

REAÇÕES ÁCIDO-BASE

11
aula

META

Diferenciar a química de ácidos e bases fortes e fracos.

OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:

definir os conceitos de ácido e base de Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis; distinguir ácidos e bases, fortes e fracos.

PRÉ-REQUISITOS

Conhecimento prévio da natureza das substâncias dissolvidas em água.



Instrumentos utilizados no laboratório de química (Fonte: <http://www.grupoescolar.com>).

Muitas das reações químicas que ocorrem em nós e ao nosso redor envolvem substâncias dissolvidas em água e, por esta razão, são ditas que ocorrem em solução aquosa. Dentre estas substâncias, estão os ácidos e as bases que são importantes

INTRODUÇÃO

em inúmeros processos químicos, desde os processos industriais até os processos biológicos. Só para se ter uma idéia, o ácido clorídrico (HCl), que é um importante produto químico industrial, é também o principal constituinte do suco gástrico do estômago. No interior de cada célula viva, existe uma intensa produção de ácidos e bases que suportam a vida e controlam a composição de nosso sangue e fluidos celulares além de também afetarem o sabor, a qualidade e a digestão de nossa comida. De fato, quase todos os produtos de consumo que nos rodeiam, tais como tecidos sintéticos, tintas, metais e plásticos, envolvem o uso de ácidos e bases em seu processo de fabricação.

Desde os tempos antigos, os cientistas identificam os ácidos e as bases por suas propriedades características. Os ácidos têm sabor azedo (por exemplo, o ácido cítrico no suco de limão) e fazem com que determinados corantes mudem de cor (por exemplo, o papel de tornassol fica vermelho no contato com ácidos). A palavra ácido deriva do latim *acidus*, que significa azedo ou adstringente. Por ou-

tro lado, as bases têm sabor amargo e dão impressão de escorregadias (por exemplo, o sabão).

Na aula de hoje, portanto, veremos por que algumas substâncias são ácidas e outras básicas, por que alguns ácidos e bases são mais fortes do que outros e, por que os ácidos e as bases são tão importantes.



“Quase todos os produtos de consumo que nos rodeia envolvem o uso de ácidos e bases em seu processo de fabricação.”

Nós, em algum momento de nossas vidas, já ouvimos falar de ácidos e bases embora possamos não nos lembrar dos conceitos envolvidos. Para que possamos entender esta parte da química, é necessário conhecermos a natureza das substâncias dissolvidas em água e se estas existem em água na forma de íons, de moléculas ou de uma mistura das duas. Essa informação é necessária para que se entenda a natureza das reações aquosas.

REAÇÕES

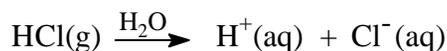
REAÇÕES ÁCIDO-BASE

Ácidos e Bases segundo os conceitos de ARRHENIUS:

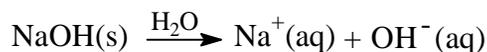
Na década de 1880, o químico sueco Svante Arrhenius (1859-1927) ligou o comportamento ácido à presença de íons H^+ e o comportamento de base à presença de íons OH^- em solução aquosa. Arrhenius definiu então **Ácidos** como substâncias que em solução aquosa produzem íons H^+ , e **bases** como substâncias que em solução aquosa liberam íons OH^- . Posteriormente, estes conceitos passaram a ser expressos da seguinte maneira: *Ácidos de Arrhenius* são substâncias que, quando dissolvidas em água, aumentam a concentração de íons H^+ . Da mesma forma, *bases de Arrhenius* são substâncias que, quando dissolvidas em água, aumentam a concentração de íons OH^- .

Tomaremos os exemplos abaixo para melhor exemplificarmos:

Exemplo 1: A dissolução do gás cloreto de hidrogênio é altamente solúvel em água devido à sua reação química com a água.



Exemplo 2: A dissolução do hidróxido de sódio em água.



Entretanto, estes conceitos, embora úteis, apresentam limitações porque são restritos a soluções aquosas.

Ácido

Uma substância que, quando dissolvida em água, aumenta a concentração de íons de hidrogênio.

Base

Uma substância que, quando dissolvida em água pura, aumenta a concentração de íons hidróxido.

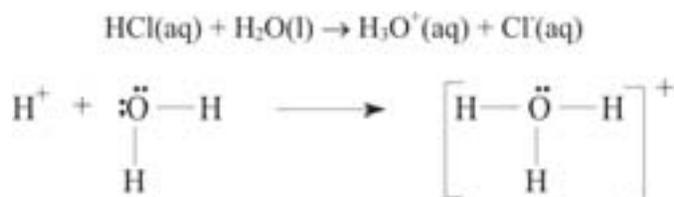
ÁCIDOS E BASES SEGUNDO OS CONCEITOS DE BRØNSTED-LOWRY:

Em 1923, o químico dinamarquês Johannes Brønsted (1879-1947) e o inglês Thomas Lowry (1874-1936) propuseram uma definição mais geral de ácidos e bases, conhecida como *Teoria de Brønsted-Lowry de ácidos e bases*, a qual teve como suporte a transferência de íons H^+ de uma substância para outra. Portanto, *ácidos de Brønsted-Lowry* são substâncias (moléculas ou íons) que podem doar um próton (H^+) para outra substância. Da mesma forma, bases de *Brønsted-Lowry* são substâncias que podem receber um próton.

O conceito de *Brønsted-Lowry* torna-se mais abrangente, uma vez que pode ser aplicado a qualquer reação que envolva transferência de prótons, inclusive soluções aquosas. Todavia, devemos estar atentos para o fato de que os químicos usam $H^+(aq)$ e $H_3O^+(aq)$ de maneira intercambiável para representar a mesma coisa, ou seja, o próton hidratado o qual é responsável pelas propriedades características das soluções aquosas de ácidos. Entretanto, também devemos ter em mente que o íon H_3O^+ é a representação mais correta.

Como exemplos, podemos analisar as reações de transferência de próton que se seguem:

Exemplo 3: Reações que se processam em meio aquoso. Na reação do Exemplo 1, na qual o cloreto de hidrogênio ioniza-se em água, o que se tem de fato é a interação de um próton (H^+), com uma molécula de água (H_2O), para formar o íon hidrônio (H_3O^+). Portanto, observe que o que ocorre é a transferência de um próton do HCl para a água como mostra a reação abaixo.



Este exemplo pode ser melhor visualizado na Figura 1.

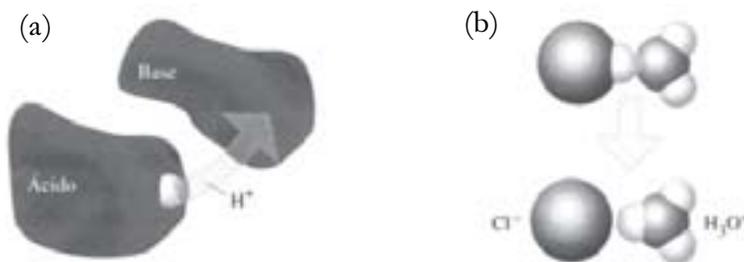
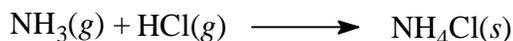
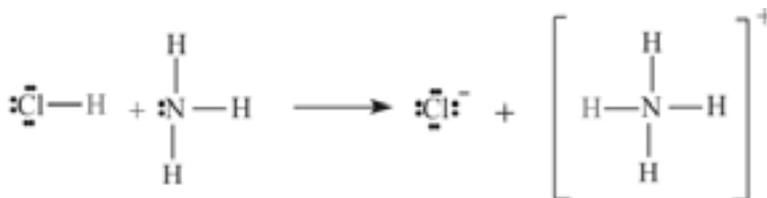


Figura 1. (a) Um ácido de Brønsted é um doador de prótons; uma base de Brønsted é um receptor de prótons. Neste contexto, um próton é um íon H^+ . (b) Quando uma molécula de HCl dissolve-se em água, uma ligação de hidrogênio forma-se entre o átomo de H do HCl e o átomo de O de uma molécula de água vizinha, e o núcleo do átomo de hidrogênio é arrancado da molécula de HCl .

Exemplo 4: Reações que se processam em fase gasosa. O filme nebuloso que se forma nas vidrarias de laboratório quando se faz a reação do ácido clorídrico (HCl) com a amônia (NH_3), em fase gasosa, é o cloreto de amônio sólido (NH_4Cl).



Esta reação também pode ser conduzida em meio aquoso. Neste caso, o que se tem é:



Já neste exemplo, o que temos é a transferência de um próton do HCl para o NH_3 .

Importante: Observe que neste caso temos uma situação em que a amônia tanto é uma base de Arrhenius, porque quando se adiciona

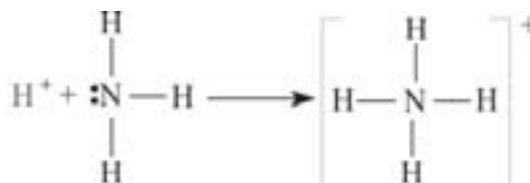
a água há um aumento da concentração de OH^- (aq), como também é uma base de Brønsted, porque recebe um próton da água.

Um dado interessante é que um ácido e uma base sempre atuam juntos, ou seja, uma substância só se comportará como um ácido se, simultaneamente, outra se comportar como uma base.

Existem substâncias que, dependendo da situação, podem se comportar como ácido ou como base. Estas substâncias são chamadas de *anfóteras*. Se atentarmos para a reação da H_2O com o HCl , veremos que neste caso a água comporta-se como uma base, porque recebe um próton da molécula de HCl . Já na reação da H_2O com o NH_3 , a molécula de água comporta-se como um ácido porque doa um próton para a molécula de amônia.

ÁCIDOS E BASES SEGUNDO OS CONCEITOS DE LEWIS:

Um *ácido de Lewis* é definido como um receptor de um par de elétrons, ou seja, moléculas ou íons capazes de coordenarem com um par de elétrons. Conseqüentemente, uma *base de Lewis* é definida como um doador de um par de elétrons, ou seja, moléculas ou íons que possuem tais pares de elétrons disponíveis para a coordenação. A reação abaixo ilustra bem estas definições:



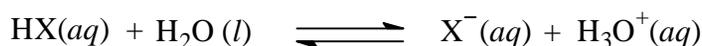
Curiosidade! Trifluoreto de boro (BF_3) também é um exemplo de um ácido de Lewis.



Como vimos anteriormente, um próton, H^+ , é um receptor de um par de elétrons. Portanto, este íon pode ser considerado um ácido de Lewis. Desta forma, podemos dizer que um *ácido de Brønsted* é fornecedor de um ácido de Lewis particular, *um próton*. Também podemos dizer que uma *base de Brønsted* é um tipo especial de base de Lewis, uma substância que pode utilizar um par de elétrons isolados para ligar-se a um próton.

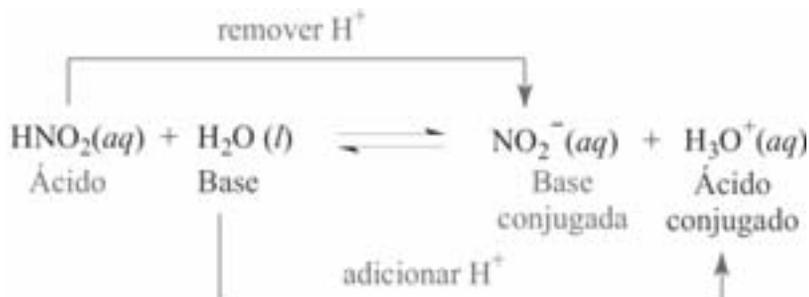
PARES ÁCIDO-BASE CONJUGADOS

Em qualquer equilíbrio ácido-base, tanto a reação direta (para a direita) quanto a inversa (para a esquerda) envolvem transferências de próton. Por exemplo, considere a reação abaixo:



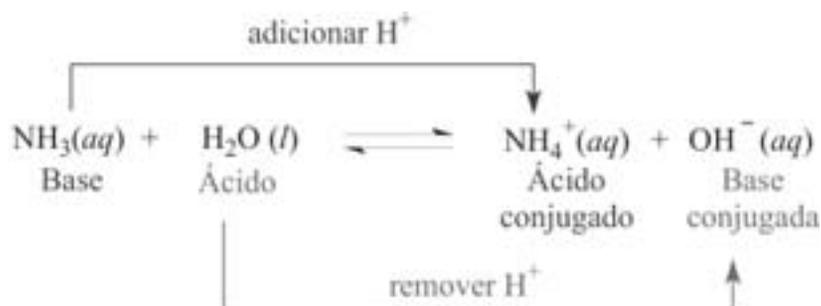
Na reação direta, HX doa um próton para H_2O . Portanto, HX é um ácido e H_2O é uma base de Brønsted-Lowry. Na reação inversa, o íon H_3O^+ doa um próton para o íon X^- , e atua como um ácido, enquanto que, o íon X^- atua como uma base.

Bom, agora que já entendemos a diferença de uma reação no seu sentido direto e inverso, estamos aptos para entender um par conjugado. Um ácido e uma base como HX e X^- , que diferem apenas na presença ou ausência de um próton, são chamados de *par ácido-base conjugado*.



Nas reações abaixo, identificaremos dois conjuntos de par ácido-base conjugado. Vamos inicialmente considerar a reação entre o ácido nitroso (HNO_2) e a água:

Consideremos também a reação entre NH_3 e H_2O :



Forças relativas dos ácidos e das bases

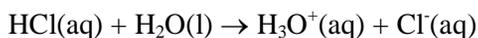
O que de fato precisamos saber?

Precisamos saber algumas definições úteis:

- Ácidos e bases fortes são eletrófilos fortes.
- Eletrólitos são substâncias ionizadas em solução.
- Eletrólitos fortes são aqueles que se dissociam completamente em solução, ou seja, existem em solução totalmente ou quase total como íons. Essencialmente, são todos os compostos iônicos (como NaCl) e alguns compostos moleculares (como HCl).
- Eletrólitos fracos são os solutos que existem em solução, na maioria das vezes, na forma de moléculas com apenas uma pequena quantidade na forma de íons. Por exemplo, em uma solução de ácido acético (CH_3COOH), a maioria do soluto está presente como moléculas de CH_3COOH , ou seja, apenas uma pequena quantidade está presente na forma de $\text{H}^+(aq)$ e $\text{CH}_3\text{COO}^-(aq)$.

Vejamos algumas situações já abordadas anteriormente:

Na reação do HCl com a H_2O , todas as moléculas de HCl doam seus prótons para a água. Por este motivo o HCl é classificado como um **ácido forte**.



Ácido forte

Um ácido que se ioniza completamente em água.

Outro ácido que transfere seus prótons para a água é o HCN. Entretanto, apenas uma fração das moléculas de HCN doa seus prótons. Assim, no equilíbrio, ambos, moléculas de HCN e íons CN⁻, estão presentes. Escrevemos o equilíbrio de transferência de prótons como:



Nesta reação, como somente uma fração de moléculas de HCN doa seus prótons, o HCN é classificado como um **ácido fraco** em água.

Bem, como pudemos ver, alguns ácidos são melhores doadores de prótons que outros. Por outro lado, algumas bases são melhores receptoras de prótons do que outras. A relação inversa entre as forças dos ácidos e as bases conjugadas está disposta na Figura 2 e Tabela 1.

Ácido fraco

Um ácido que é apenas parcialmente ionizado em solução aquosa.

	Ácido	pK _a aproximado	Base conjugada	
Ácido Mais Forte	HSbF ₆	< -12	SbF ₆ ⁻	Base Mais Fraca
	HI	-10	I ⁻	
	H ₂ SO ₄	-9	HSO ₄ ⁻	
	HBr	-9	Br ⁻	
	HCl	-7	Cl ⁻	
	C ₆ H ₅ SO ₃ H	-6,5	C ₆ H ₅ SO ₃ ⁻	
	(CH ₃) ₃ OH	-3,8	(CH ₃) ₃ O	
	(CH ₃) ₂ C=OH	-2,9	(CH ₃) ₂ C=O	
	CH ₃ OH ₂ ⁺	-2,5	CH ₃ OH	
	H ₃ O ⁺	-1,74	H ₂ O	
Aumento da força do ácido ↑	HNO ₃	-1,4	NO ₃ ⁻	Aumento da força da base ↓
	CF ₃ CO ₂ H	0,18	CF ₃ CO ₂ ⁻	
	HF	3,2	F ⁻	
	H ₂ CO ₃	3,7	HCO ₃ ⁻	
	CH ₃ CO ₂ H	4,75	CH ₃ CO ₂ ⁻	
	CH ₃ COCH ₂ COCH ₃	9,0	CH ₃ COCHCOCH ₃	
	NH ₄ ⁺	9,2	NH ₃	
	C ₆ H ₅ OH	9,9	C ₆ H ₅ O ⁻	
	HCO ₃ ⁻	10,2	CO ₃ ²⁻	
	CH ₃ NH ₃ ⁺	10,6	CH ₃ NH ₂	
Ácido Mais Fraco	H ₂ O	15,7	OH ⁻	Base Mais Forte
	CH ₃ CH ₂ OH	16	CH ₃ CH ₂ O ⁻	
	(CH ₃) ₂ COH	18	(CH ₃) ₂ CO ⁻	
	CH ₃ COCH ₃	19,2	⁻ CH ₂ COCH ₃	
	HC≡CH	25	HC≡C ⁻	
	H ₂	35	H ⁻	
	NH ₃	38	NH ₂ ⁻	
	CH ₂ =CH ₂	44	CH ₂ =CH ⁻	
	CH ₃ CH ₃	50	CH ₂ CH ₃ ⁻	

Figura 2: Força relativa de alguns pares comuns de ácido-base conjugados, os quais são listados opostos um ao outro nas duas colunas.

ATENÇÃO!

Precisamos estar atentos para entendermos que:

- *Quanto mais forte é o ácido, mais fraca é sua base conjugada. Por outro lado, quanto mais forte é a base, mais fraco é o seu ácido conjugado;*
- Os ácidos fortes transferem completamente seus prótons para a água enquanto que suas bases conjugadas não têm tendência para serem protonadas (abstrair prótons);
- Os ácidos fracos dissociam-se apenas parcialmente em solução aquosa e suas bases conjugadas mostram ligeira habilidade para remover prótons da água (são bases fracas);
- As substâncias com acidez desprezível são aquelas que contêm hidrogênio, porém não demonstram nenhum comportamento ácido em água, por exemplo o CH₄.
- A base conjugada de um ácido é a base formada quando o ácido doou o próton.
- O ácido conjugado de uma base é o ácido que se formou quando a base aceitou o próton.

Tabela 1. Pares conjugados de ácido-base organizados pela força.

Nome do ácido	Fórmula	Fórmula da base	Nome
Ácido forte			Base muito fraca
ácido iodídrico	HI	I ⁻	ion iodeto
ácido perclórico	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	ion perclorato
ácido bromídrico	HBr	Br ⁻	ion brometo
ácido clorídrico	HCl	Cl ⁻	ion cloreto
ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	ion hidrogenossulfato
ácido clórico	HClO ₃	ClO ₃ ⁻	ion clorato
ácido nítrico	HNO ₃	NO ₃ ⁻	ion nitrato
ion hidrônio	H ₃ O ⁺	H ₂ O	água
ácido hidrogenossulfato	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	ion sulfato
ácido fluorídrico	HF	F ⁻	ion fluoreto
ácido nitroso	HNO ₂	NO ₂ ⁻	ion nitrito
ácido acético	CH ₃ COOH	CH ₃ CO ₂ ⁻	ion acetato
ácido carbônico	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	ion hidrogenocarbonato
ácido sulfídrico	H ₂ S	HS ⁻	ion hidrogenossulfeto
ion amônio	NH ₄ ⁺	NH ₃	amônia
ácido cianídrico	HCN	CN ⁻	ion cianeto
ion hidrogenocarbonato	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	ion carbonato
ion metilamônio	CH ₃ NH ₃ ⁺	CH ₃ NH ₂	metilamina
água	H ₂ O	OH ⁻	ion hidróxido
amônia	NH ₃	NH ₂ ⁻	ion amida
hidrogênio	H ₂	H ⁻	ion hidreto
metano	CH ₄	CH ₃ ⁻	ion metila
ion hidróxido	OH ⁻	O ²⁻	ion óxido
Ácido muito fraco			Base forte

SOLUBILIDADE

A solubilidade de uma substância pode ser definida como a quantidade dessa substância que pode ser dissolvida em certa quantidade de solvente. A Tabela 2 resume as regras de solubilidade para compostos iônicos comuns. Observe que todos os compostos

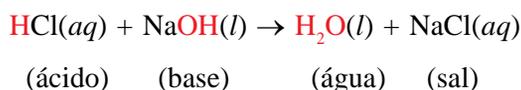
iônicos comuns de íons de metais alcalinos (grupo 1^a da tabela periódica) são solúveis em água.

Tabela 2. Regras de solubilidade em água para compostos iônicos comuns.

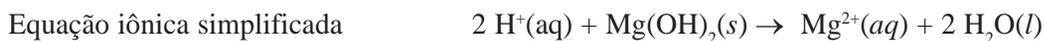
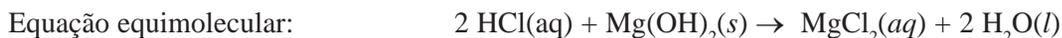
Compostos iônicos solúveis		Exceções importantes
Compostos contendo	NO ₃ ⁻ C ₂ H ₃ O ₂ ⁻ Cl ⁻ Br ⁻ I ⁻ SO ₄ ²⁻	Nenhuma Nenhuma Compostos de Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ e Pb ₂ ⁺ Compostos de Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ e Pb ₂ ⁺ Compostos de Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ e Pb ₂ ⁺ Compostos de Sr ²⁺ , Ba ²⁺ , Hg ₂ ²⁺ e Pb ₂ ⁺
Compostos iônicos solúveis		Exceções importantes
Compostos contendo	S ²⁻ CO ₃ ²⁻ PO ₄ ³⁻ OH ⁻	Compostos de NH ₄ ⁺ dos cátions de metais alcalinos e Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺ Compostos de NH ₄ ⁺ e dos cátions de metais alcalinos Compostos de NH ₄ ⁺ e dos cátions de metais alcalinos Compostos dos cátions de metais alcalinos e Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺

REAÇÕES DE NEUTRALIZAÇÃO E SAIS

Quando as soluções de um ácido e as de uma base são misturadas, ocorre uma *reação de neutralização*. Neste caso, os produtos da reação não têm característica nem de ácidos e nem de base. Por exemplo, quando o ácido clorídrico é misturado a uma solução de hidróxido de sódio, a seguinte reação ocorre:

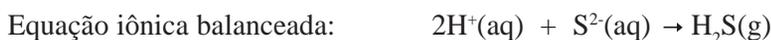


A água e o sal de cozinha são os produtos da reação. O termo *sal* significa qualquer composto iônico cujo cátion vem de uma base (por exemplo, Na⁺ de NaOH) e cujo ânion vem de um ácido (por exemplo, Cl⁻ de HCl). De forma geral, uma reação de neutralização entre um ácido e um hidróxido metálico produz água e sal. Um outro exemplo seria a reação equimolecular do ácido clorídrico (HCl) com outra base, hidróxido de magnésio (Mg(OH)₂), o qual é insolúvel em água. Uma suspensão branca leitosa de Mg(OH)₂, chamada leite de magnésia, pode ser vista à medida que a reação de neutralização ocorre:

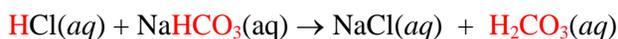


REAÇÕES ÁCIDO-BASE COM FORMAÇÃO DE GÁS

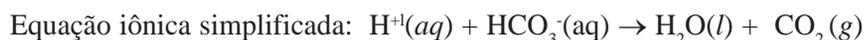
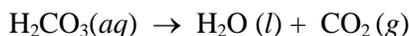
Existem muitas bases além do íon OH^- que reagem com o íon H^+ para formar compostos moleculares. Dentre estas estão o íon sulfeto (S^{2-}) e o íon carbonato (CO_3^{2-}). Esses dois ânions reagem com ácidos para formar gases que têm baixas solubilidades em água. Vejamos como exemplo o sulfeto de hidrogênio, que é o responsável pelo odor do ovo podre e que é obtido a partir da reação do $\text{HCl}(aq)$ com o sulfeto de sódio (Na_2S):



Os carbonatos e os bicarbonatos reagem com ácidos para formar gás CO_2 . A reação de CO_3^{2-} ou HCO_3^- com um ácido produz primeiro o ácido carbônico (H_2CO_3). Por exemplo, quando o ácido clorídrico é adicionado ao bicarbonato de sódio (NaHCO_3), ocorre a seguinte reação:

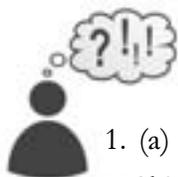


O ácido carbônico é instável e quando presente em solução em concentrações suficientes, decompõe-se para formar CO_2 , que desprende da solução como um gás.



Tanto o NaHCO_3 quanto o Na_2CO_3 são usados como neutralizadores ácidos em derramamentos de ácidos.

Curiosidade: Algumas vezes bicarbonato de sódio é usado como antiácido para aliviar distúrbios estomacais.



ATIVIDADES

- (a) Qual é a base conjugada de cada um dos seguintes ácidos: HClO_4 , H_2S , PH_4^+ , HCO_3^- ?
(b) Qual é o ácido conjugado de cada um das seguintes bases: CN^- , SO_4^{2-} , H_2O , HCO_3^- ?
- Para a seguinte reação de transferência de próton, use a Figura 1 para determinar se o equilíbrio localiza predominantemente à esquerda ou à direita:

$$\text{HSO}_4^-(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq) \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-}(aq) + \text{HCO}_3^-(aq)$$
- Classifique os seguintes compostos iônicos como solúveis ou insolúveis em água: (a) carbonato de sódio (Na_2CO_3); (b) Sulfato de chumbo (PbSO_4).
- (a) Escreva uma equação química completa e balanceada para a relação entre soluções aquosas de ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) e hidróxido de bário ($\text{Ba}(\text{OH})_2$). (b) Escreva a equação iônica simplificada para essa reação.

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

ATIVIDADE 1 - A base conjugada de uma substância é simplesmente a substância de origem *menos um próton*, enquanto que o ácido conjugado de uma substância é a substância de origem *mais um próton*. Logo:

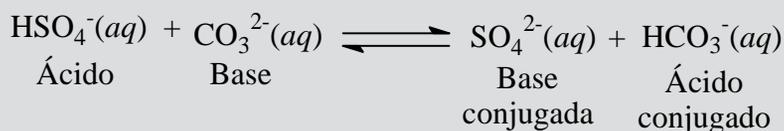
(a) HClO_4 menos um próton (H^+) é ClO_4^- . As outras bases conjugadas são HS^- , PH_3 , CO_3^{2-} .

(b) CN^- mais um próton (H^+) é HCN . Os outros ácidos conjugados são HSO_4^- , H_3O^+ , H_2CO_3 .

Observação: O íon hidrogenocarbonato (HCO_3^-) é anfótero: pode agir como ácido ou como base.

ATIVIDADE 2 - A posição do equilíbrio favorecerá o próton ir para a mais forte das duas bases. As duas bases na equação

são CO_3^{2-} , a base na reação direta como escrita, e SO_4^{2-} , a base conjugada de HSO_4^- . Podemos encontrar as posições relativas dessas duas bases na Figura 1 para determinar qual é a base mais forte. Como o CO_3^{2-} aparece mais baixo na coluna da direita da referida figura, conseqüentemente é uma base mais forte que SO_4^{2-} . Portanto, o CO_3^{2-} conseguirá, preferencialmente, o próton para tornar-se HCO_3^- , enquanto que o SO_4^{2-} permanecerá, em sua maior parte, não-protonado. O equilíbrio resultante se localizará à direita, favorecendo os produtos.



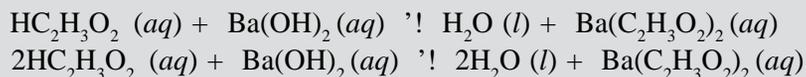
ATIVIDADE 3 - Dados os nomes e as fórmulas dos dois compostos, podemos determinar se eles serão solúveis ou insolúveis usando a Tabela 2. Entretanto, precisamos prestar a atenção nos ânions de cada composto porque a tabela é organizada por ânions.

(a) De acordo com esta tabela, a maioria dos carbonatos é insolúvel, mas carbonatos de cátions de metais alcalinos são uma exceção à regra. Portanto, Na_2CO_3 é solúvel em água.

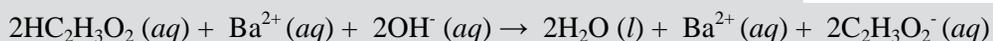
(b) Por outro lado, esta tabela nos mostra que a maioria dos sulfatos é solúvel; porém, o PbSO_4 é também uma exceção e sendo assim é insolúvel.

ATIVIDADE 4 - Inicialmente, escreveremos a reação de neutralização para, em seguida, determinarmos a composição do sal e analisarmos qual é o cátion da base e o ânion do ácido. Assim, (a) o sal conterá o ânion da base (Ba^{2+}) e o ânion do ácido ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$). Logo, a fórmula do sal é $\text{Ba}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$. De acordo com as regras de solubilidade da Tabela 2, esse composto é solúvel. Escreveremos a equação de neutralização:

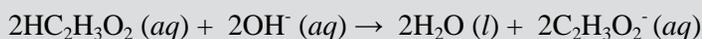
Equação não balanceada:
Equação balanceada:



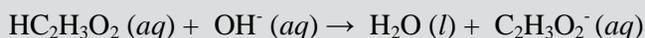
(b) Para escrevermos a equação iônica, devemos determinar se os eletrólitos envolvidos são fortes ou fracos. O $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ é um eletrólito fraco (ácido fraco), $\text{Ba}(\text{OH})_2$ é um eletrólito forte e $\text{Ba}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ também é um eletrólito forte. Logo, a equação iônica completa é:



Eliminando os íons espectadores, obtemos:

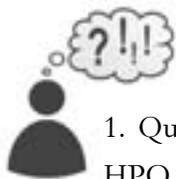


Simplificando os coeficientes obtemos a equação iônica simplificada:



Atenção: Para ver se a equação está corretamente balanceada, basta contar o número de átomos diferentes em ambos os lados da seta. Portanto, existem dez H, seis O, quatro C e um Ba de cada lado.

ATIVIDADES

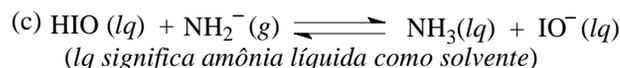
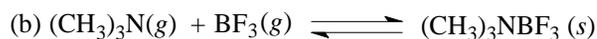


- Qual é o ácido conjugado do OH^- ?; (b) a base conjugada do HPO_4^{2-} ?
- Qual é o ácido conjugado do H_2O ?; (b) a base conjugada do NH_3 ?
- Para cada uma das seguintes reações, use a Figura 1 para determinar se o equilíbrio se localiza predominantemente à esquerda ou à direita:



- Se uma substância for uma base de Arrhenius, ela é necessariamente uma base de Brønsted-Lowry? Ela é necessariamente uma base de Lewis? Justifique a sua resposta.

5. Identifique o ácido de Lewis e a base de Lewis entre os reagentes em cada uma das seguintes reações:



6. Classifique os dois seguintes compostos como solúveis ou insolúveis em água: (a) hidróxido de cobalto(II); (b) nitrato de bário; (c) fosfato de amônio.

7. (a) Escreva uma equação balanceada para a reação de ácido carbônico (H_2CO_3) e hidróxido de potássio (KOH). (b) Escreva a equação simplificada para essa reação.

Concluindo, caro aluno ou aluna, nesta aula você estudou, as formas de reconhecer um ácido e uma base. Ao mesmo tempo, aprendeu as diferentes definições de ácidos e base,

segundo as teorias de Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis; finalmente, aprendeu, dentro das técnicas de Química, a distinguir um eletrólito forte de um fraco.

CONCLUSÃO

RESUMO



Cumprindo o que foi estabelecido na meta, nesta aula fizemos um estudo sobre as teorias que explicam acidez e basicidade, bem como fizemos uma abordagem a respeito das reações de neutralização. Dentro deste contexto, focamos nossa atenção nas definições de Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis.

REFERÊNCIA

BROWN, T. L. et al. **Química, a ciência central**. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 9 ed. 2005.

KOTZ, J. C.; TREICHEL JR, P. M. **Química Geral 1 e reações Químicas**. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, Trad. 5 ed. 2005.