

FRENTE: QUÍMICA I

PROFESSOR(A): SÉRGIO MATOS

ASSUNTO: LIGAÇÕES QUÍMICAS

EAD – ITA/IME

AULAS 14 A 16



Resumo Teórico

Conceitos

De todos os elementos químicos conhecidos, somente os gases nobres são encontrados na natureza na forma de átomos isolados. Para entender a razão dessa 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).

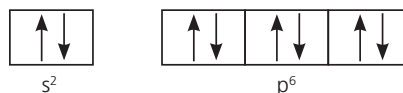
A estabilidade dos gases nobres pode estar relacionada com o fato de possuírem essa configuração eletrônica particular, não apresentada por outros elementos no estado fundamental.

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 por meio de uma modificação de suas configurações eletrônicas, visando conferir-lhe 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 o 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

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

- Metais – elementos que perdem elétrons.
- Ametais 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 ametais 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 ametais, 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:

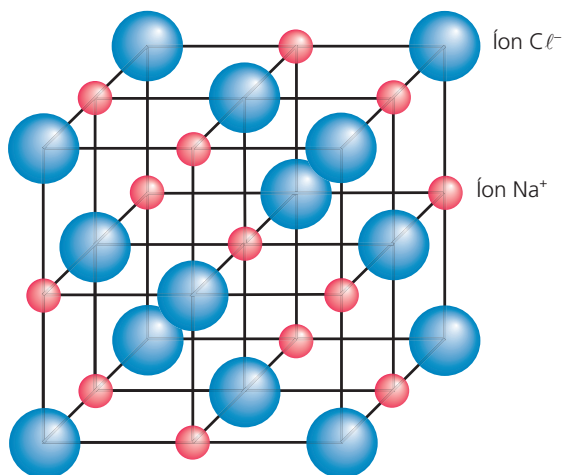
Tipo de ligação	Elementos constituintes
Iônica	metal + ametal
Covalente	ametal + ametal
Metálica	metal + metal

Ligação iônica

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

Propriedades dos compostos iônicos:

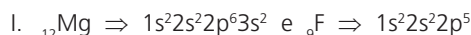
- Todo composto iônico é sólido em condições ambientais.
- Possuem altos pontos de fusão e ebulição.
- Possuem estrutura cristalina definida. **Exemplo:** NaCl possui estrutura cúbica de faces centradas.



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

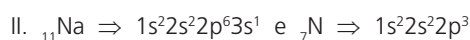
As substâncias iônicas podem ser representadas por íons-fórmulas e por estruturas de Lewis (fórmulas eletrônicas).

Exemplos:



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

Fórmula eletrônica ou de Lewis	$[\text{Mg}]^{2+} \quad \left[\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} \text{F} \right]_2^{1-}$
Íon-fórmula ou fórmula mínima	MgF_2



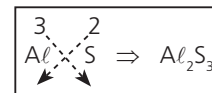
O sódio, que é metal, perde 1 elétron. O nitrogênio, que é ametal, ganha 3 elétrons. São necessários três átomos de sódio para cada átomo de nitrogênio.

Fórmula eletrônica ou de Lewis	$[\text{Na}]_3^+ \quad \left[\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} \text{N} \right]^{3-}$
Íon-fórmula ou fórmula mínima	Na_3N

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 assim:

Al \Rightarrow valência = 3

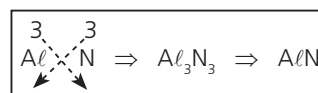
S \Rightarrow valência = 2



Quando os índices da fórmula são múltiplos entre si, devemos simplificá-los para obter a menor fórmula possível. Por exemplo, na ligação entre alumínio (grupo 13 ou 3A) e nitrogênio (grupo 15 ou 5A):

Al \Rightarrow valência = 3

N \Rightarrow valência = 3



Ligação covalente

Ocorre por compartilhamento de elétrons, em geral entre ametais. A ligação pode ser **normal** ou **coordenada**, mas envolve sempre um par eletrônico, que é atraído mutuamente pelos dois átomos participantes. Na maioria das vezes, são formadas moléculas – unidades constituídas de um número determinado de átomos unidos por ligações covalentes.

Propriedades das substâncias moleculares:

- Nas condições ambientais, encontramos substâncias moleculares sólidas (como o iodo, I_2), líquidas (como a água, H_2O) e gasosas (como o dióxido de carbono, CO_2).
- 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 com 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 NH_3 , conduzem eletricidade quando dissolvidas em água.

As moléculas podem ser representadas por fórmulas moleculares e por estruturas de Lewis (fórmulas estruturais e eletrônicas). Uma **ligação covalente normal** ocorre quando cada átomo fornece um elétron para a constituição do par eletrônico compartilhado.

Exemplos:

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

Estrutura de Lewis	$\text{:}\ddot{\text{F}}-\ddot{\text{F}}\text{:}$
Fórmula molecular	F_2

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

Estrutura de Lewis	$\text{:}\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{O}}\text{:}$
Fórmula molecular	O_2

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

Estrutura de Lewis	$\text{:}\text{N}\equiv\text{N}\text{:}$
Fórmula molecular	N_2

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

Estrutura de Lewis	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}}-\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{F}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array}$
Fórmula molecular	NF_3

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

Estrutura de Lewis	$\text{:}\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}\text{:}$
Fórmula molecular	CO_2

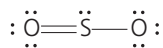
6. Ligação entre nitrogênio ($1s^2 2s^2 2p^3$) e oxigênio ($1s^2 2s^2 2p^4$)

Estrutura de Lewis	$\text{:}\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}\text{:}$
Fórmula molecular	N_2O_3

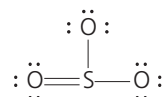
Na **ligação covalente coordenada**, um dos átomos participantes contribui com os 2 elétrons que formam o par eletrônico. Uma ligação covalente coordenada somente deve ocorrer quando todas as ligações covalentes normais já tiverem sido estabelecidas.

Exemplos:

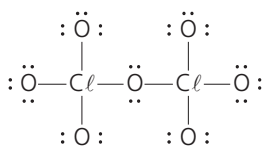
1. Molécula de SO_2



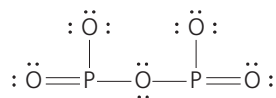
2. Molécula de SO_3



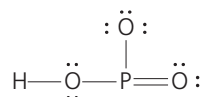
3. Molécula de Cl_2O_7



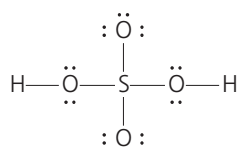
4. Molécula de P_2O_5



5. Molécula de HPO_3



6. Molécula de H_2SO_4



Geometria molecular

A Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência afirma que a geometria de uma molécula ou íon é resultado da repulsão entre os elétrons de valência do átomo central. Quanto mais afastados estiverem os pares de elétrons, menor será a força de repulsão e maior a estabilidade.

Sendo PL um par ligante e PNL um par não ligante, as repulsões crescem na seguinte ordem:

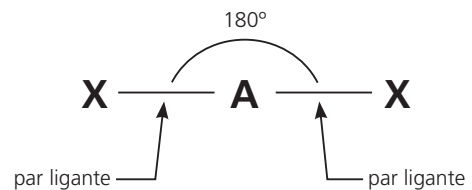


Os pares eletrônicos que definem a geometria de uma espécie química são chamados de **pares eletrônicos estereoaivos**. Qualquer par eletrônico não ligante na camada de valência do átomo central é estereoaivo. Entre os pares eletrônicos ligantes, apenas os pares de elétrons σ (sigma) são estereoaivos, ou seja, pares de elétrons π não definem a geometria.

Nas representações das estruturas que se seguem, A representa o átomo central, X os átomos ligados a ele, podendo ser iguais ou diferentes, e E representa um par não ligante do átomo central.

Geometria linear

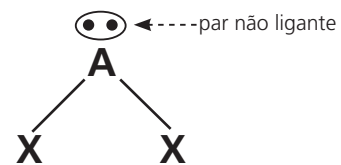
Ocorre com moléculas do tipo AX_2 , sem par não ligante no átomo central.



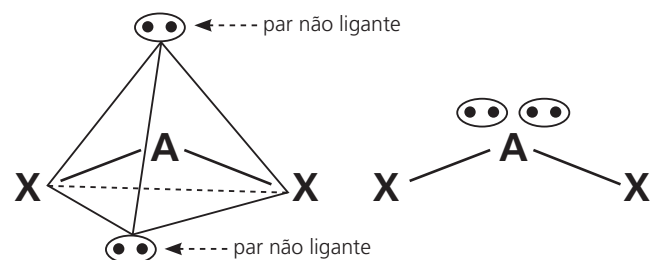
Geometria angular

Ocorre com moléculas do tipo AX_2 , com par não ligante no átomo central. Os átomos X formam entre si um ângulo menor que 180° . Existem dois casos principais:

A) O átomo central apresenta 1 par não ligante (molécula AX_2E):

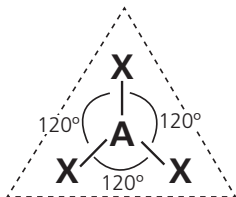


B) O átomo central apresenta 2 pares não ligantes (molécula AX_2E_2):



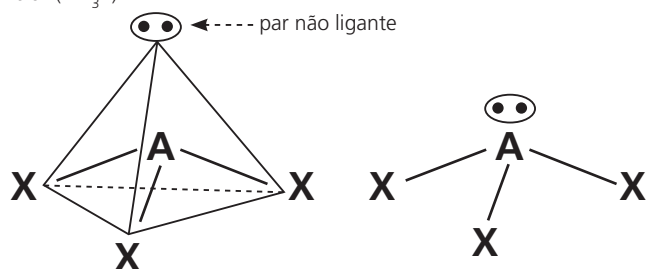
Geometria trigonal plana

Ocorre com moléculas do tipo AX_3 , sem par não ligante no átomo central.



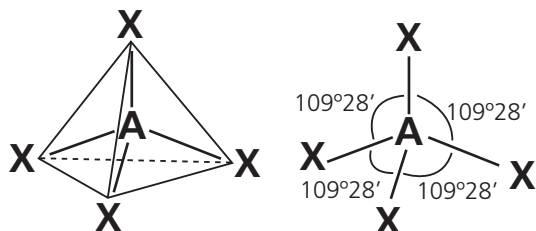
Geometria piramidal trigonal

Ocorre com moléculas AX_3 , com 1 par não ligante no átomo central (AX_3E).



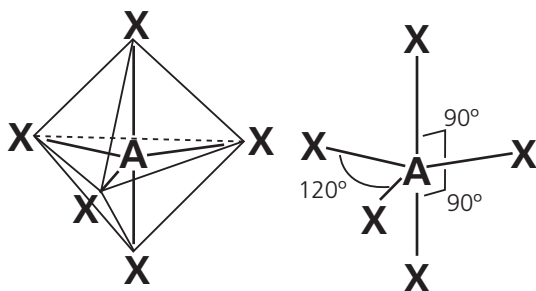
Geometria tetraédrica

Ocorre com moléculas AX_4 , sem par não ligante no átomo central.



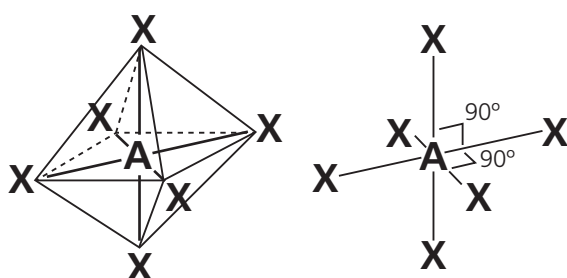
Geometria bipiramidal trigonal

Ocorre com moléculas AX_5 , sem par não ligante no átomo central.



Geometria octaédrica

Ocorre com moléculas AX_6 , sem par não ligante no átomo central.



Exercícios

- (ProfSM) A respeito da configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, afirma-se que pode representar:
 - O estado fundamental de um cátion monovalente contendo 15 prótons;
 - O estado fundamental de um ânion monovalente da família do boro;
 - Um estado excitado de um átomo neutro com 14 elétrons;
 - O estado fundamental de um átomo neutro que pode formar ligações iônicas com o flúor.

Estão corretas as afirmações:

 - I e II, somente.
 - I, II e III, somente.
 - II, III e IV, somente.
 - I e IV, somente.
 - Todas.
- (ProfSM) Assinale a alternativa que relaciona apenas substâncias formadas por ligações predominantemente covalentes:
 - SO_3 , NF_3 e K_2O
 - BF_3 , $FeCl_2$ e N_2O
 - $MgBr_2$, C_2N_2 e ClO_2
 - MnO , CaH_2 e BeF_2
 - $AlCl_3$, $SbCl_3$ e GeO_2 .
- (ProfSM) A correta comparação do ângulo de ligação se encontra na alternativa:

A) $NH_3 < PH_3$	B) $CO_2 = SO_2$
C) $CCl_4 > CH_4$	D) $H_2S < H_2O$
E) $Cl_2O > Br_2O$	
- (ProfSM) As cores dos compostos iônicos no estado sólido ou em solução constituem uma ferramenta para sua identificação, sendo um procedimento rotineiro em Química Analítica Qualitativa. Assinale um composto que resulta numa solução **incolor** quando dissolvido em água, o que dificulta sua identificação:

A) $CuCl_2$	B) Na_2MnO_4
C) $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$	D) $Zn(NO_3)_2$
E) $MnSO_4$	
- (ProfSM) Um frasco sem rótulo, porém lacrado, foi encontrado no almoxarifado de um laboratório. Ao se abrir o frasco, verificou-se que continha um material sólido que se dissolvia em água formando uma solução com coloração característica. Tal sólido poderia ser:

A) Na_2SO_4	B) KCN
C) $AgNO_3$	D) $NiCl_2$
E) $ZnBr_2$	
- (ProfSM) Assinale a alternativa que relaciona apenas espécies químicas com geometria tetraédrica:
 - $N(C_2H_5)_4^+$, $AlCl_4^-$, PF_4^+ e $PbCl_4$.
 - SF_4 , BrF_4^- , BF_4^- e CH_4 .
 - SiH_4 , CCl_4 , IO_4^- e XeF_2O_2 .
 - SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , SiO_4^{4-} e $SeCl_4$.
 - XeF_4 , XeO_4 , $Al(CN)_4^-$ e $SbCl_4^+$.

