

# QUÍMICA



MÓDULO **1**  
QUÍMICA GERAL

*explicação*



# SUMÁRIO

## • QUÍMICA •

### MÓDULO 1 QUÍMICA GERAL E INORGÂNICA

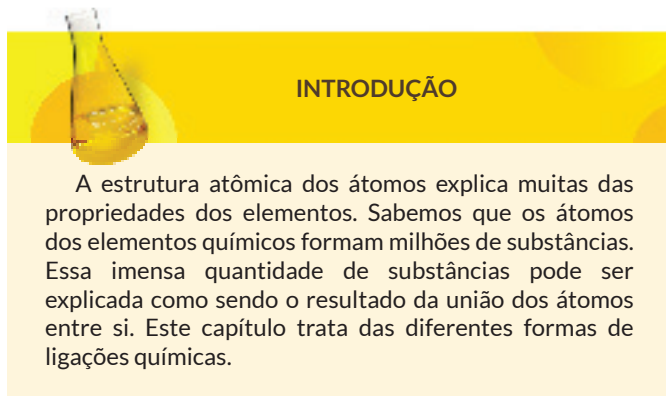
#### 1.4 LIGAÇÕES QUÍMICAS

|   |     |
|---|-----|
| A regra do octeto (Kossel e Lewis).....             | 003 |
| Tipos de ligação química.....                       | 003 |
| Ligação iônica.....                                 | 003 |
| Ligação metálica.....                               | 004 |
| Ligação covalente.....                              | 006 |
| Exceções à regra do octeto.....                     | 006 |
| Polaridade da ligação covalente.....                | 007 |
| Geometria molecular.....                            | 008 |
| Polaridade das moléculas.....                       | 008 |
| Forças intermoleculares e propriedades físicas..... | 009 |
| Substância molecular e substância covalente.....    | 010 |

# QUÍMICA

## CAPÍTULO 1.4 LIGAÇÕES QUÍMICAS

| AULAS | EXERCÍCIOS | ORIENTADOS | VESTIBULARES | ENEM |
|-------|------------|------------|--------------|------|
| 22    |            | 12         | 60           | 18   |



### ★ A REGRA DO OCTETO (KOSSEL E LEWIS)

É fato conhecido que nas condições ambientais os gases nobres são constituídos por átomos isolados, o que indica a grande estabilidade química da família (pouco reativos). Os átomos dos demais elementos, ao contrário, atraem-se entre si e também atraem átomos de outros elementos, formando conjuntos suficientemente estáveis de moléculas, ou de agregados iônicos. As forças de união que mantêm os átomos unidos, tanto nas moléculas quanto nos agregados são, fundamentalmente, de natureza elétrica. Segundo os químicos Kossel e Lewis, **“os átomos se unem entre si para que cada um deles alcance a configuração estável do gás nobre mais próximo na Tabela Periódica”**. Os elementos representativos, na maioria, seguem essa regra.

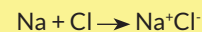
### ★ TIPOS DE LIGAÇÃO QUÍMICA

Há três modelos de ligações químicas: IÔNICA, COVALENTE e METÁLICA. Quando uma substância apresenta pelo menos uma ligação iônica, é chamada COMPOSTO IÔNICO. Quando só apresenta ligação covalente é, em geral, chamada SUBSTÂNCIA MOLECULAR. Em alguns casos é chamada SUBSTÂNCIA COVALENTE. A ligação metálica existe apenas nas substâncias (simples) METÁLICAS.

### ★ LIGAÇÃO IÔNICA

Ocorre entre átomos com grande diferença de eletronegatividade (metais e não metais, de um modo geral).

Nesse tipo de ligação, o átomo do elemento metálico perde um ou mais elétrons, transformando-se num cátion. O não-metal ganha esses elétrons convertendo-se num ânion. Os íons de cargas opostas se atraem de acordo com a Lei de Coulomb. Quanto maiores as cargas dos íons e menores os seus tamanhos, maior é a atração elétrica e mais estável é o composto iônico formado. Por exemplo, na reação:



o átomo de sódio, de distribuição eletrônica  $_{11}\text{Na}$ : 2-8-1, cede 1 elétron para o átomo de cloro, adquirindo configuração semelhante ao neônio ( $\text{Na}^+$ : 2-8); já o átomo de cloro, de distribuição eletrônica  $_{17}\text{Cl}$ : 2-8-7, recebe o elétron cedido pelo sódio, adquirindo configuração eletrônica semelhante ao argônio ( $\text{Cl}^-$ : 2-8-8).

Portanto, os íons de cargas elétricas opostas se atraem caracterizando a ligação iônica, dando origem a substância cloreto de sódio ( $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ ), o sal comum usado em cozinha. Convém notificar que a reação não envolve apenas os dois átomos, mas um número enorme deles, de modo a formar um aglomerado de íons, como mostra a ilustração a seguir:



Representação do retículo cristalino do cloreto de sódio  
Disponível em: [www.3bscientific.es](http://www.3bscientific.es).

### A Ligação Iônica e a Tabela Periódica

A fórmula de um composto iônico indica a mínima proporção entre os íons ligados, de modo que o sistema (conjunto iônico) seja eletricamente neutro. Para que isso ocorra, é necessário que o número de elétrons cedidos pelos átomos de um dos elementos seja igual ao número de elétrons recebidos pelos átomos do outro elemento.

Os átomos dos metais dos grupos 1A, 2A e 3A apresentam 1, 2 e 3 elétrons, respectivamente, na camada de valência. Para ficarem estáveis (regra do octeto), devem perder essas quantidades de elétrons. Os átomos dos ametais dos grupos 5A, 6A e 7A, devem receber a quantidade de elétrons que falta para completar o octeto.

| Família | Carga | Família | Carga |
|---------|-------|---------|-------|
| IA      | +1    | VA      | -3    |
| IIA     | +2    | VIA     | -2    |
| IIIA    | +3    | VIIA    | -1    |

Do grupo 4A, apenas estanho e chumbo (metais) apresentam razoável tendência a participar de ligação iônica, formando cátions.

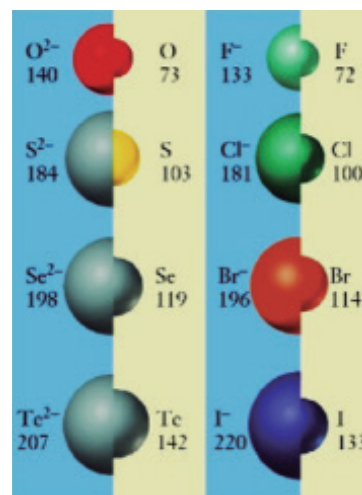
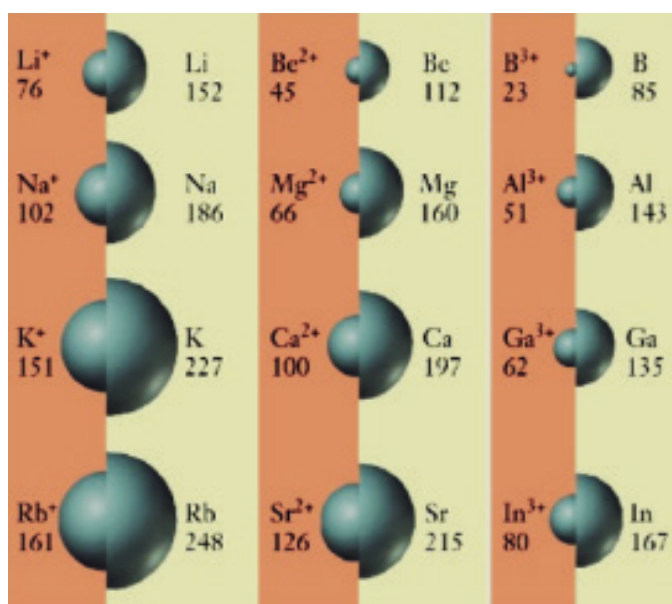
### Propriedades dos compostos iônicos

- São sólidos nas condições ambiente (cristalinos).
- Altas temperaturas de fusão e de ebulição.
- Não conduzem eletricidade no estado sólido.
- Conduzem eletricidade ao fundirem ou ao se dissolverem na água.
- Têm tendência a se dissolver na água (solução eletrolítica).



### Tamanho dos íons

Quando um átomo perde elétrons, o núcleo passa a atrair mais intensamente os elétrons restantes e, desse modo, o raio do cátion é sempre menor do que o raio do átomo original. Ao contrário, quando um átomo recebe elétrons, a eletrosfera se expande devido a repulsão, e o ânion tem maior raio do que o átomo de origem.



Raio de átomos e íons (os valores estão em picômetros; 1 pm=10<sup>-12</sup> m)

Disponível em: <https://pt.slideshare.net>.

## QUESTÕES ORIENTADAS

### QUESTÃO 01

Para cada um dos seguintes pares de elementos químicos, os números relativos de átomos de cada elemento que constituiriam o composto iônico resultante são, respectivamente:

Li e O, Ca e S, Mg e Br, Ba e H

- A** 1:2, 1:1, 1:1, 2:1
- B** 2:1, 1:1, 2:1, 2:1
- C** 1:6, 2:6, 2:7, 2:1
- D** 2:1, 1:1, 1:2, 1:2
- E** 1:6, 1:3, 2:7, 1:2

### QUESTÃO 02

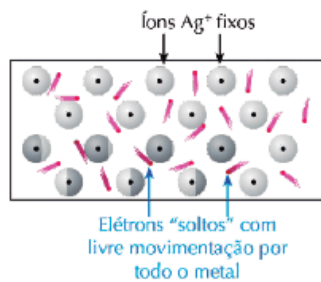
Sejam os átomos dos elementos X, de número atômico 53, e Y, com número atômico 38.

A ligação de X e Y conduz a um composto iônico na proporção iônica:

- A** YX<sub>2</sub>
- B** Y<sub>3</sub>X<sub>2</sub>
- C** Y<sub>2</sub>X<sub>3</sub>
- D** Y<sub>2</sub>X
- E** YX

### ★ LIGAÇÃO METÁLICA

As ligações metálicas são bem diferentes das ligações iônicas e covalentes. Experiências com raios X levam a crer que os retículos cristalinos dos metais sólidos consistem em um agrupamento de cátions fixos, rodeados por um verdadeiro "mar" de elétrons.

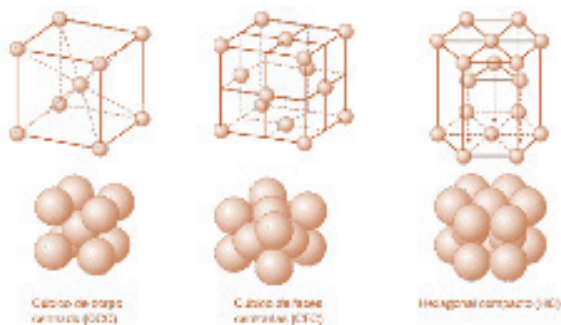


Modelo de Ligação Metálica

PERUZZO, Francisco; CANTO, Eduardo. *Química na Abordagem do Cotidiano*. Editora Moderna. 5ª Edição. São Paulo, 2009.

A alta condutividade elétrica dos metais é justificada pela presença dos elétrons livres (mar de elétrons).

No estado sólido, os átomos dos metais (e de alguns ametais) se agrupam de forma geometricamente ordenada, dando origem às células, ou grades, ou reticulados cristalinos. Os reticulados unitários mais comuns dentre os metais são mostrados nas representações abaixo:



FELTRE, Ricardo. *Química 1*. Editora Moderna. 6ª Edição. São Paulo, 2004.

### Propriedades dos metais

Em virtude de sua estrutura e do tipo de ligação, os metais apresentam uma série de propriedades características que, em geral, têm muitas aplicações práticas em nosso dia-a-dia.

- **Brilho metálico:** os metais, quando polidos, refletem a luz como se fossem espelhos, o que permite o seu uso em decoração de edifícios, lojas etc.
- **Condutividades térmica e elétrica elevadas:** os metais, em geral, são bons condutores de calor e eletricidade. Isso é devido aos elétrons livres que existem na ligação metálica e que permitem um trânsito rápido de calor e eletricidade através do metal.
- **Densidade elevada:** os metais são, em geral, densos. Isso resulta das estruturas compactas.
- **Pontos de fusão e de ebulição elevados:** os metais, em geral, fundem e fervem em temperaturas elevadas. Isso acontece porque a ligação metálica é muito forte, e "segura" os átomos unidos com muita intensidade.
- **Resistência à tração:** os metais resistem bastante às forças que, quando aplicadas, tendem a alongar uma barra ou fio metálico. Essa propriedade é também uma consequência da "força" com que a ligação metálica mantém os átomos unidos.

- **Maleabilidade:** é a propriedade que os metais apresentam de se deixarem reduzir a chapas e lâminas bastante finas, o que se consegue martelando o metal aquecido ou, então, passando o metal aquecido entre cilindros laminadores, que o vão achatando progressivamente, originando, assim, a chapa metálica. Isso é possível porque os átomos dos metais podem "deslizar" uns sobre os outros. O ouro é o metal mais maleável que se conhece; dele são obtidas lâminas com espessura da ordem de 0,0001 mm.
- **Ductilidade:** é a propriedade que os metais apresentam de se deixarem transformar em fios, o que se consegue "puxando" o metal aquecido através de furos cada vez menores. A explicação para isso é semelhante à da maleabilidade. O ouro é também o metal mais dúctil que se conhece; com 1 grama de ouro é possível obter um fio finíssimo com cerca de 2 km de comprimento.
- **Capacidade de formar ligas metálicas:** as ligas metálicas são uniões de dois ou mais metais, podendo ainda incluir semimetais ou não-metais, mas sempre com predominância dos elementos metálicos. As propriedades físicas e químicas das ligas metálicas podem ser muito diferentes das propriedades dos elementos que lhes deram origem.

## QUESTÕES ORIENTADAS

### QUESTÃO 03

(UFRN) Para se construir um determinado dispositivo eletrônico, precisa-se de um material que possa ser transformado com facilidade em fios condutores da eletricidade. No quadro abaixo, estão relacionadas algumas características de materiais metálicos identificados como I, II, III e IV.

| Material | Características   |
|----------|---|
| I        | Apresenta elevada capacidade de voltar ao normal após ser esticado. |
| II       | Apresenta alta ductibilidade.                                       |
| III      | Apresenta elevada maleabilidade.                                    |
| IV       | Apresenta alta dureza.  |

Para a construção do dispositivo eletrônico, deve ser utilizado o material identificado como:

- (A) IV.
- (B) III.
- (C) II.
- (D) I.

### QUESTÃO 04

Analise as afirmações a seguir:

- I. O metal X é leve, sofre pouca corrosão e é bastante utilizado na construção civil (portões, esquadrias) e na fabricação de aeronaves (ligas leves).
- II. O metal Y forma com o estanho uma liga denominada bronze, muito utilizada na fabricação de monumentos.
- III. O metal Z de elevado ponto de fusão é frequentemente utilizado em filamentos de lâmpadas incandescentes.

Tais metais são, na ordem:

- A estanho, cromo, platina.
- B zinco, tungstênio, chumbo.
- C cobre, estanho, ouro.
- D alumínio, cobre, tungstênio.
- E estanho, alumínio, cobre.

### ★ LIGAÇÃO COVALENTE

A ligação covalente ocorre entre átomos não metálicos que compartilham um ou mais pares de elétrons para alcançarem o octeto. O hidrogênio, excepcionalmente, procura formar apenas um par de elétrons para adquirir a configuração do gás nobre hélio. O conjunto de átomos obtido dessa forma é chamado Molécula. As moléculas podem, também, apresentar átomos de semimetais e, raramente, átomos de elementos metálicos. A diferença de eletronegatividade entre os átomos numa ligação covalente é pequena e, inclusive, pode ser nula (para átomos iguais).

A ligação covalente é chamada NORMAL se cada átomo participa com 1 elétron para formar o PAR ELETRÔNICO. Cada PAR ELETRÔNICO constitui uma ligação COVALENTE.

A ligação covalente é chamada DATIVA (ou COORDENADA) quando o PAR ELETRÔNICO é formado por dois elétrons de um mesmo átomo. A ligação DATIVA só pode ocorrer quando todas as possibilidades da ligação NORMAL forem esgotadas.

A ligação covalente é DUPLA quando há 2 PARES de elétrons entre os átomos. É TRIPLA quando há 3 PARES. É ligação SIMPLES quando há somente 1 par eletrônico.

| Ligação | Fórmula Eletrônica | Fórmula Estrutural |
|---------|--------------------|--------------------|
| Simples | A••B               | A—B                |
| Dupla   | A::B               | A=B                |
| Tripla  | A:::B              | A≡B                |
| Dativa  | A••B               | A→B                |

### ★ A LIGAÇÃO COVALENTE E A TABELA PERIÓDICA

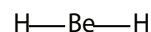
É possível estabelecer relações entre a posição do elemento não metálico na tabela periódica com o número de ligações covalentes que seus átomos podem fazer:

| Família | Camada de valência | Quantidade e tipo de ligações que o átomo pode fazer |  |  |  |
|---------|--------------------|--|--|--|--|
| 4A      | 4 e <sup>-</sup>   |  |  |  |  |
| 5A      | 5 e <sup>-</sup>   |  |  |  |  |
| 6A      | 6 e <sup>-</sup>   |  |  |  |  |
| 7A      | 7 e <sup>-</sup>   |  |  |  |  |
| H       | 1 e <sup>-</sup>   |  |  |  |  |

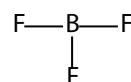
### ★ EXCEÇÕES À REGRA DO OCTETO

Alguns átomos não obedecem a regra do octeto, tornando-se estáveis com um número diferente de 8 elétrons na camada de valência. Os casos mais importantes são citados a seguir:

- Berílio (Be): apesar de ser um metal, apresenta grande energia de ionização, realizando ligações covalentes; estabiliza-se com 4 elétrons na camada de valência, realizando 2 ligações simples.

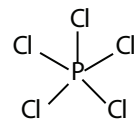


- Boro (B): torna-se estável com apenas 6 elétrons na camada de valência, fazendo 3 ligações simples.

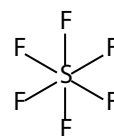


Alguns halogenetos metálicos (halogênio ligado a metal) apresentam ligações covalentes, como é o caso do cloreto e do brometo de alumínio que formam moléculas com 3 pares de elétrons em torno do átomo central, realizando 3 ligações simples.

- Fósforo (P): No  $\text{PCl}_5$ , o átomo de fósforo apresenta o octeto expandido, com 10 elétrons na camada de valência (5 ligações).

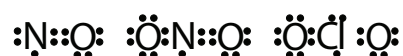


- Enxofre (S): No  $\text{SF}_6$ , apresenta octeto expandido, com 12 elétrons na camada de valência (6 ligações).



#### Moléculas com número ímpar de elétrons

Três exceções que chamam atenção em relação à regra do octeto são verificadas nos compostos  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$  e  $\text{ClO}_2$ , cujas moléculas têm número ímpar de elétrons na camada de valência. Por possuírem elétrons desemparelhados, alguns autores consideram que essas moléculas ímpares são radicais livres.

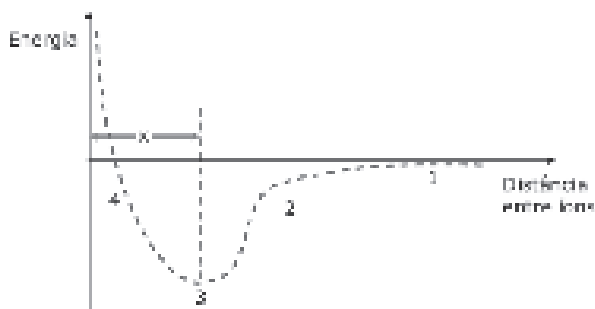


Esses três compostos apresentam alta tendência a reagir quimicamente, transformando-se em compostos mais estáveis.

QUESTÕES ORIENTADAS

QUESTÃO 05

(PUC-MG) O gráfico a seguir se refere a dois íons de cargas contrárias em equilíbrio.



Todas as afirmativas são corretas, **EXCETO**:

- A O comprimento de ligação é a distância x.
- B Os íons se encontram isolados no ponto 1.
- C Os íons estão em equilíbrio no ponto 3.
- D A menor estabilidade ocorre no ponto 3.
- E As forças de repulsão prevalecem no ponto 4.

QUESTÃO 06

(FATEC) Cinco amigos estavam estudando para a prova de Química e decidiram fazer um jogo com os elementos da Tabela Periódica:

- cada participante selecionou um isótopo dos elementos da Tabela Periódica e anotou sua escolha em um cartão de papel;
- os jogadores Fernanda, Gabriela, Júlia, Paulo e Pedro decidiram que o vencedor seria aquele que apresentasse o cartão contendo o isótopo com o maior número de nêutrons.

Os cartões foram, então, mostrados pelos jogadores.

|                |              |                |              |
|----------------|--------------|----------------|--------------|
| 56<br>Fe<br>26 | 16<br>O<br>8 | 40<br>Ca<br>20 | 7<br>Li<br>3 |
|----------------|--------------|----------------|--------------|

Fernanda      Gabriela      Júlia      Paulo

A ligação química que ocorre na combinação entre os isótopos apresentados por Júlia e Pedro é:

- A iônica, e a fórmula do composto formado é CaCl.
- B iônica, e a fórmula do composto formado é CaCl<sub>2</sub>.
- C covalente, e a fórmula do composto formado é ClCa.
- D covalente, e a fórmula do composto formado é Ca<sub>2</sub>Cl.
- E covalente, e a fórmula do composto formado é CaCl<sub>2</sub>.

★ POLARIDADE DA LIGAÇÃO COVALENTE

Quando dois átomos se ligam por covalência, o par eletrônico compartilhado entre eles é atraído com mais força pelo mais eletronegativo, provocando um deslocamento (menor ou maior) da carga negativa para o seu lado. Devido ao fato, o par eletrônico não fica dividido exatamente entre os dois átomos.

Considere como exemplo a molécula HCl, em que o átomo de cloro, sendo mais eletronegativo, atrai o par ligante com mais força, produzindo, assim, o seu deslocamento. Em consequência, dizemos que no átomo de cloro surge uma carga negativa correspondente a uma fração da carga do elétron, simbolizada por δ<sup>-</sup>. No lado do átomo de hidrogênio, surge uma carga parcial positiva (simbolizada por δ<sup>+</sup>) com o mesmo módulo da carga negativa.

A ligação entre H e Cl é, portanto, uma ligação covalente polar, pois nela existem dois polos elétricos, um negativo e outro positivo, ou um dipolo elétrico. Como a molécula tem somente essa ligação, ela também é polar.



Molécula Polar do HCl

Disponível em: <http://blogdoenem.com.br>

Uma ligação covalente é chamada polar quando os dois átomos ligantes possuem diferentes eletronegatividades. Se a molécula tem apenas uma ligação polar, ela é polar.

Considere por um momento, uma molécula com átomos iguais como a do H<sub>2</sub>. Os dois átomos apresentam a mesma eletronegatividade e o par eletrônico compartilhado se encontra igualmente distribuído entre eles. Nesse caso não há dipolo elétrico e a **ligação é covalente apolar**.



Molécula Apolar do H<sub>2</sub>

Disponível em: <http://blogdoenem.com.br>

Portanto, uma **ligação covalente é apolar** quando os dois átomos ligantes têm a mesma **eletronegatividade**.

A intensidade da polarização da ligação covalente é caracterizada por uma grandeza vetorial denominada momento dipolar (μ), ou dipolo elétrico, normalmente representada por um vetor com a seta apontando para o átomo mais eletronegativo.

Quanto maior a diferença de eletronegatividade entre dois átomos ligantes maior é a polarização da ligação covalente.

Alguns autores empregam a diferença de eletronegatividades entre dois átomos para atribuir um percentual de caráter iônico para a ligação covalente.

| Diferença de eletronegatividade ( $\Delta EN$ ) | 0,0                      | 0,5 | 1,0                     | 1,6 | 1,7 | 2,0            | 2,5 | 3,0 |
|---|--------------------------|-----|-------------------------|-----|-----|----------------|-----|-----|
| Porcentagem de caráter iônico da ligação        | zero                     | 6%  | 22%                     | 47% | 51% | 63%            | 79% | 89% |
|   | Ligação Covalente Apolar |     | Ligação Covalente Polar |     |     | Ligação Iônica |     |     |

## ★ GEOMETRIA MOLECULAR

As moléculas são formadas por átomos unidos por ligações covalentes e podem apresentar, na sua constituição, de dois até milhares de átomos. A disposição espacial dos núcleos dos átomos na molécula irá determinar as diferentes formas geométricas para elas.

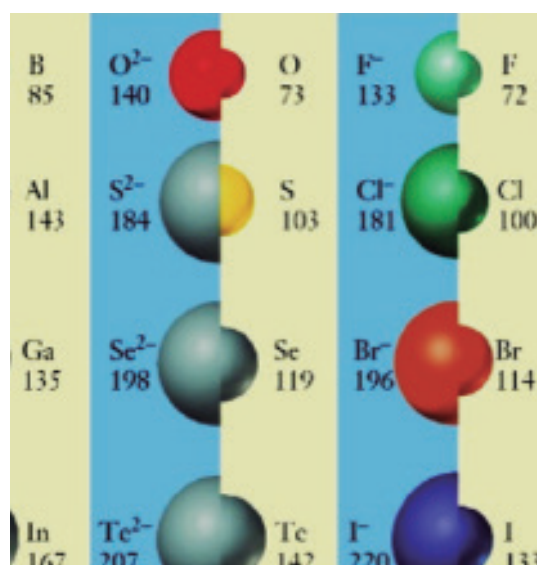
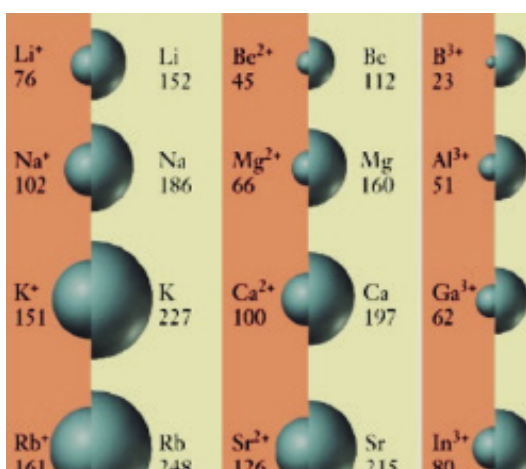
A Teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (VSEPR, do inglês valence shell electron pair repulsion) explica satisfatoriamente a geometria das mais diversas moléculas. Em linhas gerais, a teoria afirma que:

Ao redor do átomo central, os pares eletrônicos ligantes e os pares de elétrons não-ligantes se repelem, e procuram ficar tão afastados quanto possível”.

Na teoria, é importante destacar que uma nuvem, ou região eletrônica, deve ser entendida como:

- uma ligação covalente simples;
- uma ligação covalente dupla;
- uma ligação covalente tripla;
- um par de elétrons não-ligantes.

### Geometria Molecular em função das regiões eletrônicas (nuvens) e ligantes



Disponível em: <http://www.ensinandoeaprendendo.com.br>.

## ★ POLARIDADE DAS MOLÉCULAS

As moléculas podem ser classificadas quanto à sua polaridade em dois grupos muito importantes: polares e apolares.

Experimentalmente, uma molécula é considerada polar quando se orienta na presença de um campo elétrico externo. É apolar quando não mostra tal orientação.

Na molécula polar o polo negativo é atraído pela placa positiva de um campo elétrico externo, enquanto ocorre o contrário na outra placa, como mostrado na figura abaixo.



USBERCO, João; SALVADOR, Edgar. Química Volume Único. Editora Saraiva. 5ª Edição. São Paulo, 2002.

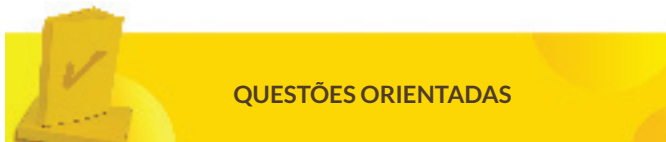
Teoricamente, pode-se determinar a polaridade de uma molécula pelo **vetor momento dipolar resultante** ( $\mu_R$ ) que é dado pela **soma vetorial** das polarizações de todas as ligações polares que ocorrem na molécula.

Para se fazer uma avaliação qualitativa do vetor momento dipolar da molécula dois fatores são considerados:

- A escala de eletronegatividade permite determinar a orientação (e, de certa forma, uma ideia comparativa dos módulos) dos vetores que representam cada ligação polar;
- A geometria da molécula permite determinar a disposição espacial dos átomos e dos vetores.

| molécula do tipo | geometria      | polaridade    |
|------------------|----------------|---------------|
| A <sub>2</sub>   | linear         | zero (apolar) |
| AB               | linear         | polar         |
| A <sub>2</sub> B | linear         | apolar        |
| A <sub>2</sub> B | angular*       | polar         |
| AB <sub>3</sub>  | trigonal plana | apolar        |
| AB <sub>3</sub>  | piramidal*     | polar         |
| AB <sub>4</sub>  | tetraédrica    | apolar        |

\* sobram elétrons sem compartilhar no átomo central.



### QUESTÃO 07

(ITA) Assinale a opção que contém a geometria molecular **CORRETA** das espécies OF<sub>2</sub>, SF<sub>2</sub>, BF<sub>3</sub>, NF<sub>3</sub>, CF<sub>4</sub> e XeO<sub>4</sub>, todas no estado gasoso.

- A Angular, linear, piramidal, piramidal, tetraédrica e quadrado planar
- B Linear, linear, trigonal plana, piramidal, quadrado planar
- C Angular, angular, trigonal plana, piramidal, tetraédrica e tetraédrica
- D Linear, angular, piramidal, trigonal plana, angular e tetraédrica
- E Trigonal plana, linear, tetraédrica, piramidal, tetraédrica e quadrado planar

### QUESTÃO 08

(PUCMG) Relacione a primeira coluna (fórmulas) com a segunda (conceitos).

- N<sub>2</sub> ( ) Ligação covalente polar e molécula polar
- PH<sub>3</sub> ( ) Ligação covalente apolar e molécula apolar
- H<sub>2</sub>O ( ) Ligação covalente polar e molécula apolar
- CO<sub>2</sub> ( ) Ligações intermoleculares de hidrogênio
- NaH ( ) Ligação iônica

Assinale a associação encontrada.

- A 5 - 4 - 3 - 2 - 1
- B 2 - 1 - 4 - 3 - 5
- C 2 - 3 - 1 - 4 - 5
- D 1 - 4 - 2 - 3 - 5
- E 3 - 1 - 4 - 2 - 5

### ★ FORÇAS INTERMOLECULARES E PROPRIEDADES FÍSICAS

As **forças intermoleculares** são **forças de atração** que ocorrem entre moléculas nas fases sólida ou líquida. Como são forças de atração que atuam em distâncias muito pequenas, não podem existir na fase gasosa. Há três tipos de forças intermoleculares:

#### FORÇAS ATRAVÉS DE DIPOLOS INDUZIDOS (OU TEMPORÁRIOS)

Elas **ocorrem em todos os tipos de moléculas**, mas são as **únicas que acontecem quando as moléculas são apolares**.

Quando as moléculas apolares se encontram na fase sólida ou líquida (muito próximas) ocorre uma deformação momentânea das suas nuvens eletrônicas, originando polos elétricos temporários, positivo e negativo. Se as moléculas forem afastadas, essas forças desaparecem.

Exemplos: H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, BF<sub>3</sub>, ...

#### FORÇAS ATRAVÉS DE DIPOLOS PERMANENTES

Essa força intermolecular é característica entre **moléculas polares**. Ela é mais intensa do que a força de atração através de dipolos induzidos.

Exemplos: HCl, H<sub>2</sub>S, CH<sub>3</sub>Cl, CO, SO<sub>2</sub>, ...

#### LIGAÇÕES DE HIDROGÊNIO

A ligação de hidrogênio é um caso particular da atração por dipolos permanentes. Essa forma especial de atração ocorre entre moléculas polares que **apresentam átomo de hidrogênio ligado a átomo de flúor, ou de oxigênio, ou de nitrogênio**, exatamente os três elementos mais eletronegativos (Exemplos: H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, HF ...).

O conhecimento da natureza das forças intermoleculares é fundamental para se entender as propriedades mais comuns das substâncias, como a tensão superficial de líquidos, as temperaturas de fusão e de ebulição, e as solubilidades de solutos em solventes.

**SAIBA MAIS**

A Tensão Superficial da Água

**SAIBA MAIS**

Aposta da Tensão Superficial

**SAIBA MAIS**

Como as lagartixas conseguem subir pelas paredes?

#### Forças Intermoleculares e a temperatura de ebulição

Dois fatores influem nessa propriedade:

a) o tipo de força intermolecular:

Quanto mais intensas as atrações intermoleculares em um líquido maior é sua temperatura de ebulição.

b) o tamanho das moléculas:

Comparando moléculas de uma mesma função química, quanto maior o seu tamanho, maior será sua superfície, o que propicia uma maior interação com as moléculas vizinhas, acarretando maiores temperaturas de ebulição.

De forma resumida, quando comparamos as temperaturas de ebulição de diferentes substâncias, devemos considerar os dois fatores da seguinte maneira:

- Em moléculas com tamanhos aproximadamente iguais, quanto maior a polaridade, maior a sua TE.
- Em moléculas com mesmo tipo de interação: quanto maior o tamanho, maior a sua TE.

### Forças Intermoleculares e Solubilidade

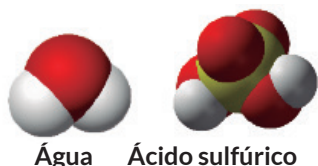
- Substâncias polares **tendem** a se dissolver em solventes polares.
- Substâncias apolares **tendem** a se dissolver em solventes apolares.

Principais solventes polares: água, álcool comum.

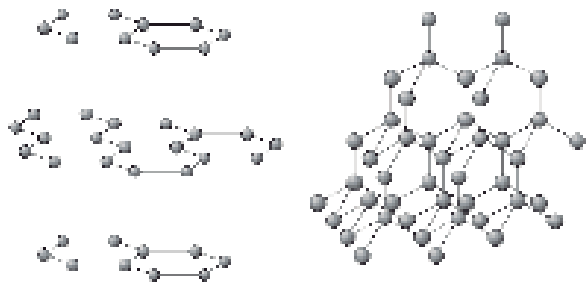
Principais solventes apolares: hidrocarbonetos (benzeno, hexano, querosene, gasolina, etc.),  $CCl_4$  ...

### ★ SUBSTÂNCIA MOLECULAR E SUBSTÂNCIA COVALENTE

Quando as moléculas de uma substância são formadas por um número determinado de átomos, as substâncias são denominadas moleculares. São substâncias dessa classe a água ( $H_2O$ ), o ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ), a glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ), etc.



Quando a substância apresenta a ligação covalente entre um número bem elevado de átomos e tem elevadas dureza e temperaturas de fusão e de ebulição, dizemos que são ela é uma substância covalente; São exemplos desse pequeno grupo a sílica e o quartzo ( $SiO_2$ )<sub>n</sub>, o grafite e o diamante (C)<sub>n</sub>, e a alumina.



FELTRE, Ricardo. Química 1. Editora Moderna. 6ª Edição. São Paulo, 2004.

| Tipo de Cristal   | Força Intermolecular                        | Dureza               |
|-------------------|---|----------------------|
| Cristal Molecular | Dipolo Induzido                             | Extremamente baixa   |
| Cristal Dipolar   | Dipolo Permanente ou Ligações de Hidrogênio | Entre baixa e média  |
| Cristal Molecular | Cristal Covalente                           | Extremamente elevada |

### QUESTÕES ORIENTADAS

#### QUESTÃO 09

(ESPCEX) Compostos iônicos são aqueles que apresentam ligação iônica. A ligação iônica é a ligação entre íons positivos e negativos, unidos por forças de atração eletrostática. Texto adaptado de: Usberco, João e Salvador, Edgard, Química: química geral, vol 1, pág 225, Saraiva, 2009.

Sobre as propriedades e características de compostos iônicos são feitas as seguintes afirmativas:

- apresentam brilho metálico.
- apresentam elevadas temperaturas de fusão e ebulição.
- apresentam boa condutibilidade elétrica quando em solução aquosa.
- são sólidos nas condições ambiente (25°C e 1 atm).
- são pouco solúveis em solventes polares como a água.

Das afirmativas apresentadas estão corretas apenas:

- II, IV e V.
- II, III e IV.
- I, III e V.
- I, IV e V.
- I, II e III.

#### QUESTÃO 10

(FMTM) Considere os compostos binários de hidrogênio  $CH_4$ ,  $SiH_4$ ,  $NH_3$ ,  $PH_3$ ,  $H_2O$  e  $H_2S$ . Comparando-se os valores do ponto de ebulição dos compostos em cada grupo da tabela periódica, tem-se

- $CH_4 > SiH_4$ ,  $NH_3 > PH_3$  e  $H_2O > H_2S$ .
- $CH_4 > SiH_4$ ,  $NH_3 > PH_3$  e  $H_2O < H_2S$ .
- $CH_4 < SiH_4$ ,  $NH_3 > PH_3$  e  $H_2O > H_2S$ .
- $CH_4 < SiH_4$ ,  $NH_3 < PH_3$  e  $H_2O > H_2S$ .
- $CH_4 < SiH_4$ ,  $NH_3 < PH_3$  e  $H_2O < H_2S$ .

#### QUESTÃO 11

(PUC-MG) Sejam todas as seguintes moléculas:  $H_2O$ ,  $BeH_2$ ,  $BCl_3$  e  $CCl_4$ .

As configurações espaciais dessas moléculas são, respectivamente:

- angular, linear, trigonal, tetraédrica.
- angular, trigonal, linear, tetraédrica.
- angular, linear, piramidal, tetraédrica.
- trigonal, linear, angular, tetraédrica.

QUESTÃO 12

(UFMG) Considere separadamente as substâncias tetracloreto de carbono, água, n-hexano e acetona, listadas na tabela de interações intermoleculares, nessa ordem.

|     | $\text{CCl}_4$ | $\text{H}_2\text{O}$  | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{COCH}_3$ |
|-----|----------------|-----------------------|---|----------------------------|
| I   | dipolo-dipolo  | ligação de hidrogênio | dipolo-dipolo                           | van der Waals              |
| II  | van der Waals  | dipolo-dipolo         | ligação de hidrogênio                   | dipolo-dipolo              |
| III | van der Waals  | ligação de hidrogênio | van der Waals                           | dipolo-dipolo              |
| IV  | íon-íon        | dipolo-dipolo         | van der Waals                           | van der Waals              |
| V   | dipolo-dipolo  | ligação de hidrogênio | van der Waals                           | dipolo-dipolo              |

As interações mais fortes entre as espécies constituintes estão indicadas **CORRETAMENTE** em:

- A** I.
- B** II.
- C** III.
- D** IV.
- E** V.



**GABARITO**

|    |   |    |   |    |   |    |   |    |   |
|----|---|----|---|----|---|----|---|----|---|
| 01 | D | 02 | A | 03 | C | 04 | D | 05 | D |
| 06 | B | 07 | C | 08 | B | 09 | B | 10 | C |
| 11 | A | 12 | C |    |   |    |   |    |   |