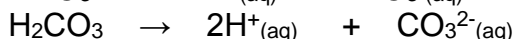
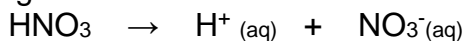


Funções Inorgânicas – Ácidos e Sais

Ácidos

Todo ácido de Arrhenius provém de um composto molecular que, na presença de água, sofre ionização, liberando unicamente, na forma de cátions, o íon H^+ . O ânion que se forma tem carga igual ao número de H^+ liberado. Veja:



Classificação dos ácidos

Costuma-se classificar os ácidos de acordo com os seguintes critérios:

1º - Número de hidrogênios ionizáveis na molécula

- monoácido: a molécula contém um hidrogênio ionizável (exemplos: HCl , HNO_2);
- biácido: a molécula contém dois hidrogênios ionizáveis (exemplos: H_2S , H_2CO_3);
- triácido: a molécula contém três hidrogênios ionizáveis (exemplo: H_3PO_4);
- tetrácido: a molécula contém quatro hidrogênios ionizáveis (exemplo: $H_4P_2O_7$).

2º - Número de elementos na molécula

A molécula de um ácido pode apresentar dois ou mais elementos. Assim, temos:

- ácido binário: a molécula contém dois elementos (exemplos: HCl , H_2S);
- ácido ternário: a molécula contém três elementos (exemplos: HCN , HNO_3);
- ácido quaternário: a molécula contém quatro elementos (exemplo: $HOCN$).

3º) Presença de oxigênio na molécula

A molécula de um ácido pode apresentar ou não o elemento oxigênio. Assim, temos:

- hidrácido: a molécula não contém oxigênio (exemplos: HCl , H_2S);
- oxácido: a molécula contém oxigênio (exemplos: HNO_3 , H_2SO_4).

4º) Volatilidade

Analisando os pontos de ebulição dos ácidos, podemos classificá-los em:

- fixos: apresentam elevado ponto de ebulição (exemplos: H_2SO_4 , H_3PO_4);
- voláteis: apresentam baixo ponto de ebulição (exemplos: HCl , HNO_3).

5º) Força

Quando dissolvemos um ácido em água, verificamos que as moléculas sofrem ionização. Entretanto, ao analisarmos a solução resultante, constatamos que nem todas as moléculas encontram-se ionizadas. Vamos supor que 1000 moléculas de um ácido qualquer HA foram colocadas em água e apenas 250 se encontram ionizadas. Se relacionarmos o número de moléculas ionizadas com o número de moléculas total, teremos:

$$\frac{\text{Nº de moléculas ionizadas}}{\text{Nº de moléculas adicionadas}} = \frac{250}{1000} = 25\%$$

Essa relação recebe o nome de grau de ionização (α) e indica a força de um ácido. Assim, quanto maior o valor de α , mais forte é o ácido:

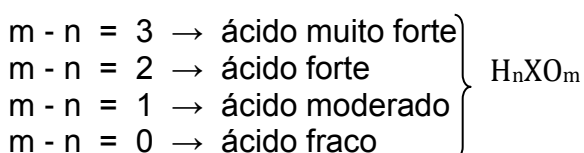
- ácidos fortes $\rightarrow \alpha$ superior a 50%;

- ácidos moderados $\rightarrow \alpha$ entre 5% e 50%;
- ácidos fracos $\rightarrow \alpha$ inferior a 5%.

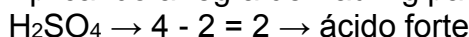
Em relação aos hidrácidos, temos:

Hidrácido	Classificação
HCl, HBr, HI	Fortes
HF	Moderados ou semifortes
H ₂ S, HCN	fracos

Em relação aos ácidos oxigenados (oxácidos), para saber qual a sua força, podemos aplicar a regra de Pauling, que diz que a força do oxácido é indicada pela diferença entre o número de oxigênios e o número de hidrogênios na molécula. Assim:



Aplicando a regra de Pauling para o H₂SO₄, temos:



Nomenclatura dos ácidos

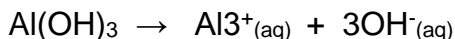
Pelo menos para os principais ácidos, você precisa saber associar fórmulas e nomes, ou seja, dada uma fórmula, saber o nome e vice-versa. Genericamente, a fórmula de um ácido pode ser representada por H_xA, sendo A o ânion formado por um ou mais elementos. Veja a relação entre os nomes do ânion e do ácido correspondente e alguns exemplos:

Terminação

Ânion	Ácido
ato	iço
eto	ídrico
ito	oso

Dissociação das bases

Vimos que de acordo com Arrhenius, base é qualquer composto que em meio aquoso se dissocia, liberando como ânions exclusivamente íons OH⁻:



Classificação das bases

A classificação das bases pode ser feita de acordo com os seguintes critérios:

1º) Número de íons hidróxidos (OH⁻) por fórmula

- Monobase: apresenta um íon OH⁻ na fórmula (exemplos: NaOH, KOH);
- Dibase: apresenta dois íons OH⁻ na fórmula (exemplos: Ca(OH)₂, Zn(OH)₂;
- Tribase: apresenta três íons OH⁻ na fórmula (exemplos: Al(OH)₃, Fe(OH)₃).

2º) Solubilidade em água

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

- bases solúveis: dissolvem-se em água;
- bases insolúveis: não se dissolvem em água.

Todas as bases de cátions 1A e NH_4^+ são solúveis. As demais são pouco solúveis.

3º) Força

Conforme o grau de dissociação iônica (α), as bases são classificadas em:

- fortes: apresentam α elevado e próximo de 100%;
- fracas: apresentam α baixo e próximo de 0%.

Todas as bases de cátions 1A e 2A são fortes. As demais são fracas.

Classificação dos sais

Classificamos os sais pelos seguintes critérios:

1º- Presença de oxigênio

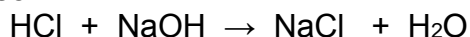
- *sal oxigenado (oxissal)*: o oxigênio participa da sua estrutura (exemplos: KNO_3 , Na_2SO_4);
- *sal não-oxigenado*: o oxigênio não participa da sua estrutura (exemplos: NaCl , NH_4Br).

2º- Número de elementos constituintes

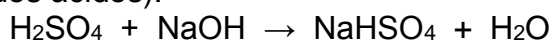
- *sal binário*: sal constituído por dois elementos (exemplos: KCl , Na_2S);
- *sal ternário*: sal constituído por três elementos (exemplos: NaNO_3 , K_2CO_3);
- *sal quaternário*: sal constituído por quatro elementos (exemplos: NH_4ClO_3 , NaOCN).

3º Natureza dos íons

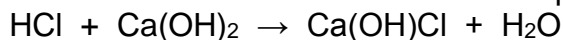
- *sal normal*: não apresenta hidrogênio ionizável, nem íons OH^- ; é obtido por reações de neutralização totais, ou seja, em que a quantidade de íons H^+ do ácido é igual à quantidade de íons OH^- da base.



- *hidrogenossal*: sal que apresenta hidrogênio ionizável; forma-se quando só alguns dos hidrogênios ionizáveis são neutralizados pela base, ocorrendo uma reação de neutralização parcial (no caso dos ácidos).



- *hidroxissal*: sal que apresenta íons OH^- ; forma-se: por reação de neutralização parcial da base, na qual nem todos os OH^- são neutralizados pelo ácido.



4º- Presença de água no retículo cristalino

- *sal hidratado*: sal que apresenta moléculas de água intercaladas em seu retículo cristalino; a: moléculas de água constituem a chamada água: de cristalização ou água de hidratação (exemplos: $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$);
- *sal anidro*: não apresenta água de cristalização (exemplos: NaCl , MgSO_4 , Na_2CO_3 , BaCl_2).

Nomenclatura dos sais

Os sais podem ser representados pela fórmula geral $\text{B}^{y+}\text{A}^{x-}_y$, sendo B um cátion diferente de H^+ e A um ânion diferente de OH^- . O índice do cátion é dado pela carga do ânion, e o índice do ânion é dado pela carga do cátion, de tal forma que o conjunto é eletricamente neutro.

Assim, para obtermos o nome de um sal a partir de sua fórmula, basta escrevemos o nome do ânion seguido da preposição *de* e do nome do cátion. Veja:

Cátion: Zn^{2+} (zinco)

Ânion: NO_2^- (nitrito)

$\text{Zn}(\text{NO}_2)$ (nitrito de zinco)

Deve-se consultar, sempre que necessário, a tabela de cátions e ânions.

Como ocorre com as bases, se um elemento formar cátions com cargas diferentes, usamos algarismos romanos para diferenciá-los ou, ainda, as terminações *oso* para o de menor carga e *ico* para o de maior carga.

Por exemplo, o níquel (Ni) forma os cátions Ni^{2+} , que recebe o nome de cátion níqueloso ou níquel II, e Ni^{3+} , cátion níquelico ou níquel III.

1. A chuva ácida ocorre quando há uma alta concentração de agentes poluentes na atmosfera, como SO_2 , NO_2 e N_2O_5 , que, ao reagirem com vapor d'água, também presente, formam:

- a) sais poucos solúveis.
- b) sais ácidos.
- c) hidrácidos.
- d) anidridos.
- e) oxiácidos.

Gabarito

1. E