

Ligações Químicas

Conceitos

De todos os elementos químicos conhecidos, somente os gases nobres são encontrados na natureza na forma de átomos isolados. Para entender a razão desta estabilidade dos gases nobres, vamos analisar suas configurações eletrônicas por camadas:

Gás nobre	K	L	M	N	O	P
He (Z = 2)	2					
Ne (Z = 10)	2	8				
Ar (Z = 18)	2	8	8			
Kr (Z = 36)	2	8	18	8		
Xe (Z = 54)	2	8	18	18	8	
Rn (Z = 86)	2	8	18	32	18	8

Perceba que, excetuando-se o Hélio (He), os gases nobres apresentam **oito elétrons** na camada mais externa (camada de valência).

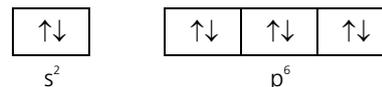
A estabilidade dos gases nobres pode estar relacionada com o fato de possuírem essa configuração eletrônica particular, não apresentada por outros elementos no estado fundamental.

A **Regra do Octeto** estabelece que os átomos dos demais elementos formam ligações entre si de modo a adquirir configuração estável de gás nobre. Essa regra é obedecida apenas por uma parte dos elementos, mas serve para explicar a existência de um grande número de compostos.

De uma forma mais precisa, podemos explicar a estabilidade dos gases nobres, verificando suas configurações eletrônicas por subcamadas:

Gás nobre	Configuração	Camada de valência
He (Z = 2)	$1s^2$	$1s^2$
Ne (Z = 10)	$1s^2 2s^2 2p^6$	$2s^2 2p^6$
Ar (Z = 18)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3s^2 3p^6$
Kr (Z = 36)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	$4s^2 4p^6$
Xe (Z = 54)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$	$5s^2 5p^6$
Rn (Z = 86)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^{10} 4f^{14} 6p^6$	$6s^2 6p^6$

Veja que todos eles apresentam uma camada de valência com subníveis totalmente preenchidos, o que é uma situação de alta estabilidade, dada a simetria dos spins dos elétrons nos orbitais – cada elétron tem seu spin anulado pelo do outro que compartilha o mesmo orbital.



Durante o estabelecimento de uma ligação química, os átomos sofrem alterações em suas configurações eletrônicas, ganhando, perdendo ou mesmo compartilhando elétrons de modo a satisfazer a condição de estabilidade – camada de valência com **oito elétrons**, ou com os subníveis totalmente preenchidos.

Agora podemos definir ligação química:

Ligação química é a associação entre dois átomos através de uma modificação de suas configurações eletrônicas, visando conferir-lhes maior estabilidade.

Valência é o número de elétrons que um átomo precisa ganhar, perder ou compartilhar para adquirir estabilidade.

Se um átomo perde elétrons, assume carga positiva. Se ganha, assume carga negativa. A valência acompanhada de um sinal algébrico (+ ou -) que represente a carga do átomo é chamada de **número de oxidação** ou simplesmente **nox**.

Em se tratando de elementos representativos, podemos estabelecer como regra geral a seguinte:

Grupo do elemento	Nº de elétrons na camada de valência	Nº de elétrons perdidos	Nº de elétrons ganhos	Valência mais comum
1 ou 1A	1	1	-	1
2 ou 2A	2	2	-	2
13 ou 3A	3	3	-	3
14 ou 4A	4	4	4	4
15 ou 5A	5	-	3	3
16 ou 6A	6	-	2	2
17 ou 7A	7	-	1	1
18 ou 8A	8	-	-	0

Ligações interatômicas

Classificação

Através do estudo de propriedades periódicas, como energia de ionização, afinidade eletrônica, eletropositividade e eletronegatividade, podemos saber se um elemento possui tendência a perder ou a ganhar elétrons quando submetido à combinação com outro. Desta maneira, os elementos podem ser divididos em algumas categorias:

- **Metais** – elementos que perdem elétrons.
- **Não metais e hidrogênio** – elementos que ganham elétrons.
- **Semimetais** – elementos que perdem ou ganham elétrons.
- **Gases nobres** – elementos que não perdem nem ganham elétrons.

Percebe-se que não metais e hidrogênio, que devem ganhar elétrons, terão preferência por metais, que devem perder elétrons e vice-versa. No entanto, pode-se estabelecer ligação química entre dois não metais, ou entre dois metais, ou ainda ligações envolvendo semimetais.

As diferentes ligações químicas podem ser classificadas de acordo com os tipos de elementos que as constituem:

Tipo de ligação	Elementos constituintes
Iônica	metal + não metal metal + hidrogênio
Covalente	não metal + não metal não metal + hidrogênio hidrogênio + hidrogênio
Metálica	metal + metal

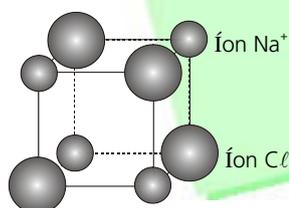
Ligação iônica

Ocorre pela atração entre os cátions e ânions que se formam por transferência de elétrons, normalmente de um metal para um não metal. O composto iônico é formado por aglomerados iônicos – cátions e ânions se atraindo por meio de forças de natureza eletrostática.

Propriedades dos compostos iônicos:

- Todo composto iônico é sólido em condições ambientais.
- Possuem altos pontos de fusão e ebulição.
- Possuem estrutura cristalina definida.

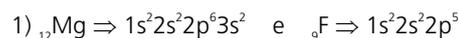
Exemplo: NaCl



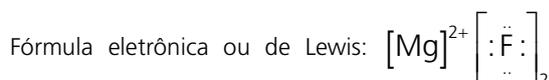
- São geralmente solúveis em solventes inorgânicos ou polares, como a água.
- Conduzem corrente elétrica quando fundidos ou em solução aquosa.

As substâncias iônicas podem ser representadas por íons-fórmulas e por estruturas de Lewis (fórmulas eletrônicas).

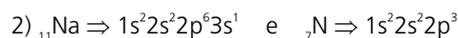
Exemplos:



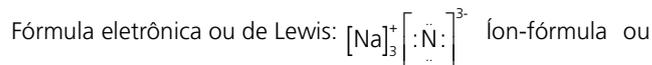
O magnésio, que é metal, perde 2 elétrons. O flúor, que é não metal, ganha 1 elétron. São necessários dois átomos de flúor para cada átomo de magnésio.



Íon-fórmula ou fórmula mínima: MgF₂

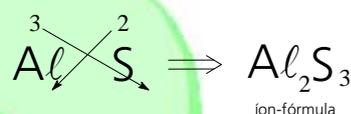


O sódio, que é metal, perde 1 elétron. O nitrogênio, que é não metal, ganha 3 elétrons. São necessários três átomos de sódio para cada átomo de nitrogênio.



fórmula mínima: Na₃N

Conhecendo as valências dos elementos, podemos escrever o íon-fórmula sem precisar escrever a fórmula de Lewis. Por exemplo: se quisermos ligar alumínio (grupo 13 ou 3A) com o enxofre (grupo 16 ou 6A), procederemos da seguinte maneira:



Quando os índices da fórmula são múltiplos entre si, devemos simplificá-los para obter a menor fórmula possível. Por exemplo:

Ligação entre alumínio (grupo 13 ou 3A) e nitrogênio (grupo 15 ou 5A):



Ligação covalente

Ocorre por compartilhamento de elétrons, em geral entre não metais. A ligação pode ser normal ou coordenada, mas envolve sempre um par eletrônico que é atraído mutuamente pelos dois átomos participantes.

Propriedades das substâncias moleculares:

- Nas condições ambientais, encontramos substâncias moleculares sólidas (como o iodo, I₂), líquidas (como a água, H₂O) e gasosas (como o dióxido de carbono, CO₂).
- Alguns sólidos são amorfos, isto é, não possuem estrutura cristalina definida (é o caso da celulose, que constitui a madeira). Já outros são encontrados como cristais (é o caso de iodo, enxofre e sacarose).
- Possuem baixos pontos de fusão e ebulição, em comparação como os compostos iônicos, pois as forças de atração entre moléculas são mais fracas que as ligações iônicas.
- Não conduzem corrente elétrica quando puras. Algumas, como o HCl e o NH₃, conduzem eletricidade quando dissolvidas em água.

As moléculas podem ser representadas por fórmulas moleculares e por estruturas de Lewis (fórmulas estruturais e eletrônicas).

Exemplos:

1) Ligação entre átomos de flúor ($1s^2 2s^2 2p^5$)



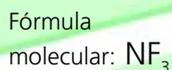
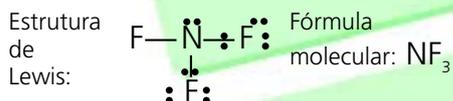
2) Ligação entre átomos de oxigênio ($1s^2 2s^2 2p^4$)



3) Ligação entre átomos de nitrogênio ($1s^2 2s^2 2p^3$)



4) Ligação entre nitrogênio ($1s^2 2s^2 2p^3$) e flúor ($1s^2 2s^2 2p^5$)



5) Ligação entre carbono ($1s^2 2s^2 2p^2$) e oxigênio ($1s^2 2s^2 2p^4$)



6) Ligação entre nitrogênio ($1s^2 2s^2 2p^3$) e oxigênio ($1s^2 2s^2 2p^4$)

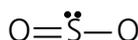


Na **ligação covalente coordenada**, um dos átomos participantes contribui com os 2 elétrons que formam o par eletrônico.

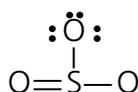
Uma ligação covalente coordenada somente deve ocorrer quando todas as ligações covalentes normais já tiverem sido estabelecidas.

Exemplos:

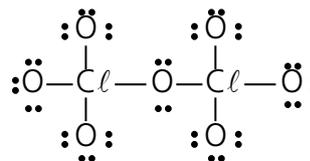
1) Molécula de SO_2



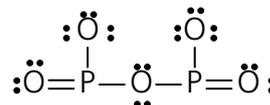
2) Molécula de SO_3



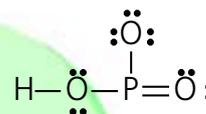
3) Molécula de Cl_2O_7



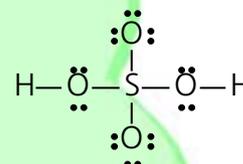
4) Molécula de P_2O_5



5) Molécula de HPO_3



6) Molécula de H_2SO_4



Ligação metálica

Na **Teoria do Mar de Elétrons**, a ligação metálica ocorre pela formação de uma nuvem eletrônica que se constitui dos elétrons de valência dos átomos. Cada átomo sofre a ionização dos elétrons de valência, de modo que a nuvem eletrônica formada possui total mobilidade entre os átomos, mantendo-os unidos. Os cátions metálicos estão submersos em um "mar de elétrons".

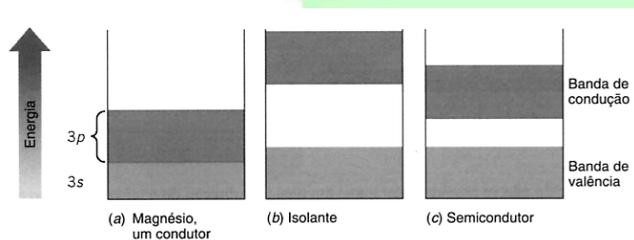
Na **Teoria das Bandas Eletrônicas** considera-se que, num sólido, uma banda de energia é composta de um grande número de níveis de energia muito próximos. Esses níveis de energia são formados pela combinação de orbitais atômicos de energias semelhantes, associados a cada um dos átomos no interior da substância. No sódio, por exemplo, os orbitais atômicos 1s, um de cada átomo, combinam-se para formar uma única banda 1s. O número de níveis de energia na banda é igual ao número de orbitais 1s supridos pelo conjunto de todos os átomos de sódio. A mesma coisa acontece com os orbitais 2s, 2p etc., e, assim, temos também bandas 2s, 2p etc., dentro do sólido.

Referimos-nos à banda contendo a camada de elétrons externa (camada de valência) como a **banda de valência**. Qualquer banda que seja ou vazia ou parcialmente preenchida e

também ininterrupta ao longo da rede é chamada **banda de condução**, porque os elétrons nesta banda são capazes de se mover através do sólido, possibilitando assim a condução de corrente elétrica.

No sódio metálico, a banda de valência e a banda de condução coincidem, logo, o sódio é um bom condutor. No magnésio, a banda de valência 3s está preenchida, logo, não pode ser usada para transportar elétrons. Entretanto, a banda condutora 3p vazia geralmente se superpõe à banda de valência e pode facilmente ser ocupada por elétrons quando um campo elétrico externo é aplicado. Isto faz com que o magnésio seja condutor.

Em um isolante como o vidro, o diamante ou a borracha, todos os elétrons de valência são usados para formar ligações covalentes. Logo, todos os orbitais da banda de valência estão preenchidos e não podem contribuir para a condutividade elétrica. Além disso, a separação de energia, ou lacuna de banda, entre a banda de valência preenchida e a banda de condução mais próxima (banda vazia), é grande. Como resultado, elétrons não podem ocupar a banda de condução, e, assim, estas substâncias são incapazes de conduzir eletricidade.



Propriedades das substâncias metálicas

- Excetuando-se o mercúrio (Hg), as substâncias metálicas são sólidas em condições ambientais.
- Os metais são bons condutores de calor e eletricidade.
- Possuem pontos de fusão e ebulição, em geral, maiores que os dos compostos moleculares e menores que os dos compostos iônicos, mas essas propriedades físicas variam muito de elemento para elemento. Por exemplo: Na – ponto de fusão = 98°C, W – ponto de fusão = 3410°C.
- Os metais sólidos são dúcteis (podem ser reduzidos a fios) e maleáveis (podem ser reduzidos a lâminas).
- Os metais formam ligas entre si, chamadas ligas metálicas, como é o caso da solda (liga de Sn-Pb) e dos amálgamas, ligas formadas pelo mercúrio (Ag-Hg, Au-Hg etc.).



Exercícios de Fixação

- (SMF) A série constituída exclusivamente por espécies com ligação química predominantemente iônica é:
 - NaCl, KBr e HI
 - HF, Na₂O e KCl
 - CO₂, GeS₂ e P₂O₅
 - CaH₂, Na₂S e KI
 - AlCl₃, K₂O e NaF
- (SMF) Uma das descobertas mais importantes do século XX foi o modo como as características elétricas dos semicondutores podem ser alteradas pela introdução controlada de impurezas selecionadas cuidadosamente. Isto levou à invenção dos transistores, que tornaram possíveis todos os maravilhosos dispositivos eletrônicos que hoje em dia consideramos tão comuns, tais como TVs, CD players, rádios e calculadoras portáteis, além, é claro, dos microcomputadores. O material obtido pela adição de ¹⁵P ao ³²Ge é considerado um:
 - semicondutor extrínseco tipo n.
 - semicondutor extrínseco tipo p.
 - semicondutor intrínseco tipo n.
 - semicondutor intrínseco tipo p.
 - supercondutor.
- (SMF) Desenhe a estrutura de Lewis para as espécies químicas:
 - HSO₃⁻
 - H₂S₃O₆
- (SMF) Dois elementos representativos **X** e **Y** são tais que **X** forma com o flúor um gás de fórmula XF₂ e **Y** forma com o oxigênio um sólido de fórmula Y₂O. Com base nessas informações, pergunta-se:
 - quais as prováveis famílias de **X** e **Y** na Tabela Periódica?
 - cite duas possíveis propriedades do composto obtido da combinação de **X** com **Y**. Justifique suas respostas.
- (SMF) Na fase sólida, muitas moléculas são capazes de polimerizar, seja por ligações tricentradas, seja por ligações coordenadas, devido à existência de orbitais vazios na camada de valência do átomo central. As moléculas que **não** se enquadram nessa categoria são:
 - AlCl₃, BeH₂ e BF₃.
 - HF, OF₂ e CH₄.
 - SO₃, BeF₂ e AlH₃.
 - SiO₂, GeO₂ e SnCl₄.
 - SF₂, PCl₃ e InBr₃.

OLIMPIÁDA INTERNACIONAL DE FÍSICA – ZAGREB - CROÁCIA - 2010

FARIAS BRITO

O MELHOR EM FÍSICA

O FARIAS BRITO É O
BRASIL NA OLIMPIÁDA
INTERNACIONAL DE
FÍSICA NA CROÁCIA.

RODRIGO ROLIM MENDES ALENCAR
2º DO BRASIL (1º E ÚNICO DO CEARÁ)



ZAGREB - CROÁCIA
TEATRO NACIONAL DA CROÁCIA

O Farias Brito mais uma vez mostra que é o melhor do Ceará em física e um dos melhores de todo o Brasil. É destaque em uma das provas mais difíceis e concorridas, representando bem nosso país no mundo.

www.fariasbrito.com.br

ORGANIZAÇÃO EDUCACIONAL

FARIAS BRITO 75 ANOS

Paixão por você. Paixão por vencer.