



Funções inorgânicas - (ácido e base)

Introdução

A descoberta, na época, cada vez maior de novos elementos, os químicos acharam então melhor, organizá-los em forma de grupos, em função das propriedades químicas de cada substância que poderia se formar, sendo estes:

Ácidos: substâncias com sabor azedo e que alteravam a cor de alguns corantes vegetais;

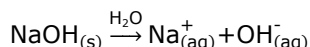
Bases: substâncias com sabor adstringente, capazes de tornar a pele lisa e escorregadia e podendo alterar a cor de alguns corantes vegetais.

Esses dois grupos mencionados acima passaram a representar duas novas funções químicas, na qual cada uma possui suas características próprias, representadas por diversos compostos.

Existem ainda outro grupo que são chamados de indicadores ácido-base, pois dependendo da substância presente a ele, uma coloração específica será apresentada, ou seja, uma para o meio ácido e outra para o meio básico, como é mostrado abaixo.

| Meio | Fenolftaleína | Tornassol |
|--------|---------------|-----------|
| Ácido | Incolor | Róseo |
| Básico | Rósea | Azul |

Para entendermos como funciona a teoria ácido base é necessário termos conhecimento do que acontece em uma reação química. Considere a seguinte reação:



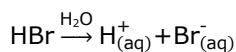
Nesse caso, os cristais de NaOH sólido se dissolvem em água produzindo os íon Na^+ e OH^- em solução aquosa. Esse fenômeno é chamado de dissociação iônica.

A dissociação iônica é a separação dos íons que ocorre quando uma substância iônica se dissolvem em água.

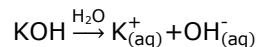
Teoria Ácido-Base (Arrhenius)

Baseado na existência dos íons existentes nas soluções aquosas, Arrhenius, propôs as seguintes definições para ácido e base:

Ácido: substâncias que dissolvidas em água se ionizam, gerando H^+ como único cátion. Exemplo:



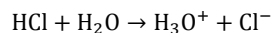
Base: substâncias que dissolvidas em água, se ionizam, gerando OH^- como único ânion.



Segundo Arrhenius, o íon H^+ é responsável pelo sabor azedo dos ácidos, assim como sua ação nos indicadores. Já o OH^- é responsável pelo sabor adstringente das bases e ao ataque à pele, tornando-a escorregadia.

Teoria Ácido-Base (Bronsted-Lowry)

Ácido: espécie química que **doa** próton (H^+) em uma reação.



Perceba que o HCl está doando um íon H^+ para a água.

Base: espécie química que **recebe** próton (H^+) em uma reação.

Teoria Ácido-Base (Lewis)

Lewis propôs a teoria voltada para doação e recepção de par de elétrons. Mais adiante, veremos que ele foi o criador da regra do octeto.

Ácido: espécie química (molécula ou íon) que **recebe par de elétrons** em uma reação.

Base: espécie química (molécula ou íon) que **doa par de elétrons** em uma reação.

Classificação dos ácidos

1º Número de hidrogênios ionizáveis na molécula

| Classificação | Exemplos |
|---------------------------|---|
| Monoácido ou monoprotico | HCl, HNO_3 |
| Diácido ou diprotico | H_2CO_3 , H_2S |
| Triácido ou triprotico | H_3PO_4 , H_3BO_3 |
| Tetrácido ou tetraprotico | $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_4SiO_4 |

2º Presença de oxigênio na molécula

Hidrácidos: não possuem oxigênio na fórmula do composto, exemplo: HCl, HF

Oxiácidos: possuem oxigênio na fórmula, exemplo: HNO_3 , H_2SO_4 , HClO.



3° Volatilidade

Fixos: apresentam elevado ponto de ebulição, geralmente são ácidos com peso molecular maior que os voláteis, exemplo, H_3PO_3 , H_2SO_4

Voláteis: apresentam baixo ponto de ebulição, exemplo, HCl, HNO_3 , HCN.

4° Força

A força do ácido é dada através da ionização do mesmo em água. A partir daí, mede-se o grau de ionização (α), indicando assim, a força do ácido.

$$\alpha = \frac{n^\circ \text{ moléculas ionizadas}}{n^\circ \text{ moléculas adicionadas}}$$

Com relação aos hidrácidos, temos:

| Grau de ionização (α) | Classificação | Exemplos |
|--------------------------------|---------------|----------------|
| > 50% | FORTE | HI > HBr > HCl |
| 5 < α < 50% | MODERADO | HF |
| < 5% | FRACO | H_2S > HCN |

Já para os oxiácidos, aplica-se a regra de *Pauling*, na qual a força está diretamente relacionada a diferença entre o número de oxigênios e de hidrogênios na molécula.

$$H_nXO_m \begin{cases} m-n=3 \rightarrow \text{ácido muito forte} \\ m-n=2 \rightarrow \text{ácido forte} \\ m-n=1 \rightarrow \text{ácido moderado} \\ m-n=0 \rightarrow \text{ácido fraco} \end{cases}$$

5° Nomenclatura dos ácidos

A nomenclatura dos ácidos também se divide em dois grupos, assim como a sua força.

Para os hidrácidos, basta escrever o nome do elemento seguido da terminação **ÍDRICO**, por exemplo:

HF – ácido fluor**ídrico** HBr – ácido brom**ídrico**
HCl – ácido clor**ídrico** H_2S – ácido sulf**ídrico**

Já para os ácidos oxigenados, existem várias maneiras de nomear os ácidos, não esquecendo que todos eles terminam em **ICO**. A partir disso, quando se acrescenta ou retira oxigênio há outras terminações.

| Elemento químico | | | | Oxigênio |
|--|--|------------------------------------|--|-------------------|
| Cl | S | N | P | |
| $HClO_4$ Ácido perclórico | - | - | - | Retira 1 oxigênio |
| $HClO_3$ Ácido clórico | H_2SO_4 Ácido sulfúrico | HNO_3 Ácido nítrico | H_3PO_4 Ácido fosfórico | Retira 1 oxigênio |
| $HClO_2$ Ácido cloroso | H_2SO_3 Ácido sulfúroso | HNO_2 Ácido nítrico | H_3PO_3 Ácido fosfórico | Retira 1 oxigênio |
| $HClO$ Ácido hipocloroso | | | H_3PO_2 Ácido hipofosfórico | |

H_2CO_3 – Ácido **carbônico**
 H_3BO_3 – Ácido **bórico**
 $HMnO_4$ – Ácido **permangânico**
 H_2MnO_4 – Ácido **mangânico**
 H_2CrO_4 – Ácido **crômico**
 $H_2Cr_2O_7$ – Ácido **pirocômico**
 HIO_4 – Ácido **periódico**
 H_2SeO_4 – Ácido **selênico**
 $HBrO_3$ – Ácido **brômico**

Existem ainda alguns ácidos que podem ser nomeados através da desidratação (perda de água) de outros ácidos, nesses casos, utilizamos os prefixos *meta* e *piro* para fazer a diferenciação.

$H_3PO_4 - H_2O = HPO_3$ (Ácido **metafosfórico**)
 $2H_3PO_4 - H_2O = H_4P_2O_7$ (Ácido **pirofosfórico**)

O prefixo **meta** indica que o ácido é obtido a partir da retirada de **1 molécula de água** de **1 molécula do ácido**.

Enquanto que o prefixo **piro** indica que o ácido é obtido a partir da retirada de **1 molécula de água** de **2 moléculas do ácido**.

Classificação das bases

1° Número íons hidróxidos (OH^-) por fórmula

Monobase: apresenta um íon OH^- na fórmula, exemplo, NaOH, KOH;

Dibase: apresenta dois íons OH^- na fórmula, exemplo, $Ca(OH)_2$, $Zn(OH)_2$

Tribase: apresenta três íons OH^- na fórmula, exemplo, $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$

Geralmente o número de hidroxila está associado a carga do cátion



| Elemento metálico | Carga | Cátion |
|--------------------|-------|--|
| Alcalinos | + 1 | Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Ce ⁺ , Fr ⁺ |
| Alcalinos-terrosos | + 2 | Mg ⁺² , Ca ⁺² , Sr ⁺² , Ba ⁺² , Ra ⁺² |
| Prata | + 1 | Ag ⁺ |
| Zinco | + 2 | Zn ⁺² |
| Alumínio | + 3 | Al ⁺³ |
| Cobre | + 1 | Cu ⁺ |
| | + 2 | Cu ⁺² |
| Mercúrio | + 1 | Hg ₂ ⁺² |
| | + 2 | Hg ⁺² |
| Ouro | + 1 | Au ⁺ |
| | + 3 | Au ⁺³ |
| Ferro | + 2 | Fe ⁺² |
| | + 3 | Fe ⁺³ |
| Níquel | + 2 | Ni ⁺² |
| | + 3 | Ni ⁺³ |
| Cromo | + 2 | Cr ⁺² |
| | + 3 | Cr ⁺³ |
| Cobalto | + 2 | Co ⁺² |
| | + 3 | Co ⁺³ |
| Estanho | + 2 | Sn ⁺² |
| | + 4 | Sn ⁺⁴ |
| Chumbo | + 2 | Pb ⁺² |
| | + 4 | Pb ⁺⁴ |
| Manganês | + 2 | Mn ⁺² |
| | + 3 | Mn ⁺³ |
| | + 4 | Mn ⁺⁴ |

2° Solubilidade em água

Entende-se por solubilidade a propriedade que as substâncias apresentam de se dissolverem em outras, sendo assim temos:

Bases solúveis: dissolvem-se em água, representados pelos elementos da família 1A e NH₄OH

Bases insolúveis: não se dissolvem em água

3° Força

A força esta diretamente relacionada ao grau de dissociação iônica (α) das bases, sendo então classificadas como:

Forte: apresentam α elevado e próximo de 100%, sendo estas as bases formadas pelos elementos das famílias 1A e 2A.

Fracas: apresentam α baixo e próximo de 0%.

4° Nomenclatura das bases

Geralmente a fórmula estrutural de uma base é representado por **X**(OH)_y, onde **X** é o cátion de carga y.

Sua nomenclatura é muito mais simples, comparadas aos dos ácidos, pois basta colocar HIDRÓXIDO seguido da preposição DE e o nome do cátion correspondente, como é exemplificado abaixo.

NaOH – *Hidróxido de sódio*

Ca(OH)₂ – *Hidróxido de cálcio*

Al(OH)₃ – *Hidróxido de alumínio*

Como alguns cátions possuírem mais de uma carga, deve-se então levar em conta a carga do elemento na nomenclatura.

Cu(OH) – *Hidróxido de cobre*

Cu(OH)₂ – *Hidróxido de cobre II*

Fe(OH)₂ – *Hidróxido de ferro II*

Fe(OH)₃ – *Hidróxido de ferro III*

Quando o mesmo cátion possuir duas cargas, haverá outra modalidade de nomenclatura, na qual se usa a terminação **ICO** para o de maior carga e **OSO** para o de menor carga.

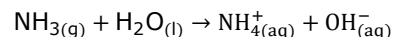
Cu(OH) – *Hidróxido de cuproso*

Cu(OH)₂ – *Hidróxido de cúprico*

Fe(OH)₂ – *Hidróxido de ferroso*

Fe(OH)₃ – *Hidróxido de férrico*

Existe ainda uma base diferente, a amônia, representado por NH₃, que é um composto molecular gasoso que ao se dissolver em água, sofre ionização, produzindo como íon negativo exclusivamente OH⁻. Por isso, a amônia é classificada como base.



NH₄OH – *Hidróxido de amônio*