

fundamentos de
QUÍMICA GERAL

Textos Complementares

01. A matéria e suas transformações	4
Textos complementares (pág. 34)	4
Aplicações da química: Aplicações da química: Café descafeinado?	4
Para saber mais! Os estados da matéria (quantos são?)	5
02. Estrutura atômica	6
Textos complementares (pág. 61)	6
Aplicações da química: Pesquisa revela a estrutura atômica das cerâmicas avançadas	6
Para saber mais! A Química em nosso dia a dia desde muito tempo	7
03. Tabela Periódica	8
Textos complementares (pág. 78)	8
Aplicações da química: Alguns elementos da Tabela Periódica e algumas de suas aplicações	8
Para saber mais! A organização dos elementos químicos	9
04. Ligações químicas	11
Textos complementares (pág. 121)	11
Aplicações da química: Planejando moléculas	11
Para saber mais! Três cientistas e uma descoberta: oxigênio	12
05. Dos átomos aos materiais	13
Texto complementar (pág. 142)	13
Plástico regenera-se depois de perfurado por projétil	13
Textos complementares (pág. 145)	14
Aplicações da química: Japonês cria liga metálica superelástica	14
Para saber mais! Carbono	15
06. Compostos inorgânicos	16
Texto complementar (pág. 171)	16
Chuva ácida	16
Texto complementar (pág. 172)	16
A água oxigenada – peróxido de hidrogênio	16
Textos complementares (pág. 173)	17
Aplicações da química: O que são protetores solares? Como funciona o FPS?	17
Para saber mais! Cuidados com os cabelos e o pH – um balanço delicado	18
07. Gases	20
Texto complementar (pág. 181)	20
A pressão no pico do Everest	20
Texto complementar (pág. 182)	20
A massa de ar sobre nossas cabeças	20
Textos complementares (pág. 205)	21
Aplicações da química: A diferença entre gás ideal e gás real	21
Para saber mais! Efeito estufa e aquecimento global – o que devemos saber a respeito?	21
08. Estequiometria	23
Textos complementares (pág. 228)	23
Aplicações da química: A coagulação no tratamento da água	23
Para saber mais! Qual a proporção ideal de oxigênio e gasolina nos motores a combustão?	24

09. Soluções e coloides	25
Textos complementares (pág. 248)	25
Aplicações da química: Substâncias tensoativas: adsorção em interfaces.....	25
Para saber mais! As misturas coloidais.....	25
10. Propriedades coligativas	26
Texto complementar (pág. 266)	26
A contribuição dos efeitos coligativos para adaptação de certos animais.....	26
Textos complementares (pág. 270)	27
Aplicações da química: Osmose reversa na produção de água doce	27
Para saber mais! Por que uma cerveja não congela a $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$?	27
11. Termodinâmica.....	28
Textos complementares (pág. 294)	28
Aplicações da química: Os refrigeradores domésticos e as trocas de calor.....	28
Para saber mais! Os prós e os contras dos diferentes tipos de geração de energia.....	28
12. Termodinâmica 2: a espontaneidade das transformações	30
Textos complementares (pág. 304)	30
Aplicações da química: À procura do zero absoluto	30
Para saber mais! A espontaneidade dos processos	31
13. Equilíbrio químico I	33
Textos complementares (pág. 328)	33
Aplicações da química: Lentes Fotocromáticas.....	33
Para saber mais! O equilíbrio do CO_2 no planeta	33
14. Equilíbrio químico II	35
Textos complementares (pág. 350)	35
Aplicações da química: Por que podemos usar BaSO_4 em contrastes e BaCO_3 não?.....	35
Para saber mais! Quantas moléculas de água são necessárias para formar o gelo?	35
15. Cinética química	36
Textos complementares (pág. 376)	36
Aplicações da química: Contribuições da cinética química para a sociedade atual.....	36
Para saber mais! Aplicações da química: Luminol	37
16. Eletroquímica	39
Textos complementares (pág. 406)	39
Aplicações da química: Aços 10 vezes mais resistentes à corrosão são criados pela nanotecnologia	39
Para saber mais! Sobre o descarte de pilhas e baterias	39
17. Química nuclear.....	41
Texto complementar (pág. 424)	41
Enriquecimento do urânio	41
Textos complementares (pág. 426)	42
Aplicações da química: Aplicações da radioatividade	42
Para saber mais! Por que os átomos são radioativos?	42
Apêndice. Quadros.....	44

TEXTOS COMPLEMENTARES (pág. 34)

Aplicações da química: Aplicações da química: Café descafeinado?

A produção de café descafeinado consiste em remover a cafeína das sementes verdes do café por extração com solventes muito mais eficientes que a água. No início do século XX, a extração era efetuada com diclorometano, um solvente líquido e volátil que requeria ser totalmente removido após a operação de extração devido a sua alta toxicidade.

Alguns outros possíveis processos para extrair a cafeína dos grãos são:

- a) Extração com o solvente etilacetato – porém, como é difícil remover por completo este solvente após o tratamento, o mesmo altera o sabor/aroma do café;
- b) Outra possibilidade é amolecer os grãos com água quente e cozinhá-los com gás carbônico em uma caldeira de alta pressão; neste processo, as moléculas que dão sabor ao café, por serem maiores e não ficarem adsorvidas/presas ao gás carbônico, não são retiradas e o gosto/aroma da bebida é melhor preservado; a desvantagem é ser um método mais caro;
- c) Outra possibilidade é usar água quente como solvente da extração; além da cafeína, outras substâncias são retiradas dos grãos; na sequência, o solvente passa através de um filtro de carvão, que retém somente a cafeína e a água contendo as outras substâncias é ‘devolvida’ aos grãos que reabsorvem estas substâncias;
- d) Variação deste último, em vez de mergulhar os grãos em água pura, é usada uma água saturada com as substâncias de interesse e filtrada no carvão; desse modo, somente a cafeína é extraída dos grãos.

Após a extração, as sementes passam pela torrefação e moagem. O resultado é um pó de café com reduzidos teores de cafeína, porém com aroma e sabor preservados. O café descafeinado possui aroma, textura e sabor similares ao comum, só diferenciando na quantidade de cafeína. Enquanto o café comum contém entre 0,8 e 2,5 g de cafeína (para cada 100 g de café); o café descafeinado precisa ter no máximo 0,1 g.

Cafeína

É um alcaloide muito solúvel em água quente, não tem cheiro e apresenta sabor amargo. Atua como estimulante – uma xícara média de café contém, em média, 100 mg de cafeína. Pessoas hipertensas ou que apresentam complicações tais como insônia, ansiedade, taquicardia, gastrite, azia, enxaquecas, dores de cabeça devem evitar doses excessivas de bebidas que contenham cafeína. Altas doses de cafeína excitam demasiadamente o sistema nervoso central, inclusive os reflexos medulares, podendo ser letal com doses tão altas quanto 10 g (significa beber aproximadamente 100 xícaras de café). Portanto, café descafeinado é recomendado para pessoas que apresentam algum destes sintomas.

A cafeína também é encontrada em muitas espécies de plantas e tem como função atuar como uma espécie de pesticida natural; a cafeína paralisa e mata determinados tipos de insetos que se alimentam da planta.

Para saber mais! Os estados da matéria (quantos são?)



Dependendo da temperatura e da pressão, as substâncias podem ser encontradas em três estados físicos da matéria, denominados: sólido; líquido e gasoso. As substâncias podem ser transformadas de um estado para outro através de alterações na temperatura e/ou pressão. No entanto, outros possíveis estados são mencionados na literatura.

Dois novos estados da matéria: **plasma e condensado Bose-Einstein**.

O plasma é basicamente um gás ionizado (íons + elétrons livres). Quando as espécies formadoras do estado gasoso, de algum modo, perdem ou ganham elétrons, ocorre a formação de íons. Em uma espécie neutra, o número de elétrons (partícula negativa) é igual ao número de prótons (partícula positiva); no entanto, a quantidade de elétrons pode ser alterada para mais (formação de um íon negativo – ÂNION) ou para menos (formação de um íon positivo – CÁTION). Com isso, este gás ionizado adquire propriedades distintas como, por exemplo, um aumento na condutividade elétrica. Apesar de menos conhecido que os outros três tipos, estima-se que 99% de toda matéria conhecida esteja no estado de plasma, o que faz deste estado o mais abundante do universo.¹ O estado plasma de uma substância é mais comum em temperaturas mais elevadas, pois à medida que um gás vai sendo aquecido, começam a ocorrer rupturas heterolíticas das ligações covalentes (com formação de íons) e elétrons são arrancados. No entanto, o plasma pode ser gerado em temperaturas relativamente baixas, dependendo da composição, da estrutura e do grau de rarefação do gás. A ionização ocorre e o estado ionizado se sustenta porque o gás:

- Está muito quente, tal que as colisões entre as espécies são suficientemente energéticas para que os elétrons sejam arrancados;
- Está muito rarefeito, de maneira que os elétrons, uma vez removidos, raramente encontrarão íons com os quais se recombinar;
- Está sujeito a fontes externas de energia, tais como campos elétricos intensos ou radiações capazes de arrancar os elétrons das espécies formadoras do gás.

O estado Bose-Einstein – nome em homenagem aos pesquisadores Satyendra Nath Bose (1894/1974) e Albert Einstein (1879/1955), que contribuíram com as ideias iniciais sobre este assunto – ocorre quando um gás² é resfriado a baixíssimas temperaturas (perto do zero absoluto, que é de $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$ ou zero kelvin). Dependendo do sistema, existe uma temperatura na qual ocorre uma transição de fase em que as espécies se organizam num novo estado da matéria, isto é, os átomos perdem sua individualidade e passam a se encontrar num mesmo estado fundamental (o sistema como um todo passa a ser descrito por uma única função de onda – mesmo estado quântico).

Uma propriedade macroscópica dos condensados de Bose-Einstein, contra intuitiva no que se refere a nossa visão clássica, é a superfluidez, isto é, escoamento sem atrito; o condensado tem uma rigidez coletiva que o ‘protege’ dos processos de interação partícula-partícula responsáveis pela viscosidade fluida ou resistência ao fluxo. O primeiro condensado deste tipo foi produzido por Eric Cornell e Carl Wieman em 1995, na Universidade de Colorado em Boulder, usando um gás de átomos de rubídio arrefecido a 170 nanokelvins (nK).

Nota: Não há consenso quanto ao total de estados reconhecidos. Alguns autores falam em 5, 8 ou até 13. “Acho que esse número depende de cada pesquisador”, diz David Goodstein, do Instituto de Tecnologia da Califórnia e autor de *States of Matter* (Estados da matéria). Uma coisa é certa: são mais de 3.

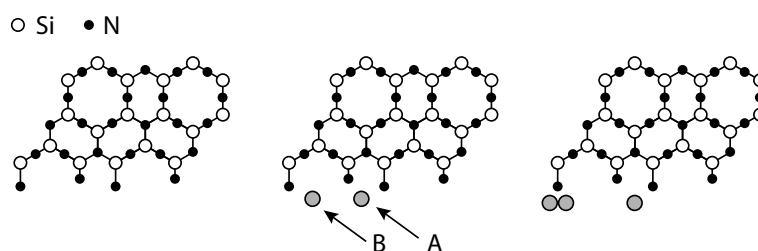
1. http://www.ced.ufsc.br/men5185/trabalhos/59_TV/plasma.html (Acesso em: 17 fev. 2020).

2. Sólidos e líquidos apresentam interações fortes entre as espécies que mascaram estes efeitos quânticos.

TEXTOS COMPLEMENTARES (pág. 61)

Aplicações da química: Pesquisa revela a estrutura atômica das cerâmicas avançadas

Cerâmicas avançadas já estão presentes em várias aplicações de ponta graças às suas características incomparáveis: elas suportam temperaturas que fundiriam o aço e resistem à maioria dos corrosivos químicos. Mas elas ainda têm um problema que impede sua disseminação por praticamente todos os ramos industriais: elas são quebradiças.



A maioria das cerâmicas avançadas possui como um de seus componentes uma família de compostos conhecida como óxidos de terras raras. Esses óxidos são adicionados às cerâmicas para lhes dar maior dureza. O que os cientistas descobriram foi como os átomos de terras raras se alojam no material cerâmico e como sua presença afeta a dureza da cerâmica final.

Utilizando um microscópio eletrônico de última geração, os cientistas conseguiram mapear cada átomo individual de terras raras presente em uma amostra de nitreto de silício (Si_3N_4), uma cerâmica de altíssima resistência ao desgaste.

Embora sejam um dos materiais mais antigos conhecidos pela humanidade, as cerâmicas de última geração nada têm a ver com aquelas utilizadas para se fazer jarros e outros utensílios domésticos. As cerâmicas avançadas são produzidas a partir de pós de complexos compostos químicos e sua produção exige um controle cuidadoso e preciso em cada etapa da produção.

A possibilidade de um controle em nível atômico desses compostos poderá abrir uma nova fronteira para a aplicação das cerâmicas avançadas. O nitreto de silício, por exemplo, que foi utilizado na experiência, é um dos materiais mais promissores para a construção das novas gerações de turbinas a gás.

Esses gigantes motores, projetados para movimentar usinas geradoras de energia elétrica, deverão queimar combustível a temperaturas acima de $1.200\text{ }^\circ\text{C}$, bem acima da tolerância dos metais, inclusive das superligas metálicas de última geração, feitas à base de níquel. Operando a essas temperaturas, as novas turbinas deverão atingir uma eficiência termal muito superior às termelétricas atuais, emitindo uma quantidade de gases poluentes muito menor.

Para melhorar a dureza do nitreto de silício, frequentemente é necessário fabricar uma película em nanoescala nas bordas dos grânulos da cerâmica, que se quebra quando a cerâmica começa a fraturar. Isso permite a formação de pontes entre os grânulos que se espalham ao longo da fratura, tornando mais difícil que ela se propague.

Entender a natureza e as propriedades dessas películas intergranulares é crucial para melhorar a dureza das cerâmicas. Entretanto, até agora, não se tinha maiores conhecimentos sobre a composição química, a estrutura atômica e as

características das ligações dessas películas. Este trabalho foi capaz de determinar a localização exata de cada átomo de terras raras e ver como esses átomos se ligam à interface entre a fase intergranular e a matriz de grânulos da cerâmica.

O trabalho, que foi publicado na *Revista Science*, foi assinado, além de Ziegler e Ritchie, por Christian Kisielowski, Nigel Browning, Juan Idrobo e Michael Cinibulk.

Para saber mais! A Química em nosso dia a dia desde muito tempo

A busca pela obtenção ou purificação de substâncias acompanhou o progresso material da civilização ocidental e oriental. A química – ainda que como conhecimento meramente técnico – estava ali presente na destilação, na fermentação, na extração, entre outros processos. Do norte da África ao Oriente Médio, e até a China e a Índia, povos – mesmo pré-históricos – praticaram a química ao produzirem sabão, açúcares, corantes, bebidas, vidros, metais... Da Antiguidade ao Renascimento, aquela técnica foi ganhando contornos de ciência, escorando-se, para isso, tanto na alquimia quanto na medicina e na metalurgia. Hoje, a química é um dos pilares do desenvolvimento econômico e tecnológico mundial. Difícil mesmo seria apontar onde ela não está presente em nosso cotidiano, no qual ‘tudo é química’.

A palavra *chemeia* surgiu pela primeira vez por volta do século IV e foi empregada por Olimpiodoro de Alexandria, o Velho (390-460). Etimologicamente, é possível detectar duas origens para o termo: uma egípcia, em que *kimiya*, que deriva de *chemya*, significa ‘negro’; e outra, oriunda do grego *chymia* (*chimos*), designando a arte relativa aos líquidos, aos extratos. No dicionário Aurélio, encontra-se geralmente a seguinte definição para o verbete química: “ciência que estuda a estrutura das substâncias, correlacionando-as com as propriedades macroscópicas, e investiga as transformações destas substâncias”.

Mas, quando se fala de química, qual aspecto se deve destacar? O nível de organização da matéria? O resultado de uma transformação? O produto de uma reação? A fabricação de um objeto? Ou o princípio da criação da matéria em geral?

Pode-se dizer que ‘tudo é química’. Em consequência da impossibilidade de uma delimitação clara do campo dedicado à química, sua história deve ser entendida no contexto mais amplo, o da história da ciência.

TEXTOS COMPLEMENTARES (pág. 78)

Aplicações da química: Alguns elementos da Tabela Periódica e algumas de suas aplicações

Hidrogênio (H). A maior aplicação de H_2 (gás hidrogênio) é para o processamento (“aprimoramento”) de combustíveis fósseis, e na produção de amoníaco (NH_3). É um gás combustível.

Lítio (Li). empregado especialmente na produção de ligas metálicas condutoras de calor, em baterias elétricas; e, seus sais, no tratamento do transtorno bipolar.

Sódio (Na). componente do cloreto de sódio ($NaCl$ – Sal de cozinha), necessário para a vida.

Potássio (K). É um elemento químico essencial para o homem, encontrado em muitas hortaliças, e essencial para o crescimento das plantas.

Rubídio (Rb). Seus compostos têm aplicações químicas e eletrônicas. O metal rubídio é facilmente vaporizado e tem um alcance de absorção espectral prático, fazendo dele um alvo frequente de manipulação a *laser* de átomos.

Césio (Cs). O hidróxido de césio ($CsOH$) é a base mais forte conhecida e ataca o vidro.

Frâncio (Fr). Depois do astato, o frâncio é o elemento menos abundante na crosta terrestre (em média 30 gramas no mundo). Existem traços de frâncio nos minerais de urânio.

Berílio (Be). É empregado para aumentar a resistência de ligas metálicas (especialmente a de cobre). É empregado para produzir diversos instrumentos (giroscópios), dispositivos (molas de relógios), e em reatores nucleares.

Magnésio (Mg). É empregado principalmente como elemento de liga com o alumínio. Outros usos incluem *flashes* fotográficos, pirotecnia e bombas incendiárias.

Cálcio (Ca). Não é encontrado em estado nativo na natureza, estando sempre como constituinte de rochas ou minerais de grande interesse industrial, como as que apresentam em sua composição carbonatos (mármore, calcita, calcário e dolomita) e sulfatos (gipso, alabastro) a partir dos quais se obtêm a cal viva, o estuque, o cimento etc.

Estrôncio (Sr). Sua principal aplicação é em cristais para tubos de raios catódicos de televisores coloridos.

Bário (Ba). Os compostos deste metal são usados em pequenas quantidades para a produção de tintas e vidros. Também é usado em foguetes pirotécnicos.

Rádio (Ra). O rádio (geralmente na forma de cloreto de rádio) é usado em medicina para produzir o gás radônio, usado para o tratamento do câncer.

Escândio (Sc). O escândio tem aplicações aeroespaciais, seu isótopo Sc-46 em craqueamento do petróleo; e, seu óxido, em lâmpadas de vapor de mercúrio.

Ítrio (Y). É comum em minérios lantanídeos, e dois de seus componentes são usados para a obtenção da imagem vermelha em televisão em cores.

Lantânio (La). É dúctil e maleável, usado principalmente em ligas para a produção de lentes especiais, pedras de isqueiros e como esponja de hidrogênio.

Cério (Ce). É usado principalmente na forma de ligas para a produção de pedras de ignição de isqueiros e eletrodos de arco de grafite na indústria cinematográfica. O seu óxido é usado como catalisador em fornos autolimpantes e na indústria do petróleo. O seu sulfato é um forte agente oxidante, usado em análises químicas volumétricas.

Praseodímio (Pr). O praseodímio é usado para produzir ligas metálicas de alta resistência térmica e mecânica, utilizadas em componentes de motores de avião e de filamentos para lâmpadas de projetores cinematográficos. É também usado na produção de metal Misch para pedras de isqueiros.

Neodímio (Nd). O neodímio é um componente do didímio, usado para colorir vidros e fabricação de óculos de proteção, pois absorve a luz amarela da chama, para os soldadores e assopradores de vidros.

Promécio (Pm). A principal aplicação é como emissor de radiações beta para produzir medidores de espessuras.

Samário (Sm). É utilizado em lâmpadas de eletrodos de carbono na indústria cinematográfica.

Európio (Eu). Seu óxido é usado em cinescópios de televisores em cores.

Para saber mais! A organização dos elementos químicos¹

A primeira tentativa de generalização das relações entre os elementos só foi possível quando já tinha sido descoberto um grande número deles. No princípio do século XIX já se conhecia um número suficiente para se destacar dentre eles alguns grupos assemelhados: os halogêneos, os metais alcalinos e os metais do grupo da platina mostravam bem essas analogias. Também a determinação das massas atômicas, por Berzelius, ofereceu um conjunto de números, a partir dos quais se podia tentar alguma espécie de classificação. Johann Wolfgang Dobereiner (1780-1849) foi o primeiro a empreender essa tarefa, em 1829, quando chamou a atenção para a existência de grupos de três elementos, com propriedades químicas semelhantes, que chamou de tríades. Exemplos: cloro, bromo, iodo; cálcio, estrôncio, bário; enxofre, selênio, telúrio; ferro, cobalto, manganês. Em cada tríade, a massa atômica do átomo central é aproximadamente a média aritmética daquelas dos extremos.

Dumas ampliou essas observações, mas tal teoria só tinha valor classificatório, não permitindo previsões. Ademais, enquanto houvesse a confusão entre massas equivalentes e atômicas, não poderia haver muito progresso em qualquer classificação baseada nesta última propriedade. Depois que essa questão ficou bem assentada, puderam surgir propostas mais elaboradas a respeito.

Em 1862 e 1863, o geólogo francês A. E. Béguyer de Chancourtois (1819-1886) ordenou os elementos conforme suas massas atômicas, segundo uma disposição helicoidal (hélice telúrica), verificando que elementos assemelhados caíam sobre uma mesma geratriz do cilindro envolvente da hélice. Em 1864 seu trabalho ainda permanecia ignorado.

John Alexander Reina Newlands (1837-1898), ordenando os elementos em ordem crescente de suas massas atômicas, observou que, em geral, todos aqueles pertencentes ao mesmo grupo se dispunham sobre linhas horizontais, sempre que, a cada oito elementos escritos, o oitavo iniciasse uma nova coluna. Newlands, que possuía uma formação musical, chamou a este comportamento de “lei das oitavas”. Sua proposta foi ridicularizada.

Tanto na construção de Chancourtois, quanto na de Newlands, está implícita a ideia de periodicidade das propriedades dos elementos.

A lei periódica, em formulação explícita, foi enunciada quase simultaneamente por Lothar Meyer e por Dimitri Ivanovich Mendeleiev (1834-1907). Ambos desenvolveram suas ideias quando preparavam seus livros. O de Meyer, *Modernas teorias da química*, continha o germe de sua hipótese, a partir do qual ampliou suas ideias até que, em 1868, elaborou a tabela numa forma quase definitiva. Não a publicou até 1870, depois do aparecimento da versão de Mendeleiev. Este construiu sua tabela quando sistematizava as ideias para seu famoso livro *Princípios de Química* (São Petersburgo, 1868-1870), do qual foram feitas numerosas edições em russo, alemão, inglês e francês. Logo após o aparecimento do artigo em russo, que propunha a tabela, surgiu uma tradução alemã. É possível que Meyer tivesse modificado um pouco sua versão da tabela, depois de conhecer a de Mendeleiev, e também é provável que este tenha sido influenciado pela de Meyer em sua versão posterior. Contudo, ambos têm seu mérito.

Ambos ordenaram os elementos segundo suas massas atômicas em ordem crescente, e observaram a recorrência de suas propriedades. Meyer chamou a atenção em particular para a periodicidade das propriedades físicas (ex. volume atômico), e Mendeleiev se concentrou mais nas químicas. Ambos deixaram espaços vagos nos quais poderiam ser encaixados elementos ainda não conhecidos. Mendeleiev foi mais ousado, prevendo as propriedades desses possíveis elementos ainda não conhecidos.

1. PORTAL SÃO FRANCISCO. Elementos químicos, s/d. Disponível em: <<https://www.portalsaofrancisco.com.br/quimica/elementos-quimicos>>. Acesso em: 30 jan. 2019.

Quando, em 1874, Lecoq de Boisbaudran (1838-1912) descobriu espectroscopicamente o gálio, Mendeleiev mostrou que se tratava do eka-alumínio previsto por ele; em 1879, Lars Fredrik Nilson (1840-1899) descobriu o escândio, que Per Theodore Cleve (1840-1905) demonstrou ser o eka-boro. Em 1885, Clemens Alexander Winkler (1838-1904) isolou o germânio, cuja posição na tabela, duvidosa por algum tempo, foi demonstrada pelo próprio Winkler que era a do eka-silício. Todas essas concordâncias conferiram um grande prestígio à Tabela Periódica.

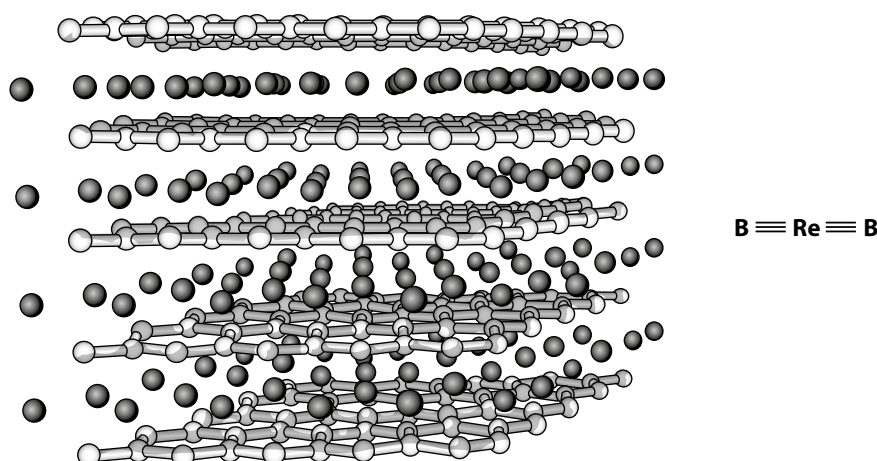
A tabela, em sua versão original, não era perfeita. Havia, por exemplo, a inversão entre o iodo e o telúrio. Isso só foi solucionado no século XX, quando se demonstrou que a periodicidade se dava não em relação à massa atômica, mas em função de uma grandeza mais fundamental, o número atômico, descoberto por H. G. F. Moseley. Também parecia inicialmente não haver lugar para mais nenhuma família. Por isso, foi grande a surpresa quando se descobriu uma família nova, a dos gases nobres.

TEXTOS COMPLEMENTARES (pág. 121)

Aplicações da química: Planejando moléculas

Mais duro que o diamante: novo composto formado a pressão ambiente é capaz de riscar o material mais resistente que se conhece

Cientistas da Universidade da Califórnia (EUA) conseguiram criar um material mais duro do que o diamante a temperatura ambiente. O diamante é o material mais duro que se conhece, mas só é formado sob enormes pressões, e não pode ser usado para cortar materiais que contenham ferro, como é o caso do aço, por exemplo. Existem materiais alternativos para uso na indústria, mas sua obtenção também depende de altas pressões, encarecendo o processo. Isto não ocorre com este novo material que pode ser sintetizado em grandes quantidades sob pressão ambiente. Para criar uma alternativa mais barata, a equipe de Hsiu-Yíng Chung escolheu elementos que reunissem propriedades como alta densidade eletrônica (grandes concentrações de elétrons em certas regiões do composto – como é o caso do rênio) e ligações covalentes fortes e em abundância (as ligações entre os átomos que compartilham alguns de seus elétrons – como é o caso do boro). Os autores combinaram átomos de rênio (Re) e boro (B) para formar o diboreto de rênio (ReB_2), que é capaz de riscar a superfície de um diamante. O ReB_2 é uma alternativa mais simples e econômica para as indústrias, que usam materiais superduros como abrasivos e instrumentos de corte.



Densidade = $12,7 \text{ g mL}^{-1}$ | Ponto de fusão = $2.400 \text{ }^\circ\text{C}$

Para saber mais! Três cientistas e uma descoberta: oxigênio¹

A história da ciência está repleta de exemplos de controvérsias sobre a paternidade de grandes descobertas. A briga entre Newton e Leibniz pela criação do cálculo integral e a polêmica sobre quem inventou o avião (Santos-Dumont ou os irmãos Wright?) são apenas alguns dos casos mais conhecidos.

A descoberta do oxigênio, um passo fundamental para que a química atingisse a maioria no século XVIII, é um exemplo um pouco mais complexo, que envolve três cientistas. São apontados como responsáveis ora o sueco Carl Wilhelm Scheele (1742-1786), ora o inglês Joseph Priestley (1733-1804), ora o francês Antoine Lavoisier (1743-1894). A qual deles seria mais justo atribuir o feito?

A questão está no centro da trama da peça *Oxigênio*, que teve sua tradução editada no Brasil. Os autores são dois tarimbados químicos estadunidenses: Roald Hoffmann, que ganhou o Nobel em 1981, e Carl Djerassi, inventor da primeira pílula anticoncepcional e mais tarde convertido em autor de romances de temática científica.

Para discutir a primazia da descoberta e a ética científica, Hoffmann e Djerassi recorrem a dois planos diferentes em que a ação se desenrola. No primeiro, estamos em Estocolmo, em 2001. Por ocasião dos festejos do centenário do Nobel, o comitê organizador do evento decide oferecer um “prêmio retroativo” para o descobridor do oxigênio. Seus membros partem em busca de evidências históricas do papel de Scheele, Priestley e Lavoisier e discutem o mérito de cada um.

Paralelamente, a peça encena um encontro fictício entre os três, ocorrido na mesma Estocolmo, em 1777, a convite do rei Gustavo III da Suécia, para decidir de uma vez por todas quem havia descoberto o oxigênio. Nesse encontro, os cientistas – e suas esposas, que têm atuação fundamental – defendem, cada um à sua maneira, a primazia na descoberta.

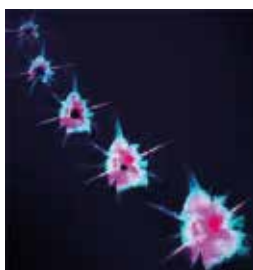
Qual deles teria razão? A peça obviamente não traz a resposta, mas ajuda a entender a complexidade da questão. Scheele, é certo, foi o primeiro a identificar em laboratório, por volta de 1772, o elemento que ele chamou de “gás da vida”. Em 1774, Priestley faria o mesmo de forma independente na Inglaterra, com uma diferença: ele tornou pública a obtenção de seu “ar desflogisticado”. No entanto, ambos enquadravam a descoberta na teoria do flogístico, que seria superada na química moderna. E aí entra Lavoisier: em 1777, ele ofereceu uma interpretação adequada para o papel daquele novo elemento, que ele batizou de oxigênio.

Desde 2001, quando teve sua *première* mundial em San Diego (EUA), *Oxigênio* foi representada e traduzida em diversos países. A edição brasileira foi cuidadosamente vertida pelo historiador da química Juergen Heinrich Maar. Embora o texto só ganhe sua real dimensão quando encenado no palco, a peça pode ser lida de forma autônoma sem grande prejuízo. A leitura deve suscitar reflexões instigantes: afinal, como apontam os autores na introdução, “os temas éticos sobre prioridade e descoberta, que estão no centro desta peça, são tão atuais hoje quanto foram em 1777”.

1. ESTEVES, Bernardo. *Ciência Hoje On-line*, 25 jun. 2004. Disponível em: <<http://cienciahoje.org.br/oxigenio-tres-cientistas-e-uma-descoberta/>>. Acesso em: 17 fev. 2020.

TEXTO COMPLEMENTAR (pág. 142)

Plástico regenera-se depois de perfurado por projétil¹



Montagem de fotos tiradas em um intervalo de 20 minutos, mostrando o processo de regeneração do plástico (Imagem: Scott R. White).

A equipe do professor Scott White, da Universidade de Illinois, nos Estados Unidos, desenvolveu uma forma de promover a autocicatrização de plásticos usando canais que imitam a estrutura do sistema circulatório dos animais. Eles criaram uma maneira de fazer com que os materiais se regenerem.

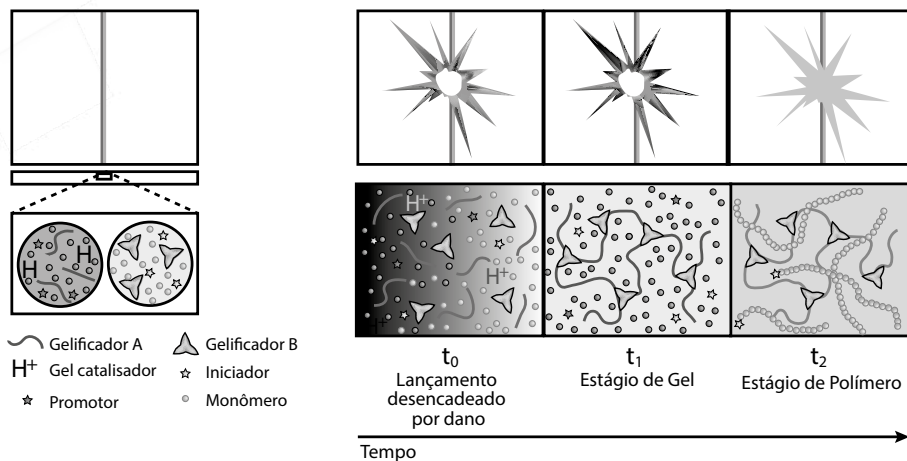
Eles conseguiram nada menos do que fechar rapidamente o furo provocado por um projétil em placas de diversos tipos de plástico.

Duas veias

A capacidade de regeneração usa o conceito de redes vasculares artificiais criadas no interior do material. Neste experimento, eles usaram apenas duas ‘veias’, que contêm dois líquidos que formam um gel ao se misturar – o furo foi provocado exatamente sobre os dois canais. Tão logo o projétil perfurou a placa de plástico, os dois materiais se misturaram e rapidamente curaram, formando um polímero forte que restaura grande parte da resistência mecânica do plástico original. Segundo a equipe, é possível ajustar as reações químicas para controlar a velocidade de formação do gel ou a velocidade de endurecimento, de acordo com o tipo de dano causado.

Por exemplo, o impacto da bala causou uma série de fendas que se irradiaram da perfuração central, de modo que o tempo de reação teve que ser diminuído para dar tempo aos produtos químicos para penetrar nas fendas antes de endurecer.

1. INOVAÇÃO TECNOLÓGICA. *Materiais avançados*, 9 de maio de 2014. Disponível em: <<https://www.inovacaotecnologica.com.br/noticias/noticia.php?artigo=plastico-regenera-depois-perfurado-projetil&id=010160140509#.XEijGVxKiM8>>. Acesso em: 17 fev. 2020.



Neste experimento foram usadas apenas duas ‘veias’, e o furo foi provocado exatamente sobre elas.¹

Passos práticos

Além de sanar perfurações à bala, os pesquisadores afirmam que essa técnica poderá ser útil no espaço, tornando as naves capazes de se curar de perfurações por micrometeoritos.

Outros usos incluem canos que reparam furos automaticamente e todo tipo de aparelho capaz de consertar suas partes plásticas depois de uma queda ou acidente.

Mas isso irá requer trabalhos adicionais, sobretudo a criação de sistemas vasculares mais complexos e maiores, que possam acudir o problema onde quer que ele ocorra, em qualquer parte do material.

“Temos que lutar contra um monte de fatores exógenos para conseguir a regeneração, incluindo a gravidade”, explica o professor White.

“Os líquidos reativos que usamos formam um gel muito rapidamente, de modo que ele começa a endurecer tão logo é liberado. Se isso não acontecer, os líquidos simplesmente escapam da área danificada, essencialmente ‘sangrando’”, completou ele.

TEXTOS COMPLEMENTARES (pág. 145)

Aplicações da química: Japonês cria liga metálica superelástica²

Nota: Material com resistência similar à do aço aguenta até 15% de deformação, o dobro do recorde em compostos desse tipo (invenção poderá ganhar aplicação em estruturas de edifícios mais resistentes a terremotos e em aparatos médicos microscópicos).

Uma liga metálica criada por japoneses bateu o recorde de elasticidade para esse tipo de material, atingindo uma combinação sem precedentes de flexibilidade e resistência. O novo composto suporta deformações de até 15% em sua estrutura e depois é capaz de retornar à forma original (deformação elástica). A invenção pode ganhar aplicações que vão desde prédios mais imunes a terremotos até aparatos médicos microscópicos.

O material foi criado por pesquisadores da Universidade de Tohoku, em Sendai, no Japão. Para fazer o composto, usaram como base o ferro e o misturaram com níquel, cobalto, alumínio e tântalo, produzindo uma liga metálica. O material obtido é quase duas vezes mais flexível que o nitinol – liga metálica de titânio e níquel que era a mais elástica até agora –, além de ser um pouco mais resistente.

Cientistas já especulam o que podem fazer com sua nova liga de ferro. Uma aplicação quase certa será a produção de *stents*, os tubos de armação de arame que cirurgiões usam para restaurar vasos sanguíneos flácidos e deteriora-

1. WHITE, Scott R. *et al.* Restoration of large damage volumes in polymers. *Science*, v. 344, Issue 6184, p. 620-623, 9 maio 2014.

2. Disponível em: <<https://www1.folha.uol.com.br/fsp/ciencia/fe2303201001.htm>>. Acesso em: 17 fev. 2020.

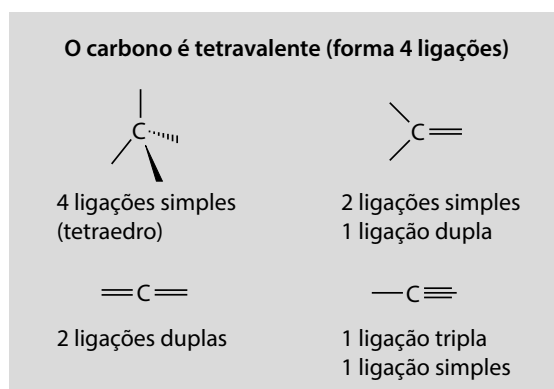
dos. Outra aposta no material é na construção civil – quando um prédio fosse deformado por um terremoto, uma liga superelástica poderia devolvê-lo à sua forma original.

Segundo os pesquisadores, esta liga também possui propriedades magnéticas únicas para uma liga metálica superelástica, o que a torna candidata a uso em dispositivos especiais de geração de energia, como recarregadores de bateria que produzem eletricidade a partir do movimento do corpo.

Para saber mais! Carbono

Número atômico	6	12,011	Massa atômica
Símbolo	C		
Nome	Carbono		

O carbono, símbolo C, é um elemento químico pertencente à família 14 (IV A) da Tabela Periódica, possui Número Atômico igual a 6 e Massa Molar igual a 12,011 g mol⁻¹. Enquanto substância simples forma diversos alótropos¹ tais como o diamante, o grafite e uma grande classe de compostos chamada de fulerenos. Mas o que mais chama a atenção no carbono é sua ‘ilimitada’ capacidade de formar compostos. Além de participar da composição de muitos compostos inorgânicos (carbonatos, bicarbonatos, sulfeto de carbono, gás carbônico, monóxido de carbono etc.), é nos compostos orgânicos que temos uma quantidade muito maior de substâncias formadas a partir do carbono: hidrocarbonetos, álcoois, aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres, éteres, amidas, haletos orgânicos entre outros.



O principal motivo para este comportamento é que o carbono forma ligações covalentes muito fortes entre si e com outros elementos não metálicos, tais como o hidrogênio, oxigênio e nitrogênio. Isto leva à formação de anéis ou cadeias dos mais diferentes tipos e tamanhos. Outro motivo é a possibilidade de formação de ligações múltiplas (dupla e/ou tripla) com outros átomos de carbono ou com oxigênio e nitrogênio principalmente.

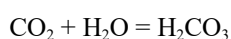
A capacidade de formar longas cadeias possibilitou o surgimento dos compostos denominados de polímeros. Além dos polímeros encontrados na natureza tais como celulose, proteínas e seda, o ser humano ‘aprendeu’ a fabricar o que denominamos de polímeros sintéticos e, a partir deles tornou-se possível fabricar diversos produtos tais como sacolas, pneus, tubos de PVC, para-choques de automóveis, objetos de plásticos, couros artificiais, *teflon* de panelas, coletes à prova de balas etc. Hoje em dia, temos uma infinidade de produtos feitos à base de polímeros (plásticos), com as mais diversas propriedades.

1. Alótropos – substâncias simples diferentes formadas por um mesmo tipo de elemento (p. ex., diamante e grafite).

TEXTO COMPLEMENTAR (pág. 171)

Chuva ácida

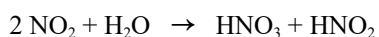
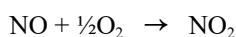
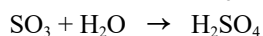
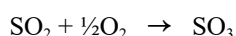
Um grande problema ambiental é a questão da chuva ácida. A água da chuva normalmente já é ácida devido ao gás carbônico que reage com água formando o ácido carbônico:



Como o ácido carbônico é um ácido fraco, a acidez provocada por ele não é muito intensa. Acontece que a acidez devido a este equilíbrio é baixa. No entanto, tanto a natureza quanto o homem se incumbem de despejar na atmosfera outros gases (principalmente SO_2 , SO_3 , NO e NO_2), que acabam formando ácidos, diminuindo, assim, o pH das chuvas.

- **Maneiras como o SO_2 e SO_3 são despejados na atmosfera:** expelido diretamente do solo por vulcões; queima do enxofre presente na gasolina; atividade industrial de obtenção de ferro e cobre a partir dos minérios FeS_2 e CuS ; produção de ácido sulfúrico; queima de qualquer substância que tenha enxofre em sua estrutura.
- **Maneiras como o NO e NO_2 são despejados na atmosfera:** nas reações de combustão, o nitrogênio presente no ar reage com o oxigênio formando óxidos de nitrogênio; na queima da amônia (NH_3) para fabricar o ácido nítrico (HNO_3).

Esses gases, em contato com vapores de água, produzem os ácidos correspondentes H_2SO_4 e $\text{HNO}_3/\text{HNO}_2$ – conforme as equações:



Uma vez presentes na atmosfera, quando ocorre precipitação (chuva), estas apresentam um pH bem abaixo do esperado. Diz-se que a água da chuva é ácida quando o pH é menor que aproximadamente 5,5.

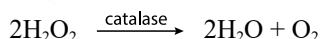
TEXTO COMPLEMENTAR (pág. 172)

A água oxigenada – peróxido de hidrogênio

A água oxigenada é um poderoso agente oxidante, muito utilizada para fazer o branqueamento da polpa de papel e de artigos têxteis. A ação do peróxido de hidrogênio como alvejante provém da sua capacidade de oxidar e destruir pigmentos, incluindo a melanina responsável pela cor dos cabelos negros, castanhos e louros. Uma vantagem desse

composto com relação a outros agentes alvejantes, tais como o gás cloro, é que seus produtos de decomposição são o oxigênio e a água, que não são poluentes.

A água oxigenada é muito utilizada para limpar ferimentos. No sangue existe uma enzima chamada catalase, que acelera a decomposição da água oxigenada, conforme ilustra a equação:

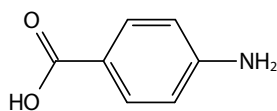


A produção do oxigênio durante a decomposição da água oxigenada resulta na formação de uma espuma característica sobre os ferimentos, que acaba matando as bactérias anaeróbicas presentes na ulceração, tornando-a mais asséptica.

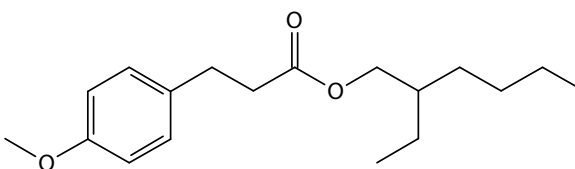
TEXTOS COMPLEMENTARES (pág. 173)

Aplicações da química: O que são protetores solares? Como funciona o FPS?

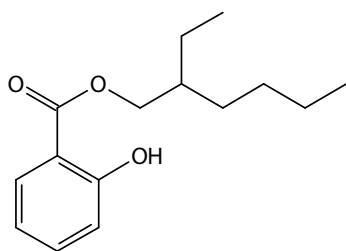
Os filtros solares ou protetores solares são produtos que quando aplicados sobre a pele protegem a mesma da ação dos raios ultravioleta – UV – oriundos do sol. A ação destes protetores pode ser química (os produtos possuem substâncias que absorvem os raios UV) ou físicas (refletem os raios UV). No entanto, é comum a associação de filtros químicos e físicos para se obter FPS mais altos. Os principais componentes dos filtros físicos são: dióxido de titânio (TiO_2) e óxido de zinco (ZnO); os filtros solares químicos utilizam as seguintes substâncias: Para-aminobenzoico (PABA e derivados), cinamatos (p.ex., Para-metoxicinamato de octila), salicilatos (p.ex., Salicilato de octila), Benzimidazóis (p.ex., Ácido-2-fenilbenzimidazol-5-sulfônico), Benzofenas (oxibenzona). Tal classificação apresenta apenas um caráter comercial e não é exatamente correta, pois tanto os processos de absorção e reflexão de radiação são considerados fenômenos físicos, já que não ocorre uma reação química. Seria mais correto classificar os físicos como inorgânicos e os químicos como orgânicos.



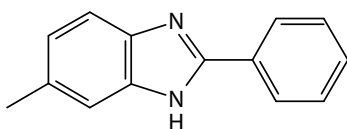
Para-aminobenzoico



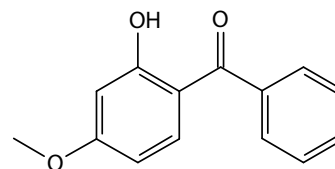
Para-metoxicinamato de octila



Salicilato de octila



Ácido-2-fenilbenzimidazol-5-sulfônico



Oxibenzona

O Fator de Proteção Solar (FPS)

O FPS indica quanto tempo mais uma pessoa pode ficar exposta aos raios UV sem a formação de eritema (vermelhidão da pele), quando o protetor é aplicado de forma correta. Por exemplo, se uma pessoa ficar exposta ao sol durante 10 minutos sem que ocorra a formação de eritema, usando um protetor com FPS 10, significa que ele poderia ficar um tempo 10 vezes maior para que ocorra o mesmo efeito, isto é, 1 h 40 minutos. Quanto maior o FPS maior será a proteção, ou seja, maior será o tempo que a pele ficará protegida diante da radiação UVB. Ressalta-se que o FPS é definido em função da radiação UVB causadora de eritemas. Importante salientar que é recomendada a reaplicação do protetor em intervalos de 2 a 3 horas; além disso, é importante verificar se o protetor é resistente à água (não sai quando

o corpo é molhado). A associação do tipo de pele com o tempo em que o indivíduo pode ficar exposto ao sol, sem sofrer danos à pele, pode ser observada no quadro:

	Pele clara	Pele morena clara	Pele morena	Pele negra
Sem proteção	10 min	15 min	20 min	25 min
FPS 5	50 min	1 h 15 min	1 h 40 min	2 h 05 min
FPS 15	2 h 30 min	3h 45 min	5 h	5 h 15 min
FPS 30	5 h	7 h 30 min	10 h	12 h 30 min

Para aqueles que desejarem se bronzear, alguns dermatologistas recomendam as seguintes medidas preventivas:

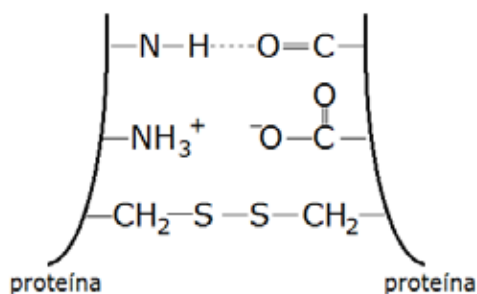
- Certifique-se de que o seu filtro solar bloqueia os raios UVA e UVB. Estes tipos de produto, chamados de “filtro solar de amplo espectro”, contêm mais ingredientes ativos. Um filtro solar preferencialmente não deve provocar alergias.
- O filtro solar precisa ser aplicado em grande quantidade para ter o resultado esperado. As pessoas frequentemente não aplicam uma quantidade suficiente de filtro solar para obter a proteção total do FPS. Em caso de dúvidas sobre a quantidade de produto a ser utilizada, ou desconforto com a quantidade aplicada, a troca por um filtro solar com FPS maior pode ajudar.
- Reaplique o filtro solar sempre a cada 2-3 horas e depois de nadar ou suar. Quando for se expor diretamente ao sol, use um filtro solar com um FPS maior (como FPS 30). Para praticar esportes o filtro solar também deve ser à prova d’água e de suor.
- Os raios de sol são mais fortes entre as 10 horas da manhã e as 4 horas da tarde, então pausas na sombra são recomendadas entre estes horários. Os raios solares são mais fortes em elevações mais altas (montanhas) e em baixas latitudes (perto da linha do equador).
- O uso de chapéu com aba e óculos de sol com proteção anti-UV proporciona uma proteção de quase 100% contra a entrada da radiação ultravioleta nos olhos.
- É importante lembrar-se de observar se há no local de exposição ao sol superfícies reflexivas como neve, água (do mar, da piscina), areia, que podem aumentar consideravelmente a quantidade de radiação UV à qual a pele é exposta.

Para mais informações: FLOR, J.; DAVOLOS, M. R.; CORREA, M. A. Protetores solares. *Química Nova*, v. 30, n. 1, 2007.

Para saber mais! Cuidados com os cabelos e o pH – um balanço delicado¹

Os anúncios de xampus para cabelos frequentemente divulgam que os seus produtos têm o pH apropriado, mas o controle do pH dos produtos para cabelo torna realmente o cabelo mais limpo, brilhante ou forte?

Cada fio de cabelo é composto de muitas cadeias de aminoácidos mantidas juntas na forma de polímeros chamados proteínas. As cadeias individuais podem se conectar com outras cadeias de três maneiras: (1) ligações hidrogênio, (2) pontes salinas (resultado das interações ácido-base) e (3) ligações dissulfeto. Essas interações são mostradas no desenho abaixo.



1. HEIN, M.; ARENA, S. *Fundamentos de química geral*. 9. ed. Ed. LTC, 1998.

Quando se molha o cabelo com água, as ligações hidrogênio se quebram. À medida que o cabelo é moldado, fixado ou seco, as ligações hidrogênio se formam em novas posições e mantêm o cabelo no penteado desejado. Ao se utilizar no cabelo uma solução ácida (pH 1,0 a 2,0), tanto as ligações hidrogênio como as pontes salinas se quebram, deixando somente as ligações dissulfeto para manter as cadeias juntas. Numa solução fracamente alcalina (pH 8,5) algumas das ligações dissulfeto também se quebram. A superfície externa do cabelo se torna rugosa, e a luz não se reflete de maneira uniforme na sua superfície, fazendo o cabelo parecer fosco. O uso de um xampu alcalino causará danos pela quebra contínua das ligações dissulfeto, e o resultado são as “pontas”. Aumentando-se o pH ainda mais para, aproximadamente, 12,0, o cabelo se dissolve à medida que todos os tipos de ligação se quebram. Esse é o princípio básico de alguns depiladores (removedores de pelos).

O cabelo tem sua força máxima no pH 4,0 a 5,0. O uso de xampu tende a deixar o cabelo ligeiramente alcalino, de forma que algumas vezes se usa um produto ácido para enxaguar com a finalidade de trazer o pH de volta para a faixa normal. Suco de limão ou vinagre são produtos domésticos comumente utilizados com esse objetivo. O xampu pode ter, também, um ‘equilíbrio ácido’, contendo um ácido fraco (tal como o ácido cítrico) para contrabalancear a alcalinidade da solução formada quando o detergente interage com a água.

TEXTO COMPLEMENTAR (pág. 181)

A pressão no pico do Everest

Desde os tempos de Torricelli já é sabido que a pressão diminui com o aumento da altitude. O pico do Everest é o ponto mais alto da superfície terrestre, com 8.850 m de altura e, portanto, o local na superfície com a menor pressão atmosférica: 260 mmHg (0,34 atm). Nesta pressão, a água entra em ebulição a 72 °C. À medida que a altitude é maior, o ar vai ficando mais rarefeito, por isso os alpinistas que escalam o Everest normalmente levam oxigênio suplementar, além de todo o aparato de equipamentos necessários para realizar tal tarefa.



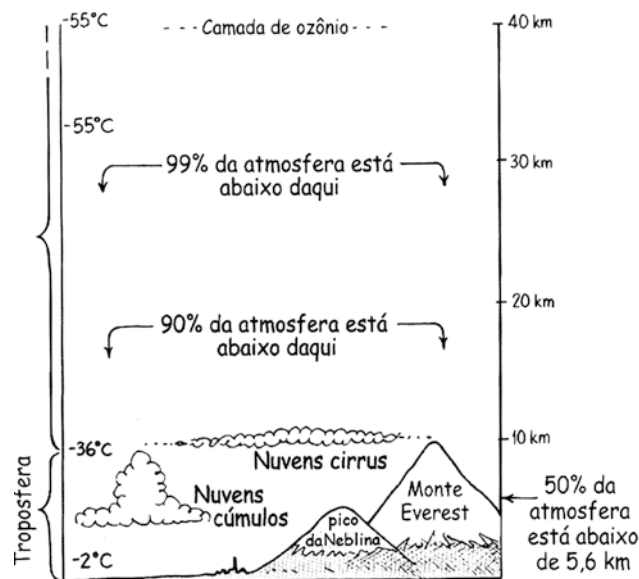
Altitude do Everest

No dia 5 de maio de 1999, uma equipe de alpinistas liderada pelo estadunidense Pete Athans chegou ao cume do Everest para mais uma medição de sua altitude. Ele acionou dois receptores do sistema GPS, e as informações registradas foram analisadas pelos técnicos do Departamento de Ciências Aeronáuticas da Universidade do Colorado, em Boulder. Os especialistas, de posse dos novos dados, determinaram a nova, e segundo eles, exata altitude do Everest: 8.850 m. Portanto, 2 m a mais do que se pensava nos últimos cinquenta anos (medidas realizadas em 1950 apontavam 8.848 m).

TEXTO COMPLEMENTAR (pág. 182)

A massa de ar sobre nossas cabeças

A maior parte da massa de ar que está sobre nossas cabeças está logo acima da superfície, isto é, à medida que a altitude aumenta o ar vai ficando mais rarefeito. O esquema a seguir ilustra que o ar está mais comprimido ao nível do mar do que a altitudes maiores. O Monte Everest é o ponto mais alto da Terra, e o Pico da Neblina é o ponto mais alto do Brasil com 2.993 m.



A massa de ar sobre nossas cabeças

Você não sentirá o peso de um saco com água enquanto se encontra submerso em água. Analogamente, você não sentirá o peso de ar enquanto está submerso em um “mar” de ar. A razão de não sentirmos este peso que aperta nossos corpos é que a pressão dentro deles equilibra a pressão produzida pelo ar que nos rodeia. Não existe uma força resultante para sentirmos.

TEXTOS COMPLEMENTARES (pág. 205)

Aplicações da química: A diferença entre gás ideal e gás real

Consideram-se gases ideais aqueles que obedecem à equação geral dos gases. A teoria cinética que descreve o comportamento de um gás ideal pressupõe que um determinado gás apresenta volume desprezível e que as interações entre as moléculas também são desprezíveis. É preciso certo cuidado ao interpretar estas considerações: o espaçamento entre as moléculas no estado gasoso é grande, isto é, existe mais espaço vazio do que preenchido, porém, o volume ocupado pelas moléculas não é zero. As interações (atrações) entre as moléculas no estado gasoso são pequenas, porém, também não são zero.

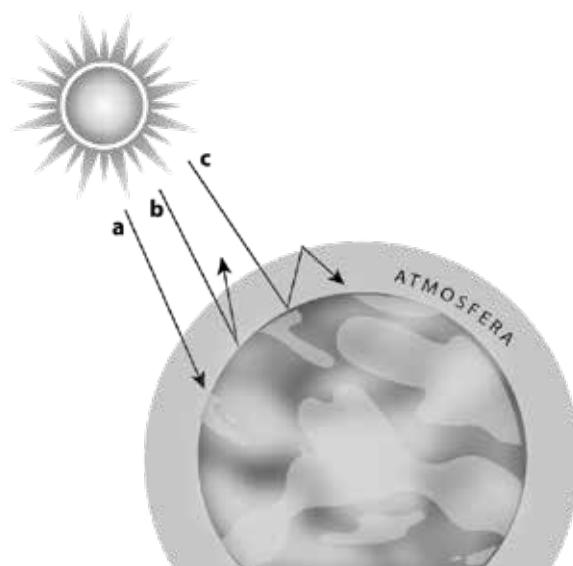
Na verdade, quanto menor a quantidade de gás em um determinado volume (menor pressão – mais rarefeito), mais desprezível é o volume ocupado pelo mesmo; quanto maior a temperatura do gás, maior a velocidade média das moléculas, menor a interação entre as mesmas (mais desprezíveis as interações). Além disso, diferentes gases possuem diferentes forças de interação (por exemplo, gases nobres que apresentam interações mais fracas entre as moléculas tendem a ser ‘mais ideais’, nas mesmas condições de temperatura e pressão, que os outros gases).

Desse modo, podemos dizer que quanto menor a pressão e maior a temperatura, ‘mais próximo da idealidade’ é o comportamento de um gás. Quanto mais um gás foge deste comportamento, menos ideal (gás real).

Para saber mais! Efeito estufa e aquecimento global – o que devemos saber a respeito?

A polêmica sobre um possível aquecimento global do nosso planeta, decorrente de uma exacerbação do efeito estufa, passou a fazer parte das preocupações da humanidade, com constante cobertura pela mídia. Mas como ocorre o efeito estufa e a que se deve sua provável exacerbação?

Parte da energia irradiada pelo Sol chega até o planeta Terra e acaba tendo caminhos diversos, conforme ilustrado simplificada e pela figura a seguir:



(a) A radiação solar atravessa a atmosfera. A maior parte da radiação é absorvida pela superfície terrestre e aquece-a; (b) Alguma da radiação solar é refletida pela Terra e atmosfera, de volta ao espaço; (c) Parte da radiação infravermelha (calor) é refletida pela superfície da terra, mas não regressa ao espaço, pois é refletida de novo e absorvida pela camada de gases de estufa que envolve o planeta. O efeito é o aquecimento da superfície terrestre e da atmosfera.

Um dos gases do efeito estufa é o CO_2 , e a preocupação maior em torno desse gás é que a concentração do mesmo na atmosfera tem aumentado razoavelmente nas últimas décadas, principalmente em virtude da queima de combustíveis fósseis. Em virtude desse aumento, alguns cientistas têm associado o aquecimento médio que a Terra vem sofrendo (Aquecimento Global) com o aumento da concentração do CO_2 .

Ainda existe muita polêmica em torno deste assunto; não existe uma unanimidade de ‘pensamento’ por parte dos especialistas se o efeito estufa é responsável pelo aquecimento anormal do planeta. Quais seriam as reais consequências deste efeito nos ecossistemas? Quais as reais consequências deste efeito com relação a furacões e outras catástrofes? Existem previsões mais alarmantes, e outras nem tanto, a respeito deste assunto.

Camada de Ozônio

A estratosfera é uma das camadas da atmosfera (entre 10 e 50 km de altitude, aproximadamente) e concentra a maior quantidade de ozônio (O_3); a chamada Camada de Ozônio.

Esta concentração do ozônio forma uma camada protetora contra os raios ultravioletas (UV) provenientes do Sol. O ozônio retém os raios ultravioletas, que podem trazer vários prejuízos à saúde, como, por exemplo, afetar a transmissão dos caracteres hereditários, isto é, alterar as características dos seres vivos, como o nascimento de crianças com deformações. Estas radiações também podem provocar câncer, principalmente de pele, por ser ela a parte do corpo que fica mais exposta ao Sol. Além disso, a produtividade das plantas fica afetada, enquanto os vegetais marinhos, que sustentam a vida nos oceanos, crescem lentamente.

Alguns gases ‘lançados’ na atmosfera (principalmente CFCs – clorofluorcarbonos – e óxidos de nitrogênio) provocam a decomposição do ozônio, diminuindo sua concentração ($2\text{O}_3 \rightarrow 3\text{O}_2$), o que ficou conhecido como ‘destruição da camada de ozônio’. Medidas têm sido tomadas no sentido de diminuir a quantidade de gases destruidores da camada de ozônio (banimento dos CFCs). Imagens de satélites têm mostrado o restabelecimento desta camada, indicando que estas medidas têm surtido efeito.

TEXTOS COMPLEMENTARES (pág. 228)

Aplicações da química: A coagulação no tratamento da água

A água que utilizamos no nosso dia a dia, antes de ‘chegar à nossa torneira’ passa por várias etapas de tratamento, até atingir um grau de pureza adequado para consumo. Durante este processo, que ocorre nas Estações de Tratamento da Água (ETAs), uma das etapas é a coagulação dos materiais finamente divididos (impurezas) que se encontram dispersos na mesma.

A sujeira com dimensões maiores decanta com mais facilidade pela ação da gravidade, no entanto, as partículas menores podem demorar muito ou até mesmo nem decantar, portanto, é preciso acelerar o processo. Para isso utilizamos a coagulação, que tem por objetivo aglomerar as impurezas que se encontram em suspensão na água (dispersão coloidal), fazendo com que as mesmas possam decantar com mais facilidade e serem removidas.

Este fenômeno de aglomeração ocorre devido a duas ações distintas:

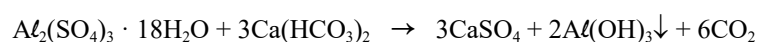
1. A desestabilização das partículas pela adição de produtos químicos para neutralizar as forças elétricas superficiais e anular as forças repulsivas (coagulação);
2. Aglomeração das partículas ‘descarregadas’ até a formação de flocos que sedimentam a uma velocidade adequada.

Os reagentes utilizados no processo de coagulação são agrupados em três categorias:

- **Coagulantes:** compostos, geralmente sulfato de ferro ou de alumínio, capazes de produzir hidróxidos gelatinosos [$\text{Fe}(\text{OH})_3$ ou $\text{Al}(\text{OH})_3$] insolúveis e que aglutinam as impurezas.
- **Alcalinizantes:** ajustar a alcalinidade (pH) necessária à coagulação [óxido de cálcio (cal viva), hidróxido de cálcio, hidróxido de sódio (soda cáustica), carbonato de sódio (barrilha)].
- **Coadjuvantes:** capazes de formar partículas mais densas e tornar os flocos mais pesados (argila, sílica ativa, polieletrólitos etc.).

A quantidade exata (estequiometria) dos reagentes que deve ser adicionada depende muito das condições em que a água a ser tratada se encontra. Fatores como turbidez, coloração, alcalinidade, teor de ferro, teor da matéria orgânica, teor bacteriológico devem ser levados em consideração para estipular a quantidade de reagentes adicionados.

O sulfato de alumínio – $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – é de longe o coagulante mais utilizado. Na água, o $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ reage com o meio alcalino formando o hidróxido de alumínio – $\text{Al}(\text{OH})_3$ – um gel pouco solúvel e que funcionará como aglutinador. A reação pode ser representada da seguinte maneira:



O $\text{Al}(\text{OH})_3$ irá formar os flocos, e o CO_2 é o responsável pelo aumento da acidez do meio. Quando a alcalinidade natural da água é baixa, geralmente se adiciona cal – $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – ou carbonato de sódio – Na_2CO_3 – para correção.

A quantidade de sulfato de alumínio que deve ser aplicada é muito dependente da situação em que se encontra a água a ser tratada, no entanto, um valor comum de ser usado é de 10 mg para cada litro de água. Isto significa que um quilo de sulfato é capaz de tratar:

10 mg ($10 \cdot 10^{-3}$ g) de $Al_2(SO_4)_3$ $\frac{\text{capaz de tratar}}{\text{irá tratar}}$ 1 L de água

1 kg ($1 \cdot 10^3$ g) de $Al_2(SO_4)_3$ $\frac{\text{irá tratar}}{\text{irá tratar}}$ XL de água

$X = 1 \cdot 10^5$ L ou 100 m³

uma questão de estequiometria

Para saber mais! Qual a proporção ideal de oxigênio e gasolina nos motores a combustão?

Quase todos os motores de combustão modernos empregam sensores de gás oxigênio (O_2) para verificar se a mistura ar/combustível está sendo injetada na proporção ideal. Um sistema computacional usa a informação do teor de oxigênio para determinar se mais ou menos combustível deve ser adicionado à mistura para manter a proporção correta.

A injeção eletrônica (carburador nos sistemas antigos) é o sistema de alimentação que se encarrega de fornecer ao motor a mistura de ar e combustível necessária para o seu funcionamento. O requisito mais importante a ser cumprido é uma constante manutenção da proporção correta da mistura de ar e gasolina e uma perfeita vaporização. Esta proporção constitui a mistura carburante e permite fornecer à gasolina o oxigênio necessário para sua queima completa, sem sobrar gasolina ou oxigênio, pois isso aumentaria o consumo de combustível ou diminuiria o rendimento do motor. Tradicionalmente, a proporção correta é de 14,9 kg de ar para cada quilo de gasolina (14,9:1) e recebe o nome de *mistura estequiométrica*. O uso de carburação ou de injeção eletrônica busca uma mesma finalidade: alimentar o motor em qualquer circunstância, evitando o desperdício de combustível e a contaminação ambiental, além de extrair o máximo desempenho que seja permitido pelas características construtivas do motor.

Quando essas proporções estão sendo fornecidas ao motor, a concentração de oxigênio será detectada no sistema de escape pelo sensor de oxigênio, e esta informação é enviada para o computador (sistema de controle) do veículo. Se mais oxigênio for detectado, o computador 'pensa' que a mistura é demasiado pobre (combustível insuficiente), e acrescenta mais combustível à mistura. De mesmo modo, se menos oxigênio é detectado, o computador 'pensa' que a mistura é demasiado rica (combustível em excesso) e limita o combustível alimentado ao motor.

TEXTOS COMPLEMENTARES (pág. 248)

Aplicações da química: Substâncias tensoativas: adsorção em interfaces

Emulsões são misturas coloidais nas quais um líquido permanece disperso em outro, estabilizados por um terceiro componente tensoativo que se localiza na interface entre as fases líquidas. Entre os emulsionantes mais usados podem-se citar proteínas, gelatina, gomas, sabões, detergentes, argilas e óxidos hidratados.

No tratamento de água o processo de floculação de partículas coloidais de argilominerais, dispersas na água bruta dos mananciais que chega às estações de tratamento de água, envolve técnicas relativas à manipulação de sistemas coloidais. Numa primeira etapa ajusta-se o pH da água com hidróxido de cálcio (cal) e adicionada a uma solução de sulfato de alumínio. Em solução alcalina, o sulfato de alumínio reage com íons hidroxila, resultando em polieletrólitos de alumínio e hidroxila com até 13 átomos de alumínio. Esses polieletrólitos de alumínio atuam pela interação eletrostática com partículas de argila carregadas negativamente e pelas ligações hidrogênio devido ao número de grupos OH, formando uma rede com microestrutura porosa (flóculos) que, após a decantação do precipitado, facilita a passagem da água no processo de filtração com filtro de cascalho/areia/antracito (carvão mineral).

Para saber mais! As misturas coloidais

A ciência dos coloides se ocupa com sistemas nos quais um ou mais componentes apresentam pelo menos uma de suas dimensões dentro do intervalo de 1 nm (1 nanômetro = 10^{-9} metros) e 1 μm (1 micrômetro = 10^{-6} m), ou seja, ela se refere, essencialmente, a sistemas contendo tanto moléculas grandes como pequenas partículas. O termo ‘microheterogêneo’ constitui uma descrição apropriada para a maior parte dos sistemas coloidais. Não existe, contudo, uma separação nítida entre sistemas coloidais e não coloidais, especialmente nas proximidades do limite superior (1 μm) das dimensões do estado coloidal. Por exemplo, o tamanho das partículas presentes em emulsões é normalmente superior a 1 micrômetro; contudo é conveniente tratar as emulsões como sistemas coloidais e não como soluções verdadeiras.

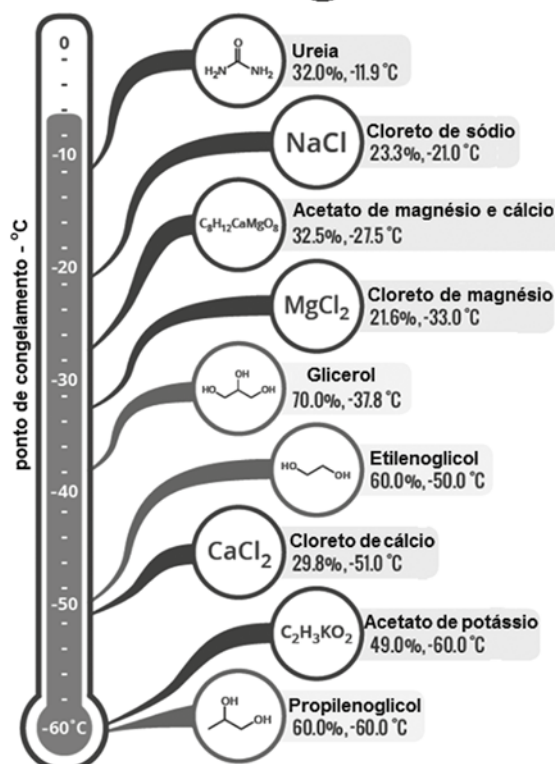
Em muitos aspectos a ciência dos coloides interliga diversos campos das ciências. Particularmente importante é o emprego das técnicas físico-químicas ao estudo dos sistemas naturais, principalmente proteínas. O campo dos altos polímeros sintéticos constitui outro notável objeto de estudo da ciência dos coloides. Os fenômenos coloidais são encontrados com frequência em produtos e processos industriais – plásticos, borracha, tintas, detergentes, papel, análise de solo, produtos alimentícios, tecidos precipitação, cromatografia, troca iônica, flotação, catálise heterogênea são apenas alguns exemplos de materiais e técnicas em que assumem importância as substâncias de dimensões coloidais.

TEXTO COMPLEMENTAR (pág. 266)

A contribuição dos efeitos coligativos para adaptação de certos animais

A água, quando congela, sofre aumento de volume em relação à fase líquida. É provável que muitos de nós já tenhamos vivido essa experiência ao esquecer no congelador uma garrafa cheia de água ou alguma bebida majoritariamente aquosa. Horas depois, ao abrir o congelador, encontramos a água solidificada e o frasco de vidro quebrado. É possível concluir com essa experiência o que poderia acontecer com nossos músculos e demais componentes se sofrêssemos congelamento. Muito provavelmente nossas células sofreriam rupturas com a solidificação da água. Ao descongelar, o fluido escoaria, uma vez que as membranas estariam rompidas. No entanto, existem animais, como aranhas e escaravelhos, que, ao longo do processo evolutivo, desenvolveram um modo de adaptação que consiste em armazenar substâncias de pequena massa molar, como o glicol. A presença dessa substância em certas concentrações reduz a temperatura de congelamento da água para valores próximos de $-40\text{ }^{\circ}\text{C}$. Isso garante a sobrevivência desses animais em temperaturas muito baixas.

Anticongelantes



TEXTOS COMPLEMENTARES (pág. 270)

Aplicações da química: Osmose reversa na produção de água doce

A água é, sem dúvida, o mais valioso de todos os recursos naturais. Embora o volume de água no planeta seja muito grande, ela é distribuída de forma irregular; sendo na grande maioria água salgada ($\approx 97\%$). A água salgada, dos mares e oceanos, não é apropriada ao consumo humano diário. Na realidade, se considerarmos todas as maneiras como fazemos uso dela, verificamos que ela não tem nenhuma aplicação direta. A concentração dessa água é em torno de 3,5% em massa, enquanto a concentração indicada para a água servida à população é 0,05% em massa de sais diversos.

Uma das maneiras de aproveitamento da água do mar para torná-la potável é submetê-la ao processo de osmose inversa. É possível inverter o fluxo da osmose, isto é, forçar a passagem do solvente (água) do meio mais concentrado para o mais diluído. Naturalmente, esse método requer energia e membranas semipermeáveis resistentes, porém, garante o fornecimento de água, a partir da água do mar, para as populações onde a água doce não é abundante e, em certos casos, onde ela nem sequer existe disponível para uso. Outro fator na purificação da água por osmose reversa é que a maioria das bactérias e vírus não atravessa a membrana, de forma que ocorre também certa desinfecção.

Para saber mais! Por que uma cerveja não congela a $-5\text{ }^\circ\text{C}$?

Se a água congela a zero grau Celsius (ou perto disso, dependendo da altitude), por que as cervejas, que contêm cerca de 95% de água, só congelam por volta de $-6\text{ }^\circ\text{C}$? Cervejas com teores maiores de álcool (as tipo pilsen contêm cerca de 4,5% de álcool) podem permanecer no estado líquido até temperaturas mais baixas ainda. Destilados tais como a Vodka podem ser colocados no congelador a $-20\text{ }^\circ\text{C}$ e, mesmo assim, não congelam.

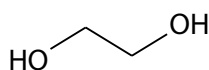
Isso ocorre devido ao efeito crioscópico (abaixamento do ponto de congelamento), isto é, quando se adiciona outra substância solúvel na água (ou a qualquer outro solvente), quanto mais partículas dissolvidas, mais ocorre o abaixamento do ponto de congelamento (até seu limite de solubilidade). Diferentes amostras de água possuem pontos de congelamento menores que zero, pois possuem diferentes quantidades de partículas dissolvidas dependendo da origem (chuva, torneira, mar etc.).

A água do mar, por exemplo, que possui grande quantidade de partículas dissolvidas (principalmente sais tais como o NaCl), pode permanecer no estado líquido até temperaturas de $-20\text{ }^\circ\text{C}$.

Curiosidades:

Animais ectotérmicos, ditos de sangue frio, não conseguem manter a temperatura corpórea constante; a temperatura de seus corpos varia de acordo como o ambiente. Esses animais precisam de uma fonte externa de calor para manter a temperatura corpórea. No oceano Ártico, existem algumas espécies de peixes que possuem determinadas proteínas que atuam como anticongelantes do sangue. No entanto, há espécies que não possuem esses dispositivos evolutivos, tais como as cobras; que não dispõem de um sistema crioscópico, congelou num dia muito frio.

Em países em que a temperatura pode cair muito ('países frios'), são adicionadas substâncias (p. ex., etilenoglicol) na água dos radiadores que refrigeram os motores dos carros, para evitar que a mesma congele. Numa proporção de 50%, o etilenoglicol abaixa para $-35\text{ }^\circ\text{C}$ o ponto de congelamento da água.



etilenoglicol

TEXTOS COMPLEMENTARES (pág. 294)

Aplicações da química: Os refrigeradores domésticos e as trocas de calor

Geladeiras e *freezers* são semelhantes quanto ao princípio de funcionamento; porém o *freezer* trabalha com um motor de maior potência, conseguindo comprimir maior quantidade de gás freon -12, e por consequência menor temperatura é alcançada no seu interior, conforme veremos.

O processo cíclico de ambos consiste em retirar calor do que se pretende conservar e transferir esse calor para o exterior da geladeira. Por tudo que estudamos sobre a primeira lei, sabemos que espontaneamente o calor não flui de um corpo frio para um corpo quente; por essa razão a quantidade de calor cedida, pelos produtos no interior da geladeira, deverá ser igual ao calor recebido pelo ambiente mais o trabalho realizado pelo motor, o que está plenamente de acordo com a primeira lei da termodinâmica.

Como isso pode ser realizado?

Um motor elétrico (compressor) realiza trabalho sobre o gás refrigerante, comprimindo-o no interior de uma tubulação metálica na qual o gás se aquece em função do aumento de pressão. Depois de percorrer o tubo, o gás aquecido e sob pressão entra numa longa serpentina (condensador), instalada na face posterior e inferior da geladeira. Ao percorrer a serpentina (condensador) acontece a troca de calor entre o gás e o ambiente, resultando na liquefação. Ainda sob pressão o líquido continua seu percurso encontrando uma segunda serpentina com diâmetro maior (evaporador – na face posterior e superior da geladeira). A diferença de diâmetros favorece a evaporação do líquido, no interior da segunda serpentina, e redução da temperatura no interior da geladeira. O gás é aspirado para o interior do compressor e o ciclo é repetido.

Para saber mais! Os prós e os contras dos diferentes tipos de geração de energia

Para qualquer fonte de energia há um dano ambiental, nem que seja para produzir a tecnologia que ela usa – diz Roberto Schaeffer, professor de Planejamento Energético da Coppe/UFRJ. Mesmo nos casos das energias eólica e solar este impacto não é zero, embora ainda seja bem menor que nas outras opções.

Cerca de 90% da eletricidade consumida no Brasil vem de hidrelétricas. A operação dessas usinas praticamente não tem impacto sobre o meio ambiente e as populações em seu entorno, fazendo com que sejam consideradas uma das opções mais “limpas” disponíveis. O mesmo, no entanto, não pode ser dito de sua construção. Seus reservatórios ocupam grandes extensões de território, forçando a remoção de cidades inteiras, destruindo florestas nativas, matando milhares de animais e inutilizando terrenos agriculturáveis. E isso sem contar o risco de rompimento das barragens. Embora raros, estes eventos podem provocar desastres de proporções gigantescas, como no caso da represa chinesa de Banqiao, em que uma falha catastrófica em 1975 provocou a morte de ao menos 171 mil pessoas, sendo 26 mil nas inundações provocadas pela liberação repentina de seu reservatório e outras 145 mil em epidemias subsequentes.

O cálculo de risco não se faz só sobre a probabilidade de acontecer um acidente, mas essa probabilidade multiplicada pela magnitude do impacto de um acidente. Assim, quando acontece um acidente com uma usina nuclear, o dano pode ser tão grande que, mesmo multiplicado por uma probabilidade pequena, o risco ainda será alto. O alto custo

das usinas nucleares também faz delas uma pior opção para o Brasil. Apesar de grande parte da eletricidade do país já vir de usinas hidrelétricas, ainda há um enorme potencial hidráulico a ser explorado. Somem-se a isso as oportunidades para a construção de novas usinas térmicas a gás e biomassa, ‘fazendas’ eólicas, sistemas de captação solar e aproveitamento de onda e marés oceânicas.

O Brasil só usa um terço do potencial hidráulico disponível. O problema é que, dos dois terços restantes, cerca da metade está na Amazônia, onde o relevo muito plano acaba por alagar grandes áreas fazendo com que seus reservatórios sejam proporcionalmente maiores, ampliando o impacto ambiental e social dos projetos, além de estar distante dos grandes centros consumidores.

Outra boa opção que despontou no horizonte brasileiro de geração de energia são as termelétricas a gás natural. Com a exploração do petróleo do pré-sal o Brasil vai sair da situação de país com pouco gás disponível, para a de um com muito gás.

Ainda na lista de oportunidades para o Brasil na geração térmica está a biomassa. Segundo Luciano Basto, pesquisador da Coppe, apenas o aproveitamento dos resíduos da produção agrícola, como palha de cana, milho e soja, tem o potencial para gerar 14 mil MW, ou mais do que uma hidrelétrica como Itaipu, sem prejudicar a fertilização do solo, que utiliza parte destes restos. Já os resíduos da pecuária e da criação de aves e suínos poderiam somar outros 2,5 mil MW à matriz energética brasileira, enquanto a queima do lixo urbano alcançaria até 1 mil MW, e do biogás do esgoto, mais 150 MW.

Já do ponto de vista dos riscos e danos ambientais da geração térmica, eles dependem do combustível usado. Mas o grande vilão da geração térmica é mesmo o carvão. De acordo com estudo da Clean Air Task Force, uma organização não governamental estadunidense que luta por uma atmosfera mais respirável, a fuligem produzida pelas quase 500 usinas a carvão em funcionamento nos EUA provoca a morte prematura de mais de 13 mil pessoas por ano, além de problemas respiratórios que levam à internação de quase 10 mil e ataques cardíacos em outras 20,4 mil.

Na verdade, quando o assunto é geração de eletricidade “não existe almoço grátis”, como dizia o economista e ganhador do Prêmio Nobel Milton Friedman. Toda energia é suja e sua produção tem impactos e riscos para o meio ambiente e os seres humanos.

TEXTOS COMPLEMENTARES (pág. 304)

Aplicações da química: À procura do zero absoluto¹

A possibilidade de alcançar o zero absoluto ($T = 0$ K) intriga os cientistas há muitos anos. No zero absoluto seria possível estudar as propriedades dos materiais em seu estado de energia mais baixo. Assim, por exemplo, em temperaturas muito baixas um padrão de interferência de feixes de *laser* pode ser usado para criar um ‘retículo óptico’, um conjunto de paredes de energia potencial dispostas simetricamente no qual átomos poderiam ser presos para formar cristais perfeitos, que poderiam ser usados para criar pequenos dispositivos para computadores em nanoescala.

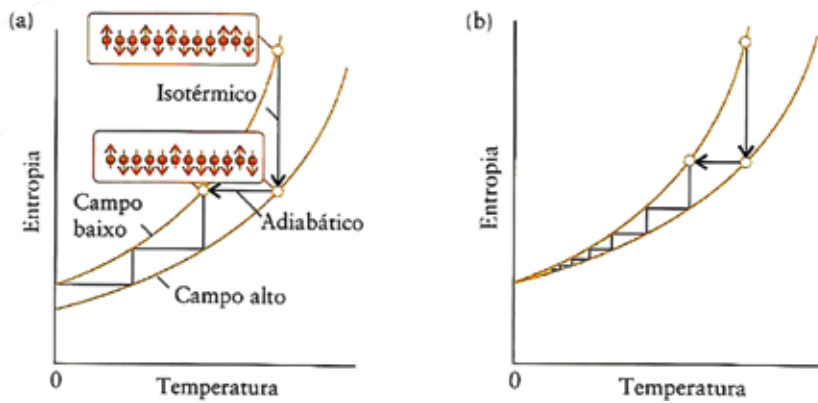
A terceira lei da termodinâmica nos diz que é impossível atingir o zero absoluto em um processo termodinâmico cíclico com um número finito de etapas. Entretanto, pode ser possível, ainda, atingir o zero absoluto através de um processo não cíclico, e temperaturas extremamente baixas foram alcançadas recentemente por vários métodos.

Um método de tentar atingir $T = 0$ K é alterar a magnetização isotérmica com a desmagnetização adiabática. Este método utiliza a vantagem do fato de que, em um campo magnético, os elétrons com *spins* para baixo (\downarrow) têm energia ligeiramente inferior aos elétrons com *spins* para cima (\uparrow). Se os *spins* para cima puderem ser convertidos em *spins* para baixo, a amostra terá energia total menor e, portanto, temperatura menor. Se todos os *spins* pudessem ser convertidos em *spins* para baixo, a temperatura atingiria o zero absoluto.

Uma amostra fria e paramagnética que não está em um campo magnético tem números idênticos de *spins* para baixo e para cima porque os dois estados de *spin* têm a mesma energia. Isso é verdadeiro, independentemente da temperatura. Assim, a primeira etapa é esfriar a amostra por meios convencionais (pondo-a, por exemplo, em contato com hélio líquido). Depois, usa-se o campo magnético. Os *spins* para baixo têm agora energia mais baixa do que os *spins* para cima e, portanto, são um pouco mais numerosos. Chamemos este estado de ‘A’. A amostra que está neste estado tem uma entropia característica, que reflete o número ligeiramente superior de *spins* para baixo e a temperatura da amostra. Se houvesse um número maior de *spins* para baixo, a temperatura da amostra seria mais baixa. Nossa tarefa é, portanto, inverter alguns *spins* para ‘virá-los’ para baixo.

Para fazer isso, usamos duas etapas, como podemos ver na Figura (a) a seguir. Na primeira etapa o campo é aumentado. Como resultado, as energias dos dois estados divergem e as populações se ajustam. Este ajuste de populações ocorre enquanto a amostra está em contato com o meio e sua temperatura não se altera: é a **etapa de magnetização isotérmica**. A entropia cai nessa etapa porque, embora a temperatura permaneça a mesma, os *spins* ficaram mais ordenados. Chamemos este estado de ‘B’.

1. ATKINS, William; JONES, Loretta. *Princípios de química*. 5. ed. São Paulo: Bookman, 2012.



Na segunda etapa, o contato térmico com a vizinhança é interrompido, logo qualquer nova alteração será adiabática, isto é, não envolve transferência de energia na forma de calor entre o sistema e a vizinhança. Em qualquer processo adiabático, a entropia não se altera (porque $\Delta S = q_{rev} / T$ e $q_{rev} = 0$). Sob tais condições adiabáticas, o campo magnético é reduzido até o valor em que estava no estado “A”. Entretanto, apesar da redução do campo magnético, a entropia é a mesma do estado ‘B’, em que um campo magnético intenso estava presente. Como vimos, à entropia mais baixa corresponde uma temperatura mais baixa do que a inicial: a amostra esfriou. As duas etapas são repetidas até que a temperatura caia o mais possível. Entretanto, como as duas curvas da ilustração convergem em $T = 0$ K, este processo cíclico não permite que se alcance o zero absoluto.

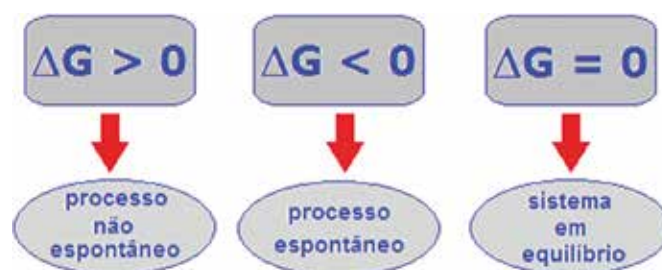
Um refinamento do processo é usar *spins* nucleares em vez dos *spins* dos elétrons. Como os momentos magnéticos nucleares são muito mais fracos do que os momentos magnéticos dos elétrons, eles não interagem tão fortemente com a vizinhança e são isolados mais efetivamente. Temperaturas extremamente baixas podem ser alcançadas com o uso de *spins* nucleares, técnica que é chamada de **desmagnetização nuclear adiabática**.

Outras metodologias podem ser usadas para atingir temperaturas muito baixas. Na University of Colorado, Eric Cornell e Carl Wieman trabalharam com um grupo de estudantes e pesquisadores para alcançar uma das temperaturas mais baixas já atingidas. Eles resfriaram uma pequena amostra contendo cerca de 10 milhões de átomos de rubídio, apenas, ao alinhar um feixe de radiação infravermelha na contracorrente de um feixe de átomos de rubídio. O impacto dos fótons de infravermelho quase parou o movimento dos átomos. Os átomos foram então aprisionados em um campo magnético e resfriados quando se permitiu que os átomos de maior energia escapassem. O grupo atingiu a temperatura de cerca de 700 nK. Em temperaturas tão baixas, os átomos perderam, aparentemente, sua identidade como ‘indivíduos’ e passaram a formar, por meios quânticos, um ‘condensado’, uma nova forma de matéria em que os átomos se fundem para formar uma partícula única, maior, que se comporta como um único átomo.

No MIT (Massachusetts Institute of Technology), pesquisadores encontraram um modo de usar *lasers* para reduzir a temperatura de objetos volumosos até cerca de um kelvin. Em temperaturas muito baixas, efeitos quânticos podem ser observados mesmo em objetos macroscópicos.

Para saber mais! A espontaneidade dos processos

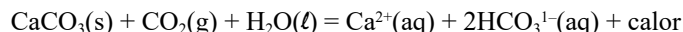
A espontaneidade de uma transformação pode ser verificada por meio de uma grandeza denominada de “Energia livre de Gibbs”. Quando a variação da energia livre é maior que zero, o processo em questão é não espontâneo; quando a variação da energia livre é menor que zero, o processo é espontâneo; quando a variação da energia livre é igual a zero significa que o processo está em equilíbrio.



Na natureza, é muito comum os sistemas ‘caminharem’ para uma situação de equilíbrio e, caso alguma força externa atue sobre o sistema, o mesmo reage (ocorre um deslocamento do equilíbrio) tentando absorver esta força. Alguns exemplos de sistemas que podem ser deslocados:

Estalactites e estalagmites em cavernas

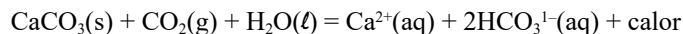
O principal componente que forma as estalactites (a partir do teto) e as estalagmites (a partir do piso) é o Carbonato de cálcio (CaCO_3). O equilíbrio químico que mostra sua formação e decomposição pode ser representado da seguinte maneira:



No interior da Terra, a altas pressões, o equilíbrio é deslocado no sentido dos produtos; portanto, favorece a dissolução do $\text{CaCO}_3(\text{s})$. No entanto, nas cavernas, em pressões menores, o equilíbrio é deslocado no sentido dos reagentes; portanto, favorece a formação do $\text{CaCO}_3(\text{s})$ – ocorre a formação das estalactites e estalagmites.

Formação de corais

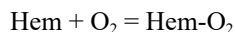
O Carbonato de cálcio também é a principal substância formadora dos corais; portanto, o equilíbrio de dissolução do mesmo interfere na formação dos corais.



Quanto mais fria a água, mais o equilíbrio é deslocado no sentido dos produtos – dissolução do $\text{CaCO}_3(\text{s})$ e consequente prejuízo na formação dos corais. Quanto mais quente a água, mais o equilíbrio é deslocado no sentido dos reagentes – formação de $\text{CaCO}_3(\text{s})$ e consequentemente dos corais.

Altitudes e o equilíbrio da hemoglobina-oxiemoglobina

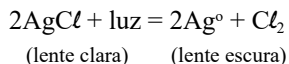
No processo de respiração, o gás oxigênio (O_2) liga-se à hemoglobina e é transportado até nossas células. A quantidade de gás oxigênio (pressão parcial) no ar interfere neste processo, que pode ser representado da seguinte maneira:



Quanto maior a altitude, menor a concentração de gás oxigênio no ar; isso faz com que o equilíbrio seja deslocado no sentido dos reagentes, diminuindo a quantidade de oxiemoglobina (Hem-O_2) no sangue. Os efeitos no organismo são: tonturas, desmaios, enjoos e em casos extremos até a morte. Após algum tempo o organismo se adapta, produzindo mais hemoglobina e deslocando o equilíbrio no sentido de formar oxiemoglobina.

Óculos fotocromáticos

As lentes deste tipo de óculos possuem cristais de Cloreto de prata (AgCl) incorporados ao vidro, que escurecem quando a radiação solar incide sobre elas (formação de prata metálica coloidal) e clareiam quando estão em ambientes sem luminosidade (íons prata). Este equilíbrio pode ser representado da seguinte maneira:



TEXTOS COMPLEMENTARES (pág. 328)

Aplicações da química: Lentes Fotocromáticas¹

Os óculos fotocromáticos, ou óculos com *lentes fotocromáticas*, estão bastante difundidos no nosso cotidiano. Mas talvez você não os conheça por esse nome. Os óculos com lentes fotocromáticas são aqueles que as lentes mudam de cor, conforme a intensidade luminosa. Quando uma pessoa com lentes fotocromáticas está dentro de um ambiente fechado, as lentes ficam praticamente incolores, mas quando esta pessoa sai para o ambiente a céu aberto, as lentes tendem a ficar com uma coloração escura (isso não ocorre se for durante o período noturno). Essa mudança de coloração nas lentes é devida a uma reação química reversível. Você sabia disso?

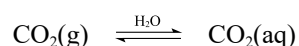
A reação que ocorre nas lentes fotocromáticas é:



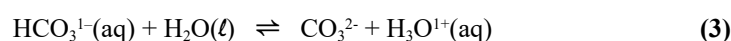
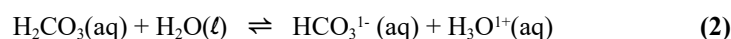
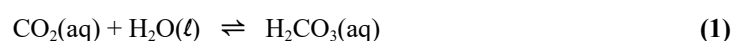
O cloreto de prata (AgCl) está presente na lente de vidro, e dá uma aparência clara para a mesma; já a prata metálica (Ag°), quando é formada, em micropartículas, proporciona uma tonalidade escura à lente. Nesta reação, caso a luminosidade (energia) aumente, o *equilíbrio* se deslocará para a formação do Ag elementar que fornece a tonalidade escura (na lente). Quando se diminui a luminosidade em que o sistema se encontra, há o favorecimento da reação inversa, ou seja, formação de AgCl e clareamento da lente fotocromática. Este exemplo é abrangido pelo *princípio de Le Chatelier*.

Para saber mais! O equilíbrio do CO_2 no planeta²

A água pura não é nem ácida nem básica – ela tem um valor de $\text{pH} = 7$ e é neutra. No entanto, um copo contendo água pura exposto à atmosfera terá seu valor de pH caindo gradativamente até próximo de 5,7, onde permanecerá. A mudança no valor do pH se deve principalmente à absorção de dióxido de carbono (CO_2) presente na atmosfera pela água. Não ocorre nenhuma outra mudança quando o sistema chega ao equilíbrio.



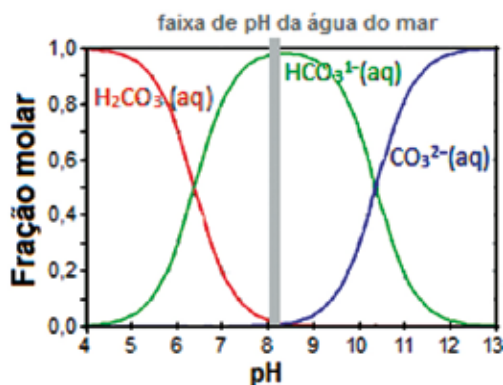
O CO_2 é um óxido ácido que reage com a água formando o ácido carbônico (H_2CO_3). Em água estabelece-se o seguinte equilíbrio:



1. MEDEIROS, Miguel A. *Equilíbrio químico – exemplos e aplicações*. 28 jun. 2015. Disponível em: <<https://quiprocura.net/w/2015/06/28/equilibrio-quimico/>>. Acesso em: 18 fev. 2020.

2. BURROWS, A. *et al. Química 3: introdução à química inorgânica, química orgânica e físico-química*. Ed. LTC, 2013.

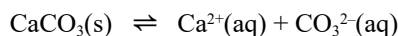
A uma temperatura fixa, cada uma dessas reações é regida por uma constante de equilíbrio, de forma que, quando o sistema chega ao equilíbrio, a concentração de cada uma das espécies permanece constante. A variação no valor do pH é fruto da alteração da concentração de H_3O^{1+} que acaba por afetar os três equilíbrios, de forma que as quantidades relativas do H_2CO_3 , HCO_3^{1-} e CO_3^{2-} na solução também mudam.



Essa série de equilíbrios tem implicações potencialmente mais graves do que simplesmente o que você bebe em um copo de água. O fator principal na regulação das concentrações do CO_2 atmosférico é a quantidade de CO_2 que se dissolve nos oceanos. Estima-se que a quantidade de CO_2 dissolvida no mar seja mais de cinquenta vezes aquela que se encontra presente na atmosfera, e que a atual concentração atmosférica de CO_2 seria muito mais elevada do que o valor atual de ~ 380 ppm se uma grande parte do CO_2 vindo de fontes humanas não tivesse sido absorvida no mar. Essa absorção adicional tem produzido uma diminuição do valor de pH da água do mar em cerca de 0,1 desde o valor pré-industrial de $\sim 8,2$. Isso poderia parecer uma mudança pequena, mas o valor de pH está em escala logarítmica, assim, uma queda de 0,1 indica um aumento de aproximadamente 30% da concentração de H_3O^{1+} .

E essa “acidificação dos oceanos” importa?

Durante muitos milhões de anos, atingiu-se um equilíbrio na água do mar entre CO_2 atmosférico, ânions HCO_3^{1-} e CO_3^{2-} dissolvidos, e o carbonato de cálcio (CaCO_3) sólido encontrado em rochas tais como giz ou calcário, e nas conchas e esqueletos de muitos animais marinhos. O CaCO_3 é apenas moderadamente solúvel na água, de modo que apenas pequenas concentrações do CO_3^{2-} (aq) estão presentes.



O aumento da absorção de CO_2 nos oceanos impulsiona as reações (1), (2) e (3). No entanto, o aumento da acidez faz com que o CaCO_3 (s) se dissolva, aumentando a concentração de CO_3^{2-} (aq) e isso acaba por inverter essa variação, mantendo o equilíbrio (ação tamponante).

Há muito tempo supunha-se que essa capacidade tamponante natural do oceano evitasse mudanças significativas da acidez – mesmo se as concentrações de CO_2 aumentassem de forma maciça. Entretanto, trabalhos recentes têm mostrado que esse seria o caso somente se o aumento acontecesse durante centenas de milhares de anos. A velocidade à qual o CO_2 atmosférico está subindo atualmente é alta demais para o sistema natural responder. Provavelmente, os efeitos mais imediatos devem ser notados nas criaturas marinhas. A queda da concentração de CO_3^{2-} à medida que o valor do pH diminui significa que os organismos não serão capazes de construir conchas – e as conchas das criaturas existentes começarão a se dissolver.

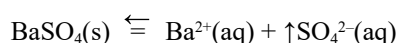
TEXTOS COMPLEMENTARES (pág. 350)

Aplicações da química: Por que podemos usar BaSO_4 em contrastes e BaCO_3 não?

Pacientes tomam sulfato de bário (BaSO_4) para que os órgãos de seu sistema digestório fiquem visíveis nas radiografias (devido a presença do bário). É o chamado contraste. O problema é que os íons Ba^{2+} são muito tóxicos. Quando absorvidos, causam vômito, cólicas, diarreia, tremores, convulsões e até a morte. Cerca de 0,5 g é dose fatal. Mas, se a toxicidade é do bário, por que o BaSO_4 não é perigoso e o BaCO_3 sim?

O BaSO_4 praticamente não se dissolve na água. Sua solubilidade é de apenas $1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$. Isso significa que só há 0,00137 grama de íons Ba^{2+} dissolvidos em um litro do medicamento. É muito pouco. O que os pacientes ingerem é uma suspensão aquosa desse sal em que a maior parte dele não está dissolvida.

Sem dissolução, não há, praticamente, dissociação do sal. É por isso que os íons Ba^{2+} não são liberados para serem absorvidos pelo organismo. Não há perigo. Ainda assim, só para garantir, essa suspensão costuma ser preparada em uma solução de sulfato de potássio (K_2SO_4), um sal bastante solúvel em água. A função desse sal é aumentar a concentração de íons SO_4^{2-} . Deste modo, o equilíbrio da dissociação do sal é bem deslocado para a esquerda, diminuindo ainda mais a presença de $\text{Ba}^{2+}(\text{aq})$ na suspensão (presença do íon comum).



Com o BaCO_3 é diferente. Apesar de pouco solúvel em água, ele reage com o ácido clorídrico do nosso estômago – o que não acontece com o BaSO_4 – formando um sal solúvel, o cloreto de bário. Ao se dissolver, esse sal se dissocia, liberando íons bário para o organismo. O corpo absorve esses íons, e a intoxicação acontece.

Para saber mais! Quantas moléculas de água são necessárias para formar o gelo?

Pode ser que você nunca tenha se preocupado em imaginar quantas moléculas de água são necessárias para formar os primeiros cristais que formarão os cubos de gelo ou flocos de neve. Contudo, um grupo de pesquisadores alemães conseguiu determinar qual é a quantidade exata de moléculas para que essas estruturas comecem a surgir.

De acordo com o site *Scientific American* (<https://www.scientificamerican.com/>), os cientistas descobriram que a água absorve a luz em uma determinada frequência, enquanto os cristais de gelo absorvem em outra. Os pesquisadores, então, utilizaram alguns equipamentos para controlar a quantidade de moléculas presentes em uma amostra, observando o comportamento de um agrupamento molecular em temperaturas abaixo de zero.

Os cientistas foram adicionando molécula por molécula ao sistema, até que perceberam uma mudança na frequência de luz absorvida pelo agrupamento molecular. Eles, então, pararam de adicionar moléculas, descobrindo exatamente quantas delas são necessárias para começar a formar os cristais de gelo. Curioso para saber qual é o número? Precisamente 275 moléculas de água, embora sejam necessárias 475 para que o cristal seja completamente formado.

TEXTOS COMPLEMENTARES (pág. 376)

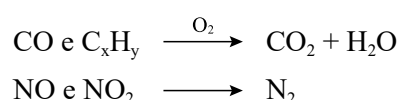
Aplicações da química: Contribuições da cinética química para a sociedade atual¹

A importância dos catalisadores

Existem várias ‘estratégias’ que podem ser usadas para alterar a velocidade das reações, tais como alterar a temperatura, a pressão, a concentração dos reagentes e a superfície de contato; porém, em termos industriais, no intuito de aumentar a velocidade das reações, a presença dos catalisadores é o fator de maior impacto. A busca por catalisadores cada vez mais eficientes é uma constante. Os catalisadores talvez sejam o maior marco da cinética química. Em mais de 150 anos desde o trabalho de Berzelius, os catalisadores têm desempenhado um importante papel econômico no mercado mundial, principalmente no refino de petróleo e na fabricação de produtos químicos (das 20 substâncias mais produzidas no mundo, 17 usam catalisadores em algum momento do processo).

Os catalisadores e o meio ambiente

No intuito de reduzir a quantidade de gases poluentes lançados no ar atmosférico devido à combustão nos motores dos automóveis, conversores catalíticos estão sendo cada vez mais usados (em muitos países já são obrigatórios). Estes conversores realizam basicamente duas funções: (1) oxidação de CO e dos hidrocarbonetos (C_xH_y) não queimados a dióxido de carbono e água; (2) redução dos óxidos de nitrogênio (NO_x) a gás nitrogênio (N_2).



Essas duas funções necessitam de dois catalisadores diferentes. Os catalisadores que promovem a combustão de CO e dos hidrocarbonetos são, em geral, óxidos de metais de transição e metais nobres como a platina. Esses materiais são apoiados em uma estrutura (conforme ilustrado na figura abaixo) que permite o melhor contato possível entre os gases expedidos e a superfície do catalisador.



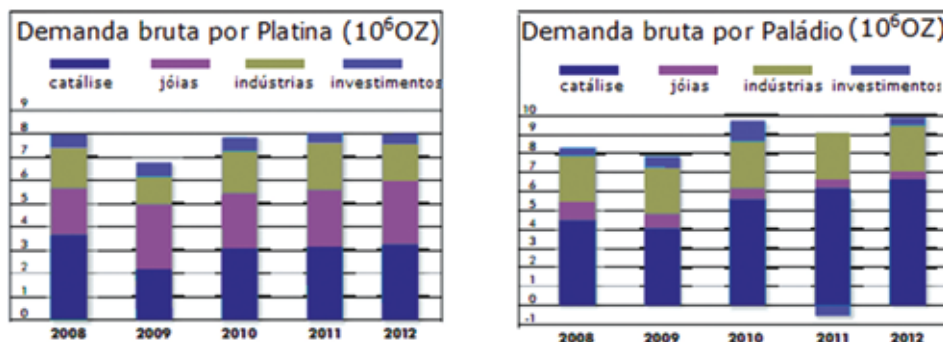
O catalisador mais eficiente para a redução de NO para produzir N_2 e O_2 são os óxidos de metais de transição e metais nobres, os mesmos tipos de materiais que catalisam a oxidação do CO e dos hidrocarbonetos. Entretanto, os

1. LEMAY, Eugene H.; BROWN, Theodore L. *Química: a ciência central*. 9. ed. São Paulo: Pearson, 2004.

catalisadores mais eficientes em uma reação são, em geral, muito menos eficientes em outras. É, portanto, necessário ter dois componentes catalíticos diferentes.

Os conversores catalíticos são notavelmente catalisadores heterogêneos eficientes. Os gases da exaustão dos automóveis estão em contato com o catalisador por apenas 100 a 400 ms. Nesse período muito curto de tempo, 96% dos hidrocarbonetos e de CO são convertidos a CO₂ e H₂O, e a emissão de óxidos de nitrogênio é reduzida em 76%.

A maior demanda por metais nobres como platina e paládio é para uso como catalisadores conforme ilustra os gráficos abaixo.



Nota: Nos EUA 1 litro = 33,81 onças (OZ). No Reino Unido, 1 litro = 35,19 onças (OZ)

Para saber mais! Aplicações da química: Luminol¹



Efeito fluorescente do Luminol

A cada dia que passa está mais difícil para um criminoso esconder vestígios da polícia, pode ser o fim dos homicídios sem solução. Mesmo que o assassino lave cuidadosamente o local do crime ou que tenha se passado até seis anos, é possível identificar os mínimos vestígios de sangue em praticamente qualquer tipo de superfície, mesmo as lisas como os azulejos.

O responsável por esse avanço é o Luminol, que é um produto químico especial capaz de fazer aparecer traços de sangue até então invisíveis a olho nu, se tornando um grande aliado dos investigadores para revelar cenas ocultas de um crime.

O processo começa pelo reconhecimento do local onde se passou o crime, o Luminol então é aplicado com borrifadores especiais nas possíveis áreas onde pode haver resquícios sanguíneos. A reação acontece quando as moléculas do Luminol entram em contato com o sangue. As partículas de ferro existentes na hemoglobina (uma proteína do sangue) se acendem gerando uma intensa luz azul que pode ser vista em um local escuro ou no momento em que se apaga a luz do ambiente.

Assim que a substância se mistura à hemoglobina, bastam apenas 5 (cinco) segundos para a luz radiante se tornar visível. A sua utilização é muito importante, pois a partir das manchas de sangue pode-se sugerir uma dinâmica do que teria acontecido e assim solucionar o crime.

1. SOUZA, LírIA Alves. "Luminol". *Brasil Escola*. Disponível em: <<https://brasilecola.uol.com.br/quimica/luminol.htm>>. Acesso em: 18 fev. 2020.

Com a ajuda do Luminol, os pesquisadores conseguem detectar até traços de DNA que permitem o reconhecimento da vítima e do culpado. O processo químico responsável por essa façanha é chamado de quimiluminescência, fenômeno similar ao que faz vaga-lumes e bastões luminosos brilharem.

Segundo os pesquisadores responsáveis pela elaboração do Luminol, é praticamente impossível alguém limpar o sangue de uma forma que o Luminol não consiga identificá-lo. Por exemplo, em uma pia completamente branca que seja lavada várias vezes com fortes produtos de limpeza (água sanitária), mesmo assim a substância encontrará indícios quando tiver sangue.

TEXTOS COMPLEMENTARES (pág. 406)

Aplicações da química: Aços 10 vezes mais resistentes à corrosão são criados pela nanotecnologia¹

Camadas de óxidos que se formam sobre peças metálicas são uma excelente proteção contra a corrosão. Mas não são perfeitas. Apesar desses óxidos formarem verdadeiras ‘escamas’ sobre as peças feitas com ligas metálicas, moléculas contendo carbono acabam por ‘escorregar’ por entre essas escamas e chegar até a liga metálica, iniciando o processo de corrosão.

Até agora se acreditava que o processo de corrosão começava devido a fraturas e trincas na camada protetora de óxido. A difusão de carbono no revestimento de óxido é desprezível, mas de alguma forma ele consegue chegar à liga metálica.

Nanopartículas inimigas

Cientistas do Laboratório Argonne, nos Estados Unidos, descobriram que o inimigo está infiltrado na própria camada protetora de óxido. “Uma rede contínua de nanopartículas metálicas permite que o carbono se dissolva e difunda através das camadas protetoras de óxido sem a necessidade de uma fissura ou poro”.

Para descobrir e rastrear essa rede de nanopartículas de ferro e níquel incorporadas na camada de óxido, os pesquisadores utilizaram três ferramentas diferentes – a análise por nanofeixes de raios X, um microscópio de força atômica e um microscópio de rastreamento eletrônico.

O carbono consegue se difundir rapidamente ao longo dessas redes de nanopartículas metálicas e criar uma rota que não depende de defeitos na camada de revestimento para que ele chegue até a liga metálica.

Com base na descoberta, os pesquisadores desenvolveram um novo revestimento, livre das nanopartículas metálicas, que aumentou em 10 vezes a vida útil de ligas metálicas disponíveis comercialmente.

O novo sistema de revestimento e proteção contra corrosão é de especial interesse sobretudo para as indústrias química e petrolífera. E certamente terá impacto também no desenvolvimento das células a combustível a hidrogênio, cujas altas temperaturas de funcionamento e a exposição constante à água as tornam particularmente sensíveis à corrosão.

Para saber mais! Sobre o descarte de pilhas e baterias

Alguns pontos sobre a Resolução nº 257, de 30 de junho de 1999²

Considerando os impactos negativos causados ao meio ambiente pelo descarte inadequado de pilhas e baterias usadas; Considerando a necessidade de se disciplinar o descarte e o gerenciamento ambientalmente adequado de pilhas

1. ZENG, Z. *et al.* The role of metal nanoparticles and nanonetworks in alloy degradation. *Nature Materials*, v. 7, p. 641-646, ago. 2008.

2. A resolução na íntegra pode ser obtida no site <<http://www.mma.gov.br/port/conama/res/res99/res25799.html>>. Acesso em: 18 fev. 2020.

e baterias usadas, no que tange à coleta, reutilização, reciclagem, tratamento ou disposição final; Considerando que tais resíduos além de continuarem sem destinação adequada e contaminando o ambiente necessitam, por suas especificidades, de procedimentos especiais ou diferenciados, resolve:

Art. 1º As pilhas e baterias que contenham em suas composições chumbo, cádmio, mercúrio e seus compostos, após seu esgotamento energético, serão entregues pelos usuários aos estabelecimentos que as comercializam ou à rede de assistência técnica autorizada pelas respectivas indústrias, para repasse aos fabricantes ou importadores, para que estes adotem, diretamente ou por meio de terceiros, os procedimentos de reutilização, reciclagem, tratamento ou disposição final ambientalmente adequada.

Parágrafo Único. As baterias industriais constituídas de chumbo, cádmio e seus compostos, após seu esgotamento energético, deverão ser entregues pelo usuário ao fabricante ou ao importador ou ao distribuidor da bateria.

Art. 2º Para os fins do disposto nesta Resolução, considera-se:

I – bateria: conjunto de pilhas ou acumuladores recarregáveis interligados convenientemente. (NBR 7039/87);

II – pilha: gerador eletroquímico de energia elétrica, mediante conversão geralmente irreversível de energia química. (NBR 7039/87);

III – acumulador chumbo-ácido: acumulador no qual o material ativo das placas positivas é constituído por compostos de chumbo, e os das placas negativas essencialmente por chumbo, sendo o eletrólito uma solução de ácido sulfúrico. (NBR 7039/87);

IV – acumulador (elétrico): dispositivo eletroquímico constituído de um elemento, eletrólito e caixa, que armazena, sob forma de energia química a energia elétrica que lhe seja fornecida e que a restitui quando ligado a um circuito consumidor. (NBR 7039/87);

V – baterias industriais: são consideradas baterias de aplicação industrial, aquelas que se destinam a aplicações estacionárias, tais como telecomunicações, usinas elétricas, sistemas ininterruptos de fornecimento de energia, alarme e segurança, uso geral industrial e para partidas de motores diesel, ou ainda tracionárias, tais como as utilizadas para movimentação de cargas ou pessoas e carros elétricos;

VI – baterias veiculares: são consideradas baterias de aplicação veicular aquelas utilizadas para partidas de sistemas propulsores e/ou como principal fonte de energia em veículos automotores de locomoção em meio terrestre, aquático e aéreo, inclusive de tratores, equipamentos de construção, cadeiras de roda e semelhantes;

VII – pilhas e baterias portáteis: são consideradas pilhas e baterias portáteis aquelas utilizadas em telefonia, e equipamentos eletro-eletrônicos, tais como jogos, brinquedos, ferramentas elétricas portáteis, informática, lanternas, equipamentos fotográficos, rádios, aparelhos de som, relógios, agendas eletrônicas, barbeadores, instrumentos de medição, de aferição, equipamentos médicos e outros;

VIII – pilhas e baterias de aplicação especial: são consideradas pilhas e baterias de aplicação especial aquelas utilizadas em aplicações específicas de caráter científico, médico ou militar e aquelas que sejam parte integrante de circuitos eletro-eletrônicos para exercer funções que requeiram energia elétrica ininterrupta em caso de fonte de energia primária sofrer alguma falha ou flutuação momentânea.

Art. 3º Os estabelecimentos que comercializam os produtos descritos no art. 1º, bem como a rede de assistência técnica autorizada pelos fabricantes e importadores desses produtos, ficam obrigados a aceitar dos usuários a devolução das unidades usadas, cujas características sejam similares àquelas comercializadas, com vistas aos procedimentos referidos no art. 1º.

Art. 8º Ficam proibidas as seguintes formas de destinação final de pilhas e baterias usadas de quaisquer tipos ou características:

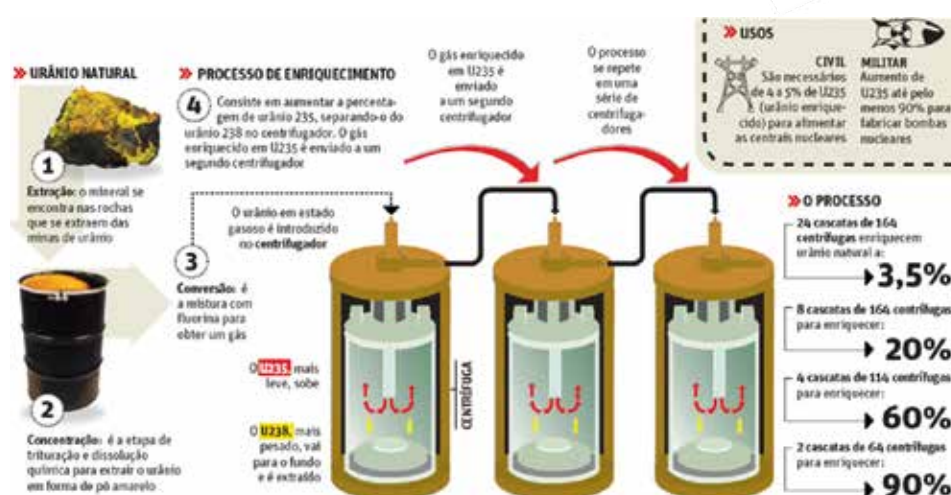
I – lançamento “in natura” a céu aberto, tanto em áreas urbanas como rurais;

II – queima a céu aberto ou em recipientes, instalações ou equipamentos não adequados, conforme legislação vigente;

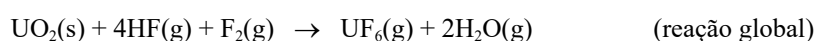
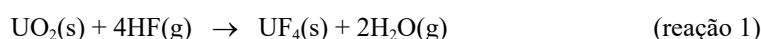
III – lançamento em corpos d’água, praias, manguezais, terrenos baldios, poços ou cacimbas, cavidades subterâneas, em redes de drenagem de águas pluviais, esgotos, eletricidade ou telefone, mesmo que abandonadas, ou em áreas sujeitas à inundação.

TEXTO COMPLEMENTAR (pág. 424)

Enriquecimento do urânio



O funcionamento da maioria dos reatores nucleares civis baseia-se no isótopo 235 do urânio, ${}_{92}\text{U}^{235}$. O urânio natural apresenta uma distribuição isotópica de aproximadamente 0,7% de U-235 e 99,3% de U-238. Para sua utilização em reatores, o urânio deve ser enriquecido até atingir um teor de 3 a 4% em U-235. Um dos métodos utilizados nesse processo envolve a transformação do minério de urânio em U_3O_8 sólido (*yellow cake*), posteriormente convertido em UO_2 sólido e, finalmente, em UF_6 gasoso, segundo as reações representadas pelas equações:



O U-235 é o responsável pela energia produzida por reatores comerciais, através do processo de fissão nuclear. O U-238, que constitui a maior parte do combustível nuclear, não sofre processo de fissão nessas condições. No entanto, ao ser atingido por nêutrons produzidos no funcionamento normal do reator, dá origem ao isótopo U-239, que emite, sucessivamente, duas partículas β , gerando um produto radioativo, com meia-vida extremamente longa e que pode ser utilizado para fins militares. O produto gerado pelo decaimento radioativo do U-239, pela emissão sucessiva de duas partículas β , é o Pu-239.

TEXTOS COMPLEMENTARES (pág. 426)

Aplicações da química: Aplicações da radioatividade

Sem perceber convivemos dia-a-dia com a radioatividade, seja através de fontes naturais de radiação ou pelas fontes artificiais. A radioatividade está na luz solar, nos raios cósmicos que vêm do espaço, na areia da praia, na louça doméstica, na televisão quando está ligada, na medicina e até mesmo nos alimentos que consumimos. A partir da descoberta da radioatividade a ciência moderna percebeu que inúmeros usos e aplicações poderiam ser criados. O uso mais importante é na produção de energia elétrica através das usinas nucleares. Mas também existem várias outras formas de fazer uso desse fenômeno:

- **Na indústria:** é utilizada no controle de produção, no controle do desgaste de materiais, na determinação de vazamentos em canalizações e oleodutos, em radiografias de tubos, lajes, entre outros, para detectar trincas, falhas ou corrosões etc.
- **Na medicina:** no tratamento de tumores e diversas doenças da pele e dos tecidos em geral, como por exemplo, o tratamento do câncer através da radioterapia, alterações genéticas, esterilização de materiais médicos, aparelhos médicos como o raios-X etc. Também é utilizada no mapeamento de órgãos (Medicina nuclear).
- **Na agricultura:** alimentos como frutas, carnes, peixes, cereais e especiarias são submetidos a radiações para a eliminação de larvas, fungos e bactérias e para evitar que estraguem mais rápido quando transportados para lugares distantes, extermínio de insetos nocivos à agricultura etc. Sem riscos para saúde.
- **Na geologia e arqueologia:** detecção de rochas e fósseis, principalmente pelo C-14.
- **Na química:** em traçadores para análise de reações químicas e bioquímicas em eletrônica, ciência espacial, geologia, medicina etc.

Para saber mais! Por que os átomos são radioativos?¹

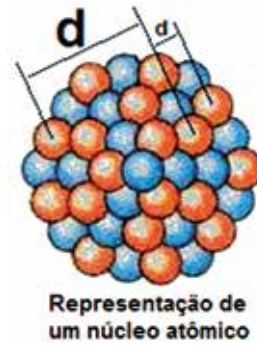
Os prótons positivamente carregados e próximos uns dos outros no interior de um núcleo se repelem com forças elétricas de valores enormes. Por que eles não saem ‘voando’ e afastando-se velozmente devido a essas enormes forças repulsivas? Por que existe uma força ainda mais formidável atuando no interior do núcleo – a força nuclear. Tanto os prótons como os nêutrons se ligam através dessa força atrativa. A parte principal da força nuclear, a parte que mantém os núcleos coesos, é chamada de interação forte. A interação forte é uma força atrativa que atua entre prótons, nêutrons e partículas chamadas de mésons, todas essas sendo chamadas de hádrons. Essa força atua somente em distâncias muito pequenas. Ela é muito forte entre núcleons (partículas que ocupam o núcleo atômico) que estão afastados cerca de 10^{-15} metros, mas praticamente nula para separações maiores do que esta. Assim, a interação nuclear forte é uma força de curto alcance. Quando os prótons estão próximos, como nos núcleos pequenos, a força nuclear facilmente dominará a força elétrica de repulsão. Mas para prótons distantes, como nos lados opostos de um núcleo grande, a força nuclear atrativa pode ser pequena comparada à força elétrica repulsiva. Portanto, um núcleo grande não pode ser tão estável quanto um núcleo pequeno.

A presença dos nêutrons também desempenha um papel importante na estabilidade nuclear. Um próton e um nêutron podem se ligar um pouco mais fortemente, em média, do que dois prótons ou dois nêutrons. Como resultado, muitos dos primeiros 20 ou mais dos elementos possuem igual número de prótons e de nêutrons. Para elementos mais pesados, a história é diferente, pois os prótons repelem-se eletricamente, enquanto os nêutrons não. A desigualdade entre os números de prótons e de nêutrons torna-se mais pronunciada para elementos ainda mais pesados.

Por exemplo, no U-238 que possui 92 prótons, existem 146 nêutrons. Se o núcleo de urânio tivesse igual número de prótons e de nêutrons (92), ele se romperia em pedaços que seriam ejetados a grandes velocidades. Os 54 nêutrons extras são necessários para haver uma relativa estabilidade do núcleo. Mesmos assim, o núcleo de U-238 ainda é instável devido às forças elétricas. Expondo o assunto de outra maneira: existe repulsão elétrica entre *cada par* de prótons no núcleo, mas não existe uma força nuclear atrativa substancial entre cada um desses pares (figura a seguir). Cada próton no núcleo de urânio exerce repulsão sobre cada um dos outros 91 prótons – tanto sobre os que estão afastados

1. HEWITT, Paul G. *Física conceitual*. 12. ed. São Paulo: Bookman, 2015.

como sobre os que estão próximos. No entanto, cada próton (e nêutron) exerce uma atração nuclear apreciável somente sobre aqueles núcleons que estão próximos a ele num dado momento.



Todos os núcleos que possuem mais do que 82 prótons são instáveis. Nesse ambiente instável têm lugar emissões alfa e beta. A força responsável pela emissão beta é chamada de interação fraca: ela atua sobre léptons bem como sobre os núcleons. Quando um elétron é criado no decaimento beta, outra partícula mais leve, chamada de antineutrino, também é criada e ‘arremessada’ para fora do núcleo.

Apêndice

Quadros

Grandezas e unidades do sistema internacional de unidades (SI)

Grandeza física	Nome da unidade	Símbolo
Comprimento	Metro	m
Massa	Quilograma	kg
Tempo	Segundo	s
Corrente elétrica	Ampère	A
Temperatura termodinâmica	Kelvin	K
Intensidade luminosa	Candela	cd
Quantidade de matéria	Mol	mol

Esta são as sete (7) unidades básicas do sistema internacional. As outras unidades são derivadas destas.

Grandezas físicas derivadas	Nome da unidade	Símbolo
Área	Metro quadrado	m ²
Volume	Metro cúbico	m ³
Velocidade	Metro por segundo	m.s ⁻¹
Aceleração	Metro por segundo ao quadrado	m.s ²
Densidade	Quilograma por metro cúbico	kg.m ³

Unidades derivadas do SI que recebem nomes especiais.

Grandeza física	Unidade	Símbolo	Definição
Força	Newton	N	kg m s ⁻²
Energia, trabalho, calor	Joule	J	kg m ² s ⁻²
Pressão, tensão	Pascal	Pa	kg m ⁻¹ s ⁻² (= N m ⁻²)
Carga elétrica	Coulomb	C	A s
Diferença de potencial elétrico	Volt	V	J A ⁻¹ s ⁻¹ (= J C ⁻¹)
Frequência	Hetz	Hz	s ⁻¹
Potência	Watt	W	kg m ² s ⁻³ (= J s ⁻¹)
Resistência elétrica	Ohm	Ω	kg m ² s ⁻³ A ⁻² (= V A ⁻¹)

Algumas unidades fora do SI e que são bastante comuns.

Grandeza física	Unidade	Símbolo	Definição
Tempo	Minuto	min	60 s
	Hora	h	3.600 s
Volume	Litro	L	10 ⁻³ m ³ = 1 dm ³
			1 L = 1.000 cm ³
Temperatura	Grau celsius	°C	T _C = T _K - 273,15
Pressão	Milímetros de mercúrio	mmHg	760 mmHg = 1,01325 · 10 ⁵ Pa
	Atmosferas	atm	1 atm = 1,01325 · 10 ⁵ Pa
Energia	Calorias	cal	1 cal = 4,184 J
Massa	Tonelada	t	1 t = 1.000 kg

Constantes físicas fundamentais

Nome	Símbolo	Valor
Número de Avogadro	N	$6,022137 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Carga do elétron	e	$-1,6021773 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Massa do elétron em repouso	m_e	$9,109390 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
Massa do próton em repouso	m_p	$1,672623 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Massa do nêutron em repouso	m_n	$1,674929 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Constante de Faraday	F	$9,648531 \cdot 10^4 \text{ C mol}^{-1}$
Velocidade da luz no vácuo	c	$2,99792458 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$
Constante de Planck	h	$6,626076 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$
Constante do gás ideal	R	$8,20578 \cdot 10^2 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
		$8,31451 \text{ J mol}^{-1}$
Volume molar de um gás ideal a 0,1 MPa e 273,15 K	V_m	$22,711 \text{ L mol}^{-1}$
Temperatura do "ponto zero" da escala Celsius	T (°C)	273,15 K

Prefixos métricos

Múltiplo ou submúltiplo	Prefixo	Símbolo
10^{18}	exa	E
10^{15}	peta	P
10^{12}	tera	T
10^9	giga	G
10^6	mega	M
10^3	quilo	k
10^2	hecto	h
10^1	deca	da
10^{-1}	deci	d
10^{-2}	centi	c
10^{-3}	mili	m
10^{-6}	micro	μ
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	p
10^{-15}	femto	f
10^{-18}	ato	a

Equações de conversão

Conversão	Equação
Unidades de massa atômica → gramas	$1 \text{ u} = 1,660540 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Calorias → joules	$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$ (exatamente)
Elétron-volts → joules	$1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
Ergs → joules	$1 \text{ erg} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ J}$ (exatamente)
Angstroms → metros	$1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$ (exatamente)
Angstroms → nanômetros	$1 \text{ \AA} = 10^{-1} \text{ nm}$ (exatamente)
Polegadas → centímetros	$1 \text{ in} = 2,54 \text{ cm}$ (exatamente)
Milhas → quilômetros	$1 \text{ mi} = 1,609 \text{ km}$
Libras → quilogramas	$1 \text{ lb} = 0,4536 \text{ kg}$
Atmosferas → pascals	$1 \text{ atm} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ (exatamente)

Propriedades da água no intervalo de 0°C a 100°C

T (°C)	Dens. g cm ⁻³	C _p J g ⁻¹ K ⁻¹	P _{vapor} kPa	Visc. mPa.s	Cond. term. mW K ⁻¹ m ⁻¹	Const. diel.	Tens. superf. mN m ⁻¹
0	0,99984	4,2176	0,6113	1793	561,0	87,90	75,64
10	0,99970	4,1921	1,2281	1307	580,0	83,96	74,23
20	0,99821	4,1818	2,3388	1002	598,4	80,20	72,75
30	0,99565	4,1784	4,2455	797,7	615,4	76,60	71,20
40	0,99222	4,1785	7,3814	653,2	630,5	73,17	69,60
50	0,98803	4,1806	12,344	547,0	643,5	69,88	67,94
60	0,98320	4,1843	19,932	466,5	654,3	66,73	66,24
70	0,97778	4,1895	31,176	404,0	663,1	63,73	64,47
80	0,97182	4,1963	47,373	354,4	670,0	60,86	62,67
90	0,96535	4,2050	70,117	314,5	675,3	58,12	60,82
100	0,95840	4,2159	101,325	281,8	679,1	55,51	58,91

Dens. = densidade; C_p = capacidade calorífica específica a pressão constante; P_{vapor} = pressão de vapor; Visc. = viscosidade; Cond. term. = condutividade térmica; Const. diel. = constante dielétrica; Tens. superf. = tensão superficial.

Todos os valores (exceto pressão de vapor) referem-se a pressão de 100 kPa (1 bar).

Links úteis

www.webcalc.com.br/conversoes/area.html	Site de conversão de unidades
www.iupac.org	IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada)
www.s bq.org.br	Sociedade Brasileira de Química
www.crq4.org.br	Conselho Regional de Química (4o região)
www.mec.gov.br	Ministério da Educação
www.mma.gov.br	Ministério do Meio Ambiente
www.mma.gov.br/conama	Conselho Nacional do Meio Ambiente (Ministério do Meio Ambiente)
www.usp.br	Universidade de São Paulo
www.unicamp.br	Universidade Estadual de Campinas
www.unesp.br	Universidade Estadual Paulista
www.funarte.gov.br/canal/downcanal/universidade.doc	Relação das universidades federais do Brasil
http://periodicos.capes.gov.br	Site de periódicos do Ministério da Educação (CAPES). Download gratis
www.abiquim.org.br	Associação Brasileira da Indústria Química
www.cdcc.sc.usp.br/quimica	Centro de Divulgação Científica e Cultural
http://estadao.com.br/ciencia	Ciência e Meio Ambiente
www.cnpma.embrapa.br	Embrapa – meio ambiente
www.greenpeace.org.br	Greenpeace
www.cetesb.sp.gov.br	Cetesb (Companhia de Tecnologia de Saneamento Ambiental, ligada à Secretaria do Meio Ambiente do governo de São Paulo)
www.quimica-industrial.com	Química-Industrial
www.revistapesquisa.fapesp.br	Revista Pesquisa Fapesp