

Semana 24

Funções Inorgânicas

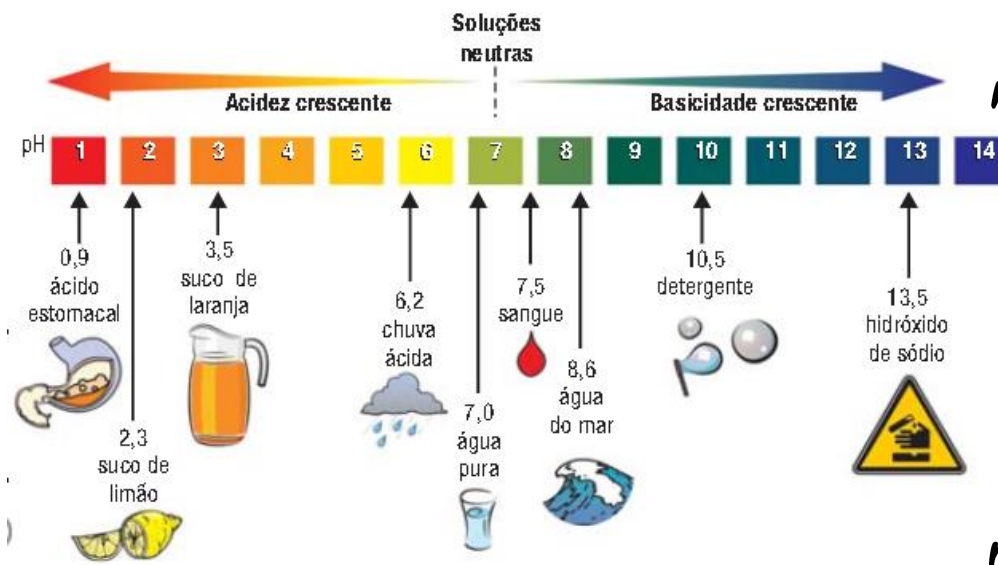


Determinação do caráter ácido-base

Inúmeros processos químicos que ocorrem ao nosso redor, como o preparo do solo para o plantio, a vida no ambiente aquático e outros, dependem da acidez e basicidade das soluções.

Tanto as soluções ácidas quanto as soluções básicas têm diferentes níveis de acidez e alcalinidade, que podem ser verificados por meio da escala de pH .

Considerando a temperatura ambiente ($25\text{ }^{\circ}\text{C}$), essa escala varia de 0 (soluções muito ácidas) a 14 (soluções muito básicas), sendo neutra a solução com pH igual a 7.



Apesar de apresentar baixo grau de precisão nos resultados, nos laboratórios é muito comum o uso de **indicadores** colorimétricos para verificar a acidez ou a basicidade de determinado material. Esses indicadores ácido-base têm a capacidade de mudar de cor dependendo das propriedades do meio. Em resumo, o indicador apresenta uma cor em meio ácido e outra em meio básico.

Caso se conheça o valor próximo do pH no qual um indicador muda de uma cor para outra, é possível determinar se o material analisado tem pH menor ou maior que o valor do indicador e prever, então, se o material é ácido ou básico.

O tornassol, por exemplo, muda de cor próximo do pH 7. Porém, essa mudança não é muito exata, pois o tornassol vermelho indica pH de aproximadamente 5 ou inferior, e o azul, pH próximo de 8 ou maior. Tal faixa de pH , em que o indicador muda de cor, é chamada de **faixa de viragem**.

A tabela indica as faixas de pH com as variações de cores para alguns indicadores.

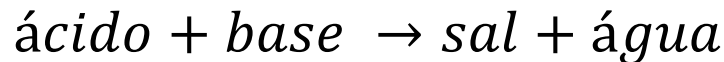
| Indicador | Cor abaixo da faixa de viragem | Faixa de viragem (pH) | Cor acima da faixa de viragem |
|------------------------------------|--------------------------------|-----------------------|-------------------------------|
| Azul de timol (primeira transição) | vermelho | 1,2-2,8 | amarelo |
| Vermelho congou | azul | 3,0-5,2 | vermelho |
| Alaranjado de metila | vermelho | 3,1-4,4 | amarelo |
| Verde de bromocresol | amarelo | 3,8-5,4 | azul |
| Vermelho de metila | vermelho | 4,4-6,2 | amarelo |
| Tornassol | vermelho | 5,0-8,0 | azul |
| Púrpura de bromocresol | amarelo | 5,2-6,8 | vermelho |
| Azul de bromotimol | amarelo | 6,0-7,6 | azul |
| Vermelho de fenol | amarelo | 6,4-8,2 | vermelho |
| Vermelho de cresol | amarelo | 7,0-8,8 | vermelho |
| Azul de timol (segunda transição) | amarelo | 8,0-9,6 | azul |
| Fenolftaleína | incolor | 8,2-9,8 | vermelho-violáceo |
| Timolftaleína | incolor | 9,3-10,5 | azul |
| Amarelo de alizarina | amarelo-claro | 10,0-12,1 | pardo |
| Azul de épsilon | alaranjado | 11,6-13,0 | violeta |

Sais e Óxidos

Assim como os ácidos e as bases, os sais e os óxidos fazem parte do nosso dia a dia. A água do mar e a ferrugem, observados na foto, são exemplos frequentes da presença dessas funções inorgânicas.

Sais

Em geral associados ao principal constituinte do sal de cozinha - o NaCl -, os sais são compostos iônicos que podem ser obtidos por meio de reações entre ácidos e bases.



Essa reação recebe o nome de neutralização ou **salificação**, pois apresenta como produtos a água e o sal.

Na reação entre o HCl e o NaOH , representada pela equação a seguir, o sal formado é o NaCl , em que o cátion Na^+ tem origem da base NaOH e o ânion Cl^- tem origem do ácido HCl .

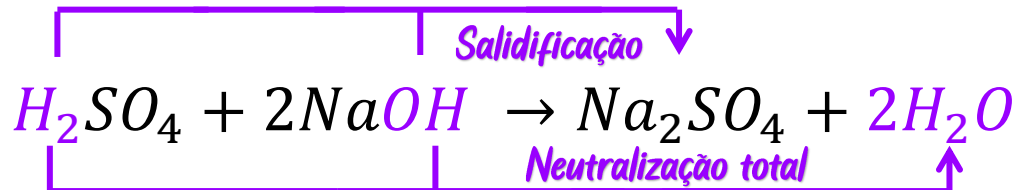


Dessa forma, é possível afirmar que os sais são formados por um cátion, proveniente de uma base, e um ânion, proveniente de um ácido.

Segundo Arrhenius:

Sal é toda substância que, em solução aquosa, se dissocia e libera pelo menos um cátion diferente de H_3O^+ (ou H^+) e pelo menos um ânion diferente de OH^- .

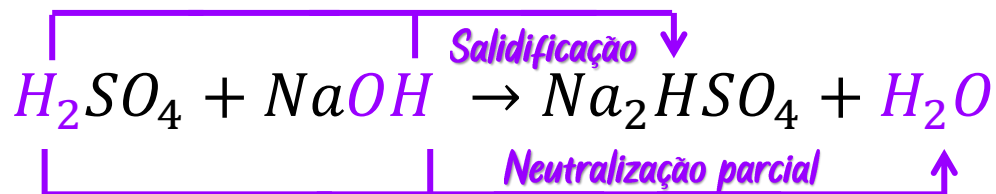
Quando todos os hidrogênios ionizáveis provenientes do ácido são neutralizados por todos os ânions hidróxidos da base, tem-se uma neutralização total.



Porém, para ácidos e bases com mais de um íon característico (H^+ ou OH^-), em virtude de várias etapas de ionização e/ou dissociação, podem ocorrer neutralizações parciais.

Em outras palavras, a neutralização parcial ocorre quando nem todos os hidrogênios ionizáveis do ácido ou nem todas as hidroxilas da base são neutralizados.

O hidróxido de sódio, por exemplo, representado na equação anterior, apresenta somente um íon OH^- ; e o ácido sulfúrico, dois íons H^+ . Se a proporção entre as quantidades de moléculas for a mesma (1:1) ocorrerá a neutralização parcial do ácido.



Classificação dos Sais

○ Quanto ao número de elementos químicos constituintes

Os sais são classificados de acordo com a quantidade de elementos presentes em sua fórmula, como:

- *Binário* → com 2 elementos químicos, como NaCl , KBr e CaF_2 .
- *Ternário* → com 3 elementos químicos, como NaClO e $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
- *Quaternário* → com 4 elementos químicos, como $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ e $\text{Cr}(\text{OH})_3$.
- *Tetrabase* → contêm 4 íons hidróxidos, como $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

○ Quanto à natureza dos íons

De acordo com os íons presentes na fórmula dos sais, eles podem ser classificados em:

- *Normal* → obtido da neutralização total entre um ácido e uma base, por isso não há íon H^+ nem íon OH^- em sua fórmula. Apresenta um único tipo de cátion e um único tipo de ânion.

Ex.: NaCl , BaSO_4 , AgNO_3 .

- *Hidrogenossal* → resultante da neutralização parcial do ácido, ou seja, nem todos os hidrogênios ionizáveis foram neutralizados pela base. Apresenta 2 cátions, sendo 1 deles o(s) hidrogênio(s) não ionizado(s).

Ex.: $\text{NaHSO}_4, \text{KH}_2\text{PO}_4$.

- *Hidroxissal* → resultante da neutralização parcial da base, ou seja, nem todos os íons hidróxidos foram neutralizados pelo ácido. Apresenta 2 ânions, sendo 1 deles o(s) íon(s) hidróxido(s) não dissociado(s).

Ex.: $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ e $\text{Ba}(\text{OH})\text{NO}_3$.

- *Duplo ou misto* → formado por 2 cátions diferentes do íon H^+ ou 2 ânions diferentes do íon OH^- .

Ex.: $\text{NKSO}_4, \text{CaBrCl}$ e AlSO_4Br .

- *Hidratado* → constituído por moléculas de água em sua estrutura.

Ex.: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ e $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

○ Quanto à solubilidade em água

A solubilidade de um sal depende da intensidade das interações entre os íons do sal e as moléculas de água a dada temperatura. Como são vários os fatores que influenciam esse critério, é praticamente impossível fazer previsões teóricas sobre a solubilidade desses compostos. Por esse motivo, para verificar quais sais são solúveis e quais são considerados praticamente insolúveis, utiliza-se a tabela a seguir, obtida por meio de testes experimentais realizados nas condições ambientes (a 25 °C e 1 atm).

| TABELA DE SOLUBILIDADE | |
|--|---|
| Sais solúveis | Exceções |
| Nitratos (NO_3^-) | ----- |
| Cloratos (ClO_3^-) | ----- |
| Acetatos (H_3CCOO^-) | Ag^+ |
| Cloretos (Cl^-) | |
| Brometos (Br^-) | Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} |
| Iodetos (I^-) | |
| Sulfatos (SO_4^{2-}) | Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} , Pb^{2+} |
| Sais praticamente insolúveis | Exceções |
| Sulfetos (S^{2-}) | Metais do grupo 1, 2 e amônio |
| Carbonatos (CO_3^{2-}) | |
| Fosfatos (PO_4^{3-}) | Metais do grupo 1 e amônio |
| Sulfitos (SO_3^{2-}) | |

Observação:
sais contendo cátions do grupo 1 e o íon amônio são sempre solúveis.

Os sais solúveis apresentam elevado grau de dissociação (α) e originam soluções com grande quantidade de íons, por isso são definidos como eletrólitos fortes. Ou seja, tem alta condutividade elétrica. Os sais pouco solúveis, mesmo com pequena quantidade de íons em solução, também são considerados **eletrólitos**.

De maneira geral, **compostos iônicos** em água são sempre capazes de conduzir eletricidade. Já os **compostos moleculares**, para serem condutores, devem apresentar quantidades significativas de íons livres em solução.