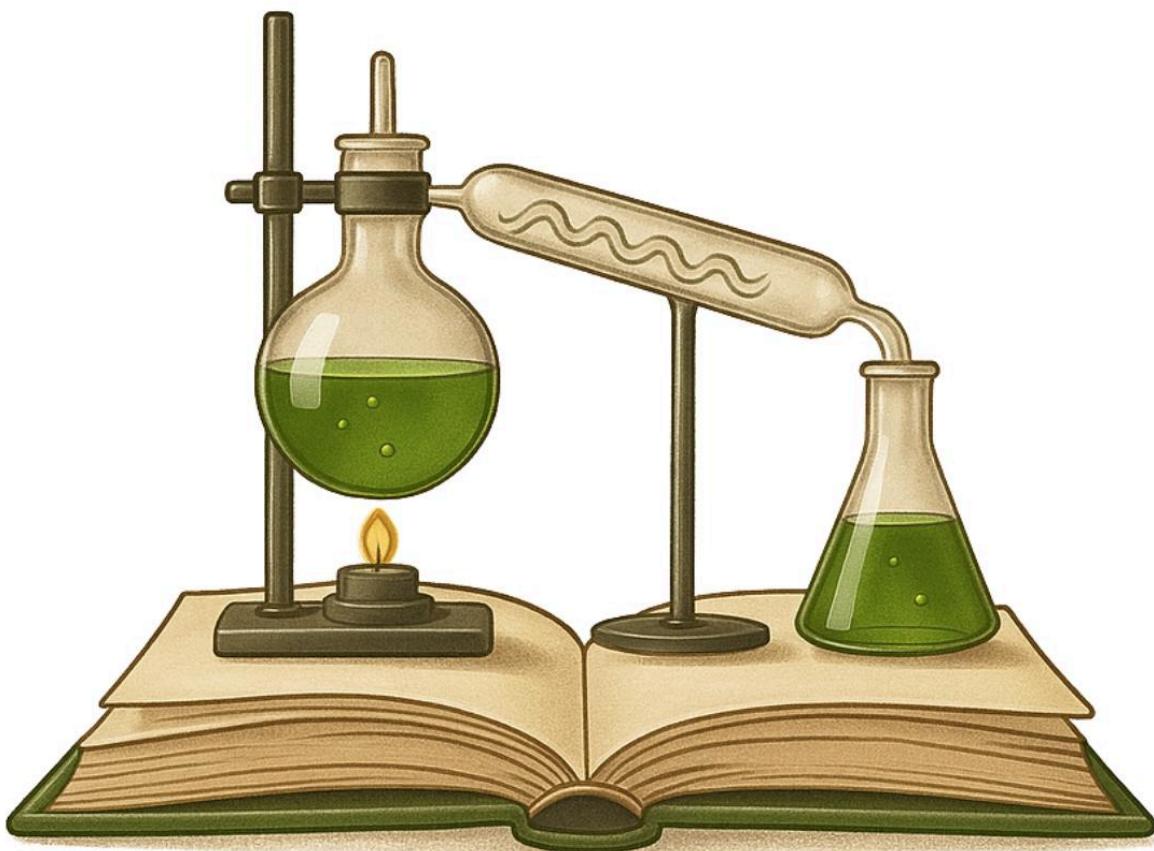


PRÓ-ENSINO

QUÍMICA ORGÂNICA



Hibridização do átomo de
Carbono

SUMÁRIO

| | |
|--|-----------|
| 1. HIBRIDIZAÇÃO | 2 |
| 1.1. O que é? | 2 |
| 1.2. Porque ocorre? | 2 |
| 1.4. Geometria molecular e repulsão dos pares eletrônicos (Teoria da Repulsão dos Pares da Camada de Valência - VSEPR) | 2 |
| 1.4. Relação com a Teoria do octeto | 3 |
| 2. ORBITAIS ATÔMICOS E TIPOS DE LIGAÇÃO | 3 |
| 2.1. Orbitais s, p e d (Revisão Rápida) | 3 |
| 2.2. Ligações sigma (σ) e pi (π) | 4 |
| 4. TIPOS DE HIBRIDIZAÇÃO | 5 |
| 4.1. Hibridização sp^3 | 5 |
| 4.2. Hibridização sp^2 | 6 |
| 4.3. Hibridização sp | 6 |
| 5. COMO DETERMINAR A HIBRIDIZAÇÃO DE UM ÁTOMO DE CARBONO | 7 |
| 6. HIBRIDIZAÇÃO DE OUTROS ELEMENTOS | 8 |
| 6.1. Nitrogênio (N) | 9 |
| 6.2. Oxigênio (O) | 9 |
| 6.3. Halogênios (F, Cl, Br, I) | 11 |
| 7. RELAÇÃO ENTRE HIBRIDIZAÇÃO E PROPRIEDADES MOLECULARES | 11 |
| 7.1. Polaridade | 12 |
| 7.2. Ponto de Fusão e Ebulação | 12 |
| 7.3. Reatividade | 13 |
| 8. REFERÊNCIAS | 14 |

1. HIBRIDIZAÇÃO

1.1. O que é?

A hibridização de orbitais é um conceito teórico introduzido por Linus Pauling em 1931, dentro da Teoria da Ligação de Valência (TLV), para explicar como átomos como o carbono formam ligações equivalentes em moléculas. A ideia central é que orbitais atômicos puros (s, p) podem se combinar matematicamente (através de combinações lineares) para formar novos orbitais híbridos (como sp^3 , sp^2 e sp) que possuem formas e orientações específicas no espaço, adequadas para formar ligações covalentes com ângulos observados experimentalmente.

1.2. Porque ocorre?

A hibridização ocorre para maximizar a estabilidade das moléculas, permitindo uma melhor sobreposição de orbitais e, assim, ligações covalentes mais fortes e simétricas. Esse processo favorece a formação de estruturas moleculares energeticamente mais estáveis, com melhor distribuição da densidade eletrônica ao redor do átomo central.

Do ponto de vista quântico, a combinação dos orbitais s e p em orbitais híbridos promove uma redistribuição da densidade eletrônica, permitindo que os pares de elétrons formem ligações direcionais, com ângulos definidos, o que minimiza a repulsão entre pares eletrônicos (como descrito na Teoria da Repulsão dos Pares de Elétrons da Camada de Valência – VSEPR). Isso explica, por exemplo, por que compostos como eteno (C_2H_4) têm estrutura plana (com carbono sp^2) e o etino (C_2H_2) possui geometria linear (com carbono sp).

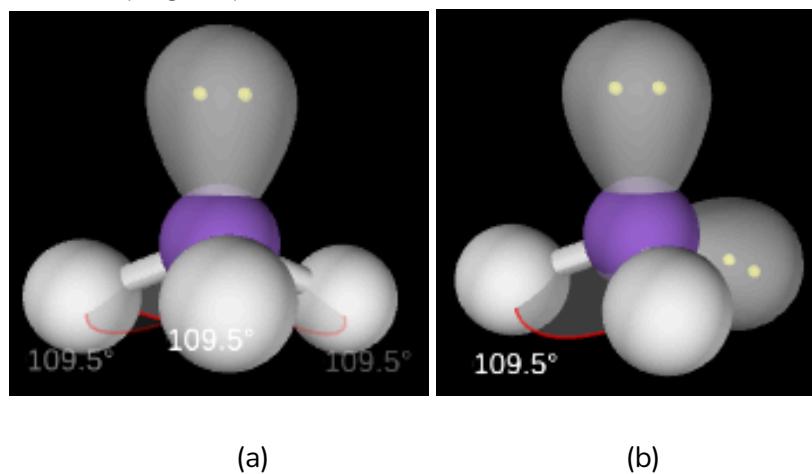
1.4. Geometria molecular e repulsão dos pares eletrônicos (Teoria da Repulsão dos Pares da Camada de Valência - VSEPR)

A Teoria da Repulsão dos Pares de Elétrons da Camada de Valência (VSEPR) propõe que os pares de elétrons ao redor do átomo central de uma molécula se repelem mutuamente e tendem a se posicionar o mais distante possível uns dos outros, a fim de minimizar a repulsão eletrostática. Essa organização espacial é responsável por definir a geometria molecular das substâncias.

Quando o átomo central apresenta duas regiões de densidade eletrônica, a geometria resultante é linear, com ângulo de 180°. Para três regiões de densidade eletrônica, a disposição é trigonal plana, com ângulo aproximado de 120°. Já quando há quatro regiões de densidade eletrônica, a molécula adota uma geometria tetraédrica, com ângulo de 109,5°.

Nos casos em que existem pares de elétrons não ligantes, ocorre uma distorção da geometria ideal, pois esses pares ocupam mais espaço ao redor do átomo central, reduzindo o ângulo entre as ligações. Um exemplo é a molécula de amônia (NH_3), que apresenta geometria piramidal, e a molécula de água (H_2O), cuja geometria é angular. Ambas derivam da estrutura tetraédrica ideal, porém deformadas pela presença de pares de elétrons livres.

Figura 1 – Representação das geometrias moleculares do (a) NH_3 (piramidal) e do (b) H_2O (angular), derivadas da estrutura tetraédrica.



Fonte: Autor

1.4. Relação com a Teoria do octeto

A hibridização está diretamente relacionada à Teoria do Octeto, proposta por Gilbert Lewis e Walther Kossel no início do século XX. A teoria afirma que os átomos tendem a ganhar, perder ou compartilhar elétrons de modo a alcançar uma configuração estável de oito elétrons na camada de valência — semelhante à dos gases nobres.

Para átomos como o carbono, nitrogênio e oxigênio, compartilhar elétrons por meio de ligações covalentes é a maneira mais comum de satisfazer o octeto. A hibridização fornece uma explicação geométrica e eletrônica para esse compartilhamento:

- No metano (CH_4), o carbono (sp^3) compartilha seus quatro elétrons com os quatro hidrogênios, completando seu octeto.
- No etano (C_2H_6), cada carbono (sp^3) compartilha três elétrons com hidrogênios e um com o outro carbono — ambos completando o octeto.
- Já no etano (C_2H_4) e etino (C_2H_2), os orbitais híbridos sp^2 e sp permitem a formação de ligações duplas e triplas, respectivamente, ainda mantendo a regra do octeto.

Assim, a hibridização é uma ferramenta que ajuda a visualizar como os átomos podem reorganizar seus orbitais para compartilhar elétrons e alcançar estabilidade, conforme previsto pela Teoria do Octeto.

2. ORBITAIS ATÔMICOS E TIPOS DE LIGAÇÃO

2.1. Orbitais s, p e d (Revisão Rápida)

Os orbitais atômicos são regiões do espaço ao redor do núcleo onde há maior probabilidade de se encontrar um elétron. Cada tipo de orbital apresenta uma forma característica, que está diretamente relacionada ao seu nível de energia e ao número quântico associado.

- **Orbital s:** possui forma esférica e corresponde ao nível de energia mais baixo, podendo ser representado como $1s$, $2s$, $3s$, entre outros.

- **Orbital p:** apresenta formato de halteres (ou duplo lóbulo) e possui três orientações espaciais distintas: px, py e pz.
- **Orbital d:** apresenta formas mais complexas, semelhantes a trevos de quatro lóbulos ou estruturas com um anel central, existindo cinco orbitais d distintos.

A **capacidade máxima de acomodação de elétrons** em cada tipo de orbital é definida pela mecânica quântica e segue o seguinte padrão:

- **s → 2 elétrons**
- **p → 6 elétrons**
- **d → 10 elétrons**

2.2. Ligações sigma (σ) e pi (π)

As ligações químicas covalentes são formadas pela superposição de orbitais atômicos, permitindo o compartilhamento de pares de elétrons entre átomos. Essa superposição pode ocorrer de diferentes formas, originando dois tipos principais de ligações: sigma (σ) e pi (π).

- **Ligaçāo Sigma (σ)**

A ligação sigma (σ) resulta da sobreposição frontal de orbitais atômicos, podendo ocorrer entre orbitais do tipo s–s, s–p ou p–p, sempre ao longo do eixo internuclear (linha que une os núcleos dos átomos envolvidos).

Esse tipo de ligação é a mais forte entre as ligações covalentes e está presente em todas as ligações simples. A alta força da ligação σ se deve à maior densidade eletrônica entre os núcleos, o que promove uma interação mais intensa.

- **Ligaçāo Pi (π)**

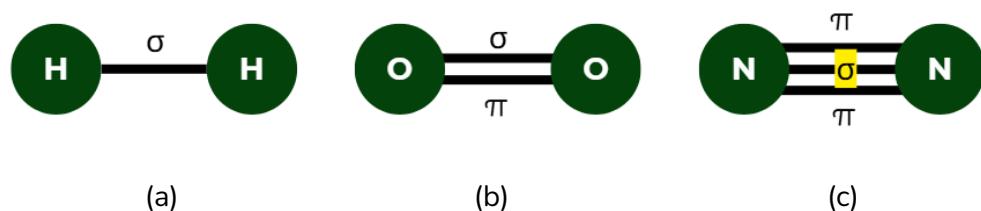
A ligação pi (π) ocorre pela sobreposição lateral de orbitais p paralelos. Por apresentar menor sobreposição de densidade eletrônica entre os núcleos, a ligação π é mais fraca que a ligação σ .

Ela aparece como ligação adicional em ligações duplas e triplas, complementando a ligação sigma já existente.

- **Exemplos de combinações de ligações:**

Como exemplo das diferentes combinações de ligações covalentes, a molécula de hidrogênio (H_2) apresenta uma ligação simples, composta apenas por uma ligação sigma (σ). A molécula de oxigênio (O_2) possui uma ligação dupla, formada por uma ligação sigma (σ) e uma ligação pi (π). Já a molécula de nitrogênio (N_2) apresenta uma ligação tripla, composta por uma ligação sigma (σ) e duas ligações pi (π).

Figura 2 - Representação das ligações simples, duplas e triplas nas moléculas de (a) H_2 , (b) O_2 e (c) N_2 , indicando a formação das ligações sigma (σ) e pi (π).



Fonte: Autor

4. TIPOS DE HIBRIDIZAÇÃO

4.1. Hibridização sp^3

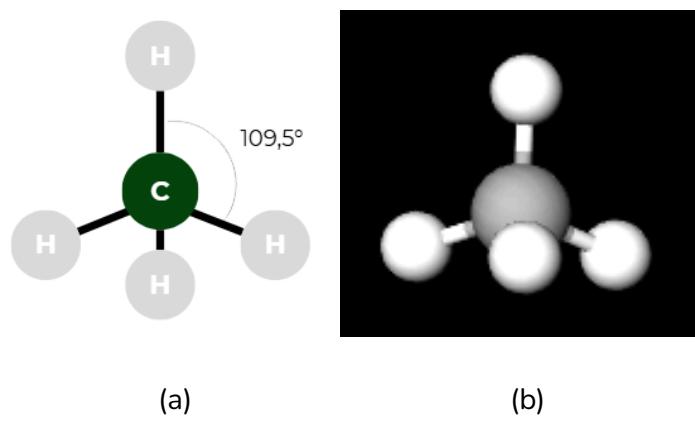
A hibridização sp^3 ocorre quando um orbital atômico do tipo s se combina com três orbitais p, resultando na formação de quatro orbitais híbridos equivalentes. Esses orbitais apresentam a mesma energia e se orientam no espaço de forma a minimizar a repulsão eletrônica, originando uma geometria tetraédrica.

O ângulo de ligação entre os orbitais híbridos é de aproximadamente $109,5^\circ$, valor característico dessa disposição espacial.

Como exemplo, pode-se citar o metano (CH_4), no qual o átomo de carbono central estabelece quatro ligações simples do tipo σ com átomos de hidrogênio, conforme demonstrado na Figura 3. Outro exemplo é o etano (C_2H_6), em que cada átomo de carbono apresenta hibridização sp^3 , formando ligações simples tanto entre si quanto com os hidrogênios.

Vale destacar que todas as ligações simples (σ) envolvendo um átomo de carbono estão associadas à hibridização sp^3 .

Figura 3 - Representação (a) esquemática e em (b) 3D da molécula CH_4 .



Fonte: Autor

4.2. Hibridização sp^2

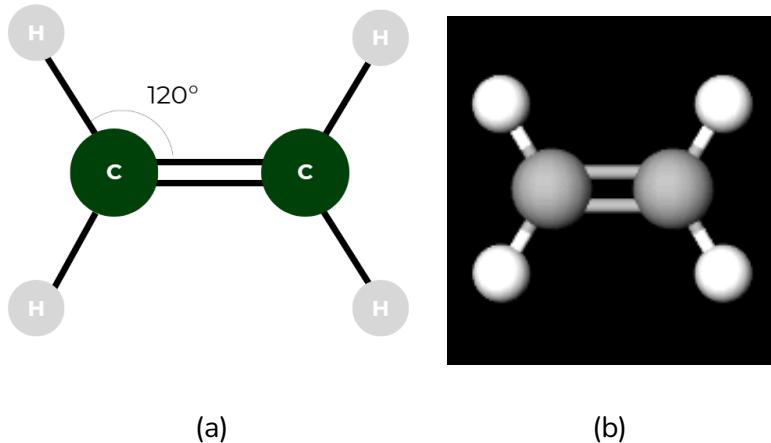
Na hibridização sp^2 , um orbital atômico do tipo s se combina com dois orbitais p, formando três orbitais híbridos equivalentes e restando um orbital p não hibridizado. Esses orbitais híbridos se dispõem no mesmo plano, resultando em uma geometria trigonal plana.

O ângulo de ligação entre os orbitais híbridos é de aproximadamente 120° .

Conforme demonstrado na Figura 4, um exemplo clássico é o eteno (C_2H_4), no qual cada átomo de carbono apresenta hibridização sp^2 , estabelecendo três ligações σ (duas com hidrogênios e uma com o outro carbono) e uma ligação π (formada pelo orbital p não hibridizado entre os carbonos).

Em geral, ligações duplas (uma σ e uma π) estão associadas à hibridização sp^2 .

Figura 4 - Representação (a) esquemática e em (b) 3D da molécula C_2H_4 .



Fonte: Autor

4.3. Hibridização sp

A hibridização sp ocorre quando um orbital atômico do tipo s se combina com um orbital p, originando dois orbitais híbridos equivalentes. Nessa configuração, dois orbitais p permanecem não hibridizados, podendo participar da formação de ligações π .

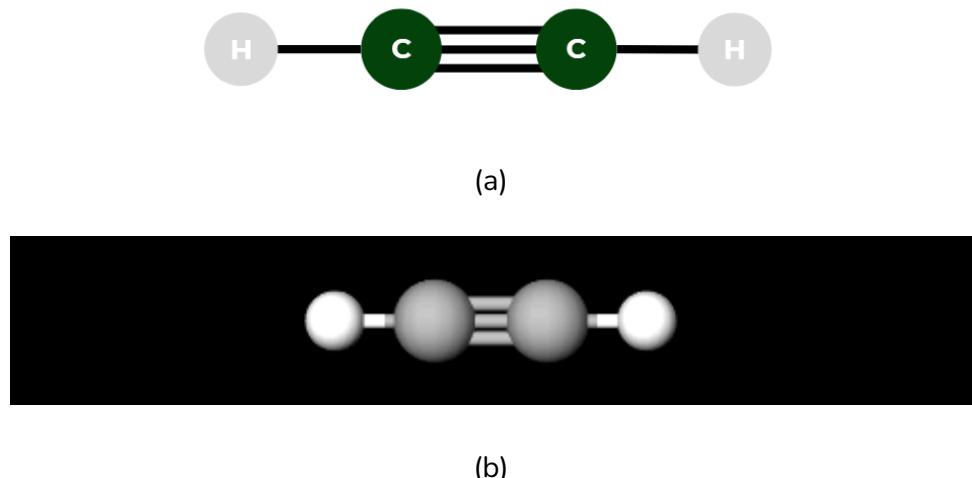
Os orbitais híbridos sp se orientam em direções opostas, de forma a minimizar a repulsão eletrônica, resultando em uma geometria linear.

O ângulo de ligação característico dessa hibridização é de 180° .

Como exemplo (Figura 5), pode-se citar o etino (C_2H_2), no qual cada átomo de carbono apresenta hibridização sp , formando uma ligação σ e duas ligações π entre os carbonos, caracterizando uma ligação tripla. Outro exemplo é o gás carbônico (CO_2), em que o carbono central também é sp , formando duas ligações duplas $C=O$ dispostas linearmente.

De modo geral, a presença de uma ligação tripla ou de duas ligações duplas em torno de um mesmo átomo indica a ocorrência de hibridização sp .

Figura 5 - Representação (a) esquemática e em (b) 3D da molécula C₂H₂.



Fonte: Autor

Tabela 01 - Tipos de hibridização do carbono e suas principais características.

| Tipo de Hibridização | Orbitais Híbridos Formados | Geometria Molecular | Ângulo de Ligação | Exemplos | Observações |
|----------------------|---|---------------------|-------------------|--|--|
| sp ³ | 1s + 3p → 4 orbitais híbridos | Tetraédrica | ~109,5° | Metano (CH ₄), Etano (C ₂ H ₆) | Presente em átomos de C com apenas ligações simples (σ) |
| sp ² | 1s + 2p → 3 orbitais híbridos + 1p livre | Trigonal plana | ~120° | Eteno (C ₂ H ₄), Benzeno (C ₆ H ₆) | O orbital p não hibridizado forma a ligação π da dupla ligação |
| sp | 1s + 1p → 2 orbitais híbridos + 2p livres | Linear | 180° | Etino (C ₂ H ₂), Gás carbônico (CO ₂) | Dois orbitais p não hibridizados formam duas ligações π (trípla ligação) |

Fonte: Autor

5. COMO DETERMINAR A HIBRIDIZAÇÃO DE UM ÁTOMO DE CARBONO

Passo 1 — Desenhe a fórmula estrutural

Represente o carbono e as ligações ao seu redor (ligações simples, duplas, triplas e pares não ligantes, se houver).

Passo 2 — Conte as “regiões de densidade eletrônica” ao redor do carbono

Região de densidade eletrônica = ligação simples, ligação múltipla (dupla ou tripla conta como uma região) ou par isolado de elétrons.

- Cada ligação simples = 1 região.
- Cada ligação dupla = 1 região.
- Cada ligação tripla = 1 região.
- Cada par isolado = 1 região.

Passo 3 — Relacione o número de regiões com a hibridização

- 4 regiões → sp^3 (geometria tetraédrica; ângulo $\approx 109,5^\circ$)
- 3 regiões → sp^2 (geometria trigonal plana; ângulo $\approx 120^\circ$)
- 2 regiões → sp (geometria linear; ângulo = 180°)

Passo 4 — Verifique ligações π e σ

- Hibridização sp^3 → apenas ligações σ (carbono saturado).
- Hibridização sp^2 → contém um orbital p não hibridizado que forma ligações π (carbono insaturado com dupla).
- Hibridização sp → contém dois orbitais p não hibridizados formando ligações π (carbono com tripla ou duas duplas conjugadas).

Exemplos rápidos

- **CH₄ (metano):** carbono com 4 ligações simples → 4 regiões → sp^3 .
- **C₂H₄ (eteno):** cada carbono ligado a 2 H + 1 ligação dupla ao outro carbono → 3 regiões → sp^2 .
- **C₂H₂ (etino/acetileno):** cada carbono ligado a 1 H + ligação tripla ao outro carbono → 2 regiões → sp .
- **Íon carbocation (ex.: CH₃⁺):** carbono com 3 ligações e um orbital vazio → 3 regiões → sp^2 (planar).
- **Radical (ex.: CH₃•):** carbono com 3 ligações e um elétron desemparelhado → geralmente sp^2 com híbrido estabilizado por ressonância; avaliar caso a caso.

6. HIBRIDIZAÇÃO DE OUTROS ELEMENTOS

Embora a hibridização seja mais comumente estudada no átomo de carbono, outros elementos não metálicos — como nitrogênio (N), oxigênio (O) e os halogênios (F, Cl, Br, I) — também podem apresentar esse fenômeno.

Esses elementos participam de ligações covalentes em diversos compostos orgânicos, ajustando seus orbitais atômicos de modo a formar geometrias mais estáveis e compatíveis com as ligações químicas estabelecidas.

6.1. Nitrogênio (N)

A configuração eletrônica do nitrogênio no estado fundamental é $1s^2 2s^2 2p^3$, totalizando cinco elétrons na camada de valência. Dessa forma, ele pode formar três ligações covalentes e manter um par de elétrons não ligantes.

Em compostos como aminas ($R-NH_2$), o nitrogênio apresenta hibridização sp^3 , formando três ligações σ (sigma) com átomos vizinhos e um par de elétrons livres, o que resulta em uma geometria piramidal, semelhante à da molécula de amônia (NH_3).

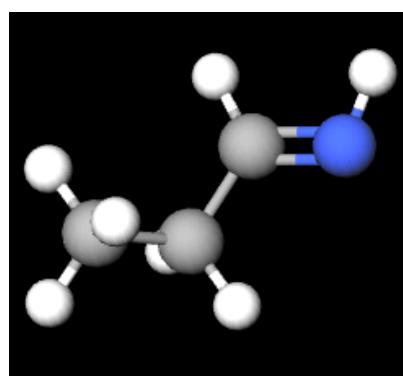
O ângulo entre as ligações é de aproximadamente 107° , valor ligeiramente inferior ao ângulo tetraédrico ideal ($109,5^\circ$) devido à repulsão exercida pelo par não ligante.

Exemplo:

NH_3 ou aminas ($R-NH_2$) → Nitrogênio sp^3

Em compostos contendo ligações duplas, como nas iminas ($R_2C=NH$), o nitrogênio encontra-se hibridizado em sp^2 , apresentando geometria trigonal plana, conforme apresentado na Figura 6.

Figura 6 - Representação em 3D da molécula $R_2C=NH$.



Fonte: Autor

6.2. Oxigênio (O)

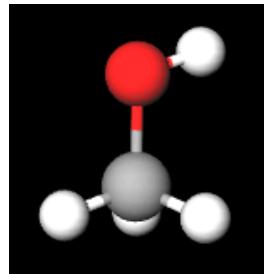
O oxigênio possui configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^4$, totalizando seis elétrons de valência. Em moléculas orgânicas simples, ele forma duas ligações covalentes e mantém dois pares de elétrons não ligantes.

Nos álcoois ($R-OH$) e éteres ($R-O-R'$), o oxigênio apresenta hibridização sp^3 , originando duas ligações σ e dois pares de elétrons livres, o que confere à molécula uma geometria angular.

O ângulo de ligação é de aproximadamente $104,5^\circ$, valor semelhante ao observado na molécula de água (H_2O).

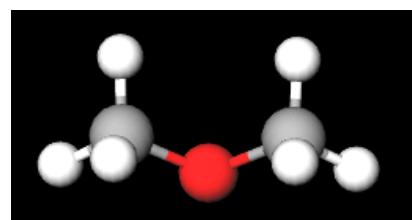
Exemplos:

- Álcool (CH_3-OH) → **Oxigênio sp^3**



Fonte: Autor

- Éter (CH_3-O-CH_3) → **Oxigênio sp^3**

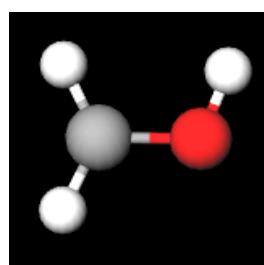


Fonte: Autor

Em compostos que apresentam ligações duplas com o oxigênio, como nas carbonilas ($C=O$), esse elemento encontra-se hibridizado em sp^2 , pois participa de uma ligação σ e uma ligação π , mantendo ainda dois pares de elétrons não ligantes.

Exemplo:

- Aldeído ($H-C=O-H$) → **Oxigênio sp^2**



Fonte: Autor

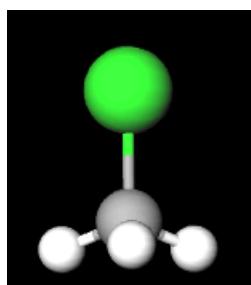
6.3. Halogênios (F, Cl, Br, I)

Os halogênios possuem sete elétrons de valência e, normalmente, formam uma única ligação covalente σ com o carbono ou o hidrogênio, mantendo três pares de elétrons não ligantes.

Em compostos como os halogênios orgânicos ($\text{R}-\text{Cl}$, $\text{R}-\text{Br}$, $\text{R}-\text{I}$), os halogênios apresentam hibridização sp^3 , pois possuem quatro regiões de densidade eletrônica (três pares livres e uma ligação σ).

Exemplo:

Cloreto de metila (CH_3-Cl) → **Cloro sp^3**



Fonte: Autor

Tabela 02 - Características estruturais e geométricas de outros elementos

| Elemento | Exemplo | Tipo de ligação | Hibridização | Geometria aproximada |
|----------|--|---|---------------|----------------------|
| N | Amina ($\text{R}-\text{NH}_2$) | 3 ligações σ + 1 par livre | sp^3 | Piramidal |
| N | Imida ($\text{R}_2\text{C}=\text{NH}$) | 2 ligações σ + 1 π + 1 par livre | sp^2 | Trigonal plana |
| O | Álcool ($\text{R}-\text{OH}$) | 2 ligações σ + 2 pares livres | sp^3 | Angular |
| O | Carbonila ($\text{C}=\text{O}$) | 1 σ + 1 π + 2 pares livres | sp^2 | Trigonal plana |

Fonte: Autor

7. RELAÇÃO ENTRE HIBRIDIZAÇÃO E PROPRIEDADES MOLECULARES

A hibridização dos orbitais atômicos exerce influência direta sobre as propriedades físicas e químicas das moléculas, uma vez que modifica a geometria molecular, a distribuição eletrônica e o tipo de ligação entre os átomos. Esses fatores, em conjunto, determinam características como polaridade, pontos de fusão e ebulição e a reatividade química das substâncias.

7.1. Polaridade

A polaridade de uma molécula depende da diferença de eletronegatividade entre os átomos e também da disposição espacial das ligações, que é determinada pela hibridização.

- **sp³ (geometria tetraédrica):**

Moléculas com átomos híbridos sp³ podem ser polares ou apolares, a depender da simetria das ligações.

Exemplo: o metano (CH₄) é apolar, pois suas quatro ligações C–H estão distribuídas simetricamente. Já o cloreto de metila (CH₃Cl) é polar, devido à presença do átomo de cloro, que rompe essa simetria.

- **sp² (geometria trigonal plana):**

Moléculas com carbonos sp² são mais rígidas e podem apresentar maior polaridade em relação às sp³, pois os elétrons das ligações π ficam mais expostos.

Exemplo: o eteno (C₂H₄) é apolar, mas compostos contendo grupos polares ligados ao carbono sp², como aldeídos e cetonas, são polares.

- **sp (geometria linear):**

Moléculas com carbonos sp tendem a ser mais simétricas e, portanto, menos polares, como o etino (C₂H₂). No entanto, quando há átomos altamente eletronegativos ligados, como no cianeto de hidrogênio (H–C≡N), a molécula torna-se polar.

Em resumo, quanto maior o caráter “s” da hibridização (sp possui 50% de caráter s; sp², 33%; sp³, 25%), maior é a eletronegatividade do átomo híbrido e, consequentemente, maior a tendência de formação de ligações mais polarizadas.

7.2. Ponto de Fusão e Ebulação

A hibridização também influencia a intensidade das interações intermoleculares, refletindo-se nos pontos de fusão e ebulação das substâncias.

- **sp³ (ligações simples):**

Compostos com carbonos sp³, como os alcanos, apresentam apenas forças de dispersão de London, resultando em baixos pontos de fusão e ebulação.

- **sp² (ligações duplas):**

Compostos com carbonos sp² possuem maior rigidez estrutural e densidade eletrônica, o que pode elevar ligeiramente seus pontos de ebulação em comparação aos alcanos de mesma massa molar.

- **sp (ligações triplas):**

Compostos com carbonos sp são mais lineares e menos polarizáveis. Em geral, apresentam pontos de ebulação menores que os compostos sp², mas superiores aos sp³ quando há forte interação dipolo-dipolo.

Além da hibridização, propriedades como massa molecular, polaridade e presença de ligações de hidrogênio também exercem influência significativa sobre os pontos de fusão e ebulação.

7.3. Reatividade

A reatividade das moléculas orgânicas está associada à densidade eletrônica e à disponibilidade dos orbitais envolvidos nas ligações, ambos afetados pela hibridização.

- **Carbono sp^3 :**

As ligações σ formadas são mais fortes e estáveis, o que torna compostos saturados, como os alcanos, menos reativos.

- **Carbono sp^2 :**

A presença de uma ligação π , mais fraca e exposta, confere maior reatividade a compostos como os alcenos, principalmente em reações de adição.

- **Carbono sp :**

A presença de duas ligações π torna os compostos com carbonos sp (como os alcinos) ainda mais reativos em determinadas reações.

De modo geral, a reatividade segue a tendência, conforme mostrado abaixo:

$$sp^3 < sp^2 < sp$$

Fonte: Autor

Ou seja, quanto maior o caráter s da hibridização, maior a atração do núcleo pelos elétrons e, consequentemente, maior a energia disponível para interações químicas.

Tabela 3 - Relação entre o tipo de hibridização e as propriedades moleculares

| Hibridização | Geometria Molecular | Polaridade | Ponto de Fusão/Ebulição | Reatividade | Exemplos |
|--------------|---------------------|--|---|--|--|
| sp^3 | Tetraédrica | Pode ser polar ou apolar, dependendo da simetria das ligações. | Baixos pontos de fusão e ebulação, pois apresentam apenas forças de dispersão de London. | Menor reatividade; ligações σ são fortes e estáveis. | CH_4 (apolar), CH_3Cl (polar) |
| sp^2 | Trigonal plana | Tendem a ser ligeiramente mais polares, pois os elétrons das ligações π ficam mais expostos. | Pontos de ebulação um pouco maiores que os sp^3 , devido à maior densidade eletrônica. | Reatividade intermediária; presença de uma ligação π mais acessível. | C_2H_4 (eteno), compostos carbonílicos (polares) |
| sp | Linear | Geralmente apolares, mas tornam-se polares quando ligados a átomos eletronegativos. | Pontos de ebulação menores que os sp^2 , mas maiores que os sp^3 quando há interação dipolo-dipolo. | Maior reatividade; presença de duas ligações π acessíveis. | C_2H_2 (etino), $H-C\equiv N$ (polar) |

Fonte: Autor

8. REFERÊNCIAS

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente*. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

BROWN, Theodore L.; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E.; MURPHY, Catherine; WOODWARD, Patrick. *Química: A Ciência Central*. 14. ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2019.

HOUSECROFT, Catherine E.; SHARPE, Alan G. *Inorganic Chemistry*. 3. ed. Harlow: Pearson Education, 2005.

KIRTMAN, Bernard; CHIPMAN, Daniel M.; PALKE, William E. Orbital hybridization. *Journal of the American Chemical Society*, Washington, DC, v. 99, n. 5, p. 1305–1307, 1977. DOI: 10.1021/ja00447a003.

KOTZ, John C.; TREICHEL, Paul M.; TOWNSEND, John R. *Química Geral e Reações Químicas*. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2018.

MOLVIEW. *Molecular Visualization Web Application*. Disponível em: <https://molview.org/?cid=6327>. Acesso em: 23 out. 2025.

PAULING, Linus. *The Nature of the Chemical Bond*. 3. ed. Ithaca: Cornell University Press, 1960.

RUSSEL, John B. *Química Geral*. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 1994.

SHAIK, Sason; DANOVICH, David; HIBERTY, Philippe C. Valence Bond Theory—Its Birth, Struggles with Molecular Orbital Theory, Its Present State and Future Prospects. *Molecules*, Basel, v. 26, n. 6, p. 1624, 2021. DOI: 10.3390/molecules26061624.

SILBERBERG, Martin S. *Química: A Ciência da Matéria e suas Transformações*. 7. ed. Porto Alegre: AMGH Editora, 2017.

SOLOMONS, T. W. Graham; FRYHLE, Craig B.; SNYDER, Scott A. *Química Orgânica*. 12. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017.

UNIVERSITY OF COLORADO BOULDER. *PhET Interactive Simulations: Molecule Shapes*. Disponível em: https://phet.colorado.edu/sims/html/molecule-shapes/latest/molecule-shapes_all.html?local_e=pt_BR. Acesso em: 23 out. 2025.

ZUMDAHL, Steven S.; ZUMDAHL, Susan A. *Química*. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2015.