

**UNIVERSIDADE FEDERAL DE PELOTAS**  
**CURSO de LICENCIATURA em QUÍMICA**  
**Disciplina: Didática da Química**  
**Profª Maira Ferreira**

**MODELOS DE LIGAÇÕES QUÍMICAS E PROPRIEDADES FÍSICAS DAS SUBSTÂNCIAS<sup>1</sup>**

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 proposição deste trabalho destaca alguns aspectos relevantes para o ensino de *ligações químicas* para alunos do ensino médio:

- parte do macroscópico (análise de propriedades de diferentes materiais) e vai para o microscópico (exame de modelos que explicam diferentes comportamentos);
- respeita o nível de maturidade dos alunos quando aumenta gradativamente a complexidade dos conteúdos;
- estuda as ligações covalentes segundo a Teoria da Repulsão dos Pares dos Elétrons de Valência.

A intenção ao preparar este material é salientar a importância de se buscar alternativas para o ensino de química, adequando, às diferentes realidades, propostas de ensino que possam promover uma melhoria de aprendizagem.

**1. ATIVIDADES EXPERIMENTAIS SOBRE AS PROPRIEDADES FÍSICAS DE SUBSTÂNCIAS**

**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 caustica	NaOH (aq)	
Acetato de sódio	CH <sub>3</sub> COONa (s)	
Acetato de sódio fundido	CH <sub>3</sub> COONa (l)	

<sup>1</sup> Adaptação de Ferreira, Maira. Modelos de ligações químicas: explicação das propriedades físicas das substâncias. Porto Alegre: UFRGS/AEQ, 1997.

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)	

OBS.: Antes de passar os eletrodos de uma substância para a outra, os mesmos devem ser limpos com um pano.

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.

### **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.

Substância	Fórmula	Cor	Possui brilho?	Estado físico	PF( °C )	PE( °C )
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>		
Clorofórmio	CHCl <sub>3</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.

## **2. MODELOS DE LIGAÇÕES QUÍMICAS**

**Ligações iônicas:** é um modelo que tenta explicar as ligações entre elementos muito eletronegativos (geralmente ametais e hidrogênio) e elementos eletropositivos (metais).

### Propriedades físicas das substâncias iônicas.

São propriedades observadas nos compostos iônicos:

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

### Exemplos de compostos iônicos.

-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>

**Ligações metálicas:** um modelo teórico que pode explicar as propriedades dos metais é a que prevê elétrons (semi) livres circulando em torno dos cátions.

### Propriedades físicas das substâncias metálicas.

- São bons condutores de calor e eletricidade.
- A maioria são sólidos e possuem brilho.

- A maioria dos metais possuem pontos de fusão (PF) e pontos de ebulação (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.

Exemplos de substâncias metálicas.

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%)

**Ligações covalentes:** O modelo teórico da ligação covalente tenta explicar a atração existente entre elementos eletronegativos que compartilham pares de elétrons.

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 ebulação 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.

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

#### 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?

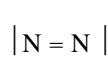
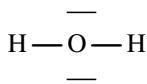
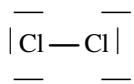
### **3. ESTUDO DA LIGAÇÃO COVALENTE SEGUNDO A TEORIA DA REPULSÃO DOS PARES DE ELÉTRONS DE VALÊNCIA**

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)**, os pares de elétrons que unem os átomos da ligação e **PNL(Pares Não Ligantes)**, os pares de elétrons que não participam das ligações.

Vejamos alguns exemplos:

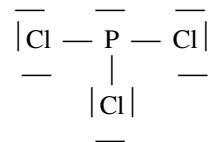


Para facilitar a construção das fórmulas estruturais dos compostos moleculares, podemos seguir algumas regras que buscam generalizar a montagem de fórmulas:

- Calcula-se o número de pares de elétrons a distribuir.
- Escolhe-se o átomo central que, para moléculas mais simples, é o elemento que participa com apenas um átomo e procede-se a distribuição dos pares de elétrons entre os ligantes.
- Distribui-se os pares isolados ou não ligantes.

Ex.  $\text{PCl}_3$

P	grupo 15 :	$5 \text{ e}^- \times 1 = 5 \text{ e}^-$
Cl	grupo 17 :	$7 \text{ e}^- \times 3 = 21 \text{ e}^-$
Total = 26 e <sup>-</sup>		



#### **Atividade 5:**

Faça a representação das fórmulas estruturais para as seguintes substâncias:



#### **4. 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.

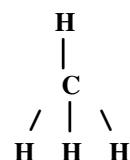
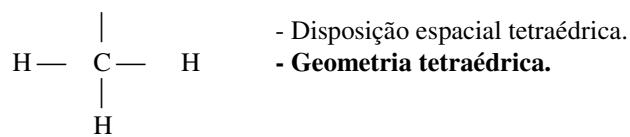
-**modelo com 4 regiões de repulsão:** pegue uma bolinha e fixe 4 palitos (que representará os 4 pares de elétrons) de modo a ter o maior afastamento possível entre os pares. Meça com um transferidor o ângulo existente entre os pares e faça um desenho do modelo.

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

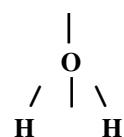
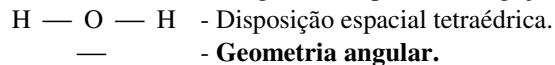
Disposição espacial de pares ligantes e não ligantes e a relação com a geometria molecular.

- 4 regiões de repulsão

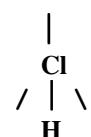
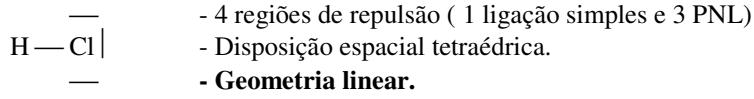
Ex.  $\text{CH}_4$  :      H                    - 4 regiões eletrônicas de repulsão ( 4 ligações simples).



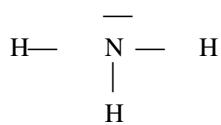
Ex.:  $\text{H}_2\text{O}$       —                    - 4 regiões de repulsão ( 2 ligações simples e 2 PNL )



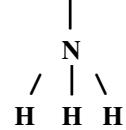
Ex.:  $\text{HCl}$



Ex.:  $\text{NH}_3$

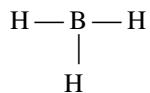


- 4 regiões de repulsão ( 3 ligações simples e 1 PNL).
- Disposição espacial tetraédrica.
- **Geometria piramidal.**

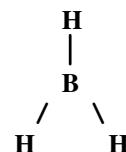


- 3 regiões de repulsão

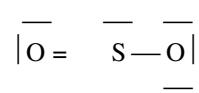
Ex.:  $\text{BH}_3$



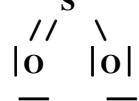
- 3 regiões de repulsão ( 3 ligações simples )
- Disposição espacial trigonal.
- **Geometria trigonal plana ou triangular.**



Ex.:  $\text{SO}_2$



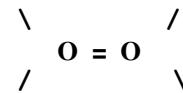
- 3 regiões de repulsão ( 1 lig. simples, 1 lig. dupla e 1 PNL)
- Disposição espacial trigonal.
- **Geometria angular.**



Ex.:  $\text{O}_2$

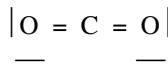


- 3 regiões de repulsão ( 1 lig. dupla e 2 PNL ).
- Disposição espacial trigonal.
- **Geometria linear.**

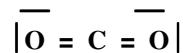


- 2 regiões de repulsão.

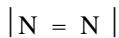
Ex.:  $\text{CO}_2$



- 2 regiões de repulsão ( 2 ligações duplas ).
- Disposição espacial linear.
- **Geometria linear.**



Ex.:  $\text{N}_2$



- 2 regiões de repulsão ( 1 ligação tripla e 1 PNL ).
- Disposição espacial linear.
- **Geometria linear.**



### Atividade nº 7.

Determine a geometria molecular para as seguintes moléculas:



## 5. INTERAÇÕES INTERMOLECULARES

### a)-ENTRE MOLÉCULAS APOLARES

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

### b) ENTRE MOLÉCULAS APOLARES

#### - Ligações 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.:  $\text{H}_2\text{O}$  ;  $\text{NH}_3$  ;  $\text{HF}$ .

#### - Dipolo-dipolo ou dipolo permanente

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

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

**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.