

# Semana 19

*Ligações Químicas - Parte 1*



# Ligações Químicas

Grupos 1 1A 2 2A 3 3B 4 4B 5 5B 6 6B 7 7B 8 8B 9 9B 10 10B 11 11B 12 12B 13 3A 14 4A 15 5A 16 6A 17 7A 18 8A (ou zero) 4,0 2

Períodos 1 2 3 4 5 6 7

**LEGENDA:**  HIDROGÊNIO  METAIS  NÃO METAIS  SEMIMETAIS  GASES NOBRES

**ELEMENTOS DE TRANSIÇÃO**

Estado físico nas CNTP:  $\text{☉}$  sólido,  $\text{☁}$  líquido ou  $\text{☁☁}$  gasoso.

Massa atômica aproximada

Elétrons nas camadas

Símbolo

Outras características:  $\text{☼}$  radioativo no artificial

Nome do elemento

Número atômico

**LANTANOIDES**

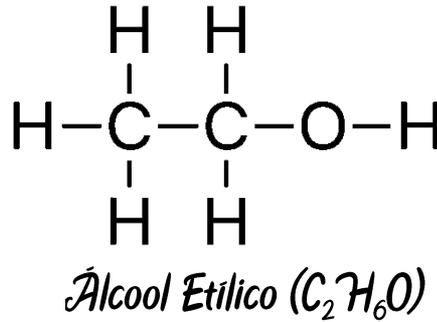
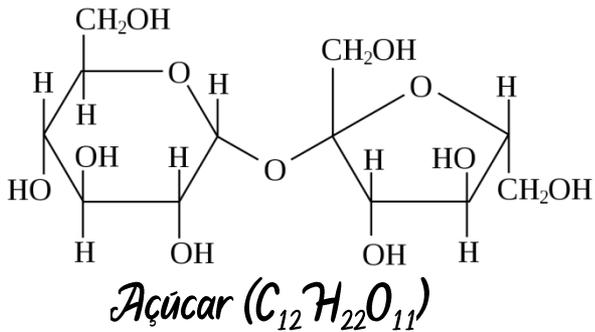
**ACTINOIDES**

**Md** (258) Mendelévio

**Ac** (227) Actínio

Apesar de serem conhecidos pouco mais de cem elementos químicos, organizados de forma sistemática na tabela periódica, há um grande número de substâncias ao nosso redor.

Ex.:



São exemplos de substâncias formadas pelos mesmos elementos químicos - carbono (C), hidrogênio (H) e oxigênio (O)

# União entre os átomos

Os átomos interagem de diferentes formas e combinações por meio de **ligações**.

As ligações químicas acontecem devido à tendência que os átomos têm de adquirir **estabilidade**.

Para conseguir essa condição, os elementos devem completar, em sua última camada eletrônica – camada de valência –, **oito elétrons**; exceto o hidrogênio (H), estável com somente dois elétrons.

Entre os elementos químicos da tabela periódica, os gases nobres (grupo 18) já apresentam a última camada completa, ou seja, são estáveis. Dessa forma, raramente se unem a outros átomos. Os demais elementos químicos têm a última camada incompleta, por isso se ligam, perdendo ou ganhando elétrons, para formarem as substâncias.

Gás nobre	K	L	M	N	O	P
${}^2\text{He}$	2					
${}^{10}\text{Ne}$	2	8				
${}^{18}\text{Ar}$	2	8	8			
${}^{36}\text{Kr}$	2	8	18	8		
${}^{54}\text{Xe}$	2	8	18	18	8	
${}^{86}\text{Rn}$	2	8	18	32	18	8

Os átomos dos elementos químicos atingem a estabilidade química quando sua camada de valência apresenta estrutura eletrônica similar à dos gases nobres.



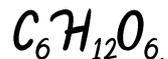
Gilbert Newton Lewis

A relação direta entre a estrutura eletrônica e a formação da ligação química foi proposta, pela primeira vez, pelo cientista Gilbert Newton Lewis e ficou conhecida como **regra do octeto**. Essa foi a primeira tentativa bem-sucedida de explicar como os átomos se ligavam para formar as substâncias químicas.

As diferentes combinações entre os átomos podem originar **substâncias simples e compostas**.

Substâncias simples → são substâncias formadas por um mesmo elemento químico; Ex.:  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $H_2$ ;

Substâncias compostas → são substâncias formadas por elementos químicos diferentes. Ex.:  $H_2O$ ,  $CaCO_3$ ,



# Tipos de ligações químicas entre os átomos

Há duas formas principais de os átomos se ligarem: por meio da **ligação iônica** ou pela **ligação covalente**.

## ○ Ligação iônica

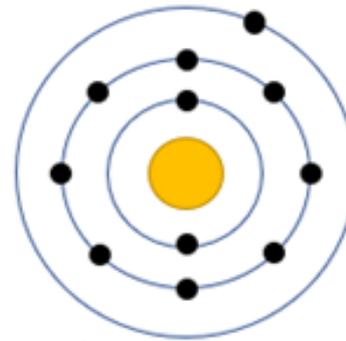
A ligação iônica, conforme seu próprio nome indica, ocorre pela interação entre **íons**.

Os íons são formados quando um átomo perde ou ganha  elétron(s). Dessa forma, o número de prótons (cargas positivas) no núcleo é diferente do número de elétrons (cargas negativas) na eletrosfera. Quando um átomo **perde elétron(s)**, se transforma em um **cátion** (íon de carga positiva), e quando **ganha**, em um **ânion** (íon de carga negativa).

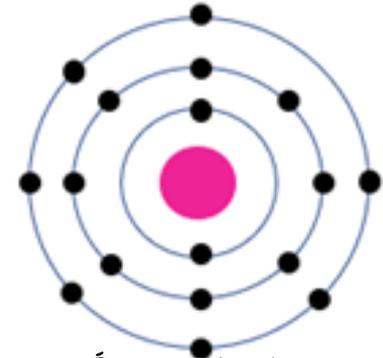
Por meio da interação eletrostática entre esses íons, ocorre a estabilidade eletrônica dos átomos dos elementos constituintes.

**Ex.:**

O cloreto de sódio, componente principal do sal de cozinha, é um composto iônico formado pela união entre o íon proveniente do átomo de sódio e o íon que provém do átomo de cloro.



Átomo de sódio



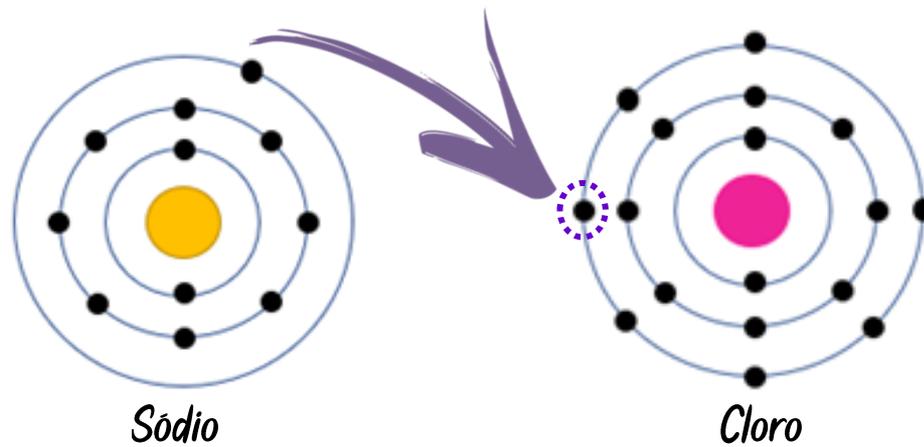
Átomo de cloro

De acordo com a regra do octeto, nenhum desses átomos está eletricamente estável.

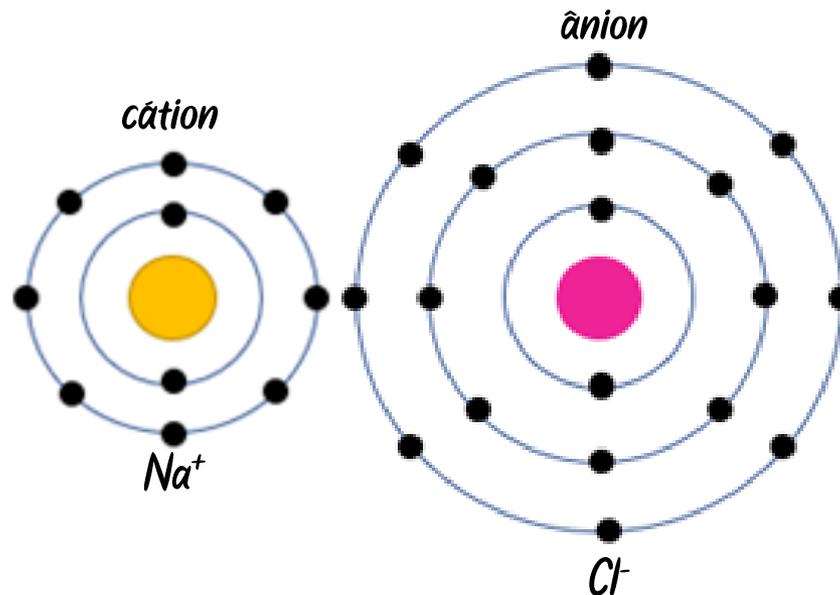
O sódio apresenta, na sua última camada, 1 elétron e o cloro, 7 elétrons.



Para que a configuração estável seja atingida, o núcleo do átomo de cloro exerce atração sobre o elétron da última camada de sódio que, embora tenha tendência a doar o último elétron, ainda o atrai em razão da carga positiva do seu núcleo.



Dessa forma, a ligação iônica ocorre pela transferência de elétron do átomo de elemento que tem **tendência em cedê-lo** - normalmente, um **metal** - para o átomo do elemento que tem **tendência em recebê-lo** - em geral, um **não metal**.



*A ligação entre os íons envolvidos pode ser representada da seguinte maneira:*



*Ou simplesmente, NaCl.*

*Por apresentarem carga elétrica opostas, os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  se atraem, constituindo um **retículo cristalino iônico**. Nesse retículo, os íons se encontram fortemente unidos e ocupam posições bem definidas, formando um sólido com alta estabilidade.*



*Retículo cristalino do NaCl*

*Os elementos dos grupos 1, 2 e 13 da tabela periódica tendem a perder seus elétrons de valência, respectivamente um, dois e três elétrons. Os elementos dos grupos 15, 16 e 17 tendem a receber elétrons, respectivamente três, dois e um elétron.*

*Os elementos do grupo 14 apresentam baixa tendência para participar da ligação iônica*

*Esse tipo de ligação pode ocorrer entre outros átomos.*

*Ex.:*

*Cálcio e Flúor → o átomo de cálcio tende a perder dois elétrons, enquanto o átomo de flúor tende a ganhar apenas um elétron.*

*${}_{20}\text{Ca}$*

*$K = 2$  (restam 18 elétrons)*

*$L = 8$  (restam 10 elétrons)*

*$M = 8$  (restam 2 elétrons)*

*$N = 2$  (os dois elétrons na última camada indicam a tendência a serem cedidos).*

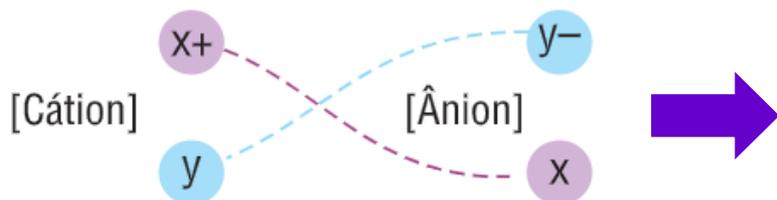
*${}_{9}\text{F}$*

*$K = 2$  (restam 18 elétrons)*

*$L = 7$  (os sete elétrons na última camada indicam a tendência ao recebimento de um elétron)*

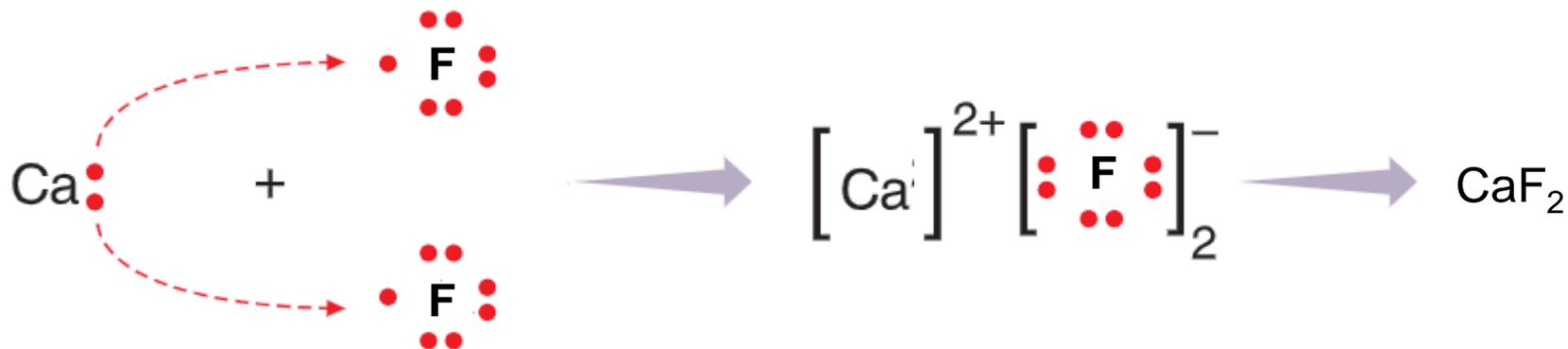
*Assim, para que ambos adquiram estabilidade, são necessários dois átomos de flúor para cada átomo de cálcio, pois cada átomo de flúor recebe apenas um elétron, enquanto o cálcio precisa doar dois elétrons. Dessa forma, pode-se dizer que o número total de elétrons perdidos é igual ao de elétrons ganhos, e que a quantidade de elétrons perdidos determina a carga do cátion, enquanto a de elétrons ganhos indica a carga do ânion.*

Com isso, de maneira prática, utilizando a carga provável dos seus íons, pode-se determinar a fórmula de um composto iônico.



A carga do cátion (sempre representada à esquerda) será o índice do ânion, e a carga do ânion (sempre representado à direita), o índice do cátion.

Então, a fórmula do composto iônico formado pelos átomos de cálcio e flúor, pode ser representada da seguinte forma:



# Algumas características gerais dos compostos iônicos

- são sólidos à temperatura ambiente;
- têm aspecto cristalino;
- apresentam elevados pontos de fusão e ebulição;
- conduzem corrente elétrica quando **fundidos** ou dissolvidos em água.



Um composto iônico, quando fundido (derretido) ou dissolvido em água, tem seus íons separados. A presença desses íons livres possibilita a condução de corrente elétrica.