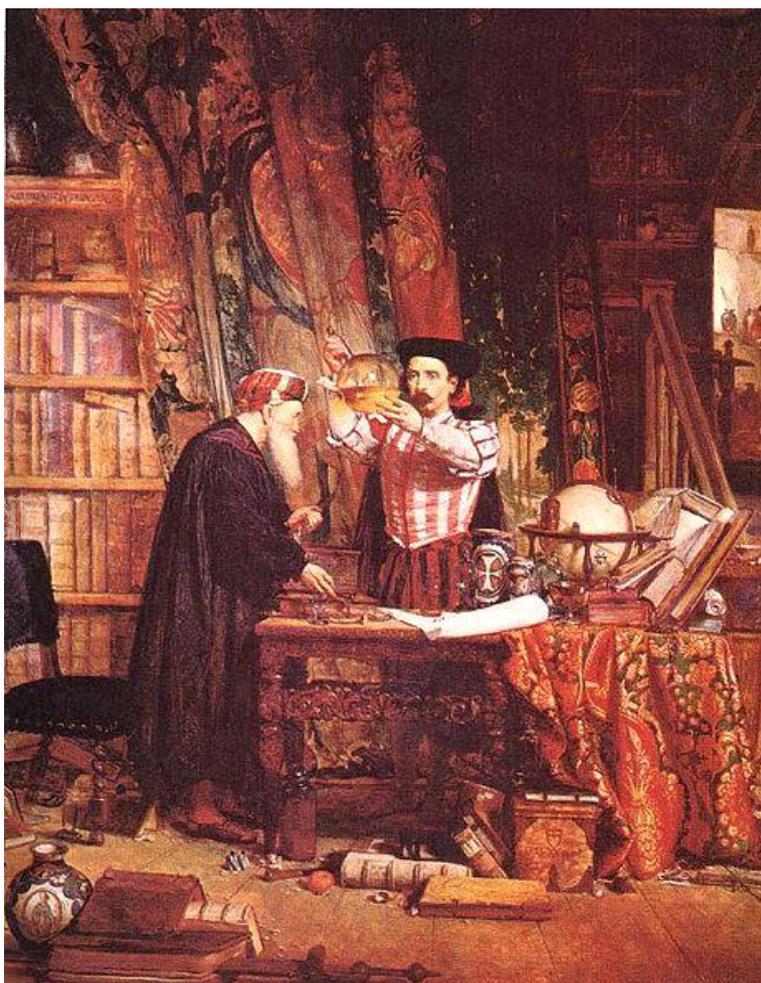


Linguagem química – símbolos, fórmulas e equações

Histórico: representação antiga dos elementos

A Química, enquanto ciência, originou-se de um passado misterioso. Um grupo de místicos passou a investigar os segredos da matéria, visando atingir um estado de evolução espiritual que lhes permitisse manipular os elementos e transformá-los ou “transmutá-los” em outros. Eram os **alquimistas**.

Os registros históricos não nos dão certeza de quando e onde, exatamente, os alquimistas surgiram. Mas é certo que suas atividades, durante a Idade Média, influenciaram o surgimento da Ciência, séculos depois.



“O alquimista”, pintura de William Fettes Douglas (1822 – 1891)

Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:William_Fettes_Douglas_-_The_Alchemist.jpg Acesso: 20.12.2013

Os alquimistas acreditavam na Teoria dos Quatro Elementos: água, terra, fogo e ar. E, uma vez que a matéria seria formada pela mistura desses elementos, seria possível transformar qualquer matéria ou substância em outras quaisquer. Como o ouro representava para eles o máximo da perfeição da alma humana, os alquimistas supunham que, se atingissem um alto grau de pureza espiritual, conseguiriam também transformar em ouro os metais comuns, como o chumbo. Mas, para concretizar essas transformações na prática, teriam, antes, que sintetizar a poderosa “pedra filosofal”. Com essa pedra também seria possível formular o “elixir da longa vida”, que daria a vida eterna a quem o ingerisse. Naquele tempo, até mesmo para os grandes nomes da Ciência, era muito difícil separar o conhecimento lógico-científico das crenças filosóficas e religiosas.

Hoje sabe-se que os elementos não são apenas “água, terra, fogo e ar”. A Tabela Periódica contém mais de uma centena de elementos, como hidrogênio, hélio, sódio, enxofre, cloro, ferro, prata, ouro, urânio etc. Atualmente a palavra “elemento” se refere aos “tipos de átomo”, que se diferenciam uns dos outros pelo “número atômico” (Z), que é o mesmo que “número de prótons” contidos no núcleo do átomo. Assim, todo átomo de hidrogênio possui apenas um próton, todo hélio possui dois prótons, todo ferro possui 26 prótons, todo urânio possui 92 prótons etc.

Mas mesmo átomos do mesmo elemento químico podem ser diferentes, quanto ao número de nêutrons e quanto ao número de elétrons. Por exemplo, existem dois tipos de carbono principais: o carbono-12 e o carbono-14, todos com seis prótons, mas com seis e oito nêutrons, respectivamente. Átomos do mesmo elemento também podem estar em diferentes níveis de oxidação; ou seja, com diferentes números de elétrons. Sendo assim, há muito mais variedade de átomos do que a centena de elementos que se encontram organizados nos quadrinhos da Tabela Periódica.

1 - Representando átomos

Átomos neutros – símbolos, número atômico e número de massa

O **símbolo** de um elemento químico tem uma ou duas letras, sendo a primeira sempre maiúscula e a segunda sempre minúscula. Essas letras são obtidas a partir da primeira ou das duas primeiras letras do nome do elemento, em latim. Se houver coincidência dessas letras, são utilizadas outras letras do nome para compor o símbolo, junto com a primeira. Por exemplo, é muito comum confundir magnésio (Mg) com manganês (Mn), que têm as duas primeiras letras do nome iguais; então, as terceiras letras foram usadas para compor os símbolos.

Como o português é uma língua latina, diversos elementos possuem o símbolo com a letra do nome em português, como hidrogênio (H), oxigênio (O), ferro (Fe) etc. Mas alguns nomes de elementos, em latim, diferem do nome em português, como o enxofre (S, *sulfur*), chumbo (Pb, *plumbum*), sódio (Na, *natrium*), potássio (K, *kalium*), cobre (Cu, *cuprum*), antimônio (Sb, *stibium*) e alguns outros.

Elemento	Símbolo	Nome em Latim
Antimônio	Sb	Stibium
Cobre	Cu	Cuprum
Ouro	Au	Aurum
Ferro	Fe	Ferrum
Chumbo	Pb	Plumbum
Mercúrio	Hg	Hydragyrum
Potássio	K	Kalium
Prata	Ag	Argentum
Sódio	Na	Natrium
Estanho	Sn	Stannum
Tungstênio	W	Wolfram

O **número atômico** (Z) é o **número de prótons** e pode ser considerado como “número de identidade” do elemento químico, pois ele determina o **nome** e o **símbolo** do elemento, bem como sua localização na Tabela Periódica. Aliás, o número atômico é o número do quadrinho onde está localizado o elemento na Tabela.



A convenção estabelece que o número atômico seja representado abaixo (subscrito) e à esquerda do símbolo.

O **número de massa** (A) é o total de prótons e nêutrons. E é chamado assim porque essas são as partículas que possuem massa significativa em um átomo. O número de massa é representado acima (sobrescrito) e à esquerda do símbolo, sendo que pode ser representado também à direita.



Mas, para não ser confundido com a carga elétrica - que também é representada à direita, o mais recomendado é representá-lo à esquerda, como nos exemplos acima. Além disso, a representação à esquerda facilita o cálculo do número de nêutrons, sendo mais fácil visualizar a subtração do número atômico (Z), acima, do número de massa (A), abaixo.



$$23 - 11 = 12 \text{ nêutrons}$$

$$56 - 26 = 30 \text{ nêutrons}$$

Isótopos – número de massa e número de nêutrons

Átomos do mesmo elemento não precisam ser idênticos, nem mesmo em seus núcleos. Números de nêutrons diferentes podem originar átomos mais leves ou mais pesados, com as mesmas propriedades químicas, já que essas propriedades dependem do número de elétrons de valência e da interação desse número com a **carga nuclear** (prótons).

Um dos exemplos mais importantes de isótopos são o carbono-12 e o carbono-14; e os hidrogênio-1, hidrogênio-2 e hidrogênio-3.



$$12 - 6 = 6 \text{ nêutrons}$$

$$14 - 6 = 8 \text{ nêutrons}$$



$$1 - 1 = 0 \text{ nêutron}$$

$$2 - 1 = 1 \text{ nêutron}$$

$$3 - 1 = 2 \text{ nêutrons}$$

O isótopo mais comum do hidrogênio é o de massa 1, que não contém nêutrons, enquanto o isótopo do carbono mais comum é o de massa 12, com seis nêutrons.

Íons monoatômicos - carga elétrica, prótons e elétrons

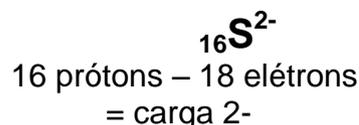
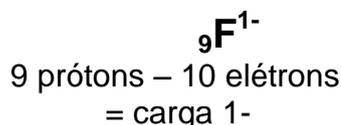
A carga elétrica é a diferença entre o número de prótons e o número de elétrons e é sempre representada acima (sobrescrita) à direita do símbolo.



$$11 \text{ prótons} - 10 \text{ elétrons} \\ = \text{carga } 1+$$



$$20 \text{ prótons} - 18 \text{ elétrons} \\ = \text{carga } 2+$$

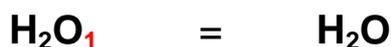


Para saber o número de elétrons, basta considerar também o número de prótons. Se a carga for negativa, significa que o átomo ganhou aquele número de elétrons; e o número absoluto da carga, somado ao número de prótons, é o número total de elétrons do ânion. Se a carga for positiva, significa que o átomo perdeu aquele número de elétrons; e o número absoluto da carga, subtraído do número de prótons, é o número total de elétrons do cátion.

2 - Representando grupos de átomos

Representando moléculas – fórmulas moleculares

As moléculas costumam ser representadas de várias formas, dependendo do que se quer demonstrar. As **fórmulas moleculares** contêm apenas os símbolos dos elementos e o respectivo **índice**, que é o número de átomos daquele elemento, presentes na molécula. O elemento mais eletronegativo (maior tendência de ganhar elétrons) fica, geralmente, à direita. Quando o **índice é um**, ele não aparece na fórmula.



A fórmula molecular da água tem índice um para o oxigênio (H_2O_1), mas ele não aparece, sendo usado, simplesmente, H_2O . O oxigênio, mais eletronegativo, é representado à direita.

Representando moléculas – fórmulas eletrônicas e estruturais

Como são formadas por ligações covalentes (que são compartilhamento de pares de elétrons), os elétrons compartilhados são representados por pontos, aos pares ao redor do símbolo, incluindo os demais elétrons de valência que não estejam sendo compartilhados. São as chamadas **fórmulas eletrônicas**. Para representar as moléculas de forma a destacar sua geometria, são usados traços para representar as ligações covalentes. Cada traço representa um par de elétrons compartilhado entre dois átomos. São as **fórmulas estruturais**.



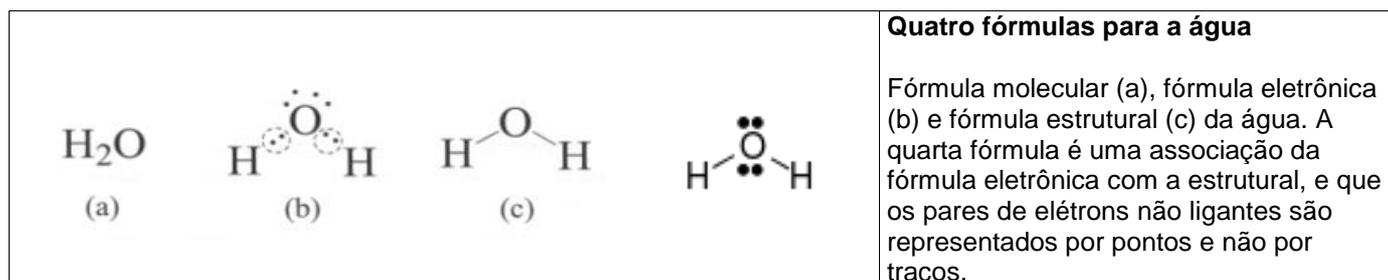
Fórmula eletrônica e fórmula estrutural para a molécula de gás carbônico (CO_2)

As fórmulas eletrônicas apresentam os elétrons de valência de cada átomo, como pontos. As ligações covalentes estão representadas por pares de pontos ou por traços entre os átomos ligados, na fórmula eletrônica e estrutural, respectivamente. No caso do gás carbônico, são dois pares de elétrons compartilhados entre o carbono e os oxigênios (ligações duplas), por isso representadas por dois traços para cada lado.

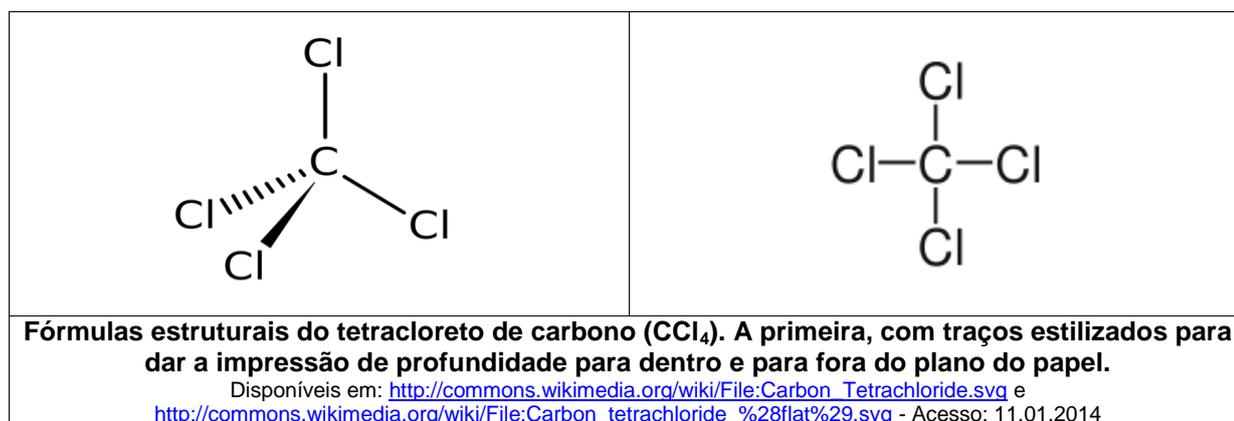
Disponíveis em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Octeto_CO2.jpg e <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:CO2.png>

Acesso: 10.01.2014

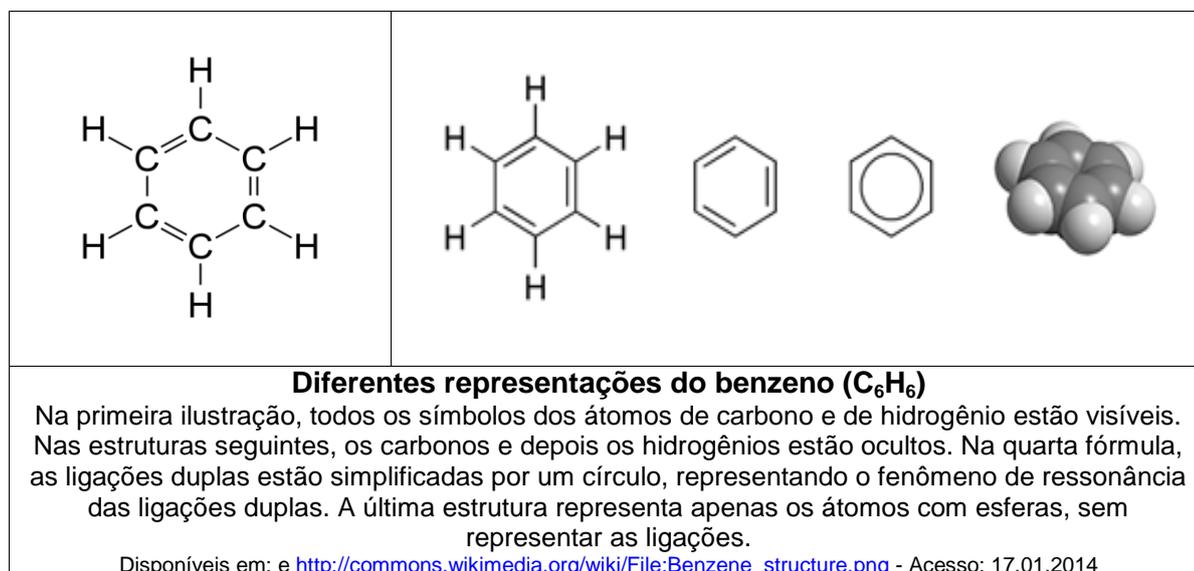
Os pares de elétrons “não ligantes” podem estar representados na estrutura, associados aos traços (elétrons ligantes).

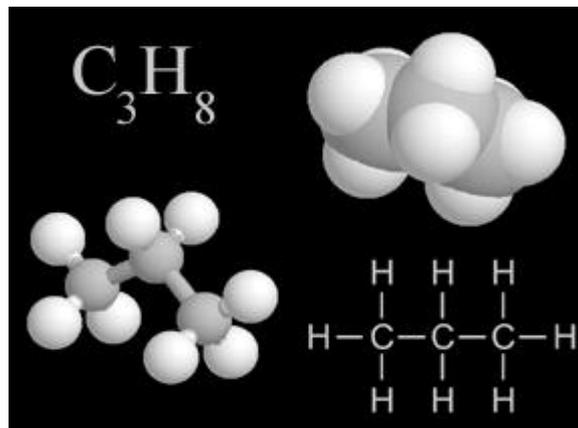


Para melhor representar a geometria espacial de algumas moléculas, costuma-se usar também traços de largura variável para dar a impressão de profundidade.



Nas representações das substâncias orgânicas, os átomos podem ficar “ocultos” nas fórmulas estruturais, em especial os hidrogênios e carbonos, que são os mais abundantes nessas substâncias.





Quatro representações diferentes para o gás propano, presente no gás de cozinha ou gás liquefeito de petróleo (GLP).

Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:C3h8_molecule_sm.gif Acesso: 11.01.2014

Íons compostos

Existem importantes íons (cátions e ânions) formados por mais de um átomo, conectados por ligações covalentes. São geralmente ânions, em que há total de elétrons maior que o total dos prótons, como, por exemplo, o sulfato (SO₄²⁻), carbonato (CO₃²⁻), bicarbonato (HCO₃¹⁻), hipoclorito (ClO¹⁻), clorito (ClO₂¹⁻), clorato (ClO₃¹⁻), perclorato (ClO₄¹⁻), nitrato (NO₃¹⁻) e vários outros. A carga do íon composto é representada sempre à direita, sobrescrita, como nos íons monoatômicos.

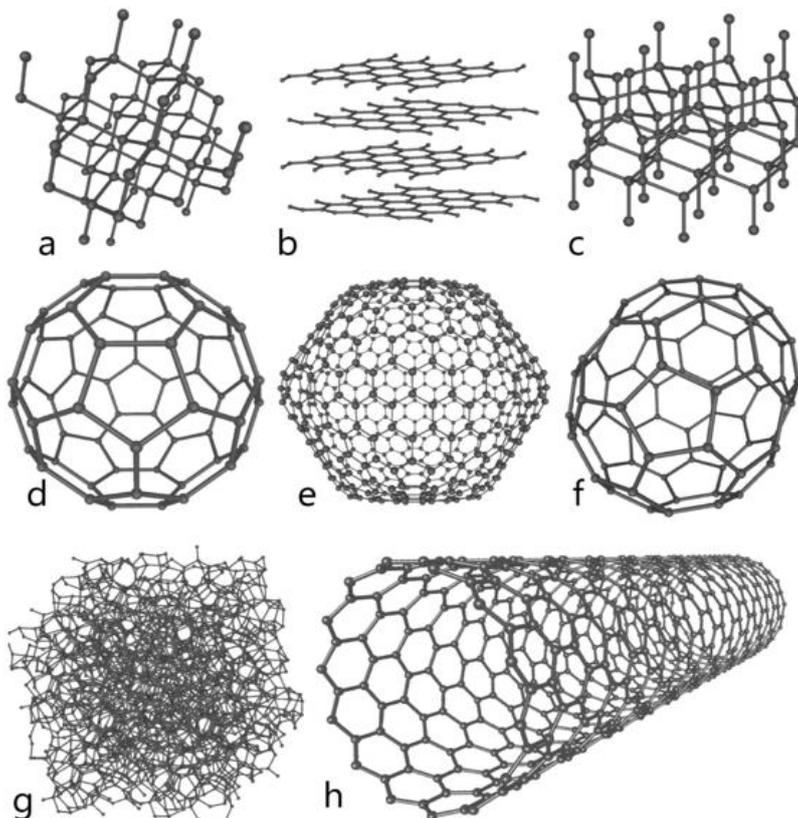
Íons-fórmula

Mas as substâncias iônicas não são formadas apenas por ânions. Sempre há cátions e ânions que se atraem pela diferença de cargas. Nas fórmulas, também chamadas íons-fórmulas, não se usa representar as cargas elétricas; apenas os índices (exceto quando for valor um) de cada íon.

O cloreto de sódio ou sal de cozinha, NaCl, é formado por proporções iguais dos íons Na¹⁺ e Cl¹⁻, mas as cargas não aparecem na fórmula. O carbonato de cálcio, CaCO₃, é formado por proporções iguais de Ca²⁺ e CO₃²⁻. O sulfato de alumínio, Al₂(SO₄)₃, é formado pela proporção de dois íons, Al³⁺, para cada três íons, SO₄²⁻, sendo que os índices 2 e 3 no alumínio e no íon sulfato, respectivamente, indicam essa proporção. Mas, novamente, as cargas elétricas não estão presentes na fórmula.

Sólidos covalentes

Os sólidos covalentes são substâncias cujos átomos estão ligados por ligações covalentes, mas que não formam grupos definidos de átomos (moléculas). Na verdade, um pedaço de sólido tem todos os átomos ligados, como se fosse uma molécula “gigante”, que alguns autores chamam de “macromolécula”. Os exemplos mais conhecidos são o diamante, o grafite e a areia. Os dois primeiros são formados por carbono puro, mas de geometrias diferentes; sendo o diamante constituído de carbonos tetraédricos e o grafite, de carbonos trigonais planos. A areia ou sílica tem fórmula SiO₂, mas isso significa apenas a proporção entre os átomos de silício e de oxigênio, e não uma molécula de três átomos como pode parecer.



Diferentes formas alotrópicas do carbono, sendo as principais o diamante (a) e o grafite (b). As formas “d”, “e” e “f” são de moléculas de número de carbonos definidos, sendo a mais conhecida o fullereno (C₆₀), com 60 carbonos. A ilustração “h” é um nanotubo fabricado artificialmente.

Disponível em:

http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Eight_Allotropes_of_Carbon.png - Acesso: 11.01.2014

Assim, como não há um número definido de átomos em cada “pedaço” de diamante, por exemplo, **não se pode usar nenhum número como índice**, na fórmula. As representações corretas são:

C_(grafite)	Representando o carbono, na forma alotrópica de grafite.
C_(diamante)	Representando o carbono, na forma alotrópica de diamante.
SiO₂ (s)	Representando a areia ou sílica, no estado sólido (s).

Metais

Os metais são formados por átomos neutros e são assim representados. Na verdade, consideramos que estão neutros porque os elétrons de valência não foram perdidos. Mas, se aprofundarmos nas explicações teóricas da ligação metálica, veremos que esses elétrons saem do átomo, sim; mas permanecem no objeto metálico, formando o que muitos autores chamam de “nuvem eletrônica”. Como esses elétrons estão soltos, percorrendo todo o objeto metálico, este se torna bom condutor de eletricidade, dentre outras propriedades importantes dos metais.

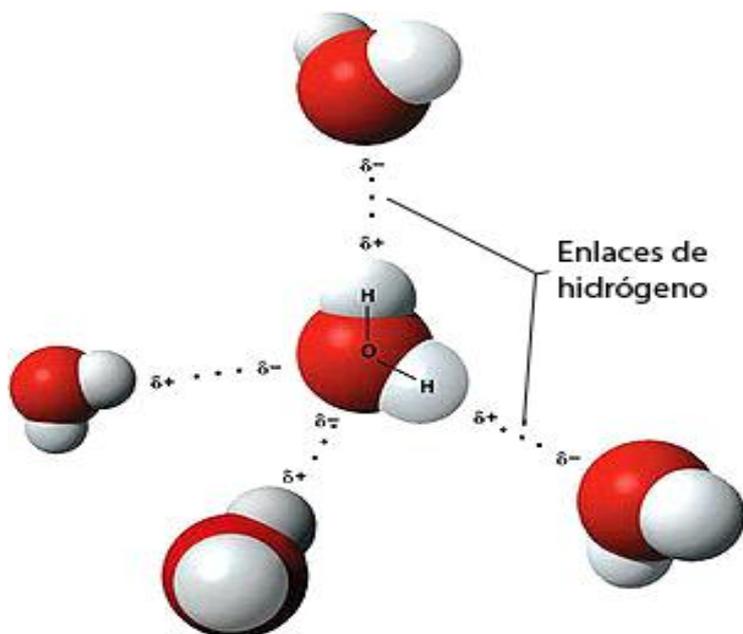
Podemos representar um metal puro de várias formas:



A primeira representação destaca que se trata de um número (n) muito grande de átomos de ferro formando a substância. A segunda representação destaca a carga total neutra. A terceira pode ser confundida com a representação de um único átomo de ferro. A quarta destaca o estado físico (“s” = sólido) do metal, certamente formado por vários átomos. A quinta associa a segunda e a quarta representações. Mas **nunca podemos usar índices para os metais**, como Fe₂ ou Fe₃ ou até Fe₁₀₀, porque eles não são formados por moléculas, com um número definido de átomos.

Forças intermoleculares

Para não confundir com a representação das ligações covalentes, não se pode representar as forças entre moléculas por traços. O mais usado é representar essas forças por meio de linhas pontilhadas.



“Ligações de hidrogênio” entre moléculas de água, representadas por linhas pontilhadas. Os polos positivos das moléculas atraem os polos negativos das moléculas vizinhas e vice-versa, desde que a substância esteja no estado sólido ou líquido. No estado gasoso, a distância entre as moléculas não permite que existam essas forças com intensidade significativa.

Disponível em:

<http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Moleculah20.jpg> Acesso:

11.01.2014

3 - Representando transformações – as equações químicas

Para representar reações ou transformações químicas, utilizamos as **equações químicas**. Elas sempre estão divididas em dois “termos” ou “membros”, divididos por uma seta: os reagentes (substâncias presentes no sistema, antes da reação) e produtos (substâncias formadas no decorrer da reação).



Se a reação é reversível e a reação direta entra em equilíbrio com a reação inversa, usa-se separar os membros da equação por uma seta dupla.



Balanceamento: coeficientes e índices, conservando os átomos

Toda equação química precisa estar balanceada. Isso significa que o número de átomos, antes e depois da reação, precisa ser o mesmo, já que uma reação não destrói átomos nem faz surgir novos átomos.

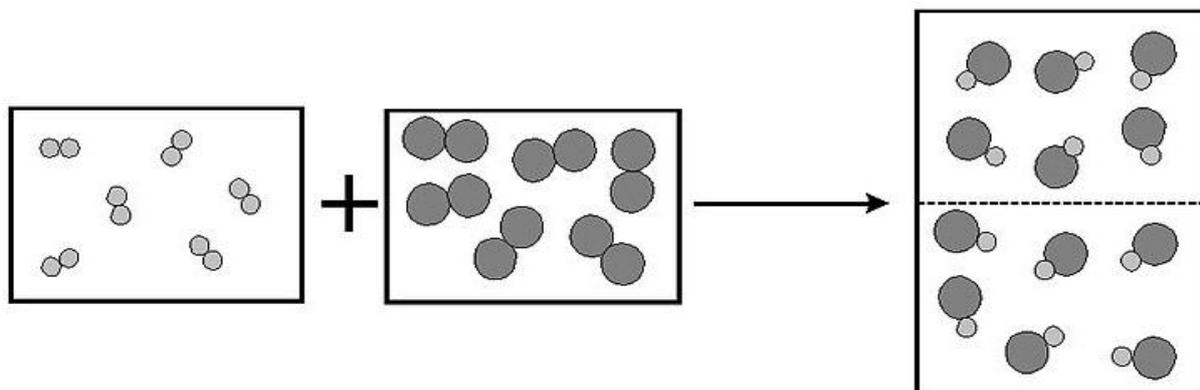
Para balancear uma equação, precisamos multiplicar as fórmulas das substâncias por um número chamado COEFICIENTE. Esse número não pertence às fórmulas das substâncias, como os ÍNDICES, mas sim à equação.

Por exemplo, na fórmula da água, H_2O , o **índice** 2 representa o número de hidrogênios e pertence à fórmula, bem como o **índice** 1 para o hidrogênio, cujo valor não se usa representar. Mas, para representar mais de uma molécula, usamos **coeficientes**:

2 H_2O	3 H_2O	75 H_2O
índice 2 para o hidrogênio	índice 2 para o hidrogênio	índice 2 para o hidrogênio
índice 1 para o oxigênio	índice 1 para o oxigênio	índice 1 para o oxigênio
coeficiente 2 2 moléculas de água ou 2 mols de água	coeficiente 3 3 moléculas de água ou 3 mols de água	coeficiente 75 75 moléculas de água ou 75 mols de água

Os **coeficientes** também podem significar o **número de mols** da substância. Na prática diária dos químicos, não é possível trabalhar com uma ou duas moléculas apenas, pois são partículas extremamente pequenas. Para facilitar, existe o **mol**, que é um número fixo imenso, equivalente a $6,02 \cdot 10^{23}$ (602 sextilhões) de partículas, que podem ser moléculas, átomos, elétrons etc. A quantidade de mols obedece à mesma proporcionalidade do número de átomos e de moléculas representados pelos coeficientes.

EXEMPLO 1



Disponível em: <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Avogadro1.jpg> Acesso: 11.01.2014

Considerando os átomos pequenos como hidrogênios (H) e os átomos grandes como cloros (Cl), temos seis moléculas de H_2 e seis moléculas de Cl_2 formando 12 moléculas de HCl (ácido clorídrico).



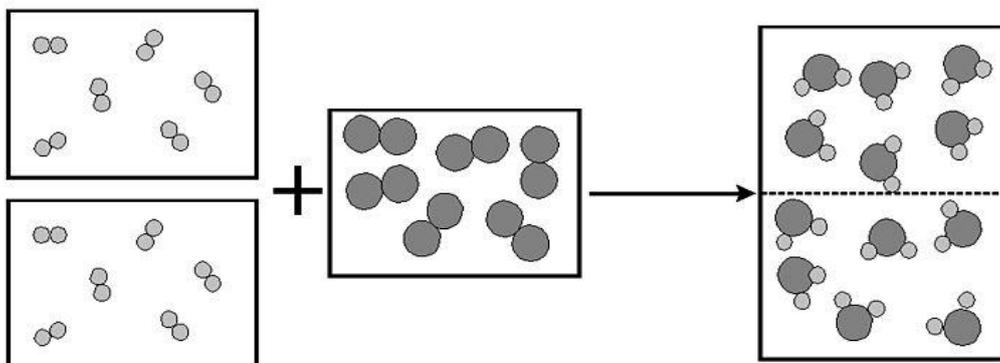
Geralmente são usados os menores números inteiros para os **coeficientes**. Então, dividindo por seis para simplificar, temos:



Mas, como os **coeficientes** de valor um não costumam ser representados e, oficialmente, devemos incluir entre parêntesis os estados físicos (gasoso, “g”) das substâncias, temos:



EXEMPLO 2



Disponível em: <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Avogadro2.jpg> Acesso: 11.01.2014

Considerando os átomos pequenos como hidrogênios (H) e os átomos grandes como oxigênios (O), temos doze moléculas de H₂ e seis moléculas de O₂, formando 12 moléculas de H₂O (água).



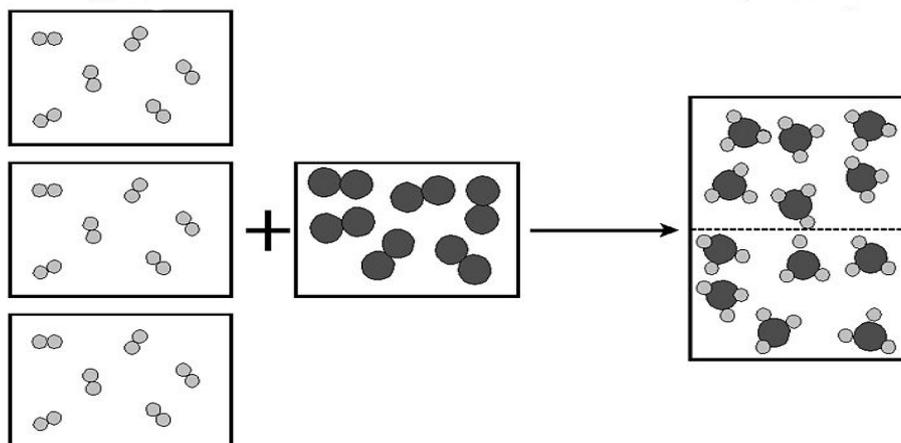
Dividindo por seis para simplificar, temos:



Retirando os **coeficientes** de valor um e incluindo os estados físicos, temos:



EXEMPLO 3



Disponível em: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Avogadro_4.jpg Acesso: 11.01.2014

Considerando os átomos pequenos como hidrogênios (H) e os átomos grandes como nitrogênios (N), temos dezoito moléculas de H₂ e seis moléculas de N₂ formando 12 moléculas de NH₃ (amônia).



Simplificando por seis, temos:



Retirando os **coeficientes** de valor um e incluindo os estados físicos, temos:



Conclusão

Multiplicando os índices de cada elemento pelos coeficientes antes das fórmulas em que aparecem, pode-se calcular o número de átomos que estão participando da reação.

Considerando o último exemplo, na equação final, logo acima, existem seis átomos de hidrogênio (3 x 2) na fórmula do gás hidrogênio (H₂). Da mesma forma, os mesmos seis átomos podem ser calculados na fórmula da amônia (NH₃), que tem coeficiente 2 e índice 3.

Estas são as regras básicas para se representar as fórmulas e as reações químicas.