



Rede São Paulo de

# *Formação Docente*

Cursos de Especialização para o quadro do Magistério da SEESP  
Ensino Fundamental II e Ensino Médio

São Paulo  
2011



UNESP – Universidade Estadual Paulista  
Pró-Reitoria de Pós-Graduação  
Rua Quirino de Andrade, 215  
CEP 01049-010 – São Paulo – SP  
Tel.: (11) 5627-0561  
www.unesp.br



Governo do Estado de São Paulo  
Secretaria de Estado da Educação  
Coordenadoria de Estudos e Normas Pedagógicas  
Gabinete da Coordenadora  
Praça da República, 53  
CEP 01045-903 – Centro – São Paulo – SP



**SECRETARIA  
DA EDUCAÇÃO**



## Sumário

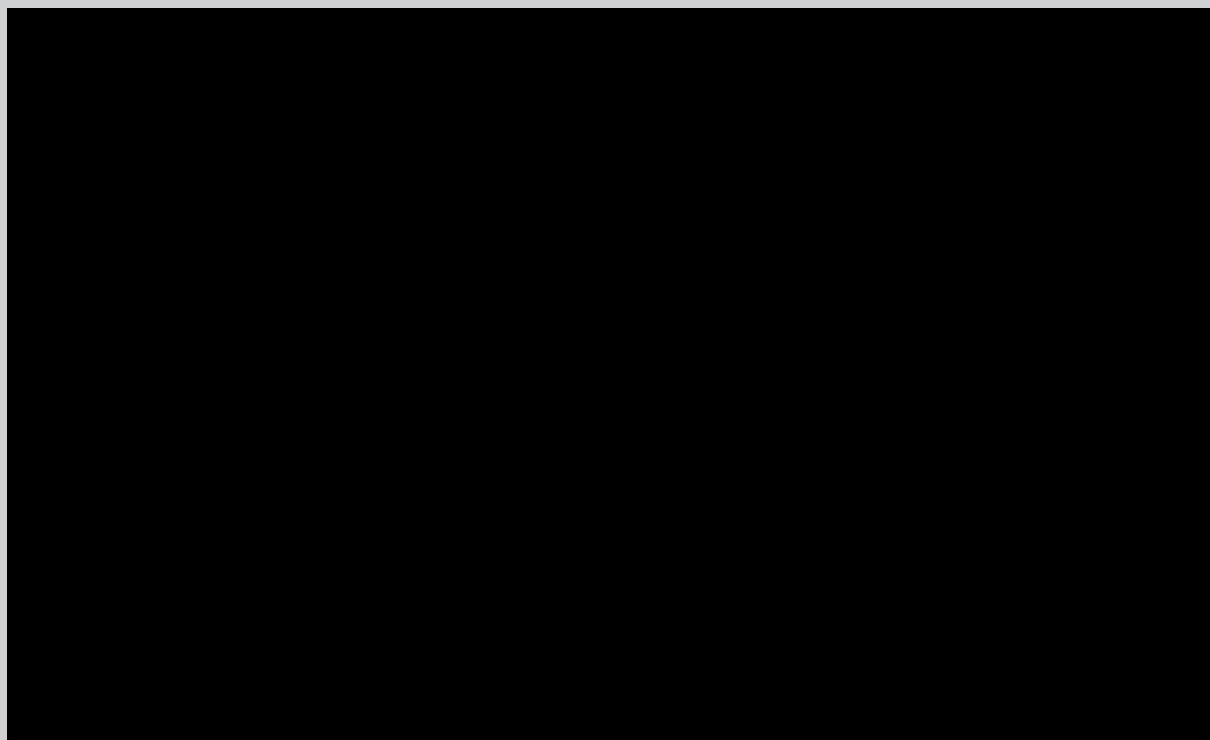
Vídeo da Semana ..... 2

Ligação metálica – aspectos estruturais e energéticos ..... 2

Estruturas metálicas como resultado de empacotamento  
denso de esferas ..... 3

Teoria de Bandas, como uma extensão da TOM aplicada  
a retículos infinitos (discussão conjunta com Retículos  
Covalentes Tridimensionais) – extensão para discussão  
de comportamento de isolantes e semicondutores ..... 8

## Vídeo da Semana



### Ligação metálica – aspectos estruturais e energéticos

Na disciplina 5 foram descritos aspectos gerais sobre as características de uma substância metálica – condutividade elétrica, maleabilidade, ductilidade, pontos de fusão – e algumas racionalizações dessas propriedades em termos de conceito também genéricos, tais como “mar de elétrons” e elétrons deslocalizados, estruturas formadas por empacotamento de esferas, dentre outros. Agora é chegada a hora de detalhar essas generalizações em termos das entidades fundamentais que formam os metais - os átomos, seus orbitais e os elétrons que eles contêm - e como tudo isto interage para formar e estabilizar as estruturas dos metais em relação aos átomos isolados. Nossos próximos passos envolverão justamente o estudo do processo de formação das estruturas metálicas e as energias de estabilização envolvidas em suas formações.

2

Para abordar esses dois aspectos, tomemos como exemplo o lítio metálico, formado por interações entre um número muito grande de átomos neutros de lítio, que ocupam os pontos do retículo do metal. Cada átomo de lítio contém 3 prótons no núcleo de pequenas dimensões, e uma eletrosfera que contém 3 elétrons, 2 deles localizados na camada 1, e 1 na camada de valência do átomo. Como já visto anteriormente, a configuração eletrônica de Li pode ser representada como **He] 2s<sup>1</sup>**, onde **He]** significa exatamente a configuração eletrônica do gás nobre anterior, uma camada fechada, de simetria esférica. Para a descrição da estrutura e ligação química em metais é conveniente adotar uma convenção semelhante, que é separar cada átomo de lítio como consistindo de duas partes: i) o “caroço” do átomo, formado pelos 3 prótons do seu núcleo e os dois elétrons da camada fechada de gás nobre, com o conjunto tendo simetria esférica e, ii) o elétron da sua camada de valência.

Deste modo, a formação da estrutura pode ser interpretada em termos do empacotamento de esferas de raios idênticos, representadas pelos “caroços” dos átomos, que se arranjam no espaço de modo a ocupá-lo da maneira mais eficiente possível. A formação do retículo pelo empacotamento das esferas é acompanhada pela interação dos orbitais das camadas de valência de todos os átomos que o formam, dando origem a uma espécie de “orbital molecular gigante”, que abrange toda a estrutura metálica, no qual são acomodados os elétrons originalmente contidos nas camadas de valência dos átomos.

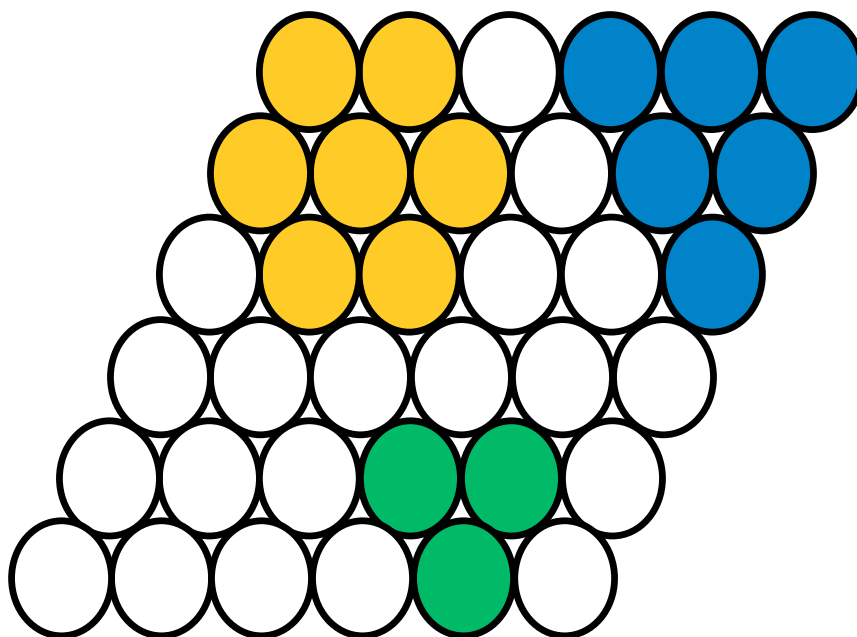
Vamos abordar inicialmente a formação dos retículos metálicos tridimensionais por empilhamento de um número grande de esferas.

### Estruturas metálicas como resultado de empacotamento denso de esferas

Vamos verificar inicialmente como esferas idênticas se acomodam num plano. Isto pode ser visualizado usando um número grande de bolas de isopor iguais, colocadas num recipiente grande, onde as esferas possam se deslocar, de modo a ocupar do modo mais eficiente possível o espaço no plano. Fazendo isto, verifica-se que a ocupação máxima do espaço pelas esferas num plano ocorrerá quando uma esfera for tocada por outras 6, e cada um dessas 6 seis esferas tocar seus dois vizinhos próximos. Vamos representar o processo de máxima ocupação do espaço no plano, através do esquema que se segue, representando parte de um arranjo que se propaga infinitamente no plano. Neste esquema, por facilidade de representação, ao invés de

3

empregar esferas em perspectiva, empregamos suas seções transversais, o círculo, que se obtém quando a esfera é cortada segundo um plano que contém o seu centro.



No esquema foram destacados, através de cores diferentes, alguns conjuntos de esferas de particular interesse na representação do arranjo de esferas no plano:

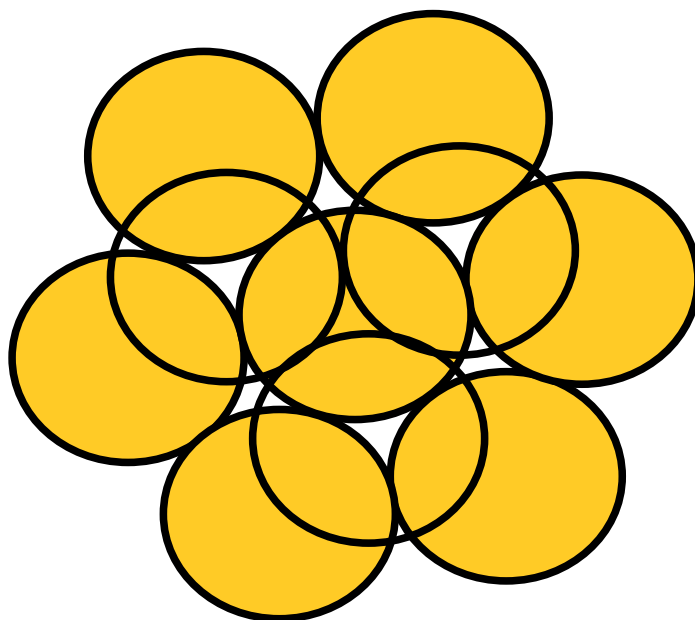
- Em amarelo estão destacadas as esferas que usualmente são utilizadas para destacar a máxima ocupação de espaço no plano; uma esfera central tocada por outras seis periféricas, e cada esfera periférica tocando simultaneamente duas vizinhas, além da esfera central.
- Conjunto de 6 esferas, destacadas em azul, com arrumação diferente do anterior.
- Conjunto de 3 esferas, destacadas em verde.

4

Pela repetição e arranjo adequado de qualquer um dessas porções do retículo plano destacadas, pode-se montar o retículo infinito.

Se observarmos atentamente o arranjo com a máxima ocupação do espaço, nota-se facilmente que, mesmo assim, a ocupação do espaço não é total. Ao redor de cada esfera, há um conjunto de seis vazios, denominados “interstícios”.

Agora, o que ocorre quando colocamos uma segunda camada de esfera sobre a primeira? Para que a ocupação de espaço no novo arranjo seja a máxima possível, a segunda camada de esfera deve ser adicionada sobre os interstícios existentes entre as esferas da primeira. Ao se colocar uma esfera sobre um interstício existente na primeira camada, nota-se que fica automaticamente bloqueada a possibilidade de se colocar outra esfera da segunda camada sobre o interstício adjacente ao que foi ocupado pela esfera anterior. É fácil concluir que só é possível colocar esferas na segunda camada sobre interstícios alternados da primeira camada. A situação é esquematizada a seguir, partindo do arranjo com uma esfera central cercada por 6 esferas, escolhido como parte representativa da primeira camada. As esferas adicionadas sobre a primeira camada de esferas são representadas apenas pelas suas linhas de contorno, pretas e contínuas, sem preenchimento colorido.



Como a sequência de esferas da segunda camada é deslocada em relação à da primeira camada, se a primeira camada for representada por A, a segunda camada será necessariamente diferente da primeira, podendo ser designada, por exemplo, pela letra B. Este empacotamento denso de duas camadas é conhecido como empacotamento do tipo AB.

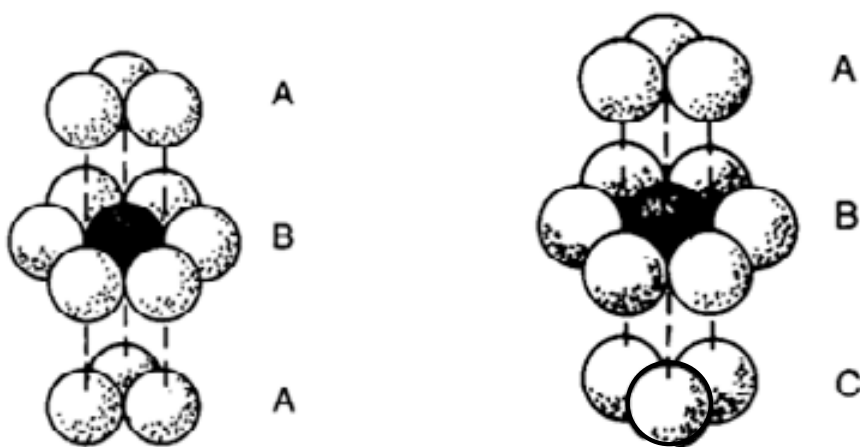
Uma situação interessante surge quando adicionamos uma terceira camada de esferas, de modo a ter também a máxima ocupação do espaço, pela colocação da nova camada de esferas sobre os vazios da camada anterior. Agora podem surgir dois arranjos diferentes:

- ABA, quando os centros das esferas da primeira e terceira camadas coincidem e,
- ABC, quando os centros das esferas da primeira camada não coincidem com os centros das esferas da terceira camada.

O arranjo ABA leva a uma estrutura com simetria hexagonal (tem um eixo de simetria, em torno do qual, quando se faz uma rotação de  $60^\circ$ , leva a uma posição equivalente à inicial; só quando se efetua 6 rotações de  $60^\circ$  ao redor do eixo, o conjunto retorna à sua posição inicial). Esta estrutura, por ter ocupação máxima do espaço pelas camadas de esferas, e por apresentar o eixo de rotação descrito, é conhecida como **empacotamento denso hexagonal**.

O arranjo ABC leva a uma estrutura com simetria cúbica, formando um cubo de face centrada. Nesta estrutura, assim como na anterior, a ocupação do espaço pelas camadas de esferas é máxima, tendo simetria de um cubo. A estrutura resultante, por também apresentar a máxima ocupação do espaço, é denominada por **empacotamento cúbico denso**, ou **cúbico de face centrada**.

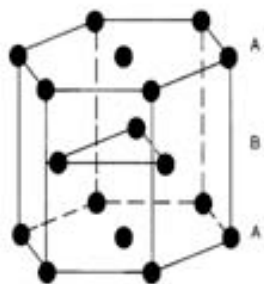
Os arranjos dos tipos ABA e ABC das esferas são representados a seguir.



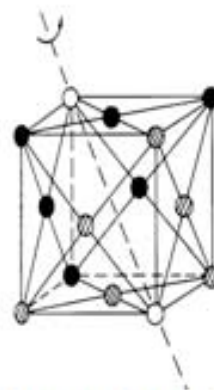
As figuras anteriores permitem verificar um aspecto importante em cada um dos dois empacotamentos densos de esferas possíveis: nos dois tipos de empacotamentos, cada esfera está rodeada por 12 esferas situadas a igual distância; diz-se que cada esfera tem um número de coordenação  $NC = 12!$

Outro modo de representar a mesma situação, para tentar facilitar a visualização dos dois retículos, é apresentado a seguir.





**Empacotamento Hexagonal Denso**



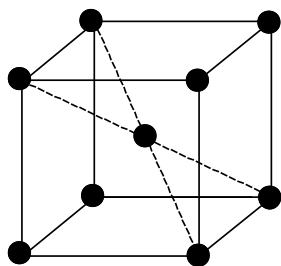
**Empacotamento Cúbico Denso**

Nessas duas últimas representações, ao invés de se utilizar integralmente as esferas dos empacotamentos, usa-se o recurso gráfico de reduzir os raios das mesmas, marcando apenas as posições ocupadas pelos seus centros na estrutura formada.

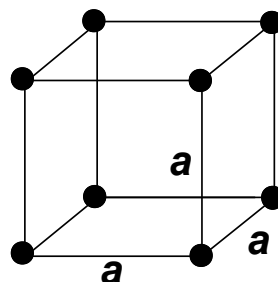
**Observação:** a visualização desses empacotamentos a partir dos empacotamentos de esferas não é trivial, especialmente o cubo de face centrada. O uso de estruturas montadas com bolas de isopor e palitos ajuda muito a visualização espacial desses empacotamentos.

Como nas duas estruturas que são obtidas por empacotamentos densos de esferas, a ocupação de espaço é máxima (74% do espaço), a maior parte dos metais adota preferencialmente uma dessas estruturas. Alguns metais podem mesmo apresentar as duas estruturas, que podem variar em função de fatores externos, como a pressão e temperatura.

Além das estruturas de empacotamento denso, alguns metais podem adotar duas estruturas que não são obtidas por empacotamento compacto de esferas. Essas estruturas são a do **cubo de corpo centrado** e do **cubo simples**, representados a seguir. A estrutura de cubo de corpo centrado, por ter porcentagem de ocupação do espaço próxima à das estruturas de empacotamento denso (68% do espaço), aparece com relativa frequência na estrutura de metais. Já para o cubo simples, onde a porcentagem de ocupação do espaço é muito menor (52% do espaço), só se conhece um metal que tem esta estrutura, o polônio.



Cubo de corpo  
centrado



Cubo simples

As propriedades físicas de ductilidade e maleabilidade observadas para os metais estão perfeitamente de acordo com o modelo de estruturas formadas por empilhamento de planos de esferas iguais, que podem deslizar facilmente um sobre o outro, sem que a estrutura se rompa.

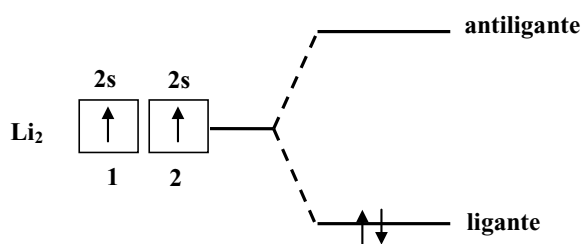
A mesma estrutura explica a capacidade dos metais em formarem ligas. Um tipo de liga, mas não o único existente, é o que contém impurezas de menor tamanho que os raios das esferas que formam o retículo metálico. Essas impurezas podem se interpor entre os planos de esferas do metal, ocupando os interstícios da estrutura, formando o que se conhece como liga intersticial. A impureza atua como uma espécie de “cunha” entre os planos, dificultando o deslizamento de um plano sobre o outro, podendo conferir à liga propriedades mais interessantes que as do metal puro. Em exemplo típico é o do aço, uma liga de ferro. O ferro puro é relativamente mole. Quando na forma de liga intersticial contendo até 2% de carbono forma o aço, mais duro que o ferro e moldável à quente por compressão.

**Teoria de Bandas, como uma extensão da TOM aplicada a retículos infinitos (discussão conjunta com Retículos Covalentes Tridimensionais) – extensão para discussão de comportamento de isolantes e semicondutores**

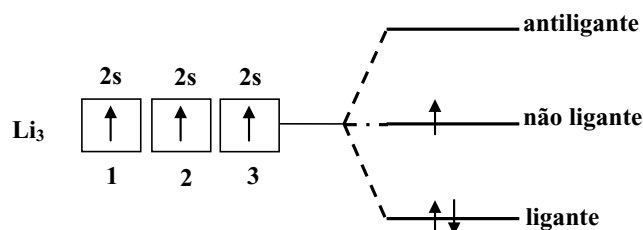
A formação da ligação metálica, e a estabilização da estrutura por este tipo de ligação, podem ser entendidas como uma extensão da Teoria do Orbital Molecular, só que agora aplicada aos orbitais atômicos presentes num retículo tridimensional. O retículo tridimensional infinito em um metal, como visto anteriormente, é formado pelo empilhamento de esferas idênticas representadas pelos “caroços” dos átomos que formam a estrutura. Já os orbitais das camadas

de valências dos átomos que ocupam os pontos do retículo metálico se combinam linearmente, formando um sistema de “orbitais moleculares gigantes”, abrangendo toda a estrutura do metal. Nesse sistema de orbitais são colocados os elétrons que estavam originalmente nas camadas de valência dos átomos que formaram o retículo, os elétrons não estando associados a nenhum par de átomos adjacentes, mas sim deslocalizados por toda a estrutura do metal. Com isto, os elétrons podem se deslocar facilmente pela estrutura metálica quando o metal é ligado a uma fonte externa de energia elétrica, o que explica a condutividade elétrica dos metais, presentes em todos os metais, mesmo em fase sólida. Do mesmo modo, quando a estrutura inicial do metal é deformada para formar fios ou lâminas, os elétrons rapidamente se adaptam à nova situação, mantendo a estrutura metálica coesa.

Para ilustrar o processo de formação da ligação metálica, ao invés de um retículo tridimensional infinito, por facilidade vamos considerar o processo de formação de uma linha de átomos de Li regularmente espaçados, que vai sendo formada pela adição gradativa de um átomo por vez. Cada átomo de Li tem um elétron na camada de valência, em um orbital  $2s$ . Após cada adição hipotética de um átomo de Li à linha anterior, verificaremos como os orbitais atômicos se combinam para gerar os orbitais moleculares correspondentes, e propor o diagrama de orbitais moleculares correspondentes. Este processo imaginário é esquematizado a seguir, iniciando com a formação de  $Li_2$ .

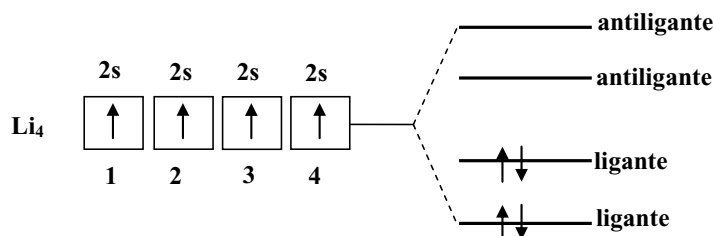


Adicionando mais um átomo de Li à linha de átomos, formando a molécula  $Li_3$ , temos o esquema que se segue.



Nesse caso, são combinados três orbitais  $2s$ , ocorrendo a formação de um orbital ligante, um orbital antiligante e um orbital não ligante.

Para a  $Li_4$  temos a situação esquematizada a seguir.



Esta situação merece alguns comentários! Quase sempre surge a pergunta: por que os dois orbitais moleculares ligantes formados não têm as mesmas energias? Por que o mesmo não ocorre com os dois orbitais moleculares antiligantes? A resposta a essas questões é relativamente simples, se notarmos que a espécie  $Li_4$  não é simplesmente a soma de duas unidades  $Li_2$  separadas. Se isto ocorresse, o átomo 1 só interagiria com o 2, e vice-versa. O mesmo ocorreria em relação ao átomo 3, que só interagiria com o 4, e vice-versa. Realmente, se este fosse a situação, os dois orbitais de cada tipo teriam as mesmas energias!

No entanto, não é isto o que ocorre, pois os átomos estão formando uma linha de átomos regularmente separados, na qual surgem possibilidades de interações adicionais. Quando os átomos fazem parte de um retículo linear, o átomo de Li 2 interage com o átomo 1 e 3, e o átomo 3 interage com os átomos 2 e 4, o que não acontece no caso anterior considerado. Já os átomos 1 e 4, continuam fazendo o mesmo número de interações que anteriormente. As possibilidades de interações adicionais fazem com que os orbitais moleculares de um mesmo tipo formado pelas interações tenham energias levemente diferentes!

Continuando com o processo imaginário até que tenhamos um número  $N$  átomos de lítio formando o retículo linear, será formado um conjunto de orbitais moleculares de energias tão próximas uns dos outros, que na prática diz-se que se formou uma **banda de energia**. Essa banda será formada pelos  $N$  orbitais moleculares obtidos no processo. Esta banda é denominada de **banda de valência**, pois é formada pela combinação dos orbitais atômicos das camadas de valências dos átomos que formam o retículo.

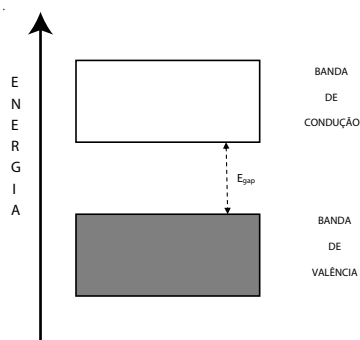
Como cada orbital que forma a banda de valência pode comportar 2 elétrons, a banda de valência formada por  $N$  orbitais moleculares, pode acomodar até  $2N$  elétrons. Como cada átomo de lítio que formou a banda tem apenas 1 elétron cada, os  $N$  átomos que deram origem à banda têm apenas  $N$  elétrons. Logo, a banda de valência do  $\text{Li}_N$  está apenas semi-preenchida. Se a banda de valência do  $\text{Li}_N$  formado está semi-preenchida, a aplicação de uma corrente elétrica de uma fonte externa simplesmente faz com que os elétrons que ocupam a metade inferior da banda sejam promovidos para a metade vazia da banda, deixando um vazio no local que ocupavam anteriormente, e um elétron livre na metade vazia da banda. Isto provoca movimentação de cargas pelo metal, e explica porque o  $\text{Li}_N$  é um condutor elétrico!

A idéia empregada no processo hipotético de formação de banda de energia a partir da linha de átomos de Li, estendida para uma estrutura metálica tridimensional, representa um dos modos de se encarar a formação de bandas de energia pela combinação de um número muito grande de orbitais atômicos dispostos com espaço regular no retículo. Esta abordagem constitui o que conhecemos por **Teoria de Bandas**.

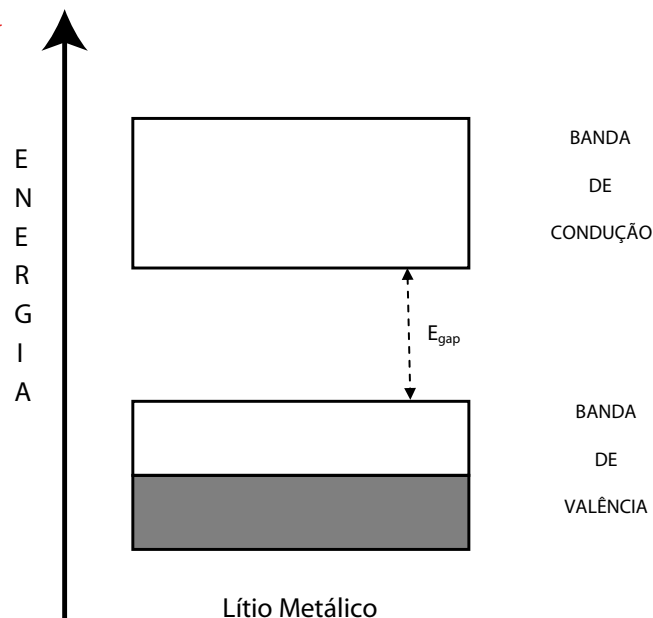
Vamos agora considerar o metal cálcio, com 2 elétrons na camada de valência. Como no caso do lítio, o cálcio forma uma banda de valência de modo semelhante ao descrito para o lítio. Só que agora os  $N$  átomos de cálcio que dão origem à banda de valência, têm  $2N$  elétrons, que preenchem totalmente sua banda de valência. Como se pode explicar a condutividade elétrica do metal cálcio, se sua banda de valência está totalmente preenchida? A resposta está no fato que, ao se formarem bandas de energia num retículo tridimensional regular, não só os orbitais atômicos da camada de valência interagem entre si e dão origem a banda da camada de valência, mas sim todos os orbitais dos átomos que formam o retículo tridimensional, ocupado ou não por elétrons.

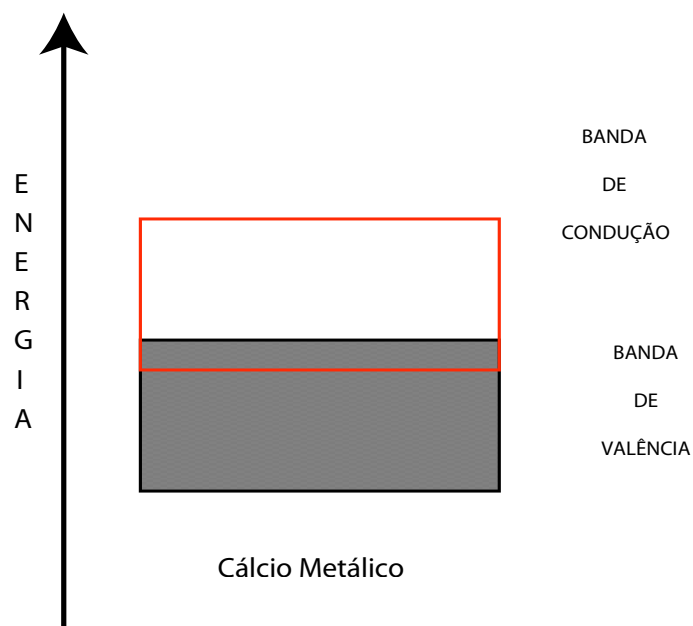
Das bandas formadas no processo, além da banda de valência, é de fundamental importância a primeira banda vazia de energia mais baixa, a chamada **banda de condução**. A separação energética entre a banda de valência preenchida de uma substância e sua banda de condução vazia, é que determina as propriedades elétricas da substância. No caso do cálcio metálico, a banda de condução vazia está interpenetrada na sua banda de valência preenchida, com energia de separação zero. Deste modo, apesar do cálcio ter sua banda de valência totalmente preenchida, quando submetido à ação de uma fonte externa de energia elétrica, os elétrons que ocupam essa banda passam facilmente para a sua banda de condução vazia e interpenetrada.

Há várias maneiras de se representar as bandas de energia das substâncias, mas vamos utilizar a mais simples delas, a representação das bandas por faixas, distribuídas em função de um eixo vertical de energia, e a situação da ocupação de cada banda por elétrons indicada por sombreamento da faixa, como mostrado a seguir.



Neste diagrama, o estado da ocupação da banda de valência por elétrons, e a energia de separação das bandas de valência e de condução de uma substância, denominada  $E_{\text{gap}}$  (gap significa separação) é que determinam as suas propriedades elétricas. Para os casos de Li e Ca metálicos, os diagramas que explicam suas condutividades elétricas são fornecidos a seguir.





A Teoria de Bandas pode ser estendida para racionalizar as propriedades de substância como o diamante, o silício metálico, o dióxido de silício e o arsenieto de gálio, dentre outras. Tomando o caso do diamante como exemplo, que forma um retículo tridimensional infinito mantido por ligações covalentes estendidas, as bandas são formadas pela interação dos orbitais híbridos  $sp^3$  dos átomos de C que formam seu retículo. O diamante tem uma energia de separação entre as bandas de valência e de condução ( $E_{\text{gap}}$ ) tão elevada, que ele é um excelente isolante. Já o silício metálico, para o qual  $E_{\text{gap}}$  é bem menor, ele é um semicondutor.

Estas diferenças de propriedades em função do valor de  $E_{\text{gap}}$  podem ser ilustradas pelos exemplos da tabela que se segue.

Sólido	$E_{\text{gap}}$ (kJ mol <sup>-1</sup> )	Condutividade (ohm <sup>-1</sup> cm <sup>-1</sup> )	Tipo de Sólido
Diamante	580	10 <sup>-14</sup>	Isolante
Silício	105	1,7 x 10 <sup>-5</sup>	Semicondutor
Germânio	68	2 x 10 <sup>-2</sup>	Semicondutor
Estanho (cinza)	~ 0	1	"Quase metal"
Prata	0	6,3 x 10 <sup>7</sup>	Metal

Como se pode ver pelos dados da tabela, um valor de  $E_{\text{gap}}$  elevado implica que a condutividade elétrica da substância é muito baixa. Um exemplo típico desse caso é o do diamante. Tendo um  $E_{\text{gap}} = 580 \text{ kJ mol}^{-1}$ , uma energia da ordem de uma ligação covalente, o diamante tem uma condutividade elétrica muito baixa, sendo um isolante. No outro extremo está a prata metálica, com um  $E_{\text{gap}} = 0$ , e uma condutividade elevada, típica de um metal. Na região intermediária temos o silício e o germânio, com  $E_{\text{gap}}$  faixa entre 70-100, com condutividades elétricas intermediárias, e que são conhecidos como semicondutores.

Embora esses assuntos estejam fora dos objetivos do curso, além de explicar o comportamento da condutividade elétrica de isolantes e condutores, a Teoria de Bandas é um excelente instrumento para a interpretação de funcionamento de diodos, transistores, lasers de semicondutores, células fotogalvânicas, etc, todos baseados em semicondutores.

Após detalharmos os fundamentos básicos qualitativos que levam à Teoria de Bandas, que é a adotada atualmente para descrever a ligação química e as propriedades dos metais, é interessante analisarmos e correlacionarmos as propriedades observadas e as previsões da teoria. As propriedades como ductilidade, maleabilidade e capacidade dos metais formarem ligas, já foram devidamente discutidas anteriormente, e interpretadas como decorrentes da formação da estrutura dos metais por empilhamento de esferas idênticas. Os aspectos relacionados com a condutividade elétrica dos metais foram convenientemente discutidos em termos da ocupação e características das bandas de valência e de condução dos metais. Restam agora as propriedades físicas dos metais, especialmente a dureza, os seus pontos de fusão e de ebulição. A tabela que se segue agrupa esses dados.



PONTOS DE FUSÃO E EBULIÇÃO E DUREZA DE METAIS					
Metal	Grupo	Ponto de Fusão (°C)	Ponto de Ebulição (°C)	Dureza (Escala Mohs) <sup>1</sup>	
Na	METAIS	98	890	0,4	
K	ALCALINOS	64	766	0,5	
Rb		39	701	0,3	
Cs		29	685	0,2	
Mg		METAIS	650	1120	2,0
Ca	ALCALINO - TERROSOS	838	1492	1,5	
Sr		768	1370	1,5	
Ba		714	1638	1,25	
Al		13 (antigo IIIA)	660	2447	2-2,9
Ga		30	2237	1,5	
Sc	METAIS DE TRANSIÇÃO	1539	2480	ND	
Ti		1668	3280	6,0	
V		1900	3380	6,7	
Cr		1875	2642	9,0	
Mn		1245	2041	6,0	
Fe		1537	2887	4-5	
Co		1495	2887	5,0	
Ni		1453	2837	4,0	
Cu		1083	2582	2,5 - 3	
Zn		METAL DE PÓS-TRANSIÇÃO	420	908	2,5

<sup>1</sup>Os valores fornecidos estão na escala de Mohs, na qual o talco tem dureza 1 e o diamante dureza 10.

É citado em alguns textos didáticos, como uma generalização, que uma das características dos metais é serem duros. Pelos valores tabelados podemos ver que, se esta generalização é verdadeira para a maior parte dos metais de transição, o mesmo não ocorre em relação aos metais alcalinos e alcalinos-terrosos. Pelos valores tabelados para esses últimos elementos, pode-se ver que eles são bastante moles! É bem conhecido o fato que metais alcalinos podem ser facilmente cortados com uma faca!

Por que há essas diferenças? Parece que a dureza de metal está relacionada com dois fatores: i) o tipo de subnível da camada de valência do átomo que forma a estrutura do metal e, ii) com o número de elétrons presentes na camada de valências dos átomos que formam o retículo metálico, que contribuem para a ocupação da banda de valência e a estabilização do metal. Estes dois fatores, junto com a Teoria de Bandas, racionalizam facilmente as propriedades gerais dos metais referentes às suas durezas.

Só complementando as informações, o metal mais duro encontrado até hoje é o lutécio, símbolo Lu, um elemento do 6º período da Tabela Periódica, número atômico 71, (o dado de dureza na escala de Mohs não foi encontrado na literatura), configuração eletrônica  $Xe]$

$4f^{14} 5d^{16}s^2$ , e com grande número de orbitais e elétrons energeticamente muito próximos, que podem contribuir para a formação e ocupação da sua banda de valência.

Em relação à ordem geral dos pontos de fusão e ebulição dos metais, se compararmos os pontos de fusão e ebulição dos metais alcalinos e alcalinos-terrosos, notamos que os metais alcalino-terrosos apresentam estes valores maiores que os dos metais alcalinos. Como nos elementos de ambos os grupos suas bandas de valência são formadas pela combinação de subníveis **ns** ( $n$  = número do período a que pertence o elemento), os dados sobre os pontos de fusão e ebulição desses metais mostram claramente o efeito do maior número de elétrons na banda de valência dos metais alcalino-terrosos sobre essas propriedades. Fundir um sólido metálico significa afastar os átomos que formam o retículo de suas posições de equilíbrio. Isto significa que, quanto maior a força da ligação metálica, mais difícil será efetuar esta separação, exigindo maior energia térmica, e resultando em temperatura de fusão mais elevada. A mesma tendência vale para os pontos de ebulição.

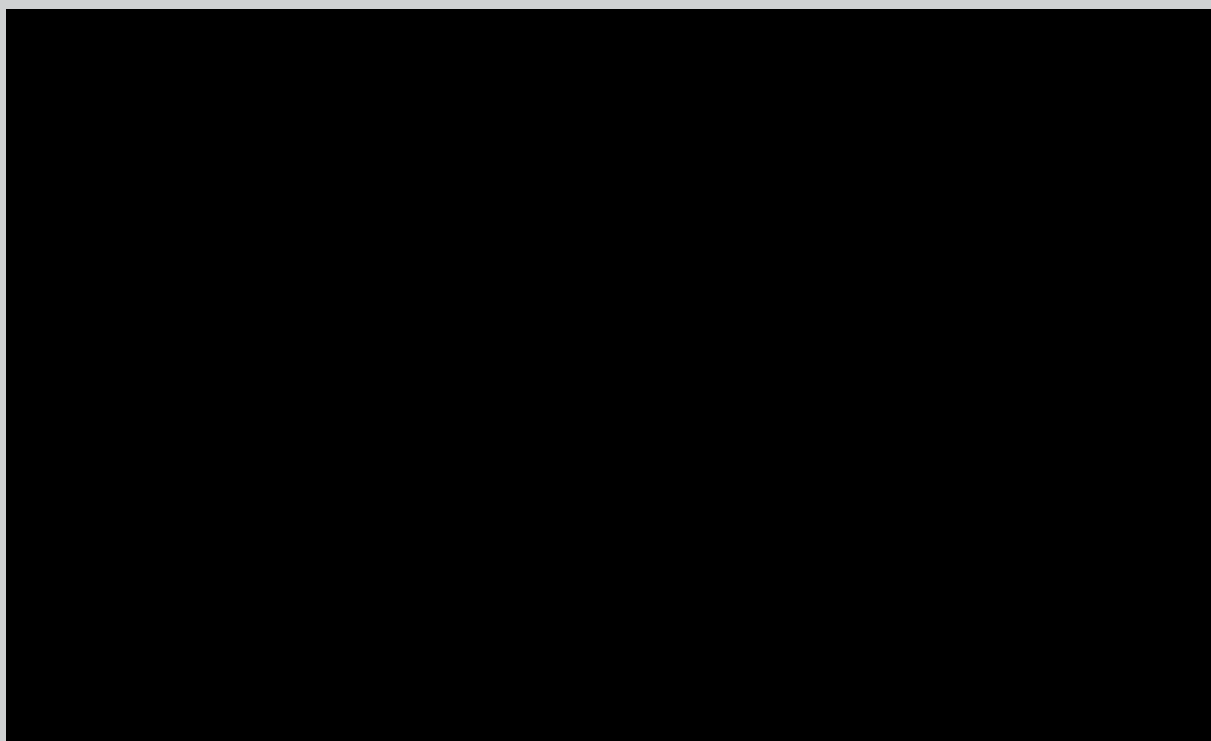
Indo agora para os metais de transição, verifica-se que seus pontos de fusão e ebulição são bem mais altos que os dos elementos que têm suas bandas de valência formadas por orbitais **ns**. As temperaturas elevadas observadas para os metais de transição está relacionada com a configuração eletrônica da camada de valência envolvendo orbitais **d** semipreenchidos, e com o número de elétrons nela presente. A associação dos valores elevados dos pontos de fusão e ebulição com a presença de orbitais **d** semipreenchidos fica evidente quando se compara os dados de elementos que antecede e sucede os elementos da primeira série de transição (que se inicia com escândio, número atômico 21, e se encerra com o cobre, número atômico 29), o cálcio ( $Z=20$ ) e Zn ( $Z=30$ ), respectivamente. Os valores dos pontos de fusão de Ca e Sc, iguais a  $838^{\circ}\text{C}$  e  $1539^{\circ}\text{C}$ , respectivamente, mostram claramente a tendência discutida. A mesma tendência pode ser vista quando são comparados os ponto de fusão de Cu e Zn,  $1083^{\circ}$  e  $420^{\circ}\text{C}$ , respectivamente.

Quando se comparam os pontos de fusão e ebulição dentro da série dos metais de transição, pode-se verificar que a variação ao se ir de um elemento para o subsequente não é tão previsível. Isto é devido às características próprias dos orbitais **d** envolvidos na formação das bandas de valências dos metais de transição, um assunto cuja abordagem não é compatível com o tempo disponível e os objetivos do nosso curso.

Dentro dos grupos dos metais alcalinos, ao se ir de Na a Cs - pontos de fusão iguais a  $98^{\circ}$  e  $29^{\circ}$  C, respectivamente-, verifica-se que os pontos de fusão vão diminuindo gradativamente à medida que se aumenta o número atômico dos elementos. A mesma tendência se observa quando se vai de Ca a Ba – pontos de fusão  $838^{\circ}$  e  $714^{\circ}$ C, respectivamente, série dos metais alcalinos terrosos. A justificativa para as tendências observadas nos dois casos, é que à medida que se vai do elemento de um período para o subsequente, o raio médio do átomo aumenta. Assim, com o aumento da distância entre o núcleo e os elétrons da banda de valência, a atração núcleo – elétrons da banda de valência dos metais diminui conforme se caminha de Ca para Ba, acarretando a diminuição dos pontos de fusão no mesmo sentido.

Observação: Pode-se notar que os dados dos primeiros elementos de cada série, todos pertencentes ao segundo período da Tabela Periódica, foram omitidos. A razão para isto é que a camada preenchida anterior, com configuração  $1s^2$ , tem raio médio muito pequeno. Como consequência, os primeiros elementos de cada grupo a partir do segundo período sofrem mais fortemente os efeitos da carga positiva do núcleo, e têm propriedades e estruturas que os diferenciam em relação aos outros elementos do grupo.

Ficha da Disciplina:  
Os tipos de ligações  
químicas do ponto de vista  
energético e estrutural



18

Luiz Antonio Andrade de Oliveira



Camila Silveira da Silva



Olga Maria Mascarenhas de Faria Oliveira



# Estrutura da Disciplina

Semana	Temas	Nº da Atividade - Postagem Tipo - Data
1 9/mai a 15/mai	Introdução - Box 1	1 - Diário - indiv. - 9/mai a 15/mai 2 - autocorrigível - indiv. - 9/mai a 15/mai 3 - autocorrigível - indiv. - 9/mai a 15/mai
2 16/mai a 22/mai	1. A Descrição da Ligação Covalente pela Teoria da Ligação de Valência	4 - portfólio - indiv. - 16/jun a 22/jun 5 - autocorrigível - indiv. - 16/jun a 22/jun
3 23/mai a 29/mai	2. A Descrição da Ligação Covalente em Molécula Isolada através da Teoria do Orbital Molecular (TOM).	6 - portfólio - indiv. - 23/mai a 29/mai 7 - formação dos grupos 8 - fórum - grupo - 23/mai a 29/mai 9 - portfólio - grupo - 23/mai a 12/jun
4 30/mai a 5/jun	3. Ligação Metálica - Aspectos Estruturais e Energéticos	10 - portfólio - indiv. - 30/jun a 5/jun 11 - autocorrigível - indiv. - 30/jun a 5/jun
5 6/jun a 12/jun	4. Ligação Iônica	12 - autocorrigível - indiv. - 6/jun a 12/jun 13 - fórum - indiv. - 6/jun a 12/jun 14 - diário - indiv. - 6/jun a 12/jun

Pró-Reitora de Pós-graduação

Marilza Vieira Cunha Rudge

Equipe Coordenadora

Cláudio José de França e Silva

Rogério Luiz Buccelli

Ana Maria da Costa Santos

Coordenadores dos Cursos

Arte: Rejane Galvão Coutinho (IA/Unesp)

Filosofia: Lúcio Lourenço Prado (FFC/Marília)

Geografia: Raul Borges Guimarães (FCT/Presidente Prudente)

Antônio Cezar Leal (FCT/Presidente Prudente) - *sub-coordenador*

Inglês: Mariangela Braga Norte (FFC/Marília)

Química: Olga Maria Mascarenhas de Faria Oliveira (IQ Araraquara)

Equipe Técnica - Sistema de Controle Acadêmico

Ari Araldo Xavier de Camargo

Valentim Aparecido Paris

Rosemar Rosa de Carvalho Brena

Secretaria

Márcio Antônio Teixeira de Carvalho

## NEaD – Núcleo de Educação a Distância

*(equipe Redefor)*

Klaus Schlünzen Junior

Coordenador Geral

Tecnologia e Infraestrutura

Pierre Archag Iskenderian

Coordenador de Grupo

André Luís Rodrigues Ferreira

Guilherme de Andrade Lemeszenski

Marcos Roberto Greiner

Pedro Cássio Bissetti

Rodolfo Mac Kay Martinez Parente

Produção, veiculação e Gestão de material

Elisandra André Maranhão

João Castro Barbosa de Souza

Lia Tiemi Hiratomi

Lilium Lungarezi de Oliveira

Marcos Leonel de Souza

Pamela Gouveia

Rafael Canoletti

Valter Rodrigues da Silva