

ORIENTAÇÕES DE ESTUDOS DE

# QUÍMICA

4

1<sup>a</sup>  
SÉRIE



## Ensino Médio

Secretaria de  
Educação



GOVERNO DO ESTADO  
**RIO DE JANEIRO**



/SeeducRJ



/seeducrj



/seeducrjio

Secretaria de  
**Educação**



**GOVERNO DO ESTADO**  
**RIO DE JANEIRO**

**Governo do Estado do Rio de Janeiro**  
**Secretaria de Estado de Educação**

Comte Bittencourt  
**Secretário de Estado de Educação**

Andrea Marinho de Souza Franco  
**Subsecretária de Gestão de Ensino**

Elizângela Lima  
**Superintendente Pedagógica**

**Coordenadoria de Áreas de conhecimento**  
Maria Claudia Chantre

**Assistentes**

Carla Lopes  
Fabiano Farias de Souza  
Roberto Farias  
Verônica Nunes

**Texto e conteúdo**

Prof. Fernando Renato Vicente Ferreira  
**C.E. Alfredo Neves**  
Prof. Muller da Silva Paulino  
**C.E. Barão de Tinguá**  
Prof. Wilhermyson Lima  
**C.E. Professor Murilo Braga**

## Capa

Luciano Cunha

## Revisão de texto

Prof<sup>ª</sup> Alexandra de Sant Anna Amancio Pereira

Prof<sup>ª</sup> Andreia Cristina Jacurú Belletti

Prof<sup>ª</sup> Andreza Amorim de Oliveira Pacheco.

Prof<sup>ª</sup> Cristiane Póvoa Lessa

Prof<sup>ª</sup> Deolinda da Paz Gadelha

Prof<sup>ª</sup> Elizabete Costa Malheiros

Prof<sup>ª</sup> Ester Nunes da Silva Dutra

Prof<sup>ª</sup> Isabel Cristina Alves de Castro Guidão

Prof José Luiz Barbosa

Prof<sup>ª</sup> Karla Menezes Lopes Niels

Prof<sup>ª</sup> Kassia Fernandes da Cunha

Prof<sup>ª</sup> Leila Regina Medeiros Bartolini Silva

Prof<sup>ª</sup> Lidice Magna Itapeassú Borges

Prof<sup>ª</sup> Luize de Menezes Fernandes

Prof Mário Matias de Andrade Júnior

Paulo Roberto Ferrari Freitas

Prof<sup>ª</sup> Rosani Santos Rosa

Prof<sup>ª</sup> Saionara Teles De Menezes Alves

Prof Sammy Cardoso Dias

Prof Thiago Serpa Gomes da Rocha

Esse documento é uma curadoria de materiais que estão disponíveis na internet, somados à experiência autoral dos professores, sob a intenção de sistematizar conteúdos na forma de uma orientação de estudos.

Secretaria de  
Educação



GOVERNO DO ESTADO  
**RIO DE JANEIRO**

## Química – Orientações de Estudos

### SUMÁRIO

1. INTRUDUÇÃO	6
2. Aula 1 – Ligações Químicas e seu caráter	6
3. Aula 2 – Ligações Intermoleculares	9
4. Aula 3 – Solubilidade Intermolecular	13
5. Aula 4 – Cadeias Moleculares	14
6. Aula 5 – ATIVIDADES	19
7. CONSIDERAÇÕES FINAIS	22
8. RESUMO	22
9. INDICAÇÕES BIBLIOGRÁFICAS	23

Secretaria de  
Educação



GOVERNO DO ESTADO  
**RIO DE JANEIRO**

## ORIENTAÇÕES DE ESTUDOS

### QUÍMICA

4º Bimestre de 2020 - 1ª série do Ensino Médio

#### **META:**

Explorar suas competências cognitivas e não cognitivas estimulando a busca do conhecimento de forma autônoma, por meio dos diversos recursos bibliográficos e tecnológicos de modo a encontrar soluções para desafios da contemporaneidade, na vida pessoal e profissional.

#### **OBJETIVOS:**

Ao final destas Orientações de Estudos você deverá ser capaz de:

- Distinguir, a partir do conceito de escala de eletronegatividade de Pauling, o caráter iônico e o caráter covalente de uma ligação.
- Compreender as interações intermoleculares (isto é, ligação de hidrogênio, interações dipolo-dipolo, dipolo-induzido) e relacioná-las às propriedades físicas: ponto de fusão, ponto de ebulição, solubilidade.
- Representar as ligações covalentes, ressaltando a característica do carbono na formação de cadeias em moléculas orgânicas.



## 1. INTRODUÇÃO

A ideia é oferecer uma seleção de competências e habilidades que resgate maior interesse pelos sentidos e representações do imaginário social do aluno, mas sem deixar de lado temas essenciais ao ensino de Química. Assim, entendemos que o professor deve privilegiar os fenômenos químicos e suas relações com o cotidiano. Por meio da exemplificação, em vez da apresentação da extensa nomenclatura de compostos orgânicos e inorgânicos, damos lugar às principais propriedades e aplicações de diferentes grupos de moléculas, algumas já selecionadas pela sua importância. Buscamos atrelar as inúmeras funções orgânicas a grupos de biomoléculas vitais; Com o mesmo intuito de renovação responsável, incluímos habilidades mais atuais, como as relacionadas à identificação de subpartículas bem como ao conhecimento de novas tecnologias.

Nosso convite é para que exerçamos a arte da escuta do desejo de nossos alunado e consigamos reacender a chama de seu interesse educacional, mesmo que, às vezes, fatigado pelas dificuldades da vida.

## 2. Aula 1

### Ligações Químicas e seu caráter

Estudaremos o caráter existente sob as ligações químicas formadas.

Os diferentes tipos de ligações possuem características bem particulares.

Um conjunto iônico, estamos falando de um composto para o qual suas ligações são **iônicas**.

Um composto covalente, estamos mencionando um composto para o qual sua ligação é do tipo **covalente**.

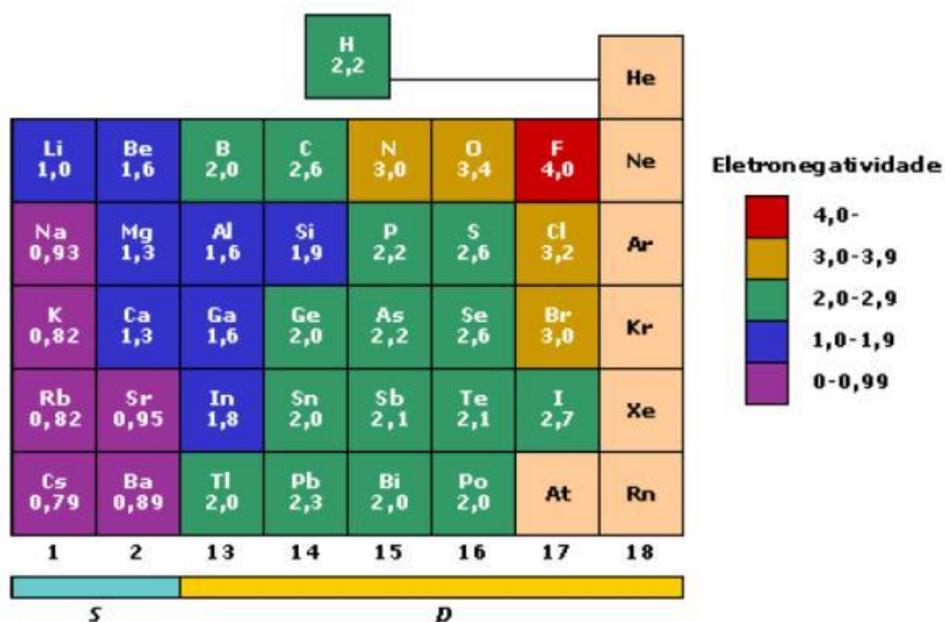
**Linus Pauling** relacionou o conceito de **eletronegatividade** ao caráter das ligações químicas.

A ligação iônica é mais correto a dizer que possui caráter iônico de uma ligação química;

As ligações covalentes possuem um caráter covalente.

### Escala de Eletronegatividade

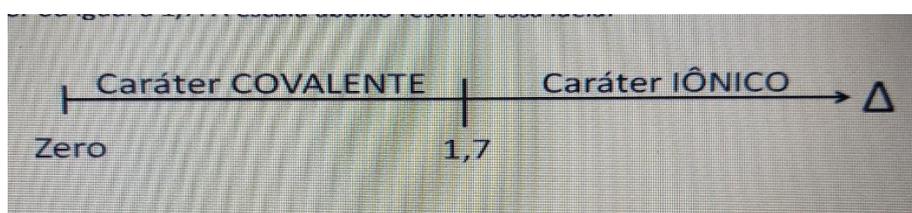
A Eletronegatividade tem o “poder de um átomo, numa molécula, de atrair elétrons para si” e assim organizou o que chamamos de Escala de Eletronegatividade de Pauling:



De um modo geral, é possível dizer que a ligação entre dois átomos em que a diferença entre as eletronegatividades é menor ou igual a 1,7, seu caráter será covalente.

Quando pensamos em uma ligação iônica, estamos querendo dizer que é uma ligação entre dois átomos cuja diferença entre as eletronegatividades é maior a 1,7.

A escala abaixo resume essa ideia:



O cálculo dessa variação se dá pelo valor do elemento de maior eletronegatividade e então diminuir do valor de menor eletronegatividade.

$$\Delta = E_{\text{MAIOR}} - E_{\text{MENOR}}$$

**EXEMPLO:**

**HCl (Ácido clorídrico)      E(Cl) = 3,2      E(H) = 2,2**

**$\Delta = E_{\text{MAIOR}} - E_{\text{MENOR}}$**

**$\Delta = 3,2 - 2,2 = 1,0$**

Como esse resultado é menor que 1,7 seu caráter é **covalente**.

**EXEMPLO 2:**

**NaCl (Cloreto de sódio)      E(Na) = 0,93      E(Cl) = 3,2**

**$\Delta = E_{\text{MAIOR}} - E_{\text{MENOR}}$**

**$\Delta = 3,2 - 0,93 = 2,27$**

Como esse resultado é maior que 1,7 seu caráter é **iônico**.

**EXEMPLO 3:**

**CO (Monóxido de carbono)      E(C) = 2,6      E(O) = 3,4**

**$\Delta = E_{\text{MAIOR}} - E_{\text{MENOR}}$**

**$\Delta = 3,4 - 2,6 = 0,8$**

Como esse resultado é menor que 1,7 seu caráter é **covalente**.

### 3. Aula 2

#### Ligações Intermoleculares

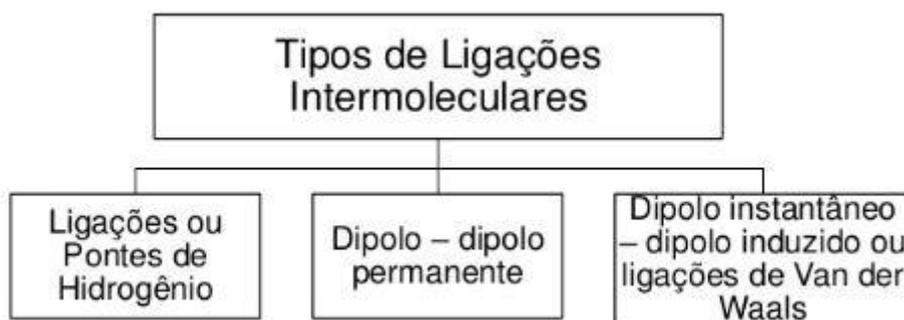
Assim como os átomos se unem formando as **ligações químicas**, as moléculas se unem por meio das ligações/forças/interações **intermoleculares**, sendo ligações/forças/interações que ocorrem entre as moléculas.

Existem **3 tipos** de Ligações Intermoleculares:

Ligações Dipolo Induzido-Dipolo Induzido ou London

Ligações Dipolo – Dipolo ou Dipolo Permanente-Dipolo Permanente

Ligações de Hidrogênio.



#### Dipolo Induzido-Dipolo Induzido ou London

As interações denominadas dipolo induzido ou London ocorrem entre moléculas apolares (que não possuem polo).

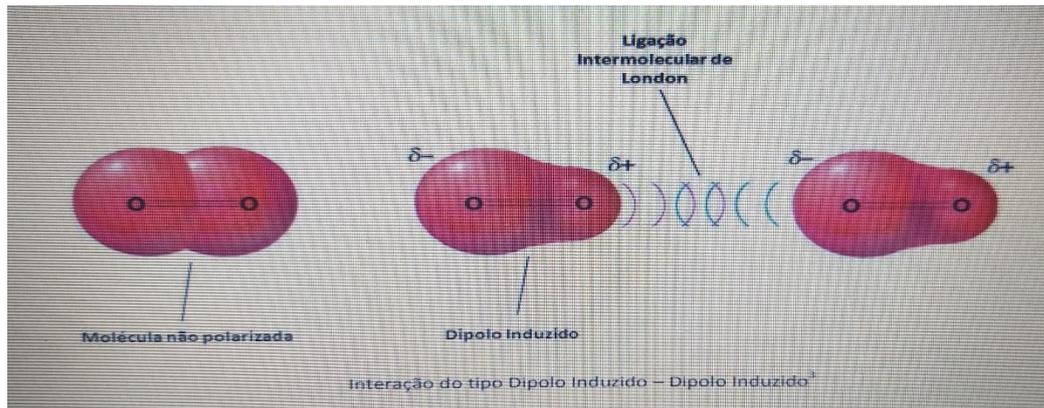
**Moléculas Apolares** são aquelas em que as ligações são estabelecidas entre átomos com mesma eletronegatividade.

Geralmente ocorre em moléculas de apenas um elemento químico.

Por algum motivo, ocorre um acúmulo de carga eletrônica em uma das extremidades da molécula; provocando dessa forma uma polaridade instantânea.

É uma interação fraca devido a pequena força de atração.

## EXEMPLO:



## Ligações Dipolo - Dipolo ou Dipolo Permanente - Dipolo Permanente

Ocorre, exclusivamente, entre moléculas polares.

As estruturas moleculares já possuem um acúmulo de carga eletrônica em uma das extremidades da molécula.

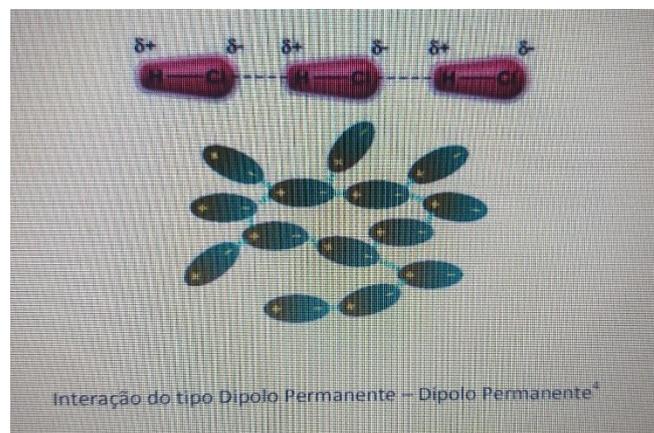
Devido a isso, já conseguimos identificar quem será o pólo positivo e o negativo.

O pólo negativo se dará ao átomo que possuir maior eletronegatividade, e o positivo no de menor eletronegatividade.

Um pólo de carga positiva e outro de carga negativa, atraem-se mutuamente, de modo que o pólo positivo de uma molécula atrai o pólo negativo de outra molécula e assim sucessivamente.

São interações mais fortes devido a maior força de atração.

## EXEMPLO:



## Ligações de Hidrogênio

Essas ligações ocorrem entre moléculas polares.

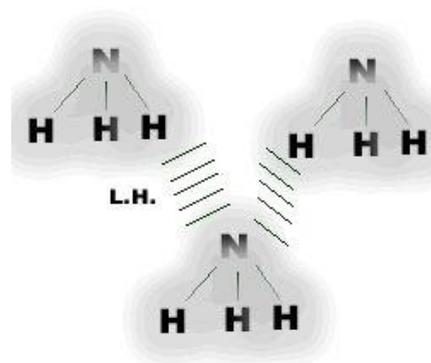
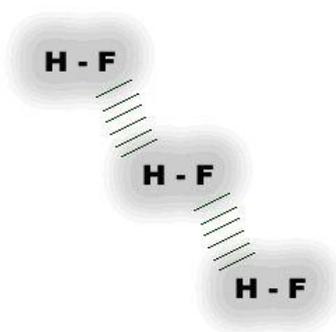
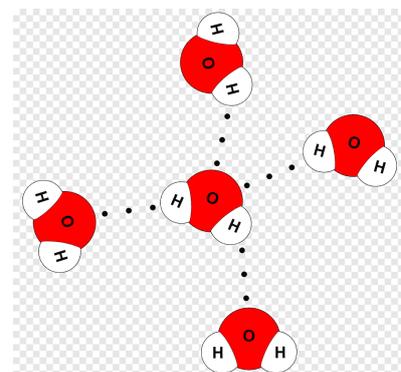
Entretanto, a ligação ocorrerá entre um hidrogênio (baixa eletronegatividade) de uma molécula interagindo com um átomo de alta eletronegatividade da outra molécula.

Os átomos com valores de eletronegatividades altos são: flúor (F), oxigênio (O) e nitrogênio (N).

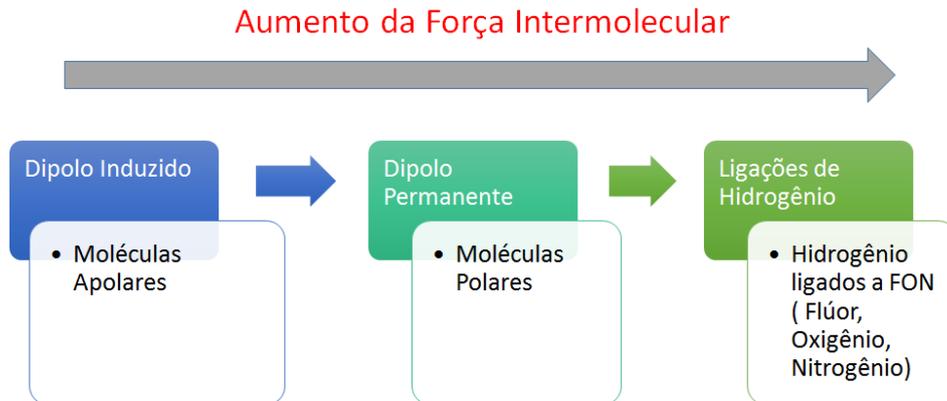
É a ligação intermolecular mais forte.

### Exemplos:

As ligações de hidrogênio ocorrem quando a molécula possui hidrogênio ligado a flúor, oxigênio ou nitrogênio (elementos muito eletronegativos).



## Forças Intermoleculares (Van Der Waals)



Ao compararmos substâncias diferentes devemos, primeiramente, analisar o tipo de interação que possuem, pois quanto maior a sua força, mais difícil será romper as interações intermoleculares e por isso maior será a temperatura de fusão e ebulição.

Caso as moléculas possuam o mesmo tipo de ligação entre suas moléculas, precisaremos analisar o tamanho que elas possuem. Quanto maior for a molécula, maior será sua temperatura de fusão e ebulição.

### EXEMPLO:

**HF** e **H<sub>2</sub>O** (ambos com interação por ligações de Hidrogênio).

**HF** tem dois átomos e **H<sub>2</sub>O** tem três átomos, portanto **HF** é menor e sua força de interação também. Nesse caso **HF** tem ponto de fusão e ebulição menores que **H<sub>2</sub>O**.

INTENSIDADE DA INTERAÇÃO	TIPO DE INTERAÇÃO	OCORRE ENTRE
	> ÍON-DIPOLO	ÍON e POLAR
	> LIGAÇÃO DE HIDROGÊNIO (PONTE DE HIDROGÊNIO)	H – F, O, N
	> DIPOLO-DIPOLO (DIPOLO PERMANENTE-DIPOLO PERMANENTE)	POLAR e POLAR (que não possuem H – F, O, N)
	> DIPOLO INDUZIDO-DIPOLO INDUZIDO (DIPOLO INSTANTÂNEO-DIPOLO INSTANTÂNEO) (FORÇAS DE LONDON)	APOLAR e APOLAR
		[ FORÇAS DE VAN DER WAALS ]

## 4. Aula 3

### Solubilidade Intermolecular

**Solubilidade** é a propriedade física das substâncias de se dissolverem, ou não, em um determinado líquido. Denomina-se soluto, os compostos químicos que se dissolvem em outra substância. O solvente é a substância na qual o soluto será dissolvido para formação de um novo produto.

Além das propriedades do soluto e do solvente, dois **fatores** exercem influência sob a **solubilidade**: temperatura e pressão.

A teoria da solubilização intermolecular indica que “semelhante dissolve semelhante”, pois as substâncias polares tendem a dissolver outras substâncias polares e, as substâncias apolares tendem a dissolver substâncias apolares.

Nessa imagem, podemos perceber que a água e o óleo não se dissolvem, isso porque suas interações são diferentes.



A água já sabemos que é polar, e mesmo não sabendo a polaridade do óleo, podemos afirmar que o óleo é apolar. Pois, segundo a teoria “semelhante dissolve semelhante” se o óleo fosse polar, como água, eles se dissolveriam entre si.

**Forças intermoleculares e solubilidade**

O tipo de força intermolecular também influencia na solubilidade das substâncias covalentes, que **geralmente** obedece à regra do “*semelhante dissolve semelhante*”

Substância polar tende a se dissolver em outra substância polar e substância apolar tende a se dissolver em outra substância apolar.

Two side-by-side photographs. The left one shows a white plastic bottle of ethanol being poured into a glass of water, with the two liquids mixing completely. The right one shows a glass of water with yellow oil being poured into it, with the oil forming a separate layer on top.

$H_2O$  e etanol se misturam pois o etanol é capaz de fazer ligações de hidrogênio com as moléculas de água

$H_2O$  e óleo não se misturam pois o óleo (forças de London) não é capaz de fazer ligações de hidrogênio com a água

### Exemplo:

A limpeza de pincéis utilizados com tintas à base de solventes orgânicos não pode ser feita com água (polar). Isso porque os solventes e pigmentos que constituem a tinta são substâncias apolares e, portanto, serão solúveis apenas em outros compostos apolares.



## 5. Aula 4

### Cadeias Moleculares

Vimos as características referentes aos diferentes tipos de ligações químicas, estabelecidos entre os diversos tipos de elementos presentes na Tabela Periódica, bem como seu caráter por meio da escala de eletronegatividade de Pauling.

Entretanto, para prosseguirmos, precisaremos retomar um pouco sobre as características das ligações covalentes.

A ligação covalente realiza-se por meio de uma de um compartilhamento de elétrons existentes na camada de valência.

Não há, neste tipo de ligação, a formação de cargas, sejam positivas ou negativas, pois os átomos que se unem por esse tipo de ligação não doam ou recebem elétrons.

Para que possamos entender como moléculas são formadas por meio deste tipo de ligação, precisamos realizar Quatro passos:

**1º PASSO** → Vamos identificar a quantidade de elétrons que cada átomo possui em sua valência. Lembre-se que já vimos que isto é possível por meio da localização de sua família na Tabela periódica.

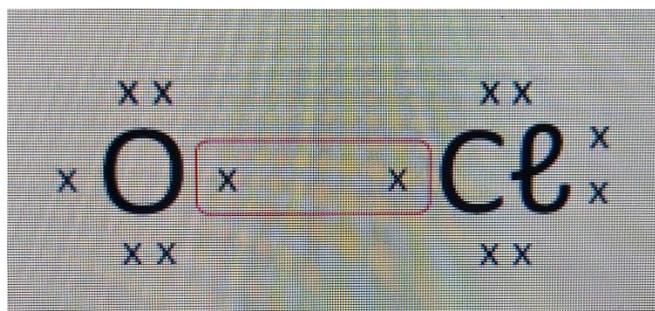
#### EXEMPLO:

**Cl (cloro)** → 7A → 7é em sua valência → recebe 1 é → ametal;

**O (oxigênio)** → 6A → 6é em sua valência → recebe 2é → ametal.

**2º PASSO** → Precisamos desenvolver a **Fórmula Eletrônica**, que também é chamada de **Fórmula de Lewis**.

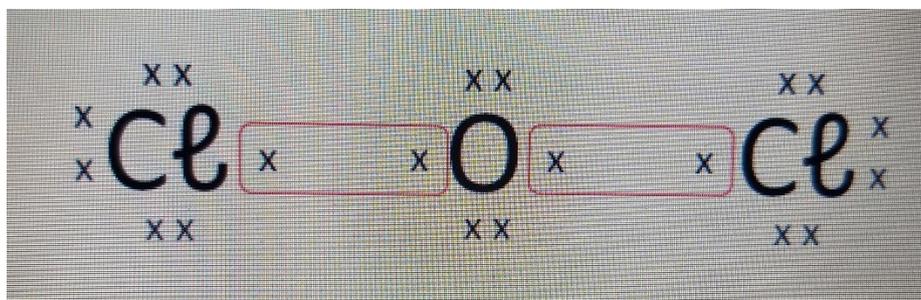
Nela encontramos os elétrons da valência ao redor do símbolo do elemento químico que estamos representando na ligação e o envolvimento dos elétrons que são utilizados para o estabelecimento da ligação covalente.



Percebemos que por meio desta ligação o cloro que precisava compartilhar 1 elétron somente, o fez. Porém, o oxigênio que precisava compartilhar 2 elétrons, compartilhou apenas 1 elétron.

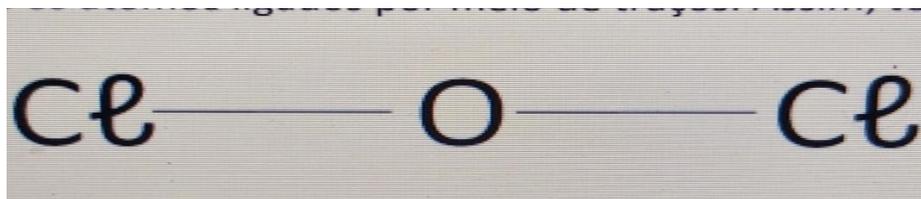
Portanto, o oxigênio necessita compartilhar mais 1 elétron, ou seja, estabelecer mais uma ligação, porém, agora, com um outro átomo de cloro.

Ficando sua Fórmula Eletrônica...



**3º PASSO** → A partir dessa Fórmula eletrônica é possível escrever o que denominamos de Fórmula Estrutural cuja função é simplesmente mostrar como é a estrutura da molécula constituída.

Nesse tipo de fórmula destacamos somente as ligações estabelecidas entre os átomos ligados por meio de traços. Assim, temos:



**4º PASSO** → Após construirmos a Fórmula Estrutural é possível, a partir dela, escrever a Fórmula Molecular, também denominada de Composto Molecular.

Nela, indicamos as quantidades de cada um dos átomos que aparecem na formação do composto.

Para que ambos atingissem o **octeto** foi necessário 1 átomo de oxigênio e 2 de cloro.

Essa proporção gera a Fórmula Molecular **O<sub>1</sub>Cl<sub>2</sub>**, ou seja, **OCl<sub>2</sub>**.

### EXEMPLO 2:

#### Ligação entre nitrogênio (N) e hidrogênio (H).

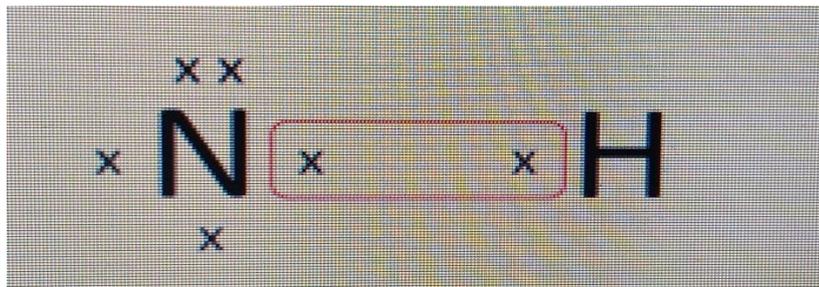
**1º PASSO** → Vamos identificar a quantidade de elétrons que cada átomo possui em sua valência.

**N** → **5A** → **5é em seu nível de valência** → **recebe 3 é** → **ametal**;

**H** → **1A** → **1é em sua valência** → **recebe apenas 1é (exceção ao octeto)** → **faz papel de ametal**.

**2º PASSO** → Precisamos desenvolver a Fórmula Eletrônica, que também é chamada de Fórmula de Lewis.

Inicialmente escrevemos apenas um elemento de cada, ou seja, apenas um átomo de nitrogênio e um hidrogênio, ligando-os envolvendo seus elétrons:

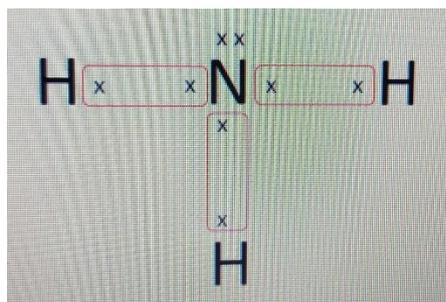


O nitrogênio ao compartilhar apenas 1 elétron, não atingiu o octeto, ficando com apenas 6 elétrons e por isso precisando compartilhar outros 2 elétrons.

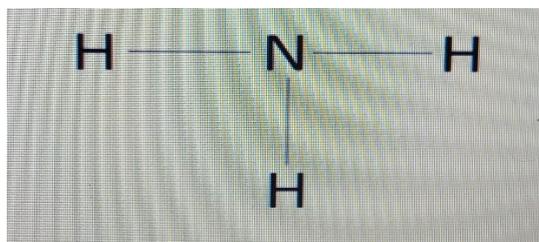
Já o hidrogênio se estabilizou com apenas 2 elétrons.

Portanto, para ainda estabilizar o nitrogênio podemos escrever outros dois hidrogênios, pois cada um deles compartilha somente 1 elétron.

Sua Fórmula Eletrônica pode ser escrita da seguinte maneira:



**3º PASSO** → Escrever a Fórmula Estrutural a partir da Fórmula Eletrônica:



**4º PASSO** → Desenvolver a Fórmula Molecular a partir das ligações entre os átomos, que, para este caso, é  $\text{N}_1\text{H}_3$ , ou seja,  $\text{NH}_3$ .

### Compostos Orgânicos

Alguns cientistas começaram a perceber que todos os compostos denominados orgânicos continham o elemento químico carbono.

A partir de então, começaram a perceber que esse único elemento possuía características bem diferentes dos demais.

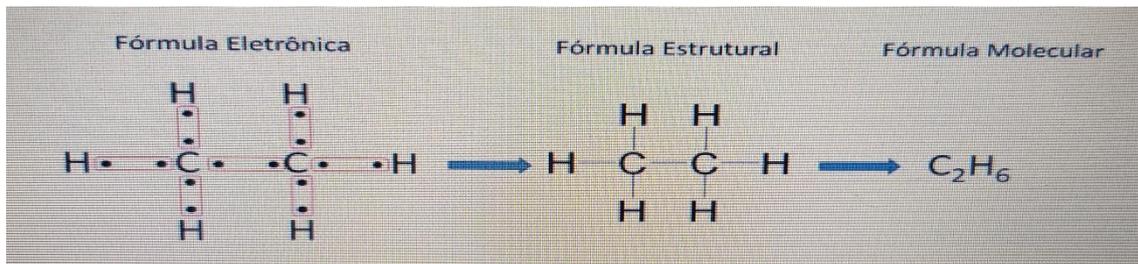
O átomo de carbono tem uma capacidade extraordinária de se ligar a outros átomos, inclusive a outros átomos de carbono, formando encadeamentos ou cadeias das mais variadas disposições.

Surgiu então as moléculas denominadas orgânicas.

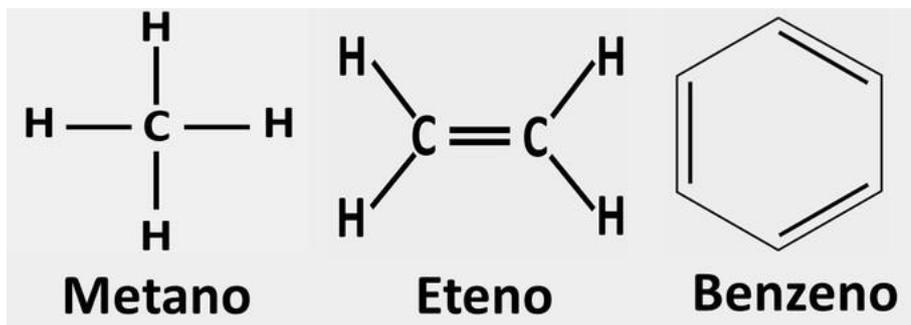
O **carbono** é tetravalente, ou seja, precisa estabelecer **4 ligações** para que atinja sua configuração estável.

Apesar de existirem outros elementos químicos que se encadeiam, nenhum deles consegue formar cadeias tão longas, variadas e estáveis como o carbono.

Por isso que esse elemento é capaz de formar um número enorme de compostos.



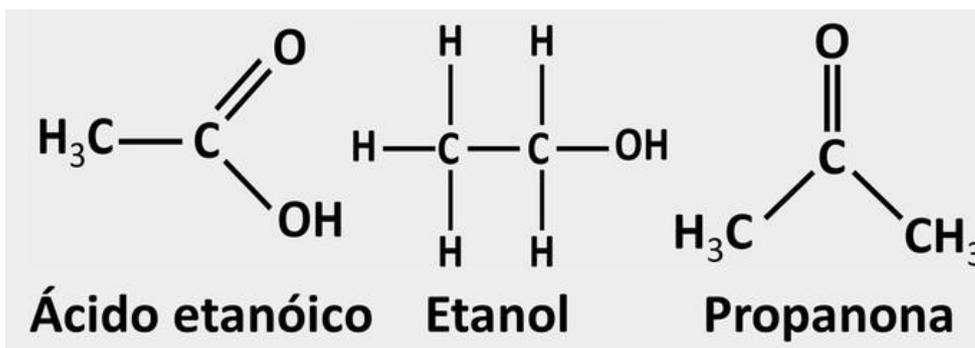
### Exemplos de Compostos Orgânicos:



**Metano:** Utilizado como combustível de ônibus e caminhões.

**Eteno:** Utilizado como anestésico.

**Benzeno:** Utilizado na fabricação de plásticos.



**Ácido etanóico:** Utilizado no tempero de alimentos (vinagre).

**Etanol:** Utilizado em bebidas, aromatizantes e produtos de limpeza.

**Propanona:** Utilizado como solvente de esmaltes (acetona).

## 6. Aula 5

### Atividades

• **Analise as afirmativas a seguir, e indique (V) para as verdadeiras ou (F) para as falsas:**

( ) O caráter iônico ou covalente pode ser orientado pela Regra do Octeto;

( ) Uma molécula possui um caráter iônico quando sua variação de eletronegatividade for igual a zero;

( ) Uma molécula possui um caráter covalente quando sua variação de eletronegatividade for menor que 1,7;

( ) O caráter covalente é indicado para moléculas cuja variação de eletronegatividade é maior ou igual a 1,7.

• A variação de eletronegatividade segundo a escala de Pauling para o caráter iônico é definido quando seu valor é:

**A) maior que 1,7.**

**B) maior ou igual a 1,7.**

**C) menor que 1,7.**

**D) menor ou igual a 1,7.**

**E) igual a 1,7.**

• **(UFU-MG)** O bromo, líquido castanho-avermelhado formado por moléculas apolares, ataca a pele do ser humano, causando feridas que cicatrizam muito lentamente. Do grupo 17 da tabela periódica, à temperatura ambiente, este é o único líquido. Em relação ao bromo, assinale a alternativa correta.

**A)** O bromo líquido é muito solúvel em água.

**B)** Uma solução de bromo em tetracloreto de carbono não conduz corrente elétrica.

**C)** A intensa força de atração que atua entre as moléculas faz com que o bromo líquido tenha elevado ponto de fusão e ebulição.

**D)** As forças de atração que atuam entre as moléculas de bromo são do tipo dipolo-dipolo.

• Relacione as colunas abaixo e indique quais são as principais forças intermoleculares (**coluna I**) que ocorrem entre as moléculas das substâncias moleculares listadas na **coluna II**.

**Coluna I:**

I- Ligação de hidrogênio;

II- Interação dipolo-dipolo;

III- Interação dipolo induzido-dipolo induzido.

**Coluna II:**

a) Amônia (**NH<sub>3</sub>**).

b) Água (**H<sub>2</sub>O**).

c) Acetaldeído (**CH<sub>2</sub>O**).

d) Bromo (**Br<sub>2</sub>**).

e) Cianeto de hidrogênio (**HCN**).

• Dadas as substâncias:

1. **CH<sub>4</sub>**

2. **SO<sub>2</sub>**

3. **H<sub>2</sub>O**

4. **Cl<sub>2</sub>**

5. **HCl**

A que apresenta o maior ponto de **ebulição** é:

A) 1

B) 2

C) 3

D) 4

E) 5

• Observe a seguinte tabela com o **ponto de ebulição** (em graus Celsius) de alguns ácidos inorgânicos:

Substâncias ácidas	PE (°C)
Ácido clorídrico (HCl)	-85
Ácido fluorídrico (HF)	20
Ácido iodídrico (HI)	-35
Ácido bromídrico (HBr)	-67

O comportamento do **HF**, bastante diferente dos demais compostos, justifica-se porque entre suas moléculas ocorrem:

- A) ligações covalentes apolares.
- B) ligações covalentes polares.
- C) interações denominadas ligações de hidrogênio.
- D) interações dipolo-induzido.
- E) interações por dipolo permanente.

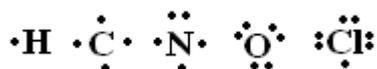
• Dos elementos químicos do terceiro período da Tabela Periódica, qual é o mais **eletronegativo**?

- A) Na
- B) Mg
- C) Al
- D) Cl
- E) Ar

• Com relação a quantidade de ligações do Carbono, ele é chamado de **tetravalente** porque faz:

- A) 1 ligação
- B) 2 Ligações
- C) 3 Ligações
- D) 4 Ligações
- E) 5 Ligações

• Abaixo temos as **fórmulas de Lewis** para átomos de cinco elementos químicos.



Fórmulas eletrônicas de Lewis para alguns elementos

Podemos afirmar que **a única** estrutura que **não** se forma é:

- A) HCl
- B) Cl<sub>2</sub>
- C) H<sub>2</sub>O
- D) NH<sub>3</sub>
- E) HC<sub>4</sub>

• **(FEI)** Qual o tipo de ligação responsável pelas atrações intermoleculares nos líquidos e sólidos constituídos de moléculas apolares?

## 7. CONSIDERAÇÕES FINAIS

Com relação ao estudo de química, descrevemos alguns pontos relevantes, com a finalidade de estimular a autonomia dos alunos nessa empreitada, mediando as trocas de conhecimentos, reflexões, dúvidas e questionamentos que venham a surgir no percurso podendo melhorar o processo de aprendizagem de conceitos de Química e visando o sucesso na vida pessoal e profissional de nossos alunos no mundo do conhecimento do século XXI.

## 8. RESUMO

Nestas Orientações de Estudos 4– Bimestre 4 de 2021, Química – 1ª série, os alunos vão poder na primeira aula, conhecer as ligações químicas e seu caráter.

Na segunda aula, irão conceituar as ligações intermoleculares de acordo com suas interações e forças entre as moléculas.

Na terceira aula, poderá conceituar solubilidade de acordo com seu caráter polar ou apolar.

Na quarta aula, conceituarão cadeias moleculares, a importância do carbono na formação das cadeias orgânicas e sua estrutura, além de reconhecer nos materiais do cotidiano e suas aplicações no dia a dia.

E, por fim, na quinta aula realizará atividades complementares para fixação de todo o conteúdo desta Orientação de estudos.

## 9.INDICAÇÕES BIBLIOGRÁFICAS

ARAGÃO, M. J. **História da Química**. 1 ed. São Paulo: Interciência, 2008

FELTRE, Ricardo. **Fundamentos de Química**: vol. único. 4ª.ed. São Paulo: Moderna, 2005.

\_\_\_\_\_. **Química**. 6.ed. São Paulo: Moderna, 2004. (3 volumes)

FONSECA, Martha Reis Marques da. **Completamente Química, Ciências, Tecnologia & Sociedade**. São Paulo: Editora FTD S.A., 2001.

MENDES, Aristênio. **Elementos de Química Inorgânica**, Fortaleza, 2005

PERUZZO. F.M.; CANTO. E.L., **Química na abordagem do cotidiano**, volume 1, 4ª edição, ed moderna, São Paulo, 2006

**Escala de Eletronegatividade**, Disponível em:  
<https://www.youtube.com/watch?v=E6xKeJNGhT0> Acesso em 22 de fevereiro de 2021.

**Ligações Intermoleculares**, Disponível em:  
<https://www.youtube.com/watch?v=qDHm-X0g1so> Acesso em 22 de fevereiro de 2021.

**Ligações Iônicas**, Disponível em:  
<https://www.youtube.com/watch?v=G1PY70G77a0> Acesso em 10 de fevereiro de 2021.

**Ligações Covalentes**, Disponível em:  
[https://www.youtube.com/watch?v=uMrl\\_mHi2NI](https://www.youtube.com/watch?v=uMrl_mHi2NI) Acesso em 10 de fevereiro de 2021.

**Teoria do Octeto**, Disponível em:  
<https://www.youtube.com/watch?v=jD5mZGt1158> Acesso em 10 de fevereiro de 2021.

**Cadeias Orgânicas**, Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=i2FN-PRrBfw&t=22s> Acesso em 22 de fevereiro de 2021