

Elementos do bloco s

Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensí, Coordenação de Química



Sumário

1	O hidrogênio	1
1.1	O elemento	1
1.2	Os compostos de hidrogênio	1
2	Os metais alcalinos	2
2.1	Os elementos do Grupo 1	2
2.2	Os compostos de lítio, sódio e potássio	3
3	Os metais alcalino-terrosos	4
3.1	Os elementos do Grupo 2	4
3.2	Os compostos de berílio, magnésio e cálcio	4

1 O hidrogênio

O hidrogênio é considerado por muitos como o combustível do futuro, porque é abundante (em compostos) na Terra e sua combustão é limpa. Ele ocupa um lugar único na Tabela Periódica. Embora o hidrogênio tenha a mesma configuração dos elétrons de valência dos elementos do Grupo 1, ns^1 , e forme íons $+1$, ele tem pouquíssima semelhança com os metais alcalinos. O hidrogênio é um não metal que se assemelha aos halogênios: ele só precisa de um elétron para completar sua configuração de elétrons de valência, pode formar íons -1 e existe como uma molécula diatômica, H_2 . Entretanto, as propriedades químicas do hidrogênio são muito diferentes das propriedades dos halogênios. Como ele não pode ser claramente identificado com nenhum grupo de elementos, neste livro ele não é associado a grupo algum.

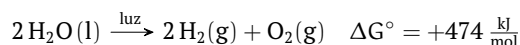
1.1 O elemento

O hidrogênio é o elemento mais abundante no universo, com cerca de 89% de todos os átomos. Os átomos de hidrogênio formaram-se nos primeiros segundos após o Big Bang, o evento que marcou o início do universo. Entretanto, existe muito pouco hidrogênio livre na Terra, porque as moléculas de H_2 são muito leves e movem-se com velocidades médias tão altas que tendem a escapar da gravidade de nosso planeta.

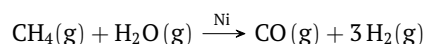
A maior parte do hidrogênio da Terra está na forma de água, nos oceanos ou presa no interior de minerais e argilas. Hidrogênio é também encontrado juntamente aos hidrocarbonetos que formam os **combustíveis fósseis**: carvão, petróleo e gás natural. É preciso energia para liberar hidrogênio desses compostos, e um dos desafios para desenvolver seu potencial como combustível é produzir o gás usando menos energia do que a que pode ser liberada em sua queima.

Como a água é o único produto da combustão, o hidrogênio queima sem poluir o ar e sem contribuir significativamente para o efeito estufa. O petróleo, o carvão e o gás natural estão se tornando cada vez mais raros, mas existe água suficiente nos oceanos para gerar todo o hidrogênio combustível que seria necessário. O hidrogênio é extraído da água por eletrólise, mas esse processo

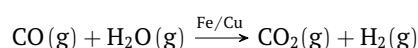
exige eletricidade gerada em outro local. Os químicos estão buscando, atualmente, meios de usar a energia solar para obter a **reação de decomposição da água**, a decomposição fotoquímica da água em seus elementos:



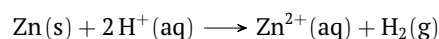
A maior parte do hidrogênio comercial é obtida, hoje, como um subproduto do refino do petróleo, em uma sequência de duas reações catalisadas. A primeira é a **reação de reforma catalítica**, na qual um hidrocarboneto e vapor são convertidos em monóxido de carbono e hidrogênio sobre um catalisador de níquel:



A mistura de produtos, chamada de gás de síntese, é o ponto de partida da produção de muitos outros compostos, inclusive metanol. A reação de reforma é seguida pela **reação de deslocamento**, em que o monóxido de carbono do gás de síntese reage com água:



O hidrogênio é preparado no laboratório em pequenas quantidades, pela redução dos íons hidrogênio de um ácido forte (como o ácido clorídrico) por metais com potencial padrão negativo, como o zinco:



O hidrogênio é um gás insípido, incolor e inodoro. Como as moléculas de H_2 são pequenas e não polares, elas só podem interagir por forças de London muito fracas. Em consequência, o hidrogênio só se condensa a líquido quando resfriado em temperaturas muito baixas (20 K em 1 atm). Uma propriedade muito curiosa do hidrogênio líquido é sua densidade muito baixa ($0,070 \text{ g cm}^{-3}$), menos de um décimo da densidade da água. Essa densidade baixa torna o hidrogênio um combustível muito leve. O gás hidrogênio tem a entalpia específica mais alta de todos os combustíveis conhecidos (a maior entalpia de combustão por grama) e, por isso, o hidrogênio foi usado juntamente ao oxigênio líquido como combustível dos motores principais do ônibus espacial.

A cada ano, cerca da metade dos $3 \times 10^8 \text{ kg}$ de hidrogênio usados na indústria é convertida em amônia pelo processo de Haber. A partir das reações da amônia, o hidrogênio encontra seu caminho para numerosos compostos de nitrogênio importantes, como a hidrazina e a amida de sódio.

O hidrogênio é produzido como subproduto do refino de combustíveis fósseis e pela eletrólise da água. Ele tem baixa densidade e forças intermoleculares fracas.

1.2 Os compostos de hidrogênio

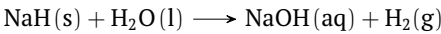
O hidrogênio é incomum porque pode formar um cátion (H^+), de forma semelhante aos metais alcalinos, e um ânion (H^-), de forma semelhante aos halogênios. Além disso, sua eletronegatividade intermediária (2,2) permite que ele forme ligações covalentes com todos os não metais e metalóides. Como o hidrogênio forma

*Contato: contato@gpbraun.com, (21) 99848-4949

TABELA 1 Propriedades químicas dos hidrogênio

Reagente	Reação com hidrogênio
Metais do grupo 1	$2\text{M(s)} + \text{H}_2\text{(g)} \longrightarrow 2\text{MH(s)}$
Metais do grupo 2	$\text{M(s)} + \text{H}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{MH}_2\text{(s)}$
Alguns metais do grupo d	$2\text{M(s)} + x\text{H}_2\text{(g)} \longrightarrow 2\text{MH}_x\text{(s)}$
Oxigênio	$\text{O}_2\text{(s)} + 2\text{H}_2\text{(g)} \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O(l)}$
Nitrogênio	$\text{N}_2\text{(s)} + 3\text{H}_2\text{(g)} \longrightarrow 2\text{NH}_3\text{(g)}$
Halogênios	$2\text{X}_2\text{(g, l, s)} + \text{H}_2\text{(g)} \longrightarrow 2\text{HX(s)}$

compostos com tantos elementos, a maior parte dos compostos de hidrogênio é discutida nas seções que tratam de outros elementos. O íon hidreto, H_2^- , é volumoso, com raio de 154 pm, intermediário entre os íons fluoreto e cloreto. Devido ao raio grande desse íon de dois elétrons, a única carga positiva do núcleo tem pouco controle sobre esses elétrons, o que torna o íon altamente polarizável e contribuindo com o caráter covalente de suas ligações a cátions. Os dois elétrons no íon H_2^- são facilmente perdidos. Por essa razão, os hidretos iônicos são agentes redutores muito fortes, com $E^\circ_{\text{H}_2^-/\text{H}^-} = -2,25\text{ V}$. Esse valor é semelhante ao potencial padrão do par Na^+/Na ($E^\circ = -2,71\text{ V}$), e, como o metal sódio, os íons hidreto reduzem a água ao entrar em contato com ela:



Como essa reação produz hidrogênio, os hidretos salinos são fontes transportáveis de hidrogênio combustível em potencial. Em compostos com ligações N-H , O-H e F-H a um átomo muito eletronegativo, o átomo de H pode participar de **ligação de hidrogênio** (Tópico 1G). Uma ligação hidrogênio tem cerca de 5% da energia de uma ligação covalente entre os mesmos tipos de átomos. Por exemplo, a entalpia da ligação O-H é 463 kJ mol^{-1} , mas a entalpia da ligação de hidrogênio $\text{O-H}\cdots\text{O}$ é cerca de 20 kJ mol^{-1} . Existem vários modelos da ligação hidrogênio. O mais simples é como uma interação coulombiana entre a carga parcial positiva de um átomo de hidrogênio e a carga parcial negativa do outro átomo.

PONTO PARA PENSAR

O deutério, ^2H , difere de ^1H somente pela massa do núcleo. Pense como essa diferença afeta suas propriedades e as de seus compostos.

O íon hidreto tem um raio grande e é muito polarizável. Os hidretos são poderosos agentes redutores. O hidrogênio pode formar ligações hidrogênio com os pares de elétrons isolados de elementos muito eletronegativos.

2 Os metais alcalinos

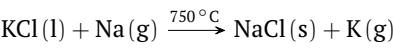
Os membros do Grupo 1 são chamados de **metais alcalinos**. As propriedades químicas desses elementos são únicas e muito semelhantes. Não obstante, existem diferenças, e a sutileza de algumas dessas diferenças é a base da propriedade mais sutil da matéria: a consciência. O seu pensamento, que se baseia na transmissão de sinais pelos neurônios, é produzido pela ação combinada de íons sódio e potássio e sua migração cuidadosamente regulada

a partir de membranas. Dessa forma, até para aprender sobre o sódio e o potássio, você precisa usá-los em seu cérebro.

2.1 Os elementos do Grupo 1

Todos os elementos do Grupo 1 são metais moles de cor cinza-prateada. Lítio, sódio e potássio são os únicos metais menos densos do que a água. Como foi explicado no Tópico 1H, em um metal sólido os cátions são ligados por um *mar* de elétrons. Como sua camada de valência só tem um elétron, a ligação nos metais é fraca, levando a pontos de fusão e de ebulição e densidades baixos. Essas propriedades diminuem de cima para baixo no grupo. O cézio, que funde em 28°C , é líquido em um dia quente. O lítio é o metal alcalino mais duro, mas mesmo assim é mais mole do que o chumbo. O frâncio é um elemento raro, muito radioativo, sobre o qual se conhece muito pouco.

Dentre todos os metais, os metais alcalinos são os mais violentamente reativos e os mais difíceis de extrair. Eles são oxidados muito facilmente para serem encontrados no estado livre na natureza e não podem ser extraídos de seus compostos por agentes redutores comuns. Os metais puros são obtidos pela eletrólise de seus sais fundidos, como no processo eletrolítico de Downs ou, no caso do potássio, pela exposição de cloreto de potássio fundido ao vapor de sódio:

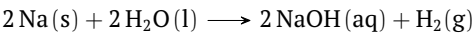


Embora a constante de equilíbrio dessa reação não seja particularmente favorável, a reação ocorre para a direita, porque o potássio é mais volátil do que o sódio: o vapor de potássio é retirado pelo calor e condensado em um coletor resfriado

O metal lítio tinha poucas aplicações até a II Guerra Mundial, quando as armas termonucleares foram desenvolvidas (Tópico 3K). Essa aplicação teve um efeito sobre a massa molar do lítio. Como só o lítio-6 pode ser usado nessas armas, a proporção de lítio-7 e, em consequência, a massa molar do lítio disponível no comércio aumentaram. Uma aplicação crescente é o uso nas baterias recarregáveis de íon lítio. Como o lítio tem o potencial padrão mais negativo de todos os elementos, ele pode produzir um alto potencial quando usado em células galvânicas. Além disso, como tem densidade muito pequena, as baterias de íon lítio são leves.

As energias da primeira ionização dos metais alcalinos são baixas e, assim, eles existem em seus compostos como cátions de carga unitária, como o Na^+ . Em consequência, muitos de seus compostos são iônicos. Os potenciais padrão dos metais alcalinos são negativos. Entretanto, $E^\circ_{\text{M}^+/\text{M}}$ não varia de forma tão uniforme como o potencial de ionização, porque a energia de rede do sólido e a energia de hidratação dos íons têm papel importante na determinação de $E^\circ_{\text{M}^+/\text{M}}$. Efeitos de entropia também contribuem.

Como os potenciais padrão são tão fortemente negativos, os metais alcalinos são agentes redutores fortes que reagem com a água:



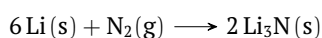
O vigor dessa reação cresce uniformemente de cima para baixo no grupos. A reação da água com o potássio é suficientemente vigorosa para inflamar o hidrogênio produzido e é perigosamente explosiva no caso do rubídio e do cézio. O rubídio e o cézio são mais densos do que a água, logo afundam e reagem abaixo da superfície. O gás hidrogênio que se forma rapidamente forma uma onda de choque que pode quebrar o bécher. O lítio é o menos ativo dos metais do Grupo 1 na reação com a água, principalmente devido à maior energia de ligação de seus átomos, mas o lítio fundido é um dos metais mais ativos conhecidos.

Os metais alcalinos também perdem os elétrons de valência quando dissolvidos em amônia líquida, mas o resultado é diferente. Em vez de reduzir a amônia, os elétrons ocupam cavidades formadas por grupos de moléculas de NH_3 e dão soluções metal-amônia, cor de tinta azul. Essas soluções de elétrons solvatados (e cátions do metal) são muitas vezes usadas para reduzir compostos orgânicos. Quando a concentração do metal aumenta, a cor azul dá lugar a um bronze metálico e as soluções começam a conduzir eletricidade como metais líquidos.

PONTO PARA PENSAR

Suponha que você agite uma destas soluções de bronze. Você acha que a condutividade elétrica delas será alterada?

Todos os metais alcalinos reagem diretamente com quase todos os não metais, exceto os gases nobres. Entretanto, somente o lítio reage com o nitrogênio, que N^{3-} :



O principal produto da reação dos metais alcalinos com o oxigênio varia sistematicamente de cima para baixo no grupo. O lítio forma principalmente o óxido, Li_2O . O sódio forma predominantemente um peróxido amarelo pálido, Na_2O_2 , que contém o íon peróxido, O_2^{2-} . O potássio forma principalmente o superóxido, KO_2 , que contém o íon superóxido, O_2^- .

Os metais alcalinos são normalmente encontrados como cátions de carga unitária. Eles reagem com água com vigor crescente de cima para baixo no grupo.

2.2 Os compostos de lítio, sódio e potássio

O lítio é típico de um elemento que é cabeça de seu grupo, no sentido de que ele é significativamente diferente de seus congêneres. As diferenças vêm, em parte, do pequeno tamanho do cátion Li^+ , que lhe dá um forte poder polarizante e, conseqüentemente, a tendência a formar ligações com caráter covalente significativo. Outra consequência do pequeno tamanho do íon Li^+ é a forte interação íon-dipolo, que faz com que muitos sais de lítio formem hidratos nos quais as moléculas de H_2O estão agrupadas em torno do íon Li^+ .

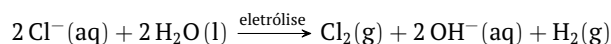
Compostos de lítio são usados em cerâmicas, em lubrificantes e na medicina. Pequenas doses diárias de carbonato de lítio são um tratamento eficaz do transtorno bipolar, mas sua ação não é completamente compreendida. Os sabões de lítio — os sais de lítio de ácidos carboxílicos de cadeia longa — são usados como espessantes em graxas lubrificantes para aplicações em altas temperaturas porque têm pontos de fusão mais altos do que os sabões mais convencionais de sódio e potássio.

PONTO PARA PENSAR

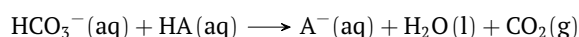
Por que os sabões de lítio têm pontos de fusão mais altos do que os sabões de sódio?

Dois fatores que tornam importantes os compostos de sódio são seu baixo preço e sua alta solubilidade em água. O cloreto de sódio é facilmente minerado como halita (sal-gema), um depósito de cloreto de sódio resultante da evaporação de antigos oceanos. Ele pode ser, também, obtido a partir da evaporação da salmoura (água salgada) retirada dos oceanos e lagos salgados atuais. O cloreto de sódio é usado em grandes quantidades na produção eletrolítica do cloro e do hidróxido de sódio a partir da salmoura.

O hidróxido de sódio, NaOH , é um sólido branco, gorduroso, mole e corrosivo vendido comercialmente na forma de *soda cáustica*. É um insumo químico importante, porque é uma matéria-prima barata para a produção de outros sais de sódio. A quantidade de eletricidade usada na eletrólise da salmoura na produção de NaOH no processo cloro-álcali só é inferior à usada na extração do alumínio de seus minerais. O processo produz cloro e hidrogênio, além do hidróxido de sódio. A equação iônica simplificada da reação é

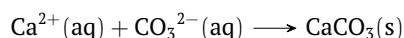


O hidrogenocarbonato de sódio, NaHCO_3 (bicarbonato de sódio), é comumente chamado de bicarbonato de soda ou soda de padreiro. O crescimento da massa crua de pães produzido pela ação do bicarbonato de sódio depende da reação entre um ácido fraco, HA , e os íons hidrogenocarbonato:



O desprendimento do gás faz crescer a massa crua. Os ácidos fracos são fornecidos pela receita, geralmente sob a forma de ácido láctico do soro do leite ou da manteiga, de ácido cítrico do suco de limão ou de ácido acético do vinagre. O fermento em pó contém um ácido fraco sólido (que é, em muitos casos, uma mistura de fosfato de cálcio e sulfato de alumínio e sódio), além de bicarbonato. O dióxido de carbono é liberado pela adição de água.

O carbonato de sódio deca-hidratado, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, já foi muito usado como soda de limpeza. Ele ainda é, às vezes, adicionado à água para precipitar os íons Mg^{2+} e Ca^{2+} como carbonato

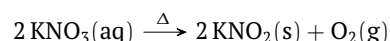


e para fornecer um meio alcalino que ajuda a remover graxa de tecidos e louças. O carbonato de sódio anidro, ou cinza de soda, é usado em grandes quantidades na indústria do vidro como fonte de óxido de sódio, no qual ele se decompõe quando aquecido.

PONTO PARA PENSAR

Por que o carbonato de cálcio é muito menos solúvel do que o carbonato de sódio?

Os compostos de potássio são muito semelhantes aos compostos de sódio. As principais fontes minerais de potássio são a carnalita, $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, e a silvita, KCl , que é adicionada diretamente a alguns fertilizantes como fonte de potássio essencial. Os compostos de potássio são geralmente mais caros do que os compostos de sódio correspondentes, mas em muitas aplicações suas vantagens superam o preço. O nitrato de potássio, KNO_3 , libera oxigênio quando aquecido, na reação



e é usado para facilitar a ignição dos fósforos. Ele é menos higroscópico (absorve água) do que o composto de sódio correspondente, porque o cátion K^+ é maior e menos fortemente hidratado pelas moléculas de H_2O .

O lítio lembra o magnésio e seus compostos têm caráter covalente. Os compostos de sódio são solúveis em água e são abundantes e baratos. Os compostos de potássio geralmente são menos higroscópicos do que os compostos de sódio.

3 Os metais alcalino-terrosos

Os metais do Grupo 2 incluem o magnésio, que é essencial à vida porque é encontrado em todas as moléculas de clorofila, e o cálcio, que está presente nos ossos e no concreto usado em edificações. O cálcio, o estrôncio e o bário são chamados de metais alcalino-terrosos, porque suas *terras* — o nome antigo dos óxidos — são básicas (alcalinas). O nome **metais alcalino-terrosos** é frequentemente estendido aos demais membros do Grupo 2. A configuração dos elétrons de valência dos átomos dos elementos do Grupo 2 é ns^2 . A segunda energia de ionização é baixa o suficiente para ser recuperada da entalpia de rede dos compostos que formam. Por isso, os elementos do Grupo 2 ocorrem com número de oxidação +2, na forma do cátion M^{2+} , em todos os seus compostos.

3.1 Os elementos do Grupo 2

Os metais do Grupo 2 têm muitas características em comum com os do Grupo 1, mas há diferenças importantes. Todos os elementos do Grupo 2 são muito reativos para ocorrerem livres na natureza. Eles são, geralmente, encontrados como cátions de carga dupla em compostos. O elemento berílio ocorre principalmente como o minério berilo, $3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$, algumas vezes em cristais tão grandes que pesam algumas toneladas. A pedra preciosa esmeralda é uma forma de berilo. A cor verde característica ocorre devido a íons Cr^{3+} presentes como impureza. O magnésio ocorre na água do mar e no mineral dolomita, $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$. O cálcio também ocorre como CaCO_3 no calcário, na calcita e no giz (Tópico 11).

O elemento **berílio**, Be, é obtido pela redução eletrolítica do cloreto de berílio fundido. A baixa densidade do elemento torna-o útil na construção de componentes de mísseis e satélites. O berílio é também usado em janelas de tubos de raios X. Como os átomos de Be têm poucos elétrons, as placas finas desse metal são transparentes aos raios X. O berílio é adicionado em pequenas quantidades ao cobre: estas ligas berílio-cobre, que conduzem eletricidade, são usadas na produção de ferramentas antifagulha e na indústria eletrônica, em pequenas peças não magnéticas que resistem às deformações e à corrosão.

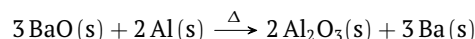
O metal **magnésio**, Mg, é produzido pela redução química ou eletrolítica de seus compostos. Na redução química, o óxido de magnésio é primeiramente obtido pela decomposição da dolomita. Em seguida, o ferro-silício, uma liga de ferro e silício, é usado para reduzir o óxido de magnésio na temperatura de $1,200^\circ\text{C}$. Nessa temperatura, o magnésio produzido é imediatamente vaporizado e retirado. O método eletrolítico usa a água do mar como matéria-prima: o hidróxido de magnésio é precipitado com cal extinta, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, filtrado e tratado com ácido clorídrico para produzir o cloreto de magnésio. O sal seco é fundido e sofre eletrólise.

O magnésio é um metal de cor prata esbranquiçada, que é protegido da oxidação pelo ar por um filme de óxido branco, que lhe dá uma cor acinzentada. Sua densidade é cerca de dois terços a do alumínio e o metal puro é muito mole. Entretanto, suas ligas têm grande resistência e são aplicadas onde leveza e resistência são necessárias — em aviões, por exemplo. O uso das ligas de magnésio em automóveis quintuplicou entre 1989 e 1995, quando os fabricantes decidiram reduzir o peso dos veículos. Contudo, não espere vir a dirigir um carro de magnésio tão cedo: o magnésio é mais caro do que o aço e mais difícil de ser trabalhado.

O magnésio queima vigorosamente no ar, com uma chama branca brilhante, em parte porque ele reage com o nitrogênio e o dióxido de carbono do ar, bem como com o oxigênio. Como a reação é acelerada quando o magnésio inflamado é borrifado com água ou exposto ao dióxido de carbono, nem os extintores

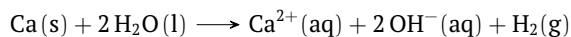
de água, nem os de CO_2 podem ser usados no fogo de magnésio. Eles somente aumentariam as chamas!

Os verdadeiros metais alcalino-terrosos — o **cálcio**, Ca, o **estrôncio**, Sr e o **bário**, Ba — são obtidos por eletrólise ou por redução com alumínio, em uma variante do processo termita:



Como no Grupo 1, as reações dos metais do Grupo 2 com oxigênio e água tornam-se mais vigorosas de cima para baixo no grupo. O berílio, o magnésio, o cálcio e o estrôncio são parcialmente protegidos no ar por um filme superficial de óxido.

Todos os elementos do Grupo 2, com exceção do berílio, reagem com a água. Por exemplo,



O berílio não reage com a água, nem mesmo quando muito quente: seu filme de óxido protetor resiste, mesmo em temperaturas elevadas. O magnésio reage com água quente e o cálcio reage com água fria.

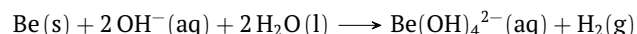
Os metais alcalino-terrosos podem ser identificados na chama de compostos pelas cores que produzem. O cálcio queima com cor laranja avermelhada, o estrôncio com cor carmim e o bário com cor verde amarelada. Os fogos de artifício são frequentemente feitos com seus sais (normalmente os nitratos e cloratos, porque esses ânions fornecem mais oxigênio) juntamente a magnésio em pó.

O berílio tem um certo caráter de não metal, mas os outros elementos do Grupo 2 são metais típicos. O vigor da reação com a água e o oxigênio cresce de cima para baixo no grupo.

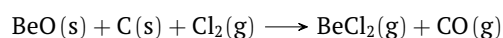
3.2 Os compostos de berílio, magnésio e cálcio

Excetuando-se a tendência para o caráter de ametal do berílio, todos os elementos do Grupo 2 têm as características químicas de metais, como a formação de óxidos básicos e hidróxidos.

O **berílio** lembra seu vizinho diagonal, o alumínio, em suas propriedades químicas. É o de menor caráter de metal no grupo, e muitos de seus compostos têm propriedades comumente atribuídas às ligações covalentes. O berílio é anfotérico e reage com ácidos e com bases. Como o alumínio, o berílio reage com água na presença de hidróxido de sódio. Neste caso, forma-se o íon berilato, $\text{Be}(\text{OH})_4^{2-}$, e hidrogênio:



Os compostos de berílio são muito tóxicos e devem ser manuseados com grande cuidado. Suas propriedades são dominadas pelo alto caráter polarizante dos íons Be^{2+} e seu volume pequeno. O forte poder polarizante resulta em compostos moderadamente covalentes, e o volume pequeno limita a quatro o número de grupos que podem se ligar ao íon. Essas duas características combinadas são responsáveis pela predominância de unidades tetraédricas, BeX_4 , como no íon berilato. Uma unidade tetraédrica também é encontrada no cloreto e no hidreto sólidos. Pensava-se que o hidreto de berílio fosse formado por cadeias de grupos BeH_2 , mas sabemos hoje que ele tem uma estrutura de rede. O cloreto é formado pela ação do cloro sobre o óxido na presença de carbono:



Os átomos de Be em BeCl_2 agem como ácidos de Lewis e aceitam pares de elétrons dos átomos de Cl dos grupos BeCl_2 vizinhos, formando, nos sólidos, uma cadeia de unidades tetraédricas BeCl_4 .

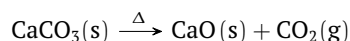
O **magnésio** tem propriedades de metal mais pronunciadas do que as do berílio. Seus compostos são acentuadamente iônicos, com algum caráter covalente. O óxido de magnésio, MgO ,

forma-se quando o magnésio queima no ar, mas o produto é contaminado com nitreto de magnésio. Para preparar o óxido puro, é necessário aquecer o hidróxido ou o carbonato. O óxido de magnésio dissolve-se muito pouco na água. Uma de suas propriedades mais marcantes é que ele é refratário (capaz de resistir a altas temperaturas), porque funde em 2,800 °C. Essa grande estabilidade pode ser atribuída ao pequeno raio dos íons Mg^{2+} e O^{2-} , e, portanto, à forte interação eletrostática entre eles. O óxido tem duas outras características úteis: ele é bom condutor de calor e é mau condutor de eletricidade. Essas três propriedades recomendam seu uso como isolante em aquecedores elétricos.

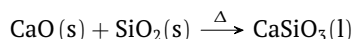
O hidróxido de magnésio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, é uma base. Ele não é muito solúvel em água, mas forma uma suspensão coloidal branca, uma névoa de pequenas partículas dispersas em um líquido, conhecida como leite de magnésia, que é usada como antiácido estomacal. Como essa base não é muito solúvel, ela não é absorvida no estômago e age por longo tempo sobre os ácidos presentes. Os hidróxidos têm sobre os hidrogenocarbonatos (que também são usados como antiácidos) a vantagem de que não levam à formação de dióxido de carbono e sua consequência inconveniente, o arroto. O leite de magnésia deve ser usado em pequenas quantidades, porque o produto da neutralização no estômago é o cloreto de magnésio, que age como purgativo. O sulfato de magnésio, ou sais de Epsom, MgSO_4 , é também um purgativo comum. Como os íons com carga dupla se hidratam, eles passam a inibir a absorção de água do intestino. O resultado do aumento do fluxo de água no intestino dispara o mecanismo que resulta na defecação.

Pode-se considerar a clorofila o composto de magnésio mais importante. Esse composto orgânico verde é formado por moléculas grandes que absorvem a luz do Sol e canalizam essa energia para a fotossíntese. Uma função do íon Mg^{2+} , que se localiza exatamente abaixo do plano do anel formado por átomos de nitrogênio e carbono, é, aparentemente, manter a rigidez do anel. Essa rigidez ajuda a assegurar que a energia capturada do fóton incidente não se perca como calor antes de ser usada na reação química. O magnésio também tem um papel importante na geração de energia nas células vivas. Ele está, por exemplo, envolvido na contração muscular.

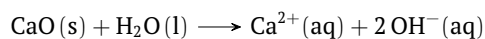
O carbonato de cálcio decompõe-se em óxido de cálcio, CaO , ou cal viva, quando aquecido:



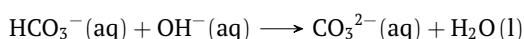
A cal viva é produzida em enormes quantidades em todo o mundo. Cerca de 40% são usados na metalurgia. Na produção do ferro, ela é usada como uma base de Lewis. O íon O^{2-} reage com a sílica, SiO_2 , e impurezas do mineral para formar a *escória* líquida:



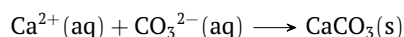
O óxido de cálcio é chamado de cal viva porque reage exotérmica e rapidamente com a água:



O produto, hidróxido de cálcio, é comumente conhecido como cal apagada, porque, como hidróxido de cálcio, a sede da cal pela água foi satisfeita (apagada). A cal apagada é a forma na qual a cal é normalmente vendida, porque a cal viva pode incendiar a madeira e o papel úmidos. Os barcos de madeira que eram utilizados para transportar a cal viva muitas vezes pegavam fogo com o calor da reação, quando a água invadia os seus compartimentos. A cal apagada é usada como uma base barata na indústria e, também, para ajustar o pH dos solos na agricultura. Talvez surpreendentemente, ela é usada também para remover íons Ca^{2+} da água dura que contém $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. O seu papel é converter HCO_3^{-} em CO_3^{2-} pelo fornecimento de íons OH^{-} :



O aumento da concentração de íons CO_3^{2-} promove a precipitação dos íons Ca^{2+} pela reação

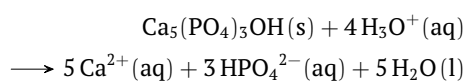


Essa reação remove os íons cálcio, Ca^{2+} , que estavam inicialmente presentes e os que foram adicionados como cal. No processo, a concentração dos íons Ca^{2+} reduz-se.

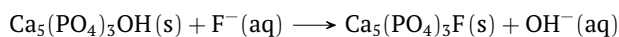
PONTO PARA PENSAR

Por que o hidrogenocarbonato de cálcio (bicarbonato) é mais solúvel do que o carbonato de cálcio?

Os dentes são mais densos do que os ossos e são protegidos por uma cobertura dura de esmalte. O esmalte dos dentes é a *hidroxi-apatita*, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$. Os dentes começam a se estragar quando os ácidos atacam o esmalte:



Os agentes principais do decaimento dos dentes são os ácidos carboxílicos produzidos quando as bactérias agem sobre os restos de comida. Uma cobertura mais resistente é formada quando os íons OH^{-} da apatita são substituídos por íons F^{-} . O mineral resultante é chamado de *fluoroapatita*:



A adição de íons fluoreto na água potável (na forma de NaF) está agora disseminada, e o resultado foi um decréscimo expressivo das cáries. As pastas de dentes fluoradas, que contêm fluoreto de estanho(II) ou monofluorofosfato de sódio (MFP, Na_2FPO_3), são também recomendadas para fortalecer o esmalte dos dentes.

Os compostos de berílio têm pronunciado caráter covalente, e suas unidades estruturais são normalmente tetraédricas. O pequeno volume do cátion magnésio resulta em óxidos termicamente estáveis, com pouca solubilidade em água. Os compostos de cálcio são materiais estruturais comuns, porque o íon cálcio, Ca^{2+} , é pequeno e tem carga elevada, o que leva a estruturas rígidas.