos científicos a fatos cotidianos do aluno. Isto constitui uma ferramenta adicional na busca da construção de um conhecimento sólido e norteado nos documentos oficiais e que transita entre as diversas disciplinas da etapa básica, o Ensino Médio.

Foi possível perceber que torna-se um trabalho “menos árduo” elaborar e aplicar estes materiais suplementares, quando se tem um contato próximo com a realidade, permitido nesse caso pelas disciplinas obrigatórias do Curso de Química Licenciatura (Estágios Supervisionados e Práticas de Ensino).

Pretendeu-se com a elaboração do material abordar contextos próximos dos alunos, assim como também intermediar o diálogo da Química com outras áreas de conhecimento (ex: Biologia).

6.0 Referências Bibliográficas

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 1ª ed. Porto Alegre, Ed.Bookman. 2001.

ASSIS, A; CARVALHO, F. Luís de C. “A postura do professor em atividades envolvendo a leitura de textos paradidáticos”. **Revista Brasileira de Pesquisa em educação em Ciências**, v.8, n.3, Departamento de Química e Física – Unesp, Guaratinguetá. v.8, n.3, 2008.

ARAUJO, Warley. R. ” **Uma nova proposta para o tratamento da Química Orgânica no Ensino Médio**”. Monografia de Conclusão de Curso (Graduação). 2001. 82f. - Departamento de Química, Instituto de Ciências Exatas (ICEX). Belo Horizonte- Universidade Federal de Minas Gerais (UFMG). Minas Gerais. 2001, p.7-8.

BRASIL. **Orientações Curriculares para o Ensino Médio – “Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias”**, v.2. Ministério da Educação (MEC), Secretaria de Educação Básica. Brasília. 2008, p.135.

BRASIL. **Parâmetros Curriculares do Ensino Médio**. Secretaria de Educação Média e Tecnológica. Ministério da Educação (MEC), Brasília. 1999, p.207.

BRASIL. **Parâmetros Curriculares Nacionais + Ensino Médio**: orientações educacionais complementares aos Parâmetros Curriculares Nacionais – “*Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*”. Ministério da Educação (MEC). Brasília. 2002.

BARREIRO, E. J; FRAGA, C. A. M. **Química Medicinal**: as bases moleculares da ação dos fármacos. Porto Alegre, Editora Artmed. 2001.

CHAGAS, A. Pereira; O ensino de aspectos históricos e filosóficos da química e as teorias ácido-base do século XX. **Revista Química Nova**. Instituto de Química-Unicamp, São Paulo. v.1 , n.23, p. 126-133. 2000.

KAZUMI, M. “**Produzindo livros didáticos e paradidáticos**”. Tese de Doutorado. 1997. 206f. – Pontifícia Universidade Católica, São Paulo. 1997, p. 93-104.

HOFSTEIN, A; AINKENHEAD, G; RIQUEARTS, K. “*Discussions over STS at the fourth IOSTE symposium*”. **Internacional Journal of Science Education**, v.10, n.4, p.357,1988.

LEICESTER, H.M. “*The Historical Background of Chemistry*”; Traduzido por Gracia, F.P; “**Panorama Histórico de la Química**” Editorial Alhambra,S/A, Madrid.1967.

LOPES, A.C. Os Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio e a Submissão ao Mundo Produtivo: o caso do conceito de contextualização. **Educação e Sociedade**, ano XXIII, n.80, 2002.

MÖL, G. de S; SANTOS, W.L.P. **Química e Sociedade**. 1^a ed. São Paulo, Ed. Nova Geracao, 2003.

MELO, Daniela.O; RIBEIRO. E; STORPIRTS .S. “ A importância e a história do estudo de medicamentos ”, **Revista Brasileira de Ciências Farmacêuticas**, São Paulo.v.42,n.4, p.475-485. 2006

OVERSBY, John. “Uma análise dos livros didáticos no ensino”. Reino Unido. Tradução de Paula, Adélia. S.A.Teixeira. **Educar**. n.14,Ed da UFPR.1998, p.7-25.

SANTOS, Wildson. L. Pereira dos; SCHNETZLER, Roseli. P; **Educação em Química: compromisso com a cidadania**. 3^a.ed. Ijuí: Ed.Unijuí. 2003, p.59-70.

SOLOMON, Joan. *Science technology and society courses: tools for thinking about social issues*. **International of Journal Science Education**, v.2, n.4, p.379-387,1998.