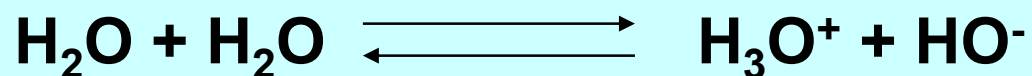


ÁCIDOS E BASES

Auto-ionização da água

Os íons hidrônio e hidróxido

A água possui uma propriedade de interesse particular no estudo de ácidos e bases: a auto-ionização.



- duas moléculas de água podem interagir e produzir dois íons: um cátion, o hidrônio, e um ânion, o hidróxido. É uma reação onde ocorre uma transferência de próton de uma molécula de água para outra.



Obs: Exceto quando seja necessário ressaltar a função da água em uma reação protolítica, podemos passar por cima do fato de que H^+ realmente existe em um meio aquoso sob a forma de íons H_3O^+ , pois isto não interfere em nossa estimativa sobre a origem e o destino final destes prótons; nós podemos portanto pensar simplesmente que da dissociação da água resultam íons H^+ e OH^- .

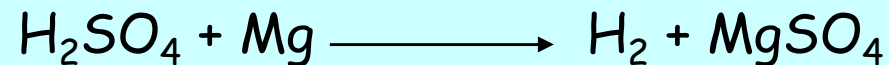
A compreensão da auto-ionização da água é o ponto de partida para os conceitos de ácidos e bases aquosos.

Ácidos

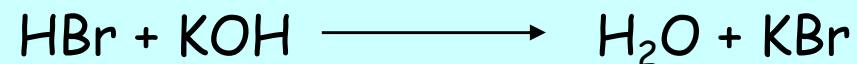
A palavra *ácido* é derivada do latim *acidus*, que significa "azedo".

Propriedades dos ácidos:

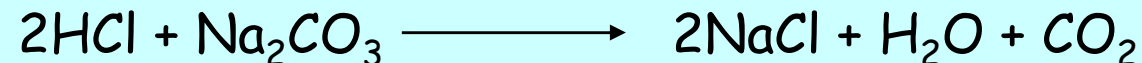
- sabor azedo
- muda a cor do tornassol de azul para vermelho
- reage com
 - metais, como zinco e magnésio, produzindo gás hidrogênio



- bases contendo íon hidróxido produzindo água e um sal



- carbonatos produzindo dióxido de carbono



Essas propriedades são devidas ao íon hidrogênio (H^+), liberado pelos ácidos em solução aquosa.

Bases

Classicamente, uma *base* é uma substância capaz de liberar íons hidróxido (OH^-) em solução aquosa.

Propriedades das bases:

- sabor amargo ou cáustico
- sensação de escorregadio ou ensaboado
- muda a cor do tornassol de vermelho para azul
- capacidade de interagir com ácidos

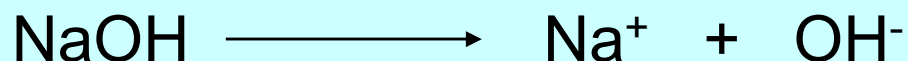
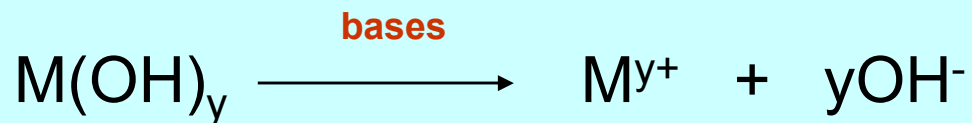
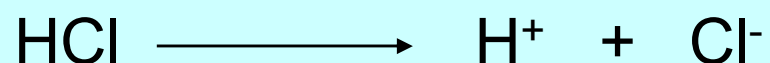
Várias teorias têm sido propostas para responder às questões:

- O que é um ácido?
- O que é uma base?

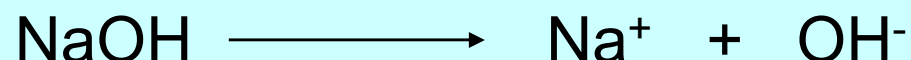
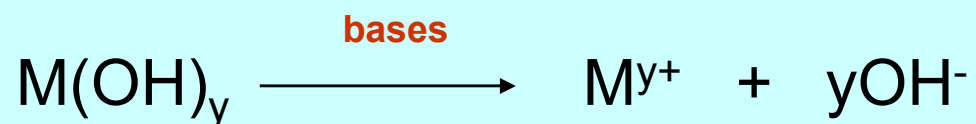
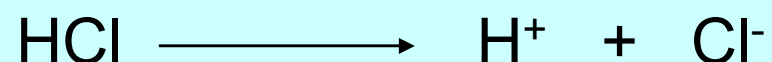
Definição de Arrhenius

Um dos primeiros conceitos de ácidos e bases que levavam em conta o caráter estrutural das moléculas foi desenvolvido no final do século XIX, por Svante Arrhenius, um químico suéco.

Ele propôs que os ácidos eram substâncias cujos produtos de dissociação iônica em água incluíam o íon hidrogênio (H^+) e bases as que produzem o íon hidróxido (OH^-).



Definição de Arrhenius



Este conceito, embora utilizado até hoje, tem sérias limitações:

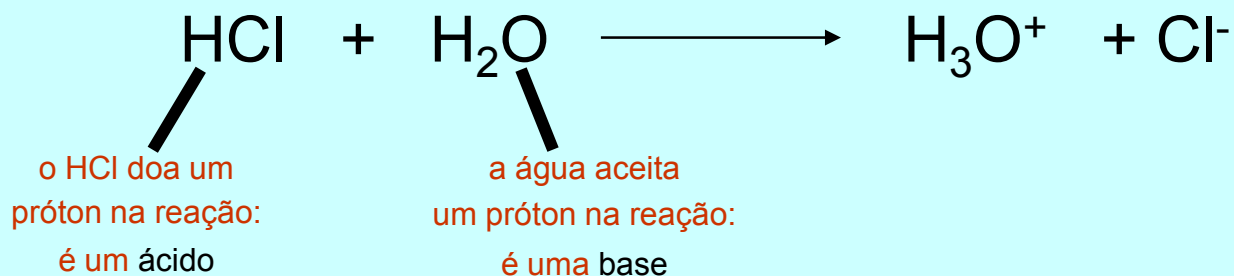
- 1) só pode ser empregado a soluções aquosas;
- 2) o íon H^+ , de fato, sequer existe em solução aquosa;
- 3) não pode ser aplicado para outros solventes;
- 4) segundo este conceito, somente são bases substâncias que possuem OH^- em sua composição.

É verdade para o NaOH , mas outras substâncias, como a amônia (NH_3), não são bases de acordo com o conceito de Arrhenius.

Definição de Bronsted-Lowry

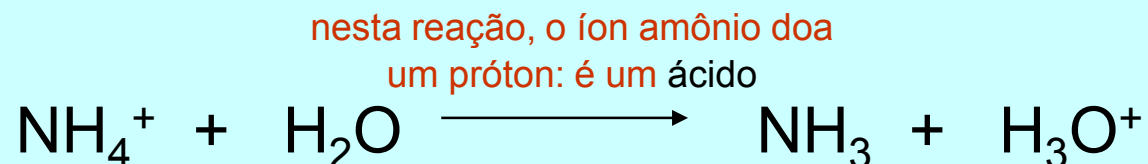
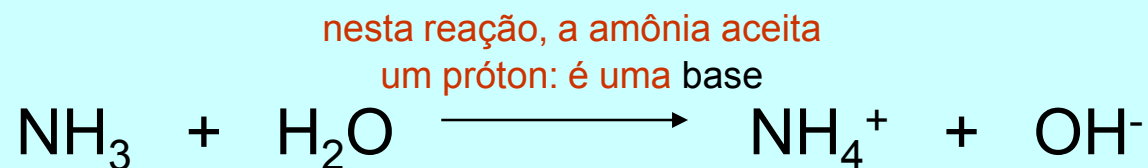
Em 1923, J.N. Bronsted, em Copenhagen (Denmark) e J.M. Lowry, em Cambridge (England) independentemente sugeriram um novo conceito para ácidos e bases.

Segundo eles, ácidos são substâncias capazes de doar um próton em uma reação química. E bases, compostos capazes de aceitar um próton numa reação. Este conceito ficou conhecido como "definição de Bronsted-Lowry".



Definição de Bronsted-Lowry

Esta nova definição é bem mais ampla, pois explica o caráter básico da amônia e o caráter ácido do íon amônio, por exemplo.

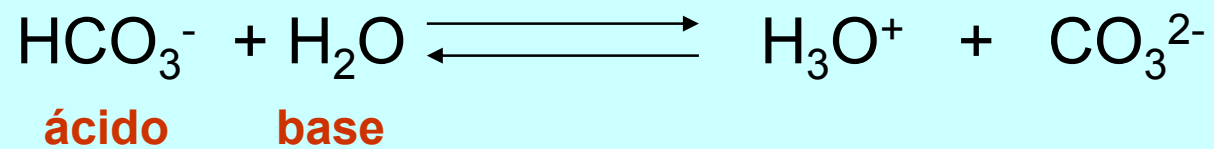


Repare que, na reação com amônia, a água se comporta como um ácido, pois doa um próton; já na reação com o amônio, a água se comporta como uma base, pois aceita um próton deste íon.

A água, portanto, é um exemplo de substância anfiprótica, isto é, moléculas que podem se comportar como um ácido ou como uma base de Bronsted.

Pares Conjugados

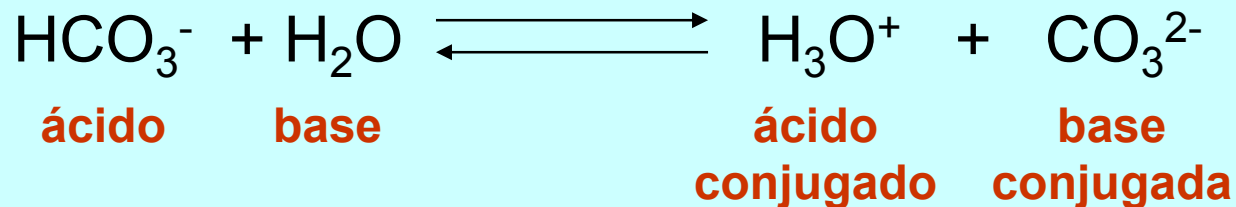
Como vimos, a noção de ácidos e bases de Bronsted envolve, sempre, a transferência de um próton do ácido para a base. Isto é, para um ácido desempenhar seu caráter ácido, ele deve estar em contato com uma base. Por exemplo: o íon bicarbonato pode transferir um próton para a água, gerando o íon carbonato.



Pares Conjugados



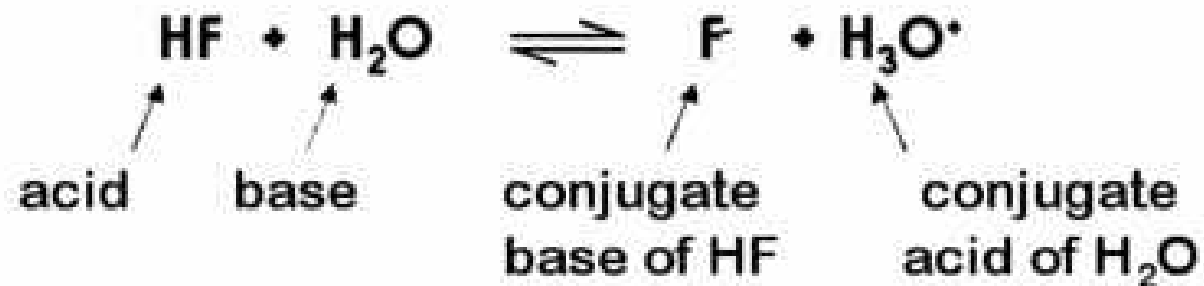
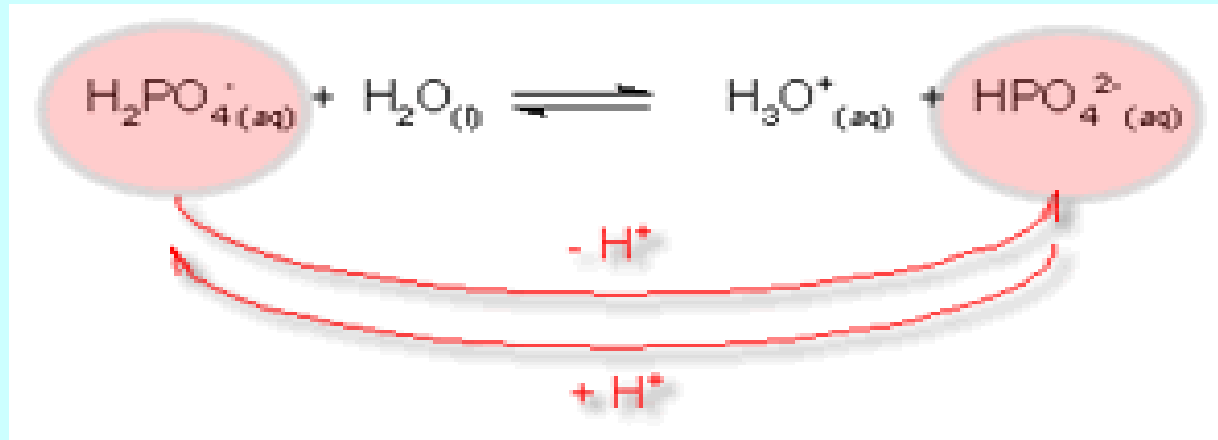
Como a reação é reversível, o íon carbonato pode atuar como uma base, aceitando, na reação inversa, um próton do íon hidrônio - que atua como um ácido. Portanto, os íons bicarbonato e carbonato estão relacionados entre si, pela doação ou ganho de um próton, assim como a água e o íon hidrônio. Um par de substâncias que diferem pela presença de um próton é chamado de par ácido-base conjugado.



Desta forma, o íon carbonato é a base conjugada do ácido bicarbonato, e o íon hidrônio é o ácido conjugado da base H_2O .

Pares Conjugados

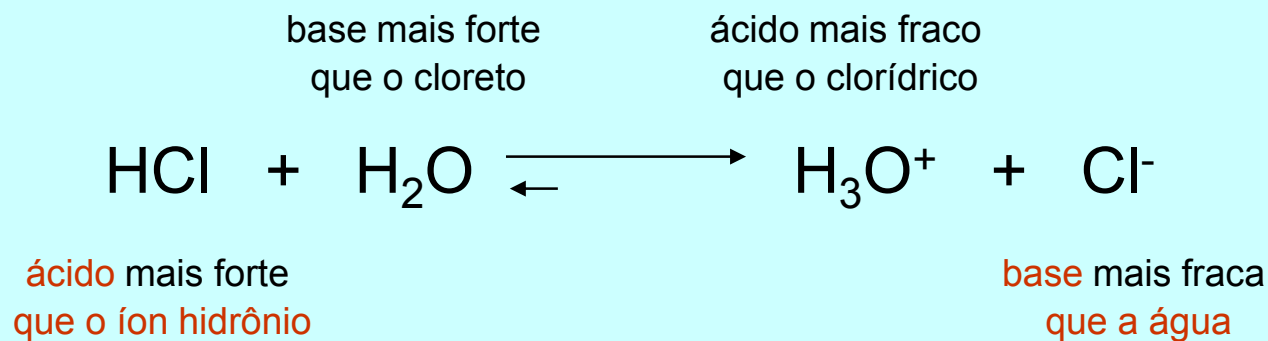
Exemplo: O íon HPO_4^{2-} é a base conjugada do íon H_2PO_4^- .



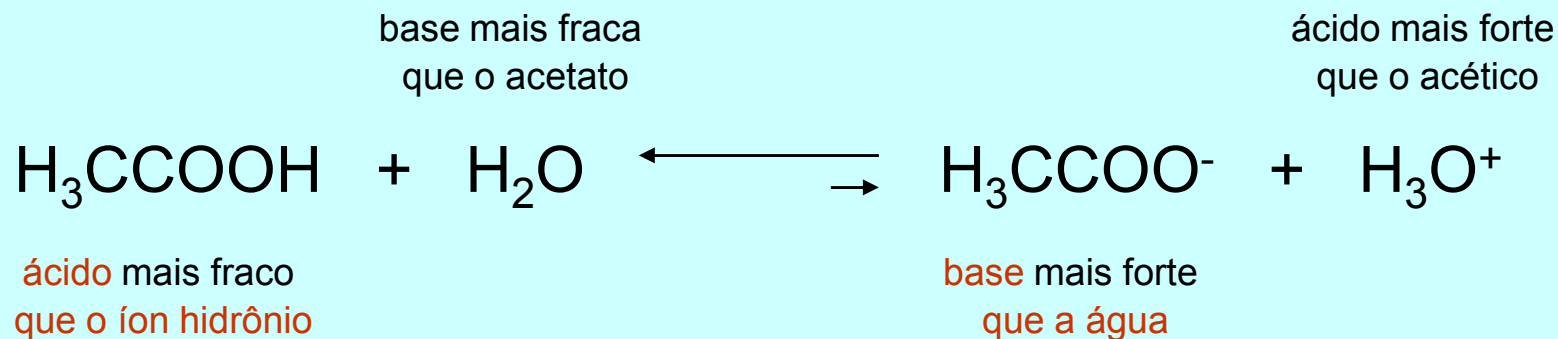
Força Relativa dos ácidos

Em água, alguns ácidos são melhores doadores de prótons do que outros, enquanto que algumas bases são melhores aceptoras de prótons do que outras.

Por exemplo: uma solução aquosa de HCl diluída consiste, praticamente, de íons cloreto e hidrônio, uma vez que quase 100% das moléculas do ácido são ionizadas. Por isso, este composto é considerado um ácido de Bronsted forte.



Força Relativa dos ácidos

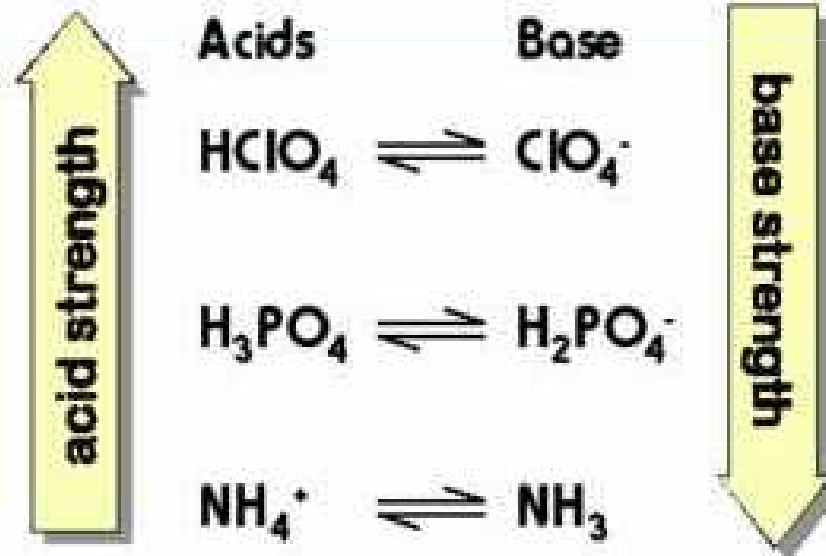


Em contraste, uma solução diluída de ácido acético contém apenas uma pequena quantidade de íons acetato e hidrônio - a maior parte das moléculas permanece na forma não ionizada. Este composto é, portanto, considerado um ácido Bronsted fraco.

Acid-base strength

Strength is based on the amount that will dissociate.
This is solvent dependent.

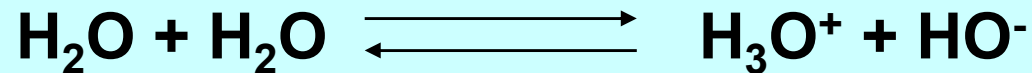
Examples (in water)



Auto-ionização da água

Os íons hidrônio e hidróxido

A água possui uma propriedade de interesse particular no estudo de ácidos e bases: a auto-ionização. De fato, duas moléculas de água podem interagir e produzir dois íons: um cátion, o hidrônio, e um ânion, o hidróxido. É uma reação onde ocorre uma transferência de próton de uma molécula de água para outra.



A constante de ionização da água, K_w

Como vimos anteriormente, a água sofre um processo de auto-ionização, produzindo íons hidrônios e hidróxidos.



Entretanto, como o íon hidróxido é uma base muito mais forte do que a água, da mesma forma que o íon hidrônio é um ácido muito mais forte, o equilíbrio é grandemente deslocado para o lado esquerdo da equação. De fato, a 25°C, apenas 2 de cada um bilhão de moléculas de água sofrem auto-ionização.



Quantitativamente, podemos descrever o processo como:

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Todavia, em água pura ou em uma solução aquosa diluída, o termo $[\text{H}_2\text{O}]$ é uma constante (55,5 mol/L). Desta forma, podemos simplificar a equação acima como:

$$K_{\text{eq}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_w \text{ e}$$

$$K_w = \text{constante de ionização da água} = [\text{H}^+].[\text{OH}^-]$$

a 25°C, $K_w = 1,00 \times 10^{-14}$

Dissociation of acids and bases

Weak acids



$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Weak bases



$$K_B = \frac{[\text{OH}^-][\text{BH}^+]}{[\text{B}]}$$

Water is not included in the expressions because it is a constant

Constante de dissociação ácida: K_a



O equilíbrio da reação entre o ácido acético e a água pode ser descrito pela constante abaixo:

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{H}_2\text{O}]}$$

Novamente, no caso de soluções diluídas, o termo $[\text{H}_2\text{O}]$ é constante, e podemos substituir a equação por $K_{\text{eq}} [\text{H}_2\text{O}] = K_a$, que fica:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Esta é a expressão para a constante de dissociação ácida, K_a .

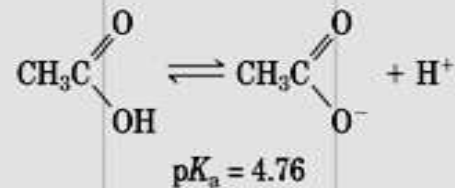
Podemos usar a expressão $\text{p}K_a$:

$$\text{p}K_a = \log 1/K_a = -\log K_a$$

Monoprotic acids

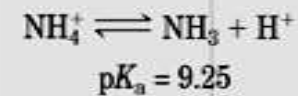
Acetic acid

($K_a = 1.74 \times 10^{-5} \text{ M}$)



Ammonium

($K_a = 5.62 \times 10^{-10} \text{ M}$)



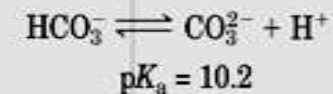
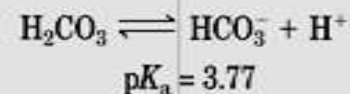
Diprotic acids

Carbonic acid

($K_a = 1.70 \times 10^{-4} \text{ M}$);

Bicarbonate

($K_a = 6.31 \times 10^{-11} \text{ M}$)

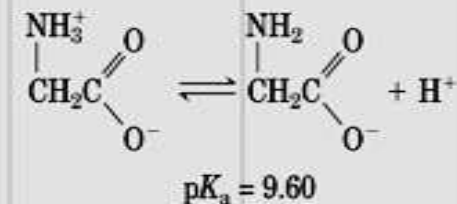
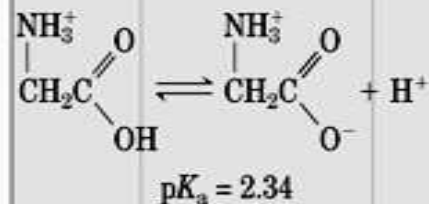


Glycine, carboxyl

($K_a = 4.57 \times 10^{-3} \text{ M}$);

Glycine, amino

($K_a = 2.51 \times 10^{-10} \text{ M}$)



Triprotic acids

Phosphoric acid

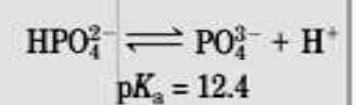
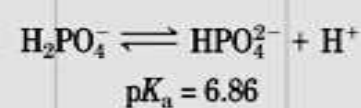
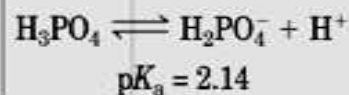
($K_a = 7.25 \times 10^{-3} \text{ M}$);

Dihydrogen phosphate

($K_a = 1.38 \times 10^{-7} \text{ M}$);

Monohydrogen phosphate

($K_a = 3.98 \times 10^{-13} \text{ M}$)



1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13
pH

Calcule os pKas dos ácidos apresentados abaixo e classifique-os segundo a sua “força ácida”:

a) HX $K_a = 1,81 \times 10^{-5}$

b) HY $K_a = 1,0 \times 10^{-12}$

c) HZ $K_a = 2,85 \times 10^{-9}$

A seguir são mostrados os valores de pKa de alguns ácidos.

Ácidos	pKa
A	2,12
B	8,3
C	12,3
D	4,74
E	6,35

Calcule as constantes de dissociação aparente (Ka) de cada ácido e diga qual deles é o ácido mais forte?

A escala de pH

Qual é a concentração de íons hidrogênio (H^+) na água pura, a $25^\circ C$?

Esta é uma operação muito simples de se fazer. Sabemos, já, que o produto $[H^+].[OH^-]$ é uma constante (K_w).

Como, dada a equação de auto-ionização, a $[H^+] = [OH^-]$, fica fácil deduzir que $[H^+] = (K_w)/2$. Portanto, $[H^+]$ é igual a $0,0000001 \text{ mol L}^{-1}$ em água pura. O mesmo valor vale para a $[OH^-]$.

E qual seria o valor da $[H^+]$ se adicionássemos, à água, um pouco de HCl suficiente para gerar uma solução $0,001 \text{ mol L}^{-1}$?

Bem, neste caso seriam duas as fontes de íon hidrônio:

a) vinda da própria auto-ionização da água;

b) vinda da ionização do ácido forte de Bronsted.

Então, $[H^+] = (0,0000001) + (0,001) \text{ mol L}^{-1}$, ou seja, aproximadamente igual a $0,001 \text{ mol L}^{-1}$ de íons $[H^+]$.

E qual seria a $[OH^-]$ neste caso?

Basta lembrar da valiosa expressão para o K_w , que nos diz que $[OH^-] = K_w / [H^+]$

Portanto, $[OH^-] = 1 \times 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}$

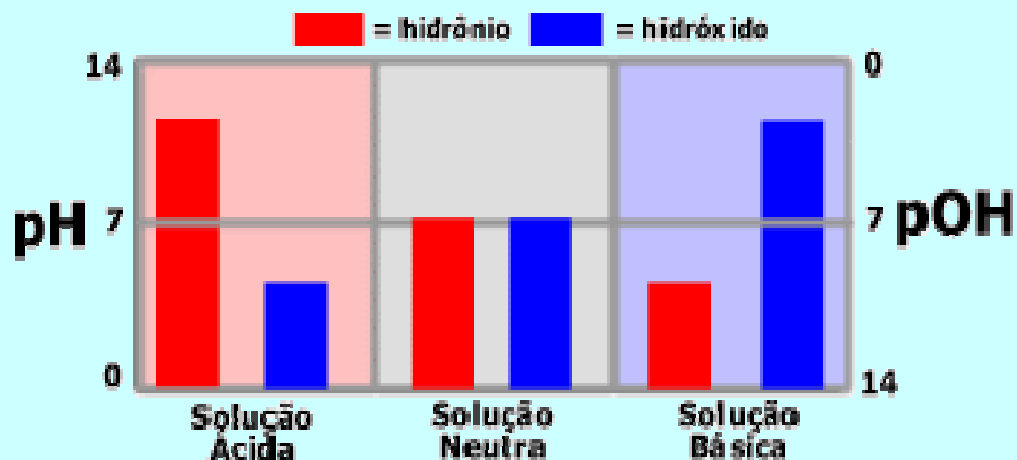
A escala de pH

Percebe-se que todos estes números são muito pequenos. Para simplificar o raciocínio, os químicos encontraram uma forma de expressar tanto a $[OH^-]$ como a $[H^+]$ em números decimais positivos, que variam de 0 a 14. Estes números são chamados de pOH e pH da solução, e são definidos como o negativo do logaritmo de base 10 da concentração do íon na solução.

$$pH = \log 1/[H^+] = -\log [H^+]$$

$$pOH = \log 1/[OH^-] = -\log [OH^-]$$

Como, na água pura, a $[OH^-] = [H^+] = 1 \times 10^{-7}$, tanto o pH como o pOH tem o valor de 7.



A expressão do K_w pode ser reescrita em termos de pH e pOH; basta aplicar $-\log$ dos dois lados da equação, e teremos:

$$(-\log [H^+]) + (-\log [OH^-]) = (-\log K_w) \text{ ou}$$

$$pH + pOH = pK_w = 14$$

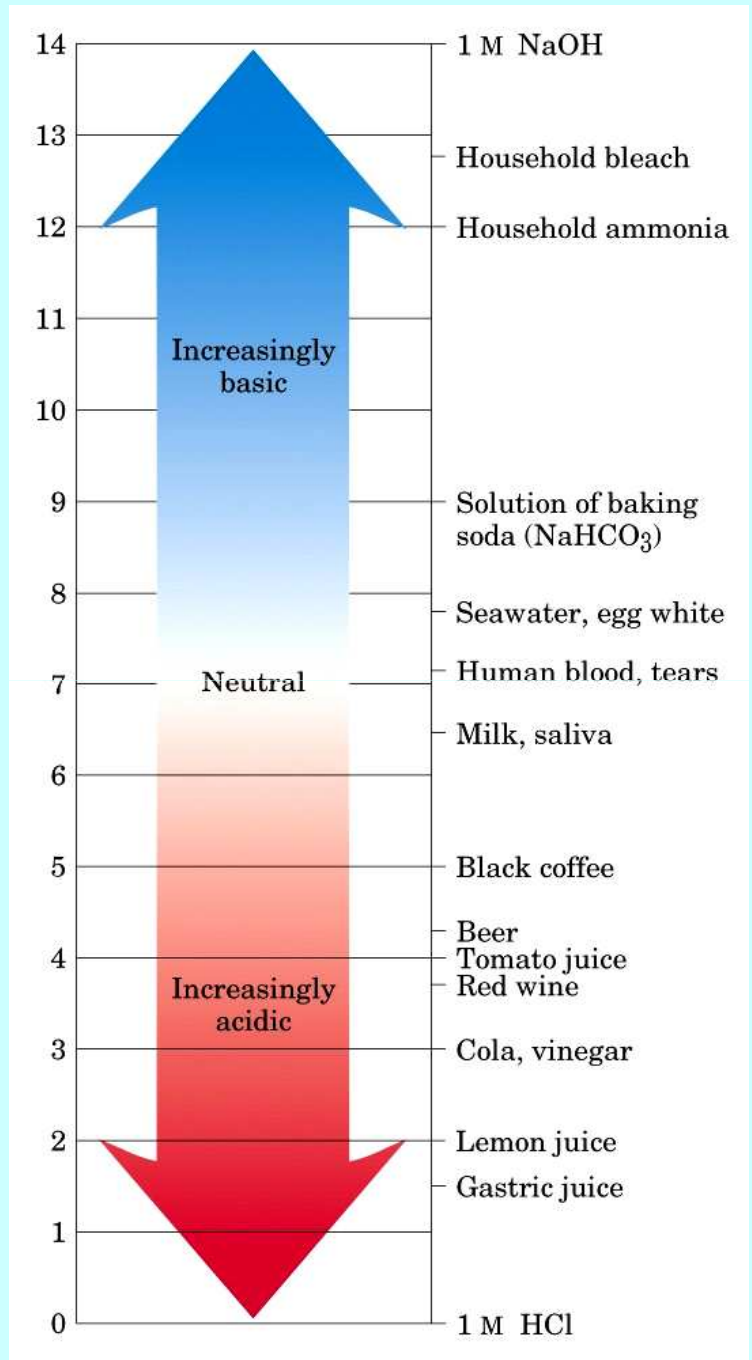
Devemos lembrar desta relação, pois ela é extremamente útil nos cálculos de pH ou pOH de soluções.

table 4-5

The pH Scale

$[H^+]$ (M)	pH	$[OH^-]$ (M)	pOH*
10^0 (1)	0	10^{-14}	14
10^{-1}	1	10^{-13}	13
10^{-2}	2	10^{-12}	12
10^{-3}	3	10^{-11}	11
10^{-4}	4	10^{-10}	10
10^{-5}	5	10^{-9}	9
10^{-6}	6	10^{-8}	8
10^{-7}	7	10^{-7}	7
10^{-8}	8	10^{-6}	6
10^{-9}	9	10^{-5}	5
10^{-10}	10	10^{-4}	4
10^{-11}	11	10^{-3}	3
10^{-12}	12	10^{-2}	2
10^{-13}	13	10^{-1}	1
10^{-14}	14	10^0 (1)	0

*The expression pOH is sometimes used to describe the basicity, or OH^- concentration, of a solution; pOH is defined by the expression $pOH = -\log [OH^-]$, which is analogous to the expression for pH. Note that in all cases, $pH + pOH = 14$.



Indicadores ácido-base

Indicador ácido-base é uma substância que muda de cor em certa faixa de pH, denominada **zona de viragem**.

Alguns indicadores mais comuns

Indicador	Faixa de pH (zona de viragem)	Cor ácida (pH baixo)	Cor básica (pH alto)
Violeta de metila	0 a 1,6	Amarelo	Violeta
Alaranjado de metila	3,1 a 4,4	Vermelho	Amarelo
Verde de bromocresol	3,8 a 5,4	Amarelo	Azul
Vermelho de metila	4,8 a 6,2	Vermelho	Amarelo
Azul de bromotimol	6,0 a 8,0	Amarelo	Azul
Fenolftaleína	8,2 a 10	Incolor	Rosa

Viragem de cor e pH

Os indicadores ácido-base mudam de cor numa zona de viragem, isto é, a mudança de cor começa em certo pH e termina em outro pH.

Exemplos:

- **Fenolftaleína** – incolor em pH abaixo de 8,2 e vermelho em pH maior que 10. Entre 8,2 e 10, a coloração é rósea.
- **Alaranjado de metila (metilorange)** – vermelho em pH menor que 3,2 e amarelo em pH acima de 4,4. Entre 3,2 e 4,4, é alaranjado.
- **Azul de bromotimol** – amarelo em pH menor que 6 e azul em pH maior que 7,6. Entre 6 e 7,6, é verde.

O indicador muda de coloração de acordo com a acidez do meio

Indicador ácido-base é uma substância que, em solução aquosa, apresenta cores diferentes conforme a acidez da solução.

O tornassol é um indicador ácido-base muito utilizado em laboratório, sendo extraído de um líquen.

Em meio ácido, o tornassol fica vermelho e, em meio básico (ou alcalino), fica azul.

Em laboratório, são bastante utilizadas tiras de papel embebido em tornassol. Assim, o papel de tornassol vermelho fica azul em meio básico, e o papel de tornassol azul fica vermelho em meio ácido.

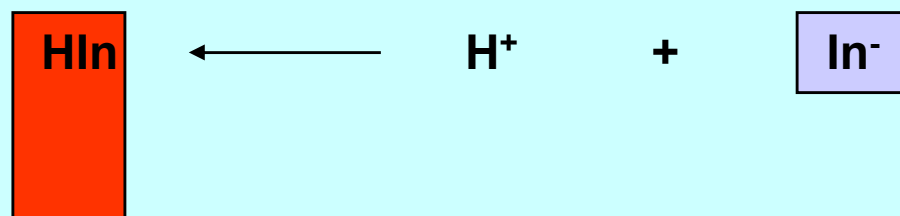


Como funciona o Indicador?

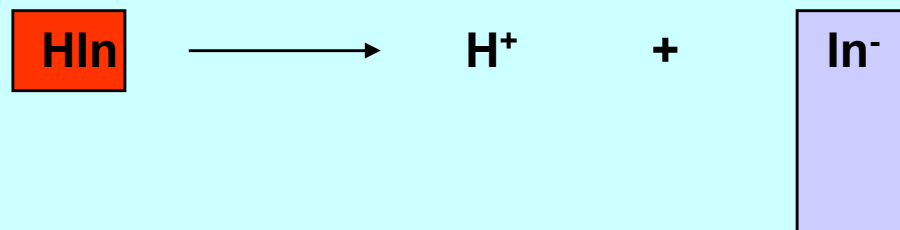
Indicadores são ácidos fracos nos quais as moléculas neutras (HIn) e os ânions (In⁻) apresentam cores diferentes.



É o deslocamento desse equilíbrio que provoca a mudança de cor. No exemplo abaixo, em meio ácido e com grande quantidade de H⁺, o equilíbrio se desloca para a esquerda e aparece a cor vermelha.



Em meio básico, a quantidade de H⁺ diminui. Assim, o equilíbrio se desloca para a direita e aparece a cor azul.



Exercício

Um químico precisa identificar duas soluções, uma com $\text{pH} = 2,5$ e outra com $\text{pH} = 6,5$. Para tanto, dispõe dos seguintes indicadores:

Indicador	Faixa de pH (zona de viragem)	Cor ácida (pH baixo)	Cor básica (pH alto)
Violeta de metila	0 a 1,6	Amarelo	Violeta
Vermelho-congo	3,0 a 5,0	Azul	Vermelho
Fenolftaleína	8,2 a 10	Incolor	Rosa

Qual o indicador adequado para que o químico possa identificar as soluções?



TOBACCO SERIOUSLY
DAMAGES HEALTH