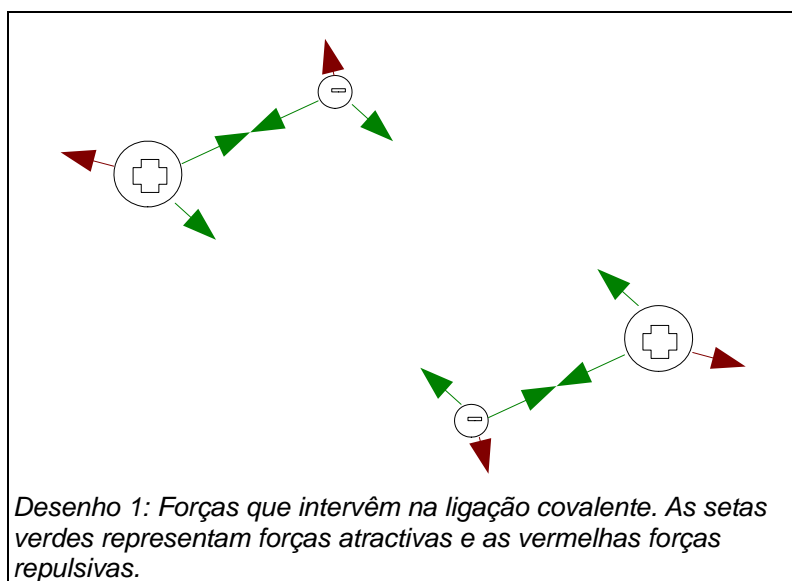


Ligações Químicas

Ligação Covalente

A ligação covalente consiste na partilha de electrões entre dois átomos. Ou seja, o átomo precisa dos seus electrões e também precisa dos electrões do outro átomo, porque os núcleos têm força suficiente para os atrair.

No átomo as forças de atracção e repulsão serão de forma a serem equilibradas e permitirem o estabelecimento da ligação (ver Desenho 1).



Simples

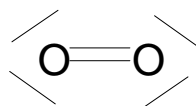
Cada átomo partilha o seu electrão com o outro átomo.



Ciências Físico – Químicas 9º Ano

Dupla

Cada átomo partilha dois electrões com o outro átomo.



Tripla

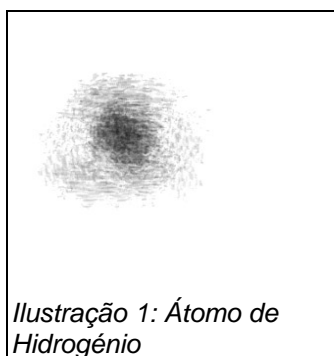
Cada átomo partilha três electrões com o outro átomo.



Nota: Repara que o comprimento das ligações estabelecidas vão diminuindo à medida que aumenta o número de ligações estabelecidas. Isto acontece pelo facto das forças electrostáticas, em jogo nas ligações, serem superiores na Ligação Covalente Tripla do que na Dupla, e estas por sua vez são superiores à Simples, o que fará com que o comprimento de ligação seja menor na Ligação Covalente Tripla e maior na Ligação Covalente Simples.

Polaridade das Moléculas

As ligações nas moléculas significa simplesmente que os electrões vão passar mais tempo entre os núcleos dos dois átomos, sendo essa zona mais provável de os encontrar. Isto fará, por sua vez que a nuvem electrónica sofra uma deformação e as cargas distribuir-se-ão no átomo de uma maneira diferente.

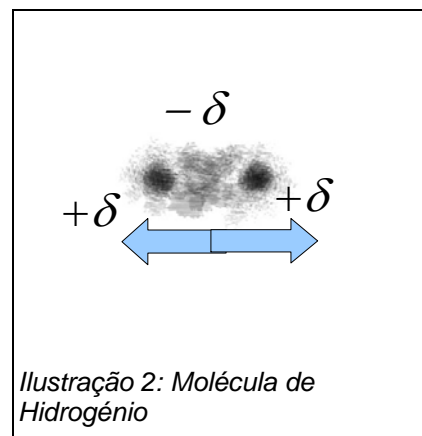


Ciências Físico – Químicas
9º Ano

Apolar

Nas moléculas apolares as pequenas diferenças de carga, pelo facto de os electrões se movimentarem mais numa zona espacial do que noutra, vão anular-se. Isto acontece nas moléculas do tipo X₂ (ex.: H₂; O₂; N₂; etc.), mas estas não são as únicas. O dióxido de carbono é uma molécula triatómica (três átomos – 2 de oxigénio e um de carbono) e no entanto também se trata de uma molécula apolar, com duas ligações covalentes duplas entre o átomo de carbono e os átomos de oxigénio. Existe uma simetria.

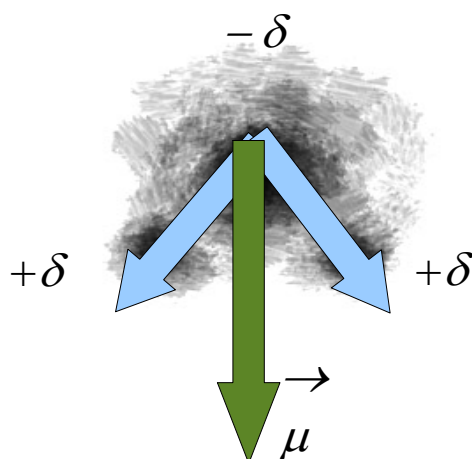
Vê na ilustração 2 o exemplo da molécula de Hidrogénio.



Polar

No caso das moléculas polares vai existir zonas espaciais que não serão compensadas, estas não se anulam como no caso da molécula de H₂, e então o balanço será de um excesso de uma pequena carga. Ver a ilustração 3, no caso da molécula de água.

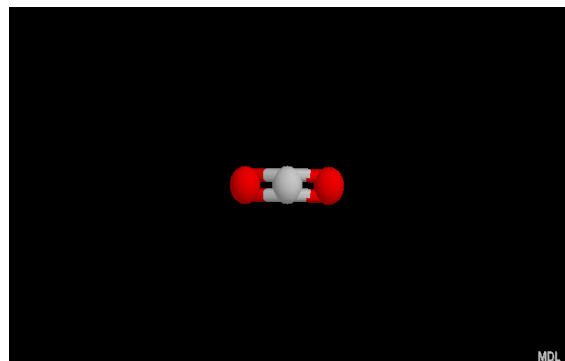
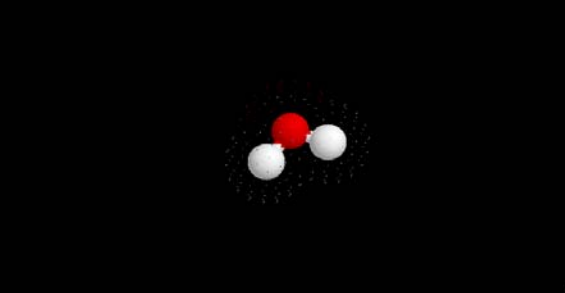
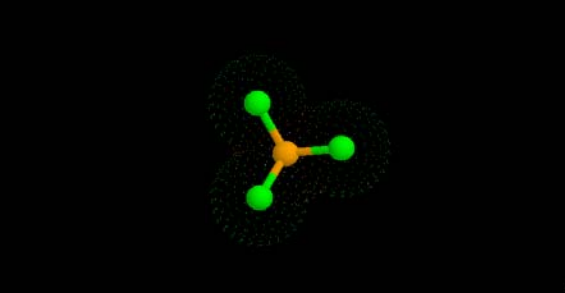
Ilustração 3: Molécula de Água. A seta verde representa o dipolo (polaridade) da molécula e é o somatório das duas setas azuis.



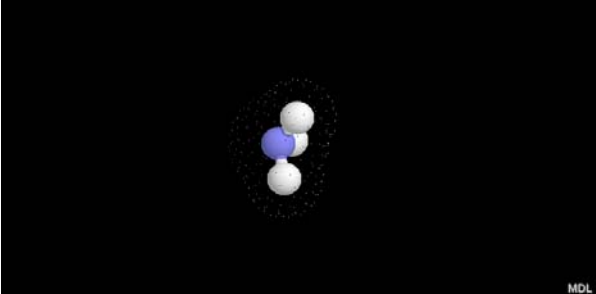
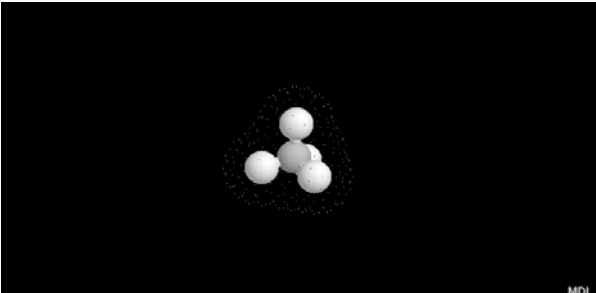
Ciências Físico – Químicas
9º Ano

Geometria das Moléculas

A disposição espacial dos átomos nas moléculas depende das forças que existem no interior destas entre núcleos, pares de electrões ligantes e pares de electrões não ligantes.

<p>Na geometria linear os átomos estão alinhados desenhando uma linha. Ex.: CO_2; H_2; O_2; N_2; HCl; etc.</p>	<p>Linear</p>	 <p>Molécula de Dióxido de Carbono - CO_2</p>
<p>Na geometria angular os átomos desenham um ângulo relativamente ao átomo principal. Ex.: H_2O; SO_2; etc.</p>	<p>Angular</p>	 <p>Molécula de Água - H_2O</p>
<p>Na geometria triangular plana, três átomos alinham em redor do átomo principal, e estão todos no mesmo plano. Ex.: BCl_3; etc.</p>	<p>Triangular Plana</p>	 <p>Molécula de Tricloreto de Boro - BCl_3</p>

Ciências Físico – Químicas
9º Ano

Piramidal	 <p>Molécula de Amoníaco - NH₃</p>	Na geometria piramidal, três átomos iguais alinham em redor do átomo principal, e só estes estão no mesmo plano. Ex.: NH ₃ ; etc.
Tetraédrica	 <p>Molécula de Metano - CH₄</p>	Na geometria tetraédrica, quatro átomos alinham em redor do átomo principal. Ex.: CH ₄ ; etc.

Ligação Iónica

A ligação iónica forma-se a partir de iões. Os metais têm tendência de formar iões positivos e os não-metais iões negativos. Estes iões uma vez formados passam a sofrer forças de natureza electrostática e atraem-se de modo a formar a ligação iónica.

Propriedades das substâncias iónicas:

- têm pontos de fusão muito elevados;
- são duras e quebradiças;
- não conduzem a corrente eléctrica no estado sólido;
- em solução aquosa ou quando fundidas são boas condutoras da corrente eléctrica.

Ciências Físico – Químicas

9º Ano

Ligação Metálica

Um sólido metálico consiste num “arranjo” ordenado de átomos do elemento que forma o metal. As nuvens electrónicas do átomo e átomos vizinhos confundem-se e esses electrões podem movimentar-se ao longo da cadeia (electrões livres), pois são atraídos, não só pelo seu núcleo mas também, pelos núcleos dos átomos vizinhos.

Propriedades das substâncias metálicas:

- são boas condutoras da corrente eléctrica e do calor;
- são maleáveis e dúcteis;
- apresentam brilho metálico.

Resumo

Substâncias	Exemplos	Ligação Química	Propriedades Gerais
Moleculares	Iodo Metano Amoníaco Álcool Etílico Oxigénio	Ligações covalentes (polares e apolares) e ligações intermoleculares	Pontos de fusão e ebulição baixos. Não conduzem a corrente eléctrica, com excepção das substâncias constituídas por moléculas polares (em solução aquosa).
Covalentes	Diamante Grafite Óxido de Silício (quartzo)	Ligações covalentes	Pontos de fusão e ebulição elevados. Não conduzem a corrente eléctrica com excepção da grafite. Duros e quebradiços.
Iónicas	Cloreto de	Ligações	Pontos de fusão e

Ciências Físico – Químicas
9º Ano

	Sódio Cloro de Potássio Fluoreto de Potássio Iodeto de Sódio Carbonato de Cálcio	iónicas	ebulição elevados. Não conduzem a corrente eléctrica no estado sólido. Conduzem a corrente eléctrica em solução aquosa e fundidos. Duros e quebradiços.
Metálicas	Prata Cobre Ouro Sódio Zinco Ferro Alumínio	Ligações metálicas	Pontos de fusão e ebulição elevados. Bons condutores térmicos e eléctricos. Maleáveis e dúcteis. Brilho metálico.