



Química

Organizadores

**Maria Eunice Ribeiro Marcondes
Marcelo Giordan**

Elaboradores

**Ana Luiza Petillo Nery
Carmen Fernandez**

2

módulo

Nome do Aluno _____

GOVERNO DO ESTADO DE SÃO PAULO

Governador: *Geraldo Alckmin*

Secretaria de Estado da Educação de São Paulo

Secretário: *Gabriel Benedito Issac Chalita*

Coordenadoria de Estudos e Normas Pedagógicas – CENP

Coordenadora: *Sônia Maria Silva*

UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO

Reitor: *Adolpho José Melfi*

Pró-Reitora de Graduação

Sônia Teresinha de Sousa Penin

Pró-Reitor de Cultura e Extensão Universitária

Adilson Avansi Abreu

FUNDAÇÃO DE APOIO À FACULDADE DE EDUCAÇÃO – FAFE

Presidente do Conselho Curador: *Selma Garrido Pimenta*

Diretoria Administrativa: *Anna Maria Pessoa de Carvalho*

Diretoria Financeira: *Sílvia Luzia Frateschi Trivelato*

PROGRAMA PRÓ-UNIVERSITÁRIO

Coordenadora Geral: *Eleny Mitrulis*

Vice-coordenadora Geral: *Sônia Maria Vanzella Castellar*

Coordenadora Pedagógica: *Helena Coharik Chamlian*

Coordenadores de Área

Biologia:

Paulo Takeo Sano – Lyría Mori

Física:

Maurício Pietrocola – Nobuko Ueta

Geografia:

Sônia Maria Vanzella Castellar – Elvio Rodrigues Martins

História:

Kátia Maria Abud – Raquel Glezer

Língua Inglesa:

Anna Maria Carmagnani – Walkyria Monte Mór

Língua Portuguesa:

Maria Lúcia Victório de Oliveira Andrade – Neide Luzia de Rezende – Valdir Heitor Barzotto

Matemática:

Antônio Carlos Brolezzi – Elvia Mureb Sallum – Martha S. Monteiro

Química:

Maria Eunice Ribeiro Marcondes – Marcelo Giordan

Produção Editorial

Dreampix Comunicação

Revisão, diagramação, capa e projeto gráfico: *André Jun Nishizawa, Eduardo Higa Sokei, José Muniz Jr. Mariana Pimenta Coan, Mario Guimarães Mucida e Wagner Shimabukuro*



***Cartas ao
Aluno***

Carta da

Pró-Reitoria de Graduação

Caro aluno,

Com muita alegria, a Universidade de São Paulo, por meio de seus estudantes e de seus professores, participa dessa parceria com a Secretaria de Estado da Educação, oferecendo a você o que temos de melhor: conhecimento.

Conhecimento é a chave para o desenvolvimento das pessoas e das nações e freqüentar o ensino superior é a maneira mais efetiva de ampliar conhecimentos de forma sistemática e de se preparar para uma profissão.

Ingressar numa universidade de reconhecida qualidade e gratuita é o desejo de tantos jovens como você. Por isso, a USP, assim como outras universidades públicas, possui um vestibular tão concorrido. Para enfrentar tal concorrência, muitos alunos do ensino médio, inclusive os que estudam em escolas particulares de reconhecida qualidade, fazem cursinhos preparatórios, em geral de alto custo e inacessíveis à maioria dos alunos da escola pública.

O presente programa oferece a você a possibilidade de se preparar para enfrentar com melhores condições um vestibular, retomando aspectos fundamentais da programação do ensino médio. Espera-se, também, que essa revisão, orientada por objetivos educacionais, o auxilie a perceber com clareza o desenvolvimento pessoal que adquiriu ao longo da educação básica. Tomar posse da própria formação certamente lhe dará a segurança necessária para enfrentar qualquer situação de vida e de trabalho.

Enfrente com garra esse programa. Os próximos meses, até os exames em novembro, exigirão de sua parte muita disciplina e estudo diário. Os monitores e os professores da USP, em parceria com os professores de sua escola, estão se dedicando muito para ajudá-lo nessa travessia.

Em nome da comunidade USP, desejo-lhe, meu caro aluno, disposição e vigor para o presente desafio.

Sonia Teresinha de Sousa Penin.

Pró-Reitora de Graduação.

Carta da

Secretaria de Estado da Educação

Caro aluno,

Com a efetiva expansão e a crescente melhoria do ensino médio estadual, os desafios vivenciados por todos os jovens matriculados nas escolas da rede estadual de ensino, no momento de ingressar nas universidades públicas, vêm se inserindo, ao longo dos anos, num contexto aparentemente contraditório.

Se de um lado nota-se um gradual aumento no percentual dos jovens aprovados nos exames vestibulares da Fuvest — o que, indubitavelmente, comprova a qualidade dos estudos públicos oferecidos —, de outro mostra quão desiguais têm sido as condições apresentadas pelos alunos ao concluírem a última etapa da educação básica.

Diante dessa realidade, e com o objetivo de assegurar a esses alunos o patamar de formação básica necessário ao restabelecimento da igualdade de direitos demandados pela continuidade de estudos em nível superior, a Secretaria de Estado da Educação assumiu, em 2004, o compromisso de abrir, no programa denominado Pró-Universitário, 5.000 vagas para alunos matriculados na terceira série do curso regular do ensino médio. É uma proposta de trabalho que busca ampliar e diversificar as oportunidades de aprendizagem de novos conhecimentos e conteúdos de modo a instrumentalizar o aluno para uma efetiva inserção no mundo acadêmico. Tal proposta pedagógica buscará contemplar as diferentes disciplinas do currículo do ensino médio mediante material didático especialmente construído para esse fim.

O Programa não só quer encorajar você, aluno da escola pública, a participar do exame seletivo de ingresso no ensino público superior, como espera se constituir em um efetivo canal interativo entre a escola de ensino médio e a universidade. Num processo de contribuições mútuas, rico e diversificado em subsídios, essa parceria poderá, no caso da estadual paulista, contribuir para o aperfeiçoamento de seu currículo, organização e formação de docentes.

Prof. Sonia Maria Silva

Coordenadora da Coordenadoria de Estudos e Normas Pedagógicas

Apresentação da área

A Química tem sido vista como vilã por muitos dos segmentos sociais que a desconhecem. Enquanto ciência, ela contribui para compreendermos as propriedades dos materiais, suas transformações e suas estruturas em um nível de organização inacessível aos nossos sentidos. Já os químicos, desempenham um papel importante na construção do conhecimento sobre processos e produtos que servem ao bem estar das pessoas. Alimentos, roupas, medicamentos, habitações são alguns exemplos de segmentos da indústria e da agropecuária, nos quais o conhecimento químico é fundamental.

É fato também que os impactos causados pelas atividades humanas no meio ambiente têm sido cada vez mais graves. O aumento do efeito estufa e a redução da camada de ozônio são exemplos de atividades que dependem da transformação dos materiais. Ainda assim, a Química não é a responsável por esses fenômenos indesejáveis. O conhecimento produzido pelos químicos é um dos instrumentos determinantes para aprofundar ou diminuir os impactos causados pelas atividades humanas no meio ambiente. Saber aplicar esses conhecimentos a partir de critérios e valores definidos pela sociedade é um dos principais instrumentos para tomar decisões sobre o controle dessas atividades e também para equacionar a complexa relação bem-estar social e meio ambiente.

Os conhecimentos abordados nesse Programa fornecem uma visão geral da fenomenologia das transformações químicas, suas interpretações em termos de modelos microscópicos e suas representações simbólicas. Conhecer as transformações significa também saber utilizá-las para nosso próprio bem-estar. Assim, é importante conhecer aspectos quantitativos das transformações para evitar desperdícios, utilizar racionalmente a energia envolvida no processo, controlar a rapidez da transformação e seu rendimento. Estudar as propriedades das substâncias e interpretá-las em termos dos modelos de ligação química também contribui para evitar riscos à saúde e à contaminação ambiental e para compreender os processos de produção de novos materiais e medicamentos.

Defendemos o estudo da Química que não seja memorístico. Como alternativa, convidamos você a compreender processos químicos e estabelecer relações entre o conhecimento científico, suas aplicações e implicações sociais, econômicas, ambientais e políticas.

Apresentação do módulo

Neste módulo daremos início ao estudo das propriedades dos materiais. Estudar tais propriedades significa, em um primeiro momento, observar criticamente os fenômenos que nos cercam e questionar por que ocorrem. É por este motivo que nos remetemos constantemente ao livro *Tio Tungstênio* de Oliver Sacks (2001), livro onde o autor, um neurologista, narra uma infância marcada pela busca de respostas para fenômenos presentes no seu cotidiano.

Nos apossamos de sua maneira leve de escrever para chamar a atenção para muitos tópicos aqui trabalhados, como por exemplo: as propriedades dos metais, a tabela periódica, a forma pela qual os elementos se ligam para formar compostos. Neste módulo, entramos no mundo microscópico da Química, que tenta explicar, através de modelos, fenômenos rotineiramente observados.

Um segundo texto: “O Fascínio da Água” de P. W. Atkins, extraído do livro *As Coisas são Assim* (1997) foi utilizado para ilustrar o comportamento deste que é denominado o solvente universal. Através deste texto buscamos também analisar o comportamento peculiar de algumas substâncias, classificadas como ácidas, básicas ou sais em água, assim como tentar entender as características químicas da água que a fazem um solvente tão especial.

Por fim tratamos de alguns problemas que são causados pelo uso de substâncias químicas, mas que, também, apresentam sua resolução na Química. Falamos da chuva ácida e suas conseqüências, da calagem do solo e da atuação de sabões e detergentes.

Introdução

Eu vivia atazanando meus pais com perguntas. De onde vem a cor? Por que minha mãe usava o gancho de platina que ficava pendurado acima do fogão para fazer o queimador de gás acender? O que acontecia com o açúcar quando o mexíamos no chá? Para onde ele ia? Por que a água fazia bolhas quando fervia?

(*Tio Tungstênio*, O. Sacks, São Paulo: Cia das Letras, 2002)

É desta forma que Oliver Sacks mantém sua narrativa em *Tio Tungstênio*, um livro de leitura fácil e agradável e, ao mesmo tempo, repleto de conceitos fundamentais sobre o mundo que nos cerca. O autor narra sua infância, na Inglaterra, em um período anterior à segunda Guerra Mundial. É uma infância marcada pelos mistérios da Química e cujas memórias são impregnadas de sensações visuais, sonoras e olfativas relacionadas ao brilho do ouro, aos tons do cobre, à maleabilidade do estanho, ao som do bronze.

Em uma narrativa impregnada de metáforas, o autor coloca perguntas simples às quais quase nunca damos atenção. Mas, aqui, vamos utilizar parte destas questões para guiar nossas discussões.

A PAIXÃO DE OLIVER POR METAIS

Muitas das minhas lembranças de infância têm relação com metais: eles parecem ter exercido poder sobre mim, desde o início. Destacavam-se em meio à heterogeneidade do mundo por seu brilho e cintilação, pelos tons prateados, pela uniformidade e peso. Eram frios ao toque, retiniam quando golpeados.

Assim, Oliver Sacks inicia o livro, nos contando sobre o fascínio que os metais exerceram sobre ele. Tamanha era sua paixão por metais que ele os associava a sensações afetivas relacionadas a pessoas que eram importantes para ele. Era o caso do ouro, cuja pureza e estabilidade lhe remetia à sua mãe. Já o pai, era um homem calado e tão forte que conseguia mover um pesado rolo compressor de ferro. Seus três irmãos são associados aos cristais de galena e, finalmente, o tio Tungstênio, que possuía uma fábrica de lâmpadas com filamento desse metal, era visto pelo sobrinho como um homem poderoso.

Organizadores

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes

Marcelo Giordan

Elaboradores

Ana Luiza Petillo
Nery

Carmen
Fernandez

Isso porque o tio Dave (como era seu verdadeiro nome), apresentava as mãos sulcadas daquele pó preto e, na imaginação do sobrinho, o pó estaria também em seus pulmões, vísceras e ossos, o que o transformava, aos olhos do garoto, em um ser com força e resistência super-humanas. Para o menino, as perguntas sobre os metais não tinham fim. Por que eles eram brilhantes? Por que eram homogêneos? Por que eram frios? Por que eram duros? Por que eram pesados? Por que vergavam sem quebrar? Por que tilintavam? Por que dois metais moles, como o zinco e o cobre ou o estanho e o cobre podiam ser combinados e produzir um metal mais duro? O que dava a cor dourada ao ouro e por que ele nunca perdia o brilho?

Atividade 1

Discuta as principais características dos metais. Cite alguns metais. O que você entende por metalurgia e por mineração?

Qual é a propriedade do tungstênio que faz com que ele seja usado em filamentos de lâmpadas elétricas?

Unidade 1

Explicando as propriedades dos metais

Os metais, na sua grande maioria, são encontrados na natureza em minas e combinados a outros elementos, formando os minérios – energeticamente mais estáveis que os metais puros. Para a extração dos metais, é necessário fornecer energia para promover alguns processos químicos e físicos, que são realizados na indústria metalúrgica. Os metais são muito usados comercialmente e seu uso é resultado das propriedades características de cada um deles. Todos, porém, apresentam algumas propriedades em comum: são brilhantes, maleáveis, possuem alta condutibilidade térmica e elétrica e altas temperaturas de fusão.

Essas propriedades semelhantes podem ser explicadas pelo modo como os átomos de metais interagem entre si. Você deve se lembrar do *modelo atômico de Rutherford-Bohr*, discutido em módulo anterior. De acordo com este modelo, os elétrons nos átomos apresentam certos valores definidos de energia e não se encontram todos à mesma distância do núcleo, não sendo, portanto atraídos igualmente por ele. A intensidade de atração entre núcleo e elétrons é proporcional a essa distância e os elétrons mais distantes estão menos atraídos pelo núcleo do átomo a que pertencem. Isso faz com que esses elétrons possam sofrer atração de núcleos de átomos vizinhos.

No *modelo de ligação metálica*, que consegue explicar as propriedades dos metais, os átomos estão muito próximos uns dos outros, o que explica o fato deles serem, em geral, sólidos (uma exceção é o mercúrio). Devido ao empacotamento dos átomos, os elétrons mais externos são atraídos por diversos núcleos e ficam deslocalizados, percorrendo toda a estrutura metálica e formando o que se conhece por *nuvem eletrônica*. É essa nuvem eletrônica que mantém esses átomos neutros e unidos. O empacotamento também explica o brilho dos metais, pois quanto mais lisa uma superfície mais ela consegue refletir a luz.

O movimento dos elétrons na nuvem eletrônica explica a boa condutibilidade elétrica dos metais. Para ser um bom condutor, o material deve ter partículas carregadas eletricamente e essas partículas precisam poder se movimentar facilmente. Quando um fio de metal não está ligado aos pólos de uma bateria, os elétrons livres se movimentam ao acaso. Entretanto, quando esse fio é ligado aos pólos de uma bateria, os elétrons livres passam a se movimentar, preferencialmente de uma extremidade à outra do fio, formando uma corrente elétrica.

Organizadores

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes

Marcelo Giordan

Elaboradores

Ana Luiza Petillo
Nery

Carmen
Fernandez

Todos os metais apresentam algumas propriedades em comum: são brilhantes, maleáveis, possuem alta condutibilidade térmica e elétrica e altas temperaturas de fusão.

No *modelo de ligação metálica*, os elétrons mais externos são atraídos por diversos núcleos e ficam deslocalizados percorrendo toda a estrutura metálica. Formam assim, o que se conhece por *nuvem eletrônica*.

Outra propriedade, a maleabilidade dos metais, ou seja, a possibilidade de dobrá-los e transformá-los em lâminas sem que se rompam, também pode ser explicada pelo modelo de nuvem eletrônica, pois, tendo-o em mente, os átomos dos metais podem deslizar uns sobre os outros e, ainda assim, conseguem se manter unidos pela nuvem de elétrons.

Em relação ao empacotamento, ocorrem padrões característicos para cada metal. Denomina-se número de coordenação o número de partículas ao redor de outra partícula. Sódio, potássio e ferro cristalizam na forma cúbica de corpo centrado, tendo o 8 como *número de coordenação*. Sendo assim, um átomo ocupa o centro enquanto os outros oito se localizam nos vértices do cubo. Já alumínio, prata, cobre e ouro apresentam geometria cúbica de face centrada, com número de coordenação 12. E ainda, zinco e magnésio cristalizam numa forma hexagonal.



Figura 1: Geometria cúbica de corpo centrado – cada átomo é rodeado por outros oito átomos*



Figura 2: Geometria cúbica de face centrada – cada átomo é rodeado por outros doze átomos*

Atividade 2

Após a leitura dos textos anteriores, você já é capaz de responder às dúvidas que Oliver Sacks tinha na sua infância. Assim, tente responder: Por que os metais eram brilhantes? Por que eram homogêneos? Por que eram frios? Por que eram duros? Por que eram pesados? Por que vergavam sem quebrar? Por que tilintavam?

* fonte: Hartwig, Souza e Mota. Química Geral e Inorgânica. São Paulo: Scipione, 1999. p. 201.

METALURGIA

A maioria dos metais é encontrada em combinações com outros elementos, em forma de minérios. Existem pouquíssimos metais que ocorrem sem mistura, como a platina - apenas o ouro, a prata, o cobre e um ou outro mais. A platina, freqüentemente, é encontrada com dois outros metais, o irídio e o ósmio, que são ainda mais densos, duros e refratários. Para obter o metal puro, é preciso recorrer a alguns processos físicos e químicos. É o que ocorre na metalurgia. O objetivo da metalurgia consiste na obtenção dos metais a partir dos seus minerais.

Siderurgia

É a metalurgia do ferro, metal com um grande número de aplicações. Seus minerais mais característicos são os óxidos e o carbonato. A redução do ferro a partir dos óxidos é feita em alto forno, usando o carvão coque e o CO como redutores:



Obtenção do aço

O ferro fundido contém cerca de 4% de C e quantidades variáveis de outros elementos como Si, Mn, S e P. O aço é obtido a partir do ferro fundido, eliminando parte do C e outros elementos por meio de oxidação. Assim, o aço é um ferro, cujo conteúdo de C oscila entre 0,5 e 1,7 %.

Através de tratamento térmico ou agregando-se outros metais, é possível obter aços com características especiais:

- (i) quando aquecido a altas temperaturas e, a seguir, resfriado rapidamente, apresenta maior dureza, mas torna-se mais quebradiço;
- (ii) quando aquecido a altas temperaturas e, a seguir, resfriado lentamente, perde em dureza, porém, fica mais plástico;
- (iii) quando é fundido com 36% de níquel (com baixíssimo coeficiente de dilatação), pode ser utilizado para construir instrumentos de precisão. Se a proporção de níquel é menor, o aço apresenta grande resistência à corrosão e é muito duro;
- (iv) quando é fundido com cromo apresenta grande resistência química. O aço inoxidável contém 18% de cromo e 8% de níquel;
- (v) quando fundido com molibdênio apresenta elevada dureza, mesmo a altas temperaturas, e é usado para fabricar máquinas cortantes.

Atividade 3

O que são ligas metálicas? Por que dois metais moles, como o zinco e o cobre ou o estanho e o cobre, podiam ser combinados e produzir um metal

mais duro (ligas de latão e bronze, respectivamente)? Por que uma liga metálica não pode ser representada por fórmulas?

EXPLICANDO AS LIGAS METÁLICAS

Para fins comerciais, costuma-se usar ligas que apresentam diferentes metais formando o retículo cristalino. Dependendo do metal que constitui a liga, teremos propriedades distintas.

O aumento da dureza numa liga se deve à mistura de átomos de tamanhos diferentes no retículo, o que dificulta o deslizamento de um átomo sobre o outro. Nessa situação, a liga formada perde em maleabilidade, porém, ganha em dureza. E assim, dependendo da mistura que é feita na liga, consegue-se propriedade diferente do material que, por isso mesmo, servirá para atender situações diversas.

Ligas metálicas são misturas de dois ou mais elementos metálicos obtidas através da fusão dos metais que as compõem.

Unidade 2

Localizando os metais no jardim de Mendeleiev

Desde pequeno, Oliver já suspeitava de que deveria haver uma relação muito íntima entre as características atômicas de muitos elementos e a cor de seus compostos ou minerais. Ele passava boa parte do tempo no seu laboratório, examinando cores de substâncias químicas e brincando com elas.

Nesses experimentos, ele percebeu que a mesma coloração rosada aparecia independentemente do composto ser, por exemplo, carbonato, nitrato, sulfato de manganês II ou qualquer outro composto com manganês bivalente.

Por essas e outras observações, é que ele ficou muito entusiasmado ao visitar o *Science Museum* e ali ver uma gigantesca tabela periódica. A estrutura continha mais de 90 cubículos, cada qual com a inscrição do nome, massa atômica, símbolo químico e uma amostra do próprio elemento. E de suas lembranças ele nos conta:

Minha primeira visão foram os metais... a maioria era cinzenta ou prateada, alguns tinham um leve toque de azul ou rosa. Uns poucos tinham superfícies com um pálido brilho amarelado e, por fim, havia as cores vivas do cobre e do ouro. No canto superior direito, ficavam os metalóides – os elementos não metálicos – o enxofre em espetaculares cristais amarelos e o selênio em cristais vermelhos translúcidos; o fósforo, como cera de abelha descorada, mantido em água; e o carbono, em minúsculos diamantes e brilhante grafite preta. Havia o boro, um pó pardacento, e o silício, encrespado e cristalino, com um intenso brilho negro como grafite ou galena. À esquerda, estavam os álcalis e os metais alcalinos terrosos, todos (exceto o magnésio) em banhos protetores de nafta. (...) Eu me peguei olhando a tabela periódica de uma perspectiva quase geográfica, como uma região, um reino com diferentes territórios e fronteiras. (...) Os metais desde muito tempo já vinham sendo considerados uma categoria especial de elementos, e agora era possível ver, em um relance quase sinóptico, que eles ocupavam três quartos do reino, todos do lado oeste, a maioria ao sul, deixando apenas uma área pequena, principalmente a nordeste, para os metalóides.

Organizadores

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes

Marcelo Giordan

Elaboradores

Ana Luiza Petillo
Nery

Carmen
Fernandez

1 H hidrogênio 1,0079																	2 He hélio 4,0026	
3 Li lítio 6,941	4 Be berílio 9,0122											5 B boro 10,811	6 C carbono 12,011	7 N nitrogênio 14,007	8 O oxigênio 15,999	9 F flúor 18,998	10 Ne néon 20,180	
11 Na sódio 22,990	12 Mg magnésio 24,305											13 Al alumínio 26,982	14 Si silício 28,086	15 P fósforo 30,974	16 S enxofre 32,065	17 Cl cloro 35,453	18 Ar argônio 39,948	
19 K potássio 39,098	20 Ca cálcio 40,078	21 Sc escândio 44,956	22 Ti titânio 47,887	23 V vanádio 50,942	24 Cr cromo 51,996	25 Mn manganês 54,938	26 Fe ferro 55,845	27 Co cobalto 58,933	28 Ni níquel 58,693	29 Cu cobre 63,546	30 Zn zinco 65,409	31 Ga gálio 69,723	32 Ge germânio 72,64	33 As arsênio 74,922	34 Se selênio 78,96	35 Br bromo 79,904	36 Kr criptônio 83,796	
37 Rb rubídio 85,468	38 Sr estrôncio 87,62	39 Y itrio 88,906	40 Zr zircônio 91,224	41 Nb nióbio 92,906	42 Mo molibdênio 95,94	43 Tc tecnécio (98)	44 Ru rútenio 101,07	45 Rh ródio 102,91	46 Pd paládio 106,42	47 Ag prata 107,87	48 Cd cádmio 112,41	49 In índio 114,82	50 Sn estanho 118,71	51 Sb antimônio 121,76	52 Te telúrio 127,60	53 I iodo 126,90	54 Xe xenônio 131,29	
55 Cs césio 132,91	56 Ba bário 137,33	lanatânidos		57 La lantanóio 138,91	58 Ce césio 140,12	59 Pr praseodímio 140,91	60 Nd neodímio 144,24	61 Pm promécio (145)	62 Sm samário 150,36	63 Eu europio 151,96	64 Gd gadolínio 157,25	65 Tb terbio 158,93	66 Dy disspósio 162,50	67 Ho hólio 164,07	68 Er érbio 167,26	69 Tm tímio 168,93	70 Yb ióbio 173,04	71 Lu lutécio 174,97
87 Fr frâncio (223)	88 Ra rádio (226)	actínidos		89-103	104 Rf rutherfordio (261)	105 Db dubnio (262)	106 Sg seabórgio (266)	107 Bh bohrio (264)	108 Hs hásio (277)	109 Mt meitnério (268)	110 Ds darmastádio (281)	111 Rg roentgênio (272)	112 Uub unilábio (285)	113 Uut ununilábio (284)	114 Uuq ununilábio (289)	115 Uup ununilábio (288)		
Z símbolo nome ma		57 La lantanóio 138,91	58 Ce césio 140,12	59 Pr praseodímio 140,91	60 Nd neodímio 144,24	61 Pm promécio (145)	62 Sm samário 150,36	63 Eu europio 151,96	64 Gd gadolínio 157,25	65 Tb terbio 158,93	66 Dy disspósio 162,50	67 Ho hólio 164,07	68 Er érbio 167,26	69 Tm tímio 168,93	70 Yb ióbio 173,04	71 Lu lutécio 174,97		
		89 Ac actínio (227)	90 Th tório 232,04	91 Pa protactínio 231,04	92 U urânio 238,03	93 Np neptúnio (237)	94 Pu plutônio (244)	95 Am américa (243)	96 Cm cúrio (247)	97 Bk berquílio (247)	98 Cf califórnia (251)	99 Es érisso (252)	100 Fm fermio (257)	101 Md mendelívio (258)	102 No nobélio (259)	103 Lr lawrencio (262)		

Figura 3: Tabela Periódica dos Elementos
Referência: adaptado de <http://www.chem.qmul.ac.uk/iupac/ATWt/table.html> acessado em 26/05/2004. (Página da IUPAC.)

Atividade 4

Com base no texto acima, localize metais e não metais na tabela periódica. Como a tabela está organizada? O que são propriedades periódicas?

Quase vinte anos se passaram desde que Mendeleiev começou a se interessar pela classificação dos elementos até que se chegasse à primeira versão da tabela periódica em 1869. Segundo o próprio Mendeleiev, ele escrevia as propriedades e massas atômicas dos elementos em cartões. Durante suas viagens de trem pela Rússia, analisava os cartões embaralhados, jogando uma espécie de “paciência química”, na busca de algum sistema de organização coerente.

Com base em cálculos e intuições, em poucas semanas chegou a uma tabulação de aproximadamente 30 elementos, organizados em ordem crescente de massa atômica. Uma tabulação que indicava haver uma recapitulação de propriedades a cada oitavo elemento.

Diz a lenda que, em 16 de fevereiro de 1869, Mendeleiev teve um sonho, no qual viu quase todos os elementos conhecidos organizados em uma grande tabela. Na manhã seguinte ele a pôs no papel. A lógica de sua tabela permitia a existência de lacunas destinadas a elementos ainda não conhecidos, bem como o reposicionamento de outros.

Sobre os espaços vazios de sua tabela, ele afirmava que, inferindo com base nas propriedades dos elementos acima e abaixo e de ambos os lados, era possível fazer uma previsão confiante de como seriam esses elementos desconhecidos. Previu, por exemplo, um elemento abaixo do Alumínio, no grupo 3. Anos depois foi descoberto o elemento Gálio.

A exatidão de Mendeleiev foi considerada espantosa: ele previu uma massa atômica de 68 e uma gravidade específica de 5,9. Os valores calculados foram 69,9 e 5,94, respectivamente. Ele também foi capaz de prever corretamente um grande número de propriedades físicas e químicas deste metal, como sua fusibilidade, seus óxidos, sais e valência.

Organizada em ordem crescente de número atômico, em linhas horizontais, da esquerda para a direita, o princípio orientador mais profundo da organização é a valência. A valência, um fundamento desenvolvido no final da década de 1850, fora utilizada por Mendeleiev para explicar como os átomos combinavam-se entre si para formar compostos. Por exemplo, os átomos do grupo 1 se combinavam com átomos de cloro, formando compostos como LiCl, NaCl, KCl.

Pelo princípio da valência, explicam-se as linhas verticais da tabela, em grupos ou famílias. Os elementos do grupo 1, os metais alcalinos, apresentavam valência 1; os do grupo 2, metais alcalinos terrosos, valência 2. A maior valência é 8, pertencente aos elementos do grupo 18, os gases nobres.

Ao organizar os elementos em ordem de valência, Mendeleiev se surpreendeu ao perceber que eles estavam organizados também em ordem de massas atômicas. A tabela periódica refletia uma ordem intrínseca da natureza, pois mostrava todos os elementos organizados em uma relação fundamental. Cada elemento imitava as propriedades do elemento acima e era um membro ligeiramente mais pesado do mesmo grupo. A mesma melodia era, por assim dizer, tocada em cada período. Primeiro um metal alcalino, depois um metal alcalino-terroso, em seguida mais seis elementos, cada qual com sua valência ou tom, mas tocada em um registro diferente. Era como se fossem oitavas de uma música.

A sistematização de Mendeleiev teve um impacto profundo no pequeno Oliver, como ele nos relata: “*Ver a tabela, entendê-la, mudou minha vida*”.

Atividade 5

Numa tabela periódica, os elementos estão organizados em ordem crescente de números atômicos. Essa organização se verificou também nas propriedades semelhantes que se repetiam a cada período da tabela. Cada uma dessas propriedades, no entanto, depende, de pelo menos, dois fatores: quantidade de níveis de energia e número de prótons no núcleo.

Tente elaborar uma explicação para que esses dois fatores determinem a variação do raio atômico (obs: o raio atômico aumenta da direita para a esquerda, ao longo dos períodos e, de cima para baixo, ao longo dos grupos).

A tabela periódica está organizada em ordem crescente de número atômico, em linhas horizontais, da esquerda para a direita.

Unidade 3

O fascínio da água (parte I)

A união de dois hidrogênios e um não metal, o oxigênio, dá origem à molécula mais conhecida e, sem dúvida, a mais importante para a nossa existência na Terra: a molécula de água. Quimicamente falando, nada parece tão simples quanto ela: dois hidrogênios e um oxigênio ligados numa estrutura de forma angular. Só isso. A partir da estrutura dessa molécula, uma série de propriedades essenciais surge. Sem ela, não existiriam os mares e oceanos, não haveria DNA, e muito menos qualquer ser vivo, do modo como os conhecemos hoje.

Atividade 6

O que você entende pela palavra ligação? Qual o significado dessa palavra na linguagem química?

O que mantém unidos cada um dos hidrogênios e o oxigênio na molécula de água é uma *ligação covalente*. Esse tipo de ligação ocorre quando dois átomos ficam próximos e atraem os seus elétrons de valência mutuamente, de modo que esses elétrons acabam sendo atraídos pelos dois núcleos e, de uma certa forma, podemos dizer que eles são compartilhados pelos dois átomos. Neste sentido, só chamamos de molécula as partículas que apresentam esse tipo de ligação entre seus átomos.

Na natureza, tanto os átomos de hidrogênio como os de oxigênio não aparecem isolados, mas, sempre aparecem na forma de compostos e a água é um exemplo disso. Os átomos tendem a se combinar com outros átomos para formar moléculas mais estáveis, ou seja, agem de modo que a energia da molécula formada seja menor que a soma da energia dos átomos isolados.

A molécula de água tem energia menor que a soma da energia de dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio. Assim, nas ligações covalentes, esses elétrons deixam de ser elétrons pertencentes a um átomo particular e passam a ser elétrons da molécula. Como essa situação estabiliza energeticamente tanto o átomo de hidrogênio como o de oxigênio, dizemos que eles estão “ligados”. Nesse tipo de ligação, que é característica dos elementos não metálicos, pares de elétrons são compartilhados pelos átomos no sistema molecular.

Organizadores

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes

Marcelo Giordan

Elaboradores

Ana Luiza Petillo
Nery

Carmen
Fernandez

Na ligação covalente, característica dos elementos não metálicos, pares de elétrons são compartilhados pelos átomos no sistema molecular.

Como tudo na química, existe um código para representar a ligação covalente e a fórmula molecular. São três as formas de se representar a fórmula química de compostos moleculares. A primeira delas, a *fórmula molecular* indica quantos átomos de cada elemento químico formam a molécula. Por exemplo, a fórmula molecular da água é H_2O , a do gás oxigênio é O_2 , a do gás hidrogênio é H_2 . Quantos átomos de cada elemento há em cada uma das moléculas representadas?

A segunda, a *fórmula eletrônica*, também chamada de fórmula de Lewis (em referência ao idealizador, Gilbert Newton Lewis), mostra os elétrons da camada de valência de cada átomo e a formação dos pares eletrônicos.

Por último, a *fórmula estrutural*, que mostra apenas as ligações entre os elementos, sem representar os elétrons da camada de valência. Neste caso, cada par de elétrons entre dois átomos é representado por um traço (ligação).

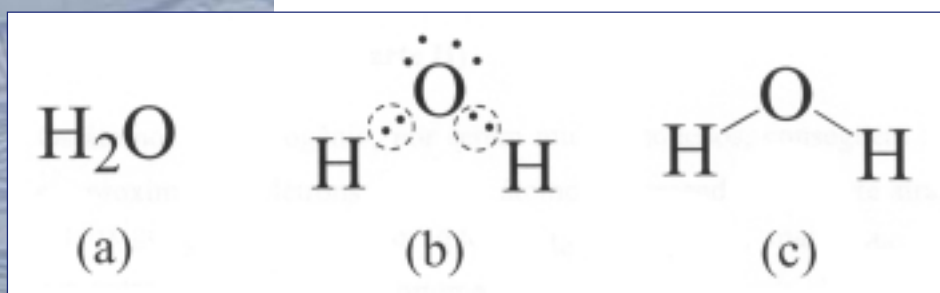


Figura 4: Representação da fórmula (a) molecular, (b) eletrônica e (c) estrutural da água

Observe a representação da fórmula eletrônica e estrutural para a água. Cada uma das ligações da água é formada por um elétron do hidrogênio e um do oxigênio, formando-se duas ligações simples.

Atividade 7

1. Comente a seguinte afirmação: A ligação covalente pode ocorrer entre átomos dos elementos dos grupos 15, 16 e 17.
2. Preencha a tabela (1) abaixo.

Tabela 1: Representação das Ligações nas Substâncias Covalentes

Substância	Composição	Fórmula molecular	Fórmula eletrônica	Fórmula estrutural
Gás hidrogênio		H_2		H-H
Ácido clorídrico	1 átomo de cloro e 1 átomo de hidrogênio	HCl	$H \times \times \overset{\times \times}{\underset{\times \times}{Cl}}$	H-Cl
	2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio		$H \times \times \overset{\times \times}{\underset{\times \times}{O}} \times \times H$	
Gás amônia		NH_3		
Gás metano	4 átomos de hidrogênio e 1 átomo de carbono			

O FASCÍNIO DA ÁGUA (PARTE II)

Os átomos de hidrogênio, por serem muito pequenos, conseguem fazer com que seu núcleo se aproxime dos elétrons de outros átomos, exercendo uma forte atração sobre eles. Já o átomo de oxigênio, muito maior que o de hidrogênio, mas ainda assim pequeno, se comparado a outros átomos, atrai fortemente seus elétrons para si e pode atrair elétrons dos átomos ligantes.

Sendo assim, na molécula de água, o átomo de oxigênio “suga” os elétrons das ligações entre oxigênio e hidrogênio, fazendo com que o oxigênio se torne “rico” em elétrons e os hidrogênios “pobres” em elétrons. Conseqüentemente, o átomo de oxigênio fica com uma carga parcial negativa enquanto que o hidrogênio fica parcialmente positivo. A propriedade de atrair elétrons para seu campo de força é chamada de eletronegatividade.

Das moléculas na Tabela 1, apenas em H_2 os elétrons são igualmente compartilhados na ligação química. Nesse caso, não é difícil justificar essa constatação empírica, pois os núcleos atômicos dessa molécula são iguais e, portanto, a distribuição de cargas no espaço é simétrica. Quando não há deslocamento de carga da ligação, dizemos que ela é apolar, ou seja, não forma pólos de carga.

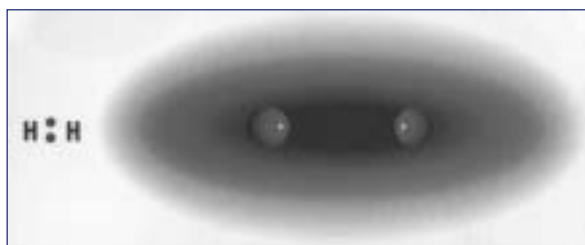


Figura 5: Representação da distribuição eletrônica na molécula de H_2 .*

No caso da molécula de HCl, mesmo sendo formada por dois átomos, sabe-se que os elétrons da ligação química são atraídos mais fortemente pelo átomo de cloro. Isso ocorre porque o campo de força do cloro, formado pelo núcleo atômico (com 17 prótons) e pelos outros elétrons, é maior que o campo de força do hidrogênio, que tem apenas um próton.

Portanto, no HCl, o par de elétrons da ligação química está deslocado no sentido do cloro. Dizemos que se trata de uma ligação covalente polar, ou seja, com a formação de pólos de carga.

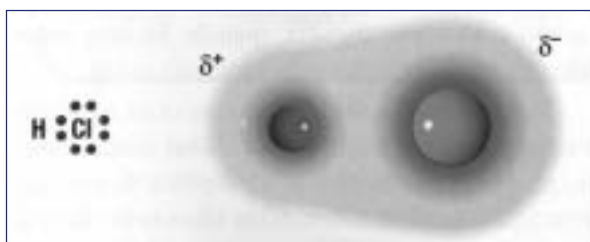


Figura 6: Representação da molécula de HCl, mostrando uma maior densidade eletrônica localizada sobre o átomo de cloro.*

* fonte: PEQUIIS – Projeto de Ensino de Química e Sociedade. Química e Sociedade: Elementos Interações e Agricultura, v. 3, São Paulo: Nova Geração, 2004.

A propriedade de atrair elétrons para seu campo de força é chamada de eletronegatividade.

Atividade 8

A água é polar graças à diferença de eletronegatividade e sua geometria angular (figura 7). Se, entretanto, fosse uma molécula linear, como o dióxido de carbono, por exemplo, apresentaria as mesmas propriedades?



Figura 7: Geometria das Moléculas de água e dióxido de carbono.*

Observe que, ao contrário do que ocorre na molécula de água, no CO_2 , apesar da diferença de eletronegatividade entre o C e o O, devido à sua planaridade, os dipolos que surgem na molécula são anulados mutuamente, o que lhe confere características apolares. Se as moléculas de água fossem lineares e, portanto, apolares, suas propriedades seriam totalmente diferentes. Você saberia explicar por quê?

A presença de carga parcial positiva em cada hidrogênio e negativa no oxigênio faz com que as moléculas de água, quando em contato com outras partículas, exerçam atrações sobre elas, facilitando a solvatação das mesmas. Apesar da presença dessas cargas parciais, a água conduz pouca corrente elétrica. Esse fenômeno pode ser observado se construirmos o aparelho para medir a condutibilidade de soluções esquematizado na Figura 8 e o mergulharmos em uma solução de água destilada.

Na presença de água destilada é possível observar um brilho pouco intenso da lâmpada em situações experimentais controladas. Isso porque o processo de auto-ionização da água ocorre em pequena extensão, conforme veremos no módulo de equilíbrio químico. Todavia, quando colocamos sal de cozinha (cloreto de sódio) em água, a lâmpada brilha com maior intensidade.

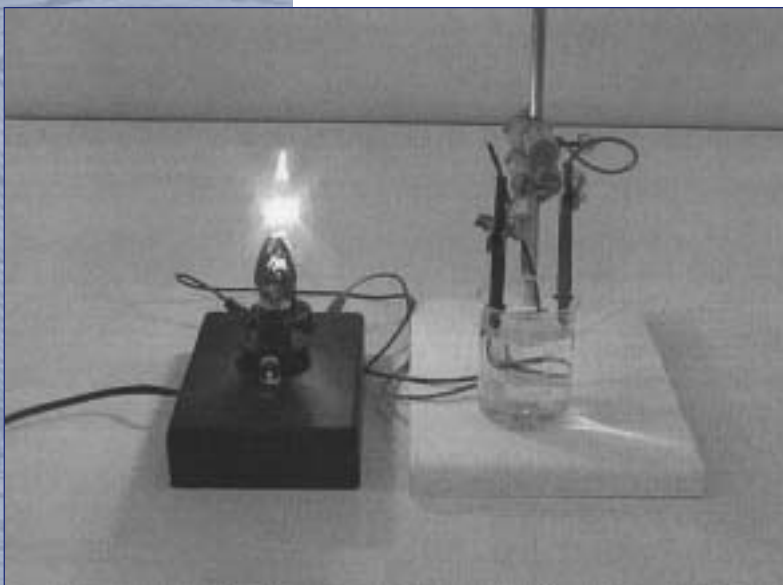


Figura 8: Aparelhagem para verificar condutibilidade elétrica dos materiais (foto: Marcos Luiz).

Se, entretanto, em um experimento posterior adicionarmos uma colher de açúcar (sacarose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) a um béquer contendo água, não observaremos qualquer alteração na intensidade da lâmpada. Como podemos interpretar esses fenômenos?

No primeiro caso, o fato da lâmpada acender, indica a presença de cargas elétricas em solução. Ocorre a dissociação do cloreto de sódio nos seus íons correspondentes (átomos com cargas elétricas), sódio positivo e cloreto negativo. As moléculas de água circundam esses íons sendo que o oxigênio (carga parcial negativa) se volta para o lado do íon sódio em solução e os hidrogênios (carga parcial positiva) se voltam para o íon cloreto.

* fonte: PEQUIIS – Projeto de Ensino de Química e Sociedade. Química e Sociedade: Elementos Interações e Agricultura, v. 3, São Paulo: Nova Geração, 2004.

Dessa forma, as interações dos íons com a água faz com que o sistema como um todo apresente maior estabilidade (menor conteúdo energético) do que o sal cloreto de sódio e a água separadamente e, por isso, ocorre a dissociação iônica do sal em água.

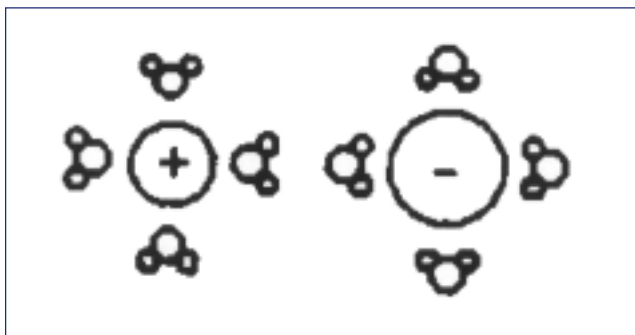


Figura 9: Representação da solvatação dos íons Na^+ e Cl^- pelas moléculas de água.

Já no caso da dissolução do açúcar em água não podemos dizer que existam cargas elétricas em solução. A sacarose (nome químico do açúcar comum) apresenta somente ligações covalentes (Figura 12) e a dissolução do açúcar tem que ser explicada por um mecanismo diferente do que ocorre com substâncias iônicas, como veremos adiante.

A água tem uma grande capacidade de solvatar espécies carregadas, como o que foi visto para o cloreto de sódio. É por esta razão que é considerada um ótimo solvente. Agindo assim, a água é capaz de, por exemplo, atuar no transporte de íons pelas membranas biológicas ou transportar nutrientes através do solo e levá-los até as plantas.

(Adaptação: Atkins, P. “O Fascínio da água”, em *As coisas são assim*. São Paulo: Cia das Letras, 1997)

Unidade 4

O nitrogênio e o ciclo do nitrogênio

As plantas necessitam de um certo número de elementos para se desenvolverem. Entre eles consideram-se macronutrientes o carbono, oxigênio, hidrogênio, nitrogênio, potássio, cálcio, fósforo, magnésio e enxofre; e micronutrientes, o ferro, cloro, cobre, manganês, zinco, molibdênio e boro. Do ar elas retiram C e O e da água H e O. Todos os demais, com exceção do N, provêm da desintegração das rochas e são captados pelas plantas a partir do solo. O nitrogênio, que representa 78% da atmosfera terrestre, difunde-se pelo solo e se fixa às raízes das plantas indiretamente, por meio de bactérias chamadas de fixadoras.

Entretanto, a maioria dos seres vivos é incapaz de utilizar o nitrogênio atmosférico na forma de composto molecular (N_2) e necessitam convertê-lo numa forma iônica (NH_4^+ , NO_2^- ou NO_3^-), que pode ser usada pelas células.

O *ciclo do nitrogênio* é o nome do processo pelo qual o N circula do ar para as plantas, daí para o solo e, depois, retorna ao ar. Ele envolve várias etapas. A primeira, a *fixação* do nitrogênio ao solo, envolve a transformação da molécula N_2 em NH_3 ou íons nitrogenados (nitrito e nitrato) o que é feito por apenas algumas bactérias e algas azuis.

O nitrogênio entra nas plantas quase que totalmente sob a forma de nitratos. No interior delas, os nitratos reduzem-se a amônio. Os aminoácidos são formados pela combinação de amônio com um cetoácido (*aminação*) ou através da transferência de um grupamento amina ($-NH_2$) de um aminoácido para um cetoácido, dando origem a outro aminoácido (*transaminação*). Estes compostos orgânicos retornam, subsequentemente, ao solo, completando o ciclo do nitrogênio.

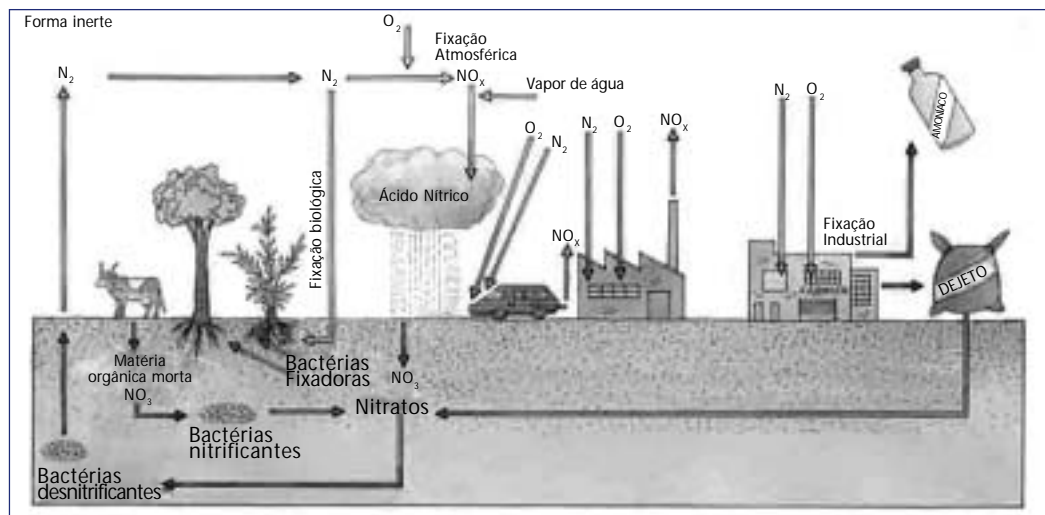


Figura 10: Ciclo do Nitrogênio (fonte: <http://es.geocities.com/cienciesterra/n.html>)

Organizadores

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes

Marcelo Giordan

Elaboradores

Ana Luiza Petillo
Nery

Carmen
Fernandez

Uma etapa importante do ciclo do nitrogênio é a fixação do N ao solo, que é a transformação de uma molécula em íons nitrogenados que conseguem, por serem solúveis em água, serem utilizados pelas plantas.

Vamos parar nessa etapa para pensar nessa idéia. Os íons são solúveis em água, enquanto que as moléculas de nitrogênio gasoso, não. Essa diferença se dá pela grande capacidade da água em atuar como solvente, conforme já vimos anteriormente. A água consegue solubilizar facilmente um composto que possua cargas (íons Na^+ , NH_4^+ , NO_3^-), mas não um composto molecular, como é o caso do N_2 . Já discutimos a ligação covalente que ocorre entre não metais como na própria água e no nitrogênio. Agora veremos como se dá um outro tipo de ligação que ocorre entre espécies carregadas.

Trata-se da *ligação iônica*, que ocorre entre um metal e um não metal. A ligação iônica, como o próprio nome indica, ocorre entre íons, positivos (cátions) e negativos (ânions).

Neste tipo de ligação, os átomos encontram-se unidos através da atração eletrostática, pois um deles, ao ceder elétron(s), torna-se eletricamente positivo (cátion), enquanto o outro, ao receber elétron(s), torna-se eletricamente negativo (ânion), e, conforme se observa experimentalmente, cargas elétricas opostas se atraem e cargas elétricas iguais se repelem.

Diferentemente da ligação covalente, na ligação iônica não ocorre compartilhamento do par de elétrons. Neste caso, o par de elétrons passa a pertencer ao campo de força do átomo mais eletronegativo.

A perfeita interação entre os cátions e ânions é responsável pela formação de agregados com formas geométricas bem definidas, características de cada sólido, denominados *retículos cristalinos*. A forte interação eletrostática entre íons de cargas opostas faz com que sejam necessárias altas temperaturas para separar cátions e ânions e destruir um retículo cristalino iônico.

É por isso que os compostos iônicos apresentam altas temperaturas de fusão.

Todos os compostos iônicos são sólidos à temperatura ambiente. A rígida estrutura do retículo cristalino não deixa que os íons se movimentem livremente, por isso, no estado sólido, compostos iônicos não conduzem corrente elétrica. Entretanto, quando dissolvidos em água ou quando fundidos (no estado líquido), os compostos iônicos são bons condutores de corrente elétrica, porque nesses casos há a possibilidade de movimentação dos íons.

A ligação iônica ocorre normalmente entre um metal e um não metal. Como o próprio nome indica ocorre entre íons positivos (cátions) e negativos (ânions).

Diferentemente da ligação covalente, na ligação iônica não ocorre compartilhamento do par de elétrons. Neste caso, o par de elétrons passa a pertencer ao campo de força do átomo mais eletronegativo.

Atividade 9

Responda às questões:

1. Localize na tabela periódica entre os elementos representativos, aqueles cujos átomos têm tendência a ganhar ou a perder elétrons.
2. No exemplo do composto NH_4NO_3 , qual é o cátion e qual é o ânion?
3. Por que um cristal iônico, embora formado por partículas eletricamente carregadas, é eletricamente neutro?
4. Por que, quando fundido, o cloreto de sódio conduz corrente elétrica e, no estado sólido, não?
5. O que acontecia com o açúcar quando o mexíamos no chá? Para onde ele ia?
6. Por que a água fazia bolhas quando fervia?

Unidade 5

Voltando ao fascínio da água (parte III)

As propriedades da água são consequência não somente de como os átomos de hidrogênio e oxigênio estão ligados, mas, principalmente, de como duas moléculas de água interagem entre si. Assim, entre duas moléculas de água ocorre uma ligação especial, mediada por um átomo de hidrogênio. Esta ligação é chamada *ponte de hidrogênio*.

A ponte de hidrogênio acontece porque a carga parcial negativa do oxigênio atrai a carga parcial positiva do hidrogênio. Esta ligação é uma das interações mais importantes para a vida, sendo responsável por manter as fitas de DNA juntas, manter a estrutura de várias proteínas e fazer com que a água seja um líquido (ao invés de um gás, o que aconteceria se a ponte de hidrogênio não existisse). Essa última observação é de extrema valia, pois já pensou o que ocorreria com os lagos e oceanos se a água fosse gasosa?

Atividade 10

A figura abaixo mostra a correlação entre as massas molares e as temperaturas de ebulição de compostos formados através da união entre hidrogênio e átomos do grupo 16 da tabela periódica.

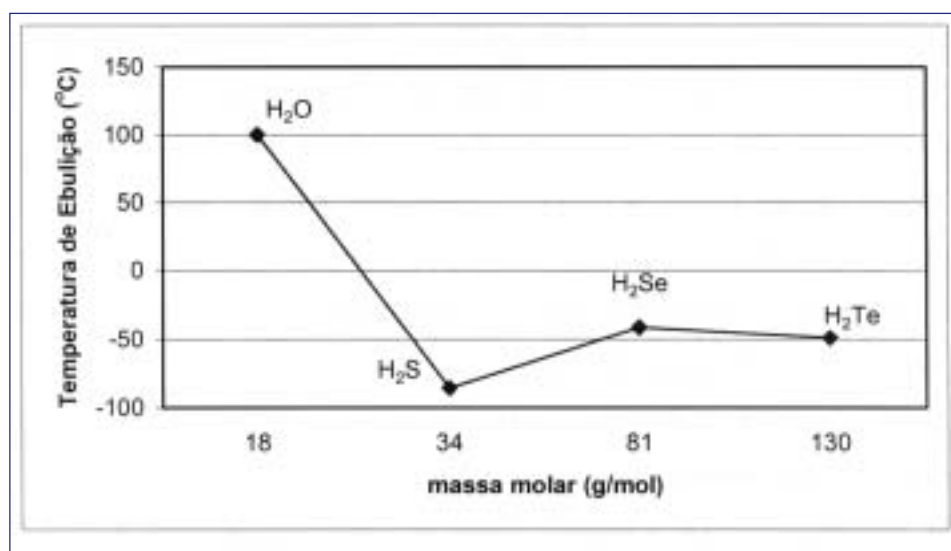


Figura 11: Correlação entre a massa molar (g/mol) e a temperatura de ebulição

Organizadores

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes

Marcelo Giordan

Elaboradores

Ana Luiza Petillo
Nery

Carmen
Fernandez

Entre duas moléculas de água ocorre uma ligação especial, mediada por um átomo de hidrogênio. São interações moleculares, bem mais fracas que uma ligação covalente, todavia, mais fortes que as demais interações existentes entre substâncias covalentes.

1. Com base na periodicidade das propriedades dos elementos, você esperaria que a água fosse líquida à temperatura ambiente? Aliás, como poderíamos explicar as propriedades desta substância chamada de “solvente universal”?

2. Represente as interações existentes entre moléculas de água. Usando essa representação, você saberia explicar o que acontece quando a água entra em ebulição?

O FASCÍNIO DA ÁGUA (PARTE IV)

As inúmeras propriedades do solvente universal

As pontes de hidrogênio ou ligações por hidrogênio são interações moleculares bem mais fracas que uma ligação covalente. No entanto, são mais fortes que as demais interações existentes entre substâncias covalentes, as quais veremos mais adiante.

É devido a existência destas “pontes” que a ebulição da água acontece em alta temperatura pois, para que a água entre em ebulição, as pontes de hidrogênio precisam ser rompidas.

São também as pontes de hidrogênio entre as moléculas de água que explicam o fato da substância água ser líquida em temperatura ambiente, além de ajudarem a explicar a formação do gelo.

Porém, quando o gelo se forma a partir da água líquida, um fato estranho ocorre: a forma sólida (gelo) é menos densa do que a forma líquida. Como consequência, o gelo se forma e flutua na superfície de lagos. Essa característica é preservadora de vida, pois a lâmina de gelo ajuda a proteger a água que está abaixo dela, do efeito congelante do ar que está acima e, assim, a vida marinha consegue sobreviver e florescer, apesar de a temperatura estar baixa o suficiente para congelar as camadas superficiais da água.

Como explicar esse comportamento peculiar da água?

À medida que a temperatura é reduzida, as moléculas de água passam a se movimentar mais lentamente e pontes de hidrogênio podem se formar em maior quantidade, além de poder durar mais tempo. Desta forma, as moléculas deixam de fluir livremente como um líquido, e um sólido se forma. Nesse momento, a forma da molécula desempenha seu papel.

Um átomo de oxigênio na molécula de água em forma de V pode acomodar duas pontes de hidrogênio, uma com cada uma das duas moléculas vizinhas. Cada átomo de oxigênio agora participa de 4 ligações: 2 ligações comuns entre o oxigênio e os hidrogênios e 2 pontes de hidrogênio com vizinhos – essas 4 ligações apontam para os cantos de um tetraedro.

Essa disposição, mantida de vizinho para vizinho através de todo o sólido, resulta numa estrutura muito aberta para o gelo, com as moléculas de água mantidas afastadas, ainda que unidas, numa espécie de andaime de átomos e ligações. Quando o gelo derrete essa estrutura aberta desmorona, e um líquido mais denso se forma. Quando a água congela, a estrutura desmoronada do líquido se desdobra e se expande em uma estrutura aberta.

(Adaptação: Atkins, P. “O Fascínio da água”, em *As coisas são assim*, São Paulo: Cia das Letras, 1997)

Para que a água entre em ebulição, precisam ser rompidas as pontes de hidrogênio, que existem entre uma molécula e outra da água.

Atividade 11

Represente as interações entre moléculas de água no estado sólido (menor densidade) e no estado líquido (maior densidade). Considere um mesmo número de moléculas em cada representação.

As pontes de hidrogênio são características de moléculas com átomos de hidrogênio ligados, de modo covalente, a um átomo muito eletronegativo, como o F, O e N. Como consequência, átomos de hidrogênio ficam com carga parcial positiva e são atraídos por átomos de flúor, oxigênio ou nitrogênio de moléculas vizinhas.

As pontes de hidrogênio ocorrem, portanto, entre muitas substâncias covalentes, o que lhes confere temperaturas de fusão e ebulição mais elevadas, além de uma maior solubilidade em água.

Atividade 12

Como você explicaria a solubilidade do açúcar (sacarose – $C_{12}H_{22}O_{11}$) em água? Como você representaria este processo?

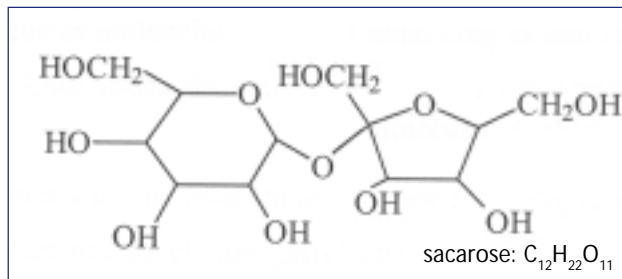


Figura 12: Estrutura da Sacarose

Atividade 13

Vitaminas Hidrossolúveis e Lipossolúveis

Vitaminas são substâncias indispensáveis à nossa dieta alimentar. Existem basicamente dois tipos de vitaminas: as hidrossolúveis (que se dissolvem bem em água) e as lipossolúveis (são solúveis em óleos e gorduras). O que determina se uma vitamina é de um tipo ou de outro é a sua estrutura molecular.

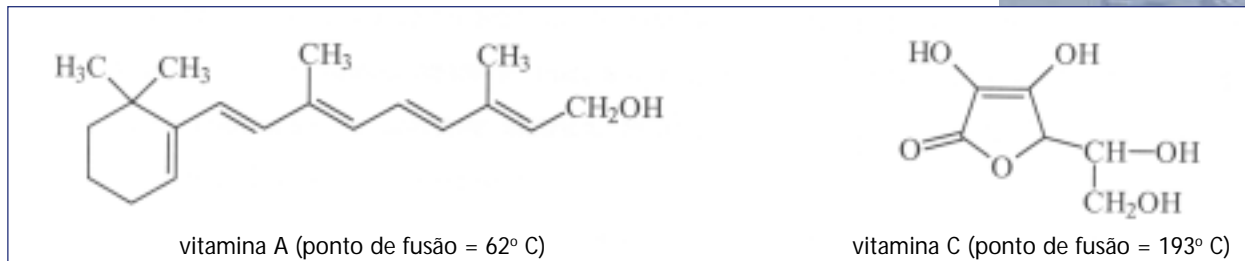


Figura 13: Estruturas da (a) Vitamina A e (b) Vitamina C.

Uma das propriedades que determinam a maior ou menor concentração de uma vitamina na urina é a sua solubilidade em água.

1. Qual das vitaminas acima é mais facilmente eliminada pela urina? Justifique.
2. Dê uma justificativa para o ponto de fusão da vitamina C ser superior ao da vitamina A.

As pontes de hidrogênio são características de moléculas com átomos de hidrogênio ligados de modo covalente a um átomo muito eletronegativo, como o F, O e N.

Unidade 6

Interações entre moléculas polares

Quando uma molécula possui mais de uma ligação polar, as cargas parciais nas extremidades das ligações podem gerar um acúmulo de carga em uma determinada região da molécula. Essa distribuição de cargas, responsável pela geração de dipolos elétricos permanentes, faz com que as moléculas interajam umas com as outras por atração eletrostática entre dipolos opostos. Essa interação entre as moléculas é chamada de *interação dipolo-dipolo*.

É esse tipo de interação que mantém unidas, por exemplo, as moléculas de HCl (ácido clorídrico). Devido à diferença de eletronegatividade entre o H e o Cl essa molécula é polar, sendo o pólo positivo da molécula o hidrogênio, e o negativo, o cloro.

Comparando com as pontes de hidrogênio, essas interações são mais fracas, pois a polarização das cargas é menor.

Atividade 14

Você seria capaz de explicar por que o HF apresenta temperatura de ebulição igual a 19,5 °C e o HCl -85 °C?

O que acontece quando se adiciona ácido clorídrico à água?

Mergulhando o aparelho para medir condutibilidade (Figura 8) em soluções aquosas de ácido clorídrico (HCl), vamos observar que, a exemplo do que ocorre com o cloreto de sódio, observa-se condução de corrente elétrica. Poderíamos explicar esse fenômeno através de interações de pólos opostos entre moléculas de água e de ácido?

A simples interação entre pólos opostos não leva à formação de íons livres, pois, se fosse assim, a sacarose (açúcar), também deveria conduzir corrente elétrica quando dissolvida em água.

O processo que ocorre quando HCl é adicionado à água é denominado ionização e pode ser descrito da seguinte forma: o pólo negativo da água (oxigênio) atrai o pólo positivo do ácido, provocando a quebra da ligação H-Cl. Por ser mais eletronegativo, o par de elétrons da ligação rompida permanece com o cloro. Os íons formados são rodeados por moléculas de água, em um fenômeno similar ao que ocorre na dissolução de sais.

Organizadores

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes

Marcelo Giordan

Elaboradores

Ana Luiza Petillo
Nery

Carmen
Fernandez

As moléculas polares têm dipolo permanente em função da distribuição não homogênea das cargas. Os dipolos dessas moléculas interagem por atração eletrostática. É a interação dipolo-dipolo.

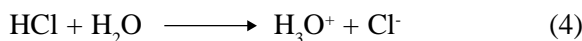
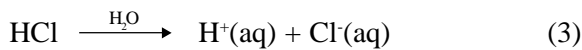
Atividade 15

Represente o processo da ionização do ácido clorídrico em água.

Quando ionizados os ácidos produzem o cátion H_3O^+ (hidroxônio), que também pode ser representado simplesmente como H^+ . Com base nessa propriedade de gerar íons H^+ em solução aquosa, surge a definição de ácido de Arrhenius:

Segundo Arrhenius, *ácido é toda substância que, quando adicionada à água, sofre ionização, formando exclusivamente como íon positivo o cátion H^+ (H_3O^+).*

O processo de ionização do HCl pode ser representado de duas formas:

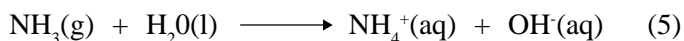


O comportamento de ácidos também é um dos temas abordados por Oliver Sacks em *Tio Tungstênio*. Conta o autor que um de seus guias de iniciação em Química, foi o livro de J. J. Griffin, *Chemical Recreations*, escrito por volta de 1859, adquirido em um sebo. O livro começava com experimentos elementares usando tintas vegetais, que mudavam de cor na presença de ácidos e álcalis. A tinta vegetal mais comum era o tornassol, que adquiria a coloração vermelha em diferentes ácidos, e azul na presença de amônia.

Atividade 16

Por que uma solução de amônia altera a coloração desse extrato vegetal de forma diferente? O que ocorre quando adicionamos NH_3 à água? Volte para a Tabela 1 (Atividade 7) e proponha uma explicação com base na estrutura de Lewis.

A amônia, uma substância covalente polar, também interage com a água e sofre o processo de ionização. Todavia, são gerados íons OH^- :



Arrhenius definiu como *básicas* ou *alcalinas* as substâncias que, quando em solução aquosa liberam como ânions, exclusivamente íons OH^- . As bases, em sua maioria, são substâncias iônicas, formadas por íons metálicos e hidroxila. Por exemplo, a soda cáustica, hidróxido de sódio (NaOH).

Atividade 17

Você saberia explicar o que ocorre quando se adiciona NaOH em água? Como esse processo poderia ser representado em nível molecular?

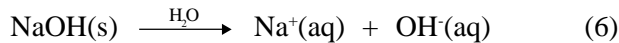
Ao contrário da amônia e do ácido clorídrico, covalentes, o hidróxido de sódio é um composto iônico, constituído por aglomerados iônicos, formando

Segundo Arrhenius, ácido é toda substância que, quando adicionada à água, sofre ionização formando, exclusivamente, como íon positivo, o cátion H^+ (H_3O^+).

Arrhenius definiu como básicas ou alcalinas as substâncias que, quando em solução aquosa liberam como ânions exclusivamente íons OH^- .

um retículo cristalino. Quando expostos à água, ocorre o rompimento do retículo cristalino e liberação de íons livres para a solução.

Os íons sódio do cristal são cercados por moléculas de água que expõem seus átomos de oxigênio de carga negativa. De forma semelhante, os íons OH^- são cercados pelos átomos de hidrogênio, pólo positivo da molécula. Esse processo de quebra de ligações iônicas, gerando íons, é denominado dissociação iônica.



Os íons H^+ , resultantes da ionização de ácidos em água e os íons OH^- , gerados a partir da adição de bases à água, são capazes de alterar a cor de algumas substâncias, conhecidas como indicadores ácido-base.

O uso de indicadores ácido-base é uma prática bem antiga, que foi introduzida no século XVII, por Robert Boyle.

Boyle preparou um licor de violeta e observou que o extrato dessa flor tornava-se vermelho em solução ácida e verde em solução básica. Gotejando o licor de violeta sobre o papel branco e, em seguida, algumas gotas de vinagre, observou que o papel tornava-se vermelho. Assim, foram obtidos os primeiros indicadores de pH em ambas as formas: solução e papel.

Nessa época, o conceito de ácidos e bases ainda não havia sido formalizado por Arrhenius, o que só veio a ocorrer no século XIX. Entretanto, ainda no século XVII, Boyle empregava a seguinte descrição: ácido é qualquer substância que torna vermelho os extratos de plantas.

Mas o menino Oliver foi mais longe em sua narrativa sobre as propriedades de ácidos e bases:

Foi com Griffin que tive pela primeira vez uma idéia clara do que queria dizer com ácidos e álcalis e como se combinavam para produzir sais. Tio Dave demonstrou a oposição de ácidos e bases medindo quantidades exatas de ácido clorídrico e soda cáustica e misturando-os em um béquer. A mistura se tornou extremamente quente, mas assim que ela esfriou ele disse: “Agora prove experimente”. Experimentar? Ele estava maluco? Mas provei, e só tinha gosto de sal. “Está vendo? Um ácido e uma base, quando reunidos, neutralizam um ao outro; eles se combinam e formam um sal”, ele explicou.

Atividade 18

Quais indícios representam a ocorrência de reação química na descrição acima? Represente a equação descrita por Oliver. Você saberia explicar o que são sais?

Embora a maioria das pessoas utilize a palavra sal para descrever um sólido branco usado como tempero, para os químicos a classificação de sal é mais genérica: são substâncias que podem ser obtidas a partir da reação entre ácidos e bases. Segundo Arrhenius, sal é toda substância que, quando adicionada à água, gera pelo menos um cátion diferente de H^+ e um ânion diferente de OH^- .

Atividade 19

A tabela abaixo fornece a coloração dos seguintes indicadores ácido-base: papel de tornassol azul (PTA), papel de tornassol vermelho (PTV) e fenolftaleína, quando em contato com as soluções aquosas listadas:

BOX DE ATENÇÃO : De fato, Oliver Sacks está certo. Não experimente nenhuma substância em um laboratório químico. E mais, esteja sempre acompanhando de um professor ou técnico responsável neste ambiente.

Segundo Arrhenius, sal é toda substância que, quando adicionada à água, gera pelo menos um cátion diferente de H^+ e um ânion diferente de OH^- .

Substância (Soluções aquosas de)	PTA	PTV	fenolftaleína
ácido acético (H_3COOH)	vermelho	vermelho	incolor
hidróxido de cálcio	azul	azul	rosa
Sulfato de sódio	azul	vermelho	incolor
ácido clorídrico (HCl)	vermelho	vermelho	incolor
Cloroeto de sódio	azul	vermelho	incolor
ácido nítrico (HNO_3)	vermelho	vermelho	incolor
hidróxido de sódio	azul	azul	rosa
hidróxido de amônio	azul	azul	rosa
ácido sulfúrico (H_2SO_4)	vermelho	vermelho	incolor

Com base nas colorações dos indicadores, classifique as substâncias em três grupos distintos: ácidos, bases ou sais.

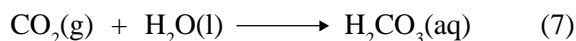
Unidade 7

Problemas que se resolvem pela química

CHUVA ÁCIDA

Quando pensamos em água pura, normalmente imaginamos a água da chuva caindo sobre nossas cabeças ou a água cristalina que desce das montanhas. No entanto, esses não são exemplos de água pura, pois esta só pode ser obtida em laboratório, através de técnicas eficientes de separação de misturas, que visam eliminar traços de quaisquer resíduos presentes.

A água da chuva, por exemplo, contém os gases presentes na atmosfera como, por exemplo, nitrogênio (N_2), oxigênio (O_2) e gás carbônico (dióxido de carbono – CO_2). Parte do gás carbônico absorvido reage com a água formando ácido carbônico, conforme reação abaixo:



Como resultado, toda chuva é levemente ácida, apresentando um valor de pH em torno de 5,6.

Para medir o grau de acidez, ou pH, os técnicos usam uma escala que vai de 0 a 14. A água pura apresenta $pH=7$, valores inferiores a 7 indicam presença de íons H^+ e superiores a 7, OH^- . Portanto, quanto mais baixo o número, maior o índice de acidez. Os detalhes sobre a escala de pH serão apresentados no módulo Equilíbrio Químico.

A absorção de outros gases atmosféricos, especialmente aqueles liberados pelas indústrias e automóveis, pode levar a um aumento considerável da acidez da água da chuva, bem acima do que é considerado um índice normal e, produzindo, portanto, a chamada chuva ácida.

Os hidrocarbonetos (substâncias orgânicas que contêm em sua estrutura apenas átomos de carbono e hidrogênio), presentes na gasolina, deveriam queimar completamente, resultando apenas na formação de dióxido de carbono, água e energia. Mas, nos motores dos veículos automotivos, em condições reais de operação, alguns hidrocarbonetos não se oxidam totalmente e são liberados através dos escapamentos. Outros se oxidam parcialmente, liberando o monóxido de carbono, um gás tóxico.



A gasolina, porém, não é uma simples mistura de hidrocarbonetos simples. Ela contém traços de outros elementos. O enxofre, contaminante presente no petróleo, queima, formando dióxido de enxofre, SO_2 . Como o SO_2 é

Organizadores

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes

Marcelo Giordan

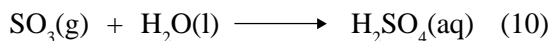
Elaboradores

Ana Luiza Petillo
Nery

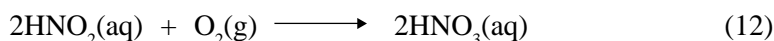
Carmen
Fernandez

solúvel em água, ele pode ser incorporado às gotículas de água que formam as nuvens produzindo o ácido sulfuroso, H_2SO_3 .

Ainda mais ácido e corrosivo é o ácido sulfúrico, resultante da reação entre o dióxido de enxofre e o oxigênio do ar e que dá origem ao trióxido de enxofre:



Os veículos automotivos são também responsáveis pela liberação de dióxido de nitrogênio. Este é decorrente da reação que ocorre entre nitrogênio e oxigênio a altas temperaturas nos motores a combustão interna. O dióxido de nitrogênio reage com a água, dando origem aos ácidos nítrico e nitroso. O ácido nitroso pode também ser oxidado pelo oxigênio do ar a ácido nítrico:



Como consequência, o material depositado pela água da chuva pode causar a acidificação do solo e liberação de metais tóxicos, provocando graves efeitos sobre ecossistemas terrestres e aquáticos.

Além dos danos ecológicos, a chuva ácida corrói o concreto, o cimento e as estruturas de ferro.

Atividade 20

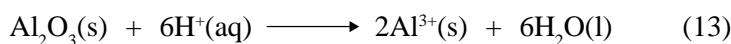
Pesquise medidas possíveis para a redução do problema da chuva ácida.

Acabamos de apresentar uma série de substâncias que, ao entrarem em contato com a água da chuva, tornam-na ácida. Quais são essas substâncias?

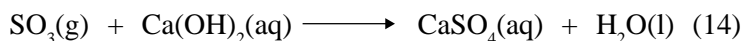
A maioria das substâncias citadas no texto é classificada como óxido. Óxidos são compostos binários onde o oxigênio é o elemento mais eletronegativo. Os óxidos citados acima, com exceção do monóxido de carbono, são classificados como óxidos ácidos. Isso porque reagem com a água, dando origem a ácidos.

Quando o oxigênio encontra-se ligado a metais, temos os óxidos iônicos ou metálicos. Grande parte dos minérios, a partir do qual são obtidos os metais citados no início do capítulo, é constituída principalmente por óxidos: bauxita – óxido de alumínio (Al_2O_3); hematita – óxido de ferro III (Fe_2O_3).

A grande maioria dos óxidos metálicos reage com ácidos formando sal e água, daí um dos grandes problemas da chuva ácida. O alumínio, por exemplo, encontrado na crosta terrestre em forma de óxido, reage gerando íons Al^{3+} , altamente tóxicos e que podem contaminar lençóis freáticos, além de serem absorvidos pelas plantas. O mesmo ocorre com outros metais pesados, também altamente tóxicos, encontrados na natureza em forma de óxidos.



De forma análoga, os óxidos ácidos reagem com bases através de uma reação de neutralização formando sal e água:



Óxidos são compostos binários nos quais, o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

PRODUTO DE MIL UTILIDADES “ADOÇA” A TERRA

Todo agricultor tarimbado sabe que a cal virgem (óxido de cálcio) reduz a acidez da terra e impede a multiplicação das bactérias. Mas, no Brasil, ainda é pequeno o uso da cal virgem para usos diversos, como desinfetar criatórios de peixes, quando ela age destruindo sangue-sugas, ovos de predadores e até larvas de mosquito.

É ainda mais restrito o número de pessoas que conhece a capacidade da cal de eliminar o vibrião da cólera da água. Embora fáceis de fazer e extremamente baratos, é raro o uso de saquinhos de cal, os chamados “sachês”, que absorvem umidade e impedem as roupas de mofar no armário.

O primeiro forno para produzir cal no Brasil foi construído por Tomé de Souza, em 1549, na Bahia. A matéria-prima eram as conchas recolhidas nas praias de Salvador. Hoje, porém, toda a cal brasileira é produzida a partir de rochas de calcário (carbonato de cálcio), que são queimadas a altas temperaturas em forno especial, o que faz com que percam gás carbônico (dióxido de carbono), transformando-se em óxidos (cal virgem). (O carbonato de cálcio, quando aquecido a altas temperaturas, dá origem ao dióxido de carbono e à cal).

Como a cal virgem não é estável, as fábricas geralmente moem o produto e acrescentam água para “extinguir” a cal. O produto obtido a partir desta reação é conhecido popularmente com cal hidratada.

O que o agricultor quer é que a cal “adoce” a terra, como se diz nas áreas rurais, e que funcione como desinfetante, fungicida ou inseticida. Para isso, o produto precisa ter alto grau de pureza.

O teste mais comum para avaliar a pureza da cal é diluir uma parte de ácido muriático (ácido clorídrico) em nove partes de água e mergulhar uma amostra de cal nesse líquido [...].

Incorporada ao solo, a cal eleva o teor de cálcio do terreno, aumentando sua disponibilidade para as plantas. [...] O caboclo, porém, não compreende esses fenômenos químicos e biológicos. Ele apenas percebe que a plantação fica mais viçosa e reage melhor com a aplicação da cal e, por isso, em sua linguagem explica que “a cal adoça a terra”.

(Adaptado de “Suplemento Agrícola”: *O Estado de S. Paulo*, 15/11/1995).

Atividade 21

1. Escreva a equação química que representa o processo de obtenção de cal hoje no Brasil.
2. Explique, utilizando equações químicas, como a cal pode ser utilizada para corrigir a acidez dos solos.
3. Qual o princípio envolvido no controle de qualidade da cal?

ÓLEO NO MAR

O acidente com o petroleiro grego *Prestige*, em novembro, que derramou cerca de 77 mil toneladas de óleo na costa da Espanha trouxe o assunto, novamente, às primeiras páginas da imprensa internacional. Porém, esse não é um

caso isolado: os acidentes com navios transportando petróleo têm se repetido e, provavelmente, vão continuar acontecendo.

O Instituto Worldwatch, uma das mais respeitadas instituições de diagnóstico ambiental do planeta, estima que, desde o naufrágio do *Exxon Valdez*, em 1989 – o maior ocorrido em toda a história – já foram derramadas 1,1 milhão de toneladas de óleo nos mares. Ou seja, 30 vezes o que o Valdez derramou.

Embora as conseqüências ambientais de um acidente deste tipo não sejam totalmente conhecidas, imagens das áreas atingidas, infelizmente, são noticiadas com uma certa periodicidade pelos meios de comunicação: uma espessa camada de óleo que, rapidamente, atinge o litoral provocando a morte de inúmeras espécies. Para tentar conter o óleo são normalmente utilizadas bóias com material absorvente. Mas, como explicar o porquê da baixa solubilidade do petróleo em água?

O petróleo é uma mistura de hidrocarbonetos (substâncias orgânicas contendo átomos de carbono e hidrogênio em sua estrutura), compostos covalentes apolares. Como a água é uma substância altamente polar, dificilmente irá dissolver uma substância polar, pois não há interação entre as moléculas.

Em contrapartida, substâncias apolares interagem com substâncias apolares. É por isso que alguns derivados do petróleo, apolares, como, querosene, benzina, óleo diesel, misturam-se entre si e são capazes de dissolver outras substâncias apolares.

Mas, que tipo de interação ocorre entre substâncias apolares?

Trata-se de uma interação molecular muito fraca, denominada *dipolo-dipolo induzido* (ou *Forças de London*), que pode ser explicada da seguinte forma: quando há aproximação de duas ou mais moléculas apolares, os elétrons das camadas de valência passam a ficar também sob a influência dos núcleos dos átomos das moléculas vizinhas.

Desta forma, uma nova distribuição de cargas elétricas poderá ocorrer, provocando um deslocamento de cargas que poderá gerar um pólo induzido, inexistente na molécula apolar. É a existência desses dipolos induzidos pela aproximação das moléculas, que promove a atração entre elas.

Atividade 22

Se o óleo é insolúvel em água, por que ainda utilizamos água para remover a gordura de pratos e talheres na cozinha? Qual o papel dos sabões e detergentes nessa história?

Todos sabem que os sabões limpam, fazem espuma e têm uma sensação tátil característica de escorregamento. Do ponto de vista químico, os sabões podem ser classificados como sais, cujo cátion é um metal alcalino (normalmente o Na) e o ânion, um carboxilato (produto da ionização de um ácido carboxílico, ácidos orgânicos contendo uma longa cadeia carbônica e um grupo $-\text{COOH}$ terminal).

Como todo sal, ao se dissolver em água, o sabão sofre um processo de dissociação iônica, fornecendo o cátion do metal e ânion carboxilato. Esse ânion é uma espécie anfifílica, ou seja, apresenta afinidade tanto pela água como pela gordura (apolar). Isto é reflexo de sua estrutura, que apresenta duas porções: polar (representada pela espécie carregada $-\text{COO}^-$) e apolar (cadeia carbônica) (Figura 14).

Em moléculas apolares a nuvem eletrônica está igualmente distribuída entre os núcleos. Quando duas moléculas apolares se aproximam ocorre a formação de um dipolo temporário, ou induzido. Essa interação molecular fraca é conhecida como dipolo-dipolo induzido ou Forças de London.

A parte polar é denominada hidrofílica (dissolve-se facilmente em meio aquoso) e a apolar hidrofóbica (não se dissolve em água). O processo de limpeza resulta dessa dualidade de propriedades devido à presença de duas porções antagônicas em um mesmo íon (carboxilato).

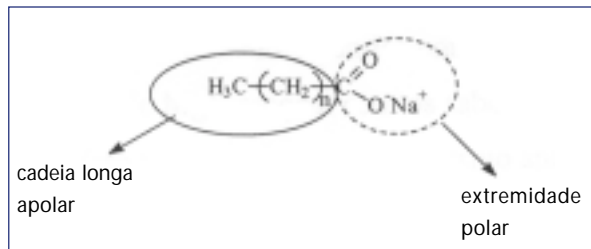


Figura 14: Fórmula Estrutural de um Carboxilato de Sódio

Quando lavamos um prato sujo de óleo, utilizando um sabão dissolvido em água, a parte apolar do sabão interage com o óleo, e a polar, com a água, formando o que os químicos chamam de micelas.

As micelas são agregados de ânions moleculares (agrupamento de 40 a 100 ânions) rodeados por cátions. Nestes agregados, as cadeias longas hidrofóbicas estão direcionadas para dentro e as extremidades hidrofílicas para fora, interagindo com a água.

A parte interna da micela, que contém as cadeias longas apolares, comporta-se como se fosse uma gota de óleo virtual; conseqüentemente, nela só se dissolvem materiais oleosos. Como a parte externa da micela interage fortemente com as moléculas de água, é facilmente dissolvida por ela, tornando possível, portanto, a remoção das sujeiras apolares (aprisionadas nas micelas).

O processo de formação de micelas é denominado emulsificação. Dizemos que o sabão atua como emulsificante ou emulsionante, o que significa dizer que ele tem a propriedade de fazer com que o óleo se disperse na água em forma de micelas.

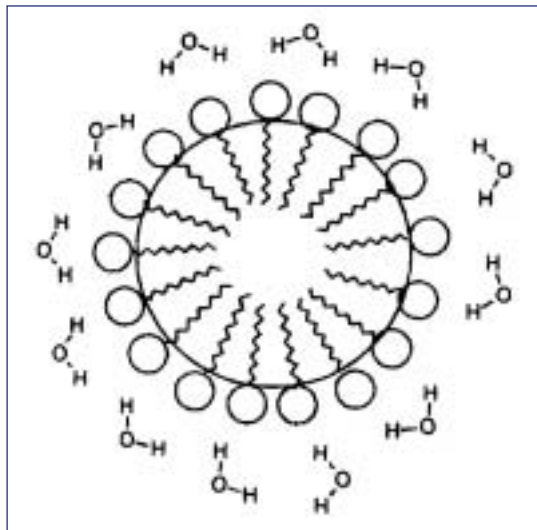


Figura 15: Representação esquemática de uma micela contendo óleo no seu interior.

A eficiência de um sabão fica comprometida quando a água possui concentrações elevadas de íons Ca^{2+} e Mg^{2+} . Águas desse tipo são chamadas águas duras e ocorrem em regiões de solo calcário, comuns na Europa e na América

Um emulsificante é uma substância que tem a propriedade de fazer com que o óleo se disperse na água, formando micelas.

do Norte. Nessas águas, os íons Ca^{2+} e Mg^{2+} reagem com os sabões formando sais insolúveis em água (reação de precipitação). Isso pode diminuir ou até mesmo anular a eficiência da limpeza.

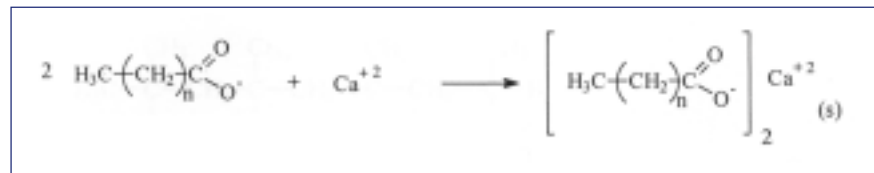


Figura 16: Precipitação de carboxilatos de cálcio.

Esse problema foi contornado com o advento dos detergentes, que passaram a ganhar espaço no mercado. O modo de atuação dos detergentes sintéticos e dos sabões é o mesmo: formação de micelas. Porém, os ânions moleculares dos sabões têm estrutura diferente da dos detergentes. Os detergentes são sais de ácido sulfônico (aniônicos) ou de amônio quaternário (catiônicos), ambos de cadeia longa. Atualmente, existem outros tipos de detergentes com estrutura diferente, mas que, invariavelmente, apresentam uma longa cadeia apolar e uma extremidade polar.

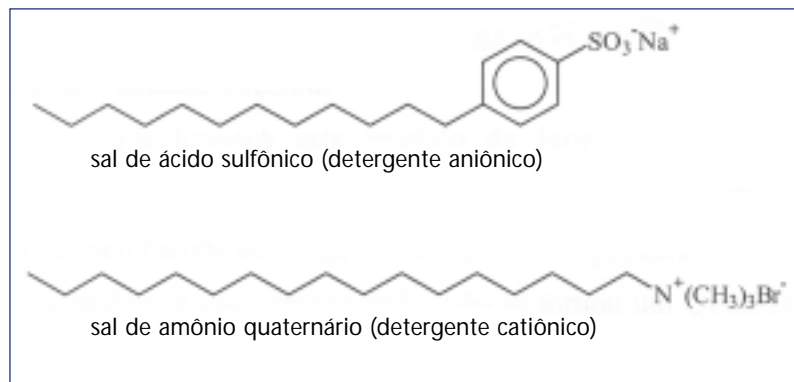


Figura 17: Estrutura de moléculas anfifílicas

Os detergentes apresentam vantagens em relação ao sabão pelo fato de não formarem compostos insolúveis em águas duras. Mas, os sabões são biodegradáveis, o que não ocorre com muitos detergentes. Experiências mostram que os detergentes de cadeias carbônicas não ramificadas são biodegradáveis, enquanto os de cadeias ramificadas não são.

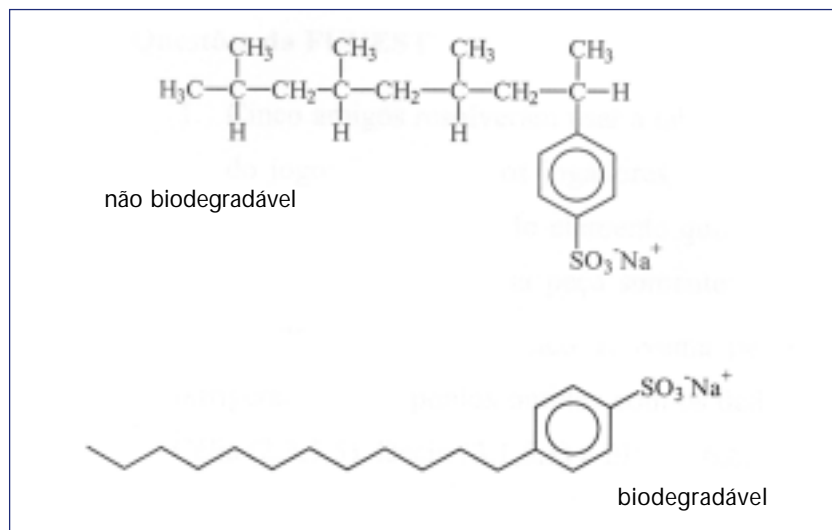


Figura 18: Estrutura de moléculas anfifílicas

Sabões são sais de ácido carboxílicos de um metal alcalino (em geral sódio). Em águas duras (contendo íons Ca^{2+} e Mg^{2+}) formam-se sais insolúveis. Detergentes são sais do ácido sulfônico ou de amônio quaternário que não precipitam em água dura.

Sabões são biodegradáveis, enquanto que só os detergentes de cadeias normais (não ramificadas) o são.

Unidade de encerramento

Finalizamos este módulo de forma semelhante a Oliver Sacks, cujo epílogo é denominado “Fim do Romance”. Gostaríamos de chamar a atenção, novamente, para o livro que escolhemos como guia dos tópicos trabalhados. Seu autor, ao contrário do que muitos de vocês devem estar imaginando, não se tornou um químico, mas um médico, seguindo a carreira dos pais. Entretanto, o livro nos descreve um pré-adolescente que se comportava de forma bastante peculiar frente aos fenômenos da natureza: um menino que observava, comparava, parecia viver numa busca incessante por respostas. Esperamos, com isso, ter despertado em vocês um pouco deste espírito investigativo: o espírito científico.

Organizadores

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes

Marcelo Giordan

Elaboradores

Ana Luiza Petillo
Nery

Carmen
Fernandez

Bibliografia

SACKS, O. *Tio Tungstênio: memórias de uma infância química*. São Paulo: Cia das Letras, 2002.

ATKINS, P. “O Fascínio da água”. In: *As coisas são assim*. São Paulo: Cia das Letras, 1997.

Sobre os autores

Ana Luiza Petillo Nery

Licenciada e Bacharel com Atribuições Tecnológicas pelo Instituto de Química da USP, é doutora em Ciências (área de concentração: Química Orgânica) pela mesma instituição. Realizou o pós-doutoramento no Departamento de Bioquímica do IQ-USP, tendo concluído um breve estágio no Laboratório de Química Orgânica da Universidade de Würzburg (Alemanha). Atualmente é professora do Ensino Médio da Escola Vera Cruz em São Paulo.

Carmen Fernandez

Licenciada e Bacharel com Atribuições Tecnológicas pelo Instituto de Química da USP, é mestre e doutora em Ciências (área de concentração: Química Orgânica) pela mesma Instituição. Realizou o pós-doutoramento na University of California – Berkeley e no Lawrence Berkeley National Laboratory, EUA.

Atualmente é docente no Instituto de Química da USP e pesquisadora da área de ensino de química na mesma instituição.

Anexo

Questões da FUVEST

1. (2004) Cinco amigos resolveram usar a tabela periódica como tabuleiro para um jogo. Regras do jogo: Para todos os jogadores, sorteia-se o nome de um objeto, cujo constituinte principal é determinado elemento químico. Cada um joga quatro vezes um dado e, a cada jogada, move sua peça somente ao longo de um grupo ou de um período, de acordo com o número de pontos obtidos no dado. O início da contagem é pelo elemento de número atômico 1. Numa partida, o objeto sorteado foi “latinha de refrigerante” e os pontos obtidos com os dados foram: Ana (3,2,6,5), Bruno (5,4,3,5), Célia (2,3,5,5), Décio (3,1,5,1) e Elza (4,6,6,1).

H																	He																														
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																														
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																														
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																														
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																														
Cs	Ba	**	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																														
Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt																																							
<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tbody> <tr> <td>La</td><td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>Ac</td><td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </tbody> </table>																		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																	
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																	

Assim, quem conseguiu alcançar o elemento procurado foi

- Ana
- Bruno
- Célia
- Décio
- Elza

2. (2003) Um astronauta foi capturado por habitantes de um planeta hostil e aprisionado numa cela, sem seu capacete espacial. Logo começou a sentir falta de ar. Ao mesmo tempo, notou um painel como o da figura

@																	#																		
\$											%	&	*																						
<table border="1" style="width: 100%; height: 40px;"> <tbody> <tr> <td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td> </tr> </tbody> </table>																																			

em que cada quadrado era uma tecla. Apertou duas teclas, voltando a respirar bem. As teclas apertadas foram:

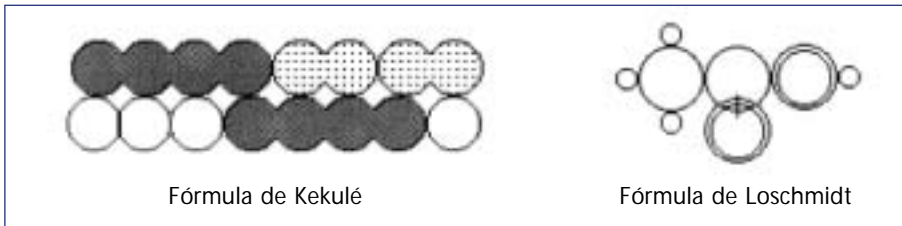
- @ e #
- # e \$
- \$ e %
- % e &
- & e *

3. (2003) Plantas não conseguem aproveitar diretamente o nitrogênio do ar atmosférico para sintetizar Esse componente do ar precisa ser transformado em compostos. Isso ocorre, na atmosfera, durante as tempestades com relâmpagos, quando se forma Na raiz das leguminosas, bactérias transformam o nitrogênio em que são fertilizantes naturais. Tais fertilizantes podem ser obtidos industrialmente, a partir do nitrogênio, em um processo cuja primeira etapa é a síntese de

As lacunas do texto acima são adequadamente preenchidas, na seqüência em que aparecem, respectivamente, por

- proteínas – amônia – sais de amônio – ozônio
- açúcares – óxido nítrico – carbonatos – amônia
- proteínas – ozônio – fosfatos – sais de amônio
- açúcares – amônia – carbonatos – óxido nítrico
- proteínas – óxido nítrico – nitratos – amônia

4. (2003) Em 1861, o pesquisador Kekulé e o professor secundário Loschmidt apresentaram, em seus escritos, as seguintes fórmulas estruturais para o ácido acético ($C_2H_4O_2$):



Mais tarde, Lewis introduziu uma maneira, ainda utilizada, de representar estruturas moleculares. Nas fórmulas de Lewis, o total de elétrons de valência dos átomos contribui para as ligações químicas, bem como para que cada átomo passe a ter configuração de gás nobre.

- Faça uma legenda para as fórmulas de Kekulé e Loschmidt, indicando as figuras utilizadas para representar os átomos de C, H e O.
- Escreva a fórmula de Lewis do ácido acético.
- Mostre, usando fórmulas estruturais, as interações que mantêm próximas duas moléculas de ácido acético.

5. (2001) Em seu livro de contos, *O Sistema Periódico*, o escritor italiano Primo Levi descreve características de elementos químicos e as relaciona a fatos de sua vida. Dois trechos desse livro são destacados a seguir:

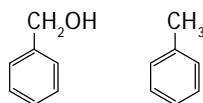
(I) “[Este metal] é mole como a cera...; reage com a água onde flutua (um metal que flutua!), dançando freneticamente e produzindo hidrogênio.”

(II) “[Este outro] é um elemento singular: é o único capaz de ligar-se a si mesmo em longas cadeias estáveis, sem grande desperdício de energia, e para a vida sobre a Terra (a única que conhecemos até o momento) são necessárias exatamente as longas cadeias. Por isso, ... é o elemento-chave da substância viva.”

O metal e o elemento referidos nos trechos (I) e (II) são, respectivamente,

- mercúrio e oxigênio.
- cobre e carbono.
- alumínio e silício.
- sódio e carbono.
- potássio e oxigênio.

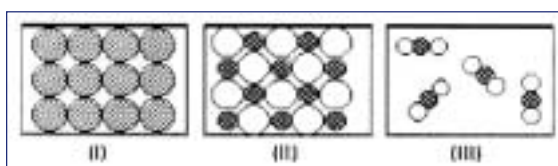
6. (2001) Examinando-se as estruturas moleculares do álcool benzílico e do tolueno,



pode-se afirmar corretamente que

- o álcool benzílico deve ter ponto de ebulição maior do que o tolueno, ambos sob mesma pressão.
- o álcool benzílico deve ser menos solúvel em água do que o tolueno, ambos à mesma temperatura.
- o álcool benzílico e o tolueno, ambos à mesma temperatura, têm a mesma pressão de vapor.
- o álcool benzílico e o tolueno possuem moléculas associadas por ligações de hidrogênio.
- o álcool benzílico apresenta atividade óptica, enquanto o tolueno não.

7. (2002) As figuras abaixo representam, esquematicamente, estruturas de diferentes substâncias, à temperatura ambiente.



Sendo assim, as figuras I, II e III podem representar, respectivamente,

- cloreto de sódio, dióxido de carbono e ferro.
- cloreto de sódio, ferro e dióxido de carbono.
- dióxido de carbono, ferro e cloreto de sódio.
- ferro, cloreto de sódio e dióxido de carbono.
- ferro, dióxido de carbono e cloreto de sódio.

8. (2001) Deseja-se estudar três gases incolores, recolhidos em diferentes tubos de ensaio. Cada tubo contém apenas um gás. Em um laboratório, foram feitos dois testes com cada um dos três gases:

(I) colocação de um palito de fósforo aceso no interior do tubo de ensaio;

(II) colocação de uma tira de papel de tornassol azul, umedecida com água, no interior do outro tubo, contendo o mesmo gás, tampando-se em seguida. Os resultados obtidos foram:

GÁS	Teste com o palito de fósforo	teste com o papel de tornassol azul
X	extinção da chama	continuou azul
Y	explosão e condensação de água nas paredes do tubo	continuou azul
Z	extinção da chama	ficou vermelho

Com base nesses dados, os gases X, Y e Z poderiam ser, respectivamente,

	X	Y	Z
a)	SO ₂	O ₂	N ₂
b)	CO ₂	H ₂	NH ₃
c)	He	O ₂	N ₂
d)	N ₂	H ₂	CO ₂
e)	O ₂	He	SO ₂

9. (2001) Um químico leu a seguinte instrução num procedimento descrito no seu guia de laboratório: “Dissolva 5,0 g do cloreto em 100 ml de água, à temperatura ambiente...” Dentre as substâncias abaixo, qual pode ser a mencionada no texto?

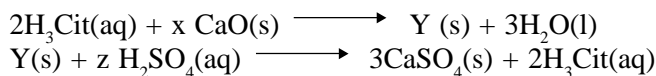
- Cl₂
- CCl₄
- NaClO
- NH₄Cl
- AgCl

10. (2001) O alumínio é produzido a partir do minério bauxita, do qual é separado o óxido de alumínio que, em seguida, junto a um fundente, é submetido à eletrólise. A bauxita contém cerca de 50%, em massa, de óxido de alumínio. De modo geral, desde que o custo da energia elétrica seja o mesmo, as indústrias de alumínio procuram se estabelecer próximas a

- zonas litorâneas, pela necessidade de grandes quantidades de salmoura para a eletrólise.
- centros consumidores de alumínio, para evitar o transporte de material muito dúctil e maleável e, portanto, facilmente deformável.
- grandes reservatórios de água, necessária para separar o óxido de alumínio da bauxita.
- zonas rurais, onde a chuva ácida, que corrói o alumínio, é menos freqüente.
- jazidas de bauxita, para não se ter de transportar a parte do minério (mais de 50%) que não resulta em alumínio.

11. (2000) Do livro de Antoine Laurent Lavoisier, *Traité Élémentaire de Chimie*, traduziu-se o seguinte trecho:

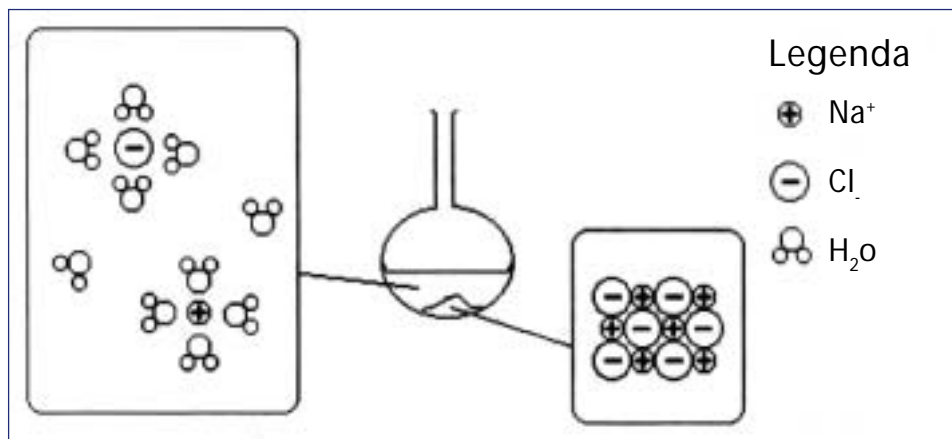
“Ácido cítrico é mais facilmente obtido saturando-se suco de limão com cal suficiente para formar citrato de cálcio, que é insolúvel em água. Lava-se esse sal e acrescenta-se quantidade apropriada de ácido sulfúrico. Forma-se sulfato de cálcio, que precipita, deixando o ácido cítrico livre na parte líquida”. Representando-se o ácido cítrico por H₃Cit, o procedimento descrito por Lavoisier pode ser esquematizado pela seqüência de equações:



Em tal seqüência, x, Y, e z correspondem, respectivamente, a

- 3, Ca₃(Cit)₂ e 3
- 2, Ca₂(Cit)₃ e 3
- 3, Ca₃(Cit)₂ e 2
- 3, Ca₂(Cit)₃ e 3
- 2, Ca₃(Cit)₂ e 2

12. (2003) Uma mistura constituída de 45 g de cloreto de sódio e 100 mL de água, contida em um balão e inicialmente a 20 °C, foi submetida à destilação simples, sob pressão de 700 mmHg, até que fossem recolhidos 50 mL de destilado. O esquema abaixo representa o conteúdo do balão de destilação, antes do aquecimento:



De forma análoga à mostrada acima, represente a fase de vapor, durante a ebulição.