

## LIGAÇÕES QUÍMICAS.

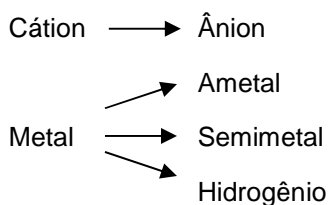
### 1. Introdução

Estabilidade dos gases nobres: possuem a última camada com oito elétrons, com exceção do hélio que tem dois.

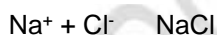
Teoria do Octeto: um grande número de átomos adquire estabilidade eletrônica quando apresenta oito elétrons na última camada

#### 1.1. Ligação iônica ou eletrovalente.

Ocorre com transferência de elétrons.



Família	e <sup>-</sup> de valência	Carga
IA	1	1+
IIA	2	2+
IIIA	3	3+
IVA	4	4+
VA	5	3-
VIA	6	2-
VIIA	7	1-



##### 1.1.1. Características dos compostos iônicos

Retículo cristalino: aglomerados de íons com forma geométrica definida

Número de coordenação: o número de íons mais próximos ao íon de carga oposta

- sólidos a temperatura ambiente;
- altos pontos de fusão e ebulição;



803°C      1413°C

- duros, mas pouco tenazes;
- conduzem corrente elétrica dissolvidos em água ou no estado líquido (fundidos);
- seu melhor solvente é a água.

## 1.2. Ligação Covalente ou molecular.

Ocorre com compartilhamento de elétrons em elementos que tem tendência a ganhar elétrons: Ametal, semimetal e hidrogênio.

Família	e <sup>-</sup> de valência	de ligação covalente	exemplo
VIIA	7	1	F
VIA	6	2	O
VA	5	3	N
IVA	4	4	C
H	1	1	H

Fórmulas químicas

Molecular	H <sub>2</sub>
Eletrônica de Lewis	H <sup>°</sup> H
Estrutural plana de Couper	H—H

Estudar outros exemplos: O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

### 1.2.1. Ligação Covalente Dativa

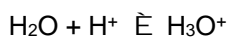
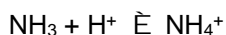
Ocorre quando um dos átomos já adquiriu estabilidade e outro ainda precisa de um par de elétrons.

Exemplos: SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, O<sub>3</sub>

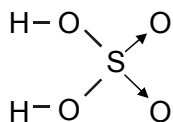
Família	e <sup>-</sup> de valência	de ligação covalente	exempl o	ligação covalente dativa
VIIA	7	1	F	3
VIA	6	2	O	2
VA	5	3	N	1
IVA	4	4	C	0
H	1	1	H	0

Outros exemplos:

Formação de cátion envolvendo H<sup>+</sup>



Ácidos oxigenados:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HBrO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$



Exceções:  $\text{H}_3\text{PO}_3$  uma direta com H (dativa O) e  $\text{H}_3\text{PO}_2$  duas diretas com H (dativa O)

### 1.2.2. Propriedades dos compostos covalentes ou moleculares

a) baixos pontos de fusão e ebulição se comparados aos iônicos;

Exceção: macromoléculas

b) Não conduzem corrente elétrica.

Exceção: sílica e grafite

c) podem existir nos três estados físicos:

hidrogênio – gasoso; água – líquido; sacarose – sólido.

### Obs: Exceções à regra do octeto

1. átomos que adquirem estabilidade com menos de 8 elétrons:

Be – alta energia de ionização –  $\text{BeF}_2$

B – semimetal –  $\text{BF}_3$

Al –  $\text{AlCl}_3$

2. átomos que adquirem estabilidade com mais de 8 elétrons (octeto expandido):

$\text{PCl}_5$  e  $\text{SF}_6$  e com os gases nobres  $\text{XeF}_2$  e  $\text{XeF}_4$

3. moléculas com número ímpar de elétrons (radicais livres):

NO (dupla) e  $\text{NO}_2$  (dupla e dativa)

### 1.2.3. Geometria molecular

1. Molécula formada por 2 átomos:

linear:  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ , HCl

2. Molécula formada por 3 átomos:

linear:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{HCN}$  (se não sobrar par de elétrons)

angular:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$  (se sobrar par de elétrons)

3. Molécula formada por 4 átomos:

trigonal plana ou triangular:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{COCl}_2$  (se não sobrar par de elétrons)

piramidal (pirâmide trigonal):  $\text{NH}_3$  e  $\text{PI}_3$  (se sobrar par de elétrons)

4. Molécula formada por 5 átomos:

tetraédrica:  $\text{CH}_4$  e  $\text{SiCl}_4$

5. Molécula formada por 6 átomos:

bipiramidal (bipirâmide trigonal):  $\text{PCl}_5$

6. Molécula formada por 7 átomos:

octaédrica:  $\text{SF}_6$

#### 1.2.4. Polaridade

##### a) Polaridade das ligações

Ligação iônica: polar

Ligação covalente depende da diferença de eletronegatividade (DE).

Moléculas diatômicas:

Átomos iguais: apolar ( $\text{H}_2$ )

Átomos diferentes: polar ( $\text{HCl}$ )

Ordem crescente de polaridade:

Covalente apolar < covalente polar < iônica

##### b) Polaridade das moléculas

Se o momento dipolar resultante for:

=0 apolar:  $\text{CO}_2$

≠0 polar:  $\text{HCl}$

Se sobrar elétrons no átomo central = polar:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$

Se não sobrar elétrons no átomo central:

apolar se os ligantes forem iguais:  $\text{CH}_4$

polar se os ligantes forem diferentes:  $\text{H}_3\text{CCl}$

**Obs: Solubilidade e polaridade**

Semelhante dissolve semelhante

Polar dissolve polar

Apolar dissolve apolar

Solventes polares: água, álcool, acetona, éter.

Solventes apolares:  $\text{CCl}_4$ , benzeno, tolueno.

**1.2.5. Forças intermoleculares (Forças de Van der Waals)**

1. forças dipolo induzido – dipolo induzido

- moléculas apolares
- forças de London (dispersão)
- exemplos:  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$

2. forças dipolo permanente – dipolo permanente

- moléculas polares
- Exemplos:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$

3. pontes de hidrogênio

- força dipolo-dipolo especial
- mais intensa
- H ligado a N, O ou F
- Exemplos:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HF}$

Intensidade da interação:  $1 < 2 < 3$

**Obs: PE e as forças intermoleculares**

Quanto > intensidade > PE

$\text{H}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HF}$

Quanto > o tamanho da molécula > PE

$\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$

**Obs: Tensão superficial**

Contração da superfície do líquido dando a impressão de existir uma película.

### 3. Ligações metálicas

- Metais são aglomerados de cátions fixos rodeados por elétrons livres (deslocalizados) da camada de valência.

(Por isso da condução de corrente elétrica)

- Não tem representação eletrônica, são representados pelo símbolo do metal.

#### 3.1. Ligas metálicas

Metal ligado a outro elemento mantendo as propriedades gerais de metal, geralmente para aumentar tenacidade ou dureza ou diminuir a oxidação.

- Liga de alumínio: Al + Ti, Cu

Exemplos: portões, indústria aeronáutica.

- Ouro 18 quilates: Au (75%) + Ag, Cu (25%).

Exemplos: jóias e peças de ornamento.

- Aço: Fe + C

Exemplo: construção civil.

- Amálgama: Hg + Ag, Sn

Exemplo: obturações.

- Bronze: Cu + Sn

Exemplos: sinos, medalhas, moedas, estátuas.

- Latão: Cu + Zn

Exemplos: armas, torneiras, instrumentos musicais.