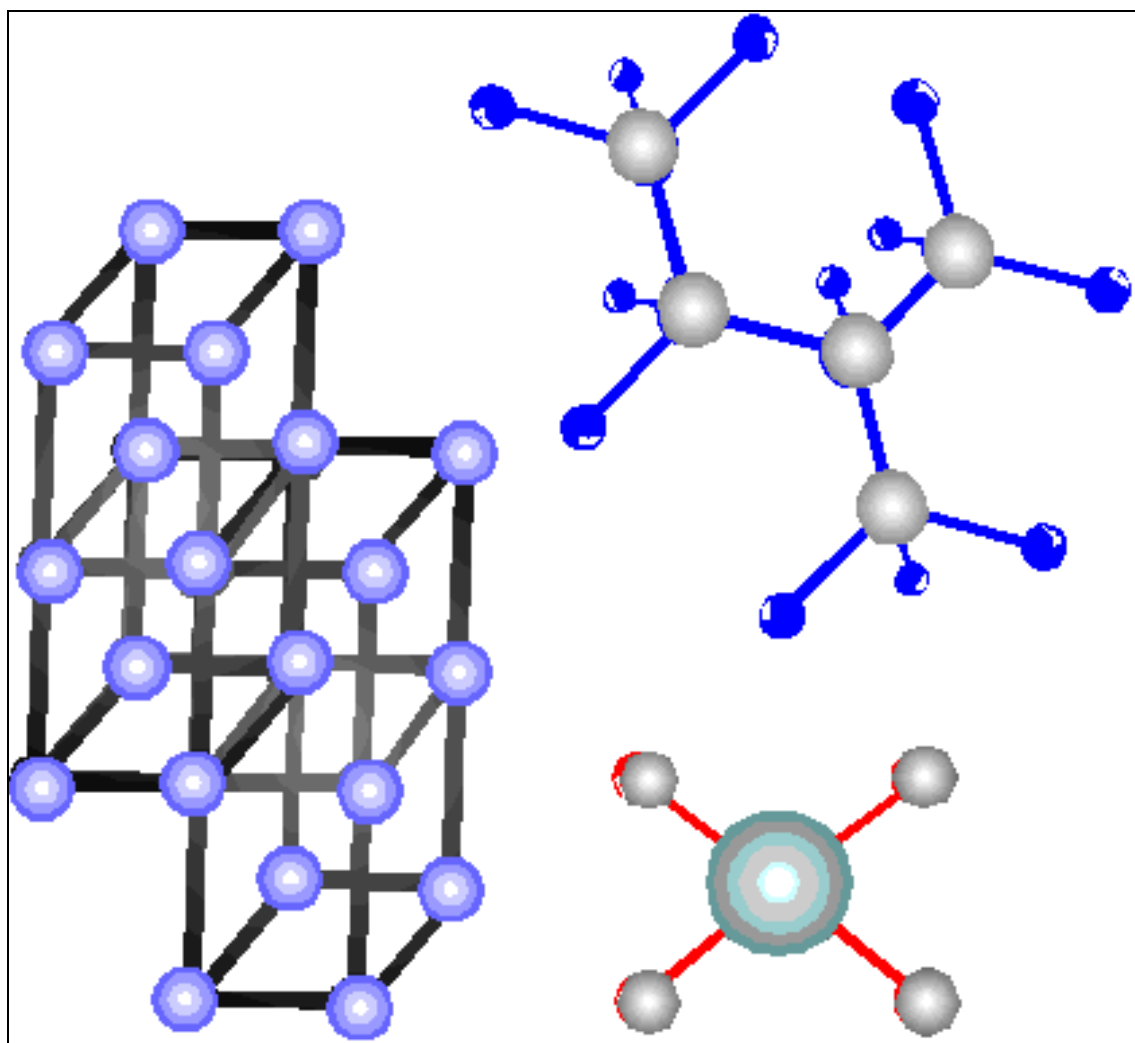




Universidade Federal do Rio Grande do Sul  
Instituto de Química  
Área de Educação Química



## LIGAÇÕES QUÍMICAS: Uma Abordagem Centrada no Cotidiano

Maira Ferreira

**MODELOS DE LIGAÇÕES QUÍMICAS:  
EXPLICAÇÃO DAS PROPRIEDADES FÍSICAS DAS SUBSTÂNCIAS.**

Maira Ferreira

Porto Alegre, 1998

Este material é uma adaptação da obra: LIGAÇÕES QUÍMICAS: A CONSTRUÇÃO DE MODELOS QUE BUSCAM EXPLICAR AS PROPRIEDADES DAS SUBSTÂNCIAS.

Autores: Adalberto Breier	- UFRGS
Claudete Reichelt Ely	- UFRGS
Edson Luiz Lindner	- UFRGS
Antonio Sérgio Klebanowski Milagre	- UFRGS

## SUMÁRIO

1. Introdução.....	04
2. Analisando as propriedades das substâncias.....	05
3. Modelos de ligações químicas.....	09
3.1. Ligações iônicas.....	09
3.1.1. Propriedades físicas das substâncias iônicas.....	09
3.1.2. Exemplos de compostos iônicos.....	09
3.1.3. Tabela de propriedades e usos de compostos iônicos.....	14
3.2. Ligações metálicas.....	10
3.2.1. Propriedades físicas das substâncias metálicas.....	10
3.2.2. Exemplos de substâncias metálicas.....	11
3.2.3. Tabela de propriedades e usos de alguns metais/ligas metálicas..	15/16
3.3. Ligações covalentes.....	11
3.3.1. Propriedades físicas das substâncias moleculares.....	12
3.3.2. Exemplos de substâncias moleculares.....	12
4. Ligação covalente: teoria da repulsão dos pares de elétrons de valência	17
4.1. Cálculo do número de pares de elétrons a distribuir (NED).....	18
4.2. Cálculo do número de pares de elétrons.....	19
4.3. Distribuição dos pares eletrônicos.....	19
5. Geometria molecular.....	21
5.1. Disposição espacial de PL e PNL: geometria molecular.....	23
6. Geometria e polaridade das moléculas.....	26
...6.1. Geometria linear.....	26
...6.2. Geometria angular.....	27
...6.3. Geometria trigonal plana.....	27
...6.4. Geometria piramidal.....	27
...6.5. Geometria tetraédrica.....	28
...6.6. Como medir a polaridade de uma molécula.....	28
7. Interações intermoleculares.....	30
...7.1. Interações entre moléculas polares.....	33
...7.1.1. Pontes de Hidrogênio.....	32
...7.1.2. Dipolo-dipolo ou dipolo permanente.....	33
...7.2. Interações entre moléculas apolares.....	33
...7.2.1. Dipolo induzido-dipolo instantâneo ou Forças de London.....	33
8. Comportamento de subst. moleculares/Interações intermoleculares.....	34
...8.1. Pontos de fusão e ebulição.....	34
...8.2. Estados físicos.....	35
...8.3. Solubilidade.....	35
9. Semelhanças e diferenças entre subst. iônicas, metál., molec. e coval.	36
10. Algumas conclusões importantes.....	37
11. Referências bibliográficas.....	38

## 1. INTRODUÇÃO

Os conceitos referentes às ligações químicas são muito importantes dentro do estudo de química. Podemos, inclusive, afirmar que a compreensão dos diferentes modelos de ligação química é fundamental para a aprendizagem de outros conteúdos químicos.

A compreensão deste assunto é dificultada pela maneira como, geralmente, é trabalhado este conteúdo. As diferentes ligações são apresentadas, não como modelos que servem para explicar o comportamento das substâncias, e sim como um conteúdo isolado.

Um outro aspecto é o usar modelos de forma dogmática, dando a impressão que a ligação entre dois átomos pode ser vista e a partir daí possa se observar diferentes propriedades nas substâncias, quando ocorre exatamente o contrário, a partir das propriedades (macroscópico), chegamos a idealização de modelos (microscópico) que melhor expliquem os diferentes comportamentos de compostos químicos.

Ainda, é importante lembrar que, dependendo da maneira como vão ser trabalhados os conceitos, pode haver real aprendizagem dos estudantes ou simplesmente memorização de termos e exemplos que não serão compreendidos, por não terem significado algum para os alunos.

Este trabalho tem por objetivo trabalhar as ligações químicas de modo a permitir uma melhor compreensão deste assunto. Para isso, busquei auxílio junto aos professores de química do Colégio de Aplicação.

A proposta de ensino no que se refere às ligações químicas, existente e aplicada no Colégio de Aplicação (UFRGS) é muito rica em vários aspectos:

- parte do macroscópico - comportamento de diferentes materiais -, e vai para o microscópico ao buscar modelos que expliquem esses diferentes comportamentos;
- respeita o nível de maturidade dos alunos quando aumenta gradativamente a complexidade dos conteúdos;
- trabalha as ligações covalentes segundo a Teoria da Repulsão dos Pares dos Elétrons de Valência, que se diferencia da forma tradicional de realizar o estudo das ligações covalentes por ser uma teoria mais abrangente.

A intenção ao preparar este material é salientar a importância de se buscar alternativas para o ensino de química, e isto pode ser feito a partir de trabalhos já existentes. Adequar, às diferentes realidades, propostas de ensino que venham sendo aplicadas e com bons resultados, é possível, desde que estejamos dispostos a diversificar nossa metodologia de ensino.

## **2. ANALISANDO AS PROPRIEDADES DAS SUBSTÂNCIAS.**

Quando nos referimos às substâncias químicas, muitas vezes pensamos na sua utilidade. Quando queremos um isolante procuramos um determinado material, quando precisamos de um condutor pensamos em outro, quando é necessário riscar algo pensamos em substâncias mais duras e resistentes e assim poderíamos citar vários outros exemplos.

Mas qual a relação entre a utilidade dos materiais e suas propriedades? Por que um determinado material pode ter um uso e outro semelhante não serve para o mesmo fim? Qual será a explicação para que os materiais tenham comportamento tão diferentes e por conseguinte, usos tão variados.

### **Atividade nº 1:**

Nesta atividade serão realizadas observações a respeito da condutividade elétrica de diferentes materiais. Para isto será utilizado um dispositivo constituído de um circuito interrompido entre os eletrodos ( um circuito aberto ). Para que a lâmpada acenda, deve haver, entre os eletrodos, materiais capazes de conduzir corrente elétrica, fechando, então, o circuito.

Complete o quadro anotando se a lâmpada acende forte (+++), média (++) ou fraca (+) ou se não acende.

Substância	Fórmula	Condutibilidade
Água	H <sub>2</sub> O	
Sal de cozinha	NaCl (s)	
Sal de cozinha em solução	NaCl (aq)	
Fio de cobre	Cu	
Açúcar (sacarose)	C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> (s)	
Açúcar em solução	C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> (aq)	
Álcool (etanol)	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	
Solução de soda cáustica	NaOH (aq)	
Acetato de sódio	CH <sub>3</sub> COONa (s)	
Acetato de sódio fundido	CH <sub>3</sub> COONa (l)	
Lâmina de ferro	Fe	
Naftaleno	C <sub>10</sub> H <sub>8</sub> (s)	
Naftaleno fundido	C <sub>10</sub> H <sub>8</sub> (l)	

Responda as questões:

- Todos os sólidos são condutores? Cite dois que sejam condutores e dois sólidos que não sejam.

- E as soluções? Cite duas soluções que sejam condutoras e duas que não sejam.

#### OBSERVAÇÕES IMPORTANTES:

- É mais seguro que a fusão do acetato de sódio seja feita pelo professor de forma demonstrativa. Aqueça em um cadinho de porcelana (prenda em um tripé e aquecer direto com bico de gás) 3 colheres de chá de acetato até a fusão completa. Desligue o fogo e teste a sua condutividade enquanto ele ainda estiver no estado líquido.

- A fusão do naftaleno pode ser feita com o auxílio de um ebulidor elétrico (rabo quente). Coloque água em uma cuba e coloque em um copo de bequer uma colher de sopa de naftalina triturada. Prenda o copo para que ele fique parcialmente submerso na água. Faça o teste quando todo o naftaleno tiver fundido.

- Lembrar os alunos que, antes de passar os eletrodos de uma substância para a outra, os mesmos devem ser limpos com um pano.

- Deve estar claro para os alunos que ao encostar os eletrodos um no outro, ocorre passagem de corrente, portanto, não devem deixar que se encostem durante os testes com as substâncias.

## **Atividade nº 2**

A atividade visa a observação do aspecto das substâncias (cor, estado físico, brilho, dureza, etc.) e a determinação dos seus PF e PE. Vamos fazer essas observações com o uso de uma lupa (aspecto) e de um ebulidor elétrico (pontos de fusão e ebulição).

Complete o quadro com os aspectos observados e com os dados obtidos.

<b>Substância</b>	<b>Fórmula</b>	<b>Cor</b>	<b>Possui brilho?</b>	<b>Estado físico</b>	<b>PF( °C )</b>	<b>PE( °C )</b>
Água	H <sub>2</sub> O					
Álcool	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O					
Naftaleno	C <sub>10</sub> H <sub>8</sub>					
Sal de cozinha	NaCl					
Cobre	Cu					
Limalha de ferro	Fe					
Enxofre	S <sub>8</sub>					
Hidróxido de potássio	KOH					
Sulfato de cobre	CuSO <sub>4</sub>					

OBS. O professor deve fornecer aos alunos os dados que não forem possíveis determinar em aula.

Responda as questões:

- Você percebe uniformidade nos pontos de fusão e ebulição das diferentes substâncias?

- Quanto ao brilho, todos os sólidos observados possuem brilho?

### **Atividade nº 3**

A atividade visa observar a solubilidade de algumas substâncias em água e em hexano. Para isto vamos colocar 5 ml de água em doze tubos de ensaio e em outros doze tubos vamos colocar 5 ml de hexano. A estes dois conjuntos de tubos, os que contém água e os que contém hexano, vamos adicionar amostras de diferentes substâncias.

Uma mesma amostra deve ser colocada nos dois tipos de solventes. As quantidades de substâncias a serem adicionadas devem ser as seguintes: - amostras líquidas: 5 ml, e amostras sólidas: uma ponta de espátula.

Complete o quadro abaixo escrevendo solúvel ou insolúvel.

Substância	Fórmula	Solubilidade em água	Solubilidade em hexano
Sal de cozinha	NaCl		
Açúcar (sacarose)	C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub>		
Ferro	Fe		
Alumínio	Al		
Álcool	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O		
Hidróxido de sódio	NaOH		
Cobre	Cu		
Naftaleno	C <sub>10</sub> H <sub>8</sub>		
Sulfato de cobre	CuSO <sub>4</sub>		
Tetracloroeto de carbono	CCl <sub>4</sub>		
Gasolina	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub> *		
Ácido acético	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O <sub>2</sub>		

\*Consideremos como a principal substância existente na gasolina.



### 3. MODELOS DE LIGAÇÕES QUÍMICAS

**3.1. Ligações iônicas:** é um modelo que tenta explicar as ligações entre elementos muito eletronegativos (geralmente ametais e hidrogênio) e elementos eletropositivos (metais). Este modelo pressupõe os metais perdendo elétrons, tornando-se íons positivos - cátions - e os ametais e o hidrogênio ganhando elétrons, tornando-se íons negativos - ânions. Os compostos que são formados segundo este modelo de ligação, são denominados **compostos iônicos**.

Ex.: Na                      Cl    Mg                      O

K                      S    Ca                      H

#### 3.1.1. Propriedades físicas das substâncias iônicas.

São propriedades observadas nos compostos iônicos:

- Altos pontos de fusão e ebulição.
- Condutividade elétrica quando fundidos ou dissolvidos em água.
- Solubilidade em água ( a maioria ).
- Apresentam aspecto cristalino.
- São sólidos e possuem brilho ( a maioria ).

### 3.1.2. Exemplos de compostos iônicos.

Podemos citar como exemplos de substâncias iônicas:

-cloreto de sódio	NaCl
-sulfeto de cálcio	CaS
-óxido de potássio	K <sub>2</sub> O
-hidreto de lítio	LiH
-carbonato de cálcio	CaCO <sub>3</sub>

### 3.1.3. Informações sobre propriedades e usos de alguns compostos iônicos:

ANEXO 1.

**3.2. Ligações metálicas:** Os metais de um modo geral são pouco eletronegativos, não exercendo portanto uma atração muito forte sobre os elétrons da última camada, por isso o modelo teórico que melhor explica as propriedades dos metais é a que prevê elétrons (semi) livres circulando em torno dos cátions, formando retículos cristalinos perfeitamente definidos. Os elementos ligados segundo este modelo de ligação dão origem às **substâncias metálicas**.

#### 3.2.1. Propriedades físicas das substâncias metálicas.

São propriedades observadas nas substâncias metálicas:

- São bons condutores de calor e eletricidade.
- A maioria são sólidos.
- A maioria dos metais possuem pontos de fusão (PF) e pontos de ebulição (PE) elevados.
- São insolúveis em água (alguns metais mais reativos do grupo 1 e 2 da tabela, reagem com a água) e em solventes orgânicos.
- São maleáveis e dúcteis.
- Possuem brilho.

### 3.2.2. Exemplos de substâncias metálicas.

As substâncias metálicas são representadas pelo símbolo dos elementos envolvidos na formação do retículo, sem a indicação de índices que indiquem a quantidade de átomos, uma vez que, não existe formação de moléculas ou fórmulas iônicas com quantidades mínimas de elementos para formar a unidade.

Ex.: - ferro - Fe

- cobre - Cu

- sódio - Na

As ligas metálicas ( substâncias constituídas por mais de um metal ) são representadas pelos símbolos dos elementos que a constituem.

Ex.: - bronze : Cu (90%) + Sn(10%)

- Ouro - 18 K : Au(75%) + Cu(12,5%) + Ag(12,5%)

### 3.2.3. Propriedades e usos de alguns metais e ligas metálicas: ANEXO 2 e ANEXO 3

**3.3. Ligações covalentes:** O modelo teórico da ligação covalente tenta explicar a atração existente entre elementos eletronegativos, ou seja, os átomos envolvidos (ambos) atraem elétrons, que são compartilhados. As substâncias formadas por ligações covalentes dão origem às **substâncias moleculares.**

Ex.: H Cl

H O

O O

C Cl

**OBS.:** Existem substâncias denominadas **substâncias covalentes**, cujos elementos compartilham elétrons, no entanto, estas ligações se estendem indefinidamente não havendo a constituição de um grupamento definido (molécula). Suas propriedades físicas são muito diferentes da maioria das substâncias moleculares, apresentam PF e PE mais elevados, são insolúveis em qualquer tipo de solvente e possuem elevada dureza.. São exemplos de substâncias covalentes, o diamante e a sílica entre outros.

### 3.3.1. Propriedades físicas das substâncias moleculares:

As propriedades físicas dos compostos moleculares devem-se, não só a ligação covalente entre os átomos, como também ao tipo de interação entre suas moléculas. São propriedades observadas nas substâncias moleculares:

- Existem nos estados gasoso, líquido e sólido. Quando no estado sólido, geralmente possuem pontos de fusão e ebulição mais baixos se comparados com os das substâncias iônicas ou metálicas.
- Algumas são solúveis em água (polar), outros são solúveis em solventes apolares e outros, ainda, são solúveis em ambos.
- Normalmente, não são condutoras de eletricidade, nem puros, nem quando dissolvidos em água. A exceção ocorre por conta dos ácidos, que quando em solução, conduzem corrente elétrica.

### 3.3.2. Exemplos de substâncias moleculares.

São exemplos de substâncias moleculares:

- ácido clorídrico - HCl
- dióxido de enxofre - SO<sub>2</sub>
- sacarose - C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>
- naftaleno - C<sub>10</sub>H<sub>8</sub>
- álcool - C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O
- água - H<sub>2</sub>O

*OBS. Voltaremos ao estudo da ligação covalente nas próximas páginas deste trabalho.*

#### **Atividade nº 4**

Relacionar os resultados dos experimentos realizados nas atividades nº 1 (quanto a condutibilidade elétrica), nº 2 ( quanto ao aspecto, PF e PE ), nº 3 ( quanto a solubilidade).

Preencha a tabela e verifique se os dados experimentais que você obteve confirmam as propriedades relacionadas aos compostos iônicos, moleculares e metálicos.

SUBSTÂNCIA	FÓRMULA	CARACTERÍSTICAS (cor, brilho, brilho, estado físico, etc.)	SOLUBILIDADE		CONDUÇÃO DE CORRENTE		CLASSIFICAÇÃO DA SUBSTÂNCIA (iôn., molec., metál.)
			ÁGUA	HEXANO	Sólido	Fundido/Solução	
Água							
Cloreto de sódio							
Cobre							
Sacarose							
Álcool							
Hidróxido de sódio							
Acetato de sódio							
Ferro							
Naftaleno							
Enxofre							
Hidróxido de potássio							
Alumínio							
Sulfato de cobre II							
Gasolina (octano)							
Hexano							

**-Os modelos teóricos de ligações químicas são adequados para justificar as propriedades observadas nas diferentes substâncias?**

**-Observe se os modelos teóricos de ligações químicas estão de acordo com as propriedades macroscópicas das substâncias, para o entendimento dos modelos teóricos de ligações químicas?**

**ANEXO 1 : Propriedades e usos dos compostos iônicos.**

Substância	Fórmula	PF (°C)	PE (°C)	Solubilidade (g/100g H <sub>2</sub> O)	Toxidez	Informações Complementares
<b>Bicarbonato de sódio</b>	NaHCO <sub>3</sub>	Decompõe em 270		6,9 / 0 °C 16,4 / 60 °C	--	-fabricação fermentos/antiácido -limpeza objetos metálicos
<b>Carbonato de cálcio</b>	CaCO <sub>3</sub>	Decompõe em 825		0,0012 / 20°C	--	-mármore, calcário e conchas -fabricação de cimento e vidro -corrige acidez do solo
<b>Carbonato de sódio</b>	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	851	--	7,1 / 0 °C 48,5 / 10 °C	--	-fabricação produtos limpeza -reduz dureza água -antiácido estomacal
<b>Cloreto de sódio</b>	NaCl	800	1413	35,7 / 0 °C 39,8 / 100°C	--	- sal marinho e sal gema -fabricação soda cáustica, ácido clorídrico, cloro e sódio.
<b>Hidróxido de sódio</b>	NaOH	318	1390	42 / 0°C 347 / 100 °C	Corrosivo D.L.I.=5g	-fabricação sabão, sais e papel -refino óleos/petróleo -uso em laboratório
<b>Hidróxido de potássio</b>	KOH	380	1320	97 / 0 °C 178 / 100 °C	Corrosivo D.L.I.=5g	-lixívia potássica -fabricação detergentes e sais -uso em laboratório
<b>Hidróxido de cálcio</b>	Ca(OH) <sub>2</sub>	decompõe em 580		0,077/ 100°C	--	- cal extinta/ hidratada - uso em preparo de argamassa -purificação açúcar -preparo CaCl (ClO)
<b>Nitrato de prata</b>	AgNO <sub>3</sub>	212	dec. 444	122 / 0 °C 952 / 100 °C	Irrita/queima pele.DLI=2g	-uso em análises químicas -desinfetante
<b>Nitrato de potássio</b>	KNO <sub>3</sub>	decompõe em 400		13,3 / 0°C 246 / 100 °C	dilata vasos sang.DLI=2g	-fabricação de explosivos e pólvora (KNO <sub>3</sub> -carvão e S) -fabricação de fertilizantes -oxidante energético
<b>Nitrato de sódio</b>	NaNO <sub>3</sub>	308	dec. 308	73 / 0 °C 180 / 0 °C	dilata vasos sang.DLI=2g	-fabricação de explosivos -conservação de carnes -oxidante / fertilizante
<b>Óxido de cálcio</b>	CaO	2570	2850	óxido + água = Ca(OH) <sub>2</sub>	ataca pele e muc.DLI=2g	-cal virgem ou cal viva -preparo cal extinta -fabricação de vidros
<b>Óxido de magnésio</b>	MgO	2800	3600	óxido + água = Mg(OH) <sub>2</sub>	--	-fabricação de tijolos refratários
<b>Óxido de sódio</b>	Na <sub>2</sub> O	sublima		óxido + água = NaOH	--	--
<b>Sulfato de cálcio</b>	CaSO <sub>4</sub>	1450	--	0,298/ 20 °C	--	-na natureza chamado gipsita (CaSO <sub>4</sub> .2H <sub>2</sub> O) -fabricação de gesso, porcelana
<b>Sulfato de cobre</b>	CuSO <sub>4</sub> anidro	decompõe em 650		14,3 / °C 75,4 / 100°C	--	-corante de algodão. -inseticida -cobreação de objetos -mordente, fixação de corantes
	CuSO <sub>4</sub> Hidratado	-4H <sub>2</sub> O/110	-5H <sub>2</sub> O/250	24,3 / 0 °C 205 / 100 °C		
<b>Sulfato de magnésio</b>	MgSO <sub>4</sub>	1185	--	26,9 / °C 68,3 / 100°C	--	-purgativo-Sal de Epsom -curtimento, tintas, sabão

## ANEXO 2 : Propriedades e usos de alguns metais.

<b>Metal</b>	<b>Origem</b>	<b>Aplicações – Importância</b>	<b>Informações</b>
<b>Al</b>	Bauxita ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ )	-Fabric. painéis, esquadrias, folhas, tubos, aviação, automóveis, etc. -Fogos de artifício.	-Metal mais abundante. -Quando pulverizado, de fácil explosão e ignição.
<b>Pb</b>	Galena ( $\text{PbS}$ )	-Proteção contra radiações. -Bateria de automóveis e tubos de canalização. -Ligas fusíveis, soldas e munição.	-Metal com muito brilho, baixa dureza e baixa tenacidade.
<b>Cu</b>	Calcopirita ( $\text{CuFeS}_2$ )	-Formação do bronze (com estanho), do latão (com o zinco) e cunhagem de moedas (com o níquel). -Fabric. arames, fios, painéis, etc.	-Condutor de calor e eletricidade.
<b>Sn</b>	Cassiterita ( $\text{SnO}_2$ )	-Formação do bronze (com o cobre), latas (folha de Flandres) e presente em soldas e moedas.	-Resistente à corrosão.
<b>Fe</b>	Hematita ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) Pirita ( $\text{FeS}_2$ ) Magnetita ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ )	-Esquadrias, ferramentas, pregos, etc. -Principal constituinte do aço.	-Elemento atraído pelo ímã.
<b>Hg</b>	Cinábrio ( $\text{HgS}$ )	-Fabric. de barômetros e termômetros. -Formação de amálgamas, lâmpadas à vapor e sensores elétricos.	-Metal líquido a 25 °C.
<b>Zn</b>	Blenda ( $\text{ZnS}$ )	-Formação de latão e bronze. -Fabric. pilhas secas, calhas, telhas e peças automóveis.	-Usado em revestimento de outros metais para proteção da oxidação.
<b>Na</b>		-Refrigeração de reatores atômicos. -Iluminação (lâmpada à vapor de sódio).	-Reação violenta c/água. -Não encontrado na forma de minérios, pois a maioria reage com a água.
<b>Ag</b>	Argentita ( $\text{Ag}_2\text{S}$ )	-Talheres, espelhos, jóias, moedas, medalhas.	-Bom condutor de calor e eletricidade.
<b>Au</b>	Forma nativa	-Moedas, jóias e circuitos eletrônicos.	-Metal muito valorizado.
<b>Mg</b>	Magnesita ( $\text{MgCO}_3$ ) Dolomita $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$	-Formação de ligas: motores, aeronaves e rodas. -Fogos de artifício e sinalização. -Fabricação de flash descartável.	-Quando aquecido inflama com chama intensa.
<b>Ni</b>	Pentlandita ( $(\text{Fe}, \text{Ni})_9\text{S}_8$ )	-Fabricação de moedas. -Niquelação (proteção de metais).	-Atração pelo ímã, alta dureza e resistência a oxidação.

**ANEXO 3: Composição e usos de algumas ligas metálicas.**

LIGA	ELEMENTOS	PROPRIEDADES	APLICAÇÕES
<b>Aço</b>	Fe(98,5%); C(0,5-1,7%); Traços de Si, S e P.	-Branco acinzentado. -PF: 1300°C -Densidade: 7,7 g/cm <sup>3</sup> .	-Fabricação de ligas. -Várias aplicações.
<b>Aço inox</b>	Aço(74%); Cr(18%); Ni(8%).	-Inoxidável. -Boa aparência.	-Talheres, utensílios de cozinha, decoração.
<b>Invar</b>	Aço(64%); Ni(36%).	-Baixo coeficiente de dilatação.	-Pêndulos, cronômetros, régua graduadas, cinescópios(tubos de TV)
<b>Planitite</b>	Aço(54%); Ni(46%).	-Baixo coeficiente de dilatação.	-Constitui a parte metálica soldada ao vidro nas lâmpadas incandescentes.
<b>Alnico</b>	Fe(63%); Ni(20%); Al(12%) ; Co(5%).	-Atração magnética.	-Imãs permanentes.
<b>Ligas pirofóricas</b>	Fe(35%); Ce(35%); Cerca de 30% de La, Nd e Pr.	-Inflamáveis.	-Usadas em acendedores e isqueiros.
<b>Magnálio</b>	Al(90%); Mg(10%).	-A mais leve das ligas, densidade 2,5 g/cm <sup>3</sup> .	-Utilizado na fabricação de aviões e automóveis.
<b>Duralumínio</b>	Al(95,5%); Cu(3%); Mn(1%); Mg(0,5%).	-Baixa densidade.	-Peças de aviões e automóveis.Para hidroaviões outros elementos fazem parte, como Ce e Zr, que impedem o ataque pela água do mar.
<b>Liga Wood</b>	Bi(50%); Pb(27%); Sn(13%); Cd(10%)	-Fusibilidade -PF = 68 °C	-Usada em fusíveis para instalações elétricas.
<b>Liga de Pb e Sb</b>	Pb(82%); Sb(15%); Sn(3%).	-Elevada dureza.	-Usada em tipos de imprensa e máquinas de escrever.
<b>Solda elétrica</b>	Pb(67%); Sn(33%).	-Baixo PF.	-Solda de contatos elétricos.
<b>Níquel- cromo.</b>	Ni(60%); Cr(40%).	-P F e l e v a d o , baixa condutibilidade elétrica.	-Fios de resistência elétrica.
<b>Ligas monetárias</b>	Cu(75%); Ni(25%).	-Elevada dureza e inoxidabilidade.	-Uso na fabricação de moedas e em niquelação, na galvanoplastia.
<b>O u r o 1 8 quilates</b>	Au(75%);Ag(12,5%); Cu(12,5%).	-D u r e z a , inércia química, boa aparência.	-Joalheria.
<b>Bronze</b>	Cu(90%); Sn(10%).	-Facilmente moldado.	-Engrenagens, decoração.
<b>Latão</b>	Cu(67%); Zn(33%).	-F l e x í v e l , b o a aparência.	-Tubos, torneiras, decorações.
<b>Amálgama</b>	Composição variada: Hg, Cd, Sn, Ag, Cu.	-Facilmente moldada, relativa inércia química.	-Odontologia.
<b>Amálgama de zinco.</b>	Hg(50%); Zn(50%).	-Sofre oxidação apenas quando se encontra num circuito elétrico fechado.	-Pilhas elétricas.



#### 4. ESTUDO DA LIGAÇÃO COVALENTE SEGUNDO A TEORIA DA REPULSÃO DOS PARES DE ELÉTRONS DE VALÊNCIA

Antes de entrar no estudo da teoria propriamente dita, vejamos alguns itens importantes para o estudo da ligação covalente:

- O número de pares compartilhados na ligação covalente, relaciona-se com a regra do octeto ( formar pares de elétrons observando que o total de elétrons atinja oito ).

- Simplificadamente, se diz que os átomos envolvidos na covalência são atraídos pelos elétrons da última camada do ligante, embora se saiba que a atração ocorre entre os núcleos e todos os elétrons da eletrosfera.

- Os elétrons da camada de valência apresentam-se organizados em pares, mesmo que não estejam envolvidos no compartilhamento.

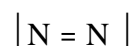
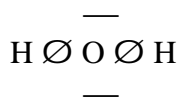
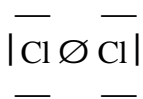
- Os elementos **monovalentes** (H e grupo 17 da tabela) tendem a compartilhar um elétron, formando um par de elétrons ; os **bivalentes** (grupo 16 da tabela) tendem a compartilhar 2 elétrons, formando 2 pares de elétrons ; os **trivalentes** (grupo 15 da tabela) tendem a compartilhar 3 elétrons, formando 3 pares de elétrons e, os **tetravalentes** (grupo 14 da tabela) tendem a compartilhar 4 elétrons, formando 4 pares de elétrons.

- Os pares de elétrons podem ser organizados em dois tipos:

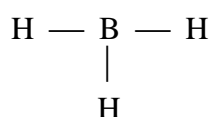
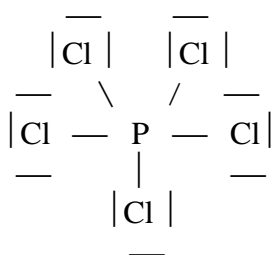
**PL (Pares Ligantes)**: pares de elétrons que unem os átomos da ligação.

**PNL(Pares Não Ligantes)**: pares de elétrons que não participam das ligações.

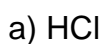
-Vejamos alguns exemplos:



OBS.: Existem compostos que a combinação do número de pares compartilhados não segue a regra do octeto. Podemos usar como exemplo:



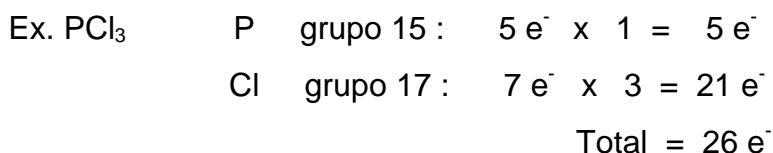
Baseado nas informações anteriores como seria a representação das seguintes moléculas:



Para facilitar a construção das fórmulas estruturais dos compostos moleculares, podemos seguir algumas regras que buscam generalizar a montagem de fórmulas para um número maior de compostos.

#### 4.1. Cálculo do número de pares de elétrons a distribuir (NED)

Soma-se o número de elétrons das camadas de valência de todos os átomos que constituem a molécula.



#### 4.2. Cálculo do número de pares de elétrons.

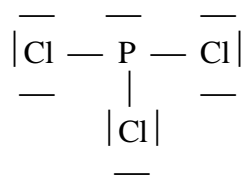
NED dividido por dois  $\Rightarrow 26 e^- \div 2 = 13$  pares ( este número de pares é o que a molécula deverá apresentar ).

#### 4.3. Distribuição dos pares eletrônicos.

- Inicialmente escolhe-se o átomo central que, para moléculas mais simples, é o elemento que participa com apenas um átomo. Em moléculas mais complexas, não existe um átomo central. Ex.: no exemplo anterior o átomo central seria o P.

- Colocar um par de elétrons entre os átomos ligantes.  $\text{Cl} - \text{P} - \text{Cl}$   
 $\quad \quad \quad |$   
 $\quad \quad \quad \text{Cl}$

- Distribuir os pares restantes, considerando: a) a tendência dos elementos de completar 8 elétrons - 4 pares - na camada de valência ( exceto o hidrogênio que tende a formar apenas um par ); b) a possibilidade de que alguns elementos do 3º período em diante ultrapassem 8 elétrons na última camada ( desde que não seja possível respeitar o octeto para todos os elementos da molécula ).



- Considerar a possibilidade de formação de mais de um par de elétrons entre os átomos (ligação dupla ou tripla), a fim de que todos os átomos completem 8 elétrons na camada de valência.

Vejamos alguns exemplos:

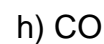
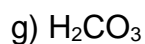
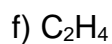
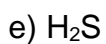
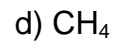
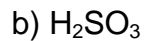
MOLÉCULA	NH <sub>3</sub>	SO <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub>
NED	N(G.15): 5e <sup>-</sup> x 1 = 5 H(G.1) : 1e <sup>-</sup> x 3 = 3 Total = 8e <sup>-</sup>	S(G.16): 6e <sup>-</sup> x 1 = 6 O(G.16): 6e <sup>-</sup> x 2 = 12 Total = 18e <sup>-</sup>	C(G.14): 4e <sup>-</sup> x 1 = 4 O(G.16): 6e <sup>-</sup> x 2 = 12 Total = 16e <sup>-</sup>
Nº DE PARES	4 pares	9 pares	8 pares
ÁTOMO CENTRAL	N	S	C
DISTR. DOS PARES			*
PL			
PNL			

\*Veja que neste exemplo existe a possibilidade de haver duas fórmulas estruturais. Para escolher a melhor representação, escolhe-se a fórmula onde as valências do carbono e do oxigênio sigam a tendência mais comum.



### **Atividade 5:**

Faça a representação das fórmulas estruturais para as seguintes substâncias:



## **5. GEOMETRIA MOLECULAR BASEADA NA TEORIA DA REPULSÃO DOS PARES DE ELÉTRONS DE VALÊNCIA ( TRPEV )**

Utilizando a teoria da repulsão dos pares eletrônicos, podemos determinar a geometria da molécula e, a partir da geometria molecular, chegarmos a conclusões sobre a polaridade das moléculas.

Os pares de elétrons envolvidos na estrutura da molécula ( pares ligantes e pares não ligantes) procuram uma orientação espacial onde a repulsão entre os pares seja a menor possível. A partir dessa orientação espacial pode-se chegar a geometria molecular.

### **Atividade nº 6:**

6.1. Utilizando bolinhas feitas com massa de modelar (representando os átomos) e palitos (representando os pares ligantes e não ligantes: pares de repulsão) vamos criar modelos de moléculas.

**-modelo com 2 regiões de repulsão:** pegue uma bolinha e fixe 2 palitos de modo a ter o maior afastamento possível entre os pares. Meça com um transferidor o ângulo existente entre os pares e faça um desenho do modelo.

**-modelo com 3 regiões de repulsão:** pegue uma bolinha e fixe 3 palitos de modo a ter o maior afastamento entre os pares. Meça com um transferidor o ângulo existente entre os pares e faça um desenho do modelo.

**-modelo com 4 regiões de repulsão:** pegue uma bolinha e fixe 4 palitos (que representará os 4 pares de elétrons) de modo a ter o maior afastamento possível entre os pares. Meça com um transferidor o ângulo existente entre os pares e faça um desenho do modelo.

**OBS.: São consideradas regiões de repulsão: uma ligação simples, uma ligação dupla, uma ligação tripla, um par não ligante.**

6.2. Relacione os modelos obtidos acima com as geometrias: linear, trigonal plana e tetraédrica.

6.3. Determine o átomo central e o NED para as seguintes moléculas:

a) CH<sub>4</sub>

d) HCl

b) SO<sub>2</sub>

e) H<sub>2</sub>O

c) NH<sub>3</sub>

f) CO<sub>2</sub>

6.4. Represente com bolinhas de cores diferentes (cada cor para um elemento), e palitos (representando PL e PNL) essas estruturas.

6.5. Faça o desenho das estruturas obtidas nos modelos.

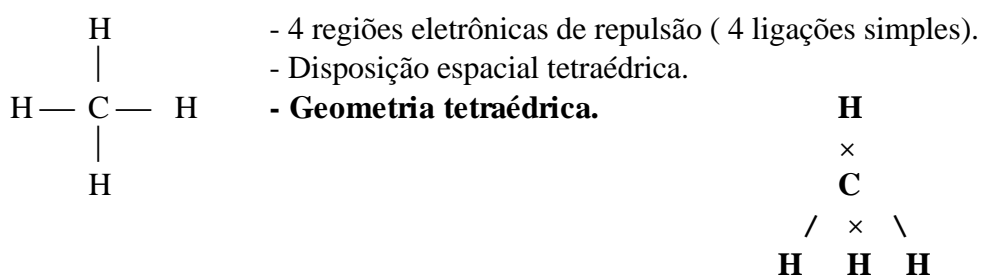
6.6. As geometrias linear, trigonal e tetraédrica são suficientes para relacionarmos com os modelos obtidos na atividade nº 6.4? Justifique.

## 5.1. Disposição espacial de pares ligantes e não ligantes e a relação com a geometria molecular.

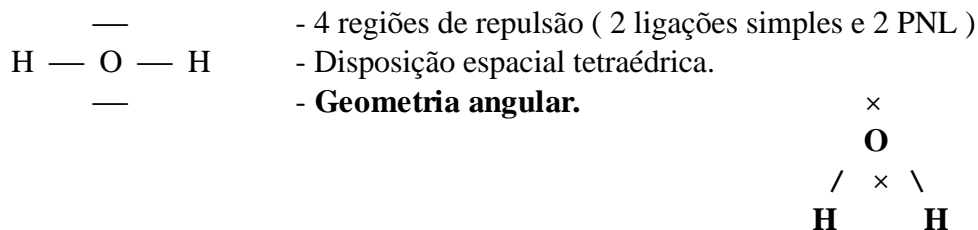
A disposição espacial é dada em relação a posição dos pares de elétrons ( PL e PNL), a geometria espacial é dada em relação a posição espacial dos átomos envolvidos na formação das moléculas.

### 5.1.1. - 4 regiões de repulsão

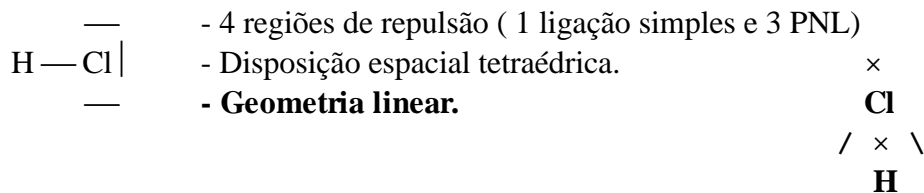
Ex. CH<sub>4</sub> :



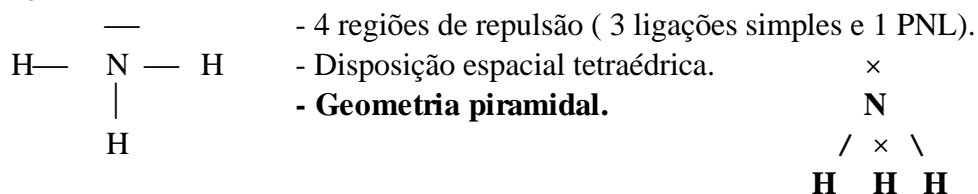
Ex.: H<sub>2</sub>O



Ex.: HCl

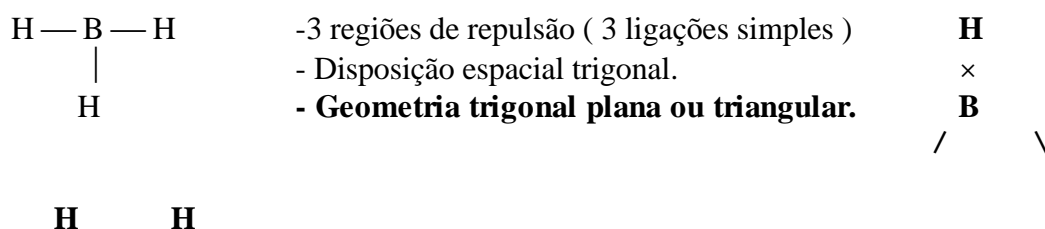


Ex. NH<sub>3</sub>

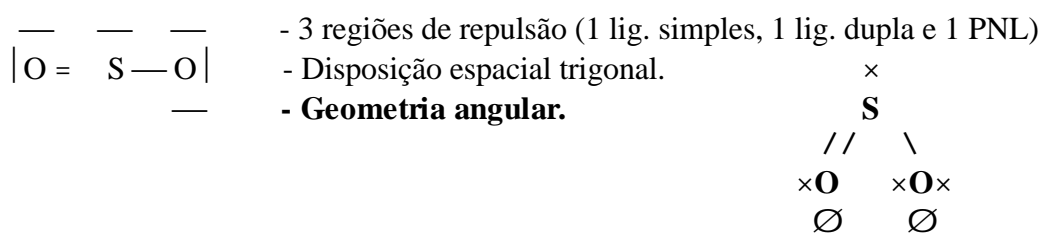


### 5.1.2. - 3 regiões de repulsão

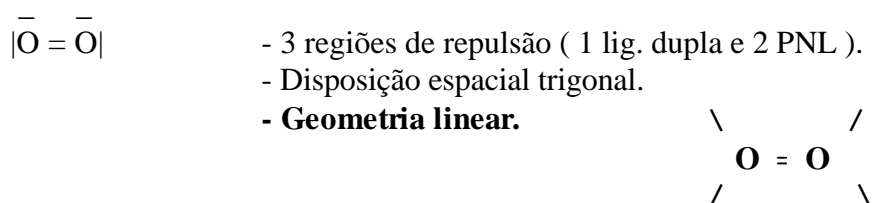
Ex.: BH<sub>3</sub>



Ex.: SO<sub>2</sub>

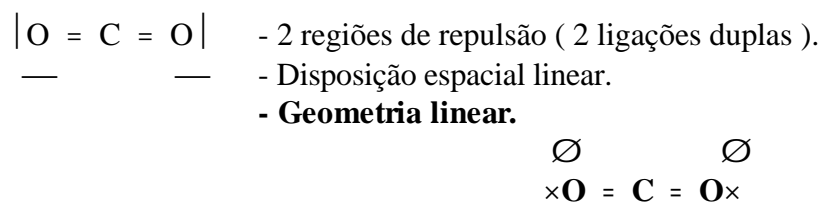


Ex.: O<sub>2</sub>

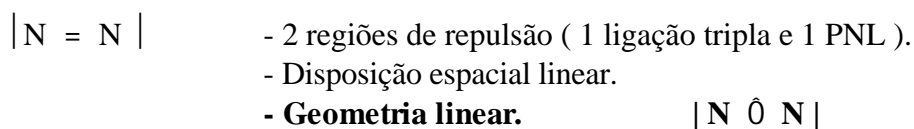


### 5.1.3. - 2 regiões de repulsão.

Ex.: CO<sub>2</sub>



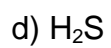
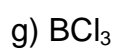
Ex.: N<sub>2</sub>





**Atividade nº 7.**

Determine a geometria molecular para as seguintes moléculas:



## 6. GEOMETRIA E POLARIDADE DAS MOLÉCULAS

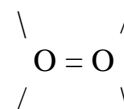
As moléculas polares são aquelas que têm regiões ou polos de carga elétrica diferentes ( isto se deve a diferença de eletronegatividade entre os ligantes ). Dizemos que as **moléculas assimétricas são polares** e que as **moléculas simétricas são apolares**, nos referindo exatamente a essa diferença de densidade eletrônica.

A simetria da molécula está associada a dois fatores: ao tipo de átomo envolvido na ligação e a geometria molecular. Vejamos em alguns exemplos a influência da geometria e do tipo de ligantes na polaridade das moléculas.

**OBS.:** Modele as moléculas utilizadas como exemplos com bolinhas de massa de modelar e palitos para melhor visualização da disposição espacial e geometria molecular.

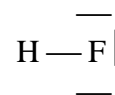
### 6.1. Geometria Linear

6.1.1. Moléculas diatômicas, átomos iguais. Ex.: O<sub>2</sub>



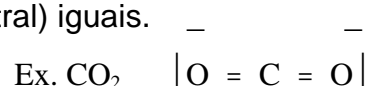
\* Molécula simétrica  $\Rightarrow$  **Molécula apolar.**

6.1.2. Moléculas diatômicas, átomos diferentes: Ex.: HF



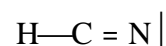
\* Molécula assimétrica  $\Rightarrow$  **Molécula polar.**

6.1.3. Moléculas triatômicas, ligantes (ao átomo central) iguais.



\* Molécula simétrica  $\Rightarrow$  **Molécula apolar.**

6.1.4. Moléculas triatômicas, ligantes diferentes. Ex.: HCN

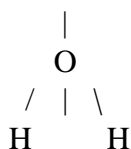


\* Molécula assimétrica  $\Rightarrow$  **Molécula polar.**

## 6.2. Geometria angular.

As moléculas com geometria angular são assimétricas, portanto são polares. Os PL e os PNL formam ângulos entre si que fazem com que existam zonas de maior densidade eletrônica em determinadas regiões.

Ex.: H<sub>2</sub>O

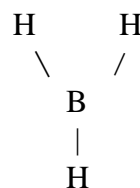


O oxigênio é mais eletronegativo o que determina uma maior densidade naquela região. A molécula é assimétrica.

**Molécula polar.**

## 6.3. Geometria trigonal plana.

6.3.1. Ligantes iguais. Molécula simétrica. Ex.: BH<sub>3</sub>

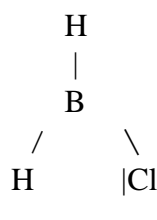


**Molécula apolar**

6.3.2. Ligantes diferentes ao átomo central. Molécula assimétrica. Isto se deve ao fato de que elementos diferentes têm, geralmente, eletronegatividades diferentes, com isso, haverá regiões de densidades eletrônicas diferentes que não serão compensadas umas pelas outras.

Ex.: BH<sub>2</sub>Cl

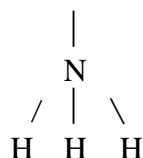
**Molécula polar**



## 6.4. Geometria piramidal.

As moléculas com geometria piramidal serão assimétricas, portanto polares. Os PL e os PNL formam ângulos entre si fazendo com que haja zonas de densidades eletrônicas diferentes, não havendo possibilidade de compensação dos efeitos das polaridades dos átomos presentes.

Ex.: NH<sub>3</sub>



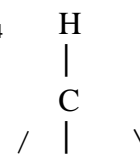
**Molécula polar**

## 6.5. Geometria tetraédrica.

6.5.1. Ligantes iguais ao átomo central. Molécula simétrica. Ex.: CH<sub>4</sub>

**Molécula apolar**

H H H

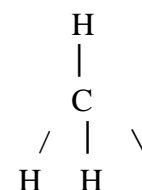


6.5.2. Ligantes diferentes ao átomo central. Molécula assimétrica.

Ex.: CH<sub>3</sub>Cl

**Molécula polar**

|Cl|



## 6.6. Como podemos medir a polaridade de uma molécula?

Ao colocar uma amostra de uma substância polar entre as placas de um capacitor (carga elétrica armazenada), os dipolos das moléculas da substância se orientarão conforme as cargas das placas, polos (-) em direção à placa (+) e vice-versa. Isso diminui a intensidade do campo elétrico entre as placas, e a medida dessa diminuição possibilita a quantificação da polaridade. A quantidade de polaridade é o que chamamos de MOMENTO DIPOLAR, sendo sua unidade o Debye (D).

Quanto maior o valor do momento dipolar, maior é a polaridade. Moléculas com momento dipolar nulo são apolares.

Exemplo de medida de momento dipolar: uma molécula que apresente um pólo (+) e um pólo (-) separados pela distância de 1 Å (Angstrom), terá momento dipolar de 4,8 D.

Algumas moléculas e seus momentos dipolares (D):

HF: 1,91  
HCl: 1,03  
HBr: 0,78  
HI: 0,38

H<sub>2</sub>O: 1,85  
H<sub>2</sub>S: 0,97  
NH<sub>3</sub>: 1,49  
SO<sub>2</sub>: 1,61

CO: 0,11  
CO<sub>2</sub>: zero  
CH<sub>4</sub>: zero  
PCl<sub>5</sub>: zero

***POR QUE É NECESSÁRIO UM MODELO DE LIGAÇÃO ENTRE MOLÉCULAS PARA EXPLICAR AS PROPRIEDADES DAS SUBSTÂNCIAS MOLECULARES?***

Para responder a esta pergunta vejamos o que ocorre quando explicamos as propriedades de substâncias iônicas e metálicas:

- ao aquecer uma substância iônica os íons vibram dentro do retículo até que deslizem uns sobre os outros, mas sem se afastar totalmente, caracterizando uma mudança de estado físico. E isto ocorre pelo rompimento da própria ligação iônica.

- no caso dos metais, a vibração ocorre entre os cátions do retículo, fazendo com que esta vibração vença a atração entre os cátions e os elétrons que se deslocam no retículo, caracterizando a mudança de estado físico, que acontece devido ao rompimento da ligação metálica.

Quando tentamos explicar a mudança de estado de uma substância molecular, não conseguimos fazê-lo baseados apenas nas ligações covalentes entre os átomos. Pois, embora todas as substâncias moleculares liguem seus átomos uns aos outros por ligações covalentes, existe diferença quanto as suas propriedades físicas.

Por exemplo, ao aquecer água ( $H_2O$ ), substância que tem seus átomos ligados segundo o modelo da ligação covalente, observamos que o seu PE é  $100^{\circ}C$ . No entanto, não existe rompimento da ligação covalente entre seus átomos, e sim separação entre as moléculas de  $H_2O$ , que leva-nos a buscar explicações em um modelo teórico de ligações entre moléculas.

## 7. INTERAÇÕES INTERMOLECULARES

A atração entre as moléculas depende basicamente de dois fatores: massa molecular e polaridade das moléculas.

Considerando que os PF e PE de uma substância são as temperaturas necessárias para que suas moléculas separem-se, caracterizando assim a mudança de estado físico, podemos, então, fazer a avaliação da força de atração entre as moléculas observando essas temperaturas. Maiores pontos de fusão e ebulição corresponderão a moléculas mais difíceis de separar, devido a maior força de atração intermolecular.

Normalmente trabalha-se com o PE, pois as forças de atração em um sólido não dependem exclusivamente das interações intermoleculares, mas também da geometria das moléculas, portanto o PF não seria o mais indicado para esse estudo.

Vejamos a seguir a relação: massa molecular x força de atração entre moléculas, e polaridade x força de atração intermolecular, mantendo apenas uma variável ( polaridade ou massa molecular ) e observando o PE das substâncias.

### Atividade nº 8

8.1. Observe o quadro abaixo que contém dois grupos de substâncias com certa semelhança quanto às propriedades físicas, porém com diferentes massas moleculares.

<b>SUBST.</b>	<b>N<sub>2</sub></b>	<b>O<sub>2</sub></b>	<b>Cl<sub>2</sub></b>	<b>Br<sub>2</sub></b>	<b>SUBST.</b>	<b>CH<sub>4</sub></b>	<b>C<sub>2</sub>H<sub>6</sub></b>	<b>C<sub>4</sub>H<sub>10</sub></b>	<b>C<sub>5</sub>H<sub>12</sub></b>
<b>PF (°C)</b>	-209,9	-218,4	-101,0	-7,2	<b>PF (°C)</b>	-182	-183,3	-138,4	-130
<b>PE (°C)</b>	-195,8	-183,0	-34,6	58,8	<b>PE (°C)</b>	-164	-88,6	-0,5	36,1
<b>M.molec.</b>	28	32	71	160	<b>M.molec.</b>	16	30	58	72

8.2. Faça a representação gráfica dos PE em função da massa molecular.

8.3. Que conclusões você pode tirar?

8.4. Observe o quadro abaixo que contém dois grupos de substâncias com massa moleculares semelhantes, porém com diferenças de polaridade.

<b>Subst.</b>	<b>CH<sub>4</sub></b>	<b>NH<sub>3</sub></b>	<b>HF</b>	<b>H<sub>2</sub>O</b>	<b>Subst.</b>	<b>SiH<sub>4</sub></b>	<b>PH<sub>3</sub></b>	<b>H<sub>2</sub>S</b>	<b>CH<sub>3</sub>OH</b>
<b>PF(°C)</b>	-182	-77,7	-83,1	0	<b>PF(°C)</b>	-185	-133,5	-85,5	-93,9
<b>PE(°C)</b>	-164	-33,3	19,5	100	<b>PE(°C)</b>	-111,8	-87,4	-60,3	65,1
<b>Massa</b>	16	17	20	18	<b>Massa</b>	32	34	34	32
<b>M.dipolar</b>	0 D	1,47 D	1,83 D	1,85 D	<b>M.dipolar</b>	0 D	0,57 D	0,97 D	1,70 D

8.5. Faça a representação gráfica dos PE em função do momento dipolar.

8.6. Que conclusões você pode tirar?

8.7. Observe o quadro abaixo onde aparecem dois grupos de substâncias que apresentam simultaneamente diferenças na massa molecular e na polaridade.

<b>Subst.</b>	<b>HF</b>	<b>HCl</b>	<b>HBr</b>	<b>HI</b>	<b>Subst.</b>	<b>NH<sub>3</sub></b>	<b>PH<sub>3</sub></b>	<b>AsH<sub>3</sub></b>	<b>SbH<sub>3</sub></b>
<b>PF(°C)</b>	-83,1	-114,8	-88,5	-50,8	<b>PF(°C)</b>	-77,7	-135,5	-113,5	-88,5
<b>PE(°C)</b>	19,5	-84,9	-67	-35,4	<b>PE(°C)</b>	-33,3	-87,4	-55	-17
<b>Massa</b>	20	36,5	81	128	<b>Massa</b>	17	34	78	125
<b>M.dipolar</b>	1,83 D	1,11 D	0,83 D	0,45 D	<b>M.dipolar</b>	1,47 D	0,57 D	0,20 D	0,12 D

8.8. Que conclusões pode-se chegar a partir das informações fornecidas?

**Algumas questões sobre os dados analisados:**

a) Na tabela acima o HF e o NH<sub>3</sub> não seguem a tendência mais comum dos grupos a que pertencem. Existe alguma explicação para isto?

b) Para que os líquidos passem para o estado de vapor ou para o estado gasoso, deve haver a separação de suas moléculas. As forças de interação entre moléculas de diferentes substâncias são de mesma intensidade? Justifique.

c) Qual o significado, em termos de forças de atração entre as moléculas, de que substâncias com massas moleculares semelhantes tenham diferentes PE?

Vejamos a seguir uma síntese dos modelos teóricos para as ligações intermoleculares:

**7.1. INTERAÇÕES ENTRE MOLÉCULAS POLARES.**

**7.1.1. Pontes de hidrogênio**

- São interações mais fortes entre moléculas fortemente polarizadas.



- É um tipo particular de ligação entre moléculas que possuam átomos **de hidrogênio ligados a átomos de flúor, oxigênio ou nitrogênio**. Esses elementos são muito eletronegativos e possuem pequenos raios atômicos, neste caso, fazendo com que o par de elétrons fique muito atraído pelo elemento mais eletronegativo, gerando dipolos (+) e (-) bastante intensos.

Ex.:  $\text{H}_2\text{O}$  ;  $\text{NH}_3$  ;  $\text{HF}$ .

### **7.1.2. Dipolo-dipolo ou dipolo permanente**

- São interações entre moléculas de baixa polaridade. São mais fracas que as ligações do tipo pontes de hidrogênio.

Ex.:  $\text{HCl}$  ,  $\text{H}_2\text{S}$ .

## **7.2. INTERAÇÕES ENTRE MOLÉCULAS APOLARES**

### **7.2.1. Dipolo induzido - dipolo instantâneo ou Forças de London**

- São forças de fraca intensidade entre moléculas apolares. A atração entre as moléculas se deve ao movimento dos elétrons que cria um dipolo temporário que se desfaz facilmente.

Ex.:  $\text{CO}_2$  ;  $\text{H}_2$  ;  $\text{O}_2$ .

- Na verdade, este tipo de interação ocorre em todas as substâncias, polares ou apolares, sendo de maior relevância nas moléculas apolares, pois, mesmo sendo fracas, são o único tipo de interação entre estas moléculas.

**OBS.:** Alguns autores chamam as interações entre moléculas apolares de **Forças de van der Waals**. Porém, a tendência é usar essa expressão como sinônimo das forças intermoleculares de um modo geral.

## 8. COMPORTAMENTO DAS SUBSTÂNCIAS MOLECULARES EM RELAÇÃO ÀS INTERAÇÕES INTERMOLECULARES.

### 8.1. PF e PE

Quanto mais fortes forem as forças de atração entre as moléculas, maiores serão os PF e os PE, pois será necessário maior quantidade de energia para separar as moléculas.

Moléculas mais polarizadas terão forças de atração, entre suas moléculas, mais intensas que as moléculas de baixa polaridade ou entre moléculas apolares. Como conseqüência, podemos concluir que moléculas ligadas por PONTES DE HIDROGÊNIO, terão PF e PE mais elevados que as moléculas com ligação do tipo DIPOLO - DIPOLO PERMANENTE, sendo menores os PF e PE das substâncias apolares, com ligação do tipo FORÇAS DE LONDON ou DIPOLO INSTANTÂNEO.

Pontes de Hidrogênio	Dipolo Permanente	Dipolo Instantâneo
----------------------	-------------------	--------------------

Aumento da intensidade das forças intermoleculares  
←  
Aumento dos PF e PE

Para exemplificar podemos comparar os pontos de fusão e ebulição para o butanol, butanal e pentano.

Substância	Massa	PF (°C)	PE (°C)	Lig.intermolec.
<pre> H H H H         H-C-C-C-C-O-H ( butanol )         H H H H </pre>	74	- 90	118	Pontes de Hidrogênio
<pre> H H H H         H-C-C-C-C=O ( butanal )       H H H </pre>	72	- 59	76	Dipolo Permanente
<pre> H H H H H           H-C-C-C-C-C-H ( pentano )           H H H H H </pre>	72	-130	36,1	Dipolo Instantâneo

OBS.: A interação entre dipolos instantâneos é de curto alcance, atuando apenas entre moléculas vizinhas que estejam em contato. Portanto, quanto maior for a molécula, mais facilmente se formarão dipolos instantâneos, o que leva a uma maior força de atração entre as moléculas, que terão PF e PE mais elevados.

## 8.2. ESTADOS FÍSICOS

Moléculas apolares de baixas massas moleculares são gases a temperatura ambiente, com massas moleculares maiores são líquidos a temperatura ambiente. As substâncias com massas moleculares mais elevadas podem ser sólidos a temperatura ambiente.

Ex.: Gases :  $\text{Cl}_2$  (cloro) ,  $\text{C}_3\text{H}_8$  (propano).

Líquidos :,  $\text{Br}_2$  (bromo),  $\text{C}_5\text{H}_{12}$  (pentano)

Sólidos :  $\text{I}_2$  (iodo) ,  $\text{C}_{10}\text{H}_8$  (naftaleno).

Moléculas polares, mesmo com pequenas massas moleculares podem ser gases ou líquidos a temperatura ambiente, dependendo da maior ou menor polaridade da molécula. As moléculas de massas moleculares maiores serão sólidas a temperatura ambiente.

Ex.: Gases :  $\text{H}_2\text{S}$  (ácido sulfídrico) ,  $\text{CO}$  (monóxido de carbono).

Líquidos :  $\text{H}_2\text{O}$  (água) ,  $\text{CH}_3\text{OH}$  (metanol).

Sólidos :  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  (sacarose) ,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  (glicose).

## 8.3. SOLUBILIDADE

De uma maneira geral, as substâncias polares dissolvem-se em solventes também polares (ex.:  $\text{HCl}$  dissolve-se em  $\text{H}_2\text{O}$ ), substâncias apolares dissolvem-se em solventes apolares (ex.:  $\text{I}_2$  dissolve-se em  $\text{CCl}_4$ ).

Pode-se explicar a solubilidade não só pela expressão: - **semelhante dissolve semelhante** - como também, pela possibilidade de interação entre

moléculas da substância e do solvente, formando ligações intermoleculares. Podemos utilizar essa teoria para justificar, por exemplo, a solubilidade da amônia (NH<sub>3</sub>) em água (H<sub>2</sub>O), pois as moléculas de NH<sub>3</sub> e H<sub>2</sub>O ligam-se umas as outras por pontes de hidrogênio.

É importante que tenhamos claro a idéia de que a solubilidade não depende apenas de um fator e sim de uma combinação de fatores. Muitas vezes nos utilizamos de uma determinada teoria para explicar a solubilidade de uma substância em um determinado solvente. No entanto, essa teoria pode não ser suficiente para explicar a solubilidade de uma outra substância.

A água é o principal solvente polar, possui uma estrutura molecular fortemente polarizada, tornando possível a dissolução de substâncias moleculares polares e a maioria das substâncias iônicas.

## 9. SEMELHANÇAS E DIFERENÇAS ENTRE SUBSTÂNCIAS IÔNICAS, METÁLICAS, MOLECULARES E COVALENTES.

Substância	Substâncias Iônicas	Substâncias Metálicas	Substâncias Moleculares	Substâncias Covalentes
<b>Ligação entre átomos</b>	pelo menos uma lig. IÔNICA	METÁLICA	COVALENTE	COVALENTE
<b>Unidades de formação</b>	ÍONS ( cátions e Ânions)	CÁTIONS e ELÉTRONS	MOLÉCULAS	ÁTOMOS
<b>Estado físico</b>	SÓLIDOS	SÓLIDOS (exceto o Hg)	SÓLIDOS, LÍQUIDOS E GASES.	SÓLIDOS
<b>PF e PE (T ambiente )</b>	Geralmente ELEVADOS	Geralmente ELEVADOS	BAIXOS	ELEVADOS
<b>Solubilidade em solv. polares</b>	SOLÚVEIS	INSOLÚVEIS	Subst. Polares são SOLÚVEIS	INSOLÚVEIS
<b>Solubilidade em solv. apolares</b>	INSOLÚVEIS	INSOLÚVEIS	Subst. Apolares : SOLÚVEIS	INSOLÚVEIS
<b>Condutividade elétrica</b>	Somente quando FUNDIDOS ou em SOLUÇÃO.	No estado SÓLIDO ou qdº FUNDIDOS.	Com exceção dos ácidos, NÃO CONDUZEM.	Com exceção do grafite, NÃO CONDUZEM.
<b>Outras informações</b>	Dureza regular, são quebradiços.	Dureza de baixa a alta, são resistentes (não quebradiços).	Dureza baixa, são muito quebradiços.	Dureza muito alta, muito resistentes (não quebradiços).

## 10. Algumas conclusões importantes:

1. A diferença de eletronegatividade entre os átomos determina o tipo de ligação interatômica. Uma diferença de eletronegatividade significativa entre os ligantes ( em torno de 1,7 ou maior que este valor ) justifica a ligação iônica.

2. Quanto menor a diferença de eletronegatividade entre os ligantes, mais covalente é a ligação, e em consequência menos iônica.

3. As substâncias podem ter simultaneamente caráter iônico e covalente. Quando se diz que uma ligação é iônica, geralmente, estamos nos referindo a preponderância do caráter iônico sobre o covalente.

4. Uma molécula apolar, pode ter as ligações polares. O que determina a polaridade da ligação é a diferença de eletronegatividade dos ligantes. O que determina a polaridade da molécula é a simetria da molécula ( geometria molecular e elementos ligantes ).

5. As propriedades físicas das substâncias iônicas, metálicas e covalentes se devem às interações entre os átomos ( ligações iônicas, metálicas e covalentes ). As propriedades físicas das substâncias moleculares se devem às interações entre os átomos ( ligações covalentes ) e, também, às interações entre as moléculas ( pontes de hidrogênio , dipolo permanente , dipolo instantâneo).

6. O estudo de ligações químicas é realizado, tendo como suporte os modelos teóricos de ligações. É importante termos claro o nosso objeto de estudo, para que façamos a escolha adequada do(s) modelo(s) a ser estudado.

7. Algumas substâncias possuem ligações iônicas e covalentes ( ex.:  $\text{NaClO}_2$  ), sendo classificadas como substâncias iônicas, uma vez que, o fato do sódio

*ceder elétrons e o oxigênio receber, dará origem a cátions e ânions, e a existência de íons justifica o modelo da ligação iônica.*

*8. Muitas vezes um modelo não justifica todos os aspectos envolvidos no comportamento de uma substância ou de um determinado grupo de substâncias, o que não significa que o modelo em questão, não seja adequado. Na maioria das vezes, é necessário a junção de dois ou mais modelos teóricos, onde um complementa o outro.*

## **11. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS**

BREYER, A. et al. *Ligações Químicas: a construção de modelos que buscam explicar e prever as propriedades das substâncias*. Porto Alegre. Colégio de Aplicação/UFRGS, s/d, mimeo.

EDUQ - *Propriedades dos compostos*. Porto Alegre. Área de Educação Química/UFRGS, 1993, mimeo.

FERNANDO BECKER. *Da ação à operação.- O caminho da aprendizagem em J.Piaget e P.Freire*. Porto Alegre, Palmarinca, 1993.

GRUPO DE PESQUISA EM EDUCAÇÃO QUÍMICA ( GEPEC ). *Interações e transformações: Química para o 2º grau*. São Paulo, Editora Universidade de São Paulo, 1993.

PERUZZO, T.M. e CANTO, E.L. *Química na Abordagem do Cotidiano - vol. 1*. São Paulo, Editora Moderna, 1993.