



FUNÇÕES INORGÂNICAS





FUNÇÕES INORGÂNICAS

Ácidos, bases, sais e óxidos... hidrogênios, hidroxilas e pHs: com estas videoaulas, você vai descobrir o que estes e outros nomes complicados significam.

Esta subárea é composta pelos módulos:

1. Teorias Ácido-Base
2. Ácidos
3. Bases
4. Sais
5. Óxidos



TEORIAS ÁCIDO-BASE

As noções de ácidos e bases variam de acordo com o cientista que as propôs. São as principais as de Arrhenius, Bronsted-Lowry e de Lewis. Cada uma delas evoluiu a partir da outra, e têm diferentes graus de abrangência.

Os químicos nos séculos passados sabiam que existiam espécies ácidas e básicas, que eram assim classificadas de acordo com algumas propriedades como o sabor das substâncias! Eles classificavam as espécies azedas como ácidas, e as adstringentes como básicas.

Elas eram classificadas como opostos porque os químicos sabiam que uma anulava as propriedades da outra; de fato, ácidos e bases reagem um com o outro em reações de neutralização, como veremos mais adiante. No entanto, somente a partir do século XIX os estudos na química se aprofundaram o suficiente para descobrir-se a verdadeira natureza dessas substâncias.

ARRHENIUS

A primeira definição de ácido bases veio do químico Svante Arrhenius, na década de 1880. Ao estudar soluções eletrolíticas, ele descobriu que as substâncias ácidas (azedas) liberavam íons H^+ em água, e as substâncias adstringentes, liberavam OH^- . Oficialmente, Arrhenius chegou às seguintes conclusões:

- ▶ Ácidos são as substâncias que, em água, aumentam a concentração dos íons H^+ .
- ▶ Bases são as substâncias que, em água, aumentam a concentração dos íons OH^- .

Essa é a definição mais simples de ácido e base, de mais fácil entendimento. Por exemplo, HCl , o ácido clorídrico, é um ácido de Arrhenius, porque em água, libera os íons H^+ :



O Hidróxido de sódio, $NaOH$, é uma base de Arrhenius, porque em água, libera os íons OH^- :



No entanto, as definições de Arrhenius só se aplicavam a moléculas que continham H e OH , e estavam em água. Por isso, não explicavam eficientemente outros fenômenos químicos, e novas definições foram necessárias.



BRONSTED-LOWRY

Mais tarde, já nos anos 1920, Bronsted e Lowry, dois cientistas trabalhando independentemente, tornaram mais abrangentes as definições de ácidos e bases, baseadas em reações de neutralização, levando em consideração que elas envolvem a troca de um íon H^+ de uma espécie à outra.

Assim, segundo esses químicos:

- ▶ Um ácido é uma substância que doa um H^+ (próton).
- ▶ Uma base é uma substância que recebe um H^+ (próton).

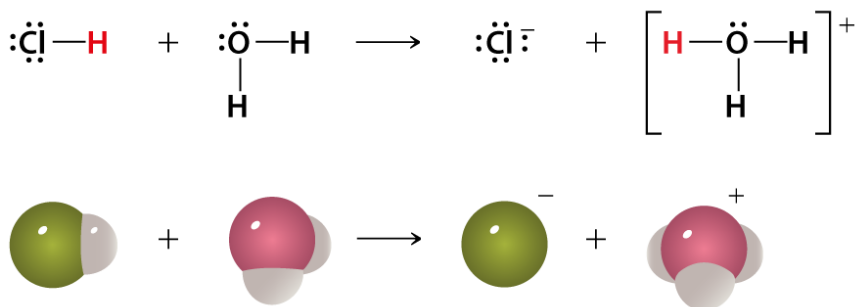
Essas definições, agora, funcionam tanto para reações ácido-base, quanto para dissociação de ionização dos compostos químicos ácidos e básicos.

Vejam a mesma reação de ionização do HCl em água, agora segundo a teoria de Bronsted-Lowry:

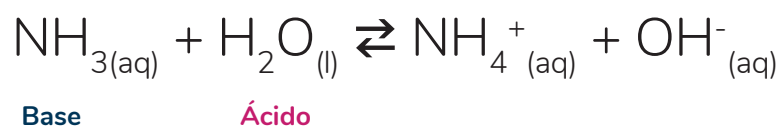


Perceba que agora a água é parte da reação química, e é ela quem recebe um próton. A espécie HCl doou um próton, atuando como ácido, e o H_2O recebeu um próton, atuando como base, se tornando H_3O^+ .

Isso é possível porque o oxigênio, na molécula de água, tem pares de elétrons sobrando, e eles podem se ligar a um cátion H^+ . Veja como isso acontece segundo as representações de Lewis:



Dizemos que a água é uma base de Bronsted-Lowry. No entanto, ela também pode agir como ácido, numa reação com amônia, uma base:

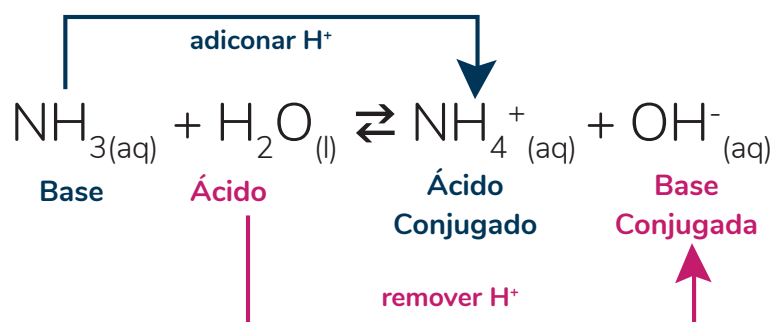


A amônia NH_3 , por ter recebido um H^+ , é uma base. Veja que quem doou o próton foi a molécula de água, e por isso, é um ácido de Bronsted-Lowry.



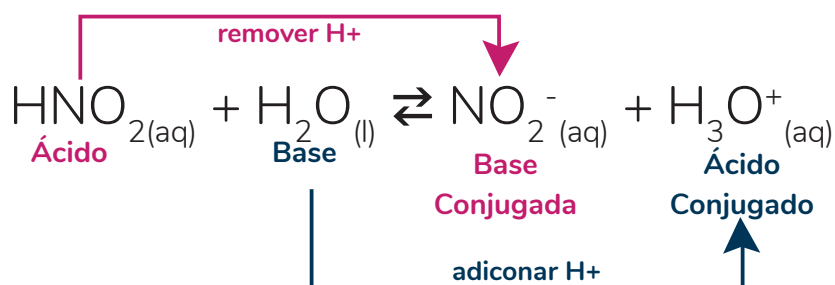
Perceba que a água pode ser tanto um ácido quanto uma base! Dizemos que por isso, ela tem comportamento **anfótero** ou **anfiprótico**.

Como notado por Bronsted e Lowry, ácidos e bases sempre “trabalham juntos” na transferência dos prótons. Por isso, uma substância só atuará como ácido se alguma outra substância atuar como base. A partir disso, nasce o conceito de ácidos e bases conjugadas.



Uma base sempre produzirá um ácido conjugado, e um ácido sempre produzirá uma base conjugada. Na reação acima, podemos ver que o NH_3 recebe um próton, atuando como base. No entanto, lendo a reação da direita para esquerda, vemos que a espécie NH_4^+ (que foi gerada pelo NH_3) pode atuar como ácido, doando um próton.

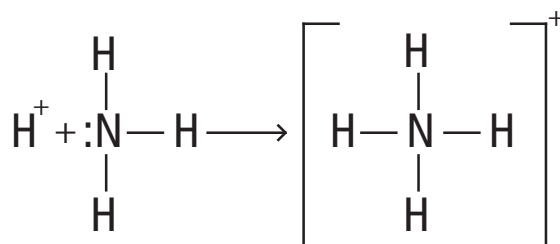
O contrário também é válido:



TEORIA DE LEWIS

Lewis, já no começo do século XX, propôs uma definição ainda mais abrangente de ácidos e bases. Ele entendeu que para uma espécie doar ou receber um próton, ela deve também receber ou doar um par de elétrons.

Observe a reação abaixo:



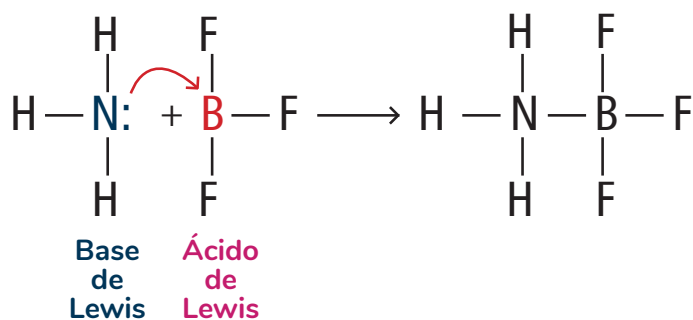


Em termos de Bronsted-Lowry, vemos que a amônia (NH_3) é uma base, pois recebe um próton, se tornando NH_4^+ (cátion amônio). Porém, vemos também que ela doou um par de elétrons para o íon H^+ , enquanto o íon H^+ , um ácido de Bronsted, recebeu um par de elétrons. É nesses termos que se definem os ácidos e bases de Lewis:

Um ácido de Lewis **recebe** um par de elétrons
Uma base de Lewis **doa** um par de elétrons.

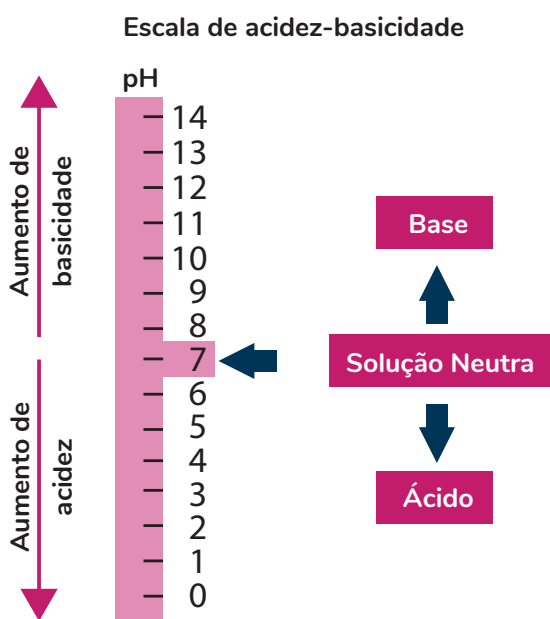
A definição de Lewis de ácidos e bases é de todas a mais abrangente, que pode ser aplicada em várias situações, mesmo em reações ácido-base que não aconteçam em meios aquosos, como acontece com as demais teorias.

Além disso, a base pode doar seu par de elétrons para outra espécie que não seja o H^+ , desde que essa espécie seja capaz de receber esses elétrons. Assim, todo composto que receba elétrons pode ser considerado um ácido de Lewis, como no exemplo abaixo:

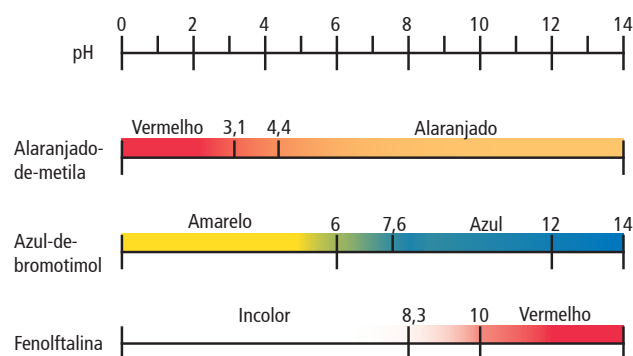


ESCALA DE pH

Como a quantidade de H^+ e OH^- no meio tem influência em diversos sistemas de reações químicas, como no nosso corpo ou no meio ambiente, se tornou muito importante “medir” a acidez e a basicidade dos meios aquosos. No caso dos compostos inorgânicos, o pH metro é o instrumento utilizado para mensurar a acidez-basicidade de uma solução. Essa medida segue uma escala de 0 a 14:



Além de equipamentos elétricos específicos para medir o pH (potencial hidrogeniônico), pode-se usar também substâncias indicadoras, sendo a mudança de cor a propriedade macroscópica referente ao comportamento ácido-básico.





Outro indicador muito usado em laboratório é o papel de tornassol, que fica vermelho em contato com os ácidos, e azul em contato com as bases.



O limão, devido ao seu caráter ácido, deixa o papel de tornassol com coloração avermelhada. Por sua vez, o sabão, devido ao seu caráter básico, deixa o papel de tornassol com coloração azulada.

ANOTAÇÕES
