



LIGAÇÕES QUÍMICAS

Introdução

Se um dia parássemos para analisar o número de substâncias diferentes que existem ao nosso redor, certamente, perderíamos as contas ou chegaríamos a alguns milhares. Imagine então, se transferíssemos essa idéia para a nossa casa, nosso bairro, cidade, país e finalmente, o universo. Teríamos números da ordem de milhões. Como pode então existir ao nosso redor tantas substâncias diferentes? Tudo na nossa vida possui algum elemento químico, e na maioria dos casos mais de um elemento químico para formar diversos objetos e substâncias. Isso só é possível graças as ligações químicas entre os átomos, e a partir de agora será o tópico abordado nesta aula.

Existem diferentes maneiras dos átomos se combinarem para formar algo. Esta combinação pode ser feita através do ganho ou perda de elétrons, compartilhamento de elétrons dos níveis de valência.

Alguns poucos elementos, como os gases nobres aparecem na forma de átomos isolados. Ao fazermos a distribuição eletrônica deles, constatamos que possuem oito elétrons na última camada de valência. Vale lembrar, que existe um elemento exceção, que é o hélio (He) que possui somente dois. A partir desta idéia proposta por Lewis e Kossel, todos os elementos tenderiam a ter oito elétrons na última camada de valência, como os gases nobres (por se apresentarem na forma gasosa em condições ambientais) e assim poderiam apresentar ganho, perda ou compartilhamento de elétrons, da maneira que o átomo ficasse estável. Essa idéia foi formalizada como a regra (ou teoria) do octeto.

Teoria do Octeto (ou regra)

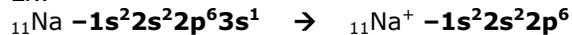
A maioria dos átomos adquire **estabilidade** eletrônica quando apresentarem **8 elétrons** na camada mais externa (**última camada de valência**). Essa estabilidade ocorre através da união entre diferentes átomos até atingir esta configuração. Alguns elementos são exceção a regra, por se apresentar **2 elétrons na última camada (H, He, Li)**. Essa teoria é válida para os elementos da família A e não para B.

Ligação Iônica ou Eletrovalente

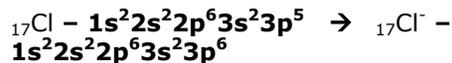
Ocorre entre íons positivos (**cátions**) e negativos (**ânions**) e é caracterizada pela força de **atração eletrostática** entre os íons ("cargas"). É a única

ligação em que ocorre a transferência definitiva de elétrons.

Ex:



Nota-se a **perda** de 1 elétron;



Nota-se o **ganho** de 1 elétron.

Nesse caso, os dois íons formados se junta para dar origem ao NaCl, o sal de cozinha.

Os Compostos Iônicos apresentam as seguintes propriedades:

- **são sólidos** à temperatura ambiente (25°C, 1atm);
- apresentam **elevado PF e PE** (devido aos **retículos cristalinos**);
- são **bons condutores de eletricidade quando dissolvidos em água** (melhor solvente para essas substâncias)
- a ligação iônica entre diferentes compostos apresenta uma diferença de eletronegatividade maior que 1,7.

Determinação das Fórmulas Iônicas:

Dado um **cátion A**, com carga **+x** e um **ânion B**, com carga **-y**; a fórmula iônica do composto gerado por A e B será **A_yB_x**. Dessa forma podemos ver que o somatório das cargas deve ser nulo.

Pergunta: Qual é a fórmula iônica do composto formado pelo Al⁺³ e o S⁻²?

Desafio: Com base na regra do octeto e na tabela periódica tente prever a fórmula iônica do composto formado por Ba e Br.

CUIDADO

Como o hidrogênio apresenta somente um elétron, e não ser considerado metal alcalino, para ele ficar com eletrosfera idêntica a do gás nobre, necessita então ganhar mais um elétron. Assim, somente, nesse caso, o hidrogênio realiza ligação iônica e apresenta carga negativa por ter tendência de receber elétrons, assim como os elementos da família 7A. Exemplos de alguns compostos de hidrogênio que apresenta esse comportamento são: NaH, CaH₂, AlH₃.

Ligação Covalente ou Molecular

Um segundo modelo de ligação química é a ligação covalente. De acordo com o seu mecanismo, não existe a formação de íons, mas o compartilhamento

de elétrons entre os participantes da ligação. Não apresentam ganho nem perda de elétrons. As estruturas formadas após a ligação são chamadas de moléculas, permitindo assim chamar a ligação de molecular. Esta relacionada à distorção da nuvem eletrônica que é resultado da diferença de eletronegatividade entre os átomos que compõem a molécula

A→B

Nesse caso então, como A está estável eletronicamente, ele compartilha dois elétrons com B para se estabilizar.

Características:

- não há formação de íons;
- compartilhamento de elétrons;
- formação de **pares eletrônicos**;
- geralmente também buscam a regra do octeto, mas nem todos apresentam essa característica;
- em geral apresentam PE e PF mais baixos do que os compostos iônicos;
- os ligantes podem ser hidrogênio, ametais e semimetais.
- a diferença de eletronegatividade entre os diferentes compostos é menor que 1,7.
- as substâncias ligantes podem ser sólidas, líquidas ou gasosas.
- podem formar ligações simples, dupla ou tripla. As duplas e triplas representam uma única nuvem eletrônica.

Existem casos onde a regra do octeto não é válida, como nos casos do BF_3 , BeF_2 , AlCl_3 , com menos de 8 elétrons na última camada e NO , PCl_5 , SF_6 , com mais de oito elétrons na última camada. Esses casos são conhecidos como expansão da regra do octeto.

Em resumo, utilizando a regra do octeto temos o seguinte comportamento dos átomos, ao olharmos para a Tabela Periódica.

Família	1A	4A	5A	6A	7A
Elétrons na última camada	1	4	5	6	7
Ligações covalente	1	4	3	2	1
Ligações dativa	0	0	1	2	3

OBSERVAÇÃO: Quando um dos átomos entra com dois elétrons para compartilhar e o outro com nenhum, dizemos que a ligação é covalente coordenada ou dativa, representada por uma seta ou um traço.

Porém devemos atentar que a ligação dativa não existe, ela é um modelo de representação das ligações presentes nas moléculas.

Exemplo de ligação dativa

Átomos	
A	B
Estável	Necessita de 2 elétrons

Ligação Metálica

A ligação metálica não obedece à regra do octeto. São misturas sólidas de dois ou mais elementos, sendo a totalidade, ou pelo menos a maior parte dos átomos presentes, de elementos metálicos. Dentre os diferentes tipos de ligações existentes, a metálica é a mais forte. Dentre os exemplos de ligações metálicas, podemos citar:

- Ouro 18 quilates que é uma liga de ouro e cobre;
- Bronze que é uma liga de cobre e estanho;
- Latão que é uma liga de cobre e zinco;
- Aço que é uma liga de ferro com carbono;
- Liga leve que é uma liga de alumínio e magnésio.

Fórmulas Químicas

Após os átomos se ligarem para formar uma molécula, que é representada através de diferentes fórmulas químicas, que podem ser molecular, eletrônica e estrutural.

Fórmula Molecular

É a maneira mais simples de representar uma molécula, pois indica o número de átomos de cada elemento químico que compõe a molécula formada. Exemplo: CO_2 , H_2O , NH_3 e outros.

Fórmula de Lewis ou Eletrônica

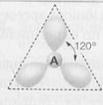
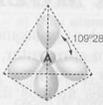
Além de mostrar os elementos e a quantidade de átomos envolvidos na formação de uma molécula, mostra também os elétrons da camada de valência de cada átomo e a formação dos pares eletrônicos.

Fórmula Estrutural Plana ou de Couper

Mostra as ligações entre os elementos, sendo cada par de elétrons entre dois átomos representados por um traço. Exemplo: H-O-H , O=C=O , etc.

Geometria Molecular

Como as moléculas são formadas pela união de átomos proveniente das ligações covalentes, podem apresentar números diferentes na composição. A disposição espacial dos núcleos desses átomos gera forma geométrica diferenciadas de formatação.

Nº de nuvens ao redor do átomo central (A)	Fórmula eletrônica	Orientação das nuvens	Disposição dos ligantes	Geometria molecular
2	$\text{O} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{C} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{O}$ $\text{H} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{C} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{N}$		$\text{O} = \text{C} = \text{O}$ $\text{H} - \text{C} \equiv \text{N}$	sempre linear
3 átomo A no centro de um triângulo	$\text{O} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{S} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{O}$ $\text{O} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{S} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{O}$		$\text{O} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{S} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{O}$ $\text{O} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{S} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{O}$	angular trigonal
4 átomo A no centro de um tetraedro	$\text{H} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{O} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{H}$ $\text{H} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{N} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{H}$ $\text{H} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{C} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{H}$		$\text{H} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{O} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{H}$ $\text{H} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{N} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{H}$ $\text{H} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{C} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \text{H}$	angular piramidal tetraédrica

Forças Intermoleculares

Polaridade das Ligações

Ligações Iônicas: Polarização máxima (presença de dois polos ---- positivo e negativo). Toda ligação iônica é polar.

Ligações Covalentes: Relacionada à distorção da nuvem eletrônica que é resultado da diferença de eletronegatividade entre os átomos que compõem a molécula. As ligações covalentes são apolares.

Polaridade das Ligações: Quanto maior for a diferença de eletronegatividade, maior será a polarização da ligação.

Ligação covalente apolar < Ligação covalente polar < ligação iônica

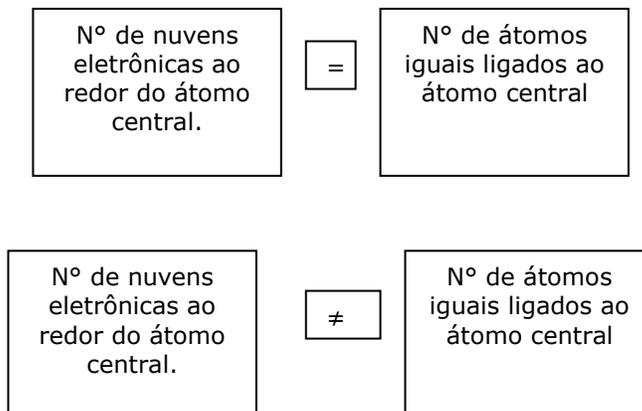
Momento de Dipolo Elétrico: vetor que aponta para o elemento mais eletronegativo da ligação.

Polaridade das Moléculas: Somam-se, vetorialmente, todos os momentos de dipolo e analisa-se o resultado. A molécula só será apolar se o momento dipolar resultante for igual a zero.

Lembrete: como se trata de uma soma vetorial, deve-se levar em consideração, além da eletronegatividade, a geometria espacial da molécula.

Macete:

Molécula Apolar (igual)



Molécula Polar (diferente)

Observação: Moléculas diatômicas formadas por átomos iguais são sempre apolares. Moléculas diatômicas formadas por átomos diferentes são sempre polares. Moléculas diatômicas formadas por átomos diferentes são sempre polares.

FORÇAS INTERMOLECULARES E ESTADO FÍSICO

Vimos na física que a água, quando no estado sólido, apresenta suas moléculas muito próximas umas das outras; no gasoso, muito afastadas; correspondendo ao estado líquido a um grau de afastamento moderado entre as moléculas.

Na física foi visto a influência da temperatura (e, de certa forma, da pressão) no estado físico das substâncias.

Na química, iremos ver que a proximidade e o afastamento entre as moléculas dependem também de uma outra variável: as **Forças Intermoleculares**.

Enquanto na física víamos como temperatura e pressão influenciam determinada substância, **na química iremos ver como diferentes substâncias se comportam mediante mesmas condições de temperatura e pressão**.

Em outras palavras, iremos mostrar por que uma substância, como por exemplo, o sal (ou o açúcar), é sólida enquanto a água é líquida.

Dipolo Induzido: ocorre em moléculas apolares e é a mais fraca das forças intermoleculares.

Dipolo permanente ou Dipolo-Dipolo: característico de moléculas polares.

Ligação (Pontes) de Hidrogênio: caso particular de dipolo permanente. Sua força é gigantesca. Ocorre quando a diferença de eletronegatividade é muito grande. Caso da interação entre Hidrogênio com os átomos de Flúor, Oxigênio e Nitrogênio (H – F, O, N).

Exemplo: química orgânica: Ácidos, Álcoois e Aminas.

Observação: As forças possuem um caráter acumulativo podendo uma **mesma molécula** apresentar os **três** tipos de **interações intermoleculares**.

Forças Intermoleculares e Pontos de Fusão e Ebulição

Quanto maior a intensidade de interação, maior seu PF e seu PE.

Quanto maior o tamanho da molécula, maior seu PF e seu PE.