

CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS

Química

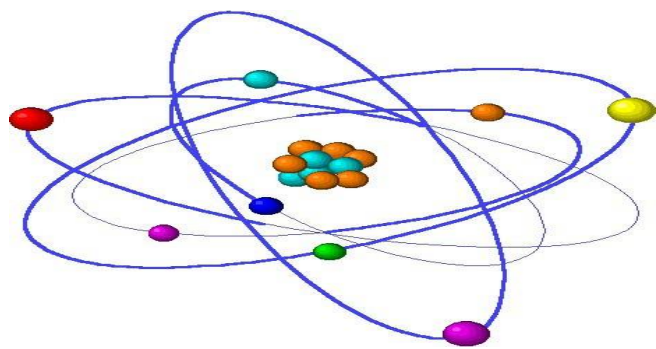
× ×
× ×

Ensino Médio
MÓDULO III

UNIDADE I

Caro Aluno

A Química é a ciência que estuda o comportamento da matéria e as suas transformações. Com o conhecimento do comportamento da matéria é possível fabricar materiais melhores através de transformações.



Por isso a química conquista um lugar central e essencial em todos os assuntos do conhecimento humano. Relacionam-se com outras ciências como a Biologia, Ciências Ambientais, Física, Medicina e Ciências da Saúde.

Tudo que existe é feito de substâncias: pedras, terra, água e árvores são feitas de substâncias assim como os insetos, passarinhos, animais, também são feitos de substâncias.

A Química é a ciência da matéria e, neste curso você vai compreender a Ciência Química como um processo de produção de conhecimento e uma atividade humana, histórica, associada á aspectos de ordem social, econômico, político e cultural. Reconhecendo aspectos químicos relevantes na interação individual e coletiva do ser como parte do ambiente.

A construção do conhecimento químico será realizada através da leitura dos textos, e do desenvolvimento de todas as atividades propostas. A utilização dos conceitos fundamentais é realizada com a linguagem própria dos químicos e, dessa forma, símbolos, fórmulas, equações químicas e o nome correto das substâncias são apresentados quando necessário e sempre utilizados no desenvolvimento do curso.

A resolução dos exercícios priorizará a aplicação dos conceitos aprendidos e essa abordagem exigirá de você aluno um trabalho intelectual que enfatizará o aspecto operativo do conhecimento, levando-o a fazer interpretações e comparações com mais facilidade.

Sempre que possível, será mostrado às implicações da utilização do conhecimento químico e da tecnologia nas nossas vidas, na sociedade e no ambiente.

O desenvolvimento da disciplina contará com a participação e assistência dos tutores que ficarão à disposição para auxiliá-los e tirar-lhes suas dúvidas.

Tenha um excelente estudo!

UNIDADE I**MASSA ATÔMICA**

Todos nós já subimos em uma balança para ver nosso “peso”. Note que peso está entre aspas porque o que vamos medir em uma balança é nossa massa, embora costumeiramente a chamemos de peso. O que poucos de nós fez foi parar para pensar de onde surgiu o grama. Por que minha massa é aproximadamente 80 quilogramas? Como isso foi quantificado? Todas as medidas de uma grandeza (massa, distância, temperatura) são feitas por comparação com uma grandeza padrão. Essa grandeza padrão é escolhida ou criada de acordo com algumas conveniências, principalmente a facilidade de ela ser reproduzida. Quando digo então que minha massa é de 80 kg, estou dizendo que minha massa corresponde a 80 vezes a massa adotada como padrão, no caso o quilograma. Quando digo que minha altura é de 1,80 m, estou dizendo que ela corresponde a 1,8 vezes o comprimento padrão, o metro. Um átomo, porém, é suficientemente pequeno para não poder ser visto, e também não pode ser colocado em uma balança. O que não é muito difícil é fazer a comparação entre átomos, saber quantas vezes um apresenta o peso do outro. Assim, se escolhermos um deles como padrão, teremos criado nossa própria escala de massa atômica.

Unidade de massa atômica

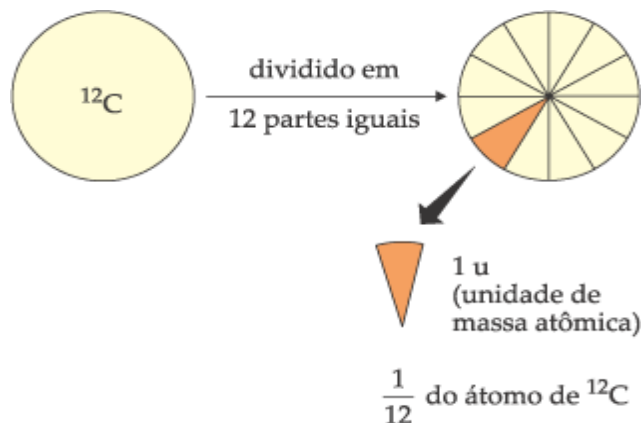
Na convenção da IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada) realizada em 1961, adotou-se como unidade padrão para massa atômica o equivalente a 1/12 da massa do isótopo 12 do elemento carbono. Por mais confuso que pareça, na verdade é simples. Dessa forma, a massa de um átomo, medida em unidades de massa atômica, corresponde a quantas vezes esse átomo é mais pesado que 1/12 do isótopo 12 do carbono. Só de curiosidade: 1u (unidade de massa atômica) corresponde a $1,66 \cdot 10^{-24}$ g, que equivale aproximadamente à massa de um próton ou de um nêutron.] A medida de uma grandeza é feita por comparação com uma grandeza padrão convenientemente escolhida. Desta forma, a medida de massa de um corpo é feita comparando-se a massa de um determinado corpo com a massa de um padrão adequadamente escolhido.

Para medir a massa do seu corpo, utiliza-se o quilograma (kg). Por exemplo, se você diz pesar 65 kg, isto significa que você é 65 vezes mais pesado que a unidade escolhida (1 kg).

O quilograma (kg) é uma unidade prática, mas nem sempre é adequada para uma determinada situação, como para indicar a massa de um grão de areia, em que o padrão conveniente seria o miligrama (mg), ou mesmo de um navio, em que a tonelada (ton) seria o padrão mais adequado; mas nenhum desses padrões citados seria utilizado para medir a massa de um átomo. Átomos individuais são muito pequenos para serem vistos e muito menos pesados. Porém, é possível determinar as massas relativas de átomos diferentes, quer dizer, podemos determinar a massa de um átomo comparando com um átomo de outro elemento utilizado como padrão.

Uma unidade de **massa atômica** (1 u) corresponde desta forma a $\frac{1}{12}$ de massa de um átomo de isótopo 12 do carbono.

Portanto:



O valor de 1 u é de $1,66 \cdot 10^{-24}$ g, o que corresponde aproximadamente à massa de um próton ou de um nêutron.

Massa atômica (MA) $\frac{1}{12}$

Massa atômica é o número que indica quantas vezes a massa de um determinado elemento é mais pesada que 1u, ou seja, do átomo de ^{12}C . ou seja, do átomo de ^{12}C .

Comparando-se a massa de um átomo de um determinado elemento com a unidade de **massa atômica** (1u), obtém-se a massa desse átomo.

Exemplo:

Quando dizemos que a massa atômica do átomo de ^{32}S é igual a 32 u, concluímos que:

- a **massa atômica** de um átomo de ^{32}S é igual a 32 u;
- a **massa atômica** de um átomo de ^{32}S é igual a 32 vezes a massa de $\frac{1}{12}$ do átomo de C-12.
- a massa de um átomo de ^{32}S é igual a 2,7 vezes a massa de um átomo de C-12.

Massa atômica de um elemento

A maioria dos elementos apresenta isótopos. O cloro, por exemplo, é constituído por uma mistura de 2 isótopos de **massas atômicas**

	Ocorrência
Elemento cloro	$\left\{ \begin{array}{l} {}^{35}_{17}\text{Cl} \rightarrow 75\% \\ {}^{37}_{17}\text{Cl} \rightarrow 25\% \end{array} \right.$

A **massa atômica** do cloro é dada pela média ponderada das massas isotópicas:

$$MA_{\text{Cl}} = \frac{35 \cdot 75 + 37 \cdot 25}{100} = 35,50 \text{ u}$$

Massa atômica de um elemento é a média ponderada das massas atômicas dos isótopos naturais desse elemento. Sendo assim, a **massa atômica** de um elemento hipotético A, constituído dos isótopos naturais A_1, A_2, \dots, A_n , pode ser calculada por:

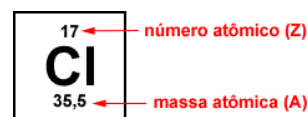
$$MA_A = \frac{A_1 \cdot \%_1 + A_2 \cdot \%_2 + \dots + A_n \cdot \%_n}{100}$$

Exemplos:

Quando dizemos que a **massa atômica** do elemento cloro é 35,5 u, concluímos que:

- cada átomo do elemento cloro pesa em média 35,5 u;
- cada átomo do elemento cloro pesa em média 35,5 vezes mais que $\frac{1}{12}$ da massa do C-12

A massa tabelada para o elemento cloro será então 35,5, ou seja, a média ponderada entre seus isótopos.



Massa Molecular

As moléculas são constituídas por átomos unidos através de ligações que podem ser covalentes e iônicas. A palavra **massa molecular** é utilizada para compostos formados por ligações covalentes, ela não pode ser utilizada para os compostos formados por ligações iônicas, já que não são constituídos por moléculas e sim por íons.

A expressão utilizada para os compostos iônicos é a **massa fórmula**. A massa da molécula é igual à soma dos átomos que a forma, sendo assim, para obtermos a massa molecular e a massa fórmula, devemos somar as massas de todos os átomos contidos na fórmula das substâncias.

O cálculo da Massa Molecular é feito do seguinte modo: Usaremos a massa atômica do carbono (C = 12u) para o cálculo. CH_5^{10} : $MM = 70\text{u}$ Os índices (5,10) dos elementos foram multiplicados pela massa atômica do carbono (12) e em seguida foram somadas as massas dos dois elementos que formam a molécula resultando 70u, que é a Massa molecular.

Cálculo da massa molecular

O cálculo teórico da massa molecular faz-se somando as massas atômicas dos átomos que formam a matéria. Por exemplo: a massa atômica do hidrogênio é 1,00784 u e do oxigênio é 15,9994 u; portanto, a massa molecular da água, de fórmula H_2O , é $(2 \times 1,00784 \text{ u}) + 15,9994 \text{ u} = 18,01508 \text{ u}$. Uma mole

cula de água tem então 18,01508 u.

A massa molecular pode ser obtida experimentalmente através da espectrometria de massa. Nesta técnica, a massa de uma molécula é geralmente descrita como a massa da molécula formada por apenas os isótopos mais comuns dos átomos constituintes.

Isto se deve ao fato de a técnica ser suficientemente sensível às diferenças entre isótopos, mostrando então diversas espécies. As massas encontram-se listadas numa tabela isotópica específica, ligeiramente diferente dos valores de massa atômica encontrados numa tabela periódica normal. Isto não se aplica a moléculas maiores (como proteínas) em que é usada a massa molecular média (ou seja, com a contribuição dos diferentes isótopos) pois a probabilidade de encontrar diferentes isótopos do mesmo átomo aumenta com o maior número de átomos da molécula.

Relação entre massa molecular e massa molar

A **massa molar** corresponde à massa de uma mole (mol no Brasil) de entidades elementares (átomos, moléculas, íons, grupos específicos e partículas). Assim sendo, a massa molar calcula-se como o produto entre massa molecular e a constante de Avogadro.

Como a constante de Avogadro corresponde ao número de partículas (neste caso moléculas) existentes em uma mole, na prática, o cálculo da massa molar de uma substância é feita da mesma forma que o cálculo da massa molecular. Assim sendo, o valor numérico é o mesmo, mas a unidade passa a ser gramas por mole (gramas/mol no Brasil) (g/mol). Tomando novamente o exemplo da água:

$$M(H_2O) = (2 \times 1,00784 \text{ g/mol}) + 15,9994 \text{ g/mol} = 18,01508 \text{ g/mol}.$$

Uma mole de água pesa então 18,01508 gramas (ou mais formalmente tem 18,01508 g de massa).

UNIDADE II**SOLUÇÕES****Solução, dispersão coloidal e suspensão**

Solução é toda mistura homogênea de duas ou mais substâncias.

As partículas dispersas:

-são moléculas ou íons comuns;

-têm diâmetro menor que 1nm (dispersão coloidal); -as partículas dispersas têm diâmetro entre 1 e 100 nm; -são agregados de moléculas ou de íons comuns, ou macromoléculas, ou macroíons isolados;

-não se sedimentam sob a ação da gravidade, nem sob a ação dos centrifugadores comuns, mas sim sob a ação de ultracentrifugadores;

-não são retidas por filtros comuns, mas o são por ultrafiltros;

-não são detectadas ao microscópio comum, mas o são com o auxílio do microscópio eletrônico e do ultramicroscópio.

Na suspensão

-as partículas dispersas têm diâmetro maior que 100 nm;

-são agregados de moléculas ou de íons;

-sedimentam-se pela ação da gravidade ou dos centrifugadores comuns; -são retidas pelo filtro comum e são detectadas a olho nu ou com o auxílio de microscópios comuns.

CLASSIFICAÇÃO DAS SUSPENSÕES

* *Quanto ao estado físico*

-sólidas-líquidas-gasosas

* *Quanto à condutividade elétrica*

-eletrolíticas ou iônicas

-não eletrolíticas ou moleculares.

* *Quanto à proporção soluto/solvente*

-diluída; -concentrada; -não-saturada;-saturada; -supersaturada.

TIPOS DE CONCENTRAÇÃO

-concentração em g/L: massa de soluto em gramas/volume de solução em litros

-concentração em mol/L: $\frac{\text{quantidade de soluto (mol)}}{\text{volume de solução em litros}}$

-concentração em molalidade: $\frac{\text{quantidade de soluto (mol)}}{\text{massa do solvente em kg}}$

-concentração em fração molar de soluto: $\frac{\text{quantidade de soluto (mol)}}{\text{quantidade de solução (mol)}}$

Diluição e titulação

Diluição é uma operação em que se acrescenta solvente à solução. A quantidade de soluto permanece constante.

Titulação é uma operação de laboratório através da qual se determina a concentração de uma solução A medindo-se o volume de uma solução B de concentração conhecida, que reage completamente com um volume conhecido da solução A.

COLÓIDES

Estado coloidal - A passagem de sol a gel é reversível. As partículas dispersas têm película de solvatação, que estabiliza o coloide.

Exemplos: proteínas em água, amido em água, gelatina em água e a maioria dos colóides naturais.

Colóide irreversível ou líofobo ou hidrófobo - os processos vitais estão associados ao estado coloidal.

Industrial - preparo de geleias, maionese, e creme chantilly.

SOLUÇÕES QUÍMICAS

Solução é toda mistura homogênea de duas ou mais substâncias.



ANOTAÇÕES

[illegible]

UNIDADE III

CONCENTRAÇÃO DAS SOLUÇÕES

Um sistema homogêneo (solução) em equilíbrio fica bem definido após o conhecimento das substâncias químicas que o constituem (análise química qualitativa), da pressão e temperatura (variáveis físicas quantitativas) e da quantidade de cada um de seus componentes (análise química quantitativa). Estas quantidades em geral são expressas em relação à quantidade de solução; outras vezes utiliza-se como referência a quantidade de um de seus constituintes que poderá então ser chamado solvente e em geral é o disperso predominante. Tais frações quantitativas são chamadas de concentração.

Tipos de concentração

concentração em g/L:

massa de soluto em gramas
volume de solução em litros

concentração em mol/L:

$$\frac{\text{quantidade de soluto (mol)}}{\text{volume de solução em litros}}$$

concentração em molalidade:

quantidade de soluto (mol)
massa do solvente em kg

concentração em fração molar de soluto:

quantidade de soluto (mol)
quantidade de solução (mol)

SOLUÇÕES GASOSAS

As soluções gasosas são aquelas em que o disperso em maior quantidade é um gás. Estudaremos neste tópico apenas as soluções gasosas em que todos os seus constituintes são gases e chamaremos estas soluções de misturas de gases visto que quase sempre tais misturas constituem sistemas homogêneos ou unifásicos. Como exceção a esta regra tem misturas de gases situadas num campo de força gravitacional, particularmente quando a altura é grande o bastante para que não se possa desprezar este efeito; assim, a fração molar dos gases da atmosfera é função da altitude e, portanto, a atmosfera não constitui uma solução.

As propriedades de estado mais utilizadas para descrever as misturas de gases são em número de $nC + 4$ e estão representadas na tabela 3; nC é o número de componentes independentes e neste capítulo será sempre igual ao número de substâncias químicas nSO .

SOLUÇÕES LÍQUIDAS

Soluções líquidas são aquelas em que o disperso presente em maior quantidade é um líquido. Os outros dispersos podem ser sólidos, gases, vapores ou mesmo outros líquidos. As quantidades relativas dos dispersos podem, em teoria, assumir proporções as mais diversas. Na prática isto nem sempre é possível, pois dependendo das substâncias consideradas, a miscibilidade em certas condições não é total. Consequentemente, uma ou mais substâncias em maior ou menor grau se separa da solução, constituindo outras fases. Consideraremos inicialmente apenas soluções binárias, constituídas por duas substâncias totalmente miscíveis (miscíveis em todas as proporções) e das quais uma seja líquida. A partir desse estudo, e sempre que possível, entenderemos as considerações para soluções mais complexas.

Dispersões é uma mistura onde uma substância se distribui (dispersa) em toda superfície de outra substância.

Disperso: (fase dispersa) ou Soluta;

Disperso ou Soluta + Dispersante, dispersante ou Solvente = Dispersão ou Solução.

OBS: toda solução também é dispersão, mas nem toda dispersão é solução.

SOLUÇÕES QUÍMICAS

Em Química, solução é o nome dado a dispersões cujo tamanho das moléculas dispersas é menor que 1 nanômetro (10 Angstroms). A solução ainda pode ser caracterizada por formar um sistema homogêneo (a olho nu e ao microscópio), por ser impossível separar o disperso do dispersante por processos físicos. As soluções compostas por moléculas ou íons comuns. Podem envolver sólidos, líquidos ou gases como dispersantes (chamados de solventes – existentes em maior quantidade na solução) e como dispersos (solutos). A solução também pode apresentar-se nesses três estados da matéria. É importante destacar que soluções gasosas são formadas apenas por solvente e solutos gasosos.

Classificações

- de acordo com o estado da matéria, conforme visto anteriormente;
- de acordo com a condução de corrente elétrica: soluções eletrolíticas (compostas por íons) e soluções não eletrolíticas (compostas apenas por moléculas);
- de acordo com as quantidades proporcionais de soluto e solvente: solução concentrada e solução diluída;

SOLUÇÕES SATURADAS, INSATURADAS E SUPERSATURADAS

Para entendermos esses conceitos, primeiramente precisamos saber o que é Coeficiente Solubilidade.

Ele é definido como a máxima quantidade de soluto que é possível dissolver de uma quantidade fixa de solvente, a uma determinada temperatura.

Saturação é uma propriedade das soluções que indica a capacidade das mesmas em suportar quantidades crescentes de solutos, mantendo-se homogêneas. Uma solução é dita insaturada se ainda tem capacidade de diluir soluto, sem precipitar excessos. A solução saturada é aquela em que o soluto chegou à quantidade máxima: qualquer adição de soluto vai ser precipitada, não-dissolvida.

Porém, em alguns casos especiais é possível manter uma solução com quantidade de soluto acima daquela que pode ser dissolvida em condições normais. Nesse caso fala-se em solução supersaturada, que é instável: com alterações físicas mínimas a quantidade extra de soluto pode ser precipitada.

Solução Insaturada (ou não saturada) É quando a quantidade de soluto usado se dissolve totalmente, ou seja, a quantidade adicionada é inferior ao coeficiente de solubilidade.

Solução Saturada É quando o solvente (ou dispersante) já dissolveu toda a quantidade possível de soluto (ou disperso), e toda a quantidade agora adicionada não será dissolvida e ficará no fundo do recipiente.

UNIDADE IV

PILHAS (Condução elétrica)

A pilha de uma máquina fotográfica digital é muito maior do que o consumo exigido quando se utiliza um rádio portátil. A pilha é uma fonte portátil de energia que é composta de três itens básicos: um ânodo, um cátodo e um eletrólito.

Ânodo - Eletrodo Negativo da Pilha (pólo negativo)

Cátodo - Eletrodo Positivo da Pilha (pólo positivo)

Eletrólito - Condutor iônico que envolve os eletrodos de uma pilha, ou seja,

solução condutiva entre os dois eletrodos.

Estes três componentes podem ser feitos de muitos materiais diferentes e também podem ser combinados de várias formas. A escolha do material a ser usado, o tipo, e a qualidade destes materiais é importante para determinar os níveis de energia e de desempenho da pilha.

Para ilustrar como funciona a pilha e como interagem seus componentes, veja ao lado o exemplo simplificado de uma pilha e uma lâmpada em funcionamento. À medida que a lâmpada recebe energia da pilha, os elétrons começam a fluir do ânodo, através da conexão externa da lâmpada, e chegam ao cátodo. Conforme a utilização da pilha, a sua voltagem diminui, já que o ânodo e o cátodo fazem trocas eletroquímicas. Esta troca de energia continuará até que o ânodo não possa liberar elétrons e o cátodo não possa recebê-los. Uma vez que a pilha atinge este estado, a lâmpada não acenderá mais. O tempo de duração de uma pilha depende de vários fatores: o tamanho da pilha, o consumo de energia da lâmpada ou de qualquer outro aparelho e quanto tempo usam-se a pilha

Tipos de pilha

Pilhas Zinco Carvão - “As Amarelinhas” - As pilhas Zinco Carvão - “As Amarelinhas” da Rayovac são indicadas para equipamentos que requerem descargas de energia leves e contínuas, como controle remoto, relógio de parede, rádio portátil e brinquedos.

Pilhas Alcalinas - As pilhas Alcalinas da Rayovac são indicadas para equipamentos que exigem descargas de energia rápidas e fortes, como walkmans, discmans, tocadores de MP3, handhelds, lanternas, brinquedos e câmeras fotográficas digitais.

Pilhas Recarregáveis - NiMH (Níquel Metal Hidreto) - As pilhas recarregáveis de NiMH são indicadas para aparelhos que demandam uma grande descarga de energia, não possuem efeito memória e podem ser recarregadas até 1000 vezes. É a melhor opção para grandes consumidores de pilhas.

Cuidados importantes

Verificar as instruções de uso do aparelho, certificando-se de que as polaridades (+) e (-) estão no sentido indicado.

“Pilhas que são incorretamente instaladas no equipamento podem sofrer curto circuito. Este fato acarreta um aquecimento rápido da pilha podendo causar vazamento ou explosão”

As pilhas poderão vazar ou explodir se as polaridades forem invertidas, expostas ao fogo, desmontadas ou recarregadas.

Evite misturar com pilhas de outro tipo ou com pilhas usadas transportá-las ou armazená-las soltas, pois aumenta o risco de vazamento.

“Quando pilhas de diferentes sistemas (como Alcalinas e Comuns), bem como novas e velhas de um mesmo sistema são usadas conjuntamente, pode ocorrer super descarga devido a diferente voltagem e capacidade. Este fato pode causar vazamento ou explosão.”

Retire as pilhas, caso o aparelho não esteja sendo utilizado, para evitar possíveis danos na eventualidade de ocorrer.

“Quando pilhas descarregadas são esquecidas no equipamento por longo período, pode ocorrer vazamento do eletrólito das pilhas causando oxidação no equipamento.” As pilhas devem ser armazenadas em local seco e ventilado.

No caso de vazamento da pilha, evite contato com a mesma e lave qualquer parte do corpo afetada com água abundante. Ocorrendo irritação, procure auxílio médico.

Não remova o invólucro da pilha, “Quando o invólucro é retirado, a pilha pode sofrer curto circuito.”

Após o uso, as pilhas podem ser dispostas em lixo doméstico conforme Resolução CONAMA 257/263-99

UNIDADE V

FUNÇÕES ORGÂNICAS

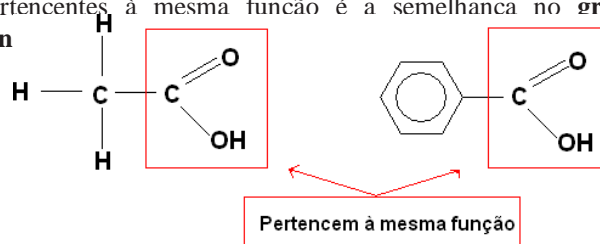
Apesar da existência de milhões de compostos orgânicos diferentes, podemos agrupá-los quanto à semelhança de suas propriedades químicas. A esse conjunto, demos o nome de funções orgânicas.

FUNÇÃO QUÍMICA

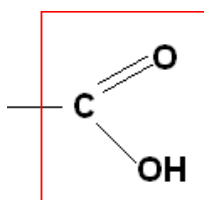
Essas substâncias podem ser reconhecidas pela presença de um átomo ou grupo de átomos específicos denominados GRUPOS FUNCIONAIS (parte da molécula onde ocorre a maioria das reações químicas. É a parte que determina, efetivamente, as propriedades químicas do composto, e também algumas propriedades físicas).

Na Química Inorgânica, as substâncias químicas com propriedades químicas semelhantes são agrupadas da seguinte maneira: **ácidos, bases, sais, óxidos**, entre outros. Na Química Orgânica, os compostos orgânicos com propriedades químicas semelhantes constituem as **Funções Orgânicas**.

Uma característica importante dos compostos orgânicos pertencentes à mesma função é a semelhança no **grupo fun**



No exemplo acima os dois compostos orgânicos pertencem à mesma função pois possuem o mesmo grupo funcional denominado de carboxila:



Atualmente existem milhões de compostos orgânicos, agrupados em funções orgânicas específicas, e cada um deles deve ter um nome que o identifique.

No início os compostos tinham seus nomes próprios, muitos estavam relacionados com a sua fonte de obtenção:

ácido fórmico - proveniente da formiga (latim: formica = formiga);
ácido acético - proveniente do vinagre (latim: acetum = vinagre);
ácido propiônico - proveniente da gordura (latim: propium = gordura);
ácido butírico - proveniente da manteiga (latim: butirum = manteiga);
ácido valérico - extraído da raiz da planta valeriana;
ácidos capríco, caprílico e cáprico - responsáveis pelo odor característico das cabras;
ácido láctico - extraído do leite.

Durante pouco tempo, a Química Orgânica se desenvolveu muito rapidamente, originando milhões de compostos orgânicos descobertos em proporção exponencial. Com isso, necessitou-se do estabelecimento de regras de nomenclatura, visando o uso comum em todos os países.

Para tanto, a **IUPAC** (International Union of Pure and Applied Chemistry) estabeleceu a nomenclatura oficial para os compostos orgânicos. Mesmo assim, muitos países ainda utilizam a nomenclatura usual que foi consagrada para alguns compostos.

NOMENCLATURA OFICIAL – IUPAC

Os compostos orgânicos recebem nomes oficiais que levam em consideração três aspectos:

Prefixo: indica o número de átomos de carbono na cadeia;
Intermediário: indica o tipo de ligação entre os átomos de carbono da cadeia;
Sufixo: indica a função orgânica a que pertence o composto.

O quadro a seguir mostra resumidamente as partes básicas da nomenclatura oficial para um composto orgânico:

NOMENCLATURA OFICIAL		
PREFIXO	INTERMEDIÁRIO	SUFIXO
Nº DE CARBONOS	SATURAÇÃO DA CADEIA	FUNÇÃO
1C → MET	SATURADAS	HIDROCARBONETOS → O
2C → ET	→ AN	
3C → PROP	INSATURADAS	Grupo Funcional = C, H
4C → BUT	1 = → EN	ÁLCOOL → OL
5C → PENT	2 = → DIEN	<div style="text-align: center;"> OH Grupo Funcional — C — </div>
6C → HEX	3 = → TRIEN	
7C → HEPT	1 = → IN	ALDEÍDO → AL
	2 = → DIIN	

Exemplo:

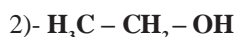


Prefixo: **PROP** (3 átomos de carbono)

Intermediário: **AN** (ligação simples entre carbonos)

Sufixo: **O** (função: hidrocarboneto)

Nome: PROP+AN+O = **PROPANO**



Prefixo: **ET** (2 átomos de carbono)

Intermediário: **AN** (ligação simples entre carbonos)

Sufixo: **OL** (função: álcool)

Nome: ET+NA+OL = **ETANOL**



ANOTAÇÕES

BIBLIOGRAFIA

<http://educacao.uol.com.br/disciplinas/quimica/massa-atomica-qual-a-unidade-de-medida-dessa-grandeza-tao-pequena.htm>

Fábio Rendelucci é professor de química e física, diretor do cursinho COC Universitário de Santos e presidente da ONG Sobre- viventes.

<http://classedequimici.blogspot.com.br>

<http://www.eja.edu.br>

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

<http://www.brasilecola.com>