

Licenciatura em Física

Química Geral

Prof. Dr. Márcio Marques Martins
Unidade 3 – Ligações Químicas
<http://digichem.org>

LIGAÇÕES IÔNICAS

- 2.1 Formação das Ligações Iônicas
- 2.2 Interações entre Íons
- 2.3 Configurações Eletrônicas dos Íons
- 2.4 Símbolos de Lewis

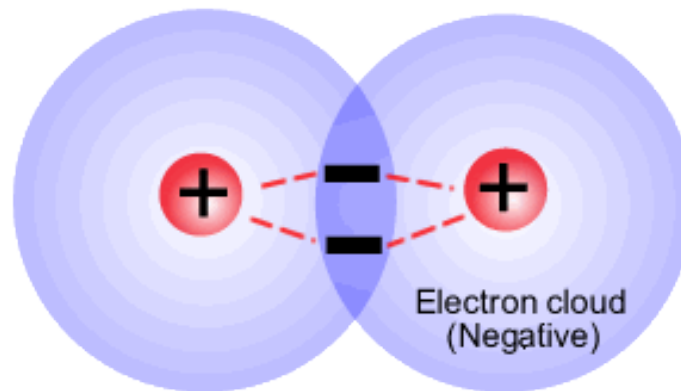
LIGAÇÕES COVALENTES

- 2.5 Natureza da Ligação Covalente
- 2.6 Estruturas de Lewis
- 2.7 Estruturas de Lewis de Espécies Poliatômicas

Ligação química

- Uma ligação química é uma união entre átomos.

The electrons experience a force of attraction from both nuclei. This negative - positive - negative attraction holds the two particles together



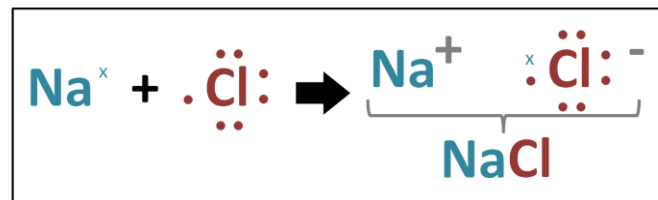
This attraction is called a chemical bond
one pair of electrons constitutes ONE bond

Ligação química

- Uma ligação química forma-se entre dois átomos se o arranjo resultante de seus dois núcleos e de seus elétrons tem energia mais baixa que a energia total dos átomos separados.

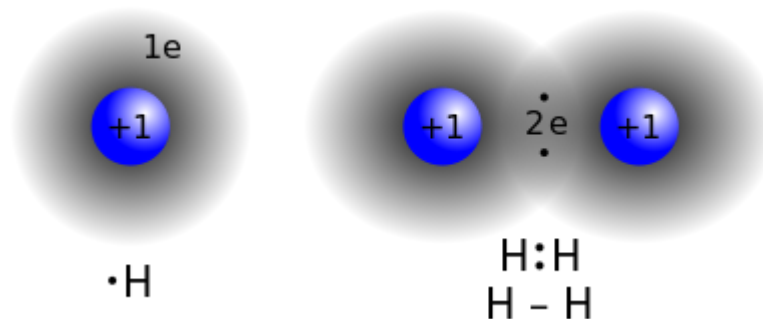
Ligação química

- Se a energia mais baixa é atingida pela transferência completa de um ou mais elétrons de um átomo para outro, formam-se íons, e o composto é mantido pela atração entre esses íons (atração eletrostática). Esta atração é típica de uma ligação iônica.



Ligação química

- Se o abaixamento de energia pode ser atingido pelo compartilhamento de elétrons, então, os átomos unem-se através de uma ligação covalente.



Ligação química

- Dos 110 elementos químicos conhecidos, apenas 6, os gases nobres, são encontrados na forma de átomos isolados.

Elementos Símbolos	Número Atômico (Z)	Configuração Eletrônica
Hélio – He	2	$1s^2$
Neônio – Ne	10	$1s^2 / 2s^2 2p^6$
Argônio – Ar	18	$1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^6$
Kriptônio – Kr	36	$1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^6 3d^{10} / 4s^2 4p^6$
Xenônio – Xe	54	$1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^6 3d^{10} / 4s^2 4p^6 4d^{10} / 5s^2 5p^6$
Radônio – Rn	86	$1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^6 3d^{10} / 4s^2 4p^6 4d^{10} / 5s^2 5p^6 5d^{10} / 6s^2 6p^2$

A estabilidade dos gases nobres reside na configuração eletrônica da camada de valência.

Ligação química

- Comparando as propriedades dos gases nobres com os outros elementos, observa-se que eles são elementos muito estáveis e, em geral, apresentam elevados potenciais de ionização e baixa reatividade química.

Ligação química

- Relacionando a estabilidade dos gases nobres e o fato de não realizarem, espontaneamente, ligações com outros elementos, é possível concluir que sua estabilidade é consequência da configuração eletrônica.

Ligação química

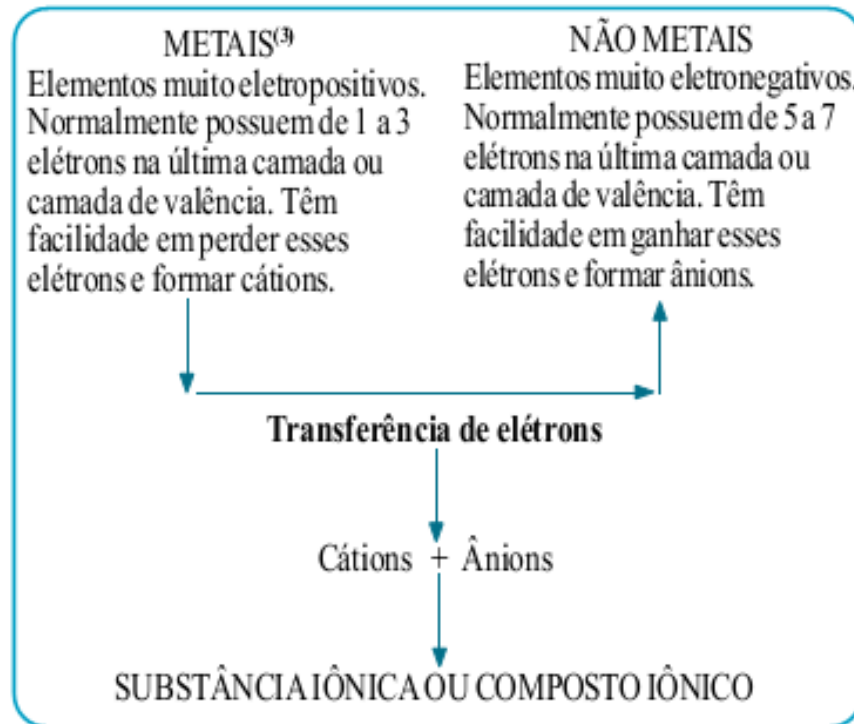
- Os outros elementos estabelecem ligações para adquirir uma configuração eletrônica parecida à dos gases nobres e, assim, adquirirem a estabilidade.

Atom	Configuration	Ion	Configuration
Li	$[\text{He}]2s^1$	Li^+	$[\text{He}] (1s^2)$
Be	$[\text{He}]2s^2$	Be^{2+}	$[\text{He}]$
Na	$[\text{Ne}]3s^1$	Na^+	$[\text{Ne}] ([\text{He}]2s^22p^6)$
Mg	$[\text{Ne}]3s^2$	Mg^{2+}	$[\text{Ne}]$
Al	$[\text{Ne}]3s^23p^1$	Al^{3+}	$[\text{Ne}]$

LIGAÇÕES IÔNICAS

Denomina-se ligação iônica aquela que ocorre pela atração elétrica entre íons positivos (cátions) e negativos (ânions).

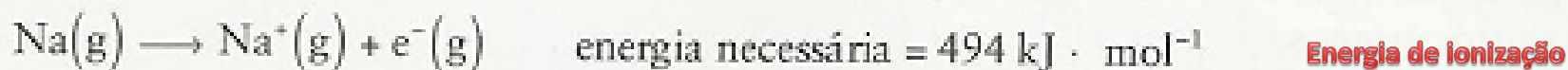
Esses íons são formados, de modo geral, pelos metais e não-metais.



2.1 Formação das Ligações Iônicas

O átomo de sódio (Na) tem $Z = 11$ e configuração eletrônica

$1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^1$ última camada = 1 elétron



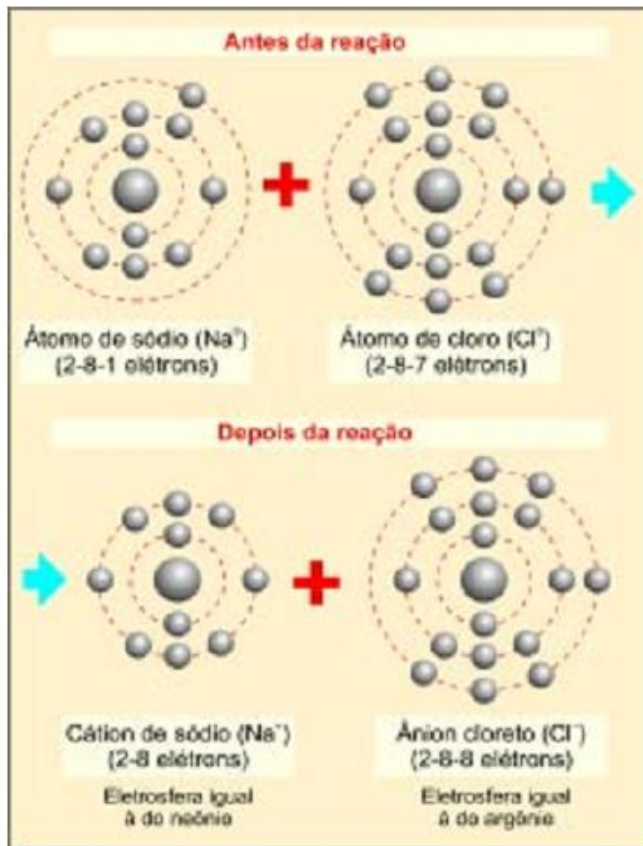
O átomo de cloro (Cl) tem $Z = 17$ e configuração eletrônica

$1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^5$ última camada = 7 elétrons.



Nenhum dos dois elementos possui 8 elétrons na última camada, sendo portanto instáveis quimicamente.

2.1 Formação das Ligações Iônicas



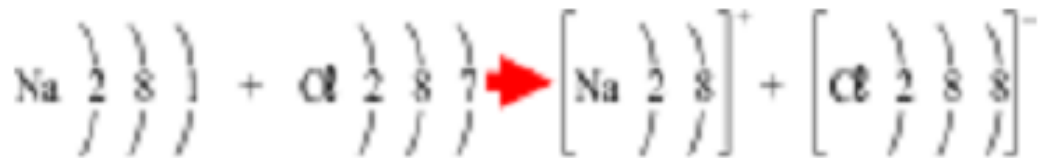
O átomo de sódio possui um elétron na última camada ou camada de valência.

Se perder esse elétron, sua camada de valência passa a ser a anterior, que já está completa ($2s^2 2p^6$).

Ao perder 1 elétron, o sódio transforma-se em cátion Na^+ , que possui a mesma configuração do gás nobre Neônio.

O átomo de cloro possui cinco elétrons na última camada ou camada de valência. Se ganhar mais 1 elétron, sua camada de valência fica completa ($3s^2 3p^6$).

Ao ganhar 1 elétron, o cloro transforma-se em ânion Cl^- , que possui a mesma configuração do gás nobre Argônio.



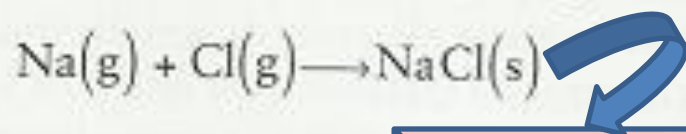
2.1 Formação das Ligações Iônicas

Neste ponto, o balanço da mudança de energia (energia requerida – energia liberada) é $494 - 349 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = +145 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, um *aumento* de energia. Assim, não há razão para que se forme NaCl.

A contribuição que falta é a forte atração coulômbica (eletrostática) entre os íons de cargas opostas no sólido. Quando os íons sódio e cloro se juntam para formar um sólido cristalino, a atração mútua libera uma grande quantidade de energia. Experimentalmente, obtém-se



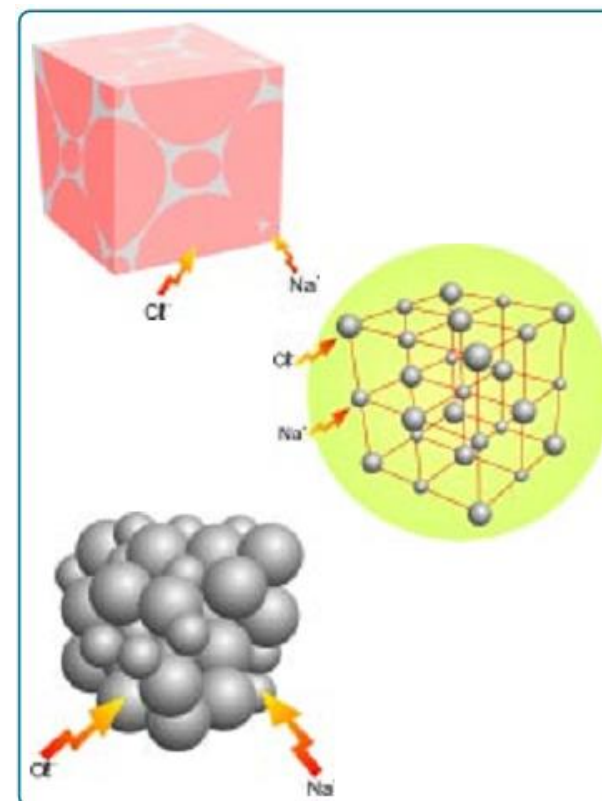
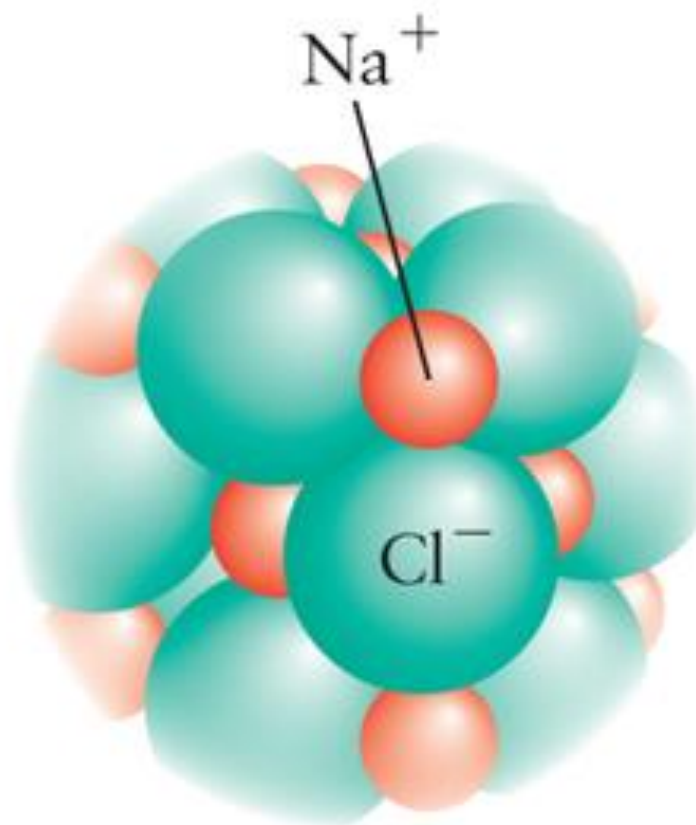
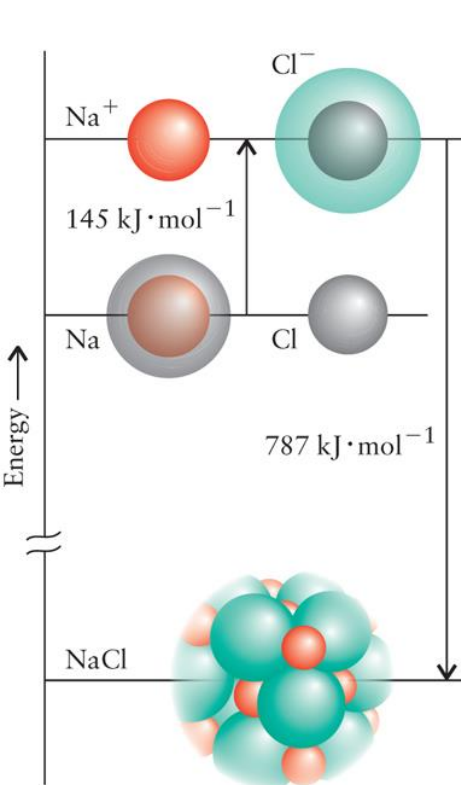
Assim, a mudança de energia líquida no processo global



é $145 - 787 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = -642 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ (Fig. 2.1), um imenso *decréscimo* de energia. Concluímos que um sólido composto de íons Na^+ e Cl^- tem energia mais baixa do que um gás formado por átomos de Na e Cl.

2.1 Formação das Ligações Iônicas

Na prática, a reação química não envolve apenas dois átomos, mas sim um grande número deles de modo que no final teremos um aglomerado de íons, formando os chamados retículos cristalinos, conforme apresenta a figura (centro e direita).



2.1 Formação das Ligações Iônicas

1. O reticulado mostrado, na Figura, não pode ser visto, pois é muito pequeno.

Sua forma foi elaborada por meio de estudos com Difração de Raio X.

Contudo, é possível observar-se, através de uma lupa, os cristais cúbicos do cloreto de sódio.

Esta forma cúbica dos cristais é função da cristalização interna ser cúbica.

2. É importante lembrar que, na formação do íon, o átomo irá ganhar ou perder elétrons em sua última camada eletrônica (camada mais externa) e não no subnível mais energético.

Exemplo: Formação do íon Fe^{2+} a partir do metal Fe^0

Fe^0

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

$4s^2$ – última camada

$3d^6$ – subnível mais energético

Ou $K = 2$; $L = 8$; $M = 14$ e $N = 2$ – última camada

Fe^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^6$

$K = 2$; $L = 8$; $M = 14$ e $N = 0$

Configurações Eletrônicas dos Íons

Observe que os elementos Li, Be, Na, Mg, Al formam cátions. E ao formar cátions (perder um ou mais elétrons), adquirem configuração eletrônica na camada de valência (a mais externa) equivalente a de um gás nobre.

Atom	Configuration	Ion	Configuration
Li	$[\text{He}]2s^1$	Li^+	$[\text{He}] (1s^2)$
Be	$[\text{He}]2s^2$	Be^{2+}	$[\text{He}]$
Na	$[\text{Ne}]3s^1$	Na^+	$[\text{Ne}] ([\text{He}]2s^22p^6)$
Mg	$[\text{Ne}]3s^2$	Mg^{2+}	$[\text{Ne}]$
Al	$[\text{Ne}]3s^23p^1$	Al^{3+}	$[\text{Ne}]$

Isso fica mais claro ao analisarmos a próxima figura.

Configurações Eletrônicas dos Íons

Todos os elementos do grupo 1 possuem configuração ns^1 e baixo potencial de ionização, perdem 1 elétron e formam cátions com carga +1.

Ao fazer isso, adquirem configuração eletrônica na camada de valência equivalente à do gás nobre do período anterior.

Elementos do grupo 2 possuem configuração ns^2 e baixos potenciais de ionização, perdem 2 elétrons e formam cátions com carga +2. Ao fazer isso, adquirem configuração do gás nobre do período anterior.

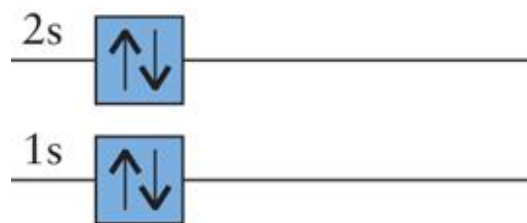
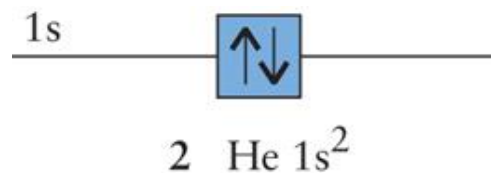
Considerações similares podem ser feitas para os elementos marcados em azul na figura.

	1	2	13/III	14/IV	
He	Li	Be	B		2
Ne	Na	Mg	Al		3
Ar	K	Ca	Ga		4
Kr	Rb	Sr	In	Sn	5
Xe	Cs	Ba	Tl	Pb	6
Rn	Fr	Ra			7

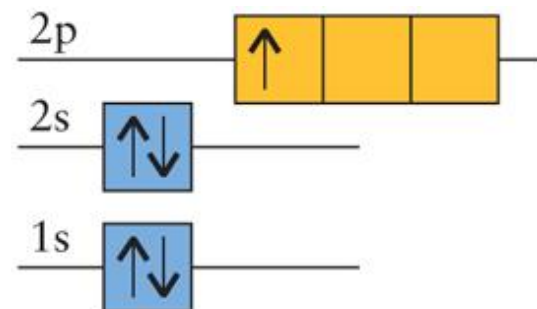
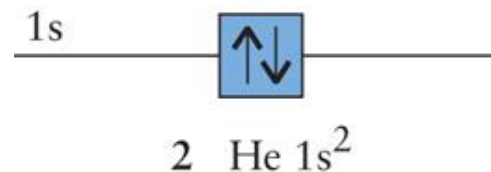
Configurações Eletrônicas dos Íons



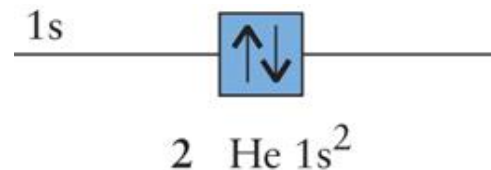
3 Li $1s^2 2s^1$, [He] $2s^1$



4 Be $1s^2 2s^2$, [He] $2s^2$



5 B $1s^2 2s^2 2p^1$, [He] $2s^2 2p^1$



Configurações Eletrônicas dos Íons

Os elementos mais à direita da Tabela Periódica tendem a ganhar elétrons, devido a dois fatores:

- Raios atômicos menores (prótons mais “visíveis” aos e^-)
- Elevadas energias de afinidade eletrônica (facilidade em receber e^-)

Assim sendo, os elementos marcados com a cor bege tendem a formar ânions e, assim, adquirir a configuração eletrônica na camada de valência equivalente ao gás nobre do mesmo período.

C + 4 e^- ganha configuração do Ne

N + 3 e^- ganha configuração do Ne

O + 2 e^- ganha configuração do Ne

F + 1 e^- ganha configuração do Ne

	H				18/VIII
					He
	14/IV	15/V	16/VI	17/VII	
	C	N	O	F	Ne
	Si	P	S	Cl	Ar
	Ge	As	Se	Br	Kr
		Sb	Te	I	Xe
		Bi	Po	At	Rn

Configurações Eletrônicas dos Íons

Afinidades eletrônicas dos elementos, (valores positivos indicam baixa tendência a ganhar elétrons, valores negativos indicam elevada tendência a ganhar elétrons e, portanto, a formar ânions.)

				H +73				18/VIII He <0
	1	2	13/III	14/IV	15/V	16/VI	17/VII	
2	Li +60	Be ≤0	B +27	C +122	N -7	O +141 -844	F +328	Ne <0
3	Na +53	Mg ≤0	Al +43	Si +134	P +72	S +200, -532	Cl +349	Ar <0
4	K +48	Ca +2	Ga +29	Ge +116	As +78	Se +195	Br +325	Kr <0
5	Rb +47	Sr +5	In +29	Sn +116	Sb +103	Te +190	I +295	Xe <0
6	Cs +46	Ba +14	Tl +19	Pb +35	Bi +91	Po +174	At +270	Rn <0

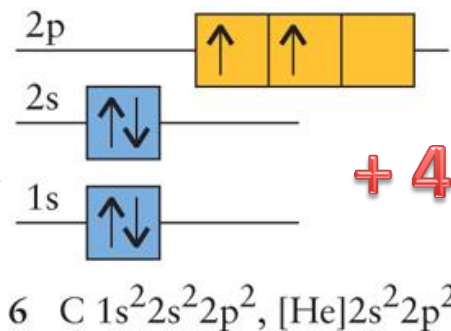
Configurações Eletrônicas dos Íons

Eletronegatividade dos elementos, (quanto maior o valor exibido na tabela, mais elevada a eletronegatividade do elemento. Ou seja, maior a facilidade em atrair elétrons de uma ligação química para si – formar ânions ou átomos com maior densidade de elétrons.)

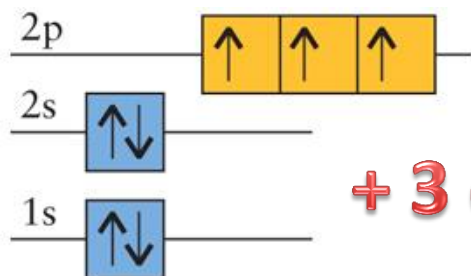
				H 2.2				18/VIII He
	1	2	13/III	14/IV	15/V	16/VI	17/VII	
2	Li 1.0	Be 1.6	B 2.0	C 2.6	N 3.0	O 3.4	F 4.0	Ne
3	Na 0.93	Mg 1.3	Al 1.6	Si 1.9	P 2.2	S 2.6	Cl 3.2	Ar
4	K 0.82	Ca 1.3	Ga 1.6	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.6	Br 3.0	Kr
5	Rb 0.82	Sr 0.95	In 1.8	Sn 2.0	Sb 2.1	Te 2.1	I 2.7	Xe
6	Cs 0.79	Ba 0.89	Tl 2.0	Pb 2.3	Bi 2.0	Po 2.0	At	Rn

Configurações Eletrônicas dos Íons

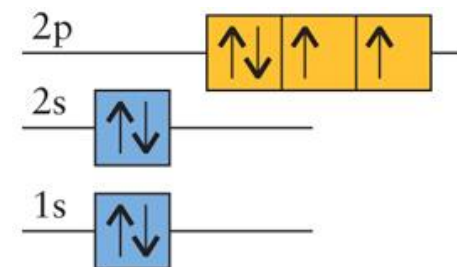
C + 4 e⁻ ganha configuração do Ne → C⁴⁻
 N + 3 e⁻ ganha configuração do Ne → N³⁻
 O + 2 e⁻ ganha configuração do Ne → O²⁻
 F + 1 e⁻ ganha configuração do Ne → F⁻



+ 4 e⁻ → Ne 1s²2s²2p⁶, [He]2s²2p⁶

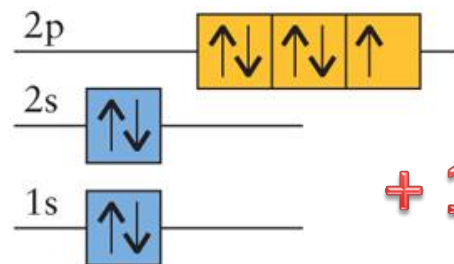


+ 3 e⁻ → Ne 1s²2s²2p⁶, [He]2s²2p⁶



+ 2 e⁻

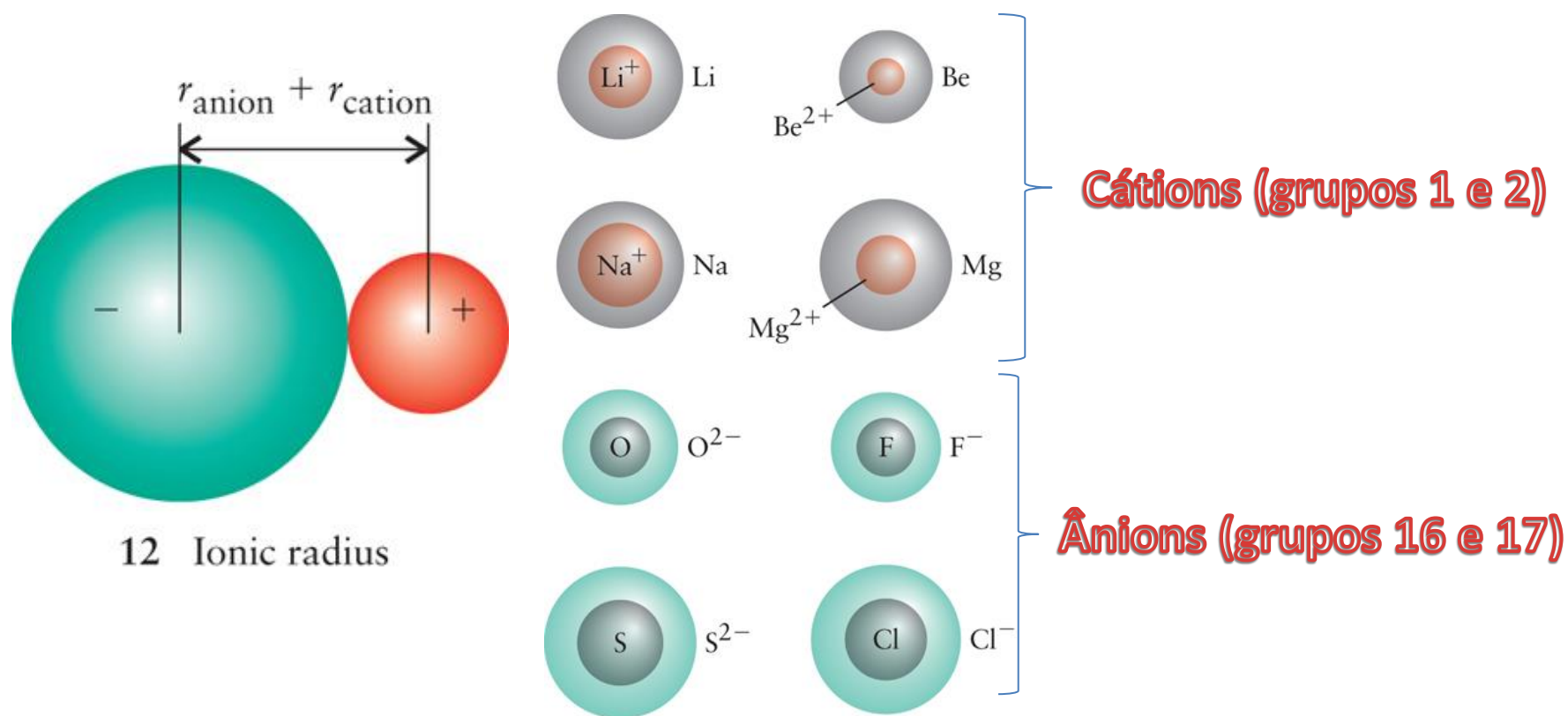
Ne 1s²2s²2p⁶, [He]2s²2p⁶



+ 1 e⁻ → Ne 1s²2s²2p⁶, [He]2s²2p⁶

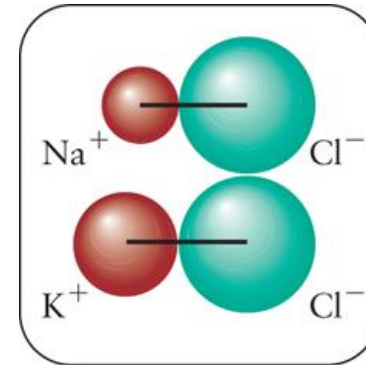
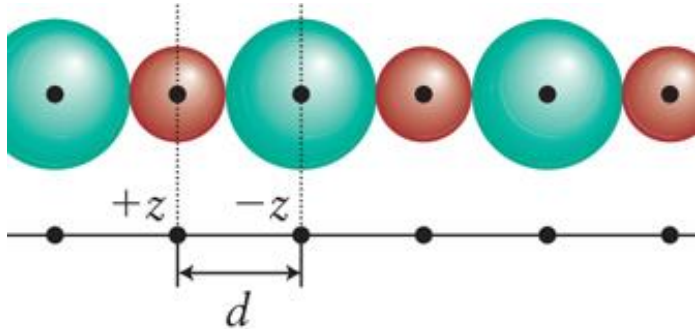
Configurações Eletrônicas dos Íons

Em resumo, as ligações iônicas formar-se-ão quando elementos que formam cátions (baixos potenciais de ionização e baixas eletronegatividades) encontram elementos que formam ânions (elevadas afinidades eletrônicas e eletronegatividades).

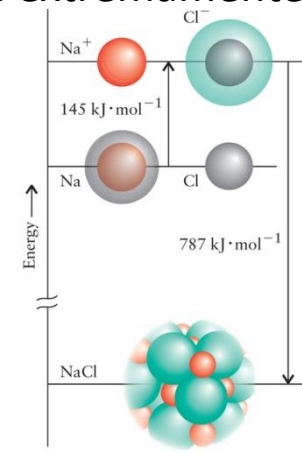
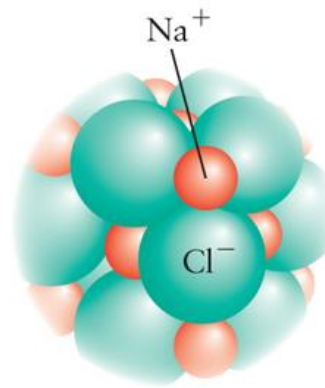
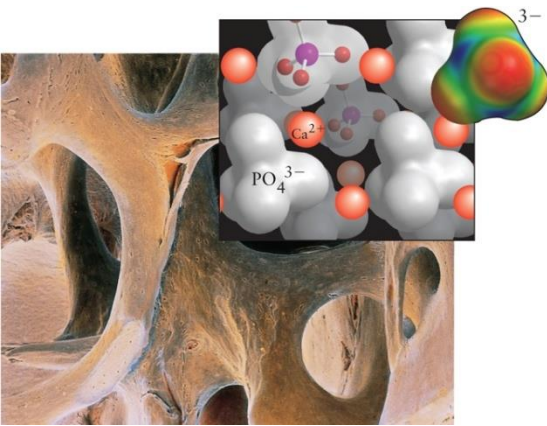


2.2 Interações entre Íons

Cátions (íons com carga positiva) e Ânions (íons com cargas negativas) exercem atração eletrostática mútua e formam ligações do tipo iônica.



A formação de uma rede cristalina libera energia de formação do retículo cristalino, que estabiliza o cristal iônico e mantém os íons coesos em uma estrutura extremamente regular.



2.4 Símbolos de Lewis

Gilbert Lewis foi o primeiro a desvendar o segredo das ligações químicas, explicou as ligações iônicas e as até então enigmáticas ligações covalentes (das quais falaremos a seguir).

Observando as configurações eletrônicas da camada de valência dos átomos, ele criou uma simbologia para representar os elétrons que fazem ligação química em cada um.

1	2	13	14	15	16	17	18
H•							He:
Li•	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
Na•	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
K•	•Ca•				•Se•	•Br•	•Kr•
Rb•	•Sr•				•Te•	•I•	•Xe•
Cs•	•Ba•						

2.4 Símbolos de Lewis

Assim sendo, os pontos duplos representam pares de elétrons geralmente não-ligantes e os pontos simples representam elétrons ligantes.

De forma geral, elementos do grupo 1 fazem 1 ligação, do grupo 2 formam 2 ligações, crescendo até o número máximo de 4 ligações no grupo 14.

Nos grupos 15, 16 e 17, os números de ligações são, respectivamente, 3, 2 e 1.

1	2	13	14	15	16	17	18
H•							He:
Li•	•Be•	•B•	•C•	:N•	:O•	:F•	:Ne:
Na•	•Mg•	•Al•	•Si•	:P•	:S•	:Cl•	:Ar:
K•	•Ca•				:Se•	:Br•	:Kr:
Rb•	•Sr•				:Te•	:I•	:Xe:
Cs•	•Ba•						

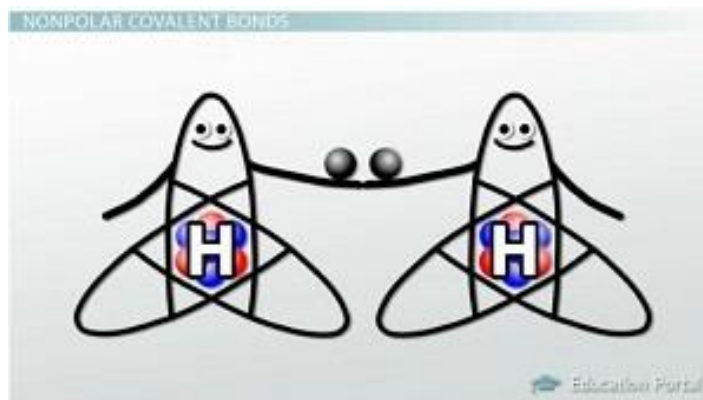
LIGAÇÕES COVALENTES

Os elementos não metálicos podem formar ânions, porém não formam cátions.

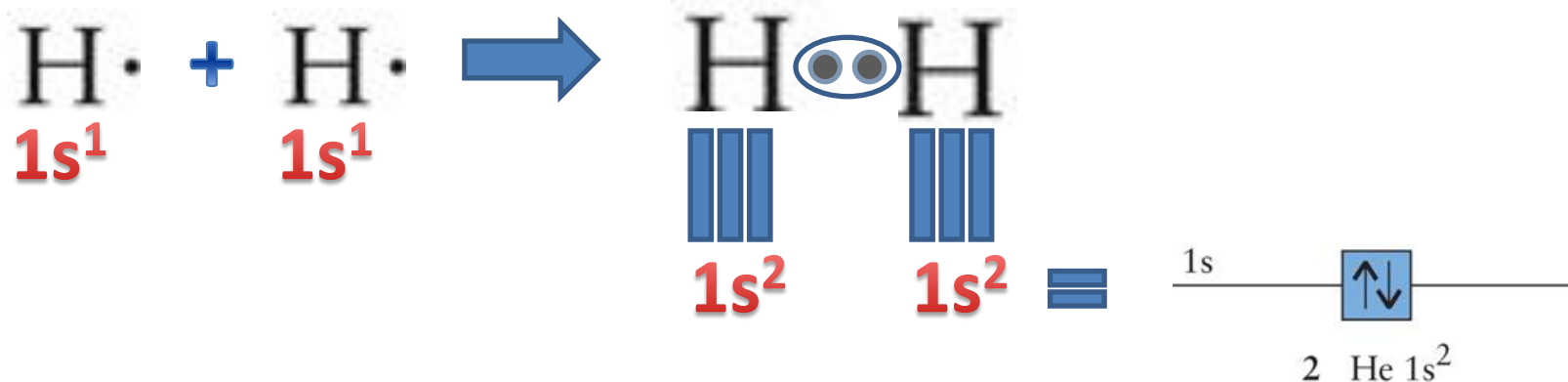
Então, como ligam-se entre si? Eles compartilham elétrons.

A ligação covalente comum baseia-se num compartilhamento de um ou mais pares de elétrons, entre dois átomos, para que ambos adquiram a estabilidade, sendo que o par de elétrons compartilhado é formado por 1 elétron desemparelhado de cada átomo envolvido.

É importante observar, que o compartilhamento de elétrons é feito sempre aos pares, porque em um orbital cabem, no máximo, dois elétrons.



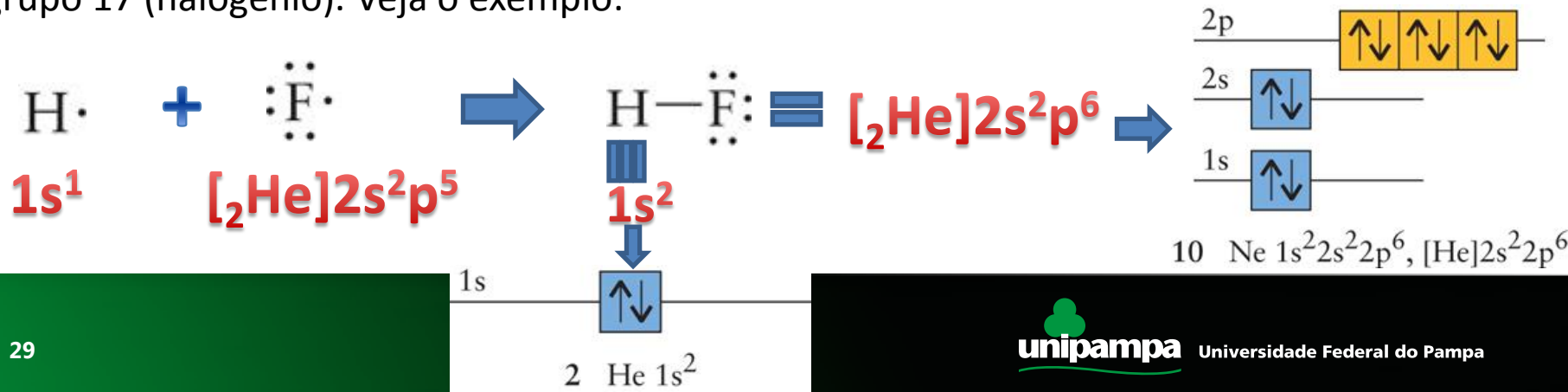
2.6 Estruturas de Lewis



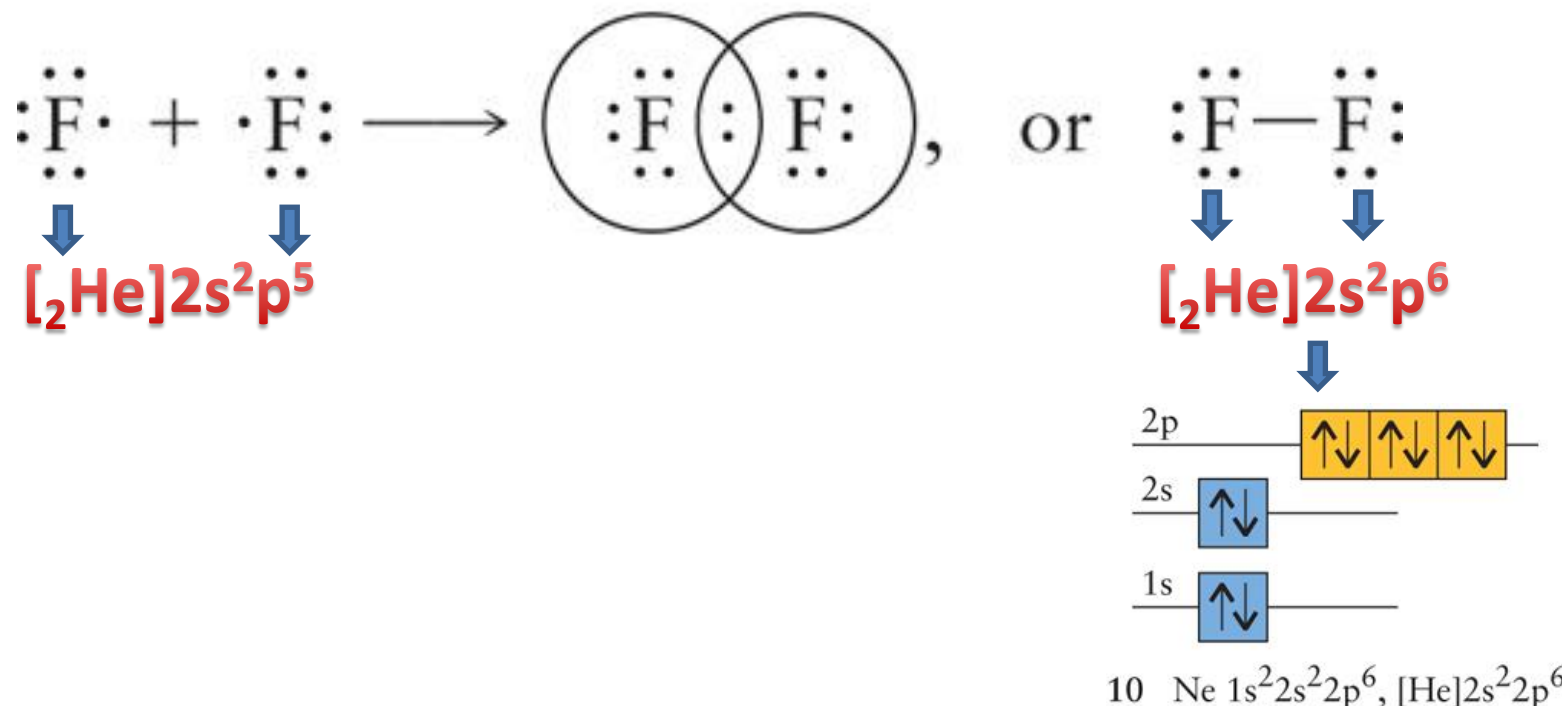
Cada átomo de hidrogênio possui um elétron no subnível 1s.

Ao compartilhar esse elétron com outro átomo de hidrogênio, é como se cada um dos dois átomos adquirisse configuração eletrônica do gás nobre Hélio.

O mesmo vale para o hidrogênio realizando ligação covalente com um elemento do grupo 17 (halogênio). Veja o exemplo:



2.6 Estruturas de Lewis



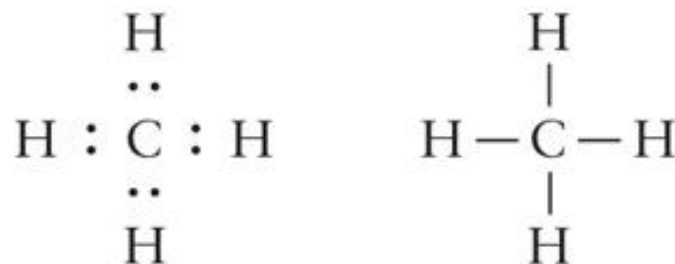
O átomo de flúor necessita de apenas um elétron para completar sua camada de valência, e o faz combinando-se com outro átomo de flúor.

No processo, ambos adquirem a configuração eletrônica na camada de valência equivalente ao gás nobre Neônio. O mesmo vale para compostos interhalogênicos (dois elementos do grupo 17 diferentes se combinando entre si. $\cdot\ddot{\text{Cl}} - \ddot{\text{F}}:$

2.7 Estruturas de Lewis de Espécies Poliatômicas

A exemplo das moléculas diatômicas anteriormente descritas, a tendência em moléculas poliatômicas (com mais de dois átomos) é que os diversos átomos se combinem e compartilhem elétrons entre si até completar as camadas de valência e atingir a configuração de um gás nobre.

NO ENTANTO, AO CONTRÁRIO DO QUE SE COSTUMA ENSINAR, NÃO HÁ OBRIGAÇÃO QUE OS ÁTOMOS ADQUIRAM OITO (8) ELÉTRONS NA ÚLTIMA CAMADA. A REGRA DO OCTETO É APENAS UM RECURSO DIDÁTICO PARA EXPLICAR AS LIGAÇÕES COVALENTES.



Na molécula de metano (CH_4), cada átomo de H ($1s^1$) se liga covalentemente ao átomo de C ($2s^2 2p^2$). Dessa forma, após a formação da ligação, cada átomo de H fica com configuração equivalente ao gás Hélio ($1s^2$) e o C com configuração equivalente ao gás nobre Neônio ($2s^2 2p^6$).

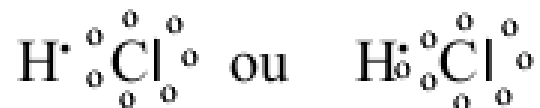
2.7 Estruturas de Lewis de Espécies Poliatômicas

Pode-se representar a formação de moléculas através de fórmulas distintas: a **eletrônica**, a **estrutural** e a **molecular**.

Fórmula Eletrônica ou de Lewis

Todos os elétrons da última camada são representados ao redor de cada um dos átomos envolvidos na ligação, colocando lado a lado os elétrons que serão compartilhados.

Exemplos:



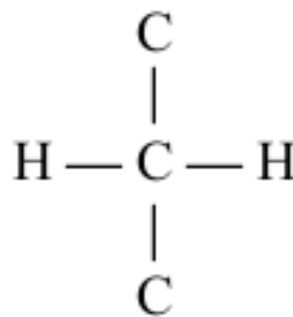
2.7 Estruturas de Lewis de Espécies Poliatômicas

Fórmula Estrutural

Esta fórmula evidencia a estrutura da ligação.

O traço representa cada par de elétrons que está sendo compartilhado.

Exemplos:



2.7 Estruturas de Lewis de Espécies Poliatômicas

Fórmula Molecular

A fórmula molecular mostra apenas o tipo e a quantidade de átomos que forma uma molécula.

De forma geral, é montada conforme os seguintes passos:

1. escrevemos os símbolos dos átomos em ordem crescente de eletronegatividade (o menos eletronegativo primeiro);
2. cada símbolo é seguido de um índice à sua direita, indicando o número de átomos de cada elemento na molécula;
3. o índice 1 não precisa ser escrito.

Exemplos:



EXEMPLO 2.3 Amostra de exercício: Escrever a estrutura de Lewis de uma molécula ou de um íon

Escreva a estrutura de Lewis de (a) água, H_2O , (b) metanal, H_2CO , e (c) íon clorito, ClO_2^- . Use as regras no Toolbox 2.1; note que devemos adicionar um elétron para a carga negativa de ClO_2^- .

SOLUÇÃO

	H_2O	H_2CO	ClO_2^-
Etapa 1 Conte os elétrons de valência.	$1 + 1 + 6 = 8$	$1 + 1 + 4 + 6 = 12$	$7 + 6 + 6 + 1 = 20$
Conte os pares de elétron.	4	6	10

CAIXA DE FERRAMENTAS 2.1

COMO ESCREVER AS ESTRUTURAS DE LEWIS DE ESPÉCIES POLIATÔMICAS

BASE CONCEITUAL

Procuramos maneiras de usar todos os elétrons de valência para completar os octetos (ou dubletes).

PROCEDIMENTO

Etapa 1 Conte o número de elétrons de valência em cada átomo. No caso de íons, ajuste o número de elétrons para levar em conta a carga. Divida o número total de elétrons da molécula por 2 para obter o número de pares de elétrons.

Etapa 2 Escreva os arranjos mais prováveis dos átomos usando padrões comuns e as regras dadas no texto.

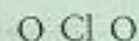
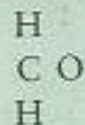
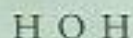
Etapa 3 Coloque um par de elétrons entre cada par de átomos ligados.

Etapa 4 Complete o octeto (ou dublete, no caso de H) de cada átomo colocando os pares de elétrons remanescentes em torno dos átomos. Se não existirem pares de elétrons suficientes, forme ligações múltiplas.

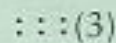
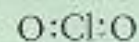
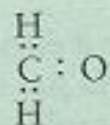
Etapa 5 Represente cada par de elétrons ligados por uma linha. Para conferir a validade de uma estrutura de Lewis, observe se cada átomo tem um octeto ou um dublete.

Este procedimento é mostrado nos Exemplos 2.3 e 2.4.

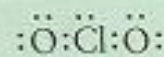
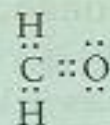
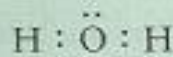
Etapa 2 Arranje os átomos.



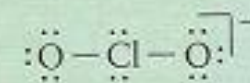
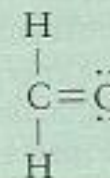
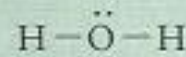
Etapa 3 Localize os pares de elétrons de ligação.



Identifique os pares de elétrons ainda não localizados.



Etapa 4 Complete os octetos.

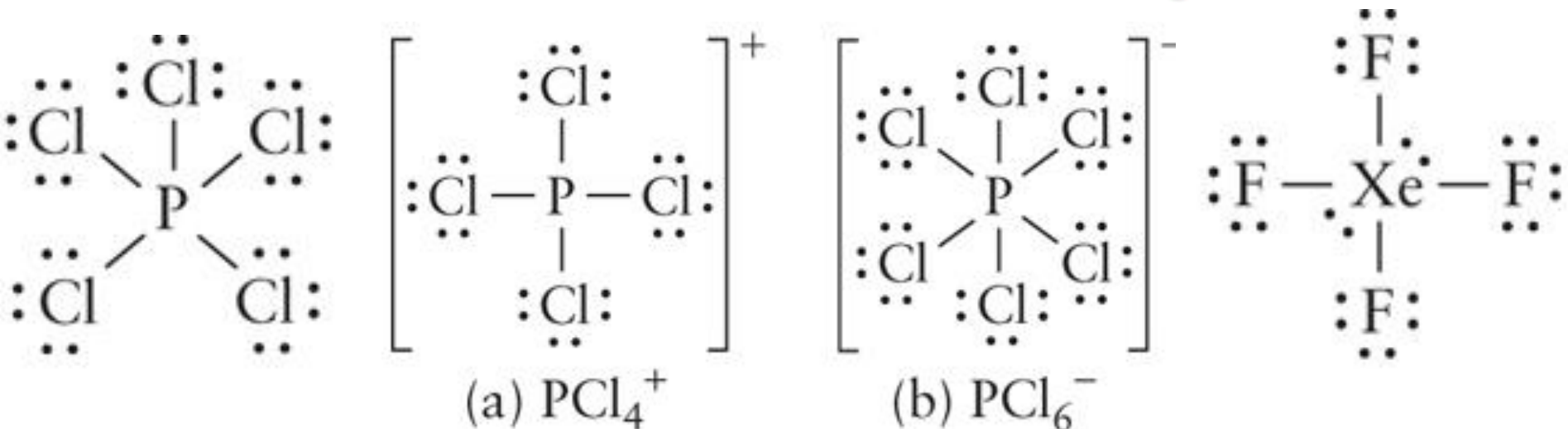


Etapa 5 Desenhe as ligações.

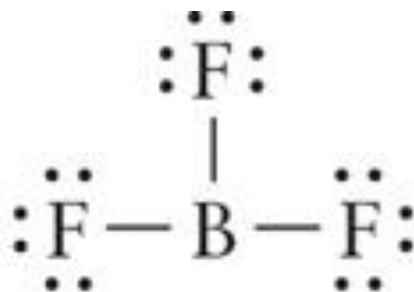
TESTE 2.5A Escreva a estrutura de Lewis do íon cianato, CNO^- (o átomo C está no centro).
[Resposta: $\ddot{\text{N}} = \text{C} = \ddot{\text{O}}:]^{-}$]

TESTE 2.5B Escreva a estrutura de Lewis de NH_3

Camada de valência expandida

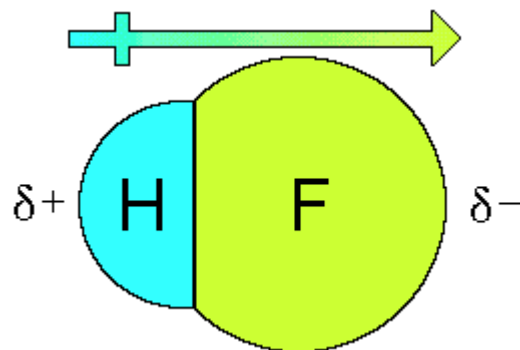


Não obedecem a “regra do octeto”



Polaridade das ligações covalentes

- Em uma ligação covalente pode ou não ocorrer a formação de um dipolo, dependendo da diferença de eletronegatividade dos átomos que fazem a ligação.



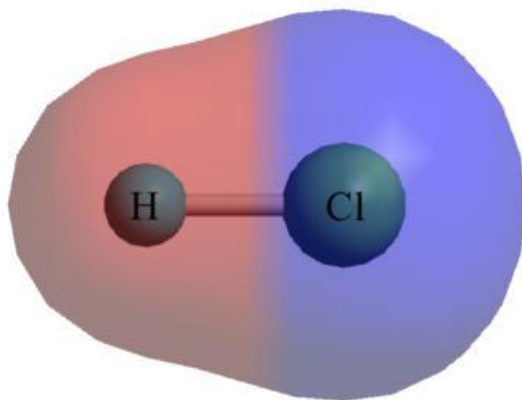
ligações covalentes apolares

- Nessa ligação, os átomos possuem a mesma eletronegatividade, e o compartilhamento de elétrons é de tal forma que a densidade eletrônica de um átomo é exatamente igual à do outro.
- Este tipo de ligação é denominada de covalente ideal e ocorre entre ametais e ametais.



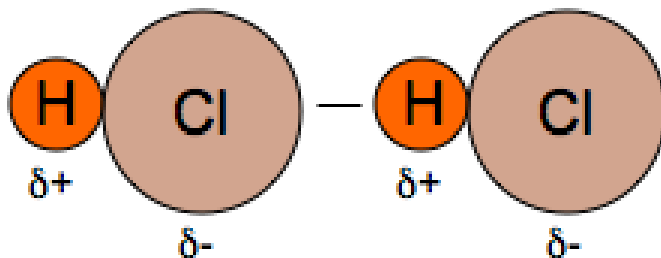
ligações covalentes polares

- Nessa ligação, pode ser observada a diferença de eletronegatividade entre os átomos que compartilham o par de elétrons. O compartilhamento é de tal forma que o elemento mais eletronegativo tem a maior densidade eletrônica e o menos eletronegativo a menor.



ligações covalentes polares

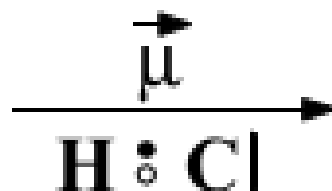
- No exemplo do ácido clorídrico – HCl, o cloro é mais eletronegativo do que o hidrogênio e atrai para mais perto de si o par de elétrons da ligação, adquirindo um caráter negativo, representado por δ^- .
- O hidrogênio fica mais afastado, adquirindo um caráter positivo, δ^+



ligações covalentes polares

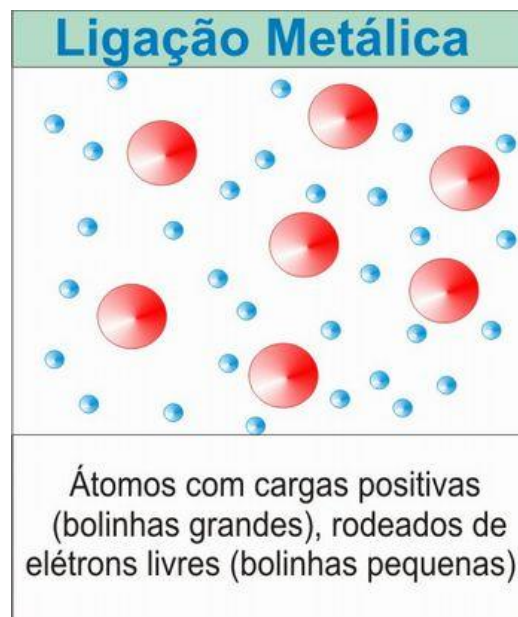
O dipolo é representado pela letra grega μ , que é um vetor chamado vetor momento de dipolo ou momento dipolar.

O vetor momento dipolar $\vec{\mu}$ sempre aponta para o elemento mais eletronegativo, como por exemplo:



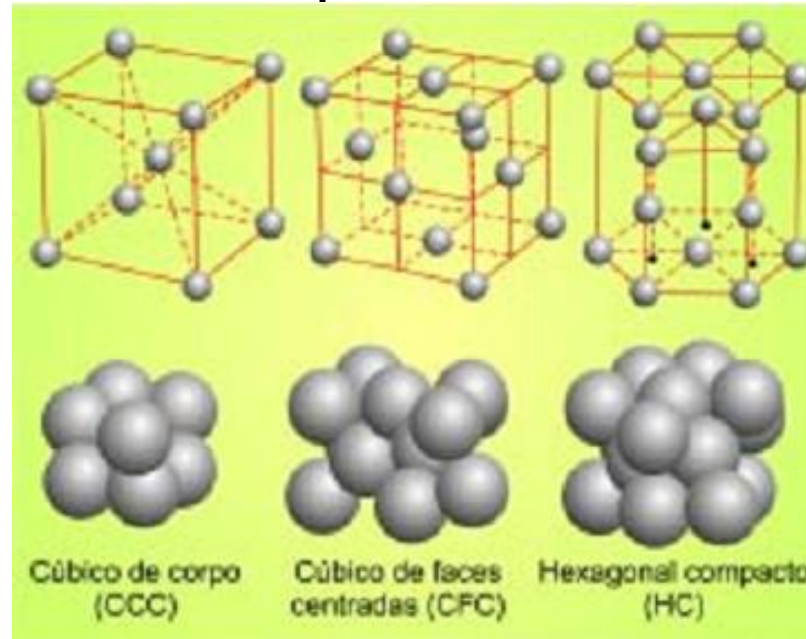
Ligação Metálica

- Segundo a teoria do “mar de elétrons”; um metal seria um aglomerado de cátions, mergulhados em uma “nuvem” de elétrons livres (em linguagem mais técnica: os elétrons estão deslocalizados).



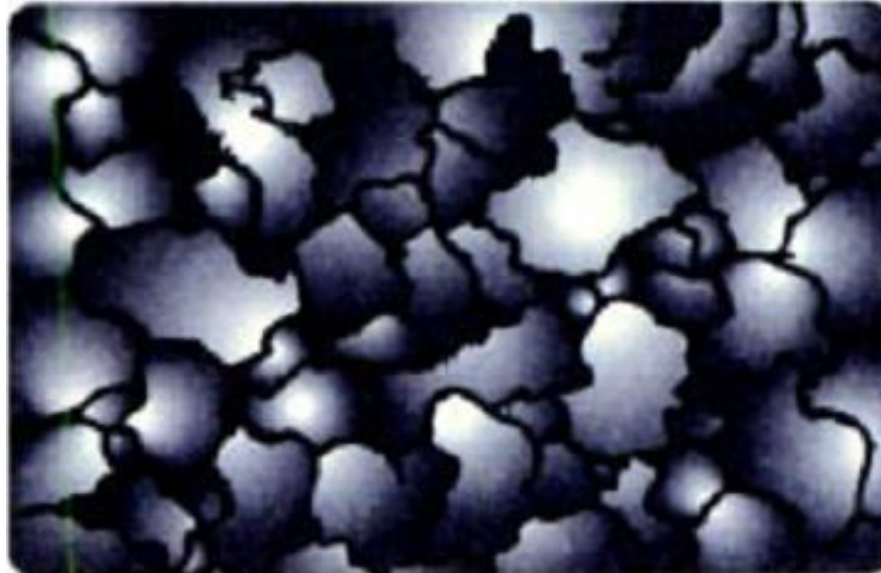
Ligação Metálica

- Os átomos dos metais (e alguns metaloides) agrupam-se de forma geometricamente ordenada e originam células ou retículos cristalinos. Os retículos unitários mais comuns dentre os metais são apresentados na Figura.



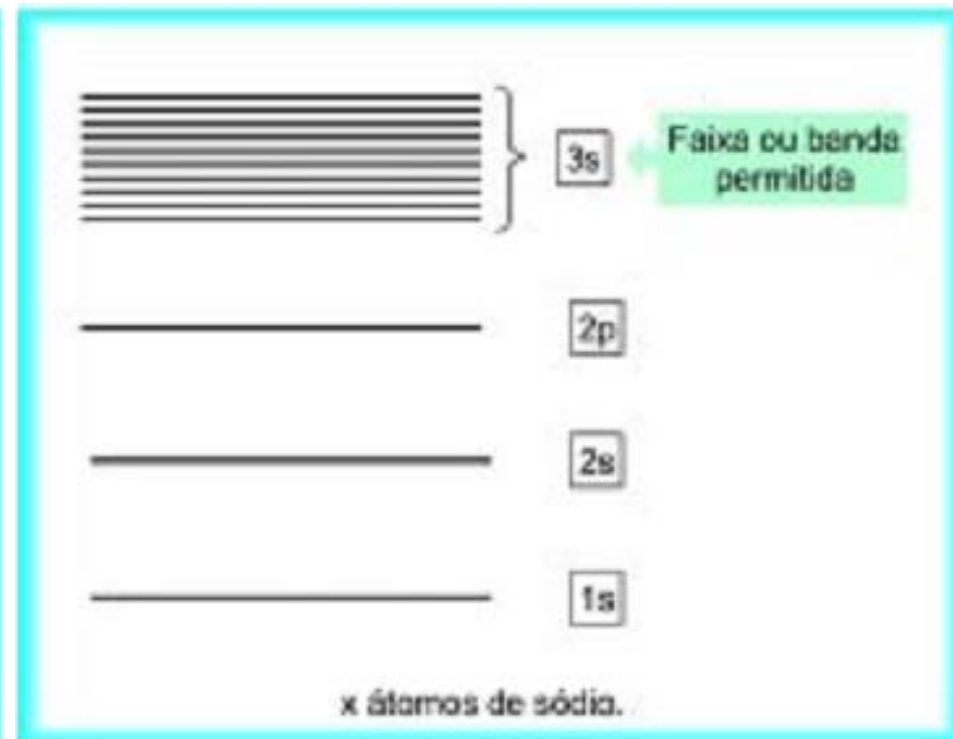
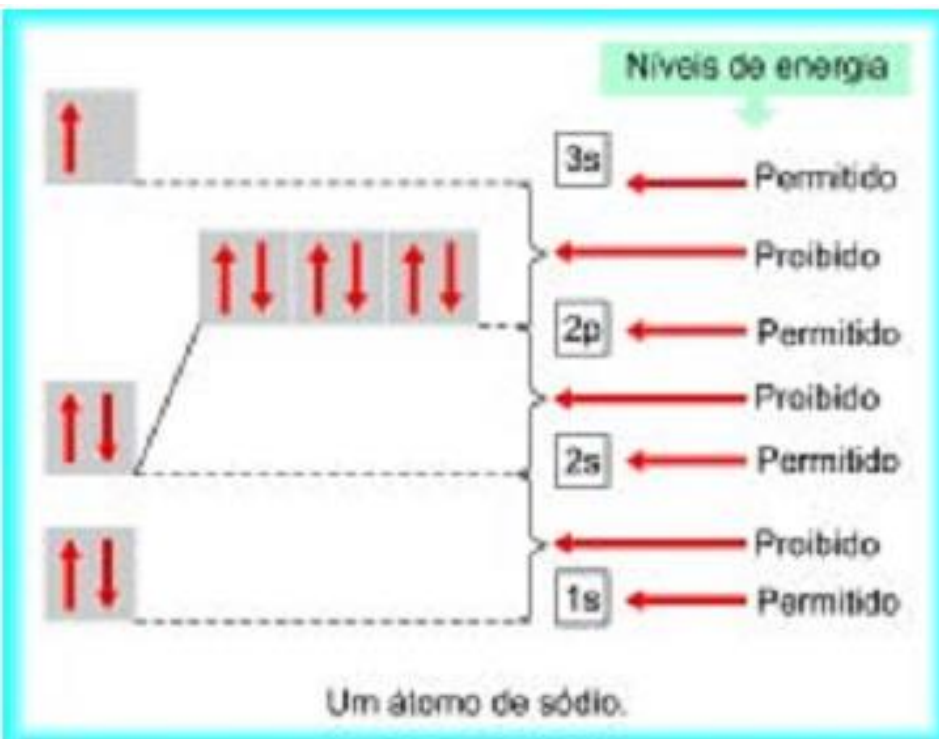
Ligação Metálica

- Um conjunto muito grande de retículos cristalinos, formados de estruturas geométricas organizadas – cristais, formam a estrutura dos materiais metálicos. Ao microscópio, é possível observar-se algo semelhante à Figura, onde uma grande quantidade de cristais aparece disposta de forma desordenada e delineada pelos chamados contorno de grãos.



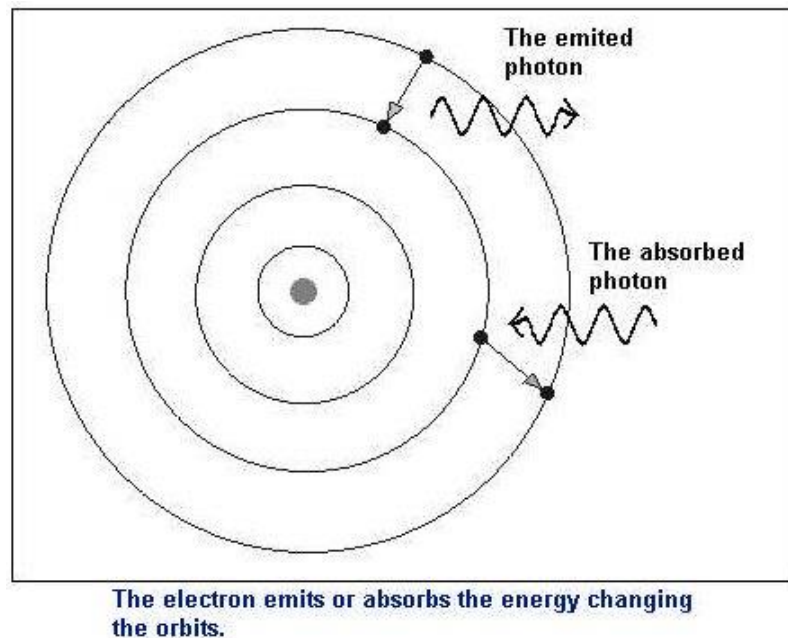
Ligação Metálica – Teoria das Bandas Eletrônicas

- Utilizando o sódio metálico como exemplo:
- Na tem $Z = 11$ e configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$



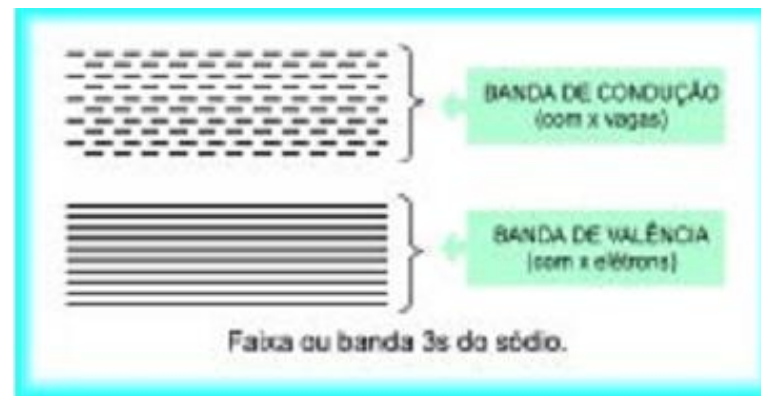
Ligação Metálica – Teoria das Bandas Eletrônicas

- Segundo os Postulados de Bohr, os elétrons ocupam níveis permitidos de energia; contudo, entre cada nível de energia há uma região proibida, que pode ser ultrapassada quando o elétron ganha energia (um quantum de energia).



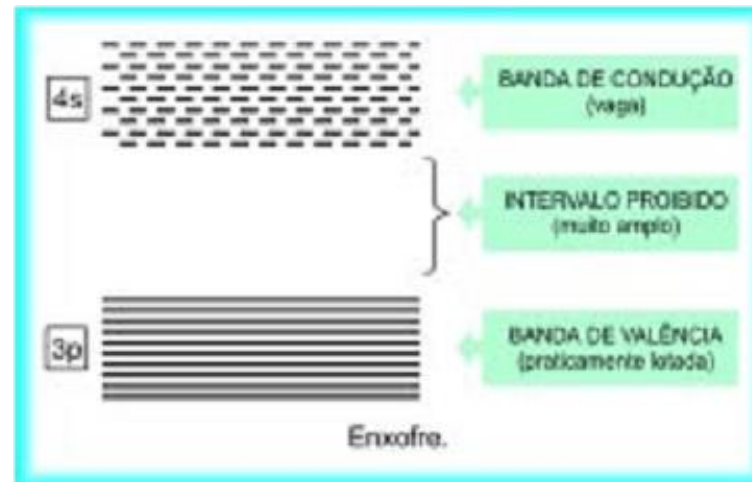
Ligação Metálica – Teoria das Bandas Eletrônicas

- No retículo cristalino, os átomos dos metais encontram-se muito próximos e, em função dessa proximidade, os níveis eletrônicos mais externos também se aproximam e formam uma banda de energia.
- Considerando que nos **metais**, os elétrons de valência têm baixa energia (ou baixo potencial de ionização), fica fácil para estes ultrapassarem a banda de valência e atingirem a banda de condução. o que explica a alta condutividade dos metais.



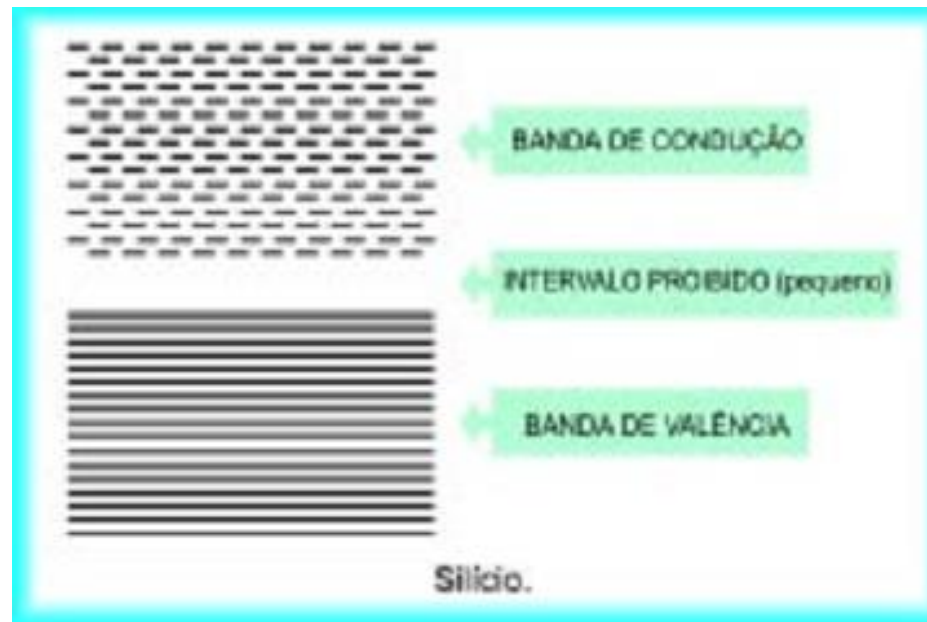
Ligação Metálica – Teoria das Bandas Eletrônicas

- Os **ametais**, pelo contrário, são, normalmente, maus condutores (isolantes) de eletricidade. O enxofre, por exemplo, que tem $Z = 16$ e configuração eletrônica de $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, tem orbital $3s^2$ lotado e o $3p^4$ quase lotado. O próximo orbital livre só será o $4s^2$, muito distante para permitir que o elétron ultrapasse facilmente sendo assim, conseqüentemente, o enxofre não conduz eletricidade.



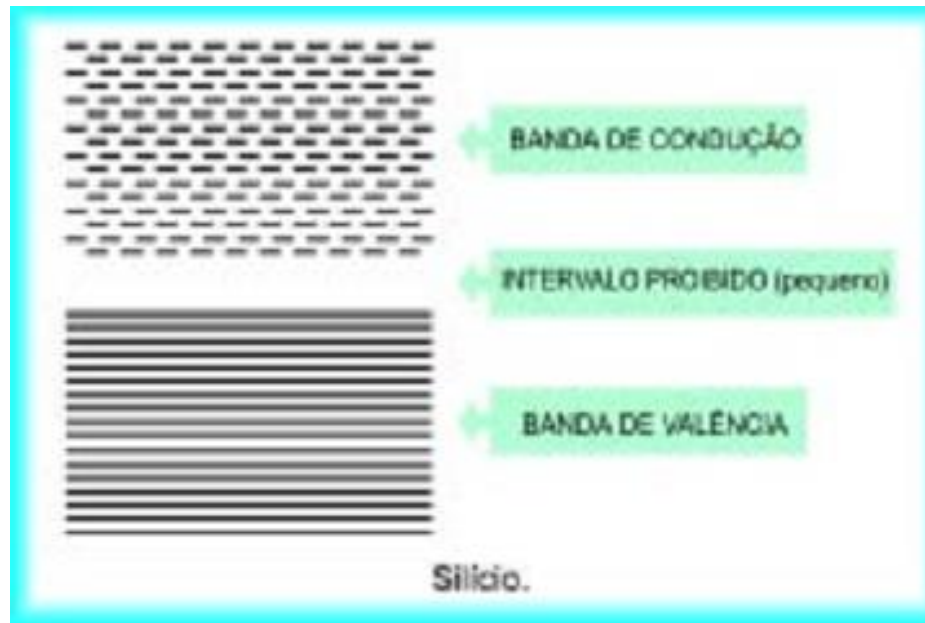
Ligação Metálica – Teoria das Bandas Eletrônicas

- Os **metaloides**, especialmente o silício (Si) e o germânio (Ge), têm uma distribuição eletrônica intermediária entre os metais e não metais e, portanto, apresentam suas bandas de valência e condução muito próximas, conforme mostra a Figura.



Ligação Metálica – Teoria das Bandas Eletrônicas

- Em temperaturas baixas ($< 0^{\circ}\text{C}$), esses elementos são isolantes e, à temperatura ambiente, esses elementos são pobres condutores de energia, sendo, por isso, chamados **semicondutores intrínsecos**. O aumento da temperatura faz aumentar a condutibilidade dos semicondutores, ao contrário dos metais.



EXERCÍCIOS

Ligações Iônicas

- 2.29 Com base nas cargas esperadas para os íons monoatômicos, dê as fórmulas químicas de cada um dos seguintes compostos: (a) arseneto de magnésio; (b) sulfeto de índio(III); (c) hidreto de alumínio; (d) telureto de hidrogênio; (e) fluoreto de bismuto(III).
- 2.30 Com base nas cargas esperadas para os íons monoatômicos, dê as fórmulas químicas de cada um dos seguintes compostos: (a) telureto de manganês(II); (b) arseneto de bário; (c) nitrito de silício; (d) bismutito de lítio; (e) cloreto de zircônio(IV).
- 2.31 Com base nas cargas esperadas para os íons monoatômicos, dê as fórmulas químicas de cada um dos seguintes compostos: (a) óxido de bismuto(III); (b) óxido de chumbo(IV); (c) óxido de tálio(III).
- 2.32 Com base nas cargas esperadas para os íons monoatômicos, dê as fórmulas químicas de cada um dos seguintes compostos: (a) sulfeto de ferro(II); (b) cloreto de cobalto(III); (c) fosfeto de magnésio.

EXERCÍCIOS

Ligações Covalentes

- 2.33 Escreva a estrutura de Lewis de (a) CCl_4 ; (b) COCl_2 ; (c) ONF ; (d) NF_3 .
- 2.34 Escreva a estrutura de Lewis de (a) SCl_2 ; (b) AsH_3 ; (c) GeCl_4 ; (d) SnCl_2 .
- 2.35 Escreva a estrutura de Lewis de (a) íon tetra-hidrido-borato, BH_4^- ; (b) íon hipobromito, BrO^- ; (c) íon amida, NH_2^- .
- 2.37 Escreva a estrutura de Lewis completa de cada um dos seguintes compostos (a) cloreto de amônio; (b) fosfeto de potássio; (c) hipoclorito de sódio.
- 2.55 Escreva as estruturas de Lewis para as seguintes moléculas ou íons e dê o número de elétrons em torno do átomo central: (a) SF_6 ; (b) XeF_2 ; (c) AsF_6^- ; (d) TeCl_4 .
- 2.56 Escreva as estruturas de Lewis para as seguintes moléculas ou íons e dê o número de elétrons em torno do átomo central: (a) SiF_6^{2-} ; (b) IF_7 ; (c) ClF_3 ; (d) BrF_4^+ .
- 2.57 Escreva a estrutura de Lewis e dê o número de pares isolados do xenônio, o átomo central dos seguintes compostos: (a) XeOF_2 ; (b) XeF_4 ; (c) XeOF_4 .
- 2.58 Escreva as estruturas de Lewis e dê o número de pares isolados do átomo central dos seguintes compostos: (a) ClF_3 ; (b) AsF_5 ; (c) SF_4 .