

# TITULAÇÃO ÁCIDO-BASE

- FASE PRÉ E PÓS LABORATORIAL -

# OBJETIVOS

- Depreender os fundamentos das reações de neutralização;
- Interpretar as informações presentes na curva de titulação, determinando graficamente o valor de pH no ponto de equivalência;
- Determinar de forma rigorosa a concentração do titulado a partir do volume de titulante consumido até ao ponto de equivalência;
- Reconhecer o indicador de pH que melhor se adequa à titulação;
- Identificar as suas possíveis causas de erro associadas a esta atividade laboratorial.

**Fase Pré-Laboratorial**

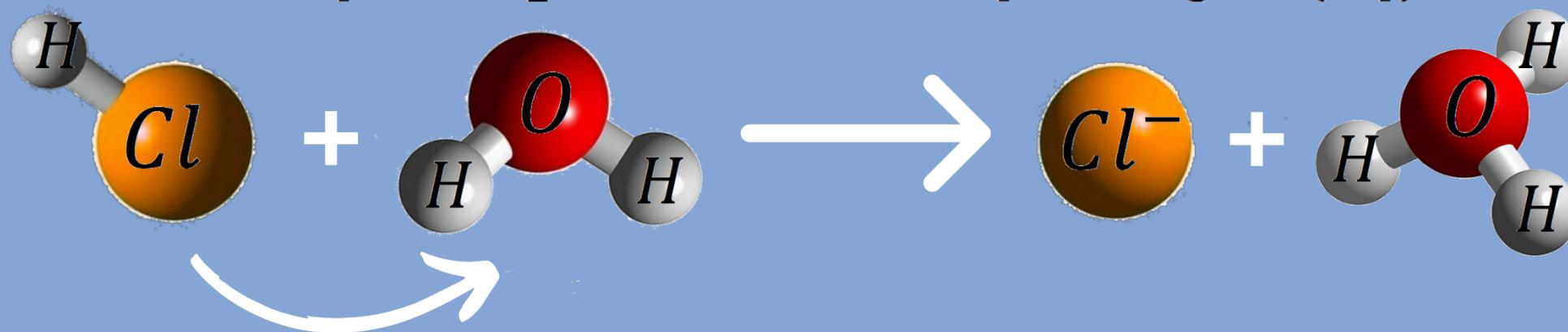
**Fase Laboratorial**

**Fase Pós- Laboratorial**

# **FASE PRÉ - LABORATORIAL**

**Ácido** → espécie que cede protões  $H^+$  a uma base

**Base** → espécie que aceita/recebe protões  $H^+$  de um ácido



$HCl$  cede um protão e  $H_2O$  aceita um protão



Par conjugado ácido-base

Par conjugado ácido-base

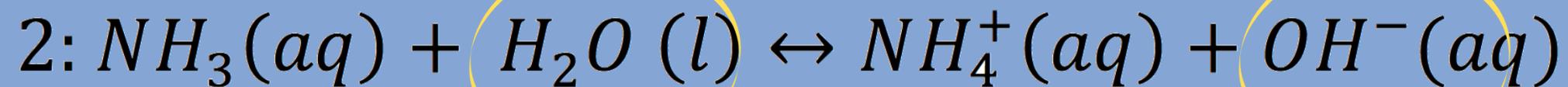
Alguns químicos referem-se ao ião  $H^+$  como  $H_3O^+$



## O QUE É UMA ESPÉCIE ANFOTÉRICA?



A água comporta-se como uma **base**



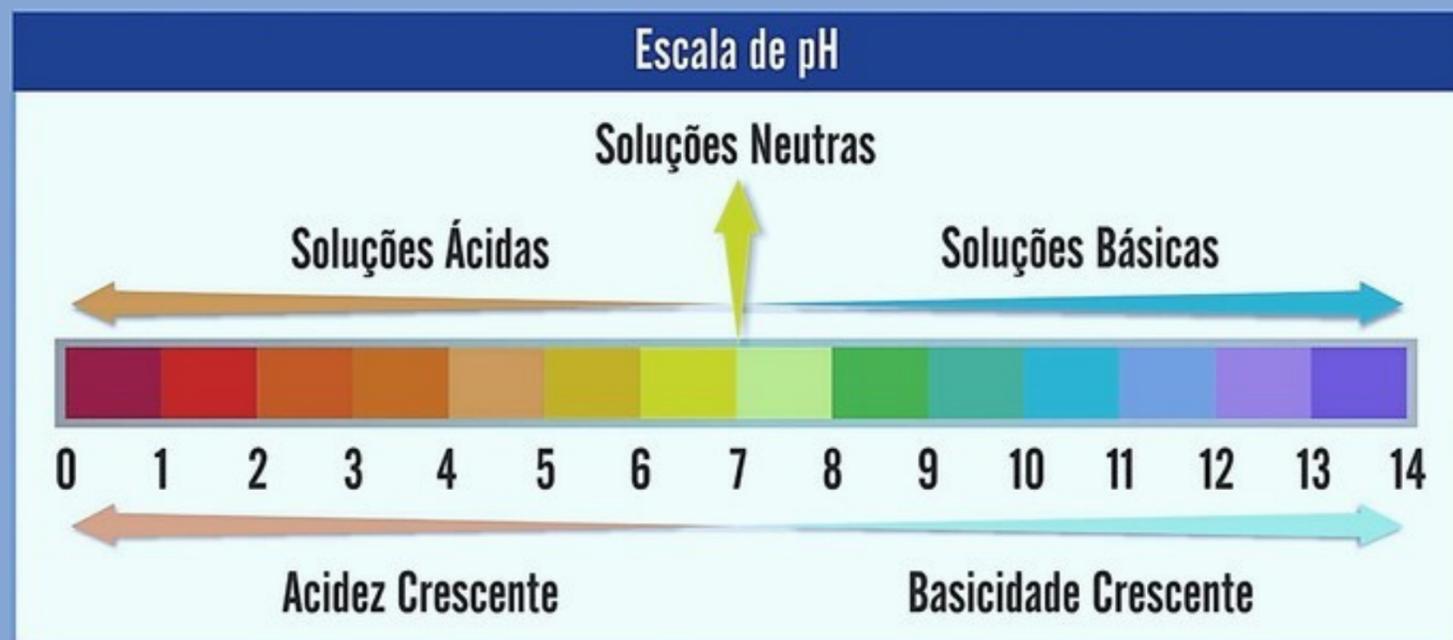
A água comporta-se como um **ácido**

Em certas situações algumas espécies, como a água, comportam-se como ácidos e noutras como bases



**Espécies anfotéricas**

# ACIDEZ E BASICIDADE DE SOLUÇÕES - ESCALA DE SORENSEN



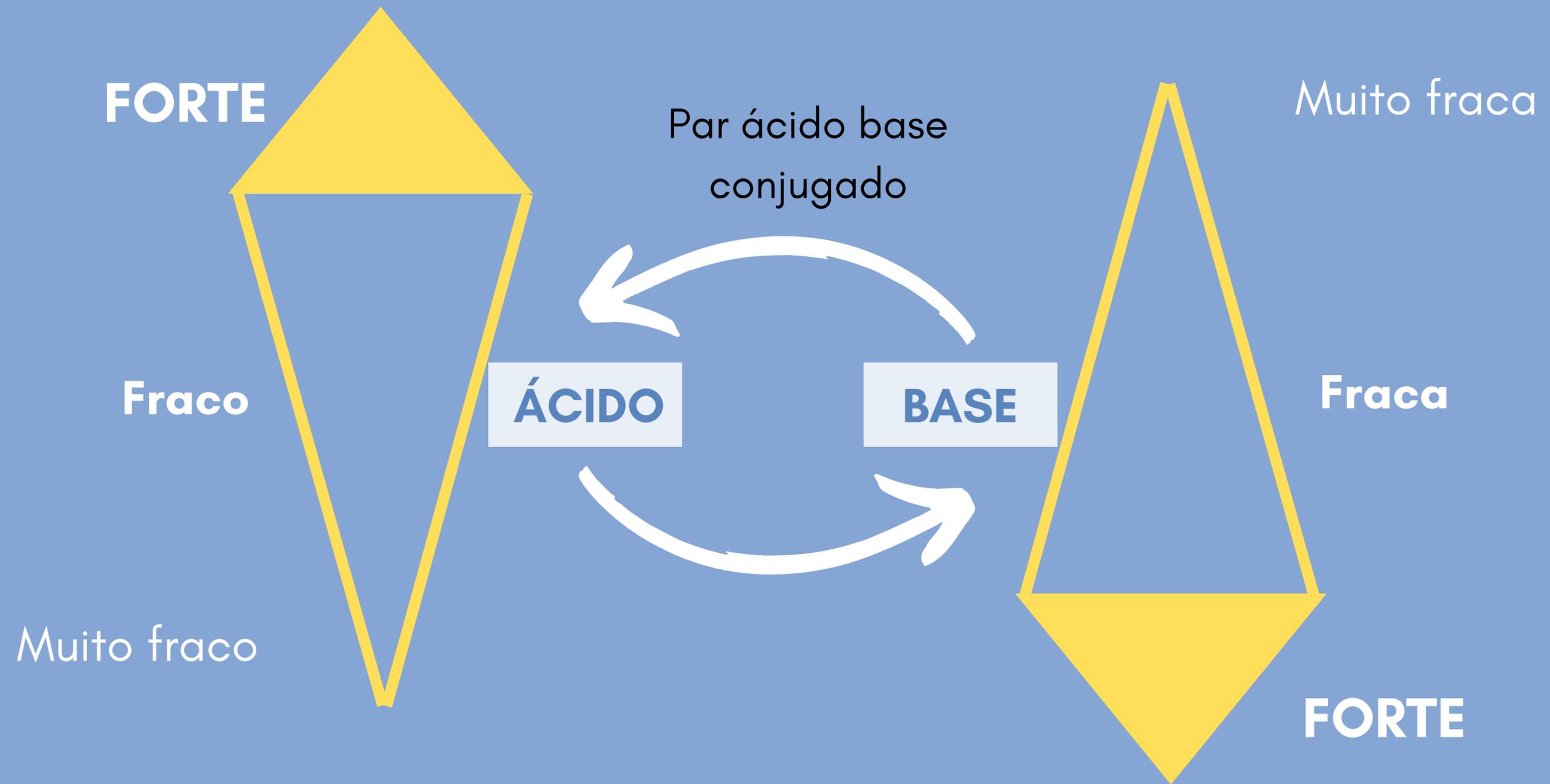
- Se  $[H_3O^+] > [OH^-]$ , a solução é ácida e o  $pH < 7$
- Se  $[H_3O^+] = [OH^-]$ , a solução é neutra e o  $pH = 7$
- Se  $[H_3O^+] < [OH^-]$ , a solução é básica e o  $pH > 7$

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

# REAÇÕES DE NEUTRALIZAÇÃO



- A **solução formada pode ou não ser neutra**, depende do sal formado;
- É a reação **inversa da auto-ionização da água** sendo por isso, muito mais extensa;
- É sempre uma reação **completa** uma vez que, a adição lenta de ácido à base, ou vice-versa, faz com que em termos estequiométricos toda a base e todo o ácido sejam completamente gastos.



# REAÇÕES DE NEUTRALIZAÇÃO



**Regular/neutralizar** ○  
caráter químico ácido ou  
básico de uma solução;

**Análise química:** Estão por trás  
de uma técnica laboratorial  
designada titulação ácido-base,  
na qual se determina a  
concentração desconhecida de  
uma base ou ácido.

# TITULAÇÃO ÁCIDO-BASE: METODOLOGIA

Ácido/Base de concentração rigorosamente conhecida = **TITULANTE**

Base/Ácido de concentração desconhecida = **TITULADO**



Numa titulação adiciona-se o titulante ao titulado, até se atingir o **ponto de equivalência**  $\approx$  **ponto final**



Atingido quando o ácido e a base se encontram nas **proporções estequiométricas**



Identificado pela alteração física da solução (**mudança de cor**) e pela **variação brusca de pH**

# TITULAÇÃO ÁCIDO-BASE: INDICADORES

## Critérios para a escolha do indicador:

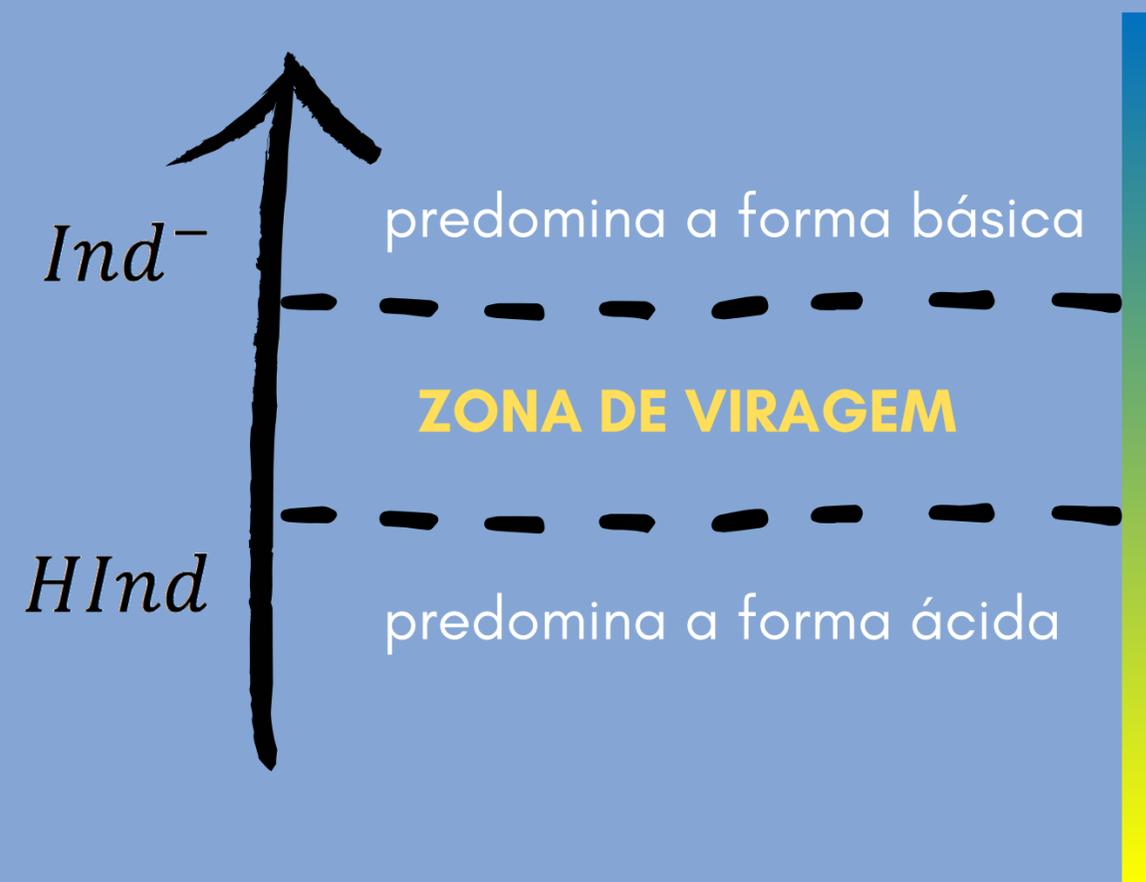
- A zona de viragem do indicador deve estar contida na **zona abrupta da curva de titulação**;
- A zona de viragem do indicador deve conter o **pH no ponto de equivalência**;
- A zona de viragem do indicador deve ser o mais **estreita possível**.

Indicador	Zona de viragem	Cor da forma ácida	Cor da forma alcalina
Azul de bromofenol	2,8 - 4,6	Amarelo	Azul
Alaranjado de metilo	3,1 - 4,5	Vermelho	Amarelo
Verde de bromocresol	3,8 - 5,4	Amarelo	Azul
Vermelho de metilo	4,4 - 6,2	Vermelho	Amarelo
Tornesol	5,0 - 8,0	Vermelho	Azul
Azul de bromotimol	6,0 - 7,6	Amarelo	Azul
Fenolftaleína	8,3 - 10,0	Incolor	Carmim
Amarelo de alizarina	10,0 - 12,1	Amarelo	Vermelho



# QUAL O RESPONSÁVEL PELA MUDANÇA DE COR DE UM INDICADOR ÁCIDO-BASE?

O par ácido-base conjugado:  $HInd / Ind^-$

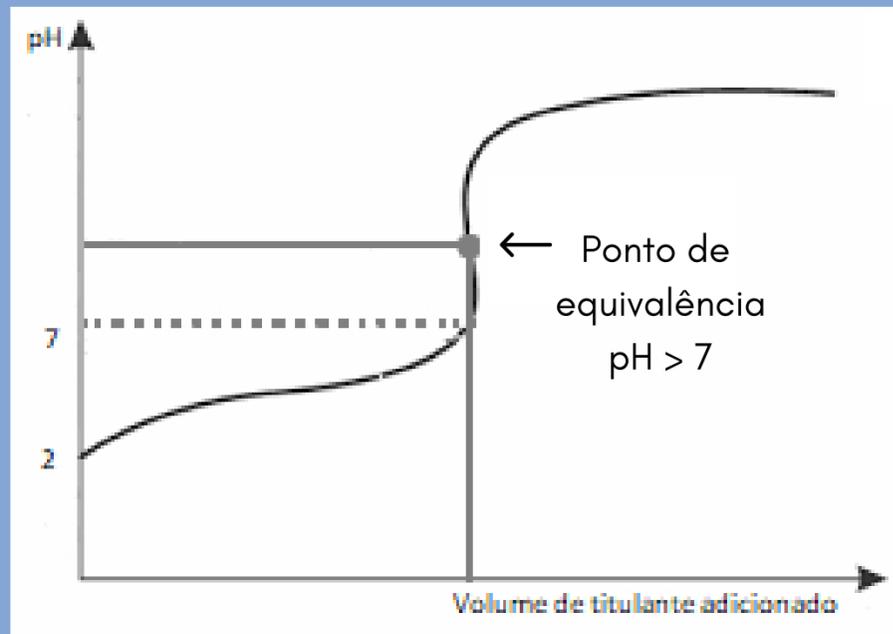


# TITULAÇÃO ÁCIDO-BASE: CURVAS DE TITULAÇÃO

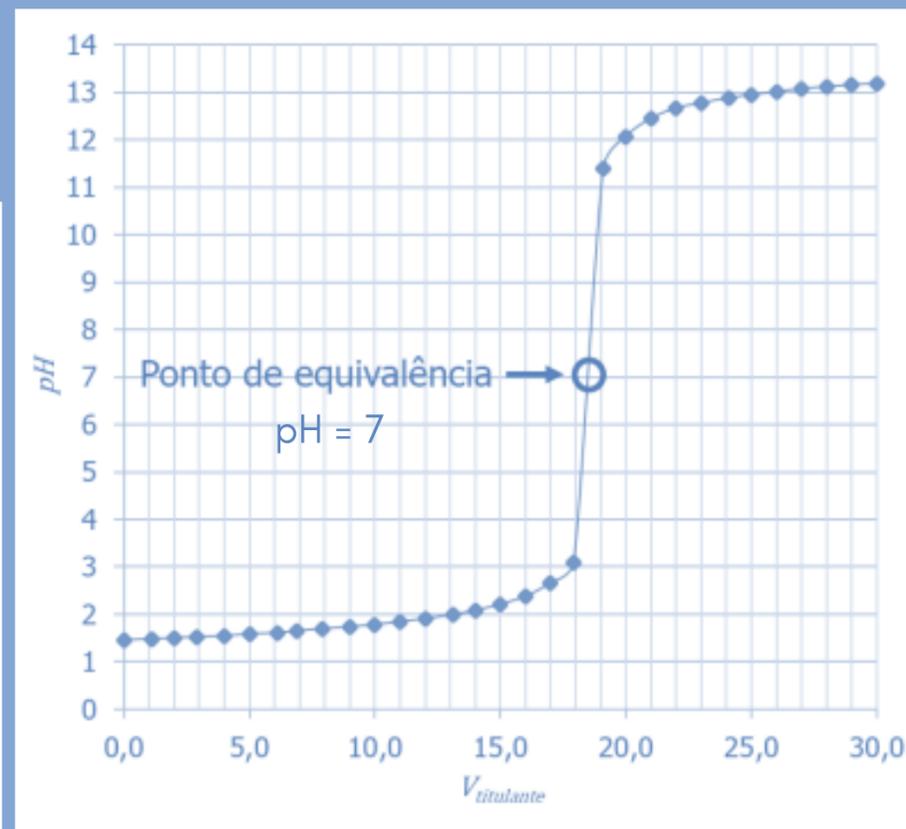


Gráfico que representa a variação do pH do titulado, em função do volume de titulante adicionado

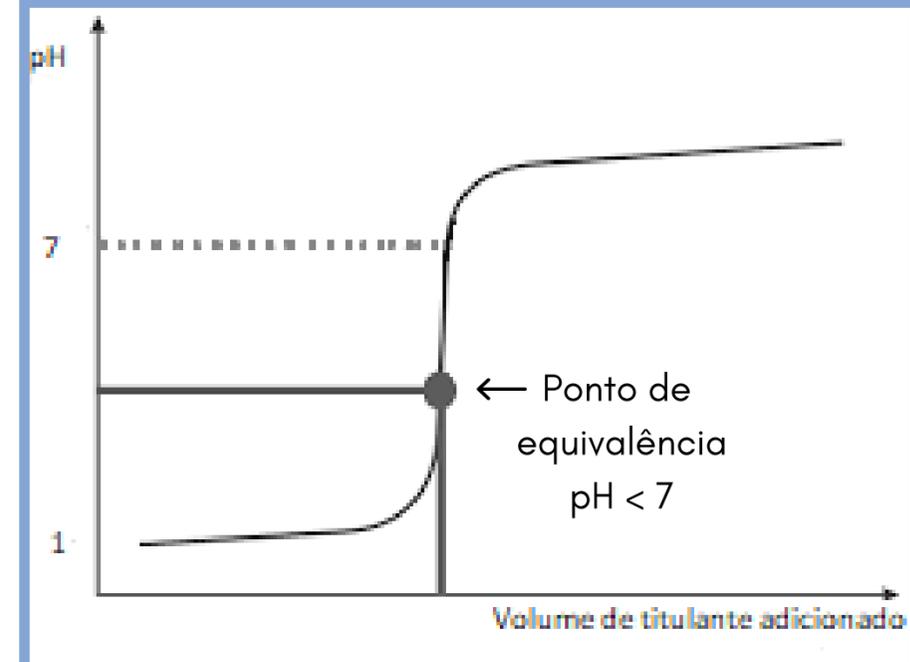
O **valor do pH** no ponto de equivalência varia dependendo do tipo de titulação ácido-base que está a ocorrer, isto é, **depende do caráter do sal formado**.



Curva de titulação ácido fraco-base forte



Curva de titulação ácido forte-base forte



Curva de titulação ácido forte-base fraca

# **FASE PÓS - LABORATORIAL**

# ANÁLISE DA REAÇÃO QUÍMICA RELATIVA À EXPERIÊNCIA:



A reação pode ser vista da seguinte forma :



Eliminando os íões espectadores, dizemos que a reação que ocorre é :



# ANÁLISE DOS REGISTOS EFETUADOS:



Indicador colorimétrico na sua **forma ácida**: amarelo

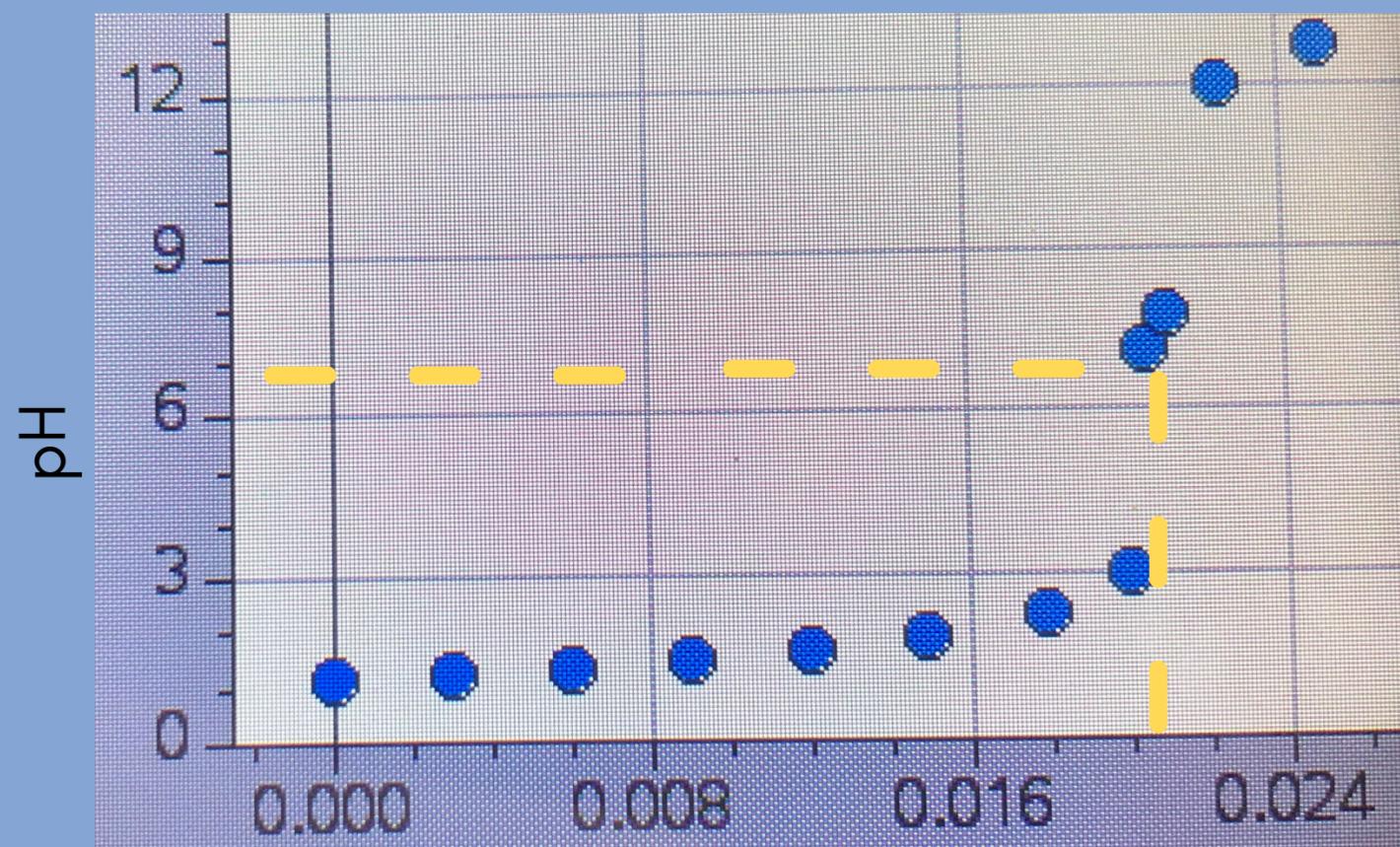


Indicador colorimétrico na sua **forma básica**: azul

Volume de titulante (ml)	pH
0 mL	(1,14 ± 0,05)
(3,00 ± 0,05) mL	(1,18 ± 0,05)
(6,00 ± 0,05) mL	(1,31 ± 0,05)
(9,00 ± 0,05) mL	(1,45 ± 0,05)
(12,00 ± 0,05) mL	(1,63 ± 0,05)
(15,00 ± 0,05) mL	(1,84 ± 0,05)
(18,00 ± 0,05) mL	(2,24 ± 0,05)
(20,00 ± 0,05) mL	(2,97 ± 0,05)
<b>(20,50 ± 0,05) mL</b>	<b>(7,08 ± 0,05)</b>
<b>(21,00 ± 0,05) mL</b>	<b>(7,70 ± 0,05)</b>
(22,50 ± 0,05) mL	(12,00 ± 0,05)
(25,00 ± 0,05) mL	(12,70 ± 0,05)

Volumes de titulante gastos e respetivos  
valor de pH

# ANÁLISE DA CURVA DE TITULAÇÃO OBTIDA:



Volume de titulante ( $dm^3$ )

**pH no ponto de equivalência** = encontra-se no ponto médio da zona abrupta da curva de titulação isto é:

$$\frac{7,08 + 7,70}{2} = 7,39$$

A solução resultante possui

**caráter neutro.**

produtos formados

Água (caráter neutro)

NaCl (caráter neutro)

# ANÁLISE DO CARÁTER DO SAL FORMADO



Os íons formados  
**não** sofrem hidrólise



**Soluções aquosas  
neutras**

**lão neutro**

**Base muito fraca**, não  
tem capacidade de  
aceitar prótons da água.

# DETERMINAÇÃO DA CONCENTRAÇÃO DO TITULADO:

Equação química que será levada a cabo nesta atividade laboratorial:  $HCl (aq) + NaOH (aq) \rightarrow NaCl (aq) + H_2O (l)$

**Quantidade de NaOH consumida:**

$$C_{\text{titulante}} = \frac{n \text{ titulante consumida}}{v \text{ titulante consumido}}$$

$$n (NaOH) = 0,1 \times 0,0205 \Leftrightarrow n (NaOH) = 0,00205 \text{ mol}$$

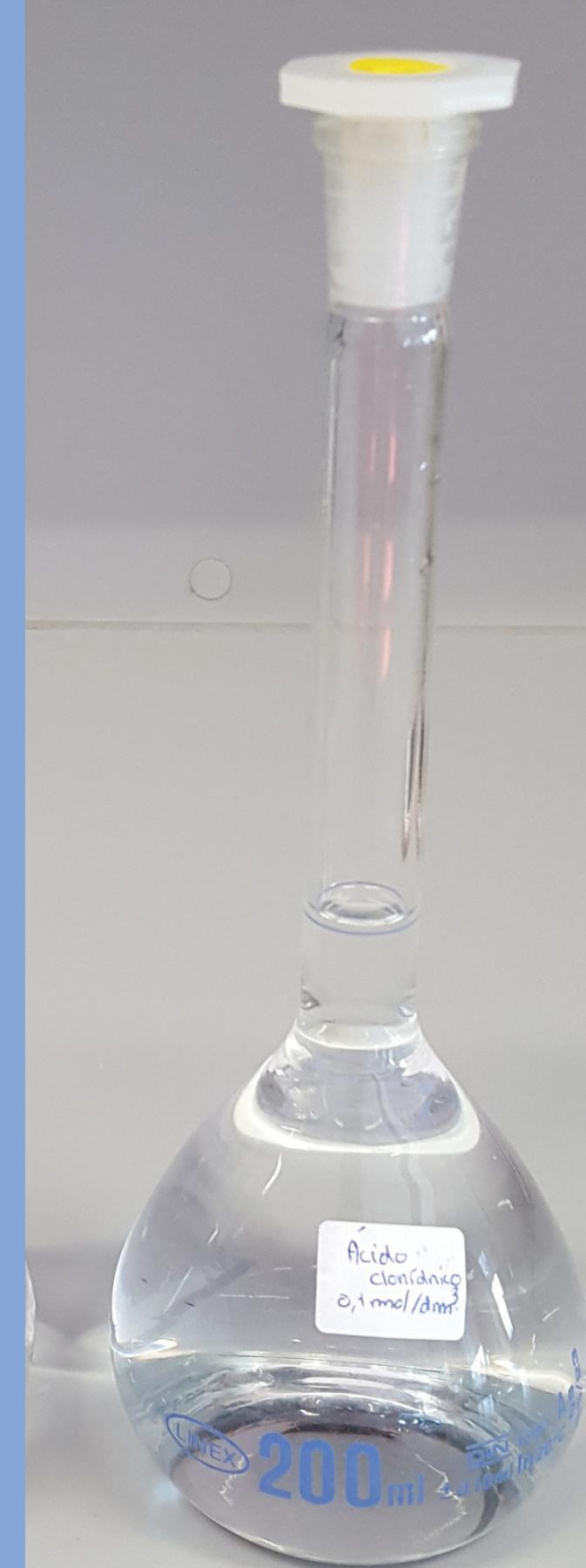
**Quantidade de HCl que reagiu de acordo com a estequiometria da reação:**

$$n (HCl) = 1 \times 0,00205 = 0,00205 \text{ mol}$$

**Concentração da solução aquosa de HCl:**

$$C_{\text{titulado}} = \frac{n \text{ titulado que reagiu}}{v \text{ titulado que reagiu}}$$

$$[HCl] = \frac{0,00205}{0,025} \Leftrightarrow HCl = 0,082 \text{ mol/dm}^3$$



# CONCLUSÃO

# POSTER RELATIVO À ATIVIDADE LABORATORIAL:

## ATIVIDADE EXPERIMENTAL: "TITULAÇÃO ÁCIDO-BASE"

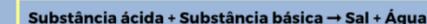


### INTRODUÇÃO

### RESUMO

A concretização da atividade experimental "Titulação ácido-base" teve por objetivo a caracterização quantitativa e rigorosa de uma solução de concentração desconhecida. Para tal, recorremos a uma técnica laboratorial denominada titulação. Esta consiste na adição de titulante, ácido ou base de concentração conhecida, ao titulado base ou ácido, respetivamente, de concentração desconhecida, até ao ponto de equivalência. Neste, a razão entre a quantidade de matéria de ácido e de base coincide com a razão estequiométrica da reação de neutralização, e por isso é possível determinar a concentração do titulado. Para esta atividade, definimos a solução de hidróxido de sódio (**NaOH**) como titulante, a solução de ácido clorídrico (**HCl**) como titulado e para indicador de pH o azul de bromotimol (**C<sub>27</sub>H<sub>28</sub>Br<sub>2</sub>O<sub>5</sub>S**).

Exemplo genérico de uma reação de neutralização:

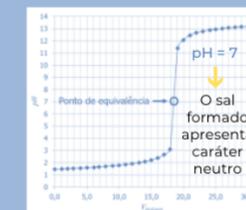


Aplicação das reações de neutralização: Titulação ácido-base

Consiste na adição do titulante ao titulado até ao **ponto de equivalência**, que é atingido quando as proporções de ácido e de base se encontram nas proporções estequiométricas. Tendo em conta que o ponto de equivalência é difícil de determinar em termos operacionais, encontra-se o **ponto final** que é assinalado pela **mudança brusca de pH da solução** e consequentemente pela variação de uma propriedade física da solução, **alteração da cor do indicador de pH** utilizado.

Os resultados de uma titulação ácido-base são registados numa **curva de titulação**:

- Gráfico que representa a variação do pH do titulado em função do volume de titulante adicionado
- No ponto médio da sua zona abrupta, está identificado o valor do pH no ponto de equivalência, que depende do caráter do sal formado.



Curva de titulação teórica ácido forte-base forte

### METODOLOGIA

- Solução de concentração desconhecida de ácido clorídrico
- Solução de concentração rigorosa de hidróxido de sódio ( $0,1 \text{ mol/dm}^3$ ).
- Indicador de pH: azul de bromotimol



### RESULTADOS



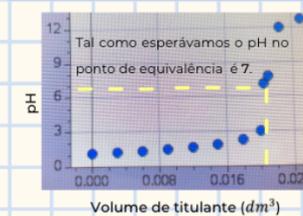
Registo 1 Registo 2 Registo 3

Volume de titulante (ml)	pH
0 mL	(1,14 ± 0,05)
(3,00 ± 0,05) mL	(1,18 ± 0,05)
(6,00 ± 0,05) mL	(1,31 ± 0,05)
(9,00 ± 0,05) mL	(1,45 ± 0,05)
(12,00 ± 0,05) mL	(1,63 ± 0,05)
(15,00 ± 0,05) mL	(1,84 ± 0,05)
(18,00 ± 0,05) mL	(2,24 ± 0,05)
(20,00 ± 0,05) mL	(2,97 ± 0,05)
(20,50 ± 0,05) mL	(7,08 ± 0,05)
(21,00 ± 0,05) mL	(7,70 ± 0,05)
(22,50 ± 0,05) mL	(12,00 ± 0,05)
(25,00 ± 0,05) mL	(12,70 ± 0,05)

Registo 4

### DISCUSSÃO

Equação química que será levada a cabo nesta atividade laboratorial:  $\text{HCl (aq)} + \text{NaOH (aq)} \rightarrow \text{NaCl (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$



Volume de titulante ( $\text{dm}^3$ )

Quantidade de NaOH consumida:

$$C_{\text{titulante}} = \frac{n_{\text{titulante consumida}}}{V_{\text{titulante consumido}}}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,1 \times 0,0205 \Leftrightarrow n(\text{NaOH}) = 0,00205 \text{ mol}$$

Quantidade de HCl que reagiu de acordo com a estequiometria da reação:

$$n(\text{HCl}) = 1 \times 0,00205 = 0,00205 \text{ mol}$$

Concentração da solução aquosa de HCl:

$$C_{\text{titulado}} = \frac{n_{\text{titulado que reagiu}}}{V_{\text{titulado que reagiu}}}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{0,00205}{0,025} \Leftrightarrow [\text{HCl}] = 0,082 \text{ mol/dm}^3$$

### BIBLIOGRAFIA

- BARBOSA, Álvaro – AL 2.2 - Titulação ácido-base [ Em Linha ] Consulta disponível em : <https://www.youtube.com/watch?v=FiZ072aD3QI> [ 9 de Junho de 2017 ]
- SILSVA, Cristina; CUNHA, Carlos; VIEIRA, Miguel – Eu e a Química II (Caderno de Laboratório) .1ª edição. Porto Editora. 2018. ISBN 365 4099-023 Porto, Portugal.
- SILSVA, Cristina; CUNHA, Carlos; VIEIRA, Miguel – Eu e a Química II (Manual). 1ª edição. Porto Editora. 2018. ISBN 365 4099-023 Porto, Portugal.
- Caderno diário 11º Ano

### CONCLUSÃO

Baseados na consumação desta experiência verificamos que é possível caracterizar quantitativamente e de forma rigorosa uma solução ácida ou básica de concentração desconhecida partindo de outra solução básica ou ácida, respetivamente, de concentração rigorosamente conhecida, através de uma titulação ácido-base. Concluímos ainda que o ponto de equivalência de uma reação de neutralização é determinável através da construção gráfica de uma curva de titulação, já que este se encontra no ponto médio da zona abrupta da mesma.