

# Química Inorgânica II

**Eliana Midori Sussuchi**  
**Danilo Oliveira Santos**



**São Cristóvão/SE**  
**2017**

# Química Inorgânica II

## Elaboração de Conteúdo

Eliana Midori Sussuchi  
Danilo Oliveira Santos

---

## Projeto Gráfico e Capa

Neverton Correia da Silva  
Nycolas Menezes Melo

## Diagramação

Nycolas Menezes Melo

**Presidente da República**  
Michel Temer

**Ministro da Educação**  
José Mendonça Bezerra Filho

**Diretor de Educação a Distância**  
João Carlos Teatini Souza Clímaco

**Reitor**  
Angelo Roberto Antonioli

**Vice-Reitor**  
Iara Maria Campelo Lima

**Chefe de Gabinete**  
Marcionilo de Melo Lopes Neto

**Coordenador Geral da UAB/UFS**  
**Diretor do CESAD**  
Antônio Ponciano Bezerra

**Coordenador-adjunto da UAB/UFS**  
**Vice-diretor do CESAD**  
Fábio Alves dos Santos

---

**Diretoria Pedagógica**  
Clotildes Farias de Sousa

**Diretoria Administrativa e Financeira**  
Pedro Henrique Dantas Dias

**Coordenação de Pós-Graduação**  
Fábio Alves dos Santos

**Coordenação de Formação Continuada**  
Rosemeire Marcedo Costa

**Coordenação de Avaliação**  
Hérica dos Santos Matos

**Coordenação de Tecnologia da Informação**  
Hermeson Menezes

**Assessoria de Comunicação**  
Guilherme Borba Gouy

---

**Coordenadores de Curso**  
Denis Menezes (Letras Português)  
Eduardo Farias (Administração)  
Elaine Cristina N. L. de Lima (Química)  
Evilson da Silva Vieira (Matemática)  
Hélio Mario Araújo (Geografia)  
Lourival Santana (História)  
Marcia Regina Pereira Attie (Física)  
Yana Teixeira Dos Reis (Ciências Biológicas)  
Maria Augusta Rocha Porto (Letras Inglês)  
Valéria Jane S. Loureiro (Letras Espanhol)  
Everaldo Vanderlei de Oliveira (Filosofia)

**Coordenadores de Tutoria**  
Mônica Maria Soares Rosado (Letras Português)  
Ayslan Jorge Santos da Araujo (Administração)  
Viviane Costa Felicissimo (Química)  
Danielle de Carvalho Soares (Matemática)  
Givaldo dos Santos Bezerra (Geografia)  
Carolina Nunes Goes (História)  
Frederico Guilherme de Carvalho Cunha (Física)  
Luzia Cristina de M. S. Galvão (Ciências Biológicas)  
Gisela Reis de Gois (Letras Inglês)  
Antionielle Menezes Souza (Letras Espanhol)  
Arthur Eduardo Grupillo Chagas (Filosofia)

---

## **NÚCLEO DE MATERIAL DIDÁTICO**

Hermeson Menezes (Coordenador)  
Marcio Roberto de Oliveira Mendonça

Nevertton Correia da Silva  
Nycolas Menezes Melo

---

**UNIVERSIDADE FEDERAL DE SERGIPE**  
Cidade Universitária Prof. "José Aloísio de Campos"  
Av. Marechal Rondon, s/n - Jardim Rosa Elze  
CEP 49100-000 - São Cristóvão - SE  
Fone(79) 3194-6600 - Fax(79) 3194-6474



# Sumário

## **AULA 1**

Metais Alcalinos (grupo 1/I) e Metais Alcalinos Terrosos (grupo 2/II)...07

## **AULA 2**

Metais Alcalinos (grupo 1/I): Reatividade e Identificação.....21

## **AULA 3**

Metais Alcalinos Terrosos (grupo 2/II): Reatividade e Identificação.....29

## **AULA 4**

Grupo do Boro (grupo 13/III) e Grupo do Carbono (grupo 14/IV).....35

## **AULA 5**

Compostos Inorgânicos de Carbono e Polímeros Inorgânicos.....47

## **AULA 6**

Grupo do Nitrogênio (grupo 15/V) e Grupo do Oxigênio (grupo 16/VI)...53

## **AULA 7**

Grupos 15/V e 16/VI: Reatividade e Identificação.....65

## **AULA 8**

Grupo dos Halogênios (grupo 17/VII).....71

## **AULA 9**

Obtenção dos Halogênios e suas Propriedades.....81

## **AULA 10**

Gases Nobres (grupo 18/VIII).....87



# Aula 1

## **METAIS ALCALINOS (GRUPO 1/I) E METAIS ALCALINOS TERROSOS (GRUPO 2/II)**

### **META**

Avaliar as propriedades dos metais alcalinos e alcalinos terrosos e seus compostos.

### **OBJETIVOS**

Ao final desta aula, o aluno deverá:

- Observar as propriedades dos elementos dos Grupos 1 e 2.
- Verificar a ocorrência e obtenção dos elementos dos Grupos 1 e 2 e seus compostos.
- Conhecer a utilização dos elementos dos Grupos 1 e 2.

### **PRÉ-REQUISITOS**

Conhecimentos de estrutura atômica e propriedades atômicas.

**Eliana Midori Sussuchi  
Danilo Oliveira Santos**

### INTRODUÇÃO

Iniciaremos nessa aula o estudo dos elementos dos Grupos 1 (Metais Alcalinos) e 2 (Metais Alcalinos Terrosos). Os elementos do Grupo 1, apresentam o efeito do tamanho dos átomos ou íons sobre as propriedades físicas e químicas de maneira mais clara que qualquer outro grupo de elementos. Esse grupo é bastante homogêneo e provavelmente tenham a química mais simples que qualquer outro grupo da Tabela Periódica. As propriedades físicas e químicas desses elementos estão intimamente relacionadas com sua estrutura eletrônica e seu tamanho. Todos os elementos desse grupo são metais, formam compostos univalentes, iônicos e incolores. Os hidróxidos e óxidos são bases muito fortes e os oxo-sais são muito estáveis.

Os elementos do Grupo 2 apresentam iguais tendências nas propriedades observadas no Grupo 1. No entanto, o Berílio é uma exceção, com diferenças em relação aos demais elementos do grupo. Os elementos do Grupo 2 apresentam metais altamente reativos, porém com reatividade menor que os do Grupo 1.

### METAIS ALCALINOS

Os elementos do Grupo 1 são chamados de *metais alcalinos*. Uma das características marcantes do grupo é a semelhança das propriedades químicas de seus elementos. Não obstante, existem diferenças, e a sutileza de algumas dessas diferenças é a base da propriedade mais sutil da matéria: a consciência. Nosso 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 através das membranas. Dessa forma, até para aprender sobre o sódio e o potássio precisamos usá-los em nosso cérebro.

A configuração dos elétrons de valência dos **metais alcalinos** é  $ns^1$ , em que  $n$  é o número quântico principal e indica o período que o elemento se encontra. Suas propriedades físicas e químicas são dominadas pela facilidade com que o elétron de valência pode ser removido. Dentre os metais, os metais alcalinos são os mais violentamente reativos. Eles são oxidados muito facilmente; logo, não são 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 dos sais fundidos, ou, no caso do potássio, pela exposição de cloreto de potássio fundido ao vapor de sódio.

Em termos de suas aplicações farmacêuticas, metais alcalinos não são diretamente utilizáveis principalmente por causa de seu comportamento reativo em meio aquoso. No entanto, os haletos de metais alcalinos, alguns óxidos, carbonatos, citratos e outros sais são de interesse medicinal. Soluções de NaCl e KCl são importantes como os sais de reidratação, e KCl também pode ser utilizado para tratar a perda de potássio.



Em geral, os haletos de metais alcalinos podem ser preparados pela combinação direta dos elementos, isto é, a reação de um metal alcalino com halogêneos. Haletos de metais alcalinos são muito solúveis em água, o que é importante para uma aplicação farmacêutica potencial, e parcialmente solúvel em solventes orgânicos.

O lítio é obtido principalmente a partir de minerais do grupo silicatos, como o espodumênio  $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$  e a lepidolita  $\text{Li}_2\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3(\text{FOH})_2$ . O  $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$  é primeiramente convertido em  $\text{LiCl}$  e então eletrolisado para produzir o lítio metálico.

O sódio e o potássio ocorrem em grandes quantidades na água do mar na forma de  $\text{NaCl}$  e  $\text{KCl}$ . O sódio é extraído pelo processo de Down que consiste na eletrólise do cloreto de sódio fundido. O potássio pode ser obtido por eletrólise, mas a alta reatividade do elemento torna este processo perigoso. Em vez disso, aquece-se uma mistura de sódio e cloreto de potássio fundidos, formando assim potássio e cloreto de sódio.

O rubídio e o cézio ocorrem como constituintes menores do mineral lepidolita, a partir dos quais são obtidos como subprodutos da obtenção do lítio.

## TENDÊNCIAS DO GRUPO 1

Todos os metais alcalinos são metais brilhantes, na cor prata. Como os outros metais, eles têm alta condutividade elétrica e térmica. Mas, noutros aspectos, eles são muito atípicos. Por exemplo, os metais alcalinos são muito macios, e tornam-se mais macios descendo no grupo. Assim, o lítio pode ser cortado com uma faca, ao passo que o potássio pode ser "esmagado" como manteiga macia.

A maioria dos metais têm pontos de fusão elevados, mas os de metais alcalinos são muito baixos e tornam-se menores para os elementos do Grupo 1 mais pesados, com ponto de fusão do cézio apenas acima da temperatura ambiente. De fato, a combinação de elevada condutividade térmica e baixo ponto de fusão do sódio torna útil como um material de transferência de calor em certos reatores nucleares. Os pontos de maciez e baixo ponto de fusão dos metais alcalinos podem ser atribuídos à ligação metálica muito fraca nestes elementos. Para um metal "típico", a entalpia de atomização está no intervalo de 400 a 600  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , mas para os metais alcalinos são muito mais baixos (78 – 162  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ). Na verdade, há uma correlação entre ambas, suavidade e baixo ponto de fusão e uma pequena entalpia de atomização.

Ainda mais atípicas são as densidades dos metais alcalinos. A maioria dos metais têm densidades entre 5 e 15  $\text{g}\cdot\text{cm}^3$ , mas os de metais alcalinos são muito menores (0,53-1,87  $\text{g}\cdot\text{cm}^3$ ). De fato, o lítio ( $d = 0,53 \text{ g}\cdot\text{cm}^3$ ) tem sua densidade quase metade da água ( $d = 1,00 \text{ g}\cdot\text{cm}^3$ ). Com uma densidade tão baixa, lítio seria ideal para navios, exceto por outra propriedade dos metais alcalinos, sua reatividade química elevada. Os metais são geralmente armazenados sob óleo, pois quando são expostos ao ar, um revestimento de espessura de produtos de oxidação cobre a superfície brilhante de cada metal muito rapidamente.

Os metais alcalinos reagem com a maioria dos não metais. Por exemplo, todo metal alcalino fundido queima em gás cloro para formar uma fumaça branca do cloreto de metal. A reação de sódio com o cloro demonstra a maravilha da química, um metal perigoso altamente reativo reage com um gás venenoso para produzir um composto que é essencial à vida, o cloreto de sódio (NaCl). As reações dos metais alcalinos com água são muito dramáticas, com reatividade crescente descendo o grupo. Porque eles estão muito mais reativo do que o metal "típico", os metais alcalinos são muitas vezes referidos como os supermetais.

### CARACTERÍSTICAS DOS METAIS ALCALINOS

Todos os elementos do Grupo 1 são metais. Como resultado, todos os membros do grupo têm características comuns. Os íons de metais alcalinos sempre tem um número de oxidação de +1, e a maioria de seus compostos são estáveis sólidos, iônicos. Os compostos são incolores a menos que contenham um ânion colorido como cromato ou permanganato. Mesmo para esses elementos altamente eletropositivos, as ligações em seus compostos com não-metais têm um pequeno componente covalente.

Cada um dos metais alcalinos produz uma cor característica da chama quando uma amostra de um sal de metal alcalino é colocado em uma chama (Figura 1). No processo, a energia das reações de combustão do combustível é transferida para o sal de metal que é colocado na chama. Esta transferência faz com que os elétrons nos átomos do metal alcalino passem para estados excitados. A energia é liberada sob a forma de radiação visível que o elétron retorna ao estado fundamental.



Figura 1. Teste de chama.  
(Fonte: <http://educador.brasilecola.uol.com.br>).

Todos os íons são hidratados quando dissolvidos em água. No entanto, isso nem sempre ocorre na fase sólida. Hidratação no sólido cristalino depende do equilíbrio das energias de rede e energia de hidratação dos íons. A energia de rede resulta da atração eletrostática entre cátions e ânions, quanto maior for a densidade de carga dos íons, maior é a energia de rede.

As propriedades químicas dos elementos deste Grupo se correlacionam com a tendência nos seus raios atômicos. O aumento do raio atômico do lítio para o frâncio leva à diminuição da primeira energia de ionização à medida que descemos no grupo, porque a camada de valência fica cada vez mais distante do núcleo. Com primeiras energias de ionização baixas, os metais são reativos, formando facilmente cátions  $M^+$  e elevando a facilidade a medida que descemos no grupo. Esta tendência para formar  $M^+$  em meio aquoso indica que os metais se oxidam facilmente. Devido a esta propriedade, todos os elementos devem ser guardados submersos em um solvente hidrocarboneto para evitar a reação com o oxigênio atmosférico.

A maioria dos metais alcalinos tem uma aparência branca prateada, com a exceção do cézio que é amarelo dourado. Os metais alcalinos são geralmente muito reativos e oxidados no ar. A reatividade aumenta dentro do grupo, com lítio com a menor reatividade e cézio, a mais elevada. Portanto, todos os metais alcalinos, com exceção do lítio tem de ser armazenados em óleo mineral. Lítio como uma exceção é normalmente armazenado sob um gás inerte tal como argônio. No entanto, lítio, sódio e potássio podem ser manipulados ao ar durante um curto período de tempo, enquanto que o rubídio e cézio têm de ser tratadas numa atmosfera de gás inerte.

Todos os metais alcalinos reagem violentamente com água com a formação do hidróxido do metal e hidrogênio. O lítio também é o metal alcalino menos reativo e reage "apenas" rapidamente com água, enquanto potássio, rubídio e cézio são mais reativos e reagem violentamente com a água. Esta reação é altamente exotérmica, e o hidrogênio formado pode inflamar-se no ar, às vezes explosivamente. A reatividade desta reação aumenta a descer o grupo de metal alcalino. Precauções especiais devem ser tomadas para evitar que estes metais entrem em contato com a água.

## METAIS ALCALINOS TERROSOS

Os elementos do Grupo 2 da tabela periódica (segunda coluna vertical) são chamados de metais alcalino-terrosos. Neste grupo estão incluídos os seguintes elementos: berílio (Be), magnésio (Mg), cálcio (Ca), estrôncio (Sr), bário (Ba) e rádio (Ra). O cálcio, o estrôncio e o bário são chamados de **metais alcalino terrosos**, porque sua terras – o nome antigo dos óxidos – são básicas (alcalinas). O nome metais *alcalino terrosos* é frequentemente estendido aos demais elementos do Grupo 2. A configuração dos elétrons de valência dos átomos do grupo 2 é  $ns^2$ . A segunda energia de ionização

é baixa o suficiente para ser recuperada da entalpia de rede. Por isso, os elementos do grupo 2 ocorrem com número de oxidação +2, na forma do cátion  $M^{2+}$ , em todos os compostos. Excetuando-se a tendência para o *caráter de ametal* do berílio, todos os elementos têm as características químicas de metais, como a formação de óxidos básicos e hidróxidos. Todos os elementos do grupo 2 são muito reativos e não são encontrados livres na natureza, muito parecido com os elementos do grupo 1.

### TENDÊNCIAS DO GRUPO 2

Nesta seção, as propriedades de magnésio, cálcio, estrôncio e bário são discutidas. Berílio é discutido separadamente, porque ele se comporta quimicamente mais como um semi-metal. As propriedades do rádio, o membro radioativo do grupo, não são conhecidas com tanto detalhe.

Os metais alcalino-terrosos são prateados e de baixa densidade. Tal como acontece com os metais alcalinos, a densidade geralmente aumenta com o aumento do número atômico. Os metais alcalino-terrosos têm ligação metálica mais forte que os metais alcalinos, uma característica que é evidente a partir dos significativos maiores entalpias de atomização. A ligação metálica nos metais alcalino-terrosos é também refletida em seus pontos de fusão mais elevados e a sua maior dureza. Embora a densidade de metal mostre uma tendência crescente para baixo o grupo, não há padrões claros em pontos de fusão e entalpia de atomização. Os raios iônicos aumentam para baixo no grupo e são menores do que os de metais alcalinos.

Os metais alcalino-terrosos são quimicamente menos reativos do que são os metais alcalinos, mas eles são ainda mais reativos do que a maioria dos outros elementos metálicos. Tal como acontece com os metais alcalinos, reatividade aumenta à medida que aumenta a massa no grupo.

### CARACTERÍSTICAS DOS METAIS ALCALINOS TERROSOS

Os elementos do Grupo 2 são todos metais prateados-branco com alta reatividade, similares aos metais alcalinos, porém não são tão reativos. Metais alcalino-terrosos podem ser encontrados principalmente na crosta terrestre na forma de seus cátions exibido em minerais e não como o metal elementar. Por exemplo, berílio ocorre principalmente como berilo ( $Be_3Al_2[Si_6O_{18}]$ ). Magnésio pode ser encontrado em estruturas rochosas, como magnesita ( $MgCO_3$ ) e dolomita ( $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ ), e é o oitavo elemento mais abundante na crosta terrestre. O cálcio é o quinto elemento mais abundante e pode ser encontrado em minerais tais como a pedra calcária ( $CaCO_3$ ) e giz e mármore.

Os íons de metais alcalino-terrosos têm número de oxidação de +2, e os seus compostos são principalmente estável, incolores, de sólidos, a menos que um ânion iônico colorido esteja presente. As ligações em compostos de metais alcalino-terrosos são principalmente iônicas, mas o comportamento covalente é particularmente evidente nos compostos de magnésio. (Covalência também domina a química de berílio). O comportamento químico dos metais alcalino-terrosos é caracterizada pelo seu poder redutor forte, e por isso muito facilmente formar cátions bivalentes ( $M^{+2}$ ). Os elementos dentro grupo 2 tornam-se cada vez mais eletropositivo descendo dentro do grupo.

Considerando em todo o Grupo 1, os sais são solúveis em água, muitas dos compostos do grupo 2 são insolúveis. Geralmente são os compostos com ânions com carga -1, tal como o cloreto e nitrato, que são solúveis, e aqueles com mais do que uma carga negativa, tal como carbonato e fosfato, que são insolúveis. Alguns sais de ânions mostram tendências marcantes na solubilidade: os sulfatos mudam de solúvel para insolúvel descendo no grupo, enquanto os hidróxidos mudam de insolúvel para solúvel.

Metais alcalino-terrosos são mais duros e tem uma densidade mais elevada do que o sódio e o potássio e os pontos de fusão mais elevados. Isto é principalmente devido à presença de dois elétrons de valência e a ligação metálica forte resultante. O aumento do raio atômico e iônico dentro do grupo, e os raios iônicos são significativamente menores do que o raio atômico. Mais uma vez, isto é devido à existência de dois elétrons de valência, que estão localizados mais longe do orbital s a partir do núcleo. Os elétrons restantes são atraídos ainda mais perto do núcleo como resultado de a carga nuclear efetiva maior.

O elemento berílio é cinza e duro, tem uma temperatura de fusão elevada e uma baixa densidade. Ele também tem uma elevada condutividade elétrica, por isso pode ser definido como um metal. Devido à resistência à corrosão de berílio, a sua baixa densidade, de alta resistência, e comportamento não magnético, ligas de berílio, são muitas vezes utilizados em instrumentos de precisão, tais como os giroscópios. A utilização menor, mas crucial é nas janelas de tubos de raios X. A absorção dos raios X aumenta com o quadrado do número atômico, e berílio tem o menor número atômico de todos os metais estáveis ao ar. Por isso, é um dos materiais mais transparentes para o espectro de raios-X.

A química de berílio é significativamente diferente dos outros elementos do grupo 2, porque a ligação covalente predomina nos seus compostos. O pequeno cátion do berílio tem densidade de carga elevada que polariza qualquer ânion se aproxima, e sobreposições de densidade de elétrons ocorrem. Assim, os compostos iônicos simples de berílio tendem a ser encontrados como tetrahidratos.

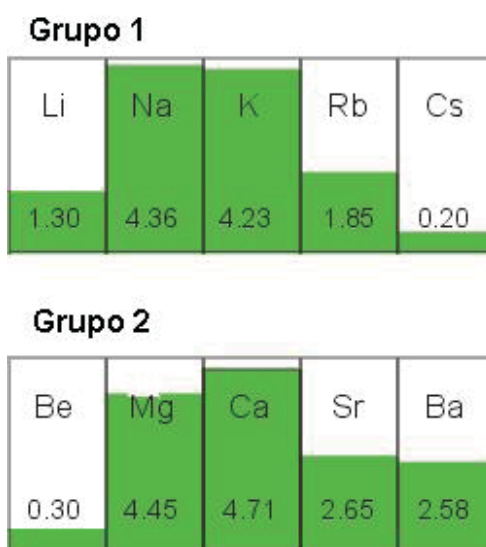
Embora berílio é definido como metal, porém apresenta uma propriedade que é mais característica dos não metais, uma capacidade para

formar espécies oxianions. Óxidos metálicos geralmente reagem com ácidos para dar cátions, mas não com bases para formar oxianions.

Berílio e magnésio são cineticamente inertes ao oxigênio ou água. O bário tem que ser armazenado sob óleo devido à sua reatividade. Metais, tais como cálcio, estrôncio e bário reagem semelhante sódio, mas são um pouco menos reativos.

### COMPARATIVO ENTRE OS GRUPOS 1 E 2

A abundância dos metais dos Grupos 1 e 2 na crosta terrestre estende-se por uma ampla faixa, desde o cálcio (o quinto metal mais abundante), passando pelo sódio (sexto), magnésio (sétimo) e potássio (oitavo), aos metais relativamente raros céscio e o berílio (Figura 2). As baixas abundâncias dos metais alcalinos e alcalinos terrosos pesados estão associados com o declínio nas energias nucleares e de ligação dos elementos posteriores ao ferro.



(Fonte: Bibliografia 4)

Figura 2: As abundâncias na crosta terrestre para os elementos dos Grupos 1 e 2. As abundâncias são dadas em logaritmos (na base 10) de gramas de metal por 10<sup>3</sup> kg de amostra.

### PROPRIEDADES GERAIS

Os átomos desses metais possuem pouco controle sobre seus elétrons de valência e deste modo são conhecidos por suas energias de ionização e entalpias de vaporização baixas (Figura 3). Como consequência, os metais são agentes redutores fortes, e todos os metais do grupo 1 e do grupo 2 (cálcio e bário) reagem rapidamente com a água para liberar hidrogênio. Essas reações de oxirredução característicos desses metais sugerem que eles são capazes de ser oxidados pela água:





Esta reação é tão rápida e exotérmica para o sódio e seus congêneres mais pesados que faz com que o hidrogênio se inflame. O vigor dessas reações está associado aos baixos pontos de fusão dos metais, porque uma vez fundida, uma superfície metálica limpa está mais exposta e assegura reação rápida. No grupo 2, o berílio e o magnésio são protegidos da oxidação posterior por uma camada de óxido fino e deste modo sobrevivem na presença de água e ar.

Os metais mais baratos (lítio, sódio, potássio e cálcio) frequentemente são usados em laboratórios e na indústria com agentes redutores poderosos em reações químicas em solventes não-aquosos, tal como a amônia líquida.

s		d										p		
Li	Be													
161	322													
Na	Mg											Al		
108	144											333		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga		
90	179	381	470	515	397	285	415	423	422	339	131	272		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	
80	165	420	593	753	659	661	650	558	373	285	112	237	301	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi
79	185	431	619	782	851	778	790	669	565	368	61	181	195	209

(Fonte: Bibliografia 4)

Figura 3: As entalpias de vaporização (em KJ/mol) para os elementos metálicos nos blocos *s*, *p* e *d*.

## O TAMANHO DOS ÁTOMOS E ÍONS

Os átomos do Grupo 1 são os maiores nos seus respectivos períodos, na tabela periódica. Quando os elétrons externos são removidos para formar os correspondentes íons positivos ( $M^{+1}$ ), o tamanho diminui consideravelmente. Há duas razões para tal:

1. A camada eletrônica mais externa foi totalmente removida.
2. Com a remoção de um elétron, a carga positiva do núcleo passa a ser

maior que a soma da carga dos elétrons remanescentes, de modo que cada um deles é atraído mais fortemente pelo núcleo. Com isso, o tamanho diminui ainda mais.

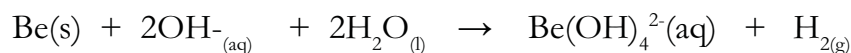
Os íons positivos são sempre menores que os átomos correspondentes. Mesmo assim, os íons do grupo 1 são muito grandes e seu tamanho aumenta do  $\text{Li}^+$  até o  $\text{Fr}^+$ , à medida que camadas adicionais de elétrons são acrescentadas.

Os elementos do Grupo 2 são grandes, mas menores que os correspondentes do grupo 1, pois a carga adicional no núcleo faz com que esta atraia mais fortemente os elétrons. Analogamente, os íons são grandes, mas são menores que os dos correspondentes elementos do grupo 1, principalmente porque a retirada de dois elétrons aumenta ainda mais a carga nuclear efetiva. Logo, esses elementos possuem densidades maiores que os metais do grupo 1.

### COMPOSTOS

**Os compostos de sódio** estão entre os mais importantes do grupo 1, dois fatores justificam este fato que são seu baixo preço e alta solubilidade em água. O cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ) é facilmente minerado com sal-gema, um depósito de cloreto de sódio resultante da evaporação de antigos oceanos e poder ser, também, obtido a partir da evaporação da salmoura (água salgada) retirada dos oceanos e lagos salgados atuais.

**O berílio e compostos de berílio** recebem especial atenção, devido às suas particularidades. O berílio, o cabeça do grupo 2, 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 anfótero e reage com ácidos e 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:



O berílio difere dos demais elementos do grupo por três motivos:

1. Ele é extremamente pequeno, e as regras de Fajans estabelecem que íons pequenos de carga elevada tendem a formar *compostos covalentes*.
2. Berílio possui uma eletronegatividade relativamente elevada. Assim, quando o Be reage com outros átomos, a diferença de eletronegatividade entre eles raramente é grande, o que também favorece a formação de compostos covalentes. Até mesmo o  $\text{BeF}_2$  (diferença de eletronegatividade igual a 2,5) e o  $\text{BeO}$  (diferença de eletronegatividade igual a 2,0) mostram evidências de caráter covalente.



3. O Be se situa no segundo período da tabela periódica, de modo que o nível eletrônico mais externo comporta no máximo oito elétrons (os orbitais disponíveis para ligações são o orbital  $2s$  e os três orbitais  $2p$ ). Portanto, o Be pode formar no máximo quatro ligações convencionais, tal que em muitos compostos o número de ligações do Be é 4. Assim, espera-se que o Be forme principalmente compostos covalentes, invariavelmente com número de ligações 4. Compostos anidros de berílio apresentam predominantemente duas ligações covalentes, tal como moléculas  $\text{BeX}_2$ , sendo X= haleto.

Os compostos de berílio são muito tóxicos e devem ser manuseados com grande cuidado.

## CONCLUSÃO

Nesta aula estudamos sobre os metais alcalinos e os metais alcalinos terrosos. Os metais alcalinos constituem o Grupo 1 da tabela periódica. Portanto, sua camada de valência é  $ns^1$ , com  $n$  variando de 1 a 7. Já os metais alcalino-terrosos representam os elementos do Grupo 2 da tabela periódica, com configuração eletrônica terminando em  $ns^2$ . Os metais alcalinos são bem mais reativos que os metais alcalinos terrosos, efeito da eletropositividade desses metais alcalinos, ou seja, possuem forte tendência de se oxidar e perdem elétrons com muita facilidade para adquirirem a configuração de um gás nobre.



## RESUMO

Nesta aula percebemos as particularidades dos metais alcalinos. Os metais são geralmente considerados como sendo densos e não reativos. Os metais alcalinos, no entanto, são, na verdade o oposto desta caracterização, sendo tanto de baixa densidade e reatividade química muito elevada. Os metais nos dois primeiros Grupos da tabela periódica são caracterizados como elementos do bloco “s” por causa de suas camadas externas com um e dois elétrons em um orbital s. Os metais alcalinos encontrados no Grupo 1 têm as menores potenciais de ionização de quaisquer elementos. Em sua química, na maioria das vezes são encontrados como íons +1, embora esta não seja uma verdade universal. Conhecido como os terrosos, os elementos do grupo II A têm uma configuração  $ns^2$ . Como os elementos dos Grupos 1 e 2 são reativos, eles estão sempre combinados na natureza. A redução dos metais requer um agente de redução forte, de modo que não foi possível produzir os metais nos tempos antigos quando o carbono foi o agente redutor utilizado na metalurgia. Portanto, os metais não foram obtidos até o início dos anos 1800, quando os processos eletroquímicos começaram a ser

usados. Vários compostos dos Grupos 1 e 2 eram conhecidos nos tempos antigos, tais como o sal, calcário ( $\text{CaCO}_3$ ), e carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ).



### AUTOAVALIAÇÃO

1. Como deve variar a reatividade química dos metais alcalinos do Li para o Cs?
2. Por que o hidreto de lítio é mais estável que o hidreto de sódio?
3. Por que o fluoreto de lítio é quase insolúvel em água enquanto o cloreto de lítio é solúvel, não apenas em água, mas também em acetona?
4. Escreva as reações entre: (a) lítio e oxigênio, (b) Sódio e água e (c) Potássio e oxigênio.
5. Explique, em termos da configuração eletrônica e das energias de ionização por que os metais alcalinos são agentes redutores fortes.
6. Óxido de cálcio e óxido de bário, às vezes, são usados como agentes secantes de solventes orgânicos. O agente secante e o produto da reação de secagem são insolúveis em solventes orgânicos. Escreva a equação química balanceada que corresponde à reação da secagem do solvente.
7. Explique a tendência decrescente, de cima para baixo no grupo, de energia de rede (entalpia de retículo) dos fluoretos do grupo 2.
8. Analisando o tamanho dos cátions do Grupo 1, era de se esperar que a ordem de movimentação em solução fosse  $\text{Li}^+ > \text{Na}^+ > \text{K}^+ > \text{Rb}^+ > \text{Cs}^+$ , porém, experimentalmente, se obtém a ordem inversa. Como você explica esta inversão na tendência?
9. Comparando alcalinos e alcalinos terrosos, qual deve apresentar maiores valores de primeira energia de ionização? Justifique a sua resposta.
10. O berílio tende a formar compostos covalentes enquanto que os outros elementos do grupo tendem a formar compostos iônicos. Como você explica esta tendência?
11. Os valores de eletronegatividade dos alcalinos terrosos devem ser maiores ou menores do que aqueles obtidos para os alcalinos? Justifique.



### PRÓXIMA AULA

Aula experimental dos metais alcalinos (Grupo 1): Reatividade e Identificação.

**REFERÊNCIAS**

- BARROS, H.L.C. **Química inorgânica, uma introdução**. Belo Horizonte: SEGRAC, 1995.
- HILL, G.C. e HOLLMAN, J.S. **Chemistry in Context**, 3rd ed., Hong Kong: Thomas Nelson and Sons Ltda, 1989.
- LEE, J.D., **Concise Inorganic Chemistry**. 4a ed. London: Chapman & Hall, 1991.
- SHRIVER, D. F.; ATKINS, P. W.; LANGFORD, C. H. **Inorganic Chemistry**. 2ª edição, Oxford, Oxford University Press. 1994.
- SHRIVER, D. F E ATKINS P. W. **Química Inorgânica**. 3a edição. Tradução: Maria Aparecida B. Gomes. São Paulo. Ed. Bookman. 2003.