



Plano de Aula

	Agrupamento de Escolas Terras de Larus	
	Ano 9º/Turma D	2007/08
	Duração: 90 minutos	Disciplina: CFQ
Aulas nº	09 de Novembro - 1º Período	
Sumário:	A geometria molecular. Ligações covalentes polares e apolares. Aplicação dos conhecimentos adquiridos.	
Sub-tema:	Ligação Química	Tema: Viver melhor na Terra

Professor Estagiário: Ricardo Fernandes

Professora Estagiária assistente: Sónia Martins

Professor titular da Turma: Luís Gonçalves

Orientador: Luís Gonçalves

Pré-Requisitos	<ul style="list-style-type: none">■ Conhecimento da linguagem dos químicos (fórmulas químicas, símbolos químicos, tabela periódica)■ Conhecimento das ligações químicas (ligações entre átomos e moléculas)
Material didáctico	<ul style="list-style-type: none">■ Quadro e giz de cor■ Manual■ Modelos moleculares
Avaliação	<ul style="list-style-type: none">■ Grelha de observação (oralidade; participação escrita; participação oral; participação escrita no quadro)■ Grelha de trabalho de grupo (participação individual)
Metodologias	<ul style="list-style-type: none">■ No início vou referir o plano para a aula fazendo com que os alunos prevejam a sua acção, os objectivos e a sequência da aula.■ O meu papel como professor é orientar os alunos no caminho a seguir para a resolução dos mesmos, sem no entanto descuidar outras possibilidades de resolução e mesmo outras formas, que estando erradas, possam levar a um momento de reflexão.■ As conclusões serão registadas no quadro, recorrendo à cor. Sempre que oportuno o professor coloca os alunos a expor os seus raciocínios. A comunicação CFQ deve ajudar os alunos a organizar e consolidar o seu pensamento matemático.

Desenvolvimento

[notação: cor distinta para a resolução prevista; parêntesis rectos para acções ou pensamentos; ...]

☞ Bom tarde!

[chamada dos alunos; escrita no quadro do sumário da aula]

☞ + ✎ Revisão dos conceitos transmitidos na ultima aula (Ligação química, nomeadamente as ligações entre átomos e moléculas, a nuvem electrónica das moléculas)

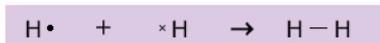
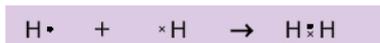
☞ Hoje vamos falar de **geometria molecular**

☞ Como viram na última aula, os átomos ligam-se para formar moléculas. E vimos também que o conjunto formado pelos átomos ligados é mais estável do que o conjunto formado pelos mesmos átomos separados uns dos outros.

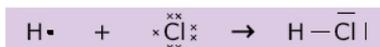
☞ Porque será que é mais estável esse conjunto?

[Com base nas respostas dos alunos, tentar chegar à conclusão de que quando 2 átomos se ligam, os electrões que pertenciam apenas a um dos átomos passam a pertencer aos dois - **Electrões compartilhados** – maior estabilidade]

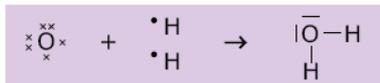
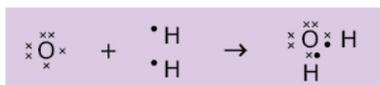
• formação da molécula de hidrogénio:



• formação da molécula de cloreto de hidrogénio:



• formação da molécula de água:



☞ + ✎ **Ligação covalente** (simplex, dupla, tripla), compartilha de electrões.

[Para se visualizar a formação das ligações covalentes – representação de Lewis e de Kekulé, para se obter a **fórmula de estrutura** das moléculas]

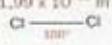
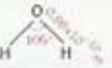
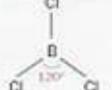
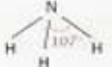
✎ Exemplificar no quadro algumas ligações (H_2 , H_2O , HCl , CO_2)

☞ Existem certas propriedades que podem ocorrer nas ligações dos átomos: cargas iguais repelem-se, iões com cargas iguais repelem-se.

☞ Como são constituídas as ligações entre os átomos? **Pares electrónicos**, pares de electrões.

Então e aqueles que não se ligam, mas que se encontram à volta do átomo? **Pares de electrões não-compartilhados** (utilizar exemplo CO_2 e verificar qual a estrutura mais estável – menor repulsão)

☞ + ✎ Forma das moléculas – **geometria molecular** (distribuição dos átomos no espaço)

Nome e fórmula da substância	Modelo molecular	Nuvem electrónica	Fórmula de estrutura	Geometria molecular
Cloro Cl_2			$1,99 \times 10^{-10} \text{ m}$ 	linear
Água H_2O				angular
Tricloreto de boro BCl_3				triangular plana
Amoníaco NH_3				piramidal
Metano CH_4				tetraédrica

[Dividir os alunos em grupos de 3, distribuindo-lhes 1 caixa com modelos moleculares. Utilizando vários exemplos, com os alunos a construir os modelos, obter os diferentes tipos de geometrias – linear, angular, triangular plana, piramidal, tetraédrica]

☞ + ✎ Exemplos: H_2 , CO_2 , H_2O , NH_3 , SO_3 , CH_4 , O_2 , HCl

[Pretende-se que os alunos questionem qual a melhor estrutura para cada molécula]

☺ + ✎ Utilizando os exemplos anteriores e as respectivas geometrias, demonstrar que existem partilhas de electrões diferentes: Ligação covalente **Polar** e **Apolar**

☺ + ✎ A molécula H_2 tem a carga eléctrica da nuvem electrónica distribuída uniformemente, porque os seus átomos são iguais. Não há, pois, nenhuma zona da molécula "mais negativa" ou "mais positiva". Diz-se que a molécula H_2 é uma molécula **Apolar**. Na molécula de HCl, há maior concentração de carga negativa junto ao átomo de Cloro do que junto ao átomo de Hidrogénio. Forma-se um polo negativo junto ao cloro e um polo positivo junto ao hidrogénio. Diz-se que a molécula HCl é uma molécula **Polar**.

☺ + ✎ TPC: Exercícios 40, 41 e 42 da página 87 e 88 do manual de actividades.

☺ Até à próxima aula.