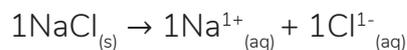




SAIS

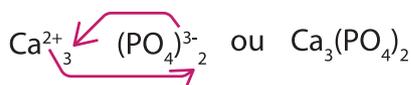
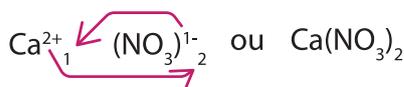
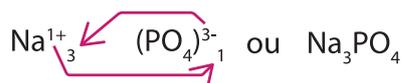
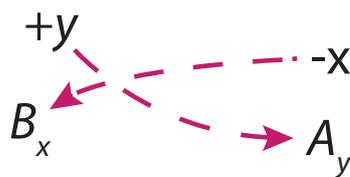
Quando uma substância se dissocia em água, originando pelo menos um cátion diferente de H_3O^+ e pelo menos um ânion distinto de OH^- , mesmo que em pequena porcentagem, são compostos classificados como sais. Por ser em meio aquoso, essa definição para esses compostos inorgânicos é de acordo com a teoria de Arrhenius.

Alguns exemplos:



Fórmula dos sais

Dependendo das cargas de cada íon participante da fórmula unitária do sal, é possível escrever uma fórmula generalizada, onde B^+ é o cátion proveniente da base e o A^- é o ânion proveniente do ácido:



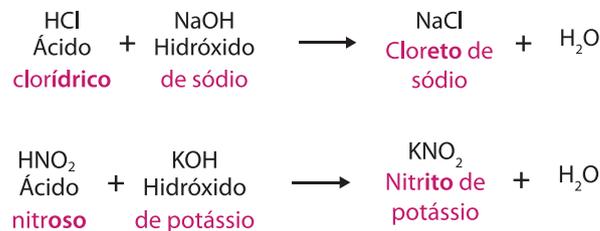


Nomenclatura

Vimos anteriormente no estudo dos compostos ácidos, algumas classificações como hidrácidos e oxiácidos. Como os sais apresentam ânions derivados dos ácidos, seus respectivos nomes estão correlacionados, observe abaixo:



Sabendo a classificação do ácido, basta substituir a terminação de forma respectiva:



Existem cátions que apresentam mais de uma valência, formam sais com fórmulas unitárias diferentes e consequentemente é preciso atribuir nomes específicos para cada um deles:

Nomenclatura: Nome do ânion + de + (nome do cátion de menor valência) + Sufixo oso	
Nome do ânion + de + (nome do cátion de maior valência) + Sufixo ico	
FeSO ₄	Sulfato ferroso ou sulfato de Ferro II
Fe ₂ (SO ₄) ₃	Sulfato férrico ou sulfato de Ferro III
CuNO ₃	Nitrato cuproso ou Nitrato de Cobre I
Cu(NO ₃) ₂	Nitrato cúprico ou Nitrato de cobre II

Comportamento ácido e básico dos sais

A água enquanto substância pura descreve um equilíbrio químico entre seus íons hidrônios H⁺ e hidroxilas OH⁻ em proporções ínfimas. A concentração para cada íon é de 1,0 × 10⁻⁷ mol/L. Para calcular o pH ou pOH (potencial hidroxiliônico) da água pura basta fazer:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \rightarrow \text{pH} = -\log 1,0 \times 10^{-7} \rightarrow \text{pH} = 7 \text{ (abaixo de 7, é ácido) ou}$$



$$pOH = -\log [OH^-] \rightarrow pOH = -\log 1,0 \times 10^{-7} \rightarrow pOH = 7 \text{ (acima de 7, é básico)}$$

Os sais quando dissociados em água, podem afetar a quantidade de íons hidrônio e hidroxila, alterando assim o pH da solução, tornando mais ácido, básico ou sem alteração alguma. Mas, por qual razão os sais apresentam esse comportamento?

A reação entre um ácido e uma base que produz uma solução de sal e água é conhecida como reação de dupla-troca.

Dependendo da força do ácido ou da base responsável por produzir o sal, através de uma reação de neutralização, o mesmo poderá assumir diferente comportamento ácido-base.

Veja:

Ácido Forte + Base Fraca	Sal Ácido	Exemplo: $AgNO_3$
Ácido Fraco + Base Forte	Sal Básico	Exemplo: K_2CO_3
Ácido Forte e Base forte ou Ácido Fraco e Base fraca	Sal neutro	Exemplo: NaCl

Solubilidade

Todos os sais apresentam uma capacidade de dissociar-se em água, mesmo que em quantidades baixíssimas. Veja a tabela:

Sal	Solubilidade	Exceções
Nitratos Cloratos Acetatos	Solúveis	
Cloretos Brometos Iodetos	Solúveis	Ag^+ , Hg^{2+} , Pb^{2+}
Sulfatos	Solúveis	Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+}
Sulfetos	Insolúveis	Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ , NH_4^+
Outros sais	Insolúveis	Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ , NH_4^+

Ponto de destaque: Existem sais classificados como duplos, pois os mesmos são formados por dois ácidos ou por duas bases, exemplo: $KNaSO_4$ (sulfato duplo de sódio e potássio), $CaClBr$ (brometo-cloreto de cálcio).

Ponto de destaque: Alguns sais cristalizam com moléculas de água, exemplo: $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$.

