Funções Químicas

 Você sabe que o vinagre e o limão são azedos. Além de azedos, são bons condutores de eletricidade: se você misturar sumo de limão ou vinagre numa porção de água e fizer passar por esta solução uma corrente elétrica na qual esteja acoplada uma lâmpada, poderá constatar que a lâmpada acende, comprovando assim a boa condução de eletricidade.

 O cloreto de sódio, o sulfato de potássio e o bicarbonato de sódio, diferentemente do vinagre e do limão, apresentam sabor salgado. Mas quando dissolvidos em água também formam soluções que são boas condutoras de eletricidade.

 Já a cal hidratada (usada em pintura) e o leite de magnésia têm sabor adstringente (“prende” a língua) e são substância iônicas que possuem em sua composição química apenas o radical OH como íon negativo (ânion). E ambas conduzem igualmente bem a eletricidade quando em solução.

 Através desses exemplos, você pode perceber que determinada conjuntos de substância apresentam propriedades que são comuns a todas as substância pertencentes ao mesmo grupo.

 O grupo de substâncias compostas que possuem propriedades químicas semelhantes recebe o nome de função química.

 Existem quatro tipos de função química, que serão estudados a seguir: ácido, base, sal e óxido.

 O principal critério de classificação de uma substância numa dessas funções é o tipo de íons que se formam quando ela é dissolvida em água.

# O conceito de função química

 As substância não apresentam todas o mesmo comportamento químico. Isso decorre do fato de que elas não têm todas as mesma propriedades, as mesma características. É possível, no entanto, reuni – las em grupos de substância com propriedade químicos semelhantes. Esse grupos chamam – se **funções químicas.**

 **Função química:** *conjunto de substâncias que apresentam propriedades e comportamentos químico semelhantes.*

 As quatros principais funções químicas são: ácidos, bases, sais e óxidos.

 Essas quatro funções são definidas usando – se como principal critério a formação de íons em soluções aquosas, e ainda o tipo de íons presente nessas soluções. Assim por exemplo, os ácidos, as bases e os sais formam íons diferentes, quando em solução aquosa. Formando íons, conduzem a corrente elétrica, em solução aquosa. São, por isso, chamados eletrólitos.

 **Eletrólito**: *substância que conduz a corrente elétrica, quando em solução aquosa.*

# Ácidos

 Os ácidos, embora sejam compostos moleculares, são eletrólitos, pois sua moléculas dissociam – se em íons, quando em solução aquosa e, assim, conduzem a corrente elétrica. Os ânions formados variam conforme o ácido, mas o cátion é sempre o hidrogênio (H+). Vejamos alguns exemplos:

|  |  |
| --- | --- |
| Ácido | Atuação mais comum |
| Clorídrico | Atua na digestão |
| Acético  | Dá o sabor azedo ao vinagre. |
| Cítrico  | Existem na laranja, limão, goiaba, etc..  |
| Bórico  | Usado para curativos. |
| Fênico | Usado como desinfetante pelos dentistas. |
| sulfúrico | Usado nas baterias dos veículos. |
| Fórmico  | Eliminado pelas formigas, provocando a sensação de queimadura.  |

# Propriedades funcionais dos ácidos

 As principais propriedades funcionais do ácidos são:

* Têm sabor ácido (azedo);
* Possuem hidrogênio em sua molécula e, quando dissolvidos, libertam o hidrogênio como cátion;
* Em solução aquosa, conduzem a corrente elétrica;
* Formam sais e água quando reagem com bases :

Ácido + base >>> sal + água

Exemplo: ácido clorídrico reagindo com hidróxido de sódio (base) resulta o cloreto de sódio (sal) e água:

HCI + NaOH >>>> NaCi + H2O.

* Descoram a fenolftaleína vermelha e fazem o tornassol azul tornar – se vermelho.

A fenolftaleína e o tornassol apresentam cores diferentes, conforme

estejam em meio ácido ou básico. São, por isso, chamados de indicadores ácido – base.

**Hidrogênio Ionizável**

 Hidrogênio ionizável ou hidrogênio ácido é o átomo de hidrogênio existentes na molécula do ácido e que poder ser substituído por metal.

 A reação HC1 + NaOH >>>> NaCI + H2O mostra um caso em que o ácido (ácido clorídrico) possui um hidrogênio na molécula que é ionizável: na reação, ele é substituído pelo metal sódio (Na).

 Muitos ácidos possuem somente hidrogênios ácidos, mas alguns possuem somente também hidrogênio não ionizável.

 Quando um ácido é dissociado transformam – se em cátions e os átomos que estavam ligados a eles transformam – se em ânions. Exemplos:

* O ácido clorídrico dissocia – se no cátion H+ e no ânion CI - :

HCI H + CI -;

* O ácido nítrico dissocia – se no cátion H+ e no ânion NO-3:

HNO3 H + NO3

# Classificação dos ácidos

 Os ácidos podem ser distribuídos por dois grandes grupos, tomando como critério de classificação a presença ou a ausência de oxigênio em suas moléculas: oxiácidos e hidrácidos.

# Oxiácidos

 Oxiácidos são os ácido que contêm oxigênio na sua molécula. Exemplos: ácido sulfúrico (H2SO4) e ácido nítrico (HNO3).

 O nome dos oxiácidos mais comuns é formado pela palavra ácido, seguida de outra palavra formada pelo ânion, com a terminação ico: ácido fosfórico (H3PO4), ácido clórico (HCIO3) etc.

 Quando os ácidos formados possuem um oxigênio a menos, recebendo a terminação oso, em lugar de ico: ácido fosforoso (H3PO3), ácido cloroso (HCIO2) etc.

 Existem ainda ácidos com um oxigênio a menos que os terminados em oso. Neste caso usa – se o prefixo hipo: ácido hipofosforoso (H3PO2), ácido hipocloroso (HCIO2) etc.

# Hidrácidos

 Hidrácidos são os ácidos que não contêm oxigênio na sua molécula. Exemplos: ácido cloridrico (HCI) e ácido fluorídrico (HF).

 O nomes dos hidrácidos e formado pela palavra de ácido seguida de outra palavra formada pelo ânion, com a terminação ídrico: ácido clorídrico (HCI), ácido fluorídrico (HF), ácido sulfídrico (H2S), ácido iodídrico (HI) etc.

# Bases

 As bases são compostos iônicos, sendo, portanto, eletrólitos; em solução aquosa, o ânion formado é sempre o radical hidroxila (OH-). O cátion varia, de acordo com a base.

 Assim, por exemplo, hidróxido de sódio (NaOH) dissocia – se, em solução aquosa, no ânion OH – e no cátion Na + .

NaOH >>> Na + OH –

Base: eletrólito iônico que em solução aquosa, possui o íon hidroxila (OH-) como único ânion.

# Propriedades funcionais das bases

 As bases apresentam as seguintes propriedades funcionais:

* Contêm o grupo hidroxila (OH-), que é um ânion monovalente;
* Reagindo com ácidos, resultam em sais e água;
* Conduzem corrente elétrica, quando em solução aquosa.
* Tornam vermelha a fenolftaleína incolor, e tornam azul tornassol vermelho.

O nome das bases é formado pela palavra hidróxido seguida da preposição de e do nome do cátion: hidróxido de sódio (NaOH), hidróxido de potássio (KOH), hidróxido de alúminio [A1(OH)3] etc.

Alguns metais podem apresentar mais de uma valência e, assim, formar mais de uma base. Nesses casos, basta acrescentar, em algarismo romano, a valência do metal. Pode – se também indicar a valência maior pela terminação ico e a menor pela terminação oso. Exemplo:

* Fe (OH)3 –hidróxido de ferro (III), ou hidróxido férrico;
* Fe (OH)2 –hidróxido de ferro (II), ou hidróxido ferroso.

# Característica das bases

 Dentre as suas característica principais, destacamos:

* Têm sabor cáustico (= adstringente ou lixívia)
* Em solução aquosa, dissociam – se em íons OH- (hidroxila ou oxidrila) exemplos:

Na + OH - >>> Na+ + OH –

K+ OH- >>> K+ OH –

* Em solução aquosa, conduzem a corrente elétrica.
* Reagem com os ácidos (neutralizando – os) para formar sal e água.
* Decompõem – se quando aquecidas.
* Mudam a cor dos indicadores (conforme o quadro comparativo da função ácido).

# Classificação das bases

 De acordo com o número de hidroxilas existentes nas bases (hidroxilas ionizáveis), podemos classifica – las do seguinte modo:

* Manobases – com apenas 1 hidroxila. Exemplos:

NaOH hidróxido de sódio

KOH hidróxido de potássio

* Bibases (=dibases) – com 2 hidroxilas. Exemplos:

Ca (OH)2 hidróxido de cálcio

BA (OH)2 hidróxido de bário

* Tribases – com 3 hidroxilas. Exemplos:

Bi (OH)3 hidróxido de bismuto

AI (OH)3 hidróxido de alumínio

## Nomenclatura das bases

 Para dar nome a uma base, escrevemos hidróxido de seguido do nome do metal (cátion).

Exemplos:

NaOH hidróxido de sódio

KOH hidróxido de potássio

Ca(OH)2 hidróxido de cálcio

Ba(OH)2 hidróxido de bário

## Sais

 Os sais são composto iônicos, sendo, portanto, eletrólitos; são formados por uma reação entre um ácido e uma base.

 Nessa reação, conhecida por reação de salificação, ou de neutralização, além do sal forma – se também água.

ÁCIDO + BASE >>> SAL + ÁGUA

 Assim, por exemplo, o sal mais conhecido de todos, o cloreto de sódio, usado em cozinha, pode ser obtido por uma reação entre ácido clorídrico (HCI) e o hidróxido de sódio (NaOH):

HCI + NaOH >>> NaCI + H2O

 Em solução aquosa, os sais sempre dão pelo menos um cátion diferente do H+ ou um ânion do OH-. Assim, o cloreto de sódio, por exemplo, dá o cátion Na+ e o ânion CI-.

 **Sal:** eletrólito iônico formado por uma reação entre um ácido e uma base.

### Propriedades funcionais dos sais

 As principais propriedades funcionais dos sais são:

* Geralmente possuem sabor salgado;
* Conduzem corrente elétrica, quando em solução aquosa;
* Podem reagir com ácidos, com bases, com outros sais e com metais.

#### Reações com sais

* Sal reagindo com ácido resulta em outro sal e outro ácido. Exemplo:

AgNO3 + HCI >>> AgCI + HNO3

* Sal reagindo com base resulta em outro sal e outra base. Exemplo:

K2CO3 + Ca(OH)2 >>> CaCO3 + 2KOH

* Sal reagindo com sal, resulta em dois novos sais, por uam reação de dupla troca. Exemplo: NaCI + AgNO3 >>> NaNO3 + AgCI
* Sal reagindo com metal resulta em outro sal e outro metal, através de uma reação de simples troca. Exemplo:

K + NaCI >>> Na + KCI

##### Tipos de sais

 Os sais podem ser normais, básicos e duplos. Aqui estudaremos apenas os sais normais.

 Os sais normais podem ser :

* Sais oxigenados – os que derivam dos oxiacidos;
* Sais não – oxigenados – os que derivam dos hidrácidos.

# Óxidos

 Os óxidos são composto iônicos ou moleculares sujas moléculas são formadas por átomo de dois elementos químicos, sendo um deles o oxigênio. Exemplos: óxido de zinco (ZnO) e óxido de nitrogênio (N2O5).

 Note que, no primeiro exemplo, o átomo que combina com oxigênio é de um metal (zinco); no segundo exemplo, é de um não – metal (nitrogênio).

Óxidos: composto binário em que um dos elementos é o oxigênio.

# Nomenclatura dos óxidos

 O nome dos óxidos pode ser dado simplesmente utilizando a palavra óxido, seguida da preposição de e do nome do elemento químico está combinado com oxigênio . exemplos: óxidos de cálcio (CaO), óxido de zinco (ZnO), óxido de alumínio (Al2O3) etc.

 É preferível, no entanto, utilizar prefixos do número de átomos de oxigênio: monóxido de cálcio (CaO), dióxido depentório de nitrogênio (N2O5) etc.