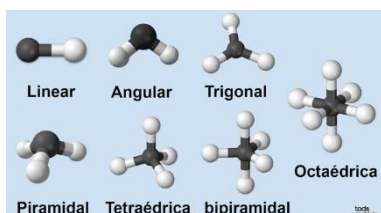


## GEOMETRIA MOLECULAR

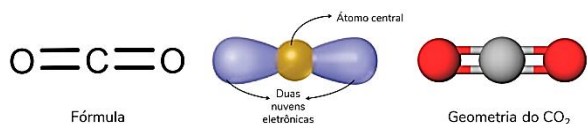
A geometria molecular é a figura geométrica que demonstra como uma molécula está disposta no espaço pela posição dos núcleos dos átomos em relação uns aos outros. As moléculas são formadas por átomos unidos por ligações covalentes e os principais tipos de geometrias são:



### Geometria Linear

A geometria linear é observada em moléculas diatômicas (2 átomos). Ela também pode ocorrer em moléculas triatômicas (3 átomos) quando não há grande diferença de polaridade entre os componentes. Nesse tipo de geometria é formado uma reta com ângulo de  $180^\circ$  entre os núcleos atômicos, pois não há elétrons desemparelhados.

São exemplos de moléculas com geometria linear:  $H_2$ ,  $HCl$ ,  $BeF_2$ ,  $BeBr_2$ ,  $CO_2$ ,  $C_2H_2$ ,  $BeH_2$  e  $XeF_2$ .



### Geometria angular

A geometria angular é formada quando um átomo central apresenta dois átomos ligantes e um par de elétrons disponíveis. Nesse tipo de geometria, os ângulos entre as ligações são menores que  $120^\circ$ .

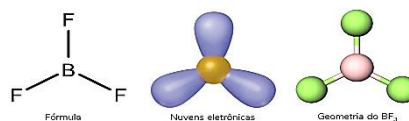
São exemplos de moléculas com geometria angular:  $H_2O$ ,  $O_3$ ,  $SO_2$  e  $SF_2$ .



### Geometria trigonal plana

A geometria trigonal plana é formada quando um átomo central não apresenta par de elétrons emparelhados disponíveis e está unido a três átomos ligantes, o que faz que a molécula apresente de  $120^\circ$ .

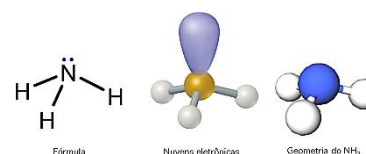
São exemplos de moléculas com geometria trigonal:  $COCl_2$ ,  $H_2CO_3$ ,  $SO_3$ ,  $NO_3^-$ ,  $BF_3$  e  $BH_3$ .



### Geometria piramidal

A geometria piramidal trigonal é formada quando o átomo central apresenta um par de elétrons emparelhados disponíveis e está unido a três átomos ligantes. Os ângulos da molécula são menores que  $109^\circ 28'$ .

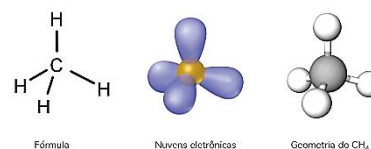
São exemplos de moléculas com geometria piramidal:  $NH_3$ ,  $ClO_3^-$ ,  $PCl_3$  e  $H_3O$ .



### Geometria tetraédrica

A geometria tetraédrica é formada quando um átomo central apresenta quatro átomos ligantes. Os ângulos da molécula são de  $109^\circ 5'$ .

São exemplos de moléculas com geometria tetraédrica:  $NH_4$ ,  $CH_4$ ,  $BF_4^-$ ,  $CH_4$  e  $CH_3Cl$ .



## EXEMPLO DE GEOMETRIA

Nome e fórmula da substância	Modelo molecular	Nuvem eletrônica	Fórmula de estrutura	Geometria molecular
Cloro $Cl_2$			$1,99 \times 10^{-10} \text{ m}$ $Cl-Cl$	linear
Água $H_2O$			$104,5^\circ$ $H-O-H$	angular
Tricloreto de boro $BCl_3$			$120^\circ$ $Cl-B-Cl$	triangular plana
Amônia $NH_3$			$107^\circ$ $H-N-H$	piramidal
Metano $CH_4$			$109,5^\circ$ $H-C-H$	tetraédrica

## ORBITAIS ATÔMICOS

Os orbitais são áreas na eletrosfera do átomo onde a probabilidade de encontrar um elétron é máxima, ou a função de onda que descreve o movimento de um elétron.

Os orbitais são representados por nuvens eletrônicas e variam conforme o tipo de ligação: orbital esférico para ligação s e orbital em forma de duplo ovoide para ligação p. O orbital p possui três orientações espaciais possíveis (x, y, z).

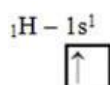
Esses orbitais são representados graficamente por  $\uparrow$  ou  $\downarrow$ :

Subnível	Quantidade de orbitais	Representação espacial	Representação gráfica
s	1		$\square$
p	3		$\square \square \square$

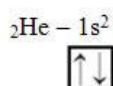
Segundo o **Princípio de Exclusão de Pauli**, em cada orbital cabem no máximo dois elétrons. Para os orbitais que não possuem os dois elétrons, dizemos que estão incompletos e que são elétrons isolados ou desemparelhados.

Em termos simples, isso significa que ao preencher os orbitais, primeiro devemos preencher todos eles com apenas uma seta cada um, sendo que todas estarão voltadas para o mesmo sentido e, se ainda houver mais elétrons, continua-se preenchendo os orbitais com setas no outro sentido.

Por exemplo, o hidrogênio (H) é o elemento mais simples, pois possui apenas um elétron, portanto ele só possui um orbital do tipo p com um elétron, que é representado da seguinte forma:



Já o hélio possui dois elétrons; assim, para ele, temos:



## HIBRIDIZAÇÃO DE CARBONO

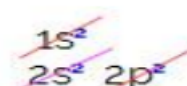
Define-se como hibridização a união de orbitais atômicos incompletos. Um orbital é classificado como incompleto quando ele apresenta apenas um elétron em seu interior em vez de dois. Veja uma representação de um orbital incompleto e um orbital completo.



A hibridização é um fenômeno natural que ocorre com alguns elementos químicos, como o Fósforo, o Enxofre, o Carbono etc. A hibridização do Carbono permite que os átomos desse elemento sejam capazes de realizar quatro ligações químicas, ou seja, o carbono só realiza quatro ligações após sofrer o fenômeno da hibridização.

**Mas por que o carbono sofre hibridização e realiza quatro ligações?**

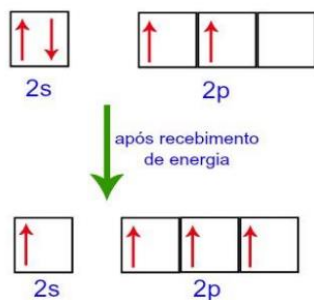
Para entender esse fenômeno, temos que conhecer a distribuição eletrônica desse elemento:



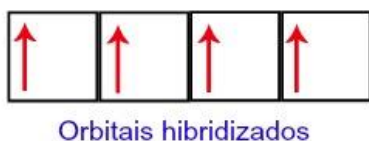
Na distribuição eletrônica do carbono, percebemos que o subnível 1s está completo (com dois elétrons), o 2s está completo (com dois elétrons) e o subnível 2p está incompleto (o subnível p suporta seis elétrons, mas há somente dois). Distribuindo os elétrons do 2p de forma representativa, temos que:



O subnível p apresenta três orbitais no caso do carbono, dois deles estão incompletos e um está vazio. Por essa razão, esse elemento deveria realizar apenas duas ligações, já que o número de orbitais incompletos sempre determina o número de ligações. No entanto, ao receber energia do meio externo, os elétrons presentes no Carbono são excitados. Assim, um dos elétrons presentes no subnível 2s desloca-se para o orbital do subnível p que estava vazio:



Assim sendo, o carbono fica com quatro orbitais incompletos no seu segundo nível. Em seguida, o orbital do subnível 2s une-se aos três orbitais p, o que configura o fenômeno de hibridização.



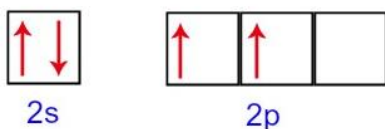
### Tipos de Hibridização de carbonos

#### Hibridização do carbono

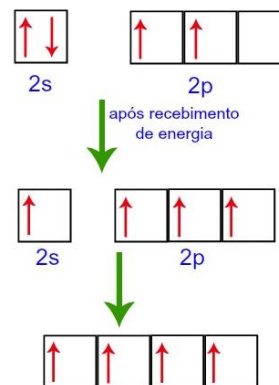


### EXERCÍCIO

O elemento químico carbono possui número atômico 6, assim, a sua distribuição eletrônica é  $1s^2 2s^2 2p^2$ . Como cada orbital comporta no máximo 2 elétrons, e os subníveis s e p apresentam, respectivamente, 1 e 3 orbitais na camada de valência, haverá 2 elétrons no subnível 2s e dois orbitais p ocupados com 1 elétron.



Ao receber energia do meio externo, um elétron do subnível 2s é deslocado para o orbital vazio do subnível 2p. Em seguida, esses orbitais são unidos.



A respeito da união desses orbitais, a hibridização é

- sp<sup>2</sup>
- sp
- s-sp<sup>2</sup>
- s-sp<sup>3</sup>
- sp<sup>3</sup>