

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

MODELOS DE LIGAÇÕES QUÍMICAS E PROPRIEDADES FÍSICAS DAS SUBSTÂNCIAS¹

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 ₂ O	
Sal de cozinha	NaCl (s)	
Sal de cozinha em solução	NaCl (aq)	
Fio de cobre	Cu	
Açúcar (sacarose)	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (s)	
Açúcar em solução	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (aq)	
Alcool (etanol)	C ₂ H ₆ O	
Solução de soda cáustica	NaOH (aq)	
Acetato de sódio	CH ₃ COONa (s)	
Acetato de sódio fundido	CH ₃ COONa (l)	

¹ 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 ₁₀ H ₈ (s)	
Naftaleno fundido	C ₁₀ H ₈ (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 ₂ O					
Alcool	C ₂ H ₆ O					
Naftaleno	C ₁₀ H ₈					
Sal de cozinha	NaCl					
Cobre	Cu					
Limalha de ferro	Fe					
Enxofre	S ₈					
Hidróxido de potássio	KOH					
Sulfato de cobre	CuSO ₄					

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 ₁₂ H ₂₂ O ₁₁		
Ferro	Fe		
Alumínio	Al		
Alcool	C ₂ H ₆ O		
Hidróxido de sódio	NaOH		
Cobre	Cu		
Naftaleno	C ₁₀ H ₈		
Sulfato de cobre	CuSO ₄		
Clorofórmio	CHCl ₃		
Gasolina	C ₈ H ₁₈ *		
Ácido acético	C ₂ H ₄ O ₂		

*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 ebulição.
- 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 ₂ O
-hidreto de lítio	LiH
-carbonato de cálcio	CaCO ₃

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 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.

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 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.

Exemplos de substâncias moleculares.

- ácido clorídrico - HCl
- dióxido de enxofre - SO₂
- sacarose - C₁₂H₂₂O₁₁
- naftaleno - C₁₀H₈
- álcool - C₂H₆O
- água - H₂O

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, 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?

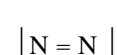
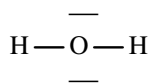
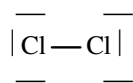
3. ESTUDO DA LIGAÇÃO COVALENTE SEGUNDO A TEORIA DA REPULSÃO DOS PARES DE ELÉTRONS DE VALÊNCIA

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.

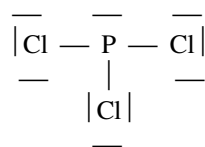
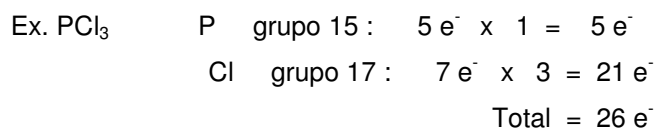
Os pares de elétrons podem ser organizados em dois tipos: **PL (Pares Ligantes)**, os pares de elétrons que unem os átomos da ligação e **PNL(Pares Não Ligantes)**, os pares de elétrons que não participam das ligações.

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.



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.

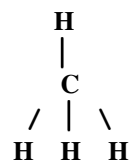
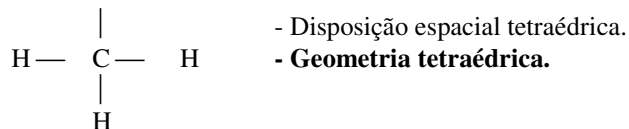
-modelo com 4 regiões de repulsão: pegue uma bolinha e fixe 4 palitos (que representará os 4 pares de elétrons) de modo a ter o maior afastamento possível entre os pares. Meça com um transferidor o ângulo existente entre os pares e faça um desenho do modelo.

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

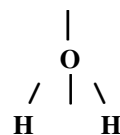
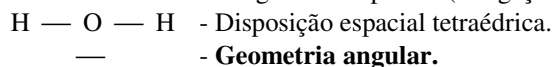
Disposição espacial de pares ligantes e não ligantes e a relação com a geometria molecular.

- 4 regiões de repulsão

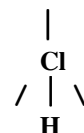
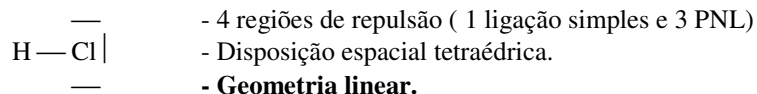
Ex. CH_4 : H - 4 regiões eletrônicas de repulsão (4 ligações simples).



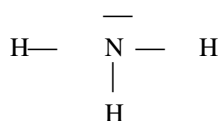
Ex.: H_2O — - 4 regiões de repulsão (2 ligações simples e 2 PNL)



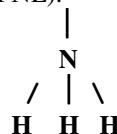
Ex.: HCl



Ex. NH_3

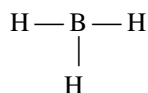


- 4 regiões de repulsão (3 ligações simples e 1 PNL).
- Disposição espacial tetraédrica.
- **Geometria piramidal.**

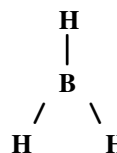


- 3 regiões de repulsão

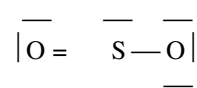
Ex.: BH_3



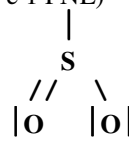
- 3 regiões de repulsão (3 ligações simples)
- Disposição espacial trigonal.
- **Geometria trigonal plana ou triangular.**



Ex.: SO_2



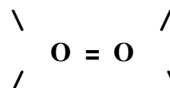
- 3 regiões de repulsão (1 lig. simples, 1 lig. dupla e 1 PNL)
- Disposição espacial trigonal.
- **Geometria angular.**



Ex.: O_2

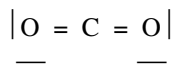


- 3 regiões de repulsão (1 lig. dupla e 2 PNL).
- Disposição espacial trigonal.
- **Geometria linear.**

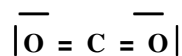


- 2 regiões de repulsão.

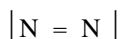
Ex.: CO_2



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



Ex.: 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:

a) SO_3

e) Cl_2

b) HNO_3

f) HCN

c) CH_2O

g) BCl_3

d) H_2S

h) PCl_3

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.: CO_2 ; H_2 ; 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.: H_2O ; NH_3 ; 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.: HCl , H_2S .

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.