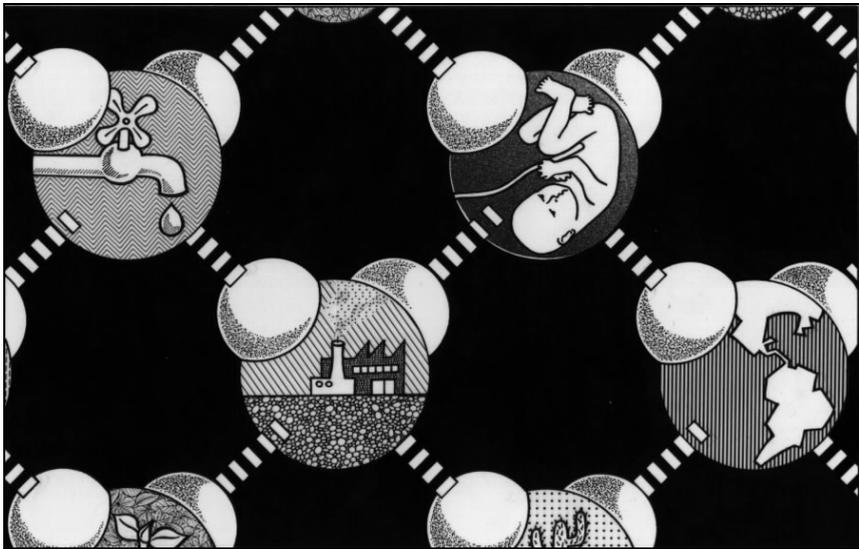




Universidade Federal do Rio Grande do Sul
Instituto de Química
Área de Educação Química



ÁGUAS

Cesar Valmor Machado Lopes

Odone Gino Zago Neto

Verno Krüger (organizador)

AGRADECIMENTOS

Agradecemos, de forma especial, o valioso auxílio das seguintes pessoas: Tânia Miskinis Salgado, Edni Oscar Schröder e José Claudio Del Pino, pela leitura crítica e sugestões feitas; Rochele Quadros e Marcelo Eichler pela digitação e editoração eletrônica dos originais.

ÍNDICE

Apresentação	iv
---------------------------	----

Capítulo 1: A Estrutura da Água

1.1. A água: do elemento à substância.....	01
1.2. Investigando algumas propriedades da água.....	14
1.3. A estrutura da molécula de água e a relação com suas propriedades.....	22

Capítulo 2: A Água da Chuva

2.1. Introdução.....	37
2.2. Chuva normal.....	37
2.3. Chuva ácida.....	40

Capítulo 3: Tratamento da Água

3.1. Terra: o planeta água.....	81
3.2. A qualidade física da água potável.....	99
3.3. Características químicas da água potável.....	103
3.4. A poluição das águas.....	116

APRESENTAÇÃO

A contextualização do ensino de Química, tanto no 1º como no 2º Grau, é um dos objetivos da Área de Educação Química do Instituto de Química de Universidade Federal do Rio Grande do Sul (AEQ-UFRGS). Acredita-se que a inserção dos conteúdos de Química na realidade dos alunos seja uma das formas de motivá-lo para o estudo, pois estabelece, conforme Ausubel, uma ponte cognitiva entre os conhecimentos prévios, já presentes nas estruturas cognitivas do sujeito, e os novos conhecimentos, o que favorece a aprendizagem significativa.

Para a concretização dos propósitos de uma aprendizagem significativa, é necessário um material instrucional elaborado com estes objetivos e que possa servir de subsídio para professores e alunos.

Com este objetivo é apresentado o trabalho ÁGUAS, composto por três partes.

Na primeira parte, A ESTRUTURA DA ÁGUA, são discutidos alguns conceitos fundamentais da Química a partir das características da molécula de água: modelos atômicos, modelos de ligação química, propriedades físicas e químicas das substâncias, forças intermoleculares, etc. A metodologia procura privilegiar as atividades de laboratório como fonte de dados para a discussão das questões propostas.

Já na segunda parte, A ÁGUA DA CHUVA, são desenvolvidos conteúdos relacionados com a água da chuva e a poluição aérea: soluções, reações

ácido-base, força de ácidos e bases, condutibilidade elétrica em soluções, pH, chuva ácida, etc.

Por sua vez, na terceira parte, o enfoque principal é dado ao TRATAMENTO DA ÁGUA, onde são abordados, por exemplo, os seguintes assuntos: ciclo hidrológico, componentes inorgânicos e seus efeitos sobre a saúde, águas superficiais e subterrâneas, características físicas e químicas da água potável, dureza e poluição das águas.

Acreditamos, com a publicação deste material, estar oferecendo a professores e alunos subsídios para uma metodologia alternativa, que entendemos superior à tradicional, para o ensino e a aprendizagem de alguns conceitos fundamentais da Química, relacionadas à substância básica da vida: a ÁGUA.

1 - A ESTRUTURA DA ÁGUA

Escrito por Verno Krüger

A água exerceu, ao longo dos tempos, grande atração sobre o homem. Está presente em todas as partes de nosso planeta e das mais diferentes formas. É fundamental para a vida.

No início a água foi considerada um dos quatro elementos formadores da natureza. Sua associação com os outros elementos primordiais (terra, fogo e ar) gerava características bem definidas para as substâncias que formava (frio, úmido, etc).

Com o desenvolvimento do conhecimento científico, a água passou a ser entendida como uma substância cujas características se originavam a partir da associação de dois elementos: oxigênio e hidrogênio. As explicações sobre a natureza desta associação acompanharam a evolução do conhecimento científico.

Hoje, ainda, muitos aspectos do comportamento da água continuam sendo estudados, refletindo o papel fundamental que continua desempenhando na história do Homem sobre a Terra.

1.1 - A água: de elemento a substância

Desde a aurora dos tempos, a água está associada a preocupações "científicas" do "de onde viemos?", "por que somos assim?", "como as coisas aconteceram?".

A Bíblia, no Genesis, provavelmente se referindo a antigas lendas sumérias, menciona a criação do mundo e da vida a partir das águas, ou seja, destaca a água como elemento primordial a partir do qual se separou a terra e onde se gerou a vida, alusão provável aos líquidos seminal e amniótico.

A idéia do papel primeiro da água no processo de criação do universo se transmite à filosofia grega, antecessora de todo o pensamento ocidental.

Tales de Mileto (624 a 546 a.C.), que inicia a linhagem dos grandes filósofos gregos da natureza, consagra a água como o princípio criador de tudo, ou matéria primeira, a partir da qual se separam posteriormente a terra, o ar e os seres vivos. A Terra, segundo suas concepções, flutuaria sobre uma imensidão de água.

As idéias de Tales foram aperfeiçoadas por seus seguidores, principalmente Empédocles (495 a 435 a.C.), que imagina todas as coisas criadas

a partir de quatro elementos fundamentais: terra, ar, água e fogo, relacionadas pelas qualidades "amor" e "ódio".

Em outra vertente, Leucipo (500 a 400 a.C., aproximadamente) concebe o mundo criado a partir de uma partícula universal, indivisível, se movimentando no vácuo: o átomo. Seus discípulos Demócrito (460 a 370 a.C.) e Epicuro (341 a 270 a.C.) sustentaram esta idéia afirmando ser o universo formado por inúmeras pequenas partículas indivisíveis que se moviam no vazio.

As concepções de Empédocles encontraram continuidade em Platão (427 a 347 a.C.) e, principalmente, em Aristóteles (384 a 322 a.C.) que aperfeiçoaram a idéia dos quatro elementos formadores do universo, também chamados por eles de "princípios": ar, água, terra e fogo (veja a Figura 1-1). Associaram a eles quatro qualidades: quente, frio, seco e úmido. Como novidade, introduziram um quinto elemento relacionado ao vazio: o éter ou quintessência.

A filosofia de Aristóteles fundamentou a Alquimia, principal característica da Química na Idade Média, na medida em que previa a transferência das "qualidades" supostas para os quatro elementos, de uma substância a outra, dando suporte assim à transmutação.

A concepção de natureza de Aristóteles foi assumida pela Igreja Católica e forneceu explicações do mundo até pelo menos o Século XVII da Era Cristã.

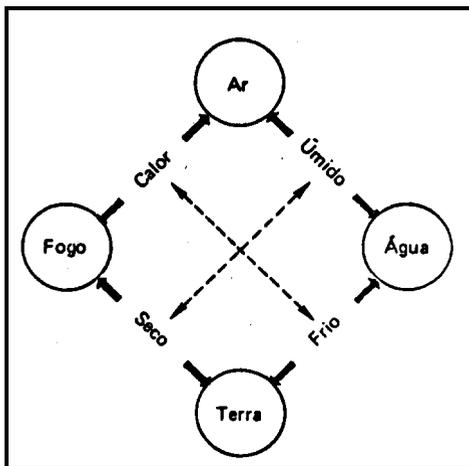


Figura 1-1: Os elementos de Aristóteles

ATIVIDADES



- 1) Caracterize o mundo grego da Antigüidade, relacionando-o com a cosmovisão aceita no período.
- 2) Faça um esquema seqüencial dos filósofos gregos, destacando a idéia fundamental de cada um deles a respeito do universo.
- 3) Diferencie a concepção de Aristóteles da concepção de Demócrito.

Sugestões para consulta:

- a) Andery, Maria Amélia et ali. Para compreender a ciência.
- b) Arruda, J.J. História antiga e medieval.
- c) Burus, E. História da Civilização.
- d) Daupler, William. História da Ciência.

As mudanças das concepções sobre a água iniciaram com a realização de diversos experimentos, cujos resultados contribuíram para a evolução das concepções sobre a estrutura da matéria.

As atividades a seguir apresentadas são exemplos de experimentos cujos resultados vem ratificar aqueles que promoveram uma reformulação dos conceitos científicos aceitos até então.

EXPERIÊNCIA Nº1



Coloque num tubo de ensaio uma ponta de espátula de permanganato de potássio (KMnO_4). Inclinando-o a 45° , segure por uma pinça e aqueça o conjunto.

Após o derretimento do sal, coloque um palito de picolé em brasa dentro do tubo de ensaio, sem no entanto encostar no sal.

a) O que se observa na superfície do sal derretido?

b) O que se observa no palito de madeira? O que se pode dizer?

Repita a experiência anterior colocando junto ao sal derretido um pedaço de carvão. *O que se observa neste caso?*

EXPERIÊNCIA Nº2

Coloque num tubo de ensaio uma pitada de nitrato de potássio (KNO_3) e, sobre o sal, coloque um pedaço de carvão. Aqueça o sistema, segurando o tubo de ensaio a 45° com uma pinça. *Anote suas observações.*

EXPERIÊNCIA Nº3

Coloque num tubo de ensaio uma pitada de sal de cozinha (NaCl , cloreto de sódio) e sobre o sal coloque um pedaço de carvão. Aqueça o conjunto de modo semelhante ao feito nos experimentos anteriores. *Anote suas observações.*

O gás liberado nestes aquecimentos já foi estudado e caracterizado no Século XVIII:

a) Bayen (1725-1792), estudando a decomposição do óxido mercúrico vermelho observou que, ao lado da produção do mercúrio metálico, havia a liberação de um gás chamado por ele de "ar fixo".

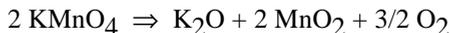
b) Scheele (1742-1786), em 1772, por aquecimento do dióxido de mangânes (MnO_2) com ácido sulfúrico (H_2SO_4), constatou a formação de um novo gás que chamou "ar de fogo" ou "aer vitriolicus", pois formava-se na reação com H_2SO_4 , então chamado de "ácido vitriólico."

c) Joseph Priestley (1733-1804) constatou que o "ar" liberado nestas reações alimenta a combustão.

d) Lavoisier (1743-1804), com base nos estudos deste gás, formulou uma teoria da combustão onde ele era a parte essencial, o que provocou a derrocada da "teoria do flogisto".

Que gás é um dos produtos destas reações? Por quê?

Verifique as reações químicas que ocorreram nas experiências feitas e confirme a sua hipótese:



Procure outras características do oxigênio além das que você observou nas experiências.

EXPERIÊNCIA Nº4

Coloque um prego lixado (ou um pedaço de zinco) em um tubo de ensaio e adicione HCl até cobri-lo.

a) Observe o que acontece na superfície do prego.

b) Aproxime cuidadosamente um palito de fósforo aceso da boca do tubo de ensaio. Descreva suas observações.

Já em 1489 um químico alemão, Sulzbach, observou reações semelhantes e descreveu o gás liberado como "espírito".

Boyle (1627-1691) fez as primeiras observações científicas acerca do gás, enquanto que em 1766 Henry Cavendish (1731-1810) descreve as suas propriedades a partir da reação de ácidos com metais e o chamou de "ar combustível". Constatou que o "ar desflogisticado" (oxigênio) reagia com "ar combustível" produzindo água.

Você misturou ferro (prego) com HCl. *Que gás foi produzido?*



Procure outras características do hidrogênio.

Os fenômenos elétricos estudados por Galvani no Século XVIII foram imediatamente utilizados nos estudos de Química, originando-se daí um ramo extremamente importante denominado Eletroquímica. Estes novos estudos tiveram em Faraday um de seus expoentes, após a dedução de suas leis, relacionando quantidade de eletricidade e quantidade de matéria decomposta.

A água, como substância fundamental da natureza, foi imediatamente submetida a experiências envolvendo fenômenos elétricos.

Troostwijk e Deimann realizaram em 1786 a primeira eletrólise da água utilizando uma "máquina de eletrização".

Com a construção da pilha de Volta em 1800, foi ela imediatamente utilizada por Nicholson e Carlisle para a realização da eletrólise da água.

Os estudos das substâncias, pela eletrólise, tiveram um grande incremento a partir da generalização do uso das pilhas (de Daniell, de Bunsen, etc.) e acrescentaram fundamentais informações aos conhecimentos científicos da época.

EXPERIÊNCIA Nº5: Eletrólise da água

(Extraída de Coch et alii)

Corte uma garrafa de plástico mais ou menos a 10 cm de sua base. Faça dois furos no fundo, distantes entre si cerca de 8 cm. Introduza dois eletrodos de carvão (podem ser retiradas de pilhas velhas). Deixe a ponta de cada um deles para fora, cubra o fundo (cerca de 2 cm de altura) com cera de uma vela. Certifique-se de que não há vazamento pelos furos.

Conecte estes eletrodos a um conjunto de pilhas, conforme mostra a Figura 1-2. O eletrodo ligado ao pólo positivo da pilha chama-se ânodo e o eletrodo ligado ao pólo negativo da pilha chama-se cátodo.

Sobre os eletrodos coloque duas seringas, cujas pontas foram previamente fechadas com Araldite, cheias de água. Prenda-as bem.

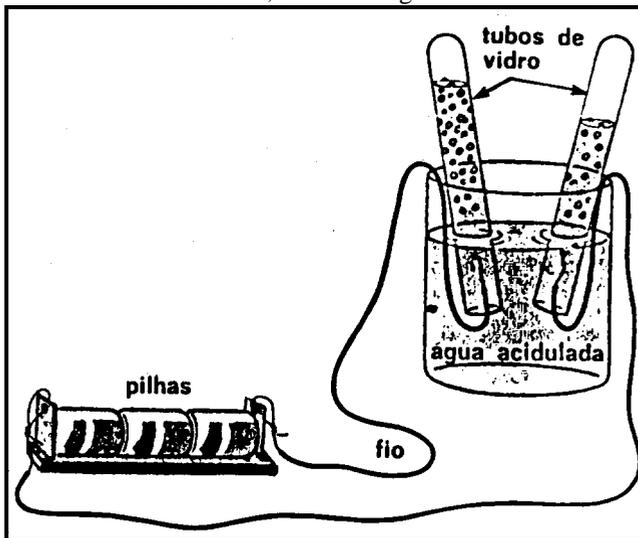


Figura 1-2: Eletrólise da água

Após ligado o circuito, o que se verifica?

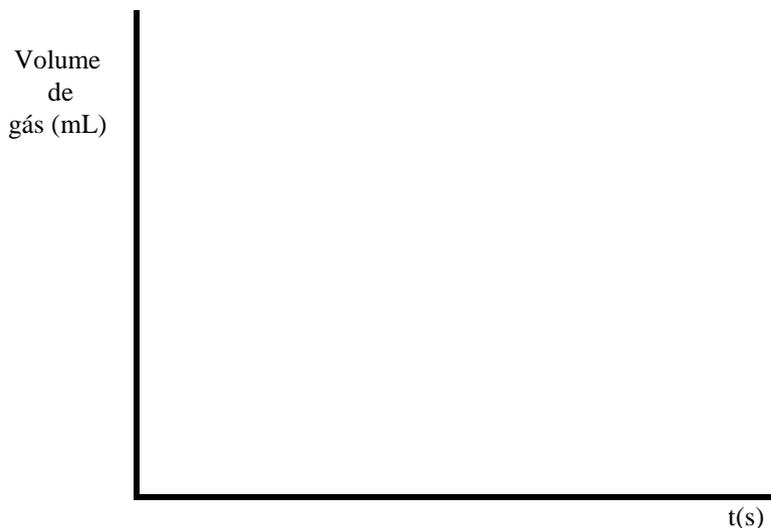
Adicione agora um pouco de soda cáustica (NaOH) ou ácido sulfúrico (H_2SO_4). No momento da conexão das pilhas aos eletrodos, meça os tempos necessários para a produção de volumes de gases no cátodo e no ânodo e registre-os na Tabela 1-1.

Tabela 1-1: Volumes de gases produzidos no cátodo e ânodo, em função do tempo.

V(mL) do gás no cátodo	V(mL) de gás no ânodo	Tempo (s)
1		

2		
3		
4		
5		

Represente em um gráfico o volume de gás produzido em função do tempo, para ambos os gases.



Teste agora os gases formados em cada eletrodo.

Naquele onde houve maior produção de gás, cuide para não virar o tubo de boca para cima ao retirá-lo do eletrodo. Faça-o somente quando aproximar um palito aceso do tubo de ensaio.

Anote suas observações.

No tubo onde se formou a menor quantidade de gás, retire-o do eletrodo e o mantenha inclinado num ângulo de 45° . Introduza um palito em brasa no seu interior. *O que se observa?*

Comparar, com base no gráfico, para tempos dados, as quantidades obtidas de cada gás.

Qual a relação entre as quantidades de hidrogênio e de oxigênio produzidas?

O que se pode concluir a respeito?

Pode-se utilizar a corrente elétrica de nossas casas para realizar a eletrólise? Por quê?

A água é um elemento indivisível, como proposto pelos gregos, ou é uma substância formada por outros elementos? Quais? Em que proporção? Por quê?

A eletrólise da água, a determinação de seus constituintes e a proporção em que estes se combinavam foram um importante suporte para a Teoria Atômica de Dalton.

Utilizando água, de diferentes procedências e decompondo-a pela ação da eletrólise, obteve-se os dados que constam na Tabela 1-2. Com base nos dados desta tabela, responda:

a) Quais são os reagentes e quais os produtos do processo acima? Equacione-o.

b) Somando a massa dos reagentes com a massa dos produtos, o que se verifica? Isto está de acordo com qual lei?

c) Qual a relação matemática existente entre as três variáveis da tabela acima? Explique.

d) Calcule a relação massa de água/massa de oxigênio, massa de água/massa de hidrogênio e massa de oxigênio/massa de hidrogênio. O que se conclui?

e) Estabeleça a proporção entre as três variáveis, dividindo todas elas pelo menor valor de uma mesma experiência. Qual a conclusão?

Estas comprovações originaram a Lei de Proust, que foi um dos precursores da Teoria Atômica de Dalton.

f) O que estes dados revelam a respeito da constituição da matéria, no caso, a água? Que dados qualitativos e quantitativos se podem extrair da Tabela 1-2? Explique.

Tabela 1-2: Resultados da eletrólise de diferentes quantidades de água.

Massa de água usada (g)	Massa de Oxigênio produzida (g)	Massa de Hidrogênio produzida (g)
--------------------------------	--	--

4,5	4,0	0,5
9,0	8,0	1,0
18,0	16,0	2,0
100,0	88,9	11,1
450,0	400,0	50,0

A Teoria Atômica de Dalton de 1803 fez ressurgir, com base nos fatos experimentais das leis de Lavoisier, Proust e do próprio Dalton, a idéia de átomo de Leucipo e Demócrito, numa teoria consistente com fatos experimentais até então não explicados.

Os principais postulados da Teoria de Dalton eram:

- Toda a matéria é formada por átomos indivisíveis.
 - Eles não podem ser criados nem destruídos ou serem transformados uns nos outros.
- Elementos químicos são formados por átomos simples e substâncias por "átomos compostos", a partir de elementos diferentes, em uma relação numérica simples.
- Átomos de um mesmo elemento são idênticos entre si em tamanho, forma, massa e demais propriedades, não o sendo em relação aos átomos de elementos diferentes.
- Toda a reação química consiste na união ou separação de átomos, havendo repulsão entre átomos iguais e atração entre átomos diferentes.

 Hydrogen 1	 Strontian 86	 Gold 196
 Azote 5	 Barytes 60	 Platina 190
 Carbon 5	 Iron 50	 Mercury 167
 Oxygen 7	 Zinc 56	 Lime 24
 Phosphorus 9	 Copper 56	 Soda 28
 Sulphur 13	 Lead 90	 Potash 42
 Magnesia 20	 Silver 190	

Figura 1-3: Símbolos criados por Dalton para alguns elementos.

Baseando-se na Teoria Atômica de Dalton, a água poderia continuar sendo considerada um elemento? Por quê?

As "relações numéricas simples" foram transformadas por Dalton na "regra da máxima simplicidade" com dois pressupostos arbitrários:

- Em caso de uma só substância conhecida de dois elementos, admitia a proporção 1:1 de combinação.
- Em caso de haver vários compostos formados pelos elementos admitia, com base nas massas reagentes, as fórmulas mais simples (1:1, 2:1, 1:2, etc.)

Como naquela época já se conhecia a água como composto formado pelo hidrogênio e oxigênio, qual a fórmula proposta por Dalton?

Sua teoria atômica, embasada nas leis das reações químicas, postulava massas diferentes para átomos diferentes. Havia então a necessidade de se buscarem métodos para a determinação destas massas. Como um átomo não podia ser pesado e como se conheciam as proporções em que as substâncias se combinavam, resolveu arbitrariamente escolher um padrão em relação ao qual as demais massas atômicas pudessem ser determinadas. Esta escolha recaiu sobre o hidrogênio que, por ser o átomo mais simples, teve sua massa fixada em 1.

Devido aos erros experimentais, as proporções verificadas na época de Dalton não são as admitidas hoje. Por esta razão as massas atômicas não correspondem ao seu valor atual (veja Tabela 1-3).

É importante destacar que Dalton publicou, já em 1805, a primeira relação de massas atômicas, tendo por base o hidrogênio (suposto como tendo massa 1) e a partir de pressupostos arbitrários já vistos anteriormente.



Devido ao seu grande prestígio, as idéias de Dalton permaneceram aceitas pelo mundo científico por cerca de 50 anos, embora já a partir de 1808 começassem a ser divulgados fatos e idéias contraditórias às suas teorias. Naquele ano Joseph Louis Gay-Lussac observou que, nas mesmas condições de temperatura e pressão, as reações químicas dos gases se processam na mesma proporção volumétrica.

Estas observações contradiziam a teoria de Dalton pois, entre outras coisas, não se conseguia entender a contração de volume. Segundo Dalton, volumes iguais deveriam ter o mesmo número de átomos.

Esta contradição foi esclarecida em 1811 por Amadeo Avogadro, com a idéia do conceito de molécula. Para ele, molécula era a menor porção de matéria de uma substância e átomo, a menor porção

capaz de existir isoladamente.

Tabela 1-3: Tabela de átomos e moléculas de Dalton (1805).

Átomos ou Moléculas	Massas determinadas por Dalton	Massas conhecidas atualmente
H	1	1
N	5	14
C	5	12

O	7	16
P	9	31
S	13	32
Ca	23	40
Na	28	23
H ₂ O	8	18
NH ₃	6	17
C ₂ H ₄	6	28
CO ₂	19	44
SO ₃	34	80
C ₂ H ₅ OH	16	46
CH ₃ COOH	26	60



Amadeo Avogadro
(1776-1856)

Esta idéia foi expressa por Gay-Lussac através de uma lei: "Volumes iguais de quaisquer gases contém o mesmo número de moléculas."

As idéias de Avogadro foram reforçadas em 1858 por Canizzaro, apesar da forte oposição de Dalton que, por seu prestígio junto ao mundo científico, impediu por longo tempo a aceitação destas idéias.

O Congresso de Química de Karlsruhe, em 1869, provocou a difusão das idéias de Avogadro através de Canizzaro.

Esta aprovação promoveu a sua aceitação definitiva pelo mundo científico.

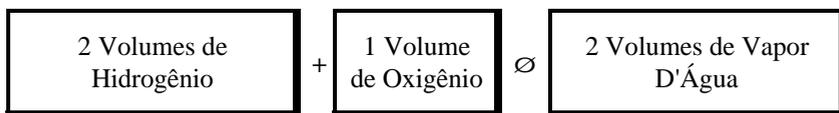
Na sua aplicação à água, ficou definitivamente estabelecida a fórmula H_2O , como admitido até hoje.

Nesse caso, para que os dados volumétricos fiquem compatíveis com os moleculares, e adicionando as informações sobre o gás hidrogênio, podemos deduzir que:

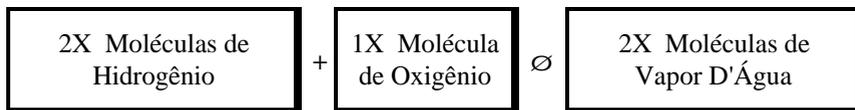
- 1) A molécula de água deve conter no mínimo dois átomos de hidrogênio;
- 2) A molécula de oxigênio deve conter um número par de átomos;
- 3) Na molécula de água, a proporção entre o número de átomos de hidrogênio e oxigênio deve ser, respectivamente, 2:1.

Portanto, temos que supor, por exemplo, que a fórmula do oxigênio seja O_2 , do hidrogênio H_2 e que a da água seja H_2O .

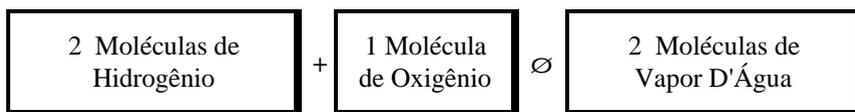
Veja no esquema abaixo:



Usando o princípio de Avogadro, podemos escrever:



Dividindo todos os valores por 'X', obtemos:



Desta forma, os dados experimentais e as teorias deles decorrentes fizeram com que, no final do Século XIX, fosse aceita a idéia da água como substância formada pelos elementos hidrogênio e oxigênio, na proporção, respectivamente, de 2:1 em número de átomos, com fórmula química H_2O .

1.2 - Investigando algumas propriedades da água

A água é uma substância vital para a existência da vida, que nela se criou e se desenvolveu. Sem ela não existe nenhuma forma de vida neste Planeta. O nosso organismo, assim como todos os demais seres vivos, é formado em sua maior parte por água.

Mas por que ela é tão única em suas características? O que lhe permite ser tão diferente e, por sua diferença, ter a importância que tem para toda a biosfera?

O Planeta Terra poderia ser também chamado de "Planeta Água", pois 3/4 partes de sua superfície são cobertos de oceanos, lagos e rios. Os continentes são ilhas, mergulhados na imensidão de água.

Por que a água, ou hidreto de oxigênio, é tão abundante? Outros hidretos como a amônia (NH_3), metano (CH_4) ou fluoreto de hidrogênio (HF) tem moléculas com aproximadamente o mesmo peso molecular e são bastante raros em nossa atmosfera. O que faz a água ser diferente?

Vamos fazer o levantamento de algumas de suas propriedades.

Z

###

EXPERIÊNCIA Nº1: Determinação da densidade da água e do gelo

a) Rapidamente, verifique a massa de 3 pedaços de gelo de tamanhos diferentes em uma balança, com a maior precisão possível. Anote na Tabela 1-4. Cuide para que o gelo não derreta.

b) Pegue uma proveta graduada na qual o pedaço de gelo que você usou caiba dentro. Acrescente determinada quantidade de água (20 ou 30 mL). É importante que sobre espaço graduado.

c) Mergulhe rapidamente o pedaço de gelo na água e determine seu volume. Anote na Tabela 1-4.

Tabela 1-4: Densidade do gelo

Experiência	1	2	3
Massa do gelo			
Volume do gelo			
Densidade			

d) Repita estas operações para outros pedaços de gelo pesados. Meça os dados com a maior precisão possível.

e) Pese agora uma proveta graduada de 5 mL, vazia e seca. Acrescente, após, precisamente, 5 mL de água e pese novamente. A diferença entre os dois dará a massa de 5 mL de água. Anote na Tabela 1-5. Determine a temperatura da água. Repita as operações acima usando 10 e 20 mL de água.

f) Com os dados das tabelas, calcule as densidades do gelo e da água.

Tabela 1-5: Densidade da água

Experiência	1	2	3
Volume de água (mL)			

Massa de água			
Densidade			
Temperatura			

Tabela 1-6: Densidade da água e do gelo em diferentes temperaturas

Temperatura (°C)	Densidade (g/mL)
-5 (sólido)	0,92970
0 (sólido)	0,91680
0 (líquido)	0,99987
2	0,99997
3,98	1,00000
6	0,99997
10	0,99973

Por que o gelo flutua na água ?

Quais seriam, no seu entender, as causas desta diferença de densidade entre a água e o gelo ?

EXPERIÊNCIA N°2: Anotando a temperatura de fusão e ebulição da água pura

a) Prepare, na véspera, uma porção de gelo a partir de água destilada. Você pode obter água destilada condensando-a a partir do vapor de água que sai de uma chaleira de água fervente. Para isto coloque como anteparo do vapor um prato de porcelana e um recipiente sob o prato para recolher a água destilada;

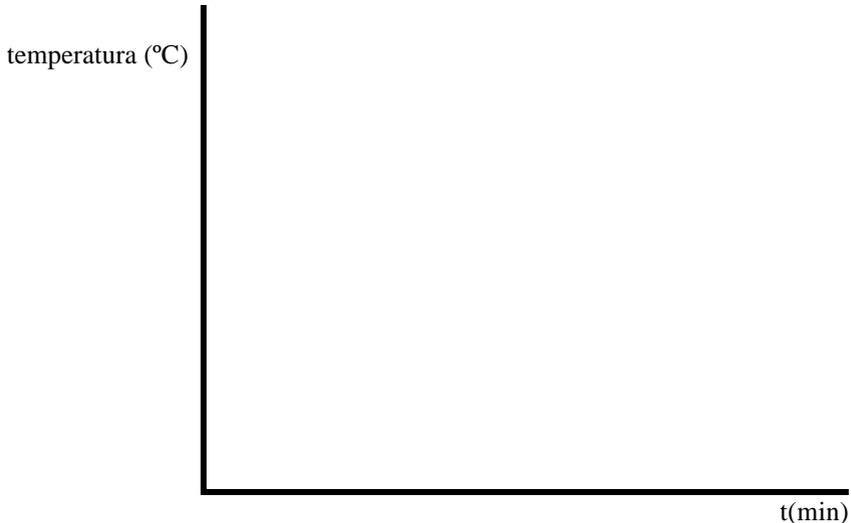
b) Coloque estes pedaços de gelo em um copo de Béquier (ou outro recipiente resistente ao fogo). Meça a temperatura inicial do gelo. Anote na Tabela 1-7;

c) Aqueça o conjunto e, de 2 em 2 minutos anote o valor da temperatura na Tabela 1-7, até o sistema entrar em ebulição. Anote mais três vezes a temperatura;

Tabela 1-7: Temperatura x tempo na ebulição da água

Tempo (min)	0	1	2	3	4	5	6	7	8
Temperatura (°C)									

d) Com os dados da tabela faça um gráfico colocando o tempo no eixo x e a temperatura no eixo y;



e) Interprete o gráfico e identifique todos os seus segmentos.

A Tabela 1-8 relaciona o número atômico do átomo central (e em função disto, a sua posição na tabela periódica) com os pontos de fusão e de ebulição destas substâncias. Observe os valores do B₂H₆, CH₄, NH₃, H₂O e HF, ou seja, os hidretos do segundo período da tabela periódica. *Em função de seu número atômico (ou de sua posição na tabela) que diferença fundamental apresentam estes elementos entre si?*

Tabela 1-8: Alguns compostos hidrogenados dos elementos do primeiro, segundo e terceiro períodos

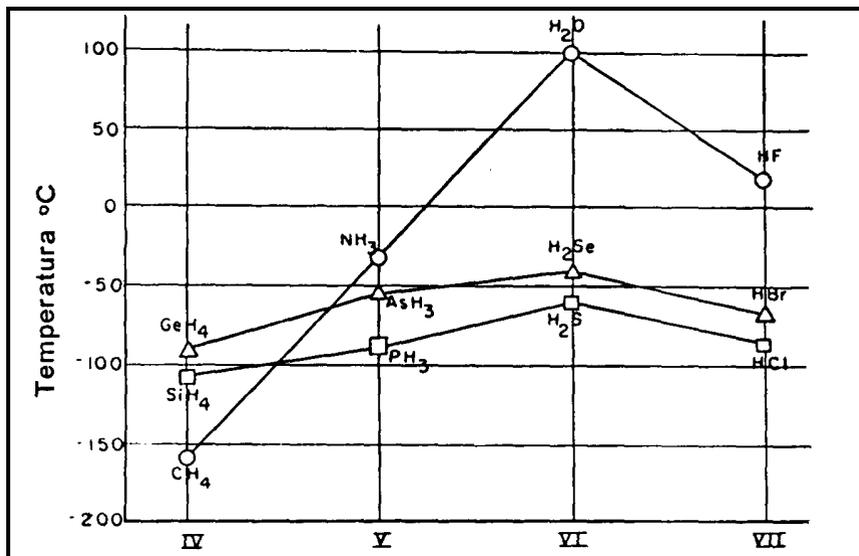
Fórmula	Número Atômico do Átomo Central	PF (°C)	PE (°C)
H ₂	1	-259,1	-252,7
He	2	-272,2	-268,9
LiH	3	+680 dec *	-
(BeH ₂) _x *	4	+210 dec *	-
B ₂ H ₆	5	-169	-87,5
CH ₄	6	-182,7	-161,3
NH ₃	7	-77,7	-33,4
H ₂ O	8	0	+100
HF	9	-83,1	+19,5
Ne	10	-248,7	-245,9
NaH*	11	400-500dec*	-
(MgH ₂) _x *	12	+ 280 dec*	-
(AlH ₃) _x *	13	-100 dec	-

SiH ₄	14	-185	-111,8
PH ₃	15	-132,5	-87,4
H ₂ S	16	-82,9	-60,8
HCl	17	-114,8	-84,9
Ar	18	-189,2	-185,7

Fonte: Chemical Bond Approach (8)

* Estes hidretos sólidos decompõem-se nos elementos constituintes. As temperaturas dadas são aquelas nas quais a evolução de hidrogênio é facilmente observável. Os dados para (MgH₂)_x e para o (BeH₂)_x podem ter sido obtidos de amostras impuras.

Observe a Figura 1-4, abaixo:



Fonte: Chemical Bond Approach (8)

Figura 1-4: Pontos de ebulição dos hidretos dos elementos dos grupos IV, V, VI e VII.

Quais das substâncias acima são sólidas, líquidas ou gasosas à temperatura ambiente? Por quê?

Observe:

a) a variação do ponto de ebulição dos hidretos do segundo período da tabela periódica (CH_4 , NH_3 , H_2O e HF);

b) a variação do ponto de ebulição dos hidretos do Grupo VI da tabela periódica (H_2S , H_2Se e H_2O) comparando estes valores com os outros grupos do gráfico.

Qual, na sua opinião, será a razão:

a) para a variação no mesmo período?

b) para a variação no mesmo grupo?

Justifique suas respostas.

O calor latente da vaporização relaciona a quantidade de calor que uma determinada massa de uma substância precisa receber para mudar seu estado físico de líquido para gasoso.

A Tabela 1-9 apresenta os calores latentes de vaporização de diversas substâncias. Relacione-os com as suas temperaturas de ebulição.

Tabela 1-9: Calor latente de vaporização

Substância	Massa Molecular	cal/mol	cal/g
H_2O	18	9.717	539,2
NH_3	17	5.560	327,0
CH_4	16	1.950	121,8

H ₂ S	34	4.490	132,0
------------------	----	-------	-------

O calor latente de fusão da água é de 1.436,3 cal/mol ou 79,7 cal/g, enquanto que a amônia (NH₃) é de 1.351 cal/mol ou 79,3 cal/g. Compare estes valores com os respectivos pontos de fusão e procure explicá-los.

Como já foi dito, os calores latentes de fusão e vaporização representam a quantidade de energia que uma determinada massa de uma substância precisa absorver para mudar de estado físico. *Quais segmentos de seu gráfico de mudança de estado da água representam estes valores? Por quê?*



EXPERIÊNCIA Nº3: A água e a eletricidade

- Atrite um pente ou um bastão de vidro com um pedaço de flanela;
- deixe escorrer um fiozinho de água bem fino da torneira e aproxime o pente ou o bastão de vidro. *O que se observa?*
- Para comparar, faça o mesmo com querosene ou gasolina.

EXPERIÊNCIA Nº4: A água dissolve todas as substâncias?

- Coloque, em cinco copos, água até a metade. Dissolva em cada um deles, respectivamente, uma colher de sal de cozinha, uma colher de óleo de cozinha, uma colher de vinagre, uma colher de álcool e uma colher de querosene.
- Anote suas observações.*

Você fez nesta parte um levantamento de algumas características da água. Resuma suas observações, preenchendo a Tabela 1-10.

Tabela 1-10: Principais propriedades da água

Estado físico (25° C, 1atm)	
PF e PE	

Calor latente de vaporização	
Calor latente de fusão	
Densidade da água	
Densidade do gelo	
A água dissolve ...	
A água não dissolve ...	

1.3 - A estrutura da molécula de água e a relação com suas propriedades

1.3.1 - Introdução

Observando os dados da Tabela 1-10 e comparando-os com os de outras substâncias, verifica-se ser a água uma substância sui-generis dentre as de massa molar semelhante. Essas características únicas fazem com que esta substância seja de importância fundamental em nossa biosfera.

Tentar-se-á, nesta parte, mostrar como os cientistas imaginaram ser a molécula, que forças se supõe atuem nesta estrutura e como estas características se refletem no comportamento da substância.

1.3.2 - A formação da molécula

Verificou-se, na eletrólise da água, ser a sua molécula formada por dois átomos de hidrogênio e por um átomo de oxigênio, proporção da qual resulta a fórmula H_2O .

Como é esta unidade estrutural mínima, a molécula de água?

Começemos por examinar os seus átomos constituintes: H e O.

a) As configurações eletrônicas são, respectivamente:

H:

O:

b) Elétrons nas respectivas camadas de valência:

H:

O:

c) Valência:

H:

O:

Segundo as teorias de Kossel (1915), G. N. Lewis (1916) e I. Langmuir (1919), perfeitamente válidas para explicar a molécula de água, os átomos adquirem estabilidade quando sua configuração eletrônica se assemelha à de um gás nobre. Para adquirirem esta configuração, podem acontecer três coisas: o átomo receber, ceder ou compartilhar elétrons. Tudo depende de sua eletronegatividade, que se relaciona com o potencial de ionização (energia necessária para arrancar um elétron de um átomo isolado no estado gasoso). Se átomos diferentes e isolados estiverem próximos e houver uma grande diferença de eletronegatividade (isto é, um elemento tiver baixa eletronegatividade ou baixo potencial de ionização e o outro alta eletronegatividade ou alto potencial de ionização) é possível a transferência de elétrons do de mais baixo potencial para o de mais alto potencial. Formam-se, então, cátions e ânions e ocorre a ligação iônica (diferença de eletronegatividade maior que 1,7) e se forma, normalmente, um sólido iônico cristalino.

Quando a diferença de eletronegatividade for inferior a 1,7, esta transferência de elétrons é improvável e ocorre então um outro tipo de ligação, chamada covalente. É uma associação de elétrons e não uma transferência como o caso anterior. Esta associação completa o "octeto" de cada átomo participante da ligação, fazendo com que adquiram a configuração de gás nobre.

Observe as eletronegatividades na Tabela 1-11 e indique o tipo de ligação possível entre o hidrogênio e o oxigênio.

Tabela 1-11: Eletronegatividade dos elementos

H 2,1							He -
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne -
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar -
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr -
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe -
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn -
Fr 0,7	Ra 0,9						

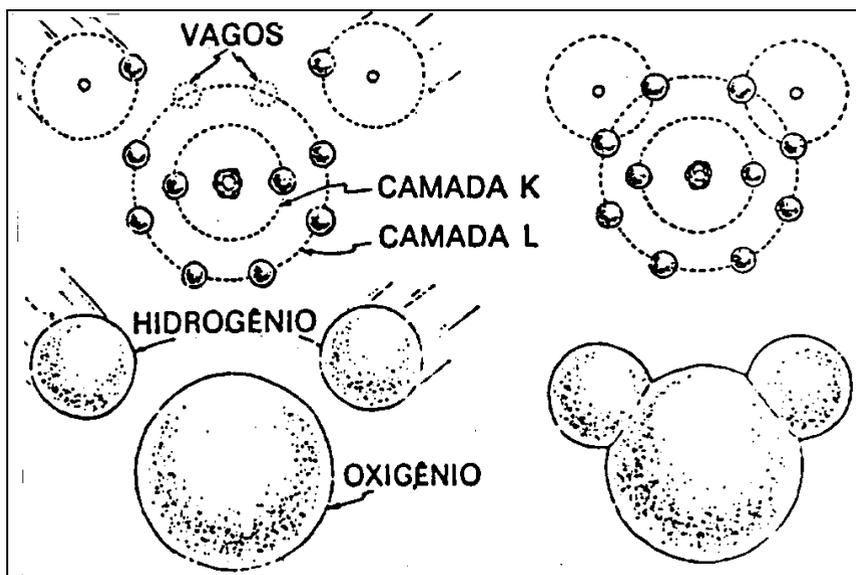
A ligação entre os átomos de H e O é, portanto _____, já que a diferença de eletronegatividade entre estes dois elementos é de _____.

Represente nos quadros abaixo as etapas de formação da molécula de água, depois compare com a Figura 1-5:

Estruturas de Lewis
para H e O

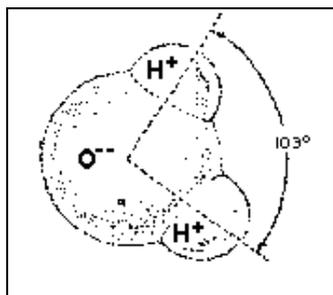
Fórmula Eletrônica
da água

Fórmula Estrutural
plana da água



Fonte: Davis, Kenneth S. (9)

Figura 1-5: Modelo de ligação para a água

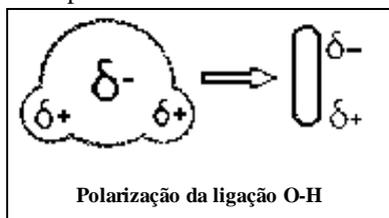


O ângulo de ligação entre os hidrogênios, conforme certamente você representou, deveria ser de 90° , já que o oxigênio apresenta orbitais "p" semi-preenchidos. Na realidade, conforme visto na figura ao lado, este ângulo é um pouco maior: 103° , devido à repulsão entre estes hidrogênios.

Há outras propostas de modelos, envolvendo os diferentes orbitais atômicos do oxigênio nas ligações com orbitais atômicos do hidrogênio, porém a geometria que pode explicar propriedades da água é a que está na figura.

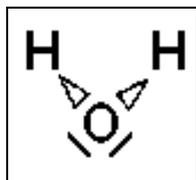
1.3.3 - As ligações intermoleculares: a ponte de hidrogênio

Você viu acima que a diferença de eletronegatividade entre o hidrogênio e o oxigênio é 1,4. Esta diferença não é suficiente para produzir a ligação iônica, mas provoca na molécula um outro fenômeno: a polarização da ligação H - O.



Polarização é o nome que se dá ao deslocamento do par eletrônico da ligação para o lado do elemento mais eletronegativo. Há então a formação de um dipolo elétrico, onde o elemento menos eletronegativo é o polo positivo e o elemento mais eletronegativo é o polo negativo. Esta

polarização cresce com o aumento da eletronegatividade.



Visto no seu todo, a molécula de água, como tem forma de V, apresenta a situação ao lado.

Logo, a molécula de água é, na verdade, um dipolo elétrico, ou seja, uma molécula polar onde os hidrogênios são polos positivos e o oxigênio é o polo negativo.

Esta peculiaridade se reflete no seu comportamento em relação às outras moléculas de água ou de outras substâncias também polares.

O hidrogênio é um átomo formado por um próton e um elétron. O oxigênio, como átomo muito eletronegativo, desvia completamente a nuvem

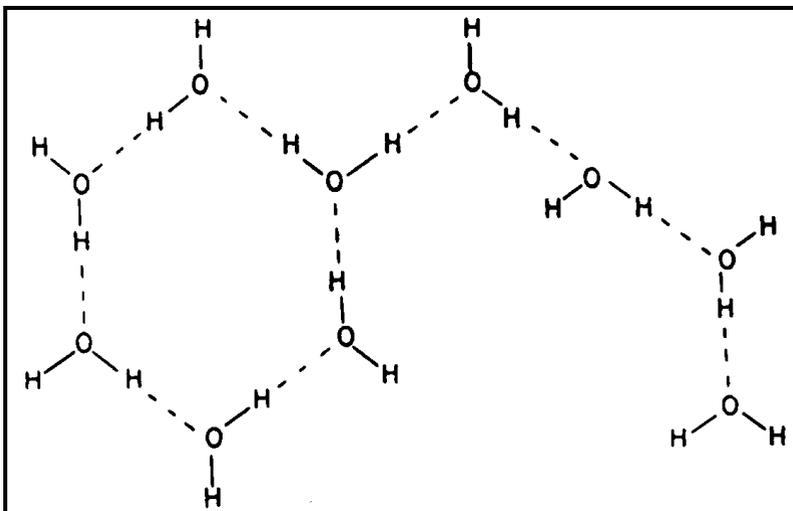
eletrônica do hidrogênio para o seu lado, deixando a descoberto o núcleo, o que provoca a formação de um forte polo positivo. Como todas as moléculas de uma mesma substância são iguais, na água elas não estão dispostas de qualquer jeito, mas organizadas espacialmente de modo a haver uma associação de polos positivos e negativos, alternadamente.

A proximidade destes polos contrários provoca uma força de atração entre as moléculas, chamada ponte de Hidrogênio (Figura 1-6), que ocorre sempre quando o hidrogênio se encontra ligado a um elemento muito eletronegativo.

As moléculas de água, possuindo dois pares eletrônicos não compartilhados, e dois átomos de hidrogênio num arranjo tetraédrico, podem ser ligadas não apenas em cadeias e anéis, mas também em retículos tridimensionais. Isto ajuda a explicar as propriedades físicas extraordinárias da água.

As moléculas de CH_4 e NH_3 , representadas na Figura 1-7, podem apresentar pontes de Hidrogênio? Por quê?

Caso apresentem, elas serão mais fortes ou mais fracas que as da água? Por quê?



Fonte: Chemical Bond Approach (8)

Figura 1-6: Modelos das pontes de hidrogênio na água

1.3.4 - Relação entre tipo de ligação intermolecular e propriedades físicas.

Foi visto anteriormente que as propriedades físicas da água estão relacionadas com as pontes de Hidrogênio entre as moléculas.

Da mesma forma, as propriedades físicas das outras substâncias também estão relacionadas com o tipo de ligação.

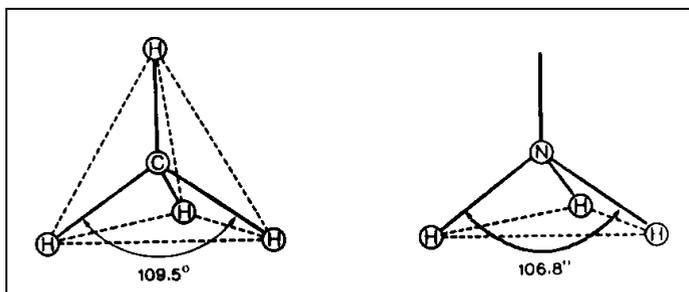


Figura 1-7: Modelo das moléculas de CH_4 e NH_3

1.3.5 - Explicando as propriedades da água

No resumo feito ao final da parte anterior, constatou-se ser a água uma substância bastante incomum: pequena molécula com comportamento de molécula grande.

Analisando sua estrutura supõe-se que:

- apresenta ligação covalente normal com ligação bastante polarizada;
- tem a forma geométrica de um V;
- apresenta, em consequência de polarização acentuada e da forma geométrica, pontes de Hidrogênio, que são as mais intensas forças intermoleculares previstas.

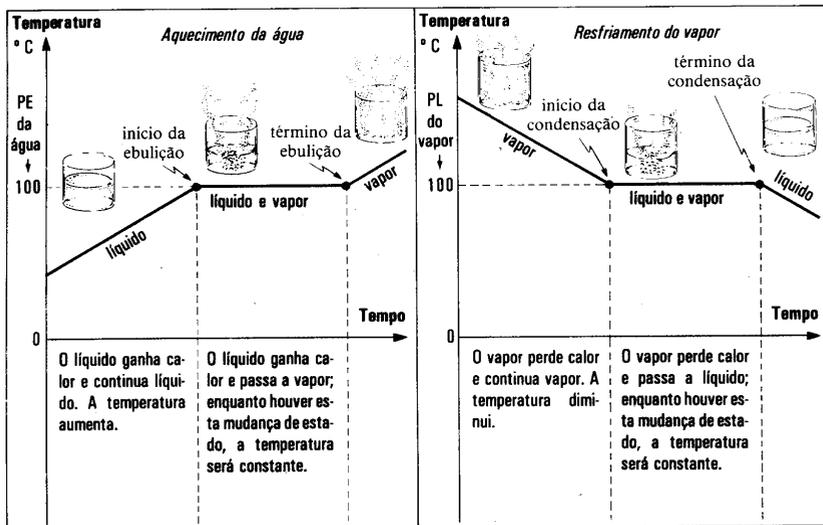
A partir destes modelos para a molécula de água, podem-se procurar explicações para algumas características que ela apresenta.

Tabela 1-12: Sumário das propriedades das substâncias

Propriedades	Cristais Iônicos	Covalentes		Metálicos
		Polares	Apolares	
Partículas constituintes	Íons positivos e negativos	Moléculas polares	Moléculas apolares	Íons positivos e elétrons não localizados
Tipo de ligação	Iônica	Dipolo-Dipolo e pontes de hidrogênio	van der Waals	Metálica
Pontos de Fusão e Ebulição	Altos	Baixos	Muito baixos	Extremamente altos
Condutividade Elétrica	Alta quando dissolvidos em água ou estado líquido	Boa quando dissolvidos em solvente polar	Muito baixa	Extremamente alta no estado sólido (bons condutores de eletricidade)
Outras propriedades	Duros, quebradiços, mais solúveis nos solventes polares	Pequena dureza, solúveis nos solventes polares	Muito moles, solúveis em solventes apolares	Maleáveis, dúcteis, alta condutividade elétrica e térmica, insolúvel nos solventes
Exemplos	NaCl, NaI, CaI ₂	H ₂ O, PCl ₃ , HCl, NH ₃	O ₂ , N ₂ , CO ₂ , CCl ₄	Todos os metais

1.3.5.1 - Estado físico e mudanças de estado

O estado físico de uma substância, em qualquer condição de temperatura e pressão, é consequência, de acordo com os modelos estruturais aceitos, do tipo de força intermolecular presente, pois é resultado direto do tipo de organização molecular:



Fonte: Sardella e Mateus

Figura 1-8: Mudanças de estado das substâncias

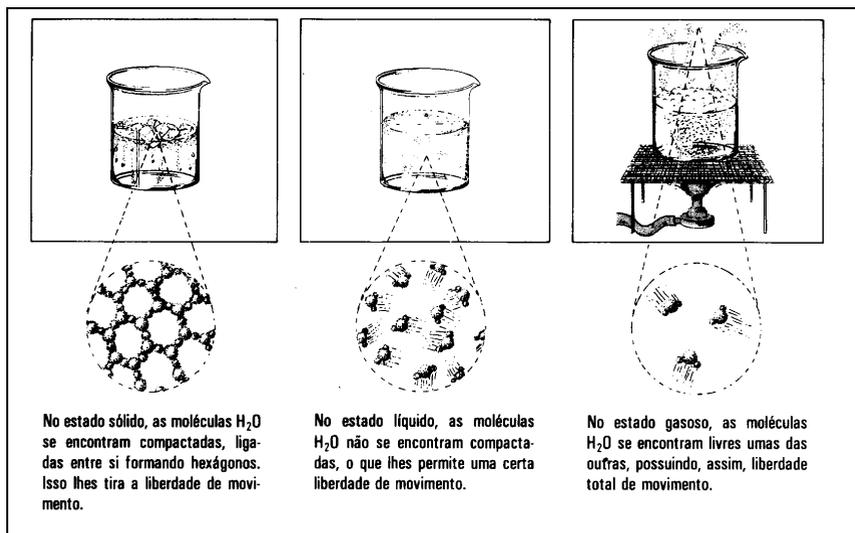
Assim, quanto mais fortes forem as forças que agem entre as moléculas, mais probabilidade haverá de ser uma substância sólida nas condições de temperatura e pressão usuais (25°C e 1 atm) e mais energia requererá para mudar de estado físico. Logo, maiores serão os pontos de fusão e de ebulição.

Observe a Tabela 1-8 da seção 1.2:

a) *Quais das substâncias listadas se apresentam, respectivamente, nos estados sólido, líquido e gasoso a 25°C e 1 atm? Por quê?*

b) *Que tipo de ligação química apresentam os elementos destas moléculas entre si? E ligações intermoleculares?*

c) *Relacione o valor dos pontos de fusão e de ebulição com o tipo de ligação interatômica e intermolecular.*



Fonte: Sardella e Mateus

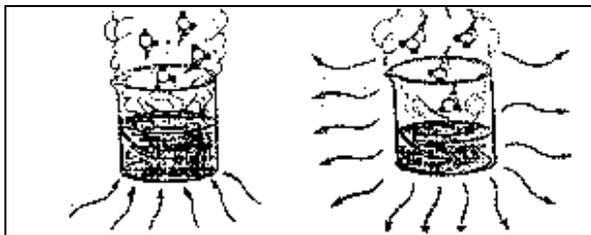
Figura 1-9: As mudanças estruturais da água com o aquecimento.

Observando a Figura 1-4 da seção 1.2 vê-se que a água apresenta pontos de fusão e de ebulição anormais, se comparados aos hidretos do grupo do oxigênio (VI A) e dos elementos do segundo período da tabela, onde está o oxigênio (C, N e F).

Todas as ligações dos átomos nestas moléculas são covalentes. A diferença reside no fato de o oxigênio ser um elemento altamente eletronegativo, sendo portanto a molécula de água muito polarizada. Isto faz com que as forças intermoleculares na água sejam muito fortes, requerendo muita energia para a sua separação.

Os valores dos pontos de fusão e de ebulição estão também relacionados com a quantidade de calor que se necessita fornecer para que uma substância

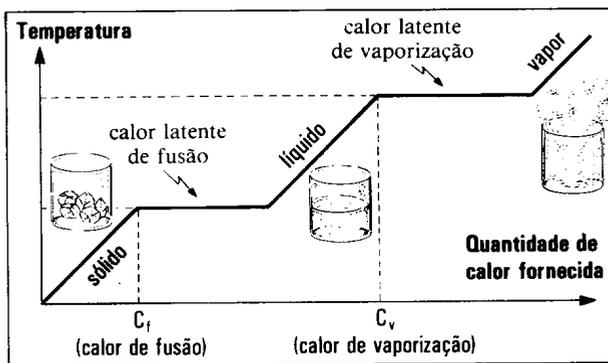
mude seu estado físico. Estas quantidades de calor chamam-se, respectivamente, calor latente de fusão (do sólido para o líquido) e calor latente de vaporização (do líquido ao gasoso) e são medidos em calorias por mol ou calorias por grama. Alguns valores estão listados na Tabela 1-8 da seção 1-2.



Fonte: Sardella e Mateus

Figura 1-10: Aquecimento (moléculas “escapam” do sistema) e resfriamento (moléculas retornam ao sistema) da água.

No gráfico referente à Tabela 1-7, que representa as mudanças de estado da água, foi pedido que se indicassem as regiões referentes ao calor latente de fusão e ao calor latente de vaporização. Confira na Figura 1-11 a sua resposta:



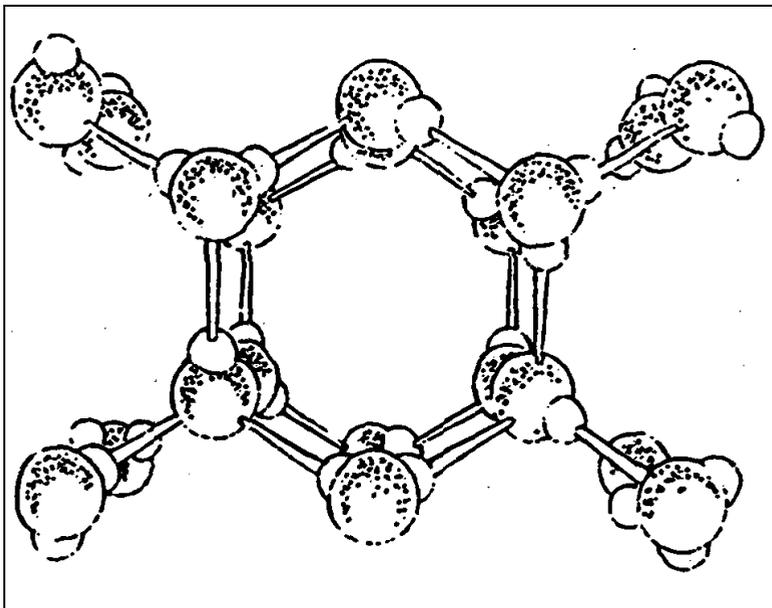
Fonte: Sardella e Mateus

Figura 1-11: Calor latente de fusão e de vaporização na água.

1.3.5.2 - Densidade da água e do gelo

Pelos dados constantes da Tabela 1-6 verifica-se que a densidade do gelo é menor que a da água. Observa-se ainda que a água líquida, a 0°C , contrai-se quando aquecida até 4°C . A partir daí ela se comporta de forma usual, expandindo-se pelo aquecimento.

Para entender este fenômeno, veja na Figura 1-12 a estrutura proposta para o gelo:



Fonte: Davis, Kenneth (9)

Figura 1-12: Estrutura dos cristais de gelo: o cristal de gelo é uma estrutura tetraédrica com esta forma geral. As grandes esferas sombreadas representam o oxigênio, e as pequenas, brancas, o hidrogênio.

Esta estrutura é, basicamente, um tetraedro (poliedro com quatro faces, cada uma delas um triângulo equilátero). Vejamos como ele se forma.

Quando a temperatura da água líquida baixa, as moléculas começam a se arranjar ao longo das linhas direcionais das ligações de hidrogênio, deixando brechas ou aberturas entre linhas.

Em torno de 4°C, as pontes de hidrogênio, pela maior proximidade entre as moléculas e pela sua baixa energia cinética (a temperatura é baixa), são reforçadas. Há, assim, a formação de espaços vazios nos retículos cristalinos. Isto aumenta o volume sem contudo aumentar a massa.

Como densidade e volume são inversamente proporcionais ($d = m/v$), o aumento de volume, para uma mesma massa, faz diminuir a densidade.

É importante para a biosfera que o gelo flutue, pois assim peixes e outros animais aquáticos podem sobreviver sob uma camada de gelo. Por outro lado, a expansão de volume que ocorre no congelamento também é responsável pelo estouro de garrafas de água ou outras soluções aquosas colocadas no congelador.

Ao aquecermos o gelo, o retículo cristalino começa a se desfazer com o aumento da temperatura, pois as vibrações das moléculas dentro do retículo começam a se tornar mais intensas. Permitem um movimento relativamente mais livre das moléculas: o gelo funde, as moléculas se rearranjam, podendo ficar mais próximas umas das outras, diminuindo o volume, o que aumenta a densidade.

Este reagrupamento acontece até 4°C, acima do qual começa uma lenta expansão devido ao aumento de energia cinética. A densidade começa novamente a diminuir.

1.3.5.3 - A água como solvente

Uma propriedade verdadeiramente importante da água é sua capacidade de dissolver um grande número de substâncias. Por esta razão, rios, lagos e o mar não são formados somente por água, mas apresentam em sua composição um grande número de substâncias, principalmente sais, de grande utilidade para a vida.

A água, que é uma substância polarizada, apresenta a capacidade de dissolver a maioria das substâncias iônicas que, por serem formadas de íons (pólos de carga elétrica), atraem os pólos contrários da água, interagindo com eles e permitindo a destruição das estruturas sólidas. Veja a Figura 1-13.

Se nas substâncias iônicas temos o fenômeno da dissociação (separação), com a formação de íons e, conseqüentemente, de soluções condutoras de eletricidade, nas substâncias covalentes polares esta integração da molécula de

água com esta substância também resulta na formação de íons, processo então conhecido como ionização, pois estes íons, não existentes anteriormente, formam-se na interação com a água, conforme pode ser visto na Figura 1-14.

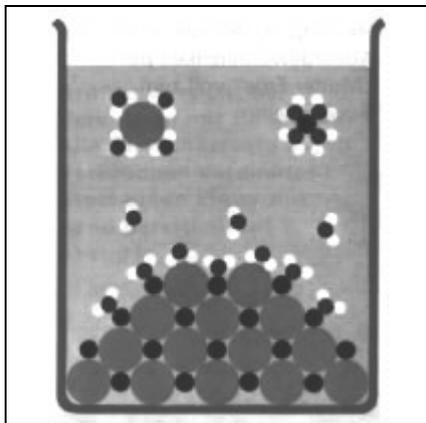


Figura 1-13: Dissolução das substâncias polares e iônicas na água.

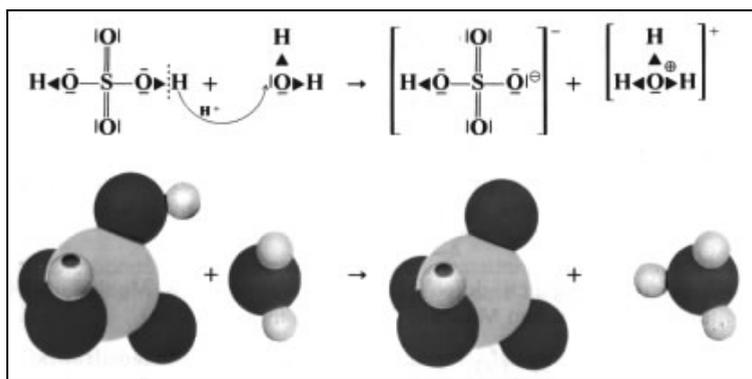


Figura 1-14: Ionização de ácidos em água.

A água não dissolve substâncias apolares líquidas ou sólidas (gasolina, parafina, querosene), mas dissolve em determinada proporção oxigênio e gás carbônico, moléculas gasosas apolares.

1.4 - Conclusões

Nesta primeira parte foi estudada a estrutura da água, desde sua concepção como um elemento indivisível e formador de outras substâncias, uma herança da cultura grega, até sua estrutura atual como uma substância cujas características particulares são atribuídas às ligações de dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio.

A história desta mudança acompanha o desenvolvimento do conhecimento químico. Assim, o modelo de molécula de água admitido atualmente propõe uma estrutura angular, onde os dois hidrogênios, ligados ao oxigênio, mantêm entre si um ângulo de $104^{\circ}30'$. Devido a polarização destas ligações, a água possui um alto momento dipolar, sendo a esta polarização atribuída as propriedades peculiares da água, pois é a única molécula de massa molar equivalente a conseguir permanecer na superfície terrestre.

Por esta razão, a água está presente como componente essencial da biosfera, participando da maioria dos fenômenos naturais. Isto torna seu estudo de grande importância.

Na seqüência deste trabalho, serão apresentados outros fenômenos que contam com a participação da água, tais como a chuva e as interações que a água sofre na atmosfera, e os procedimentos necessários para torná-la potável.

2 - A ÁGUA DA CHUVA

Escrito por Cesar Valmor Machado Lopes

2.1 - Introdução

A água da chuva é pura? É própria para beber? Ela tem sabor?

E a água pura? Tem sabor?

(Quando tiver oportunidade experimente um pouco de água da chuva, e também água destilada, e compare os sabores).

A água da chuva realmente não apresenta a pureza que alguns podem lhe atribuir. A água, devido a suas características físicas e químicas, no seu caminho natural da terra às nuvens (evaporação/ transpiração) e das nuvens à terra (precipitação), faz o que poderíamos classificar de uma lavagem da atmosfera, incorporando a maioria das substâncias presentes, quer de origem natural ou resíduos da atividade humana.

As "impurezas" naturais da chuva são constituídas principalmente por sais de origem marinha e pelos gases que compõem nossa atmosfera, que podem se dissolver na água. A nossa civilização industrializada contribui com as emissões residuais de suas atividades.

Sendo as fontes naturais constantes, ou esporádicas, e as emissões de poluentes crescentes, em nome do "desenvolvimento", a tendência é termos cada vez mais alterações nas características da chuva.

Em algumas regiões esta situação já se apresenta bastante crítica, e o processo de controle ambiental pelo Estado mostra-se de difícil realização, por causa dos constantes conflitos com os segmentos sociais envolvidos na geração de poluentes. Portanto é necessário que se conheçam os problemas e se busquem as soluções necessárias para que não atinjamos a destruição total do ambiente natural.

Este é o propósito deste trabalho: proporcionar o conhecimento destes problemas e estimular a busca das soluções.

2.2 - Chuva normal

Aqui está um dos problemas críticos que desafiam as pesquisas na área da química da chuva: a determinação do que é uma chuva "normal". Como a pesquisa na área de química das águas pluviais é recente não se pode afirmar muito a respeito da alteração da composição da chuva de determinada região, desde o início da influência da atividade humana. Mas, uma coisa é certa: a

composição da chuva pode variar de um lugar para outro pela ação de vários fatores, como tipo de ecossistema presente e alguns parâmetros meteorológicos.

2.2.1 - Ciclo hidrológico

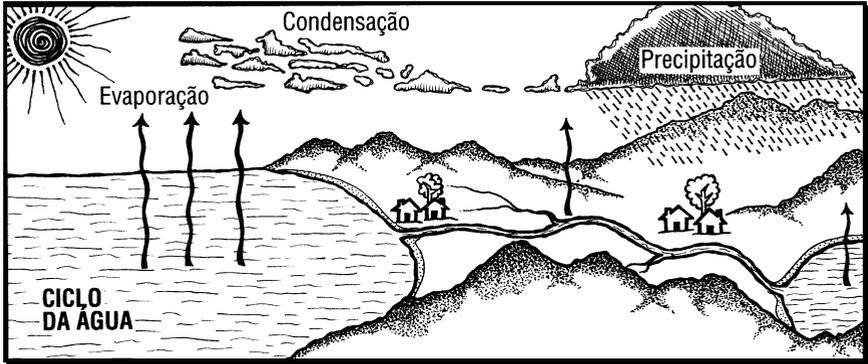


Figura 2-1: Ciclo das águas

"O conteúdo de um copo de água algum dia já flutuou pelos ares, formou nuvens, despençou como chuva, esteve no fundo da terra, navegou por rios, afundou nos mares, boiou na forma de iceberg. Ao longo de milhões de anos, pouco se perdeu do estoque original de água do planeta. A mesma água está sempre sendo bombeada no chamado ciclo hidrológico, iniciado quando o calor do Sol aquece a superfície dos continentes e dos oceanos, fazendo com que uma parte das moléculas de água evapore e suba ao céu. Além disso, ao transpirar, os seres vivos também contribuem para a reserva de vapor da atmosfera. Em determinado momento, esse vapor se condensa e volta à forma líquida transformado em chuva: cerca de 2/3 caem sobre o oceano, onde, graças às correntes, as moléculas de água passeiam entre a superfície e o fundo, numa viagem que pode durar 1000 anos; o restante, se não vai para os rios e lagos, infiltra-se na terra. No subterrâneo, segundo o ciclo natural, o líquido fica de 200 a 10.000 anos, conforme a profundidade do lençol aquático, até borbulhar em alguma nascente ou mesmo jorrar em um fumegante gêiser: nesse instante, finalmente torna à superfície para, depois de certo tempo - alguns dias ou milhões -, evaporar de novo."

(Superinteressante, outubro de 1990).

A água do mar apresenta sais dissolvidos (principalmente NaCl). Também a água de rios, lagos e lençóis subterrâneos apresenta vários compostos dissolvidos. *E a água da atmosfera, é pura? A chuva é água pura?*

2.2.2 - Composição da chuva

A água do mar tem dissolvida uma grande quantidade de sais (NaCl, CaSO₄, MgSO₄, KCl, entre outros). Pelo atrito do vento com a superfície do mar, formam-se borrifos de água que são lançados na atmosfera (você já sentiu a brisa do mar?), formando o que chamamos de aerossóis de origem marinha. Já na atmosfera, essas pequenas gotinhas perdem sua água (total ou parcialmente) pela evaporação. Restam, então, cristais de sais marinhos muito pequenos, formados principalmente de NaCl, CaSO₄.2H₂O e MgSO₄. Estas partículas, bem como partículas de poeira (poluentes sólidos em suspensão na atmosfera), funcionam como um núcleo sobre os quais pequenas gotas de água condensam e aumentam a velocidade de formação das nuvens.

Portanto é normal encontramos na água da chuva compostos de Na⁺, Ca⁺⁺, Mg⁺⁺, K⁺, Cl⁻, além de gases dissolvidos e produtos de reações que ocorrem na atmosfera.

A vida em nosso planeta depende desta camada de ar que nos envolve. Embora a atmosfera corresponda a 0,0001% da massa total da Terra, é dela que os seres vivos retiram o O₂ essencial à vida, o CO₂ para a fotossíntese e o N₂, cujos compostos são essenciais para o crescimento das plantas. Nosso clima é dependente do movimento do vapor d'água da terra para a atmosfera e seu retorno. Mesmo os constituintes em proporção muito pequena na atmosfera podem ter efeitos benéficos ou prejudiciais sobre o equilíbrio da vida.

Dos gases da Tabela 2-1 a água dissolve alguns (O₂ dissolvido na água é vital para a vida aquática), reage com outros (CO₂ + H₂O → H₂CO₃) e destas interações depende a composição da chuva.

O CO₂, por ser o composto presente em maior quantidade no ar (em condições normais) que reage com a água, é um dos principais responsáveis pelas características químicas da chuva, como veremos posteriormente.

O CO₂ bem como o N₂O, SO₂, NO₂, CO e NO são chamados ÓXIDOS. *A partir destas fórmulas, dê uma definição para óxidos.*

Seja pela interferência do homem ou da natureza, ocorrendo alterações na composição do ar, com certeza ocorrerão alterações na composição da chuva.

2.3 - Chuva ácida

Como já verificamos antes, a água da chuva dissolve os gases presentes na atmosfera. Alguns gases específicos, quando em contato com o vapor d'água e/ou chuva, são responsáveis pela formação da chuva ácida.

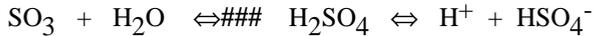
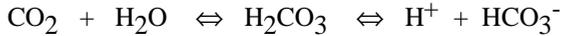
Tabela 2-1: Composição do ar puro e seco ao nível do mar

Componente	Fração molar	Componente	Fração molar
N ₂	0,78080	N ₂ O	5,00 x 10 ⁻⁷
O ₂	0,20950	Xe	8,70 x 10 ⁻⁸
Ar	0,00934	CO	< 1,00 x 10 ⁻⁸
CO ₂	0,00034	SO ₂	< 1,00 x 10 ⁻⁶
Ne	1,82 x 10 ⁻⁵	O ₃	< 1,00 x 10 ⁻⁸
He	5,24 x 10 ⁻⁶	NO ₂	< 2,00 x 10 ⁻⁸
CH ₄	2,00 x 10 ⁻⁶	I ₂	< 1,00 x 10 ⁻⁸
Kr	1,14 x 10 ⁻⁶	NH ₃	< 1,00 x 10 ⁻⁸
H ₂	5,00 x 10 ⁻⁷	NO	< 1,00 x 10 ⁻⁸

2.3.1 - Conceitos químicos básicos aplicados à chuva ácida

2.3.1.1 - Ácidos de Arrhenius

Observe o comportamento de alguns gases atmosféricos, quando em contato com a água:



Os produtos formados incorporam-se à chuva, precipitando-se sobre a Terra.

Qual a classificação (função química) dos gases originais?

Você pode observar alguma semelhança entre os produtos formados? Quais?

Ao final do século XIX, Arrhenius chamou as substâncias que têm comportamento semelhante ao H_2SO_4 em água, de ácidos.



A partir das equações anteriores, como você pode definir um ácido?

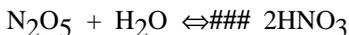
Atualmente, sabe-se que a probabilidade de existência do íon H^+ livre é praticamente nula. Ele reage intensamente com a água, segundo um processo exotérmico, formando o íon H_3O^+ (hidrônio):



Uma vez que o cátion H^+ não possui estabilidade em meio aquoso, a dissociação do HNO_3 , por exemplo, é mais corretamente representada pela equação:



O HNO_3 , assim como o H_2CO_3 e H_2SO_4 , pode se formar a partir da reação de um óxido com a água:



Os óxidos que apresentam as mesmas características do CO_2 , SO_3 e N_2O_5 em água, são chamados de óxidos ácidos. *Com base nas reações destes óxidos, como você pode definir um óxido ácido (anidrido)?*

Sabendo que o Cl_2O_7 e P_2O_3 também são óxidos ácidos, o que você pode dizer dos elementos (metal, semimetal, não metal) ligados ao oxigênio nos óxidos ácidos?

2.3.1.2 - Bases de Arrhenius

Observe o comportamento de outros óxidos, quando em solução aquosa:



Você observa alguma semelhança entre os produtos formados?

Quais?

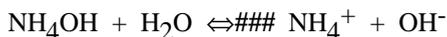
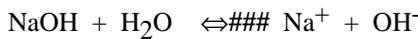
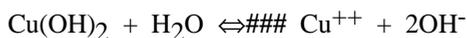
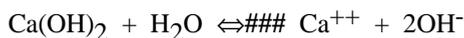
Os óxidos que reagem com a água dando como produto compostos com características semelhantes ao NaOH, Ca(OH)₂ e Cu(OH)₂ são chamados óxidos básicos.

O Li₂O e BeO, também são óxidos básicos. *O que se pode dizer destes elementos ligados ao oxigênio nestes compostos?*

Utilizando como critério os elementos ligados ao oxigênio, *formule uma regra de classificação dos óxidos em ácidos e básicos.*

Como vimos anteriormente, os óxidos ácidos reagem com a água formando ácidos. E óxidos básicos reagem com a água formando o que Arrhenius classificou como bases (hidróxidos).

Observe o comportamento de algumas bases em água:



A partir do comportamento destas substâncias em água, *dê uma definição para bases.*

Baseando-se na seguinte equação, Arrhenius afirmou que a água é uma substância neutra (nem ácida, nem básica):



Justifique esta afirmativa.

2.3.1.3 - Indicadores ácido/base



EXPERIÊNCIA Nº1

Material

6 tubos de ensaio

papel tornassol azul

papel tornassol vermelho

solução fenolftaleína ¹

solução ácida qualquer (suco de limão, vinagre, etc.)

Solução básica qualquer (detergente, amoníaco, etc.)

Procedimento

- Separe os tubos em dois grupos de 3;

- No primeiro grupo adicione aos tubos: água, ácido e base;

- Em cada um dos tubos adicione 3 gotas de fenolftaleína.

Observe e complete a Tabela 2-2;

- No segundo grupo, proceda como no primeiro, substituindo a fenolftaleína por uma tira de tornassol azul e vermelho. *Observe e complete a Tabela 2-2;*

A fenolftaleína e o papel tornassol azul e vermelho são indicadores ácido/base. A partir desta afirmação, *o que é um indicador ácido/base?*

Tabela 2-2: Características dos indicadores frente a diversos tipos de soluções

¹ Preparo do indicador fenolftaleína:

- Adquirir em uma farmácia alguns comprimidos de LACTOPURGA. A fenolftaleína, por seu efeito laxante e purgativo, entra na composição deste medicamento;

- Triture 2 comprimidos e coloque o pó em meio copo de álcool. Agite e deixe dissolver até o dia seguinte. Filtre em algodão ou pano. Passe para um frasco que possa ser tampado e guarde.

Soluções	COR DO INDICADOR		
	Fenolftaleína	Tornassol Azul	Tornassol Vermelho
água			
ácido			
base			

A cal virgem, utilizada na construção civil é basicamente CaO .
Qual a classificação (função química) do CaO ?

Com base no comportamento de substâncias semelhantes ao CaO , o que deve acontecer quando o dissolvemos em água?

EXPERIÊNCIA Nº2

Material

Cal virgem

1 copo

Solução de fenolftaleína

Procedimento

- Coloque um pouco de água num copo e adicione 3 gotas de fenolftaleína. *Observe e anote;*

- *O que deveria acontecer com a cor da solução se você adicionasse CaO à água? Por quê?*

- Adicione cal virgem à água com fenolftaleína e agite. *Observe e anote as alterações;*

- *Faça a equação da reação que aconteceu no copo;*

- *Classifique a substância original e o produto formado.*

Em nosso processo respiratório liberamos CO_2 para a atmosfera. *O que deve acontecer quando assoprarmos CO_2 com um canudinho dentro da água? E se assoprarmos numa solução aquosa de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (água de cal) com fenolftaleína? O que deve acontecer com a cor da solução?*

EXPERIÊNCIA Nº3

Material

1 copo

1 canudinho

Solução diluída de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (água de cal)

Fenolftaleína

Procedimento

- Coloque uma pequena quantidade de água de cal bastante diluída num copo;

- Adicione 3 gotas de fenolftaleína à solução;

- Com o canudinho assopre a solução. *Observe e anote as alterações;*

- Faça a equação da provável reação da água com o ar expirado;

- *Classifique a substância original e o produto formado.*

Como a água da chuva dissolve o CO_2 atmosférico, que características ela deve apresentar?

Com base nas reações dos anidridos atmosféricos com a água, concluímos que deve haver ácidos na composição da água da chuva, normalmente H_2CO_3 e pequenas quantidades de H_2SO_4 e HNO_3 . Quando estas quantidades aumentam, por processos naturais e/ou artificiais, tende a formar-se a chuva ácida. É importante analisarmos algumas características dos ácidos, para melhor entendermos a formação e os efeitos da chuva ácida.

2.3.1.4 - Força dos ácidos e bases

2.3.1.4.1 - Força dos ácidos



EXPERIÊNCIA Nº4

Material

8 pregos (4 destes raspados com esponja de aço para remover a camada protetora)

4 pires

Suco de limão

Vinagre (ácido acético)

Solução de ácido clorídrico concentrado (HCl, ácido muriático)

Procedimento

- Coloque dois pregos em cada pires, sendo um raspado e outro não;

- Coloque no primeiro pires água, no segundo suco de limão, no terceiro vinagre e no quarto HCl, até cobrir totalmente os pregos;

- Observe atentamente, por vários minutos, o que acontece nos quatro pires e *faça suas anotações*;

- Deixe os pregos imersos por um dia e faça observações do que ocorreu.

Há diferenças no comportamento químico dos pregos na água e nos ácidos? Quais?

Há diferenças na efetividade do ataque de cada ácido sobre os pregos? Quais?

E entre o prego lixado e o não lixado?

Caso haja, a que podemos atribuir estas diferenças de comportamento?

As diferenças na efetividade de ataque dos ácidos que observamos caracteriza o que chamamos de “força” dos ácidos.

Qual dos ácidos utilizados na experiência você caracterizaria como um ácido forte? E fraco? Que evidências de reação comprovam sua afirmativa?

A força dos ácidos está diretamente associada ao seu grau de ionização (α). Este indica a percentagem de moléculas ionizadas, quando em solução. Por exemplo, dissolvendo-se 10 mols de um ácido (HA), em água, 5 mols ionizar-se-ão segundo a reação:



Então, resolvendo:

$$\begin{array}{r} 10 \text{ mols} - 100\% \\ 5 \text{ mols} - \alpha \end{array}$$

$$\alpha = \frac{5 \times 100}{10} = 50\%$$

Baseado na resolução deste problema, *determine uma fórmula para o cálculo de r .*

O valor de α , no caso específico dos ácidos, está diretamente relacionado ao número de H que se ionizam. Quando da ionização de um ácido em água, há sempre a produção do íon H_3O^+ a partir do H do ácido. Por exemplo:

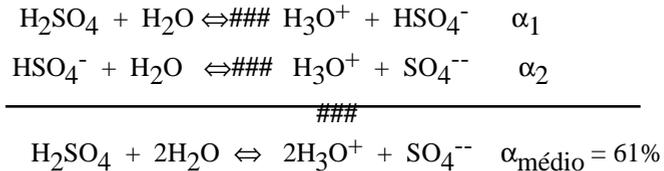


ou melhor:



As setas duplas indicam não apenas a reversibilidade, mas também o fato de termos, ao mesmo tempo, presentes HF, H₂O, H₃O⁺ e F⁻, caracterizando um "equilíbrio dinâmico". "Equilíbrio" porque, nas mesmas condições de temperatura e pressão, as concentrações de HF, H₃O⁺ e F⁻ não se alteram. "Dinâmico" porque estão sempre ocorrendo transformações nos dois sentidos.

Vejamos a ionização do ácido sulfúrico:



Temos um α característico para cada uma das equações acima, pois há 2 hidrogênio ionizáveis. Em qualquer ácido em que sejam possíveis várias etapas de ionização, verifica-se que o primeiro H é mais facilmente ionizável. Os demais já encontram maior dificuldade. No caso específico do ácido sulfúrico, em soluções diluídas, a primeira etapa de ionização, é praticamente total (α próximo de 100%). Na segunda etapa o α tem valores menores.

Faça a equação de ionização do H₃PO₄ (ácido fosfórico) em água.

Para as equações da questão anterior, empiricamente, coloque os α em ordem crescente de seus valores.



EXPERIÊNCIA Nº5: Condutibilidade elétrica de ácidos e bases

Material

Aparelho para teste de condutibilidade elétrica

Material para montagem de um aparelho de teste:

Fio condutor comum (duplo)

1 lâmpada queimada

1 lâmpada (25 W)

2 spots para lâmpada

1 plugue para conectar na tomada

Montagem:

- Monte o equipamento conforme mostrada na Figura 2-2.

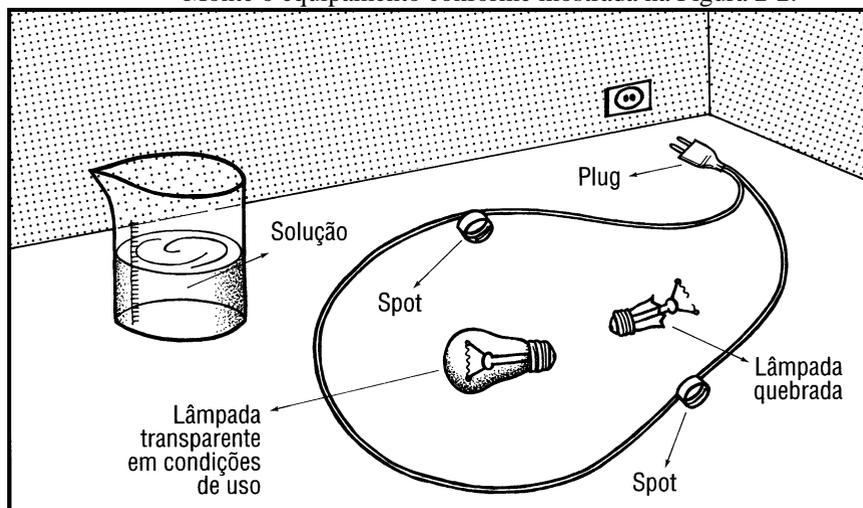


Figura 2.2: Aparelho de teste

Observação: a potência da lâmpada é uma variável interveniente nesta experiência. Em vista disto, recomenda-se o uso de uma lâmpada de 25W, que funcionará em todas as situações.

Água destilada

Soluções de ácidos:

HNO_3 (0,1 N)

HCl (0,1 N)

H_2SO_4 (0,1 N)

H_3PO_4 (0,1 N)

Vinagre

Suco de limão
Soluções de bases:
NaOH (0,1 N)
NH₄OH(0,1 N)

Procedimento:

- Coloque a água num copo;
- Mergulhe os eletrodos da lâmpada quebrada na água (Figura

2-3);

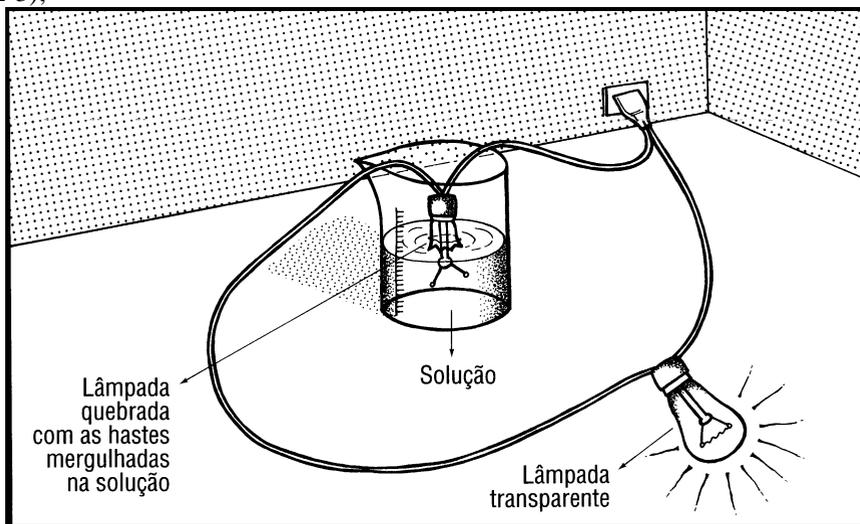


Figura 2-3: O aparelho de teste em funcionamento

- Ligue a aparelhagem à corrente elétrica;
- Observe se a lâmpada acendeu e complete a Tabela 2-3, para os ácidos (para as bases complete a Tabela 2-4);
- Desligue a aparelhagem da corrente elétrica;
- Retire os eletrodos da água, limpe-os e seque-os;
- Repita a operação para todas as outras soluções.

Tabela 2-3: Condução de corrente elétrica por soluções ácidas.

Comportamento da Lâmpada				
Soluções	Não Acendeu	Acendeu		
		Fraca	Moderada	Forte
H ₂ O				
HNO ₃				
HCl				
H ₂ SO ₄				
H ₃ PO ₄				
Vinagre				
Suco de limão				

Responda as seguintes perguntas:

a) Por que a água não conduz corrente elétrica?

b) Que diferenças você observou na intensidade da luz nas diferentes soluções? A que você atribui estas diferenças?

Tabela 2-4: Condução de corrente elétrica por soluções básicas.

Comportamento da Lâmpada				
Soluções	Não Acendeu	Acendeu		
		Fraca	Moderada	Forte
H ₂ O				
NaOH				
NH ₄ OH				

c) *Utilizando os valores do grau de ionização dos ácidos (Tabela 2-5), relacione estes valores com a condutibilidade elétrica de cada ácido;*

d) *Classifique os ácidos usados em fortes, moderados e fracos;*

e) *Relacione o valor de r com a força dos ácidos;*

f) *Você usaria HCl para temperar salada? Por quê?*

Os ácidos convencionalmente são classificados quanto à “força” em:

fortes	$\alpha > 50\%$
moderados	$5\% < \alpha < 50\%$
fracos	$\alpha < 5\%$

Classifique os ácidos da Tabela 2-5 em fortes, moderados e fracos.

Tabela 2-5: Graus de ionização de alguns ácidos (0,1 N e 25°C)

Ácido	r %	Ácido	r ### %
HClO ₄	97	H ₃ PO ₄ *	27
HI	95	HF	8,5
HBr	93	Ácido acético	1,3
HCl	92	H ₂ CO ₃ *	0,18
HNO ₃	92	H ₂ S*	0,075
H ₂ SO ₄ *	61	HCN	0,008

H_2SO_3^*	30		
---------------------------	----	--	--

* Diácidos e triácidos, considera-se a média da ionização total

A chuva ácida apresenta HNO_3 e H_2SO_4 em quantidades maiores que a normal, além do H_2CO_3 dissolvido na água. *Que diferenças você observa quanto a força dos ácidos que compõem a chuva?*

Observação: Podemos usar o valor do grau de ionização (α) sem percentual. Basta, para tanto, dividi-lo por 100. Com base nisso, *indique qual o intervalo de valores possíveis para r ?*

2.3.1.4.2 - Força de bases

Da mesma forma como os ácidos, as bases também podem ser classificadas quanto a sua força, sendo esta diretamente com o respectivo grau de dissociação iônica relativa.

Baseado na Tabela 2-4, coloque as bases em ordem decrescente de seu provável grau de ionização.

O que caracteriza a ionização de um ácido é a formação do íon H_3O^+ , a partir do H do ácido. *E nas bases, o que é característico em sua dissociação?*

Podemos dizer então, que uma base forte é a que apresente alta concentração de íons OH^- ? Justifique.

2.3.1.5 - Medidas de acidez

Como vimos anteriormente, podemos determinar a força de um ácido ou base, em função da concentração de íons H^+ ou OH^- . Esta medida também vem caracterizar a maior ou menor acidez (ou basicidade) de uma solução.

Para chegarmos às medidas de acidez, partimos do solvente (chamado solvente universal) que utilizamos para propiciar a dissociação iônica dos ácidos e bases.

Para Arrhenius, a água dissocia-se pela equação:



O grau de ionização da água é muito pequeno. A partir desta afirmação, responda: *a água pura se apresenta bastante dissociada?*

Comprove sua resposta baseado em alguma experiência realizada.

Seguindo as regras gerais do Equilíbrio, formulamos a expressão da constante de ionização (K_i) da água pela equação de Arrhenius:

$$K_i = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

onde $[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$ e $[\text{H}_2\text{O}]$ representam, respectivamente, as concentrações molares de H^+ , OH^- e H_2O .

Com a água temos um caso especial, pois, por ser pouco dissociada, a concentração de H_2O é bastante grande e praticamente constante. Então por processos matemáticos, obtemos uma nova constante, chamada produto iônico da água (K_w).

$$k_i \times [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]$$

Experimentalmente, determinou-se o valor de K_w como 1×10^{-14} , a 25°C .

Observe as concentrações iônicas e o valor do produto iônico para as soluções na Tabela 2-6 e responda as perguntas posteriores.

Tabela 2-6: Concentração iônica de soluções.

Soluções aquosas, à 25°C	[H ⁺]	[OH ⁻]	[H ⁺] _x [OH ⁻]
NaOH 10 ⁻² M	10 ⁻¹² M	10 ⁻² M	10 ⁻¹⁴ M
NaOH 10 ⁻³ M	10 ⁻¹¹ M	10 ⁻³ M	10 ⁻¹⁴ M
HCl 10 ⁻¹ M	10 ⁻¹ M	10 ⁻¹³ M	10 ⁻¹⁴ M
HCl 10 ⁻³ M	10 ⁻³ M	10 ⁻¹¹ M	10 ⁻¹⁴ M
NaCl 10 ⁻¹ M	10 ⁻⁷ M	10 ⁻⁷ M	10 ⁻¹⁴ M
KBr 10 ⁻³ M	10 ⁻⁷ M	10 ⁻⁷ M	10 ⁻¹⁴ M
H ₂ O	10 ⁻⁷ M	10 ⁻⁷ M	10 ⁻¹⁴ M

- ?
- a) *O que você conclui sobre os valores do produto [H⁺][OH⁻]*
- b) *Por que uma solução é dita mais ácida do que outra ?*
- c) *Por que a água é considerada neutra ?*
- d) *O que ocorre com as concentrações de H⁺ e OH⁻ quando adicionamos um soluto ácido em água ? E básico ? Por quê ?*
- e) *Dê a concentração molar de H⁺ e OH⁻ de uma solução aquosa, à 25°C, de HCl 10⁻⁴ M (considerando r = 100%).*
- f) *Podemos saber se uma solução é ácida, neutra ou alcalina, sabendo sua concentração de H⁺, à 25°C ?*

Para facilitar a expressão da acidez ou basicidade de uma solução, normalmente, expressamos seu valor através da escala de pH (potencial hidrogeniônico), que foi proposta por Sörensen no início do século XX. Sörensen definiu pH como:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{ou} \quad \text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]}$$

Na Tabela 2-7 apresentamos alguns exemplos de cálculo de pH:

Tabela 2-7: Tabela de Cálculo de pH (25°C):

Solução	[H ⁺]	Cálculo	pH
1	10 ⁻⁸ M	- log 10 ⁻⁸ = - (- 8) = 8	8
2	10 ⁻¹ M	- log 10 ⁻¹ = - (- 1) = 1	1
3	1 M	- log 1 = - (0) = 0	0
4	10 ⁻⁷ M	- log 10 ⁻⁷ = - (- 7) = 7	7
5	10 ⁻¹⁴ M	- log 10 ⁻¹⁴ = - (- 14) = 14	14

a) *Classifique as soluções da Tabela 2-7 em ácidas, neutras ou alcalinas.*

b) *Qual das soluções da tabela anterior poderia ser a água? Por quê?*

c) O que caracteriza a força de um ácido é a concentração de H^+ em solução. A concentração de H^+ determina o pH. *Que solução é mais ácida: uma de pH 3 ou pH 4? Por quê?*

d) Com base nas informações anteriores *complete a Tabela 2-8, abaixo:*

Tabela 2-8: Características das soluções

SOLUÇÕES				
	I	II	III	IV
$[H^+]$	10^{-3}			
$[OH^-]$				10^{-5}
pH		5	7	
solução ácida, alcalina ou neutra				

e) A chuva torna-se ácida pela incorporação de solutos ácidos. *O que ocorre, então, com a concentração de H^+ quando da formação da chuva ácida (em comparação com a água pura)? O que ocorre com o valor do pH?*

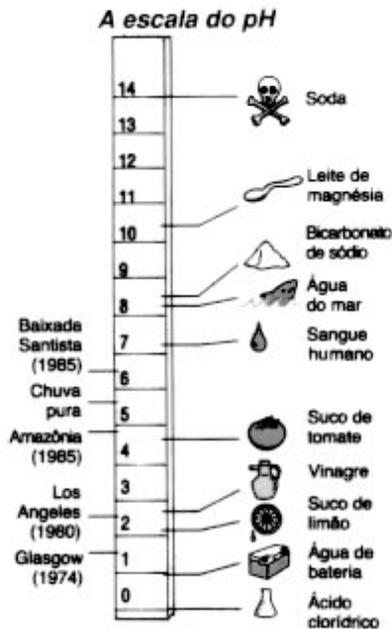
f) "Em várias cidades do oeste da Europa e do leste dos EUA, a chuva chegou a ter pH entre 2 e 3, ou seja, entre o do vinagre e do limão. A diferença é maior do que parece: uma chuva com pH 3 contém dez vezes mais H^+ do que outra com pH 4 e cem vezes mais do que outra com pH 5." *Veja a Figura 2-4 (Superinteressante maio/90).*

Por que uma chuva com pH 3 é de dez vezes mais ácida do que uma com pH 4?

g) "Os lagos saudáveis em toda a Escandinávia, aqueles dos cartões postais, teriam um pH neutro em torno de 7,0. Em muitos deles, esse valor baixou para 5,0. A acidez matou algas, plânctons e insetos. Sem esta vida microscópica, as águas adquiriram uma transparência não natural. Depois, à medida que o pH baixava, desapareceram os peixes, em especial as trutas e os salmões. Enfim, os pássaros, sem ter o que comer, sumiram." (*Superinteressante maio/90*).

Considerando os valores do artigo acima, quantas vezes aumentou a concentração de H^+ nos lagos escandinavos?

Quanto menor, pior



Fonte: Adaptado de Superinteressante maio/90

Figura 2-4: Escala de pH



OBSERVAÇÕES IMPORTANTES

(1) Escala de pOH

Semelhante a escala de pH, Sørensen, também criou a escala de pOH (potencial hidroxiliônico), definida por:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = \log 1/[\text{OH}^-]$$

Efetuada os cálculos para soluções a 25°C, chegamos a seguinte comparação entre as duas escalas:

pH															
0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	
14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0	
pOH															

Ù aumenta a acidez ————— aumenta a basicidade Û

Usando os dados da Tabela 2-9, responda:

Tabela 2-9: Valores de pH e pOH

Solução	pH	pOH
1	9,3	4,7
2	7,0	7,0
3	3,2	10,8
4	1,3	12,7
5	0,8	13,2

6	12,8	1,2
---	------	-----

a) *As soluções relacionadas são ácidas, neutras ou alcalinas? Qual a mais ácida?*

b) *Quantas vezes a concentração de H^+ aumenta desde a solução mais alcalina até a mais ácida?*

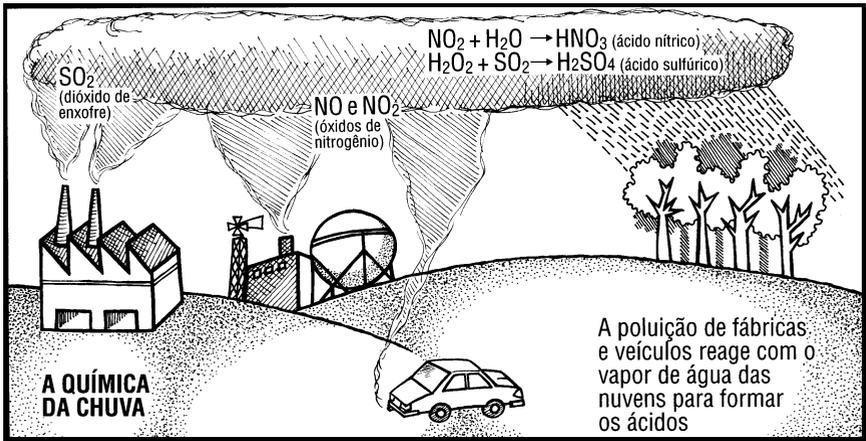
"Amostras de águas coletadas pelo laboratório de climatologia da USP apresentam pH médio 4,2..." (*Folha de São Paulo, 07 de dezembro de 1990*).

c) *O pH da chuva normal é, por convenção, maior ou igual a 5,6 (menor que 7). Considerando o valor de 5,6, quantas vezes aumentou a concentração de H^+ na água da chuva de São Paulo?*

d) *Devido a que substâncias o pH da chuva normal é ácido?*

e) *Que substâncias podem provocar o aumento da acidez da chuva, causando a chuva ácida?*

f) *Faça a equação de algumas das reações responsáveis pelo surgimento do H_2SO_4 e HNO_3 na chuva.*



Fonte: Ciência Hoje março/90

Figura 2-5: Ciclo da chuva ácida

g) Baseando-se no valor do grau de ionização dos seguintes ácidos, justifique os valores de pH $\approx 5,6$ para chuva normal e valores de $\text{pH} < 5,6$ para chuva ácida:

H_2CO_3	=	0,18%
H_2SO_4	=	61%
HNO_3	=	92%

2.3.2 - Causadores da chuva ácida

2.3.2.1 - Óxidos de enxofre (SO_x)

Como origem dos óxidos de enxofre (principalmente SO_2) atmosféricos, podemos apontar duas possibilidades: a origem natural e a origem antropogênica.

(A) Fontes naturais

A.1) Vulcões em erupção lançam SO_2 diretamente na atmosfera.

Uma vez na atmosfera o SO_2 pode reagir em pequenas proporções com o O_2 do ar e formar SO_3 .

Faça a equação da reação do SO_2 com o O_2

Esta reação em situação normal ocorre em pequenas quantidades, mas alguns sólidos (poluentes) em suspensão na atmosfera, podem funcionar como aceleradores de reação, aumentando em até 5 vezes a produção de SO_3 .

O SO_3 , uma vez em contato com a água, precipita-se na forma de chuva ácida, ou até mesmo pode formar H_2SO_4 dentro de nossos pulmões.

Faça a equação da reação do SO_3 com H_2O .

A.2) Processos biológicos de alguns microorganismos, plantas e algas presentes em ambientes marinhos, costeiros e continentais produzem outros dois compostos gasosos de enxofre: o H_2S (sulfeto de hidrogênio) e CH_3SCH_3 (sulfeto de dimetila).

Os oceanos são as principais fontes de sulfeto de dimetila, originário de processos metabólicos em algas e fitoplânctons. Os litorais formados por pântanos e mangues são fontes de H_2S .

"Na América do Sul, chuvas com pH médio de 4,7 têm sido registradas tanto em áreas urbanas e industrializadas como em regiões remotas. ' Isso não quer dizer que a poluição se espalhou por toda a parte', tranquiliza a física Lycia Moreira Nordemann, do Instituto de Pesquisas Espaciais (INPE) de São José dos Campos, no interior paulista, uma das poucas pesquisadoras brasileiras de chuva. Ela observa, por exemplo, que os estudos realizados na floresta amazônica mostraram que os valores de pH na região (entre 4,5 e 4,7) estão próximos daqueles observados em áreas das cidades de São Paulo e Rio de Janeiro. A explicação é natural. A chuva ácida provém da oxidação de sulfeto de hidrogênio, ou seja a reação do sulfeto em contato com o oxigênio do ar, que se volatiliza nas regiões alagadas. Mas resulta principalmente da grande quantidade de ácidos orgânicos emitidos pela própria floresta." (*Superinteressante maio/90*)

Pode ocorrer chuva ácida sem a interferência do Homem? Em que situações?

(B) Fontes antropogênicas

B.1) Uma vez que o enxofre é um dos elementos presentes, em maior ou menor quantidade em todo ser vivo, ocorrendo a queima desta biomassa (principalmente madeira), há liberação do enxofre oxidado que se espalha pela atmosfera.

O SO₂ uma vez na atmosfera, pode reagir também diretamente com H₂O₂, que é um poluente de nossa atmosfera, cuja quantidade vem crescendo bastante nos últimos tempos, produzindo também H₂SO₄.

Faça a equação da reação.

B.2) Os combustíveis fósseis (carvão mineral, gás natural e derivados do petróleo) apresentam, em maior ou menor quantidade, enxofre, seja na forma inorgânica ou orgânica, que ao serem queimados liberam quantidades apreciáveis de SO₂ para a atmosfera.

No Brasil, principalmente na região sul (RS e SC), utiliza-se carvão mineral com alto teor de enxofre (2,5 a 3,0%) para produção de energia elétrica. Um pouco mais da metade do enxofre presente no carvão mineral está na forma de minerais, tais como as piritas, FeS₂. Na combustão, o enxofre é convertido a dióxido de enxofre:



O carvão mineral também é bastante usado em usinas siderúrgicas, onde é utilizado para obtenção de ferro gusa e/ou ferro esponja, matéria-prima para fabricação do aço. Também nos processos metalúrgicos o enxofre é oxidado a SO₂, em altas temperaturas.

Os combustíveis derivados do petróleo geralmente não apresentam muito enxofre (depende da qualidade do petróleo), mas a quantidade presente aumenta com o ponto de ebulição dos combustíveis destilados do petróleo, ou seja, o teor de enxofre é maior nos óleos residuais que em alguns lugares ainda são queimados em caldeiras para produzir energia. O enxofre, presente nos combustíveis, geralmente está sob a forma de compostos orgânicos, e também é convertido em SO₂ por combustão.

As usinas termoeletricas (carvão, gás natural e óleo) são responsáveis por aproximadamente 80% do SO₂ produzido pelo Homem. O meio

óbvio de evitar a emissão do SO_2 é remover os compostos de enxofre do combustível, antes que ele seja queimado. A pirita, FeS_2 , pode ser separada do carvão através de uma lavagem com solução de NaCl ($d=1,35 \text{ g/cm}^3$). O carvão ($1,2 \text{ g/cm}^3$) flutua nessa solução, enquanto a pirita ($4,9 \text{ g/cm}^3$) afunda. Esse método, no entanto não é efetivo com compostos orgânicos sulfurados, que são responsáveis por aproximadamente 50% do enxofre do carvão e virtualmente todo o enxofre dos combustíveis do petróleo.

Os meios de transporte que utilizam combustíveis de origem fóssil (petróleo), embora em menor proporção, contribuem bastante para o aumento do SO_2 na atmosfera. Observe a Tabela 2-10 e responda às questões posteriores.

Tabela 2-10: Lançamento de poluentes na atmosfera em função do tipo de veículo.

Tipo de Fonte	Número de Unidades	LANÇAMENTO NA ATMOSFERA (ton/dia)				
		CO	HC	NO _x	SO _x	P.S.
automóveis a gasolina	1195563	2768	302,7	114,7	23,6	16,9
utilitários e comerciais leves a gasolina	578336	1339	146,3	55,5	14,4	8,2
caminhões médios a gasolina	19213	163,4	33,1	5,5	1,3	0,7
caminhões pesados a gasolina	35514	576,0	113,3	16,3	5,4	2,9
caminhões a diesel	70370	137,3	22,4	100,3	52,4	8,6
ônibus	21787	57,5	10,9	58,4	29,6	4,3
TOTAL	1920783	5041,2	628,7	350,7	123,7	41,6

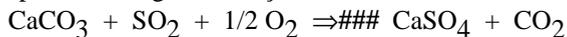
Dados obtidos do Jornal da CETESB, ano III, nº.30, 1978. Legenda: CO - monóxido de carbono; HC - hidrocarbonetos; NO_x - óxidos de nitrogênio; SO_x - óxidos de enxofre; P.S. - partículas sólidas.

a) *Que tipo de veículos lançam mais SO₂ no ar? Por quê?*

b) *Que medidas são possíveis, na sua opinião, para reduzir a emissão de SO₂?*

B.3) Processos metalúrgicos envolvendo a fusão de minérios, na forma de sulfetos (de Cu, Zn, Pb), oxidam o enxofre, que normalmente é lançado na atmosfera.

Uma maneira de resolver o problema da emissão de SO₂, na maioria dos casos citados, é adicionar uma substância química para reagir com os óxidos de enxofre após estes serem formados. O método mais comum usa o calcário (CaCO₃), que pode ser adicionado aos gases de exaustão ou como um pó seco ou uma suspensão em água. A reação é:



Infelizmente, o CaSO₄ formado, tende a aderir a superfície das partículas de calcário, interrompendo assim a reação.

Muitas substâncias químicas foram e estão sendo testadas para encontrar uma maneira simples e economicamente viável de reduzir o SO₂ lançado pelo homem na atmosfera (atualmente cerca de 50% do SO₂ atmosférico é produzido pelo homem).

2.3.2.2 - Óxidos de nitrogênio (NO_x)

Como vimos anteriormente o N₂ é o componente presente em maior proporção na atmosfera (cerca de 80%). Na forma molecular (N₂), o nitrogênio é praticamente inerte, exceto para poucos microorganismos que possuem a capacidade de converter o elemento numa forma combinada, forma esta, essencial para sobrevivência dos vegetais, e conseqüentemente dos animais, incluindo o Homem.

Mas além destas formas, podemos encontrar o nitrogênio na forma de compostos nocivos à saúde e ao ambiente.

Aqui, especificamente, apresentaremos os óxidos de nitrogênio (NO_x) que propiciam a ocorrência de chuvas ácidas. Estes óxidos podem ter também duas origens distintas: natural e antropogênica.

(A) Fontes Naturais

A.1) Alguns NO_x são produzidos por processos metabólicos (nitrificação e denitrificação) de alguns microorganismos que se utilizam do nitrogênio para produção de energia. O nitrogênio atmosférico é absorvido por bactérias (fixadores de N) que podem liberá-lo na forma oxidada para a atmosfera (a maior parte dos óxidos produzidos é fixada no próprio solo, para uso dos vegetais). Bactérias decompositoras destroem os compostos nitrogenados contidos em restos de vegetais e animais mortos, liberando NO_x e N_2 para a atmosfera.

Um dos principais óxidos formado é o NO (monóxido de nitrogênio). O NO uma vez na atmosfera pode reagir com o O_3 (ozônio)² atmosférico.

Faça a equação da reação do NO com O_3 , sabendo que o O_3 é instável, tendendo a se estabilizar na forma de O_2 .

A.2) O NO e NO_2 são também produzidos na atmosfera durante tempestades, acompanhadas de relâmpagos. O relâmpago fornece, momentaneamente, a alta energia necessária para o N_2 reagir com o O_2 .

O NO_2 na atmosfera pode reagir com os íons OH^- (ionização do vapor d'água), formando um dos responsáveis pela acidez da chuva.

Faça a equação da reação do NO_2 com OH^- .

(B) Fontes Antropogênicas

²O O_3 em camadas baixas da atmosfera é um poluente que provoca um número muito grande de reações entre os compostos atmosféricos, sendo um dos principais responsáveis pelo Smog (poluição na forma de névoa) das grandes cidades. O O_3 em camadas altas da atmosfera, é responsável pela proteção da Terra dos efeitos nocivos de alguns raios ultravioletas.

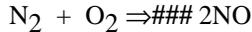
B.1) Queima de biomassa:

Como vimos antes, os vegetais contêm nitrogênio (combinado). Quando ocorre a morte do vegetal, o nitrogênio combinado pode ser decomposto por bactérias, ou oxidado quando o vegetal é queimado para produzir energia ou em queimadas.

Os vegetais apresentam principalmente em sua composição C, H, O, e em menores quantidades N, S, P, entre outros. Quando queimados os vegetais liberam os elementos em sua forma oxidada e água.

B.2) Queima de combustíveis fósseis

A alta temperatura da queima dos combustíveis é a principal fonte deste tipo de poluente. A temperaturas de 1200°C ou superiores detectamos a seguinte reação:

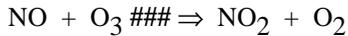


Sabendo que a temperatura alcançada em um motor de combustão interna (automóveis) pode exceder a 2000°C, podemos imaginar que os automóveis são um dos grandes responsáveis por este tipo de poluição.

Uma vez na atmosfera, o NO é lentamente convertido a NO₂ pelo O₂



e mais rapidamente pelo ozônio



De acordo com a Tabela 2-10 que tipo de motores produzem mais NO_x?

Com base na Figura 2-6, responda a seguinte questão:

*Em que modo de operação do motor ocorre a maior produção de NO_x?
Por quê?*

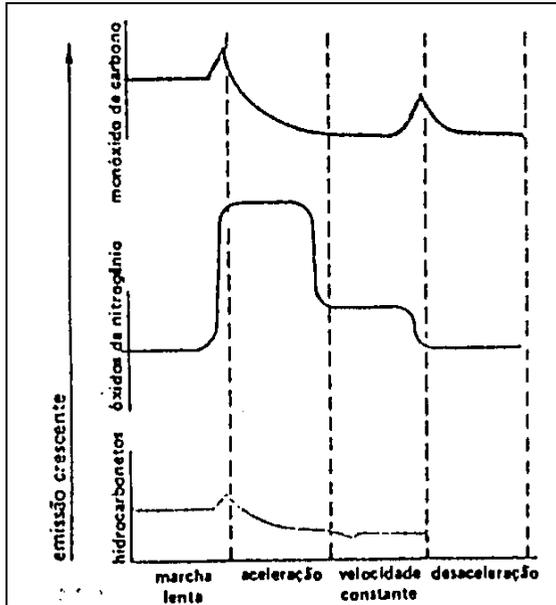
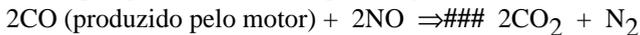


Figura 2-6: Emissões de escape conforme o modo de operação do veículo

Na atmosfera, por reações com radicais OH^- , o NO_2 é convertido a ácido nítrico. *Equacione esta reação.*

Em torno de 65% do NO_x atmosférico deriva da queima de combustíveis fósseis e biomassa. Para reduzir a emissão de NO_x e outros poluentes gasosos, em países do 1º mundo, são utilizados catalisadores no sistema de exaustão para promover a decomposição do NO, talvez pela reação:



Esta reação é espontânea, mas comparativamente lenta ao nível de partes por milhão (ppm), concentrações nas quais CO e NO estão presentes na exaustão dos automóveis.

"BRASIL JÁ TEM SEU PROGRAMA"

Fonte: Folha de São Paulo

"No Brasil, é o Programa de Controle de Poluição do Ar por Veículos Automotivos (Proconve) que dita as regras de combate aos poluentes. Desde 1989, o programa exige que os carros novos tenham regulagem de motores mais sofisticada.

Em janeiro de 92, entra em vigor a segunda etapa do programa, cujos níveis de exigência poderão ainda ser atingidos com o uso de injeção eletrônica. Para 97, só os catalisadores irão cumprir os padrões."

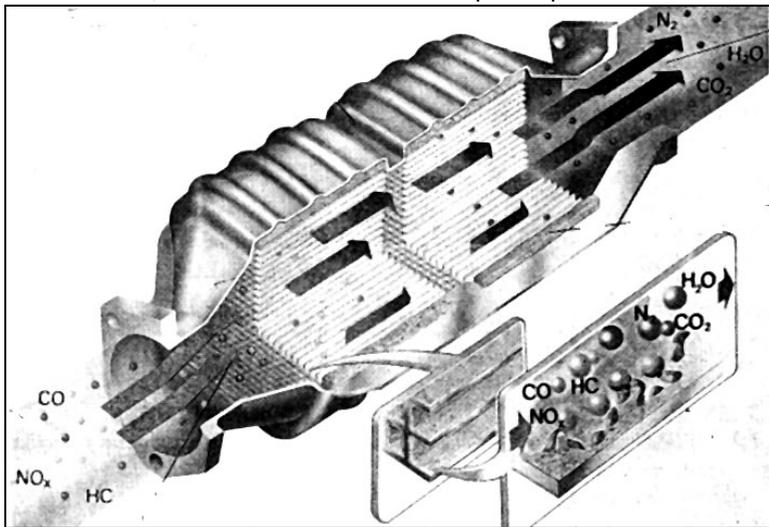


Figura 2-7: Alquimia antipoluição

A Figura 2-7 mostra um conversor químico (catalisador) que está sendo utilizado pelas montadoras de veículos em adequação ao Proconve. O catalisador fica no escapamento; seu corpo de cerâmica revestido em óxido de alumínio lembra uma colmeia, com milhões de minúsculos canais que contém os metais ativos que fazem a catálise. Por ele entram as emissões poluentes provenientes do motor (CO, NO_x, HC) e saem os gases já purificados (N₂, H₂O e CO₂).

A partir do texto "O Brasil já tem seu programa" da Folha de São Paulo, podemos esperar que mesmo com atraso vamos ter a implementação de um programa de redução de emissões de veículos automotores, que esperamos seja cumprida.

Química da Chuva

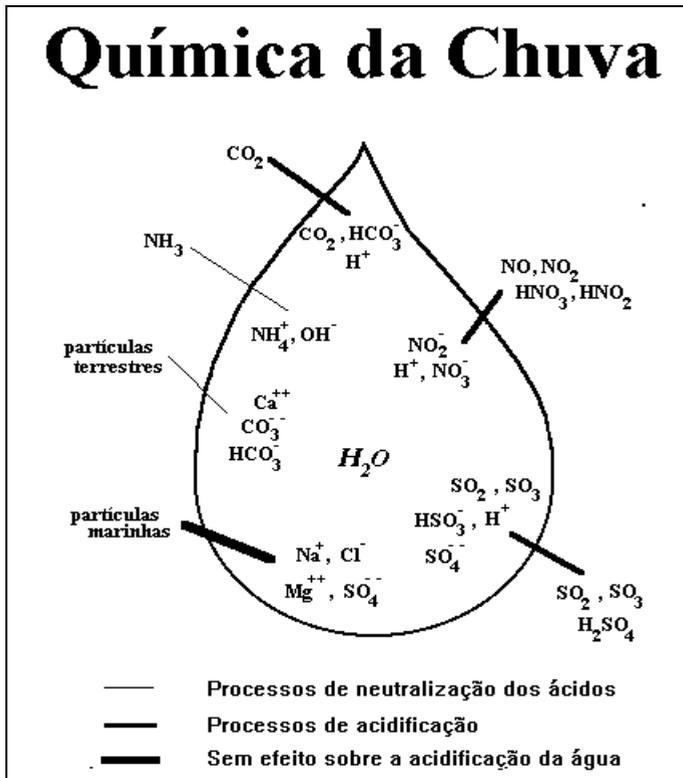


Figura 2-8: Processos de acidificação e neutralização

A partir da Figura 2-8 faça uma síntese do que vimos a respeito: acidificação da chuva, chuva normal, responsáveis pela acidificação, processos de acidificação, influências naturais e antropogênicas.

2.3.4 - Efeitos da chuva ácida

A partir das características da chuva ácida, podemos analisar alguns de seus efeitos.

A chuva ácida tem efeitos danosos em quase todos os aspectos da vida humana, desde materiais, à natureza, até a saúde do Homem.

2.3.4.1 - Efeitos sobre materiais



EXPERIÊNCIA Nº6

Material:

Pedacinhos de mármore
Suco de limão
Vinagre
Solução de HCl

Procedimento:

- Triture alguns pedaços de mármore distribua-os em quatro copos;
- ao primeiro adicione água e observe;
- ao outro, adicione suco de 2 ou 3 limões, observe;
- ao terceiro adicione vinagre, observe;
- ao último adicione ácido clorídrico e observe;
- *anote todas as suas observações.*

a) *As reações observadas, tem alguma coisa em comum? Quais?*

b) *Por que ocorrem as diferenças nas velocidades de ataque ao mármore?*

c) *O que você conclui sobre o efeito da água sobre o mármore? E dos ácidos?*

d) *Faça a reação do mármore (CaCO_3) com HCl. Qual é o gás liberado na reação?*

e) *Faça a reação do H_2SO_4 presente na chuva ácida, com o mármore.*

f) *O CaSO_4 é chamado de gesso macio, e é facilmente carregado pela água, e até mesmo pode solubilizar-se nela. O que você imagina que aconteça com materiais de mármore submetidos à chuva ácida?*

Em vários lugares do mundo, a incidência de chuva ácida vem deixando um rastro de destruição, desde monumentos como o Partenon em Atenas e o Coliseu em Roma até o Taj Mahal na Índia e obras da civilização

Maia no México, para citar os mais conhecidos. Algumas destas obras resistiram a mais de 2000 anos praticamente intactas, e há questão de duas décadas se deterioraram mais que desde a construção.

Em Atenas uma das alternativas encontradas foi a de proibir a circulação de automóveis particulares no perímetro central da cidade quando a poluição atinge níveis muito altos.

Além de obras de arte famosas, o que a chuva ácida pode atacar?

Os materiais ferrosos também são muito atacados pela acidez da chuva (veja experiência nº 4).

Lembrando que em alguns lugares a acidez da chuva já atingiu valores de pH inferiores ao do vinagre, *o que deve acontecer com automóveis, portões, grades, materiais de ferro em geral, expostos a chuva ácida?*

Os maiores avanços, nesta área, são o desenvolvimento de tintas e vernizes que protejam por mais tempo os materiais.

É vantagem para fabricantes de tintas anticorrosivas, que se acabe com a chuva ácida? E para a população é vantagem?

2.3.4.2 - Efeitos sobre a natureza

A vegetação de matas e florestas também sofre vários danos com a ocorrência de chuva ácida, bem como as terras agriculturáveis. Normalmente as matas concentram a acidez da chuva de 2 a 4 vezes. Se antes de cair sobre o solo a acidez da chuva já é elevada, esta concentração nas matas passa a ter efeitos terríveis: a cera protetora das folhas é destruída, as raízes mais finas ficam abaladas. Além, disto o Al, Ca, Mg, Na e K são carregados do solo, bactérias fixadoras de nitrogênio são eliminadas e a formação do húmus é alterada. (O húmus é um agregado orgânico que fixa elementos nutrientes e os cede conforme as necessidades do solo). Todos estes fatores diminuem a fertilidade das terras agrícolas e as matas morrem lentamente

"As florestas da América do Norte não foram afetadas pela chuva ácida. Mas, na Europa, os efeitos parecem devastadores. Na Alemanha Ocidental, Suíça, França e Áustria, as árvores estão doentes, talvez porque o solo ou o tipo de vegetação seja especialmente vulnerável à acidez. Na Alemanha, uma paisagem desoladora: pinheiros e abetos, antes grandiosos, apresentam folhagem amarelada, com manchas escuras que provam a falta de nutrientes (cálcio e magnésio). As árvores mais afetadas já perderam a

folhagem: os troncos nus estão cobertos de ramos finos, raquíticos e quebradiços."

(*Superinteressante maio/90*).

A função dos elementos químicos N, P, K, Ca, Mg, e S na planta:

Nitrogênio (N) - favorece o crescimento vegetativo e a folhagem mais verde;

Fósforo (P) - formação de raízes, flores, frutos e sementes. Respiração dos vegetais;

Potássio (K) - resistência das folhas às doenças, formação de carboidratos, colmos resistentes;

Cálcio (Ca) - formação das paredes celulares e raízes. Absorção de nutrientes;

Magnésio (Mg) - constituinte essencial da molécula de clorofila e ativador de enzimas;

Enxofre (S) - composição de aminoácidos e vitaminas.

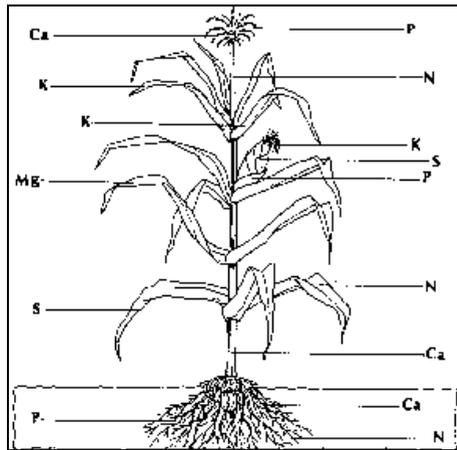


Figura 2-9: Função dos elementos químicos N, P, K, Ca, Mg e S nas plantas.

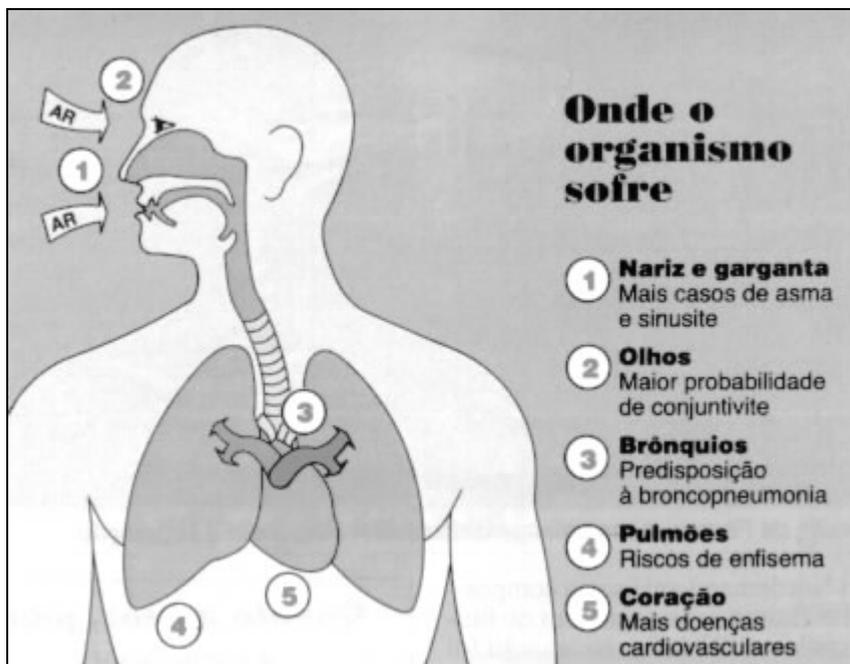
Com base na Figura 2-9, justifique por que o texto menciona Ca e Mg. *Por que a falta destes nutrientes provoca os sintomas citados em tal texto? Como acontece o ataque da chuva ácida sobre estes elementos?*

A diminuição do pH de rios e lagos, tem causado grandes problemas, pois os peixes são muito sensíveis às mudanças de pH, e não resistem a níveis inferiores a 4,5. Em lagos escandinavos já se verificou o desaparecimento de certas espécies de peixes, plantas aquáticas e algas, devido a queda de pH nos lagos, causada pela chuva ácida, que normalmente tem origem a vários quilômetros dali, nos países industrializados da Europa. Os gases são levados pelo vento e precipitam-se com a chuva a vários quilômetros de sua origem. No Brasil, os rios de Santa Catarina, utilizados para lavagem de carvão, apresentam pH 1, por causa da impregnação pelos compostos de enxofre. O mesmo acontece

em esgotos de usinas de cana-de-açúcar, onde são lançados diariamente despejos ácidos.

No Rio Grande do Sul, o calcário (CaCO_3) é largamente utilizado para correção da acidez do solo. *Equacione uma possível reação de neutralização da chuva ácida (H_2SO_4 e HNO_3), que pode estar ocorrendo em solos gaúchos.*

2.3.4.3 - Efeitos sobre a saúde



Fonte: Superinteressante maio/90

Figura 2-10: Efeitos sobre a saúde.

Com base na Figura 2-10, diga por que o efeito da chuva ácida é principalmente sentido no sistema respiratório.

Por que a presença de gotículas ácidas na atmosfera pode ser um risco para saúde de asmáticos, pessoas com infecções pulmonares, crianças e velhos?

2.3.5 - Chuva ácida no Brasil

No Brasil já está havendo preocupação com os efeitos da chuva ácida, principalmente na floresta da Tijuca, Rio de Janeiro, no parque florestal do rio Doce, nas proximidades do Vale do Aço em Minas Gerais e na Serra do Mar entre São Paulo e Cubatão, no estado de São Paulo. *Por quê?*

No Brasil já temos algumas áreas críticas na emissão de poluentes geradoras de chuva ácida:

CUBATÃO (SP)

"...Há cinco anos, 23 complexos industriais lançavam a cada dia 4 mil toneladas de impurezas sobre o céu de Cubatão, batizado de 'Vale da Morte'. A cidade continua poluída, mas um ousado plano de recuperação reduziu os poluentes em 75%..." (*Zero Hora, 06 de junho de 1991*).

Cubatão ainda não conseguiu controlar totalmente a emissão de poluentes. Ainda continuam acontecendo em alguns dias, índices alarmantes de poluição no ar, chegando ao ponto de parar a produção de indústrias por algumas horas ou dias, mas já existe um começo.

A chuva pode não ser ácida e ser poluída? Como?

"Nos últimos dois anos, a equipe de Lycia Nordemann analisou a composição das chuvas em seis cidades do litoral brasileiro. 'Nossa preocupação foi determinar o índice de poluição e não apenas o pH', frisa a pesquisadora. Como exemplo, ela cita o caso de Cubatão, cidade em que já havia medido a acidez da chuva há cinco anos. Naquela época, quando Cubatão era considerado um dos lugares mais poluídos do mundo, o pH da chuva ali era 6,4, ou seja, acima do índice perigoso. Isto porque uma das principais fontes de poluição, as indústrias de adubos químicos, jogavam no ar toneladas de fosfato de cálcio que acabavam por neutralizar a acidez da chuva. "o pH da água estava

dentro dos padrões, mas havia concentração elevada de poluentes", interpreta Lúcia."

(Superinteressante, maio/90)

REGIÃO CARBORÍFERA DE SANTA CATARINA

No sul do país o carvão mineral é bastante usado para obtenção de energia, este carvão apresenta um alto teor de enxofre que é oxidado na queima do carvão nas termoelétricas.

A maior termoelétrica da América Latina é a Jorge Lacerda, em Imbituba (SC), que consome carvão com um teor de enxofre de 2,5 a 3,0%. Lança no ar diariamente cerca de 300 toneladas de SO₂, o que levou os rios da região a apresentarem pH entre 2 e 3.

CANDIOTA (RS)

No RS, temos em Bagé, um importante complexo termoelétrico, a usina termoelétrica Presidente Médici (Candiota), atualmente com a chamada fase A em operação, e a fase B em construção. Como já podíamos prever, a usina de Candiota é um grande centro gerador de poluição, seja através da água de drenagem das minas, emissão de cinzas volantes ou emissão de gases (principalmente SO_x) que causam a chuva ácida.

A Tabela 2-11 apresenta estimativas de emissões gasosas, feitas por diversos institutos de pesquisas. Para estimar o impacto ambiental das emissões gasosas de usinas e fábricas, é necessário realizar coletas representativas em suas chaminés. Lamentavelmente, a chaminé da usina de Candiota foi construída sem previsão para instalação de amostradores, o que impede a coleta.

Qual sua opinião a respeito da preocupação ambiental na construção da Usina de Candiota, sabendo que a usina foi concluída em 1986?

Nesta usina só é possível avaliar as emissões gasosas fazendo-se o balanço entre as massas que entram e saem do sistema e coletando amostras na

saída dos precipitadores eletrostáticos³. Mas este processo não é aceito como prova técnica de poluição pela Secretaria do Meio Ambiente do RS.

Tabela 2-11: Emissões anuais do complexo de Candiota (em toneladas)

		SEMA	Richter *	Zanella *	CEEE **	Solari
SO₂	FASE A	38250	10600	11400	17382	10656
	FASE B	97150	26900	29000	40138	27400
	TOTAL	135400	37500	40400	57520	38056
NO	FASE A	11900	36200			
	FASE B	30300	92000			
	TOTAL	42200	128200			
MP	FASE A	3650	32500	32100	12187	8640
	FASE B	9250	82500	81600	28140	22217
	TOTAL	12900	115000	113700	40327	30857
EFICIÊNCIA DOS PRECIPITADORES (%)				92,5	96,0	97,9

Dados extraídos de Martins & Zanella - 1988 (*) e do relatório da CEEE à Secretaria de Meio Ambiente do Estado sobre geradores de energia térmica - 1986 (**). MP significa material particulado.

³ Precipitador eletrostático é um equipamento utilizado para reduzir sensivelmente a emissão de cinzas, constituído de um bloco fechado, com chapas que funcionam como eletrodos, os quais magnetizam as partículas sólidas, fazendo-as precipitarem, evitando assim que saiam pela chaminé.

Embora não existam no Brasil padrões determinados para emissão de SO₂ por carboelétricas, podemos considerar bastante elevado o valor de 26 kg de SO₂ por tonelada de carvão queimado, lançados pela Usina de Candiota, quando comparados com valores europeus e norte-americanos, situados entre 0,12 kg e 3,25 kg de SO₂ por tonelada de carvão queimado.

Atualmente a tendência mundial é de instalação de desulfurizadores para tratamento de gases de combustão. Com estes equipamentos, vai-se ao encontro de padrões internacionais para emissão de SO_x, com redução do nível de emissão de cinzas e, provavelmente, redução da emissão de poluentes gasosos (metais e compostos policíclicos). Estes processos necessitam de investimento, e por isso no Brasil, ainda vigora a tendência de apenas dispersar as emissões para mais longe, através da construção de chaminés cada vez mais altas, prática que não é mais aceita como medida de controle na Europa e EUA. As empresas nacionais ainda não perceberam que mais elevados serão os custos envolvidos na restauração do ambiente natural e no tratamento de doenças associadas às emissões dos poluentes.

Baseado na localização geográfica de Candiota, *responda porque a poluição naquela região pode gerar atritos internacionais?*

2.3.6 - Combate à chuva ácida

A partir dos textos abordados, *sintetize, o que é chuva "normal" e chuva ácida? Suas características? Seus efeitos e alternativas de controle?*

Dê sua opinião a respeito do controle da poluição e o que você, como cidadão, pode fazer.

2.4 Conclusões

A água, composto tão comum ao nosso dia-a-dia, mas que pode ser explorada de incontáveis formas diferenciadas...

Aqui procuramos abordar uma gota deste oceano, através do estudo da chuva numa perspectiva química.

Ao concluir este capítulo temos a certeza que não esgotamos o tema, mas acreditamos ser este um texto que propicie uma maior clareza sobre os fenômenos

envolvidos, bem como uma discussão superficial de conteúdos químicos que poderão ser aprofundados em uma situação escolar.

3 - TRATAMENTO DA ÁGUA

Escrito por Odone Gino Zago Neto

3.1 - Terra, o planeta água

3.1.1 - A formação dos oceanos

Constituindo a maior quantidade de água de nosso planeta, os oceanos devem sua formação, principalmente, ao período de vulcanismo ocorrido na Terra primitiva. Praticamente dez por cento (10%) do material ejetado nessas erupções vulcânicas constituía-se de vapor d'água. Após milhares de anos, esse vapor acabou por saturar a atmosfera terrestre. Esta saturação fez com que a atmosfera da Terra primitiva se parecesse com a atual atmosfera venusiana. Observe a Figura 3-1.

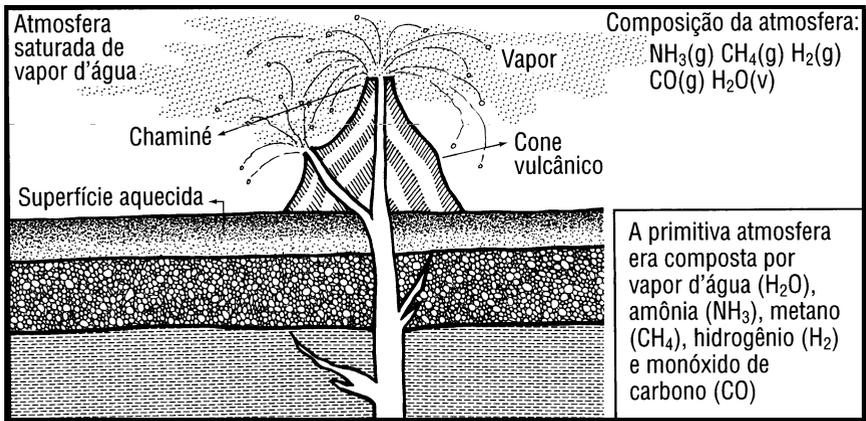


Figura 3-1: Erupção vulcânica e a saturação da atmosfera com vapor d'água.

Quando o vapor d'água, liberado pelas erupções, atingia as camadas mais altas e frias da atmosfera, ocorria o fenômeno da condensação, que acabava por formar gotas de água no estado líquido. Estas, por sua vez, precipitavam na forma de chuva. Devido à alta temperatura da superfície terrestre, as chuvas vaporizavam-se novamente, antes mesmo de tocar o solo.

Com o lento resfriamento da superfície, enfim as chuvas tocaram o solo e, por conseguinte, formaram os primitivos oceanos. Observe as Figuras 3-2 e 3-3.

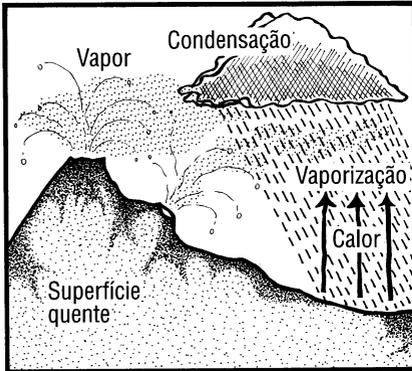


Figura 3-2: A chuva.

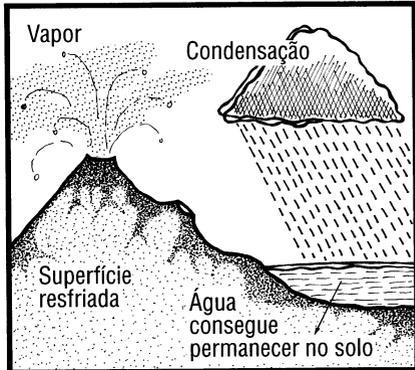


Figura 3-3: Formação dos oceanos.

ATIVIDADES:

1) *Por que o resfriamento da superfície foi fator determinante para as chuvas tocarem o solo?*

2) *Partindo da interpretação do texto e das figuras acima, a que conclusão poderemos chegar sobre os processos de condensação e evaporação?*

3) *Quais componentes da primitiva atmosfera podem ser responsáveis pelo aparecimento da matéria orgânica? Justifique.*

4) *Dentre os componentes da primitiva atmosfera, porque só a água sofre o processo de condensação? Justifique.*

5) *Qual poderia ter sido a temperatura da superfície terrestre quando, enfim, as chuvas tocaram o solo?*

3.1.2 - O interminável ciclo das águas

Já sabemos que o resfriamento da superfície terrestre permitiu que a água pudesse repousar na forma líquida, mas *o período que a água permanece no solo é infinito?* Não, as águas da superfície recebem constantemente energia térmica proveniente do Sol. Essa energia, que é absorvida pelas moléculas de água, serve para quebrar algumas pontes de hidrogênio, transformando a água líquida em vapor d'água. A água volatilizada condensa-se nas alturas e precipita como chuva.

Além do processo de evaporação das águas de superfície, a transpiração animal e vegetal também auxilia na perpetuação desse ciclo das águas. Observe a Figura 3-4.

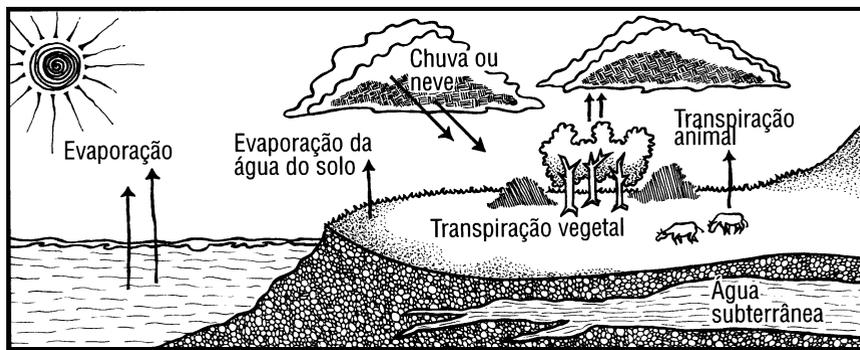


Figura 3-4: Ciclo da água.

ATIVIDADES

1) *De que forma os seres vivos, ao consumirem água, afetam o ciclo?*

2) *Elabore um ciclo d'água em torno da vida humana.*

3) *As nuvens são formadas por vapor d'água. Em que momento esse vapor precipita na forma de chuva?*

4) *Qual o tipo de ligação que mantém as moléculas de água unidas? Explique.*

5) A energia solar é absorvida por moléculas de água para romper as pontes de hidrogênio. *No oceano, quais as moléculas que absorverão essa energia, as das profundidades ou as das superfícies? Justifique.*

6) *Existem pontes de hidrogênio na água em estado gasoso? Justifique.*

7) Tente justificar a existência de secas e enchentes com base, apenas, no ciclo da água.

3.1.3 - Água, uma solução

Quando retiramos água de uma fonte e a colhemos em um copo transparente, por sua aparência, julgamos ter em nossas mãos um copo de água pura. A análise visual, nesses casos, não basta para fazermos tal afirmação. Teríamos que realizar análises químicas e, assim, averiguar a existência, em pequenas quantidades, de outras substâncias químicas nela dissolvidas, caracterizando, portanto, uma solução.

Devido à grande facilidade de dissolver substâncias, na natureza, a água encontra-se sempre como uma solução, na qual poderemos não só encontrar as mais variadas substâncias químicas, como também uma enorme variedade de microorganismos que nela habitam.

Devemos atentar para o fato de que a água entra em contato com, praticamente, toda a matéria existente na superfície do planeta, desde os gases que compõem a atmosfera até os materiais das profundidades dos solos. Este fato é de fundamental importância para que ela, ao realizar seu ciclo, contenha dissolvidas tão variadas substâncias.

ATIVIDADES

1) *A água que retiramos da torneira é uma substância pura? Justifique.*

2) *Explique porque a água tem a capacidade de dissolver diversas substâncias químicas.*

3) *A água que compõe as nuvens é uma substância pura? Justifique.*

4) **Pesquisa:** Observe atentamente os rótulos de águas minerais de diferentes fontes e averigue as substâncias químicas dissolvidas. *Escreva uma pequena dissertação sobre esse assunto.*

5) Com base no texto acima, *conceitue*, com suas palavras, o que é uma solução.

3.1.4 - A fonte da vida

A característica da água de dissolver as mais diversas substâncias é de importância fundamental para que exista vida em nosso planeta. A ciência atual credits à água dos primitivos oceanos a origem da vida. Essa solução, contendo diversas espécies químicas, foi com o passar do tempo, promovendo diversas configurações de substâncias que nela realizavam suas ligações. Após milhões de anos, os primeiros organismos vivos do planeta se formaram a partir das proteínas. Essa teoria científica se torna mais confiável quando avaliamos a constituição química dos seres vivos da atualidade: embora não aparentem, os mesmos possuem grande percentagem de água em sua constituição. Tal fato não chega a causar espanto pois, deve-se crer que, em algum ponto da história da Terra, foi na água que a vida se originou. Observe os dados das Tabelas 3-1 e 3-2.

Tabela 3.1: Percentagem de água em diferentes organismos

Organismo	% H ₂ O
Seres humanos	70
Peixes	80
Plantas aquáticas	90-98

Tabela 3.2: Percentagem de água em tecidos humanos

Tecido humano	% H ₂ O
Muscular	75,6
Epitelial	72
Ósseo	22

ATIVIDADES:

[1) Moléculas com massa molecular similar à da água, geralmente, são gases. O fato da

água ser líquida é determinante para a existência de vida em nosso planeta. *Explique esse fato.*

2) É aconselhável a um ser humano adulto ingerir em torno de 2 litros de água por dia. *Justifique essa afirmativa.*

3) *Comparando os tecidos muscular, epitelial e ósseo, o que poderíamos afirmar quanto à rigidez e ao teor da água de sua constituição?*

4) A fritura em óleo é realizada com várias espécies alimentícias. *Após a fritura, o volume do alimento aumenta ou diminui? Justifique.*

5) O cozimento de alimentos é muito utilizado em culinária, pois deixa os alimentos mais macios. *Justifique a afirmativa.*

3.1.5 - Água para consumo humano

As substâncias químicas dissolvidas na água, bem como os microorganismos que nela habitam, muitas vezes, quando consumidos por seres humanos, podem causar transtornos à saúde. Devido a essa possibilidade, a água, utilizada para consumo humano, deve passar por um processo de purificação. Essa possível existência, na água, de microorganismos patologicamente ativos - pequenos organismos que podem causar doenças aos seres humanos - ou de substâncias químicas cujos efeitos tóxicos sejam evidentes, leva-nos a exercer nossa cidadania e exigir, dos órgãos competentes, o tratamento da água.

A água que serve para o consumo humano é denominada água potável. Essa água pode ser consumida em qualquer quantidade, sem provocar efeitos danosos à saúde. A água potável deve ser isenta de cor, turbidez, gosto e odor. Também não deve conter substâncias minerais ou orgânicas que possam produzir efeitos fisiológicos prejudiciais, ou organismos patogênicos que causem tais efeitos.

Para um bom controle da qualidade da água, as instituições responsáveis por sua potabilização devem realizar, periodicamente, análises bacteriológicas e físico-químicas. As primeiras verificarão a existência e a quantidade de microorganismos, identificando-os como prejudiciais - ou não - à saúde; ao passo que as segundas determinarão a existência e quantidade dos compostos químicos dissolvidos em água.

No Brasil, o Ministério da Saúde é o responsável pelos parâmetros de potabilidade, bem como pela sua fiscalização, segundo consta na portaria nº 36, de 19 de janeiro de 1990. Nessa portaria, encontram-se as normas e os padrões de potabilidade da água destinada ao consumo humano. Vide as tabelas 3-3 e 3-4 com dados retirados dessa portaria, e um complemento que mostra os efeitos tóxicos desses elementos para a saúde.

Tabela 3-3: Componentes inorgânicos e seus efeitos sobre a saúde.

Componentes inorgânicos que afetam a saúde	Concentração máxima permitida (mg/L)	Efeito tóxico
Arsênio	0,05	Cancerígeno e teratogênico*

Bário	1,0	Paralisia muscular
Chumbo	0,05	Cancerígeno e teratogênico
Cianetos	0,1	-----
Cromo	0,05	Cancerígeno e mutagênico
Mercúrio	0,001	Neurotóxico e mutagênico
Nitratos	10	Metemoglobinemia**
Prata	0,05	-----
Selênio	0,01	Cancerígeno e mutagênico

*alterações físicas não hereditárias no feto, contrário de mutagênico, que é hereditário.

**problema relacionado às trocas gasosas no interior das células

(para maiores informações ver:RAW, Isaías. Metemoglobinemia: células sem ar. Ciência Hoje. V.6, n.32. Jun.87).

Observações: Na Tabela 3-3 estão representados apenas os principais efeitos tóxicos, sendo estes variáveis conforme o grau de intoxicação do indivíduo.

Tabela 3-4: A qualidade organoléptica *

Componentes que afetam a qualidade organoléptica	Concentração máxima permitida (mg/L)
Alumínio	0,2
Agentes tensoativos**	0,2
Cloretos (Cl)	250,0
Cobre	1,0
Dureza total (CaCO ₃)	500,0
Ferro total	0,3

Manganês	0,1
Sólidos totais dissolvidos	1000,0
Sulfatos(SO ₄)	400,0
Zinco	5,0

*referente ao gosto, odor e sabor.

**sabões e detergentes.

ATIVIDADES

[

1) Foram realizadas análises quantitativas de arsênio, bário, chumbo, mercúrio, alumínio, cobre e manganês em quatro amostras de águas e os resultados estão representados na Tabela 3-5.

a) Com base nos dados das Tabelas 3-3 e 3-4, *verifique se estas águas estão de acordo com os parâmetros de potabilidade vigentes no Brasil. Justifique sua resposta.*

b) *Se forem ingeridas, quais os efeitos que as águas analisadas poderão causar?*

Tabela 3-5: Amostras analisadas

Componente	Amostra 1	Amostra 2	Amostra 3	Amostra 4
Arsênio	----	0,05 mg/L	0,001 g/L	0,001 mg/L
Bário	0,8 mg/L	0,5 mg/L	0,001 mg/L	1,0 g/L
Chumbo	----	0,005 mg/L	0,05 mg/L	0,01 mg/L
Mercúrio	----	0,0001 mg/L	----	0,01 g/L

Alumínio	0,1 mg/L	0,18 mg/L	0,2 mg/L	0,01 g/L
Cobre	1,09 mg/L	0,89 mg/L	----	0,9 mg/L
Manganês	0,01 mg/L	0,1 mg/L	1,0 mg/L	0,98 mg/L

c) *Para a água ser considerada potável só a análise apresentada na Tabela 3-5 é suficiente? Justifique.*

2) *São apenas as substâncias químicas, presentes na água, que podem ser prejudiciais aos seres humanos? Justifique.*

3) *Escreva um texto sobre a importância das análises químicas no processo de tratamento d'água para consumo humano.*

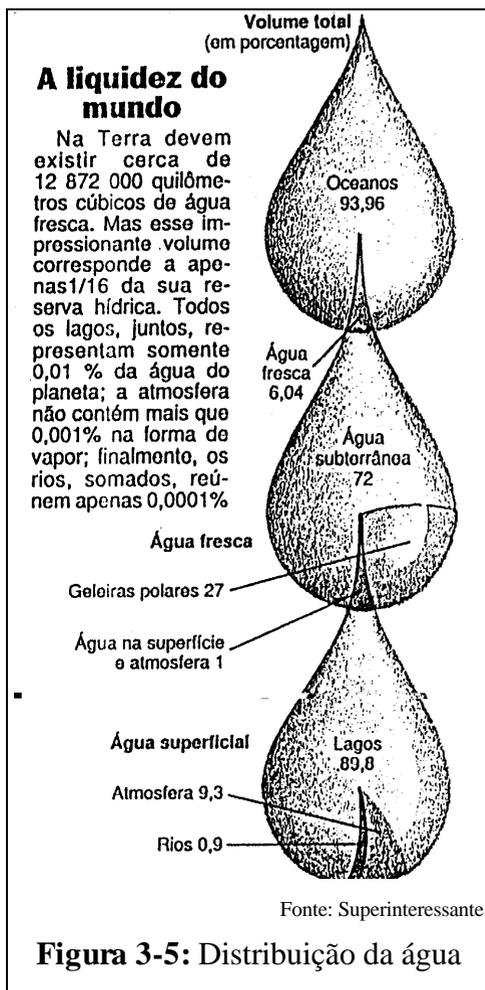
4) **Pesquisa:** Os agentes tensoativos, citados na Tabela 3-4, são na realidade sabões e detergentes que se solubilizam em água. Segundo o Ministério da Saúde, *o que pode ocorrer se ingerirmos uma água com mais de 0,2 mg/L de tensoativos?*

3.1.6 - Distribuição da água em nosso planeta

Por vivermos em terra firme, temos pouca noção da quantidade de água que nos cerca. Em nosso planeta, apenas vinte por cento da superfície é coberta por terra firme, todo o restante é coberto por água. Do total da água existente no globo, 93,96% está nos oceanos (observe a Figura 3-5). Ao homem, interessa a água que possa ser potabilizada com menor gasto de energia, enquadrando-se nesse caso as águas dos lagos, dos rios, das geleiras e do subsolo. Observe que os 93,96% das águas oceânicas não se enquadram nesses casos, já que a água oceânica, para ser consumida, necessita, obrigatoriamente, ser dessalinizada, dispendendo assim uma grande quantidade de energia, que acaba encarecendo muito o produto final - a água potável.

Observando a figura, verifica-se que, mesmo sendo apenas 6,04%, a água fresca está longe de ser considerada escassa. Porém, se com a quantidade nossa preocupação torna-se nula, não poderemos dizer o mesmo quanto à qualidade. A medida que o tempo passa,

observa-se o aumento da poluição das águas e, deveremos, cada vez mais, voltar nossas preocupações para esse problema. Do contrário, o que hoje parece ser o sonho da abundância, amanhã poderá ser o pesadelo da falta.



ATIVIDADES



1) *Por que as águas oceânicas não são consideradas águas frescas?*

2) *Qual é o estado físico das águas das geleiras? Essa água é considerada fresca?*

3) *Por que os icebergs flutuam nas águas oceânicas?*

4) *Como o ciclo da água auxilia na distribuição da água em nosso planeta?*

5) *As águas, distribuídas em nosso planeta, possuem características químicas iguais? Justifique.*

6) *Qual a importância dos lagos como fonte de água potável?*

3.1.6.1 - Oceanos

Todos nós conseguimos diferenciar, através do gosto, a água doce da água salgada e parece-nos bastante satisfatório considerar as águas dos oceanos e mares como águas salgadas e as águas dos lagos, rios, geleiras e subsolo como águas doces (apesar de não serem). Mas, quimicamente, essa é apenas uma das diferenças entre a água dos oceanos e mares das outras águas. Veja na Tabela 3-6 a comparação das substâncias químicas presentes nas águas do rio Amazonas e as dos oceanos.

ATIVIDADES



1) Sabe-se que 1 mol de sal de cozinha tem 58,5 g (23 g de sódio e 35,5 g de cloro). Numa solução aquosa existem 2 mols de sal de cozinha (NaCl). *Quantas gramas deste sal existem na solução? Quantas gramas de íons sódio existem nessa solução? Qual é a massa, em gramas, de íons cloreto?*

Tabela 3-6: Os sais e suas concentrações em água.

Íons	Amazonas (mg/L)	Oceanos (mg/L)
Na ⁺	0,00161	11035
Mg ²⁺	0,00049	1330
Ca ²⁺	0,0056	418
K ⁺	0,0020	397
Cl ⁻	0,0025	19841
SO ₄ ²⁻	0,00096	2769
HCO ₃ ⁻	0,018	146

Observação: A Tabela 3-6 foi elaborada a partir de dados emitidos pelo Laboratório Hidrográfico de Copenhague (águas oceânicas) e do livro Química Geral de Masterton & Slowinski (águas do Amazonas).

2) Se todo íon sódio (Na⁺) transforma-se em um componente do sal de cozinha (NaCl), após a evaporação da água marinha, *quantas gramas deste sal teríamos em 5 litros dessa água?*

3) Se todos os íons cloreto (Cl⁻) integrarem a formação do cloreto de sódio (NaCl), após a evaporação de 5 litros de água do rio Amazonas, *quantas gramas deste sal seriam obtidas?*

4) *Compare as respostas das questões 2 e 3 e transcreva suas observações.*

5) *Comparando as concentrações de Cl⁻ e HCO₃⁻ nas águas do rio Amazonas, o que se verifica?*

6) Comparando as concentrações de Cl^- e HCO_3^- nas águas dos oceanos, o que se verifica?

7) Compare as respostas das questões 4 e 5 e anote suas conclusões.

8) Nas águas dos rios, é mais comum encontrar o sal $NaHCO_3$ (bicarbonato de sódio) ou o $NaCl$ (cloreto de sódio)? Justifique. E nos oceanos? Justifique.

A Figura 3-6, abaixo, tenta demonstrar o motivo da grande concentração de sais nas águas dos oceanos. Observe-a atentamente.

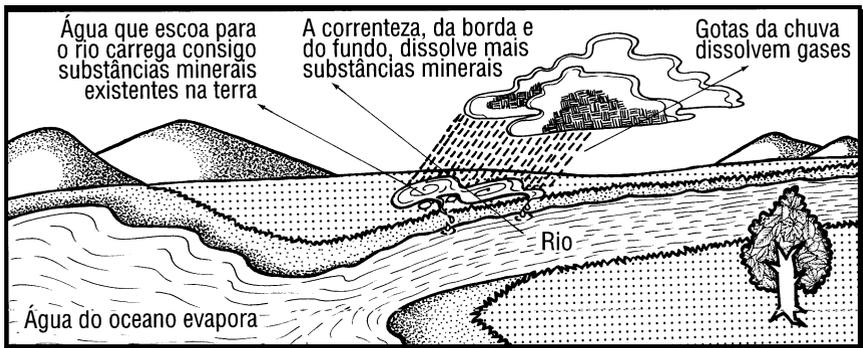


Figura 3-6: A água como solução.

ATIVIDADES:

1) A Figura 3-6 representa um ciclo parcial da água. Aplicando seus conhecimentos, *elabore um texto que verse sobre o ciclo da água.*

2) *Explique* como ocorre a dissolução dos gases da atmosfera na água da chuva.

3) Durante o processo de evaporação, qual a substância química que muda de estado físico para a formação das nuvens?

4) Qual a diferença entre evaporação e ebulição? Pesquise.

5) Os sais evaporam na temperatura ambiente? Justifique.

6) O que acontece com os sais que acompanham as águas dos rios e desembocam nos oceanos?

7) A Figura 3-6 mostra um processo que ocorre há milhões de anos. Procure, com base nesta figura, justificar a grande quantidade de sais dissolvidos nas águas oceânicas.

Tabela 3-7: Alguns componentes da água oceânica

Componente	Concentração (10 ⁻⁶ g/L)	Componente	Concentração (10 ⁻⁶ g/L)
Arsênio	4,3	Cádmio	0,001
Bário	2	Chumbo	-----
Cianetos	-----	Sódio	11.030.000
Cromo	0,1	Cloretos	19.840.000
Mercúrio	0,001	Cobre	-----
Prata	-----	Ferro total	2
Selênio	-----	Manganês	10
Nitrogênio*	150.000	Zinco	4,9
Iodo total	60	Bromo	67.000
Alumínio	2		

* A concentração do nitrogênio inclui, ainda, a concentração de nitratos, nitritos e amônio.

8) *Compare* dados da Tabela 3-7 com os dados apresentados nas Tabelas 3-3 e 3-4. *Solucione* as questões abaixo com base nessa comparação.

a) *A água do oceano pode ser consumida sem problemas? Justifique.*

b) *Quais as diferenças na constituição da água potável e da água oceânica?*

c) *Se você estivesse perdido em alto mar, sem água para beber, você beberia a água do oceano? Justifique.*

9) Nas salinas retira-se, por evaporação da água, o cloreto de sódio das águas marinhas. *Essa água que evaporou, quando novamente liquefeita, poderá ser consumida? Por quê?*

10) A água é um líquido na temperatura ambiente. Sabe-se que as massas sofrem os efeitos da força da gravidade. Existe uma interação gravitacional entre a Terra e a Lua que tem efeito sobre os líquidos da Terra. *Pesquise e explique as marés.*

3.1.6.2 - Águas da superfície e águas subterrâneas

Em nosso planeta a água se distribui não só na superfície como abaixo dela. Chamamos águas de superfície as águas dos oceanos, mares, lagos e rios. As águas subterrâneas são aquelas situadas abaixo da superfície, em lençóis d'água.

Observe atentamente a Tabela 3-8 e analise as diferenças entre as águas de superfície e as águas subterrâneas.

Tabela 3-8: Comparando águas superficiais e subterrâneas.

Águas de superfície	Águas subterrâneas
1) Provêm da água das chuvas	1) Provêm de águas infiltradas no solo
2) Possuem muitos microorganismos	2) Possuem poucos microorganismos
3) Possuem, em geral, bastante matéria orgânica	3) Possuem, em geral, pouca matéria orgânica
4) Possuem poucas substâncias minerais	4) Possuem, geralmente, bastante substâncias minerais
5) São turvas (geralmente)	5) São isentas da turbidez (geralmente)
6) São mais quentes que as águas subterrâneas	6) São mais frias que as águas de superfície

ATIVIDADES

1) *Como se formam os lençóis de água?*

2) *Por que as águas de superfície são mais turvas?*

3) *Por que as águas subterrâneas são, geralmente, mais claras e frias?*

4) *Por que a água superficial tem mais matéria orgânica e a subterrânea mais substâncias minerais?*

5) *Você saberia dizer de onde vem a matéria orgânica das águas da superfície?*

6) *De onde provêm os minerais dissolvidos nas águas subterrâneas?*

7) *Os tratamentos de potabilização das águas de superfície e das águas subterrâneas serão iguais? Justifique. E entre as diferentes águas que compoem as águas de superfície, serão iguais? Justifique.*

Analise atentamente a Figura 3-7 que apresenta a formação do lençol freático.

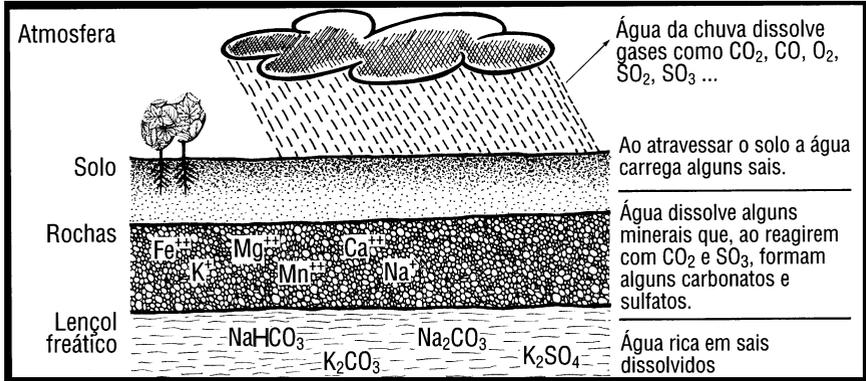


Figura 3-7: A formação de um lençol freático.

ATIVIDADES

1) *Como a terra e as rochas atuam na água que nelas penetra?*

2) Considera-se as águas subterrâneas como a maior fonte de água fresca. *Por quê?*

3) Segundo o ditado popular "Água mole, pedra dura; tanto bate até que fura", *como você justificaria quimicamente a veracidade desse ditado?*

4) *Tente explicar porque as águas subterrâneas têm menos microorganismos que as águas de superfície.*

5) *Equacione a reação dos gases representados na Figura 3-7 com a água.*

6) *Proponha como ocorre a formação dos sulfatos e carbonatos no lençol freático.*

7) Considerando a Tabela 3-9, responda: *os três tipos de águas são soluções de constituição química igual? Justifique.*

Tabela 3-9: Distribuição de água fresca na crosta terrestre

Para cada 10 litros de água fresca	
0,1 Litros	Rios e lagos
2,7 Litros	Geleiras
7,2 Litros	Águas subterrâneas

8) *Do que depende a constituição química das soluções em que aparece a água natural?*

9) A água dissolve os sólidos na temperatura ambiente. *Quando uma água salgada congela, o sal também congela? Justifique.*

10) A água contida nas geleiras foi utilizada largamente pelas civilizações Incas. Em Machu Pichu, ainda hoje, é possível ver os admiráveis dutos que conduziam as águas derretidas das geleiras andinas. *Elabore um desenho que mostre a absorção de energia solar pelas moléculas da água, no estado sólido, e a posterior passagem destas ao estado líquido.*

11) A água numa temperatura de 70°C dissolve mais sais que na temperatura de 20°C. *Justifique essa afirmativa.*

3.2 - A qualidade física da água potável

Para que tenhamos uma água adequada para o consumo humano, deveremos levar em conta as qualidades físicas e químicas dessa água. As qualidades físicas são facilmente percebidas pelos órgãos dos sentidos e, muitas vezes, é por causa delas que deixamos de beber uma água. Dentre as características físicas da água, poderíamos citar a cor, o gosto, o odor e a turbidez.

3.2.1 - A cor nas águas

A cor na água pode ter origem em substâncias inorgânicas (minerais) ou orgânicas (geralmente vegetais). Acompanhe a Tabela 3-10.

Tabela 3-10: A cor das águas

Origem mineral da cor	Origem orgânica da cor
Ferro, manganês, resíduos industriais	Taninos, algas, plantas aquáticas, protozoários, resíduos industriais

Para a avaliação da cor, foi necessário criar uma unidade apropriada. Essa unidade é obtida por comparação de uma amostra com uma solução padrão de cloroplatinato de potássio com cloreto cobaltoso. Esta solução padrão é muito utilizada porque sua coloração é similar a das águas naturais, dos rios e lagos (marrom amarelada). Considera-se uma unidade de cor (uH), a cor produzida por 1 mg de íon cloroplatinato num litro de água.

ATIVIDADES

1) *O que significa a água estar com cor?*

2) Digamos que você e sua família passaram afastados de casa por uma semana. No retorno, você está com sede, abre a torneira e a água que sai tem uma cor marrom. *Tente justificar essa coloração.*

3) *As águas naturais possuem cor? Justifique.*

4) *Algas são plantas aquáticas, geralmente, clorofiladas. Águas contendo algas, em geral, possuem que cor? Justifique.*

5) Segundo a portaria nº 36 de 19 de Janeiro de 1990, emitida pelo Ministério da Saúde, o valor máximo permitido para a cor numa água potável é de 5 unidades de cor. *Observe a Tabela 3-11, abaixo, e diga quais destas águas, no Brasil, são consideradas dentro do padrão de cor. Justifique.*

Tabela 3-11: Cores em amostras de água

Amostra	Cor
Água 1	1,5 mg/L de íon cloroplatinato
Água 2	5,2 mg/L de íon cloroplatinato
Água 3	6,3 mg/L de íon cloroplatinato

3.2.2 - O odor e o sabor em águas

Tanto o odor quanto o sabor são características da água avaliadas pelos órgãos do sentido. A água possuir odor ou sabor não é fator determinante para não considerá-la potável. Poderemos, isto sim, considerá-la imprópria para consumo, mas por motivos estéticos.

As fontes de odor e sabor podem ser de origem artificial ou natural. As principais estão na Tabela 3-12.

Tabela 3-12: Odor e sabor das águas

Fontes naturais	Fontes artificiais
Algas, vegetação em decomposição, bactérias e fungos. Compostos inorgânicos (cloretos, sulfetos, etc).	Águas residuais domésticas e industriais.

O odor é uma das formas de averiguar a existência de certos produtos químicos na água. Algumas substâncias químicas tóxicas possuem cheiro característico, como clorobenzenos, clorofenóis, fenóis e sulfeto de hidrogênio.



ATIVIDADES

1) *Por que a água natural possui gosto e/ou odor?*

2) *Poderíamos tomar uma água com gosto e odor sem perigo? Justifique.*

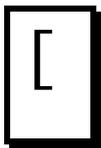
3) *Os resíduos domésticos e industriais podem ser considerados poluidores das águas? Justifique.*

4) Tanto líquidos quanto sólidos podem se transformar em gases na temperatura ambiente. A naftalina, usada para proteger as roupas das traças, é um sólido que sublima e emana um cheiro característico. *Explique como o odor de uma substância se propaga.*

3.2.3 - A turbidez em águas

A turbidez é atribuída a partículas sólidas em suspensão. Estas reduzem a transmissão de luz através do líquido. A turbidez pode ser provocada pelo plâncton (seres vegetais e animais de tamanho microscópico que são transportados passivamente pelas correntes marítimas), algas, detritos orgânicos, zinco, ferro, compostos de manganês, silicatos, despejos industriais e domésticos.

A desinfecção é a parte do processo de tratamento da água que fica mais prejudicada pela turbidez.



ATIVIDADES

1) *Por que a água natural pode possuir turbidez?*

2) *Qual é a diferença entre turbidez e cor?*

3) *Poderíamos tomar uma água turva sem perigo? Justifique.*

4) Uma solução aquosa é formada por um solvente (água) e um soluto (substância dissolvida). O soluto pode ter vários tamanhos, desde um pequeno íon a um complexo com muitos átomos. *Qual o tamanho mais provável*

das substâncias que produzem turbidez, grandes ou pequenas? Justifique. E a cor? Justifique.

3.3 - Características químicas da água potável

3.3.1 - O potencial de hidrogênio nas águas (pH)

O potencial de hidrogênio (pH) corresponde a uma escala que varia de 0 a 14, e avalia a concentração de íons hidrogênio (H^+) em uma solução. A água, como substância pura, possui pH neutro (pH = 7).

A água natural, para ser consumida e devidamente tratada, deve passar por dois processos de medição do pH. Um para averiguar o pH na entrada da estação de tratamento (pH da água bruta), e outro na saída da estação, para saber o pH da água já tratada e pronta para o consumo. Se o pH da água bruta for ácido (pH < 7), a parte do processo de tratamento que visa a sua clarificação fica prejudicado. Se o pH for superior a 9, a água deve ser recusada para consumo. Essa água é considerada imprópria para a potabilização pelos processos de tratamento usuais.

Para maiores detalhes sobre pH consulte o Capítulo 2 deste livro.

ATIVIDADES

1) *O que significa dizer que as águas naturais, geralmente, tem o pH próximo do neutro?*

2) *As águas naturais são ácidas ou básicas?*

Justifique.

3) *Águas com pH acima de 9 são recusadas. Estas águas são ácidas? Justifique.*

4) *Para evitar problemas no processo de tratamento, as águas com pH menor que 6,5 devem ser alcalinizadas com CaO. Tente mostrar como ocorre esse processo através da reação do cal virgem (CaO) com a água.*

3.3.1.1 - O pH das águas minerais

Dispostas em prateleiras de qualquer supermercado, as águas minerais são amplamente consumidas por serem consideradas mais salutares. Na realidade, as águas minerais são águas subterrâneas que se formam conforme mostra a Figura 3-7. Existem águas minerais alcalinas, ácidas, magnesianas, sulfurosas, ferruginosas, radioativas e termais, dependendo da composição química do solo da região onde a fonte natural está localizada.

A água contida no lençol freático pode sair do subsolo, basicamente, de duas formas: através das fontes naturais ou por poços construídos com vistas à utilização das mesmas.

Na Tabela 3-13, pode-se observar a composição química de uma água mineral vendida no mercado, segundo o que consta em seu rótulo.

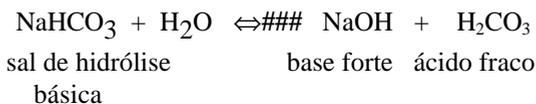
Observe que essa composição apresenta dois tipos de sais: sais com características neutras (NaCl, KCl) e sais com características básicas (NaHCO_3 ,...). Para elucidar mais essa questão, vamos nos valer dos conceitos de hidrólise e de dissociação. A hidrólise consiste na reação que ocorre entre substâncias químicas quando estas entram em contato com a água. A dissociação consiste na separação que ocorre entre os íons formadores da substância química. A dissociação pode ocorrer na presença de água ou não. No processo de hidrólise a dissociação ocorre com o auxílio das moléculas de água, nesse caso estas moléculas também se dissociam dando origem a íons H^+ e OH^- . Se a concentração entre esses íons for diferente diremos que ocorreu hidrólise, nesse caso também ocorrerá alteração do pH da solução. Caso este não mude e a substância química se dissolva na água diremos que esse composto não sofreu hidrólise e sim uma dissociação. Em resumo poderíamos dizer que na hidrólise sempre ocorre dissociação, mas nem sempre que ocorre dissociação ocorrerá a hidrólise.

Tabela 3-13: Composição química de uma amostra de água mineral.

Composto	Fórmula	Concentração (g/L)
Sulfato de Cálcio	CaSO ₄	0,0921
Bicarbonato de Cálcio	Ca(HCO ₃) ₂	0,0505
Bicarbonato de Magnésio	Mg(HCO ₃) ₂	0,0277
Bicarbonato de Sódio	NaHCO ₃	0,1418
Cloreto de Sódio	NaCl	0,0285
Cloreto de Potássio	KCl	0,0032
Resíduo de evaporação à 453 K (180°C)		0,3040
pH a 298 K (25°C)		7,5

Vamos analisar o sulfato de cálcio, primeiro componente de nossa água mineral. Vejamos se ele sofre hidrólise ou simplesmente dissociação. Observe que se o sal sofresse hidrólise formar-se-ia um ácido e uma base fortes {Ca(OH)₂ e H₂SO₄}. Esses produtos possuem um grande grau de dissociação em água. Como esses produtos da reação, se formados, reagiriam rapidamente, mantendo o pH da solução, poderemos dizer que esse sal não sofre hidrólise, sofre sim dissociação.

Vamos, agora, analisar a hidrólise do bicarbonato de sódio, um componente de nossa água mineral.





Nesse caso, vejamos que a base formada (NaOH) é uma base de grande dissociação em água (base forte) e que o ácido formado (H_2CO_3) é um ácido de pouca dissociação em água. Logo, observa-se que a concentração de íons OH^- no conjunto das reações é maior que a concentração de H^+ . Assim ocorrerá uma mudança no pH de uma solução em que é adicionado NaHCO_3 (torna a solução básica).

ATIVIDADES

1) *Equacione* a hidrólise de cada um dos componentes da água mineral que está representada na Tabela 3-13.

a) Quais possuem características básicas?

b) Quais possuem características neutras?

c) O fluoreto de potássio (KF) possui característica ácida ou básica? Justifique através da reação de hidrólise.

2) O CO_2 (gás carbônico) é muito utilizado pelas empresas de engarrafamento para gaseificar refrigerantes e águas minerais. *A adição do CO_2 influencia no pH? Justifique.*

3) *Qual é a origem da água mineral?*

4) O bicarbonato de sódio é largamente utilizado como antiácido. *Explique por que*, com base na reação de hidrólise desta substância.

5) *Sendo a base KOH uma base forte e o HF um ácido moderado, uma solução contendo 0,1 mols de cada substância terá maior concentração de íons H^+ ou OH^- ? o pH desta solução será ácido ou básico? Justifique* as duas respostas.



3.3.1.2 - Destilação: um experimento

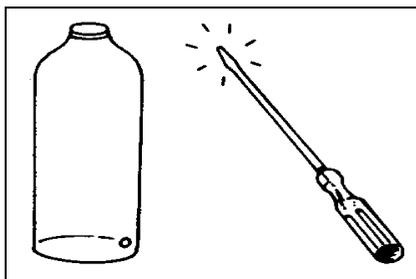
1º Passo: construir um destilador⁴

Material necessário

- 1 lâmpada (queimada) de vidro transparente;
- 1 borracha escolar;
- 1 m de tubo de plástico de 0,5 cm de diâmetro;
- 1 garrafa de plástico de 1,5 litro (de água mineral);
- Arame;
- Pedaços de madeira;
- Cola ou massa epóxi.

Construção

1 - Com um ferro quente (uma chave de fenda), faça um furo, com o diâmetro da mangueira, na garrafa, na posição indicada na figura abaixo;

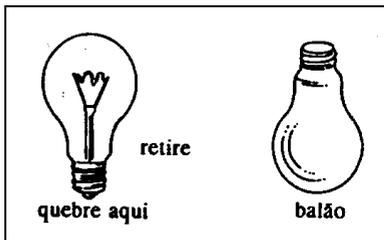


⁴Adaptado do livro: Química - Beltran e Ciscato - São Paulo: Cortez, 1991.

2 - Por esse furo, introduza a mangueira e vede o furo com cola ou massa epóxi;

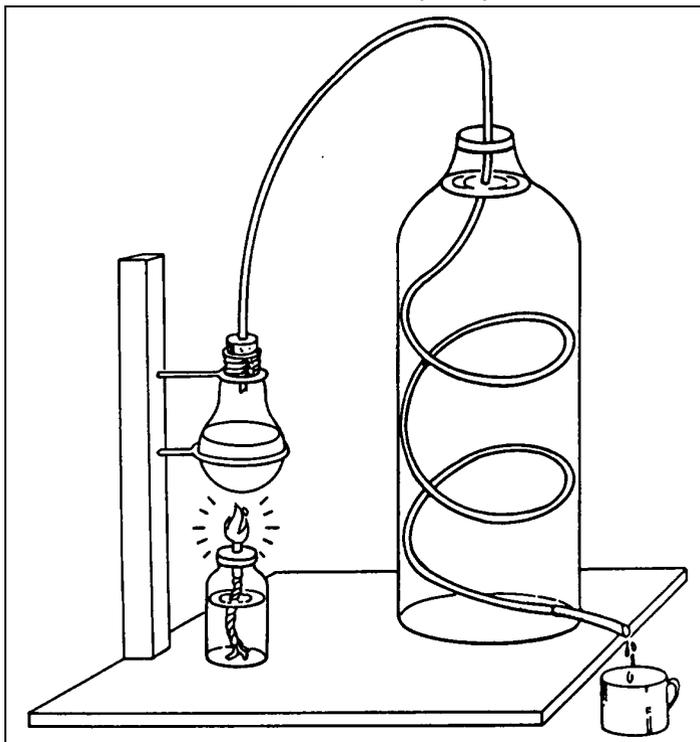
3 - Torça a mangueira, de maneira que ela fique enrolada como na figura ao lado (*Tenha cuidado para não deixar a mangueira enrolada com trechos ascendentes. Isso dificultará a destilação*)

4 - Segure a lâmpada com um pano grosso e, com uma chave de fenda, quebre o fundo e retire o filamento de metal e o seu suporte de vidro (observe a figura abaixo). Você terá, assim, um balão de vidro;



5 - Corte uma borracha escolar de modo que ela sirva de tampa para o balão. Faça um furo nesta tampa com o diâmetro igual ao da mangueira (observe a figura ao lado);

6 - Com madeira e arame, monte o suporte para o destilador.



FONTE: Beltran e Ciscato

Como fazer funcionar o destilador

- 1 - Destape o balão do destilador (lâmpada) e coloque o líquido a ser destilado no máximo até a metade da altura do balão;
- 2 - Encha o condensador (garrafa de plástico) com água fria;
- 3 - Acenda a lamparina e aqueça o balão que contém o líquido a ser destilado;
- 4 - Regule a distância da lamparina ao balão, a chama da lamparina e o comprimento da mangueira, a fim de obter uma destilação mais eficiente.

2º Passo: o experimento, no qual você anotarà tudo que ocorrer.

Material

Um copo de água mineral básica (verifique no rótulo);

Um copo de água mineral ácida (verifique no rótulo);

Papel indicador universal.

Procedimento

1 - Pingue uma gota da água mineral básica ($\text{pH} > 7$) sobre um pedaço de papel indicador. *O papel mudou de cor?*

2 - Pingue uma gota de água mineral ácida ($\text{pH} < 7$) sobre um pedaço de papel indicador. *O papel mudou de cor?*

3 - Realize a destilação da água mineral básica e faça a medida do pH do destilado (basta pingar uma gota do destilado no papel indicador e averiguar qual coloração que este adquire).

4 - Realize a destilação da água mineral ácida e faça a medida do pH do destilado.

ATIVIDADES (Relacionadas ao experimento)



1) *Explique* o processo da destilação.

2) *A primeira medida do pH conferiu com a indicação do rótulo? Caso contrário, tente justificar.*

3) *O pH do destilado é igual ao da água antes do processo da destilação? Explique.*

4) *O que significa obteremos um pH para o destilado que se aproxima do pH neutro?*

3.3.2 - A alcalinidade das águas

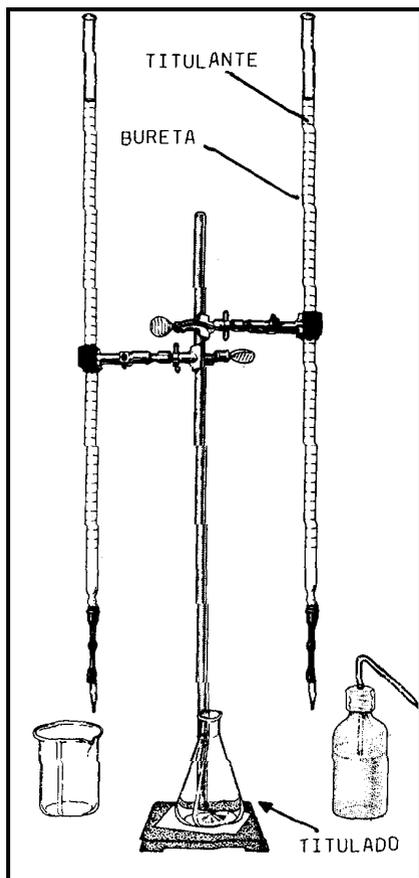


Figura 3-8: Buretas

indicador fenolftaleína que muda de cor entre o pH 8,0 e 8,3.

Quando utilizamos o indicador misto chamamos o resultado obtido de alcalinidade total. Já quando usamos a fenolftaleína chamamos o resultado de alcalinidade à fenolftaleína.

Uma água é considerada alcalina quando possui a concentração de íons OH^- maior que a concentração de íons H^+ (pH básico). A água que possui características alcalina é capaz de consumir ácidos, para que seu pH chegue a um valor neutro ($[\text{OH}^-] = [\text{H}^+]$).

A alcalinidade é causada, geralmente, pela presença de carbonatos (CO_3^{2-}) e bicarbonatos (HCO_3^-).

A alcalinidade é medida através de uma titulação da amostra contra o ácido sulfúrico (H_2SO_4) ou ácido clorídrico (HCl) na presença de um indicador adequado. A titulação corresponde a um processo de dosagem volumétrica de um titulante, que no caso da alcalinidade, é o ácido sulfúrico ou clorídrico, que atua na amostra contendo um indicador. O indicador é, geralmente, uma substância que varia de cor com a variação do pH. A titulação finaliza-se quando o indicador altera sua coloração. Observe a Figura 3-8.

Para averiguar a alcalinidade das águas naturais, geralmente utilizamos um indicador chamado misto que apresenta mudança de cor entre o pH 4,6 e 4,4 ou o



ATIVIDADES

1) *Elabore* os processos de hidrólise do carbonato de cálcio e do bicarbonato de cálcio e *explique* porque eles influenciam na alcalinidade da água.

2) *A alcalinidade influencia no pH? Justifique.*

3) *O que é maior: a alcalinidade total ou a alcalinidade à fenolftaleína? Justifique.*

4) Na Tabela 3-14, abaixo, estão tabelados quatro indicadores:

Tabela 3-14: Faixa de viragem de diversos indicadores.

Indicador	Coloração		Zona de Transição (pH)
	Solução Ácida	Solução Básica	
Azul de Timol	Vermelho	Amarelo	1,2 - 2,8
Alaranjado de Metila	Vermelho	Amarelo	3,1 - 4,4
Vermelho de Cresol	Amarelo	Vermelho	7,2 - 8,8
Amarelo de Alizarina	Amarelo	Lilás	10,0 - 12,0

Quais dos indicadores podem substituir, com menor margem de erro, a fenolftaleína e o indicador misto na determinação da alcalinidade? Justifique.

Tabela 3-16: Substâncias responsáveis pela dureza de águas.

Dureza de carbonatos	Dureza de não-carbonatos
CaCO_3 ; MgCO_3 ; $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	CaSO_4 ; MgSO_4 ; CaCl_2 ; MgCl_2 ; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

ATIVIDADES

- 1) *Quais os agentes ativos da dureza e a qual grupo da tabela periódica pertencem?*
- 2) Uma água dura, quando aquecida, deposita calcário. Esse processo é bem visível em chaleiras e panelas. *Quando o carbonato perde CO_2 , qual é o resultado? Equacione a reação de decomposição do carbonato de cálcio.*
- 3) *Por que a dureza de carbonatos é considerada temporária? Os carbonatos se decompõem mais facilmente que os não carbonatos?*

3.3.3.1 - Dureza: um experimento

Água Mole e Água Dura⁵

A água é considerada "dura" quando apresenta certos íons que fazem com que uma solução de água e sabão não espume ou espume muito pouco. É considerada mole quando esta solução espuma abundantemente.

Nesta experiência, serão acrescentadas diferentes substâncias iônicas a uma mistura de água e sabão com o intuito de identificar, entre os íons acrescentados, quais conferem dureza à água. Em seguida, será observado o comportamento de detergentes na "água dura" preparada.

Material

⁵ Adaptado do livro: Unidades Modulares de Química. Angélica Ambrogi et alii. Hamburg, São Paulo, 1987.

3 etiquetas
4 tubos de ensaio
3 rolhas
1 espátula
estante para tubos de ensaio
sabão
detergente líquido
carbonato de sódio (sólido)
cloreto de cálcio (sólido)
cloreto de sódio (sólido)

Procedimento

A. Etiquete três tubos de ensaio e identifique-os como 1, 2 e 3. Em cada um, adicione mistura de água e sabão até cerca da metade da altura. No tubo 1, acrescente uma pequena quantidade de cloreto de cálcio; no tubo 2, igual quantidade de carbonato de sódio. Tampe os tubos e agite-os.

1) *Por que o tubo 3 foi utilizado nesta experiência?*

2) *Em qual dos tubos a água é mais "dura"? Quais os íons acrescentados a esse tubo?*

3) No tubo 1 estão dissolvidos íons Ca^{2+} e Cl^- ; no tubo 2 estão dissolvidos íons Na^+ e CO_3^{2-} . *Quais desses tipos de íons não conferem dureza à água? Justifique, com base nos resultados obtidos.*

4) Na próxima etapa do procedimento, você adicionará cloreto de sódio a uma nova solução de água e sabão. *Procure descobrir a razão deste procedimento.*

B. Prepare, em um tubo limpo, uma nova solução de água e sabão, acrescente pequena quantidade de cloreto de sódio, tampe e agite.

1) *Escolha*, entre os seguintes íons, aquele que dissolvido em água acarreta a propriedade denominada "dureza da água": Na^+ , Ca^{2+} , Cl^- , CO_3^{2-} .

2) *O sal de cozinha acarreta dureza na água?*

C. Lave um dos tubos de ensaio, acrescente água até cerca da metade da altura. Junte pequena quantidade do reagente que tornará a água dura. Em seguida pingue 1-2 gotas do detergente. Tampe o tubo e agite-o.

1) *A que conclusão você chegou?*

2) *As águas oceânicas possuem teores altos de Ca^{2+} e Mg^{2+} . Poderíamos considerar essas águas como duras?*

3.4 - A poluição das águas

Os seres humanos, diferenciados de outros animais têm a característica de, ao interagirem com o meio em que vivem, interferem no seu equilíbrio. A água, fator supremo da vitalidade, também sofre as conseqüências dessa interação.

A efetiva poluição da água possui um histórico recente e de grande impacto sobre o meio ambiente. Foi a partir de 1800 que os países europeus começaram a se utilizar de sistemas de esgotos. Poucos anos após, devido ao consumo de água sem o tratamento adequado, ocorreram graves epidemias como a cólera e a febre tifóide - algo realmente catastrófico. A revolução industrial, que teve seu início na segunda metade do século XIX, auxiliou grandemente o aumento da poluição das águas. De lá para cá, as atitudes humanas não mudaram muito. Até hoje, indústrias continuam lançando nas águas e no ar seus rejeitos, bem como nossas residências também o fazem. Os itens que seguem a este são uma análise química da poluição de nossas águas.

3.4.1 - Oxigênio dissolvido em água

O oxigênio, como outros gases, dissolve-se na água em pequenas quantidades. Esse gás, tanto quanto a água e a alimentação, é de fundamental importância para a perpetuação da vida. Se um rio está com pouco oxigênio dissolvido em água, os peixes e plantas poderão não sobreviver nele.

Os poluidores orgânicos, que são produzidos por dejetos industriais e residenciais, geralmente são a causa da "morte dos rios". Considera-se um rio "morto" quando este não consegue manter organismos vivos em seu leito. O processo poluidor é o seguinte: bactérias aeróbicas usam o O₂ dissolvido em água para degradar os compostos orgânicos (biodegradáveis), transformando-os em CO₂. Quando existe muita matéria orgânica esse processo reduz o O₂ dissolvido em água - a vida animal e vegetal pode não sobreviver. Permanecendo o processo de degradação dos compostos orgânicos, as próprias bactérias aeróbicas, por falta de O₂, começam a morrer e sua função é preenchida pelas bactérias anaeróbicas. Só que essas, ao invés de formar CO₂, formam CH₄, NH₃ e H₂S, gases tóxicos e poluentes.

A dissolução do oxigênio em água depende, entre outros fatores, da temperatura em que a água se encontra. A Tabela 3-17 apresenta a variação das concentrações de O₂ e CO₂ em relação à temperatura.

Tabela 3-17: Solubilidade do O₂ e CO₂ em H₂O

Temperatura (°C)	litros de gás por litro de água	
	O ₂	CO ₂
0	0,0489	1,713
5	0,0429	1,424
10	0,0380	1,194
15	0,0342	1,019
20	0,0301	0,878
25	0,0283	0,759

30	0,0261	0,665
35	0,0244	0,592

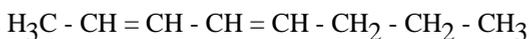
ATIVIDADES

1) *Elabore* um gráfico do volume de gás dissolvido por litro de água, para o gás oxigênio, versus a temperatura (t). Com outra cor, acrescente ao gráfico os dados para o gás carbônico. *Compare* as duas curvas e anote suas observações.

2) *Pesquisa a reação de fotossíntese.*

3) *Explique* a relação CO_2 / O_2 na fotossíntese e *justifique* a colocação de plantas em aquários.

4) Uma colônia de bactérias, ao consumir completamente o composto orgânico biodegradável abaixo, produz 352 g de CO_2 . *Quantos gramas de $\text{O}_2(\text{g})$ essa colônia consumiu?* Massa molecular (M)=110.



5) Na temperatura de 0°C e 1 atm, 32 g de $\text{O}_2(\text{g})$ ocupam 22,4 litros de volume. *Nessas condições, qual é a resposta do exercício anterior, em litros?*

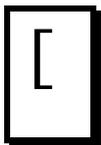
6) Na nascente do rio Jacuí, o teor de oxigênio dissolvido corresponde a um máximo de 8,8 mg de O_2/L . Já neste mesmo rio, nas proximidades de São Jerônimo, a cifra chega a 5,5 mg de O_2/L . *Supondo que o oxigênio, originado na foz, tenha sido consumido por seres vivos, e formado CO_2 para cada litro de água quanto mg de CO_2 será formado?*

7) A água de um rio possui, na temperatura de 20 °C, 0,778 litros de CO₂ por litro de água. *Se forem produzidos mais 0,280 litros de CO₂ por litro de água, estes se dissolverão totalmente? Justifique.*

3.4.2 - Microorganismos na água

Como já vimos, a água pode servir de veículo para várias doenças. Os agentes patogênicos dessas doenças são, geralmente, os vírus, as bactérias, os protozoários e os helmintos.

ATIVIDADES



1) Quando se realiza uma análise bacteriológica, a amostra deve ser coletada em um frasco previamente esterilizado. *Justifique esse procedimento.*

2) O congelamento mata a maioria das bactérias patogênicas. *Você beberia essa água após o degelo?*

A cólera asiática é causada por uma bactéria (*Vibrio Cholerae*) que se desenvolve no intestino grosso. No homem, a infestação dessa bactéria causa infecção intestinal aguda acompanhada de diarreia, vômito, suspensão da urina e desidratação.

Algumas bactérias, quando sujeitas a condições adversas, produzem, no interior de sua célula, um esporo. A bactéria nesse estado letárgico resiste ao calor, falta de alimento, pequenas variações de pH, a ação química de metais e sais, por um longo período de tempo.

3) Uma das atitudes a ser tomada para evitar a infecção por bactérias é ferver a água. *Explique o por quê.*

4) *Você acha que basta saber as características bacteriológicas para saber se a água é potável? Justifique.*

3.4.3 - Demanda bioquímica de oxigênio (DBO)

Os microorganismos, para sobreviverem na água, necessitam consumir o oxigênio dissolvido.

Uma das formas de averiguar a existência de microorganismos em água é através da DBO. O processo é o seguinte:

Utilizam-se duas amostras da água a ser analisada. A primeira amostra serve para medirmos a quantidade de oxigênio dissolvido na água. A segunda é levada para uma incubação a $\pm 20^{\circ}\text{C}$. Após um período de tempo, mede-se a quantidade de oxigênio dissolvido na amostra que foi incubada. Finalmente, comparam-se as análises, subtraindo o primeiro resultado do segundo, e averigua-se o quanto de oxigênio foi consumido naquele período de tempo. Acompanhe a Figura 3-9.

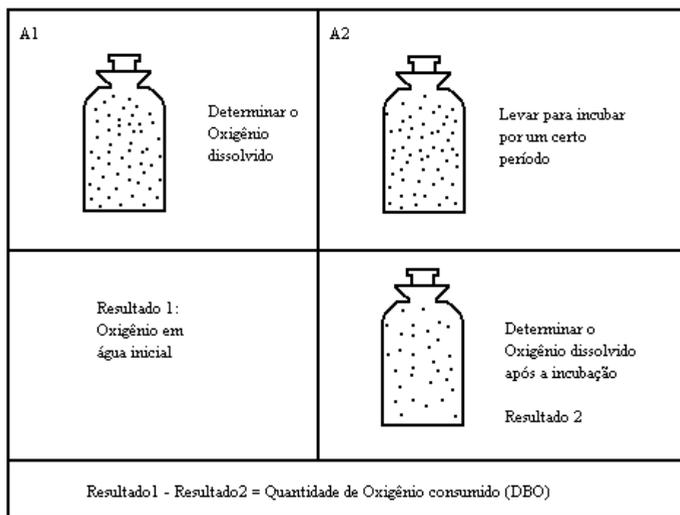


Figura 3-9: Determinação da DBO

A Tabela 3-19 indica a percentagem de oxigênio consumido em diferentes períodos de incubação.

Tabela 3-19: Demanda Bioquímica de Oxigênio.

Período de incubação (dias)	Demanda satisfeita (%)	Período de incubação (dias)	Demanda satisfeita (%)
-----------------------------	------------------------	-----------------------------	------------------------

1	21	8	84
2	37	9	87
3	50	10	90
4	60	12	94
5	68	14	96
6	75	16	97
7	80	20	99

Fonte: DMAE

ATIVIDADES

1) *Faça* um gráfico: 'demanda satisfeita' X 'período de incubação'.
Indique porque o consumo de oxigênio não é linear com o tempo.

2) *Para averiguar a DBO poderemos deixar o frasco aberto ou, se fechado, com bolhas de ar dentro? Por quê?*

3) A amostra incubada deve permanecer em lugar escuro durante todo o período de incubação. *Justifique* essa afirmativa.

3.4.4 - Poluidores tóxicos de origem orgânica

Existe uma variedade muito grande de substâncias tóxicas de origem orgânica, mas as principais são, sem dúvida, os defensivos agrícolas.

Um pesticida utilizado nas lavouras é o DDT (dicloro difenil tricloroetano). Produzido industrialmente desde 1939, o DDT foi utilizado na 2ª Guerra Mundial para evitar epidemias como o tifo e a malária, transmitidas por piolhos e mosquitos contaminados.

Ao aplicar os pesticidas nas lavouras os agricultores, muitas vezes, não sabem que as águas das chuvas arrastarão estes pesticidas para os rios e lagos.

Atualmente o DDT é pouco utilizado. Usam-se outros agentes similares, pertencentes ao mesmo grupo do DDT - os clorados. A degradação destes compostos orgânicos é muito difícil, por isso são tão nocivos aos animais. Os clorados possuem grande poder de fixação em ácidos graxos (gorduras). Hoje, são considerados responsáveis pela extinção de várias aves como o falcão

peregrino, a águia calva e a águia dourada. Essas aves possuíam uma dieta a base de peixes.

Experiências demonstram que a capacidade reprodutora dos animais intoxicados fica reduzida grandemente. Acompanhe a Tabela 3-20.

Tabela 3-20: Efeitos da poluição por DDT na águia marinha.

DTT	Média de crias por ano
próximo a 0 ppm	2,5
próximo a 3 ppm	1,1
próximo a 5 ppm	0,5

Digamos que uma águia marinha possua, em média, um e meio quilogramas de peso. Para que sua capacidade reprodutora seja reduzida a meia cria por ano, basta que esta possua, em sua constituição, 7,5 mg de DDT.

Outra família de agrotóxicos que causam grande impacto no meio ambiente são os fosforados. Surgiram em substituição aos clorados e, apesar de mais tóxicos, possuem um período de degradação bem menor (± 20 dias). Ocorre que, por atuarem por um menor período de tempo, os fosforados são reaplicados com maior constância que os clorados. Esse fator torna-os tão prejudiciais quanto os clorados.

ATIVIDADES

1) *Quem é o responsável pela degradação dos compostos orgânicos?*

2) Segundo o Ministério da Saúde, a água potável pode ter no máximo 10^{-6} g/L de DDT. *Sendo ele cumulativo, uma pessoa que ingere dois litros de água por dia e pesa 50 Kg terá, num período de 10 anos, quantos gramas de DDT por Kg? Este teor é maior ou menor que o da águia marinha que tem em média 0,5 crias/ano?*

3) Graças aos agrotóxicos a produtividade agrícola aumentou grandemente. *Discuta os benefícios e os malefícios causados pela utilização dos agrotóxicos.*

4) As pragas da lavoura possuem predadores (seres que se alimentam destas pragas). *Pesquise sobre o controle biológico na agricultura.*

5) *Faça uma dissertação sobre a utilização dos agrotóxicos.*

6) *Como substância química o DDT é uma molécula estável? Justifique.*

3.4.5 - Poluidores tóxicos de origem inorgânica

Os poluidores de origem inorgânica são altamente tóxicos em baixas concentrações. Vide Tabela 3-3. Entre esses poluidores o que merece maior atenção é o mercúrio. Proveniente dos despejos de indústrias eletroquímicas e de fungicidas esse metal é ainda muito utilizado na mineração do ouro. Segundo a Organização Mundial de Saúde (OMS) a emissão anual de mercúrio para o meio ambiente fica na faixa de 25.000 a 150.000 toneladas.

Na água o mercúrio pode se apresentar de três formas diferentes: Hg^0 (mercúrio elementar); Hg^{2+} (íon mercúrico) e Hg_2^{2+} (íon mercurioso). O íon mercurioso é muito instável no meio aquático. Assim, as outras espécies atuam de forma muito mais efetiva.

O mercúrio elementar possui pequena solubilidade em água (60 microgramas/L), além de ser volátil e facilmente oxidado pelo oxigênio dissolvido em água ou por bactérias anaeróbicas. Essa oxidação leva a formar o íon mercúrico. A ingestão do mercúrio elementar acarreta baixo risco de intoxicação. Já não podemos dizer o mesmo do Hg^{2+} . A solubilidade do Hg^{2+} é 100 vezes maior que a do mercúrio elementar.

O produto mais tóxico formado pelo mercúrio é o dimetil mercúrio $(\text{CH}_3)_2\text{Hg}$. O processo de sua formação é o que segue: o mercúrio elementar sofre a ação de bactérias anaeróbicas e é oxidado a íon mercúrico. Esse íon, durante o processo, sofre metilação, ou seja, liga-se com dois radicais metila. O produto entra facilmente na cadeia alimentar dos seres vivos. No homem ele se estabelece no cérebro e os sintomas de sua intoxicação ocorrem

após a concentração de 5 partes por milhão (ppm). Quando a concentração atinge 12 ppm a intoxicação é letal (observe a Tabela 3-3).

ATIVIDADES

1) A metilação do mercúrio ocorre, geralmente, nos sedimentos onde se encontram poucos íons mercúrico, ou seja, a reação de metilação, nesse local, é muito favorecida. *Isso é bom ou ruim para o homem?*

2) Um dos principais problemas, quanto à poluição por efluentes, verificados no norte do Brasil, é o mercúrio. Ele é utilizado na mineração do ouro. O processo de pré-purificação do ouro é feito com uso do mercúrio (amalgamação) formando uma pasta. Essa pasta após aquecida volatiliza o mercúrio. *Compare a massa molecular do gás mercúrio (Hg_2) com a massa molecular do gás nitrogênio (N_2). Sobre qual dos dois atuará de melhor forma a força gravitacional? O mercúrio possuirá maior concentração no ar ou na água?*

3) *Pesquise sobre amalgamação.*

4) Em Goiás, no rio Madeira, foram encontrados teores de até 26 ppm de mercúrio nos sedimentos. *Se apenas 1% desse mercúrio der origem ao radical metil mercúrico (CH_3Hg^+), quantos gramas desse produto teremos por quilograma de sedimento? Se esse metil mercúrico se solubilizar em água ao nível de 80%, qual a concentração em g/L de metil mercúrico em água?*

3.4.6 - Água poluída: tratamento obrigatório

Procurar consumir água despoluída não parece ser um privilégio do homem moderno. Estudos arqueológicos demonstram que o homem pré-histórico já se utilizava das águas das chuvas e das nascentes de rios para saciar sua sede - talvez por ser mais agradável do que saudável.

A utilização das águas subterrâneas perde-se no tempo histórico: foi desta reserva que gregos, egípcios, assírios, persas e indianos, muitas vezes, saciaram sua sede. Já no segundo milênio antes de Cristo os

humanos começaram a se utilizar de reservatórios de água, construindo represas e aquedutos para irrigação.

Com o aumento da população das cidades, a água começa a sofrer um processo lento de poluição. No século III a.C., Constantino construiu em Roma 247 reservatórios de água, 11 termas, 926 banheiros públicos e 1212 chafarizes. Nesse período, observa-se uma preocupação com a higiene e poluição da água, pois a cultura adquirida já demonstrava que consumir água poluída poderia ser fatal.

Na Europa da idade média, ocorreu uma estagnação do conhecimento científico. Um dos fatores foi a dominação da Igreja, que o achava prejudicial, principalmente por ameaçar seu poder. Com isso as grandes cidades desse período não tiveram seu crescimento acompanhado do crescimento científico. A água era consumida sem tratamento adequado e constituía, muitas vezes, um perigo mortal. Nesse período era comum pessoas padecerem de males causados pelo consumo de água contaminada.

Na Europa, só a partir da segunda metade do século XVIII que a higiene da água começa a ser levada a sério, com a exceção de serviços públicos de tratamento e abastecimento.

Atualmente, praticamente toda a população européia consome água tratada. No Brasil, a preocupação é levar essa água a toda a população, principalmente, nas regiões norte e nordeste. Por isso, devemos ter em mente que consumir água potável não é luxo e sim direito do cidadão.

3.4.7 - O tratamento da água: uma necessidade

Em Porto Alegre, o tratamento de água, bem como seu controle, é realizado pelo Departamento Municipal de Água e Esgoto (DMAE). Essa instituição utiliza o clássico tratamento que se desenvolve com a utilização do sulfato de alumínio - $Al_2(SO_4)_3$ e do hipoclorito de sódio - $NaClO$.

O sulfato de alumínio é adicionado à água bruta (água não tratada) com o objetivo de provocar uma floculação de matéria orgânica e inorgânica que se encontra em suspensão. Posteriormente, a gravidade faz com que essa massa floculada decante, deixando a água com aparência límpida.

Já sabemos que transparência não quer dizer pureza. A água, após sofrer o processo de coagulação (floculação) e sedimentação (decantação),

pode conter microorganismos. Por esta razão, adiciona-se hipoclorito de sódio, que atua como agente desinfetante.

A Figura 3-10 demonstra o funcionamento de uma Estação de Tratamento de Água (ETA).

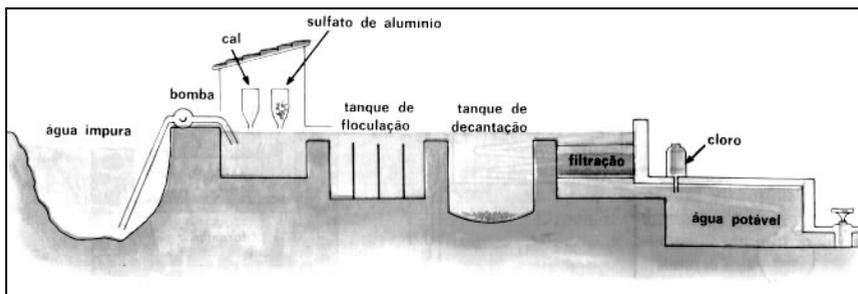


Figura 3-10: Esquema de uma Estação de Tratamento de Água.

ATIVIDADES

1) *Qual é o significado da seguinte frase do texto: "...matéria orgânica e inorgânica que se encontra em suspensão na água"?*

2) *Ao adicionar o sulfato de alumínio, quais as substâncias que serão eliminadas? Os agrotóxicos também serão eliminados?*

3) *Após a flocculação ocorre a precipitação. Explique o processo.*

4) *Coloque em ordem os seguintes processos: desinfecção, filtração, coagulação, sedimentação e explique cada um.*

5) *Observe a Figura 3-10 e responda.*

a) *Após sedimentar parte da matéria suspensa, porque se realiza, posteriormente, a filtração?*

b) *Para que serve a cloração?*

3.4.7.1 - Tratamento da água: um experimento

Z

Material

- 2 garrafas de água mineral vazias (PVC)
- areia grossa, média e fina
 - cascalhos pequenos
- sulfato de alumínio
- uma bacia
- um copo

Construção do equipamento

- 1-Cortar a parte superior das duas garrafas.
- 2-Lavar bem as areias e os cascalhos.
- 3-Perfurar o fundo de uma das garrafas (furinhos pequenos - apenas alguns).
- 4-Na garrafa perfurada colocar, primeiramente, os cascalhos; após, a areia grossa, a média e a fina, nesta ordem.
- 5-Colocar a garrafa com os cascalhos dentro da bacia.

Procedimento

- 1-Encher a garrafa sem os furinhos de água e adicionar terra, mexendo até que a água fique marrom.
- 2-Colocar um pouco dessa água num copo e adicionar um pouco de sulfato de alumínio na garrafa.
- 3-Esperar até que ocorra a floculação.
- 4-Verter a água na garrafa com areia.

ATIVIDADES (Relacionadas com o experimento)

[

1) *Qual a aparência da água após passar pela areia e o cascalho?*

2) *Compare a água do copo com a água que saiu na bacia. Qual é a principal diferença?*

3) *Ao adicionar sulfato de alumínio na água o que ocorreu?*

4) Essa experiência demonstra um processo básico do tratamento de águas. *Poderíamos consumir uma água que passe somente por esse processo? Justifique.*

5) *Equacione a hidrólise do sulfato de alumínio.*

a) *Quais os produtos formados no equilíbrio?*

b) *Ocorrerá alteração do pH da solução após a adição do sulfato de alumínio? Justifique.*

3.4.8 - Cloro residual em águas tratadas

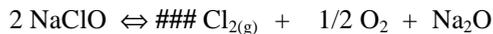
Descoberto em 1764 e denominado "ar marinho", o gás cloro, é, atualmente, muito utilizado por seu grande poder oxidante.

Esse gás, por ser muito reativo, não é encontrado livre na natureza. Foi largamente utilizado nas 1ª e 2ª guerras mundiais aniquilando suas vítimas por asfixia. Possui coloração amarelo-esverdeada e cheiro irritante.

No tratamento das águas esse gás é utilizado como agente bactericida. Comercialmente ele é usado como desinfetante, podendo ser substituído pela água oxigenada.

Como ocorre a desinfecção da água? Uma das teorias que explica a ação do cloro em microorganismos indica que ele reage com proteínas e grupos amino (-NH₂) das células bacterianas. Essa reação altera as características químicas de proteínas que deixam de desempenhar sua função. Isso desestrutura o microorganismo e o leva à morte.

Na estação de tratamento o cloro é adicionado na forma de um sal (NaClO) que, ao sofrer hidrólise em água, produz o gás cloro. Veja as reações:





ATIVIDADES

1) *Justifique a utilização de hipoclorito de sódio para tratamento de água.*

2) Soluções saturadas de cloro são muito utilizadas como alvejantes e desinfetantes. *Explique por quê.*

3) Existe a possibilidade da água contaminar-se no trajeto hidráulica-residência. *Qual o processo que evitaria essa contaminação?*

4) O ozônio é um gás oxidante utilizado em muitos países como substituto do cloro. O cloro possui maior solubilidade em água que o ozônio. *Justifique por que é vantajoso utilizar o cloro e não o ozônio.*

3.5 - Conclusões

A elaboração do Capítulo 3 deste trabalho, que faz um apanhado geral sobre o tratamento da água, busca apresentar uma alternativa na abordagem de alguns assuntos que dizem respeito a Química. Ele possui três objetivos básicos:

- ◆ apresentar os conteúdos de uma forma clara e multidisciplinar;
- ◆ caracterizar um enfoque novo para a abordagem de assuntos relacionados a química;
- ◆ motivar alunos e professores a estruturar um conhecimento aplicativo a suas realidades.

Além destes objetivos, este trabalho procura mostrar como se obtém água tratada e qual sua importância, ou seja, apresenta um tema cotidiano e relacionado com conteúdos de química. A partir deste trabalho é possível abordar vários conteúdos como soluções aquosas, substâncias puras, toxicidade de compostos químicos, cálculos estequiométricos, solubilidade de sais em água, potencial de hidrogênio, hidrólise, dissociação, dureza de água, etc.

É fundamental para nosso trabalho que os professores que o utilizarem nos informem sua impressão, enviando-nos suas críticas e suas sugestões.

