



Prof. Ricardo Honda

<http://www.professorhonda.com.br>

Resumão do Hondinha

Ligações químicas

“Uma ligação química ocorre quando há atração entre os átomos. Em cada ligação as partículas positivas são atraídas pelas partículas negativas. Se um dos átomos perde elétrons, o outro deve ganhar elétrons para que os átomos possam adquirir cargas elétricas opostas e se atrair, estabelecendo uma ligação entre eles”.

Ligações químicas

Se átomos de um mesmo elemento ou de elementos diferentes não tivessem a capacidade de se combinarem uns com os outros, certamente não encontraríamos na natureza uma grande variedade de substâncias.

Há diferentes maneiras pelas quais os átomos podem se combinar, como, por exemplo, mediante o ganho ou a perda de elétrons, ou pelo compartilhamento de elétrons dos níveis de valência.

Alguns poucos elementos, como os da família dos gases nobres (família 0 ou VIIIA), aparecem na forma de átomos isolados. Esses elementos apresentam oito elétrons na camada de valência. O hélio (He) é a única exceção: ele apresenta apenas uma camada com dois elétrons.

Em 1916, os cientistas Lewis e Kossel associaram esses dois fatos, ou seja, a tendência de elementos com oito elétrons na camada de valência aparecerem isoladamente, com a tendência que os elementos manifestam de perder, ganhar ou compartilhar elétrons. A partir dessa associação, propuseram uma teoria para explicar as ligações químicas entre os elementos:

Teoria do Octeto: um grande número de átomos adquire estabilidade eletrônica quando apresenta oito elétrons na sua camada mais externa.

Essa teoria é aplicada principalmente para os elementos representativos (família A), sendo que os elementos de transição (família B) não seguem obrigatoriamente esse modelo. Embora existam muitas exceções a essa regra, ela continua sendo utilizada por se prestar muito bem como introdução ao conceito de ligação química e por explicar a formação da maioria das substâncias encontradas na natureza.

	Metais	Não metais	Semimetais	Hidrogênio	Gases nobres
Tendência	perder elétrons	receber elétrons	receber elétrons	receber 1 (um) elétron	não perder nem receber elétrons

Ligação iônica

Como o próprio nome indica, a ligação iônica ocorre entre íons, positivos (cátions) e negativos (ânions), e é caracterizada pela existência de forças de atração eletrostática entre os íons.

A ligação iônica ocorre, então, entre elementos que apresentam tendências opostas, ou seja, é necessário que um dos átomos participantes da ligação possua a tendência de perder elétrons enquanto o outro, a de receber elétrons.

Na maioria das vezes, os átomos que perdem elétrons são os metais das famílias IA, IIA e IIIA e os átomos que recebem elétrons são os ametais das famílias VA, VIA e VIIA. O hidrogênio ($Z = 1$) apresenta, na sua primeira e única camada, um elétron, atingindo a estabilidade, nesse tipo de ligação, ao receber mais um elétron.

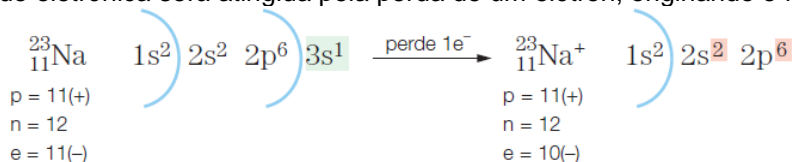
Esquemáticamente, a ligação iônica entre os átomos A e B, genéricos, pode ser assim representada:

	A $\xrightarrow{e^-}$ B	
Tendência	ceder elétrons	receber elétrons
Classificação	metais	ametais semimetais hidrogênio
Interação	cátions	ânions

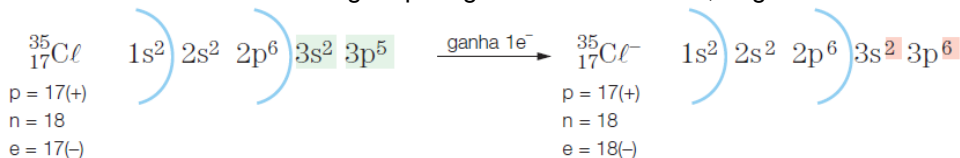
← atração eletrostática →

O exemplo mais representativo de uma ligação iônica é a formação do sal de cozinha (cloreto de sódio) a partir de átomos de sódio (Na) e de cloro (Cl).

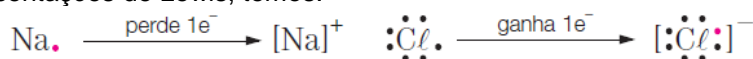
O átomo de sódio (Na) não é estável pela Teoria do Octeto, pois apresenta um elétron na camada de valência. Sua estabilidade eletrônica será atingida pela perda de um elétron, originando o íon Na⁺. Observe:



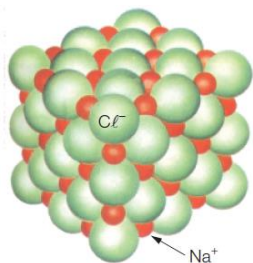
O átomo de cloro (Cl) não é estável pela Teoria do Octeto, pois apresenta sete elétrons na camada de valência. Sua estabilidade eletrônica será atingida pelo ganho de um elétron, originando o íon Cl⁻. Observe:



Usando as representações de Lewis, temos:



Após a formação dos íons (Na⁺ e Cl⁻) eletronicamente estáveis, ocorre uma interação eletrostática (cargas com sinal contrário se atraem):

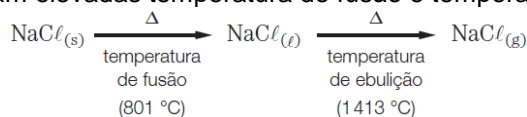


Os compostos assim formados são denominados compostos iônicos. Constituem estruturas eletricamente neutras. A interação entre os íons produz aglomerados com forma geométrica definida, denominados retículos cristalinos, característicos dos sólidos.

Ao lado, representação de retículo de NaCl — visão "microscópica". O cloreto de sódio, assim como todo composto iônico, é formado por um aglomerado de cátions e ânions.

A existência do retículo iônico determina as principais características desses compostos:

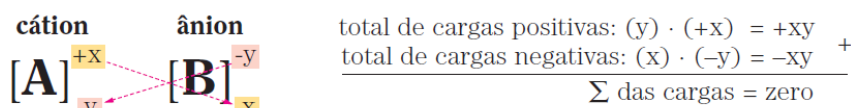
- Como apresentam forma definida, são sólidos nas condições ambientes (temperatura de 25 °C e pressão de 1 atm).
- Os compostos iônicos apresentam elevadas temperatura de fusão e temperatura de ebulição.



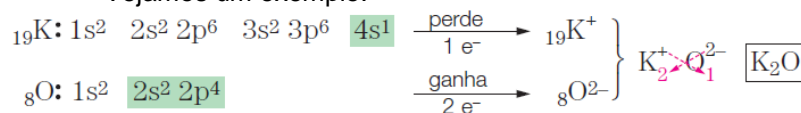
- Quando submetidos a impacto, quebram facilmente, produzindo faces planas; são, portanto, duros e quebradiços.
- Apresentam condutibilidade elétrica quando dissolvidos em água ou quando puros no estado líquido (fundidos), devido à existência de íons com liberdade de movimento, que podem ser atraídos pelos eletrodos, fechando o circuito elétrico.
- Seu melhor solvente é a água.

Determinação das fórmulas dos compostos iônicos

A fórmula correta de um composto iônico é aquela que mostra a mínima proporção entre os átomos que se ligam, de modo que se forme um sistema eletricamente neutro. Para que isso ocorra, é necessário que o número de elétrons cedidos pelos átomos de um elemento seja igual ao número de elétrons recebidos pelos átomos do outro elemento. Há uma maneira prática, portanto rápida, de determinar a quantidade necessária de cada íon para escrever a fórmula iônica correta:



Vejamus um exemplo:



Ligação covalente

Esse tipo de ligação ocorre quando os átomos envolvidos tendem a receber elétrons. Como é impossível que todos os átomos recebam elétrons sem ceder nenhum, eles compartilham seus elétrons, formando pares eletrônicos. Cada par eletrônico é constituído por um elétron de cada átomo e pertence simultaneamente aos dois átomos. Como não ocorre ganho nem perda de elétrons, formam-se estruturas eletricamente neutras, de grandeza limitada, denominadas moléculas. Por esse motivo, essa ligação também é denominada molecular.

Esquemáticamente, a ligação covalente pode ser assim representada:

Átomos	A	B
Tendência	receber elétrons	receber elétrons
Classificação	hidrogênio, ametais, semimetais	hidrogênio, ametais, semimetais
Par de elétrons		

A Ligação covalente e a Tabela Periódica

A relação entre a posição na tabela e o número de ligações é indicada a seguir:

Elemento	Camada de valência	Quantidade de pares compartilhados	Possibilidades de ligação
família VIIA	7 elétrons	1	
família VIA	6 elétrons	2	
família VA	5 elétrons	3	
família IVA	4 elétrons	4	
hidrogênio	1 elétron	1	

A Ligação covalente e a propriedade de seus compostos

As propriedades das substâncias formadas por ligações covalentes são muito diferentes das propriedades dos átomos que as formam.

Quando as moléculas de uma substância são formadas por um número determinado de átomos, essas substâncias são denominadas moleculares. Em condições ambiente, as substâncias moleculares podem ser encontradas nos três estados físicos:

Substância	Fórmula	Estado físico (a 25 °C e 1 atm)
gás hidrogênio	H ₂	gasoso
água	H ₂ O	líquido
sacarose	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	sólido

As substâncias moleculares geralmente apresentam temperatura de fusão (TF) e temperatura de ebulição (TE) inferiores às das substâncias iônicas; quando puras, não conduzem corrente elétrica.

Quando a ligação covalente origina compostos com grande número de átomos — geralmente indeterminado —, forma estruturas identificadas como macromoléculas. Tais substâncias são denominadas covalentes; em condições ambiente são sólidas e apresentam elevadas TF e TE. Exemplos:

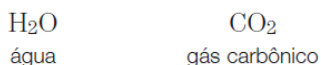
sílica — areia (SiO₂)_n
 grafita = C_{graf}; C_n
 diamante = C_{diam}; C_n

celulose (C₆H₁₀O₅)_n
 polietileno (C₂H₄)_n
 proteína

Fórmulas químicas

A representação do número e dos tipos de átomos que formam uma molécula é feita por uma fórmula química. Existem diferentes tipos de fórmulas: a molecular, a eletrônica e a estrutural plana.

a) Molecular: é a representação mais simples e indica apenas quantos átomos de cada elemento químico formam a molécula.



b) Eletrônica: também conhecida como fórmula de Lewis, esse tipo de fórmula mostra, além dos elementos e do número de átomos envolvidos, os elétrons da camada de valência de cada átomo e a formação dos pares eletrônicos.



c) Estrutural plana: também conhecida como fórmula estrutural de Couper, ela mostra as ligações entre os elementos, sendo cada par de elétrons entre dois átomos representado por um traço.



Perceba que mais de um par de elétrons pode ser compartilhado, formando-se, então, ligações simples, duplas e triplas. Veja as fórmulas de algumas moléculas simples:

Nome	Constituição	Fórmula molecular	Fórmula eletrônica	Fórmula estrutural plana	Tipos de ligação
gás hidrogênio	2 átomos de hidrogênio	H ₂	$\text{H} \text{---} \text{H}$	H — H	1 simples
gás oxigênio	2 átomos de oxigênio	O ₂	$\text{:}\overset{\cdot\cdot}{\text{O}}\text{:} \text{---} \overset{\cdot\cdot}{\text{O}}\text{:}$	O = O	1 dupla
gás nitrogênio	2 átomos de nitrogênio	N ₂	$\text{:}\overset{\cdot\cdot}{\text{N}}\text{:} \text{---} \overset{\cdot\cdot}{\text{N}}\text{:}$	N ≡ N	1 tripla
água	2 átomos de hidrogênio e 1 de oxigênio	H ₂ O	$\text{H} \text{---} \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}} \text{---} \text{H}$	H — O — H	2 simples
gás amônia	3 átomos de hidrogênio e 1 de nitrogênio	NH ₃	$\text{H} \text{---} \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{N}}} \text{---} \text{H}$ H	$\text{H} \text{---} \text{N} \text{---} \text{H}$ H	3 simples
gás metano	4 átomos de hidrogênio e 1 de carbono	CH ₄	$\text{H} \text{---} \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{C}}} \text{---} \text{H}$ H	$\text{H} \text{---} \text{C} \text{---} \text{H}$ H	4 simples

Ligação metálica

Algumas propriedades apresentadas pelos metais são muito diferentes das observadas em outras substâncias. A maioria dos metais é sólida à temperatura ambiente (25 °C) e apresenta cor prateada. As exceções são o mercúrio — único metal encontrado no estado líquido, cujo brilho característico é denominado **aspecto metálico** —, o cobre (Cu) e o ouro (Au), os quais apresentam, respectivamente, cor avermelhada e dourada. 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. Esses elétrons são provenientes da camada de valência dos respectivos átomos e não são atraídos por nenhum núcleo em particular: eles são deslocalizados. Esses elétrons ocupam o retículo cristalino do metal por inteiro e a liberdade que têm de se moverem através do cristal é responsável pelas propriedades que caracterizam os metais:

- condutibilidade — são excelentes condutores de corrente elétrica e de calor;
- maleabilidade — capacidade de produzir lâminas, chapas muito finas;
- ductibilidade — capacidade de produzir fios.

Com a aplicação de uma pressão adequada numa determinada região da superfície do metal, provocamos um deslizamento das camadas de átomos, produzindo lâminas ou fios.