

Introdução a inorgânica

Gabriel Moreno Ribeiro





1 INTRODUÇÃO

As funções inorgânicas são conjuntos de substâncias com propriedades químicas parecidas, pois possuem estruturas parecidas. A classificação das funções inorgânicas foi proposta por Berzelius em 1817 e foram divididas em quatro subgrupos: ácidos, bases, sais e óxidos. Cada uma dessas funções tem características específicas que as diferenciam das outras, por exemplo, os ácidos são compostos que possuem hidrogênio e que, em solução aquosa, liberam íons H^+ . Já as bases são compostos que possuem hidroxila OH^- e que, em solução aquosa, liberam íons OH^- , mais para frente vamos descobrir os diferentes tipos de classificação (segundo brownsted-lorow, arrhenius, e lewis). Os sais são compostos que possuem um cátion diferente do H^+ e um ânion diferente do OH^- . E os óxidos são compostos binários formados por oxigênio e outro elemento químico.

Não há um registro histórico preciso sobre a descoberta das funções inorgânicas. No entanto, sabe-se que os primeiros ácidos foram descobertos pelos alquimistas medievais. O ácido sulfúrico foi descoberto pelo alquimista persa Jabir ibn Hayyan no século VIII. O ácido clorídrico foi descoberto pelo alquimista alemão Johann Rudolf Glauber no século XVII. O hidróxido de sódio (base) foi descoberto pelo químico inglês Humphry Davy em 1807. O cloreto de sódio (sal) e os óxidos são conhecidos desde a antiguidade e eram usados respectivamente como tempero e conservante de alimentos e para produzir pigmentos e vidros.

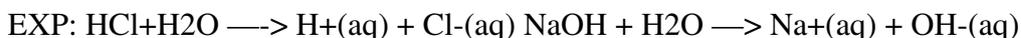
2 FUNÇÕES INORGÂNICAS

2.1 ÁCIDOS E BASES

Existem três teorias que classificam os ácidos e bases: a teoria de Arrhenius, a teoria de Brønsted-Lowry e a teoria de Lewis.

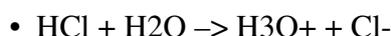
2.1.1 SEGUNDO ARRHENIUS

A teoria de Arrhenius, proposta por Svante Arrhenius em 1884, define ácido como uma substância que, em solução aquosa, libera íons H^+ (cátions hidrogênio) e define base como uma substância que, em solução aquosa, libera íons OH^- (ânions hidroxila). Essa classificação corta diversos ácidos e bases e também não explica como um composto que em nossa concepção é neutro podendo agir como um ácido ou uma base.



2.1.2 SEGUNDO BRONSTED-LOWRY

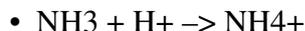
A Teoria de Brønsted-Lowry descreve as interações ácido base em termos de transferência de prótons entre as espécies químicas. Segundo essa teoria, ácido é toda espécie química doadora de prótons H^+ e base é toda espécie química receptora de prótons H^+ . Por exemplo, considere a reação entre o ácido clorídrico (HCl) e a água (H_2O):



Nessa reação, o ácido clorídrico doa um próton para a água, que age como uma base. O produto resultante é o íon hidrônio (H_3O^+) e o íon cloreto (Cl^-). O íon hidrônio é um ácido é um ácido conjugado da base (H_2O), pois pode doar um próton para outra base. O íon cloreto é uma base conjugada



do ácido clorídrico (HCl), pois pode aceitar um próton de outro ácido. Um exemplo adicional seria a reação entre o amoníaco (NH₃) e o íon hidrogênio (H⁺):



Nessa reação, o amoníaco age como uma base, pois aceita um próton do íon hidrogênio. O produto resultante é o íon amônio (NH₄⁺), que age como um ácido conjugado do amoníaco, pois pode doar um próton para outra base.

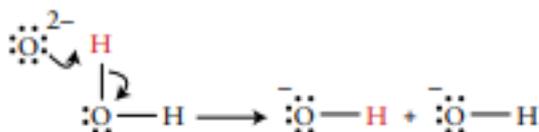
OBS: vale ressaltar que quanto mais forte for o ácido, mais fraca será sua base conjugada, e quanto mais forte for sua base, mais fraca será o ácido conjugado dessa base. E vice-versa

2.1.3 SEGUNDO LEWIS

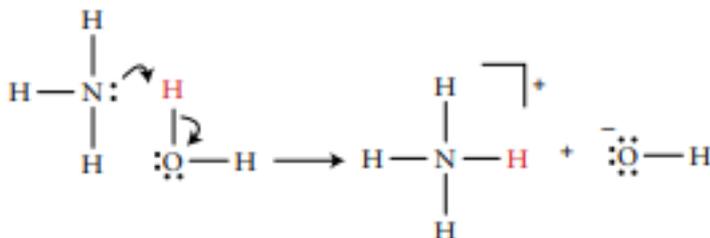
Muitas outras substâncias podem ser classificadas como ácidos ou bases pela definição desenvolvida por G.N. Lewis:

- Um **ácido de Lewis** é um aceitador de par de elétrons
- Uma **base de Lewis** é um doador de par de elétrons

Quando uma base de Lewis doa um par de elétrons para um ácido de Lewis, ambos compartilham um par de elétrons através de uma ligação covalente coordenada. Um próton (H⁺) é um aceitador de pares de elétrons, o que o classifica como um ácido de Lewis, pois pode se ligar ("aceitar") a um par de elétrons não compartilhados de uma base de Lewis. Em outras palavras, um ácido Brønsted é o doador de um ácido de Lewis específico, o próton. A teoria de Lewis é mais abrangente que a teoria de Brønsted-Lowry. Por exemplo, átomos e íons metálicos podem atuar como ácidos de Lewis, como na formação de Ni(CO)₄ a partir de átomos de níquel (o ácido de Lewis) e monóxido de carbono (a base de Lewis), mas eles não são ácidos Brønsted. No entanto, toda base Brønsted é um tipo especial de base Lewis, uma substância que pode usar um par de elétrons não compartilhados para formar uma ligação covalente com um próton. Por exemplo, o íon óxido é uma base Lewis. Ele forma uma ligação covalente coordenada com o próton, um ácido Lewis, fornecendo o par de elétrons para a ligação.



As setas curvas são usadas para indicar a direção do movimento hipotético dos elétrons. De maneira similar, quando a amônia, NH₃, que é uma base de Lewis, se dissolve em água, algumas de suas moléculas recebem prótons das moléculas de água.



É crucial notar que as definições de ácidos e bases variam de acordo com a teoria em questão. Na teoria de Lewis, o próton é classificado como um ácido. Por outro lado, na teoria de Brønsted, o ácido é a espécie que doa o próton. Em ambas as teorias, qualquer espécie que aceite um próton é considerada uma base. No entanto, na teoria de Arrhenius, a base é o composto que fornece a espécie que aceita o próton.



2.2 SAIS

Os sais são substâncias químicas formadas por ligações iônicas entre os átomos. A função inorgânica sal corresponde aos compostos iônicos que possuem, pelo menos, um cátion diferente de H⁺ e um ânion diferente de OH⁻. Os sais estão presentes em nosso cotidiano, sendo bastante utilizados.

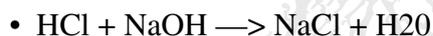
Eles são geralmente formados em uma reação de neutralização, quando um ácido e uma base reagem e produzem um sal e água. Por exemplo, a reação entre o ácido clorídrico (HCl) e o hidróxido de sódio (NaOH) forma os produtos cloreto de sódio (NaCl) e água (H₂O).

Na ligação iônica ocorre com a transferência de elétrons entre os átomos e para isso um dos átomos deve ser um metal e o outro um ametal. Com isso, formam-se espécies químicas positivas, os cátions, por doarem elétrons e os de carga negativa, ânions, que os receberam.

Os sais são classificados em três tipos segundo o modo como ocorre a reação de formação dos sais:

2.2.1 SAL NEUTRO

São formados por uma reação de neutralização total, onde todos os íons H⁺ do ácido e todos os íons OH⁻ da base reagem. Esses sais, quando dissolvidos em água, não alteram o pH. Exemplos incluem NaCl (cloreto de sódio) e Na₃PO₄ (fosfato de sódio)



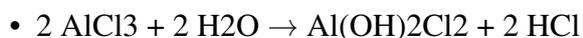
2.2.2 SAL ÁCIDO OU HIDROGENO-SAL

São formados por dois cátions e apenas um ânion. Um exemplo é o Na₂SO₄ (sulfato de sódio). Na dissociação eletrolítica deste sal, temos os íons 2Na⁺ e SO₄(2⁻).



2.2.3 SAL BÁSICO

Apresentam dois ânions e um cátion. Um exemplo é o Al(OH)₂Cl₂ (cloreto dibásico de alumínio). Na sua dissociação eletrolítica, temos os íons Al²⁺, OH₂⁻ e Cl₂⁻.



OBS: Além desses, existem outros tipos de sais como os sais mistos, que são compostos por dois cátions ou dois ânions diferentes, e os sais hidratados, que contêm água na composição.

2.3 ÓXIDOS

Os óxidos são compostos binário formados pela combinação de dois elementos, sendo um deles obrigatoriamente o oxigênio. Eles podem ser formados por praticamente todos os elementos que reagem com o oxigênio e podem ser classificados da seguinte forma:

2.3.1 ÓXIDOS ÁCIDOS

geram um ácido na água, ou quando reagem com uma base geram sal e água. Exemplos: CO₂, SO₂, SO₃, P₂O₅, Cl₂O₆, NO₂, N₂O₄ e N₂O₅



2.3.2 ÓXIDOS BÁSICOS

geram uma base na água, ou quando reagem com um ácido, geram sal e água. Exemplos: Na_2O , K_2O , CaO e MgO

2.3.3 ÓXIDOS NEUTROS

não reagem com água, nem com ácidos e nem com bases. Exemplos: CO , N_2O e NO

2.3.4 ÓXIDOS ANFÓTEROS

Na presença de um ácido, comportam-se como uma base; e na presença de uma base, comportam-se como um ácido. Exemplos: ZnO , Al_2O_3 , SnO , SnO_2 , PbO , PbO_2 , As_2O_3 , As_2O_5 , Sb_2O_3 e Sb_2O_5

2.3.5 ÓXIDOS MISTOS

comportam-se como se fossem resultado da combinação de dois óxidos de um mesmo elemento químico. Exemplos: Fe_3O_4 ($\text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3$) e Pb_3O_4 ($2 \text{PbO} + \text{PbO}_2$)

OBS: Além desses tipos de óxidos, existem os peróxidos e superóxidos. A diferença entre esses compostos e os óxidos está no número de oxidação (NOX) que o oxigênio apresenta nessas substâncias.

- Em um óxido, o NOX do oxigênio é sempre -2
- Nos peróxidos, o NOX do oxigênio é sempre -1. Exemplos incluem H_2O_2 (peróxido de hidrogênio) e Na_2O_2 (peróxido de sódio)
- Nos superóxidos, o NOX do oxigênio é igual a -1/2. Exemplos incluem K_2O_4 (superóxido de potássio) e Na_2O_4 (superóxido de sódio)