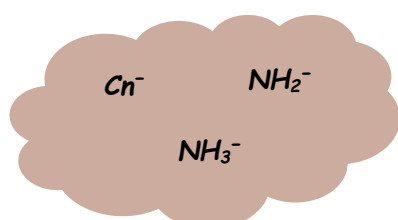


# Reações ácido base

## Teoria de Arrhenius:

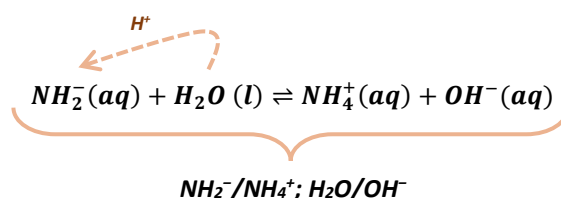
Teoria restrita ao meio aquoso e à presença de  $H^+$  no ácido e de  $OH^-$  na base. Segundo esta teoria uma **base** é uma substância que tem na sua constituição  $OH^-$  e que origina iões  $OH^-$  em solução aquosa.



Estas espécies químicas não são bases de Arrhenius pois não têm  $OH^-$  na sua constituição

## Teoria de Brønsted-Lowry ou protónica:

- ↳ **Ácido:** toda a espécie química, ião ou molécula, capaz de ceder iões  $H^+$  (protões) a uma base.
- ↳ **Base:** toda a espécie química, ião ou molécula, capaz de aceitar iões  $H^+$  (protões) de um ácido.
- ↳ **Reação ácido-base:** reação química que ocorre por transferência de protões entre um ácido (espécie dadora de protões ou de  $H^+$ ) e uma base espécie aceitadora de  $H^+$ .
- ↳ **Par conjugado ácido-base:** conjunto de duas espécies químicas (um ácido e uma base) que se distinguem apenas num protão (ião  $H^+$ ). Exemplo:



Uma equação química apresenta dois pares conjugados ácido-base, que se representam do seguinte modo: **ácido1/base1; ácido2/base2.**

**Ionização:** reação que origina iões positivos e/ou negativos.

**Dissociação de sais:** reação que resulta na separação de iões já existentes.

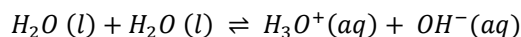
**Ácido ou base fraco** → ionização parcial

**Ácido ou base forte** → ionização ou dissociação praticamente total

**Substância anfotérica ou anfiprótica:** pode comportar-se como uma base ou como um ácido, ex.: água

# Acidez e basicidade de soluções

## Autoionização ou autoprotólise da água:



A reação química de autoionização da água (reação endotérmica,  $\Delta H$ ) é muito pouco extensa, pelo que a concentração de  $H_2O$  é praticamente constante.

$$K_c = \frac{|H_3O^+|_e \times |OH^-|_e}{|H_2O|_e^2}$$

Como  $|H_2O|_e$  é constante:  $K_c \times |H_2O|_e = |H_3O^+|_e \times |OH^-|_e = \text{constante}$

**Produto iónico ou constante de ionização da água:**  $K_w = |H_3O^+|_e \times |OH^-|_e$

O aumento da temperatura faz aumentar a extensão da reação de autoionização da água, provocando um aumento da concentração dos produtos ( $H_3O^+$  e  $OH^-$ ) e um aumento de  $K_w$ . Assim, a reação de autoionização da água é um processo endotérmico.

$$\text{A } 25^\circ\text{C, } K_w = 1,00 \times 10^{-14}$$

**Nota:** a qualquer temperatura os valores de  $K_w$  são muito baixos, o que significa que os iões resultantes da autoionização da água existirão sempre em pequenas quantidades.

**Nota:** o produto iónico da água não se aplica só à água pura. Aplica-se a todas as soluções aquosas.

Para a água pura e para qualquer solução neutra:  $[H_3O^+] = [OH^-]$

$$\begin{aligned} \text{A } 25^\circ\text{C, } K_w = 1,00 \times 10^{-14} \quad e \quad K_w = |H_3O^+|_e \times |OH^-|_e \quad \text{logo:} \quad & 1,00 \times 10^{-14} = |H_3O^+|_e \times |OH^-|_e \\ & 1,00 \times 10^{-14} = X^2 \\ & 1,00 \times 10^{-7} = X \\ & 1,00 \times 10^{-7} = |H_3O^+|_e = |OH^-|_e \end{aligned}$$

## pH e concentrações de $H_3O^+$ e de $OH^-$ :

Como as concentrações de  $H_3O^+$  e de  $OH^-$  em solução são normalmente muito baixas utiliza-se o potencial hidrogeniónico, pH

$$pH = -\log [H_3O^+] \quad \text{ou} \quad 10^{-pH} = [H_3O^+]$$

### Soluções ácidas

A qualquer temperatura:

$$[H_3O^+]_e > [OH^-]_e$$

A 25°C:

$$[H_3O^+]_e > 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

$$[OH^-]_e < 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

$$pH < 7,00$$

### Soluções neutras

A qualquer temperatura:

$$[H_3O^+]_e = [OH^-]_e$$

A 25°C:

$$[H_3O^+]_e = [OH^-]_e = 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

$$pH = 7,00$$

### Soluções básicas

A qualquer temperatura:

$$[H_3O^+]_e < [OH^-]_e$$

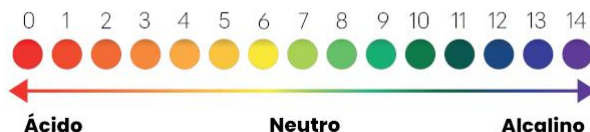
A 25°C:

$$[H_3O^+]_e < 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

$$[OH^-]_e > 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

$$pH > 7,00$$

### Escala de pH



**Nota:** a temperaturas diferentes de 25°C, o valor de pH de uma solução neutra é diferente de 7,00.

**Nota:** numa solução quanto maior a concentração de  $H_3O^+$  menor a concentração de  $OH^-$ . Quanto mais ácida for a solução maior a concentração de  $H_3O^+$ .

## Constantes de acidez e de basicidade

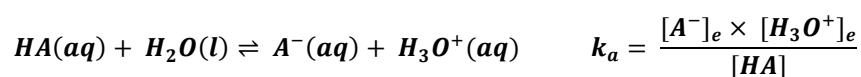
Ácido forte ou base forte	Ácido fraco ou base fraca
<b>Ionização/ dissociação praticamente total:</b> a reação é muito mais extensa no sentido direto do que no sentido inverso – praticamente só ocorre reação direta ( $\rightarrow$ ).	<b>Ionização / dissociação parcial:</b> reação menos extensa no sentido direto do que no sentido inverso – reação ocorre nos dois sentidos ( $\rightleftharpoons$ ).

Para concentrações iguais de ácidos ou bases fortes e fracos:

- ✓  $[H_3O^+]_e$  derivada do ácido forte  $>$   $[H_3O^+]_e$  derivada do ácido fraco;
- ✓ pH da solução do ácido forte  $<$  pH da solução do ácido fraco;
- ✓  $[OH^-]_e$  derivada da base forte  $>$   $[OH^-]_e$  derivada da base fraca;
- ✓ pH da solução da base forte  $>$  pH da solução da base fraca.

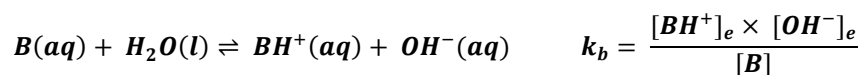
### Constante de acidez, $K_a$ :

- Mede a força de um ácido;
- Quanto maior for  $K_a$ , mais extensa é a reação de ionização, maior é a  $[H_3O^+]_e$ , menor é o valor de pH e mais forte é o ácido.



### Constante de basicidade, $K_b$ :

- Mede a força de uma base;
- Quanto maior for  $K_b$ , mais extensa é a reação de ionização, maior é a concentração de  $[OH^-]_e$ , maior é o valor de pH e mais forte é a base.



**Ácido monoprotico:** ácido capaz de ceder apenas um próton ( $H^+$ ). A reação de uma mol de ácido monoprotico origina uma mol de  $H_3O^+$ .

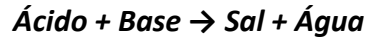
**Base monoprotica:** base capaz de aceitar apenas um próton ( $H^+$ ). A reação de uma mol de base monoprotica origina uma mol de  $OH^-$ .

Ácidos		Bases	
Fortes	Fracos	Fortes	Fracas
HCl; HBr; HI; $H_2SO_4$ ; $HClO_4$	$HNO_2$ ; $H_3PO_4$ ; $CH_3COOH$ ; $H_2CO_3$	$Ba(OH)_2$ ; KOH; $NaNH_2$	$NH_3$ ; $C_6H_5NH_2$ ; $CH_3NH_2$

**Nota:** só se associam valores de  $K_a$  e de  $K_b$  a ácidos ou bases fracos.

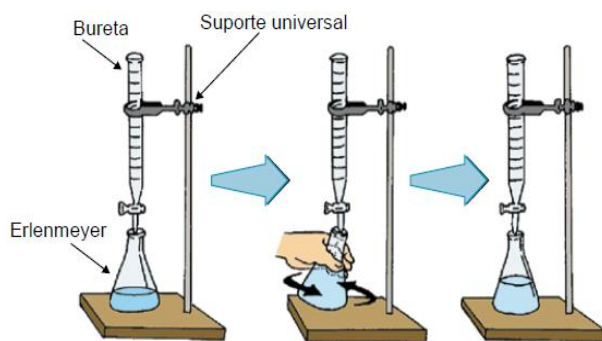
# Titulação ácido-base

## Neutralização:



Uma **reação de neutralização** é uma reação completa ( $\rightarrow$ ) que resulta da interação entre um ácido e uma base, originando um sal e água. O termo neutralização está associado à reação entre os iões  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$ , originando uma espécie neutra  $\text{H}_2\text{O}$ .

**Titulação ácido-base:** técnica que permite determinar a concentração de uma solução de um ácido ou de uma base (titulado), através da medição do volume de uma segunda solução básica ou ácida, respetivamente, de concentração conhecida (titulante), necessária para “neutralizar” a primeira solução.

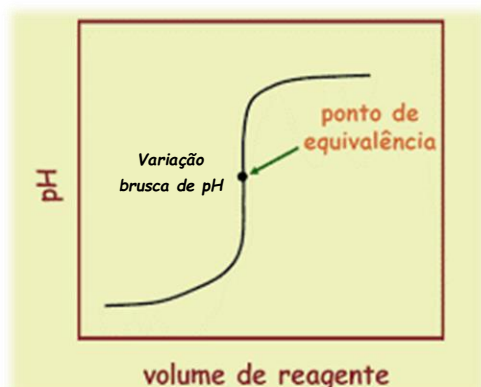


**Titulante:** solução contida na bureta (mesmo que a concentração seja desconhecida).

**Titulado:** solução que recebe o conteúdo da bureta (contida normalmente num gobelé ou num balão de Erlenmeyer).

**Ponto de equivalência de uma titulação:** situação em que nenhum dos reagentes se encontra em excesso, isto é, foram adicionados em quantidades equivalentes de acordo com a estequiometria da reação. Acontece quando a neutralização se completa ( $n$  ácido e  $n$  base foram misturados em proporções estequiométricas).

**Ponto final de uma titulação:** verifica-se quando a cor do indicador se altera, geralmente não coincide com o ponto de equivalência, mas o ideal é que sejam tão próximos quanto possível.



Assim, para uma titulação deve escolher-se um **indicador ácido-base** cuja zona de viragem esteja contida na região de variação brusca de pH que contém o ponto de equivalência que ocorre durante a titulação e que seja o mais estreita possível.

## ***Acidez e basicidade de soluções aquosas de sais***

### ***Ácido forte + Base forte***

O sal resultante da adição de um ácido forte a uma base forte, em solução aquosa, origina uma solução neutra.

### ***Ácido fraco + Base forte***

O sal resultante da adição de um ácido fraco a uma base forte, em solução aquosa, origina uma solução básica.

### ***Ácido forte + Base fraca***

O sal resultante da adição de um ácido forte a uma base fraca, em solução aquosa, origina uma solução ácida.

### ***Ácido fraco + Base fraca***

O sal resultante da adição de um ácido fraco a uma base fraca, em solução aquosa, pode originar uma solução:

- Ácida se  $K_a$  (catião)  $>$   $K_b$  (anião)
- Básica se  $K_a$  (catião)  $<$   $K_b$  (anião)
- Neutra se  $K_a$  (catião)  $=$   $K_b$  (anião)

## ***Acidez da chuva e chuvas ácidas***

Ver página 137/138 + página 140