

LISBOA

UNIVERSIDADE
DE LISBOA

Universidade de Lisboa
Instituto Superior de Agronomia



INSTITUTO
SUPERIOR DE
AGRONOMIA
Universidade de Lisboa

QUÍMICA

7º Capítulo – Reações ácido-base e equilíbrio ácido-base

PAULA ALVARENGA

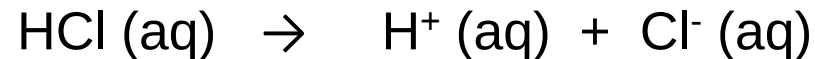
DEFINIÇÕES DE ÁCIDO E BASE

ÁCIDOS E BASES DE ARRHENIUS:

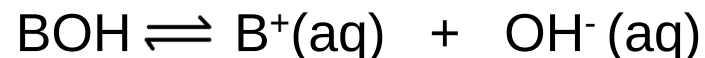
ÁCIDOS: São substâncias que, em solução aquosa, se ionizam e libertam **iões H^+** (Hidrogeniões).



Exemplo:



BASES: São substâncias que, em solução aquosa, se dissociam e libertam **iões OH^-** (iões hidróxilo).



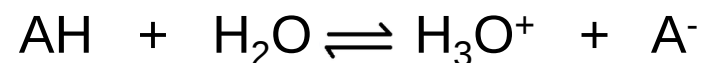
Exemplo:



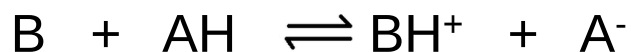
DEFINIÇÕES DE ÁCIDO E BASE

ÁCIDOS E BASES DE BRÖNSTED-LOWRY:

ÁCIDOS: São substâncias **dadoras de iões H^+** (Hidrogeniões ou protões), transportados na forma H_3O^+ :



BASES: São substâncias com capacidade de **captar iões H^+** (protões).

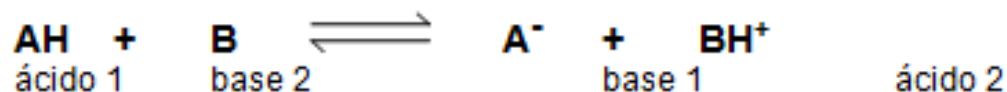


Este conceito de ácido e de base, pressupõe que o comportamento de uma substância como ácido (ou base), só se manifesta se esse ácido (ou base) está em contacto com outra substância capaz de aceitar (ou doar) protões. Neste conceito, as reações de ácido-base, são fundamentalmente reações de competição por protões, onde existem **PARES ÁCIDO-BASE CONJUGADOS**.

PARES ÁCIDO-BASE CONJUGADOS

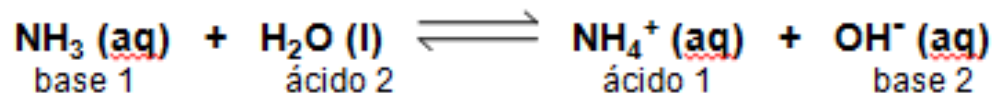
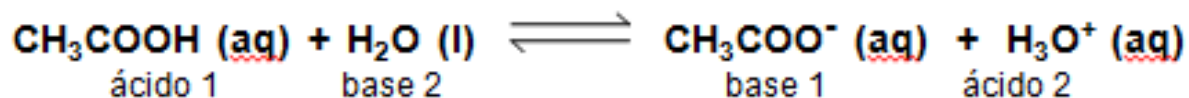
Define-se **par ácido-base conjugado** um ácido e a sua base conjugada, ou uma base e o seu ácido conjugado

Na seguinte reacção ácido-base:



Os pares ácido-base conjugados são: AH/A^- ácido 1 / base 1
 BH^+/B ácido 2 / base 2

Exemplos:



Pares ácido/base conjugados:

$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$
 $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$

$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$
 $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$

A **base conjugada** de um ácido de Bronsted é a espécie que resulta da remoção de um protão desse ácido.

Um **ácido conjugado** resulta da adição de um protão a uma base de Bronsted.

ANFÓTEROS OU ANFÓLITOS:

Anfóteros ou anfólitos: São substâncias que podem actuar simultaneamente como dadores ou aceptadores de protões.

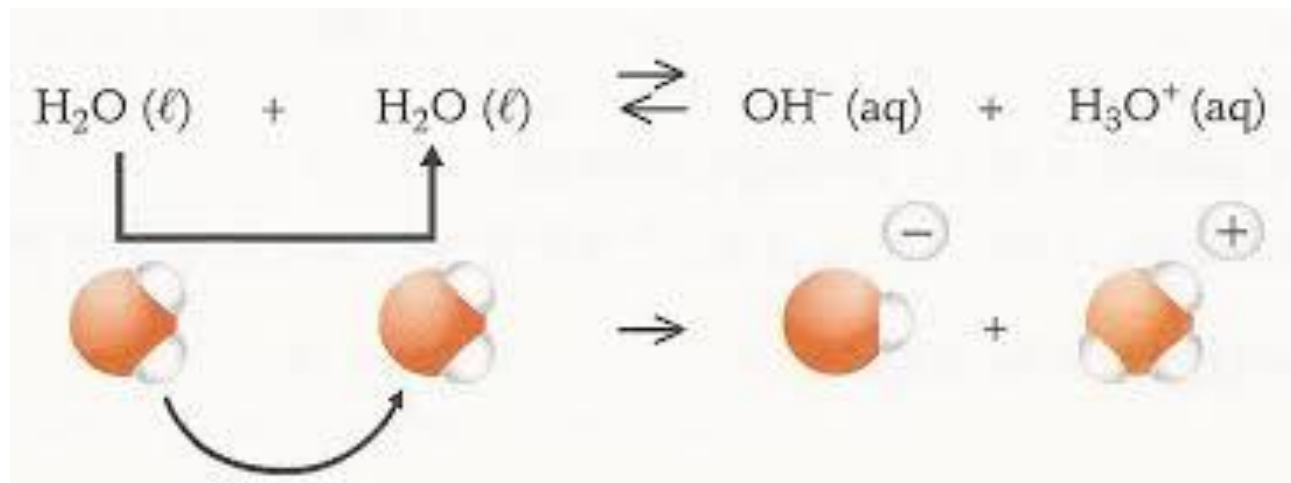
Nos dois exemplos anteriores, podemos observar que, a **água tem comportamento básico** quando está na presença do ácido acético e **comportamento ácido** quando está na presença de amoníaco.

Por essa razão se diz que **A ÁGUA É UMA SUBSTÂNCIA ANFOTÉRICA.**

Pares ácido/base conjugados:

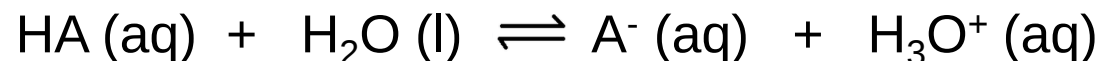
$\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$

$\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$



EQUILÍBRIO ÁCIDO-BASE

Consideremos a ionização de um ácido AH em água:



O **ácido HA** comportou-se como ácido porque cedeu um próton à água, que se comportou como base ao aceitar um próton do ácido.

Por outro lado, a **base conjugada do ácido, A⁻**, formada na reação, têm tendência a aceitar um próton do ião H₃O⁺, dando-se simultaneamente a reação inversa:

Quando ambas as reações têm a mesma velocidade atinge-se o equilíbrio:

Como a **água** é o solvente, está em excesso e a sua **concentração pode considerar-se constante**, pode incluir-se na própria constante de equilíbrio. A constante de equilíbrio resultante designa-se por **constante de ionização ácida ou constante de acidez (K_a)**.

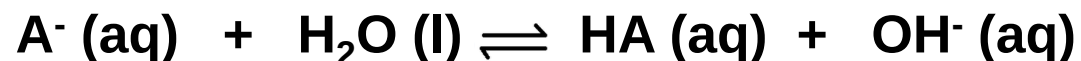
CONSTANTES DE IONIZAÇÃO ÁCIDA E BÁSICA

Para a reação: $\text{HA (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{A}^- \text{ (aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$

A **constante de ionização ácida ou constante de acidez (K_a)**, será:

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

De igual forma, para uma substância básica, também se pode definir uma **constante de ionização básica ou constante de basicidade (K_b)**:



$$K_b = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$

FORÇA DOS ÁCIDOS E DAS BASES

Qualitativamente, pode dizer-se que a força de um ácido é determinada pela facilidade com que cede prótons e a força de uma base, pela facilidade com que aceita prótons.

Mas, também se pode falar de força de um ácido ou de uma base a nível **quantitativo**.

A uma dada temperatura, a força de um ácido (ou de uma base), isto é, o grau de ionização das suas moléculas, é indicada pela magnitude da sua constante acidez (ou basicidade).

Quanto maior for o K_a , mais forte é o ácido - isto é, maior é a concentração de iões H^+ em equilíbrio devido à sua ionização

Quanto maior for o K_b , mais forte é a base - isto é, maior é a concentração de iões OH^- em equilíbrio devido à sua ionização.

Exemplo: Ácido clorídrico (HCl) - **ácido forte**- $K_a = 1 \times 10^7$

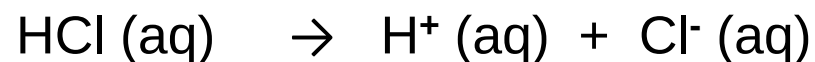
Ácido acético (CH_3COOH)- **ácido fraco** - $K_a = 1 \times 10^{-5}$

FORÇA DOS ÁCIDOS E DAS BASES

Como a ionização dos ácidos fracos nunca é completa, todas as espécies (ácido não ionizado, iões H^+ e iões A^-) estão presentes no equilíbrio, sendo as suas concentrações relativas determinadas pela respectiva grandeza da constante de ionização K_a .

Quanto mais forte é um ácido mais fraca a sua base conjugada, e vice-versa.

Ou seja, se um ácido é forte, como por exemplo o HCl , tem grande tendência para se ionizar, a sua base conjugada, o Cl^- , não tem tendência para captar nenhum protão e refazer a molécula não ionizada, o HCl .



A reação é, aproximadamente, **completa**.

% DE IONIZAÇÃO

Vimos que a grandeza de K_a nos dá indicação acerca da força de um ácido. Outra forma de estudar a força de um ácido é através da medida da sua **% de ionização**, que se define como:

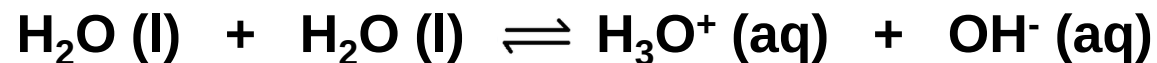
$$\% \text{ de ionização} = \frac{[\text{Concentração de ácido ionizado no equilíbrio}]}{[\text{Concentração inicial do ácido}]} \times 100$$

Quanto mais forte for o ácido, maior é a sua percentagem de ionização).

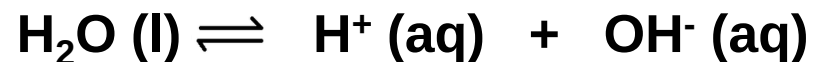
AUTO-IONIZAÇÃO E PRODUTO IÓNICO DA ÁGUA

A água é, como sabemos um solvente com características únicas: **funciona como base** em reações com ácidos, como por exemplo o CH_3COOH e **funciona como ácido** em reações com bases, como por exemplo com o NH_3 , é por isso considerada uma substância **ANFOTÉRICA**.

Por outro lado, a água é um electrólito muito fraco e por isso é um mau condutor da electricidade, no entanto **ioniza-se** em pequena extensão:



ou



A estas reações chamamos **AUTO-IONIZAÇÃO DA ÁGUA**.

AUTO-IONIZAÇÃO E PRODUTO IÓNICO DA ÁGUA

O **PRODUTO IÓNICO** da água é a constante de equilíbrio da reação de auto-ionização da água:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \quad \text{ou} \quad K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

O **PRODUTO IÓNICO DA ÁGUA** é pois o produto das concentrações molares dos iões H^+ e OH^- , a uma dada temperatura.

Em água pura a 25 °C, a concentração os iões H^+ e OH^- são iguais entre si e iguais a **$1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/l}$** .

Assim, usando as expressões do produto iónico da água acima propostas temos:

$$K_w(25 \text{ °C}) = (1,0 \times 10^{-7})(1,0 \times 10^{-7}) = 1,0 \times 10^{-14}$$

Esta relação é sempre válida, a 25°C, quer para água pura, quer para soluções aquosas com espécies dissolvidas.

RELAÇÃO ENTRE A CONSTANTE DE ACIDEZ E A CONSTANTE DE BASICIDADE PARA UM PAR ÁCIDO-BASE CONJUGADO

... as concentrações dos íons H^+ e OH^- não são independentes entre si.

Se, a uma determinada temperatura, o produto das suas concentrações é constante, então se a concentração de H^+ aumenta, a concentração de OH^- diminui e vice versa.

Para um **par ácido base conjugado** verifica-se que:

$$K_w = K_a \cdot K_b = 1,0 \times 10^{-14}$$

O que vem demonstrar que: a força de um ácido e da sua base conjugada são inversamente proporcionais - se o ácido conjugado é forte, a sua base conjugada é fraca, e vice versa.

SOLUÇÕES ÁCIDAS, BÁSICAS E NEUTRAS

Sendo K_w (25 °C) = $[H_3O^+][OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$ constante para qualquer solução, podemos sempre calcular a concentração da espécie ácida, $[H_3O^+]$, conhecendo a concentração da espécie básica, $[OH^-]$ e vice-versa.

Solução Neutra

Numa solução neutra, a $[H_3O^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/l}$

Solução ácida

Numa solução ácida, a $[H_3O^+] > [OH^-] \Rightarrow [H_3O^+] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/l}$

Há um excesso de íons H_3O^+ .

Solução básica ou alcalina

Numa solução básica, a $[OH^-] > [H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] < 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/l}$

Há um excesso de íons hidróxido, OH^- .

NOÇÃO DE pH - UMA MEDIDA DE ACIDEZ

As concentrações de **iões H^+ e OH^-** que determinam a maior ou menor acidez de uma solução são frequentemente números muito pequenos, com os quais é bastante incómodo trabalhar. Definiu-se então uma medida mais prática, chamada pH.

O **pH** de uma solução é definido como o simétrico do **logaritmo da concentração hidrogeniónica**.

$$pH = - \log [H_3O^+]$$

Assim, para definir a **acidez** de uma solução, medida pela $[H_3O^+]$, pode ser usada a **escala de pH**.

Como o pH é simplesmente uma forma de exprimir a concentração do ião hidrogénio, as soluções ácidas, básicas e neutras, a 25°C, podem ser identificadas através dos seus valores de pH:

NOÇÃO DE pH - UMA MEDIDA DE ACIDEZ

Solução Neutra:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/l} \quad [\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,0 \times 10^{-7} = 7]$$

Solução ácida:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} < 7$$

Solução básica ou alcalina:

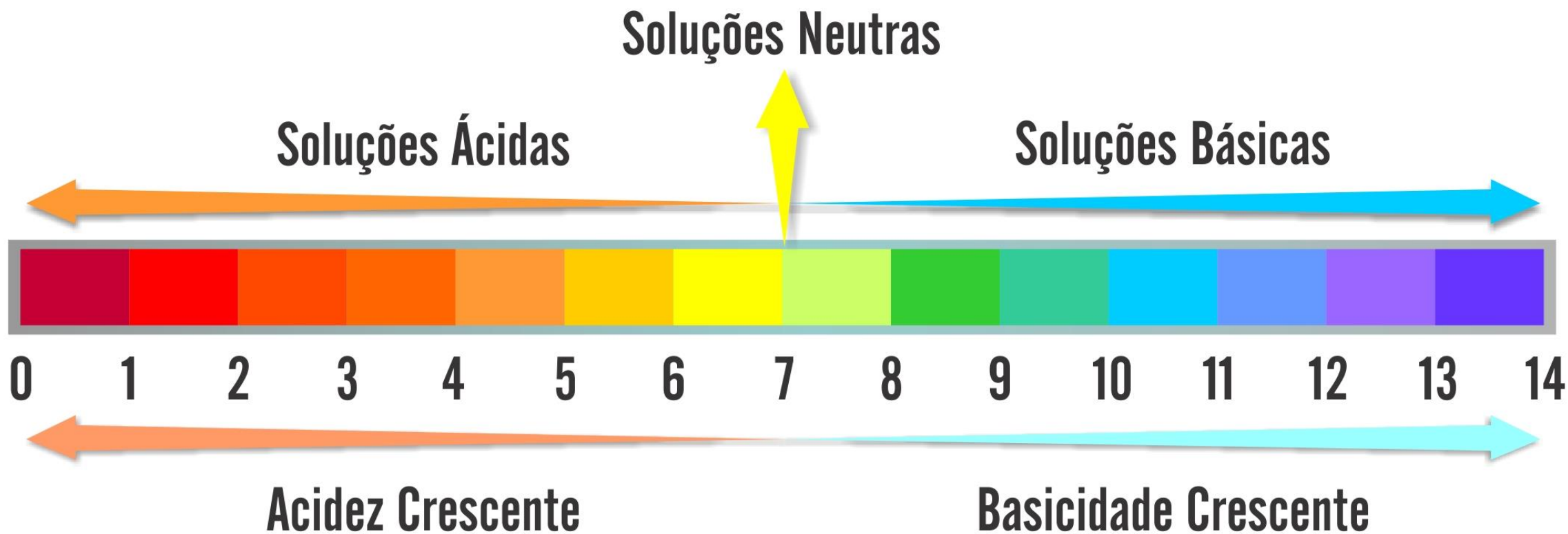
$$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] < 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} > 7$$

Pode-se também definir pOH, como o simétrico do logaritmo da concentração do íon hidróxido:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

ESCALA DE pH (OU ESCALA SORENSEN)

Escala de pH



NOÇÃO DE pH - UMA MEDIDA DE ACIDEZ

Considerando novamente a expressão do produto iônico da água:

$$K_w(25^\circ\text{C}) = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

Aplicando logaritmos a ambos os membros da equação:

$$\log K_w(25^\circ\text{C}) = \log ([\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]) = \log (1,0 \times 10^{-14})$$

$$- \log K_w(25^\circ\text{C}) = - \log ([\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]) = - \log (1,0 \times 10^{-14})$$

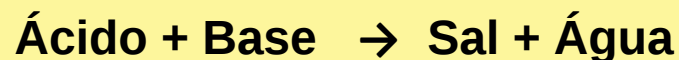
$$- \log K_w(25^\circ\text{C}) = - \log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log [\text{OH}^-] = 14$$

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

REAÇÕES DE ÁCIDO-BASE TÍPICAS:

REAÇÕES DE ÁCIDOS FORTES COM BASES FORTES

Na generalidade dos casos, da reação entre um ácido e uma base – **reação de neutralização** - forma-se sal e água:



A questão é, se a **solução desse sal é neutra, ácida ou alcalina?**

A resposta é, **depende da força do ácido e da base envolvidos** nessa reação de neutralização.

(1) REAÇÃO DE ÁCIDO-FORTE (HCl) COM BASE-FORTE (NaOH):

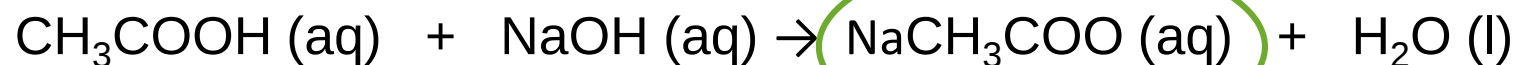


- O ião hidratado **Na⁺** **não têm tendência para reagir com a água**, porque é o ácido conjugado de uma base muito forte, não interferindo no pH da solução.
- O ião **Cl⁻** que se forma é uma base extremamente fraca (é a base conjugada de um ácido forte). Portanto, **o ião Cl⁻ não têm tendência para aceitar um protão da água**. Consequentemente, os iões **Cl⁻** não afectam o pH da solução → **pH = 7**

REAÇÕES DE ÁCIDO-BASE TÍPICAS:

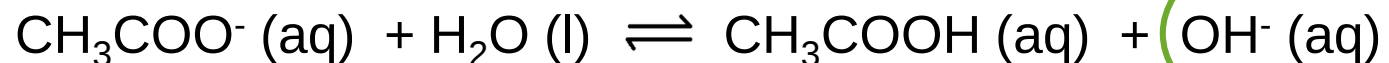
REAÇÕES DE ÁCIDOS FRACOS COM BASES FORTES

(2) REAÇÃO DE ÁCIDO FRACO (CH_3COOH , $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$) COM BASE FORTE (NaOH):



Neste caso, o sal formado, acetato de sódio, tem dois íões com comportamentos distintos:

- O íão hidratado Na^+ **não têm tendência para reagir com a água**, porque é o ácido conjugado de uma base muito forte, não interferindo no pH da solução.
- O íão acetato, CH_3COO^- , é a base conjugada do ácido acético, CH_3COOH , que é fraco, por isso é uma base com alguma força, e irá hidrolizar a água em certa extensão:

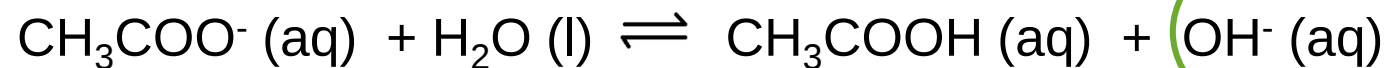


Assim, a solução resultante da reação completa de um ácido fraco com uma base forte é básica, em resultado do excesso de íões $\text{OH}^- \rightarrow$ **O pH será > 7 .**

REAÇÕES DE ÁCIDO-BASE TÍPICAS:

REAÇÕES DE ÁCIDOS FRACOS COM BASES FORTES (CONT.)

E qual será o valor do pH?



A magnitude do pH pode ser determinada considerando o equilíbrio de hidrólise da base conjugada com a água, a respectiva constante de basicidade K_b , calculada a partir do K_a do ácido, e a concentração inicial do ácido fraco:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

NOTA:

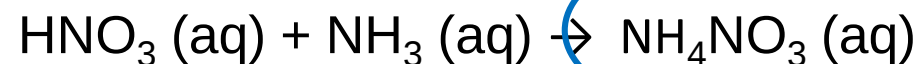
$$K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) \times K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = K_w$$

Onde: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$
 $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$ (a 25°C)

REAÇÕES DE ÁCIDO-BASE TÍPICAS:

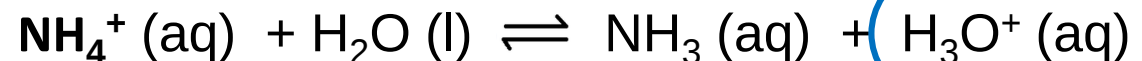
REAÇÕES DE ÁCIDOS FORTES COM BASES FRACAS

(3) REAÇÃO DE ÁCIDO FORTE (HNO₃) COM BASE FRACA (NH₃, K_b = 1,8x10⁻⁵):



Neste caso, o sal formado, nitrato de amônio, tem dois íons com comportamentos distintos:

- O íon nitrato **NO₃⁻** **não têm tendência para reagir com a água**, porque é uma base conjugada de um ácido muito forte, não interferindo no pH da solução.
- O **ião amônio, NH₄⁺**, é o ácido conjugado do amoníaco, NH₃, que é fraco, por isso é um ácido com alguma força, e irá hidrolizar a água em certa extensão:

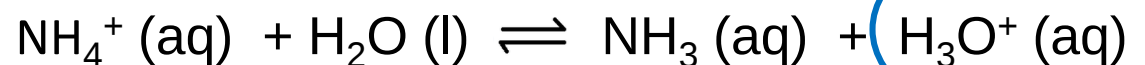


Assim, a solução resultante da reação completa de um ácido forte com uma base fraca é ácida, em resultado do excesso de íons H₃O⁺ → **O pH será < 7.**

REAÇÕES DE ÁCIDO-BASE TÍPICAS:

REAÇÕES DE ÁCIDOS FORTES COM BASES FRACAS (CONT.)

E qual será o valor do pH:



Também neste caso o pH após reação completa pode ser determinado, considerando a reação de hidrólise acima, a respectiva constante de equilíbrio (K_a) e a concentração da base fraca no início:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

NOTA:

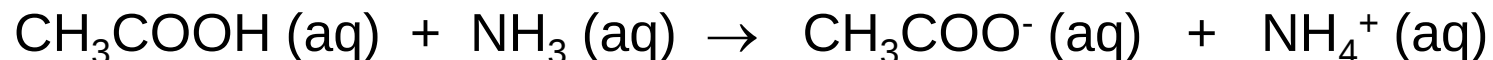
$$K_a(\text{NH}_4^+) \times K_b(\text{NH}_3) = K_w$$

Onde: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$
 $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$ (a 25°C)

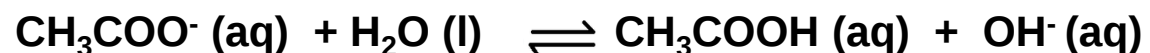
REAÇÕES DE ÁCIDO-BASE TÍPICAS:

REAÇÕES DE ÁCIDOS FRACOS COM BASES FRACAS

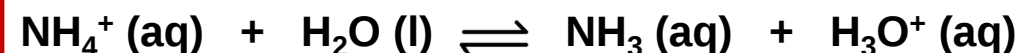
(4) REAÇÃO DE ÁCIDO FRACO (CH_3COOH , $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$) COM BASE FRACA (NH_3 , $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$):



Neste caso, tanto o catião como o anião do sal formado reagem com a água, pois são ambos base e ácido relativamente fortes (conjugados de fracos):



$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$



$$K_a = \frac{[\text{NH}_3] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

A solução, neste caso é ácida, básica ou neutra consoante a quantidade de OH^- e H_3O^+ , que depende da constante de basicidade e de acidez do CH_3COO^- e do NH_4^+ .

SOLUÇÕES TAMPÃO

Uma **SOLUÇÃO TAMPÃO** é uma solução de um ácido fraco, ou de uma base fraca, e do seu sal, em quantidades semelhantes.

A solução têm capacidade para resistir a variações de pH resultantes da adição de pequenas quantidades quer de ácido quer de base.

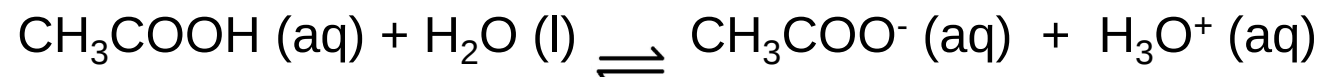
Uma solução tampão deve conter uma **concentração de ácido relativamente elevada**, para reagir com os iões OH^- que lhe possam ser adicionados, e deve conter uma **concentração semelhante de base** para reagir com os iões H^+ que lhe possam ser adicionados.

Estes requisitos são obedecidos por um **par ácido-base conjugado**.

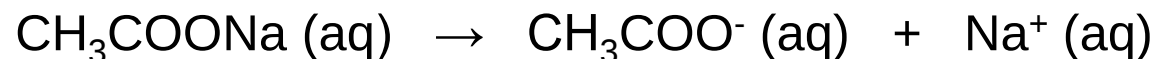
Pode preparar-se uma solução tampão simples com **ácido acético e acetato de sódio**. Uma solução que contenha estas duas substâncias têm capacidade de neutralizar ácidos ou bases a ela adicionados sem alterar significativamente o pH da solução. Isso explica-se da seguinte forma:

COMO FUNCIONAM AS SOLUÇÕES TAMPÃO?

O **ácido acético** é um ácido fraco, que se dissocia em pequena extensão:



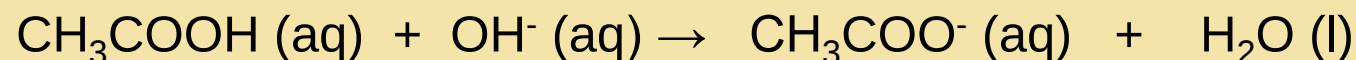
O **acetato de sódio**, que é um eletrólito forte, dissocia-se completamente em solução aquosa:



Se, **se adiciona um ácido**, os iões H^+ , serão consumidos pela base conjugada do tampão, de acordo com a equação:



Se, **se adiciona uma base** ao sistema tampão, os iões OH^- serão neutralizados pelo ácido do tampão:



COMO FUNCIONAM AS SOLUÇÕES TAMPÃO?

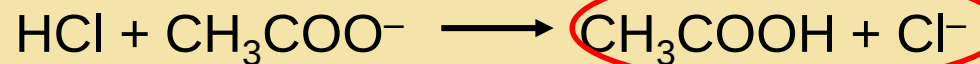
Água não é um Tampão

Grande variação no pH com a adição de 0,1 mol de HCl

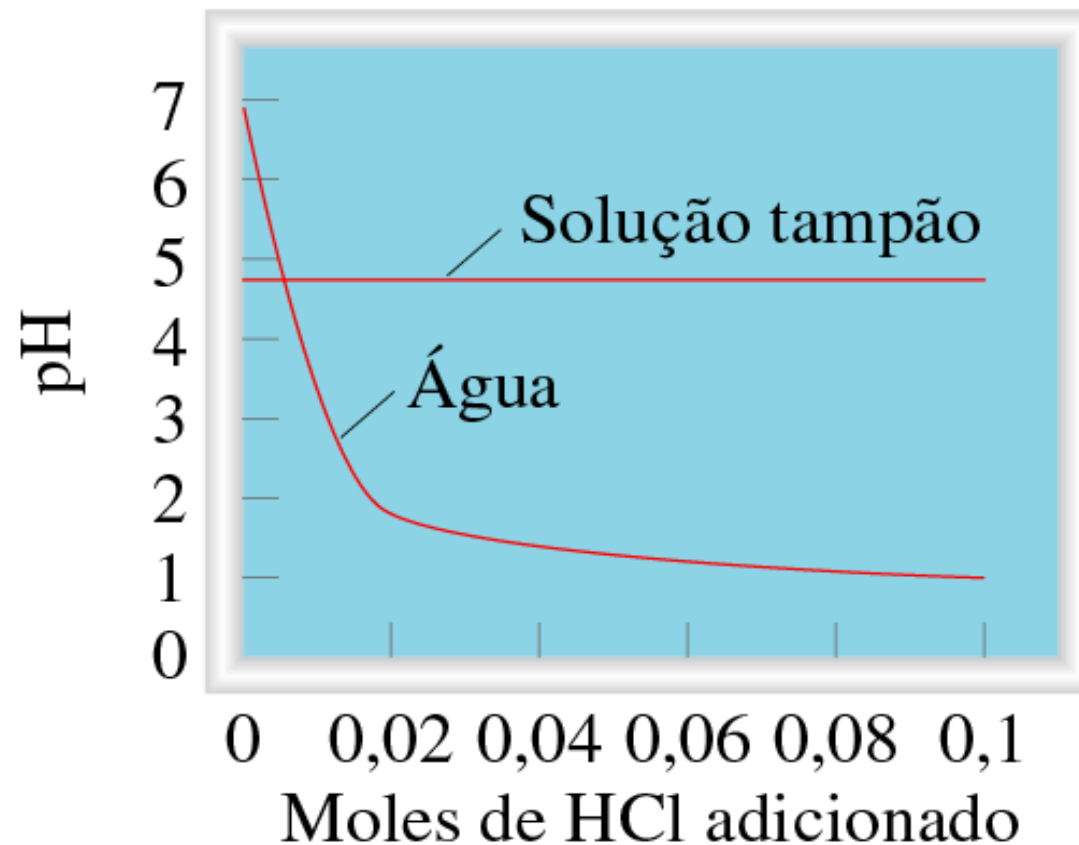


Sistema
 $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{NaCH}_3\text{COO}$

Tampão, já que o pH se mantém praticamente constante com a adição de 0,1 mol de HCl

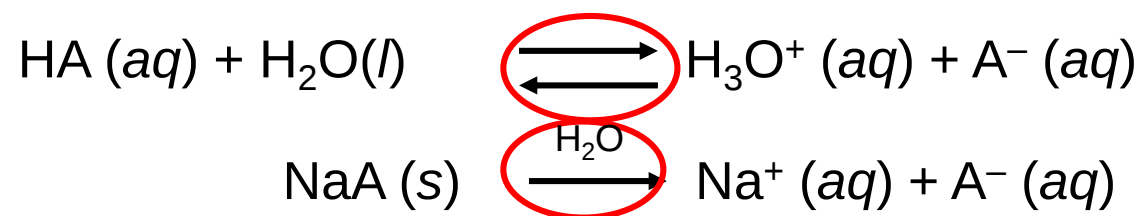


PAULA ALVARENGA



COMO CALCULAR O pH DE UMA SOLUÇÃO TAMPÃO

Considere uma mistura de um sal solúvel NaA e de um ácido fraco HA:



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

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

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

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]}$$

**EQUAÇÃO DE HENDERSON-
HASSELBALCH**

PREPARAÇÃO DE SOLUÇÕES TAMPÃO COM DETERMINADO pH

Uma **SOLUÇÃO TAMPÃO** deve ser preparada recorrendo a um ácido fraco + sal desse ácido (ou a uma base fraca + sal dessa base).

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]}$$

EQUAÇÃO DE HENDERSON-HASSELBALCH

- Escolher um ácido com $\text{p}K_a \approx \text{pH}$ pretendido para o tampão (ver tabela da página seguinte);
- Substituir os valores (pH e $\text{p}K_a$) na equação de *Henderson-Hasselbalch*;
- Calcular a quociente $\frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]}$
- Converter esta razão em quantidades molares de ácido e base

PREPARAÇÃO DE SOLUÇÕES TAMPÃO COM DETERMINADO pH

Name	Formula	K_a	pK_a
Phosphoric acid	H_3PO_4	7.5×10^{-3}	2.12
Hydrofluoric acid	HF	6.6×10^{-4}	3.18
Lactic acid	$CH_3CH(OH)CO_2H$	1.4×10^{-4}	3.85
Acetic acid	CH_3CO_2H	1.8×10^{-5}	4.74
Carbonic acid	H_2CO_3	4.4×10^{-7}	6.36
Dihydrogen phosphate ion	$H_2PO_4^-$	6.2×10^{-8}	7.21
Ammonium ion	NH_4^+	5.6×10^{-10}	9.25
Hydrocyanic acid	HCN	4.9×10^{-10}	9.31
Hydrogen carbonate ion	HCO_3^-	5.6×10^{-11}	10.25
Methylammonium ion	$CH_3NH_3^+$	2.4×10^{-11}	10.62
Hydrogen phosphate ion	HPO_4^{2-}	4.2×10^{-13}	12.38

TITULAÇÕES ÁCIDO-BASE

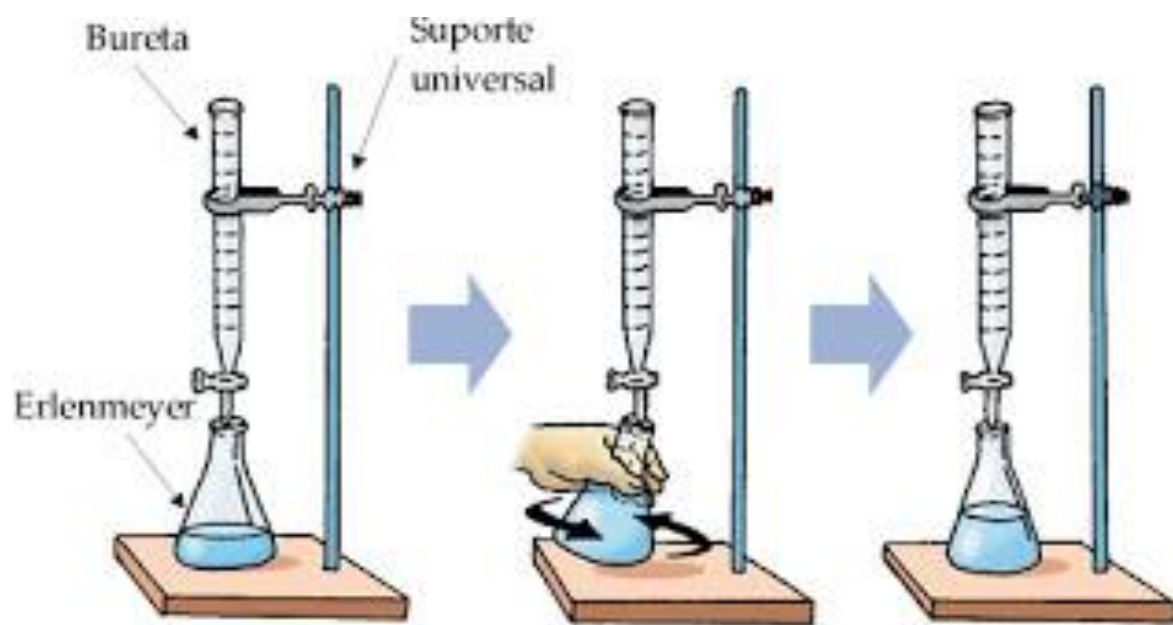
A análise ácido-base de uma solução de concentração desconhecida é geralmente feita por um procedimento conhecido como **TITULAÇÃO**.

Na titulação de um ácido de concentração desconhecida (**TITULADO**), um volume medido do ácido é colocado num matraz de vidro, e uma solução de concentração conhecida de base (**TITULANTE**), é adicionado até que o ponto de equivalência seja atingido. A partir dos volumes das duas soluções, e da concentração de uma delas, pode calcular-se a concentração da outra.

O **PONTO DE EQUIVALÊNCIA** de uma titulação é o ponto para o qual números iguais de equivalentes de ácido e de base foram misturados.

No procedimento mais simples, o ponto de equivalência é indicado pela mudança de cor de um **INDICADOR** adicionado antes do início da titulação.

TITULAÇÕES ÁCIDO-BASE

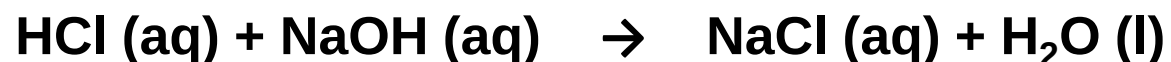


Normalmente o pH no ponto de equivalência muda bruscamente com a adição de volumes muito pequenos de titulante, o que levará à alteração de cor do indicador, indicativa de que foi atingido o ponto de equivalência da titulação.

Em titulações de ácido-base, o ponto de equivalência não ocorre necessariamente para $\text{pH} = 7$: o pH da solução junto do ponto de equivalência da titulação irá depender da força do ácido e base.

TITULAÇÕES ÁCIDO FORTE/BASE FORTE

(1) TITULAÇÕES ÁCIDO FORTE/BASE FORTE



Como nem o íon Na^+ nem o íon Cl^- têm tendência para reagir com a água, formando OH^- ou H^+ ,

o pH resultante de uma titulação de um ácido forte e uma base forte têm pH igual a 7.

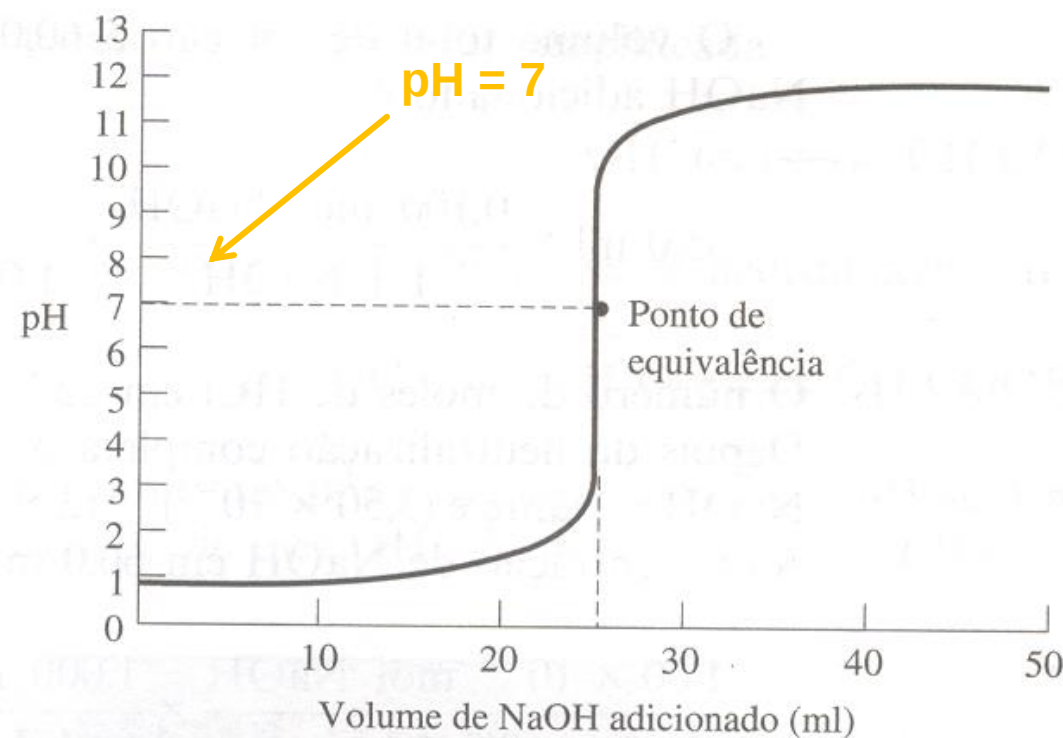
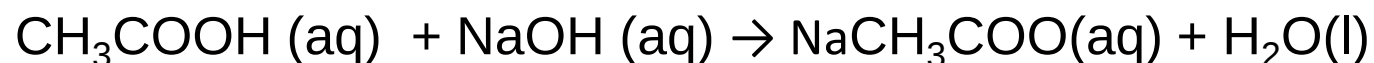


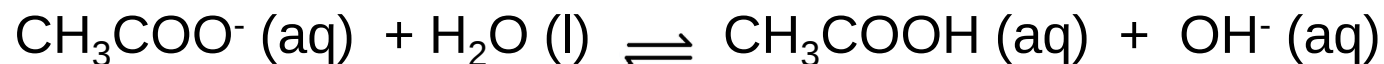
Figura - Curva de titulação ácido forte/base forte (Chang, 1994).

TITULAÇÃO DO TIPO ÁCIDO FRACO/BASE FORTE

É por exemplo a titulação do ácido acético, CH_3COOH , com NaOH .



O ião acetato, CH_3COO^- , é base conjugada de ácido fraco e irá **hidrolizar a água** em certa extensão:



Assim, **o pH no ponto de equivalência da titulação de um ácido fraco com uma base forte é básica**, em resultado do excesso de iões OH^- .

O pH no ponto de equivalência será > 7 .

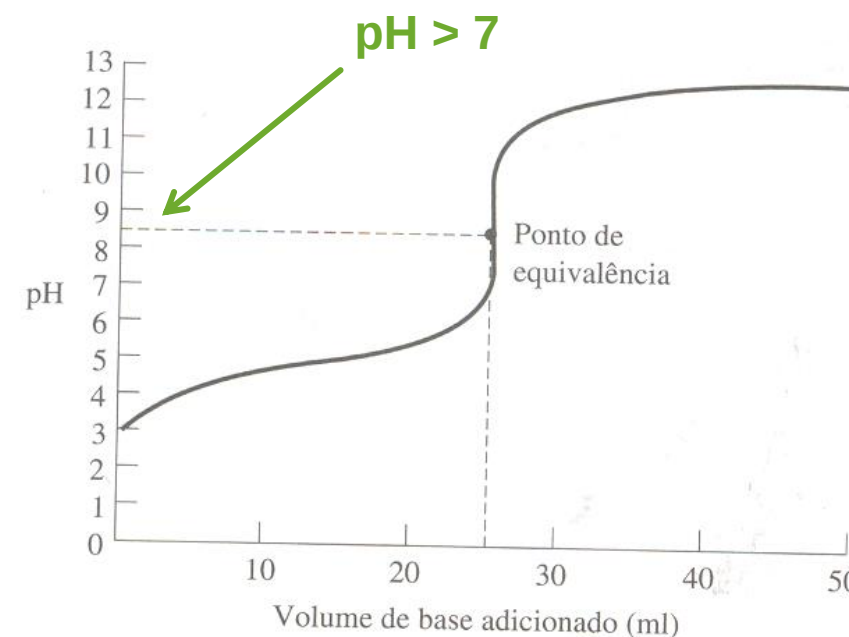
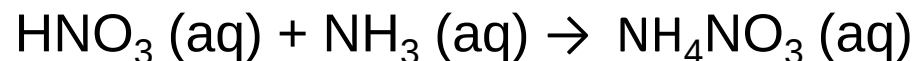


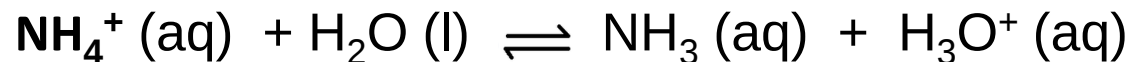
Figura. Curva de titulação ácido fraco/base forte (Chang, 1994).

TITULAÇÃO ÁCIDO FORTE/BASE FRACA

É por exemplo a titulação do ácido nítrico, HNO_3 , com o amoníaco NH_3 :



O ácido conjugado da base fraca, NH_4^+ , é um ácido conjugado com alguma força, e irá **hidrolizar a água** em certa extensão:



Assim, **o pH no ponto de equivalência será ácido**, porque possui excesso de iões H_3O^+ .

O pH no ponto de equivalência será < 7 .

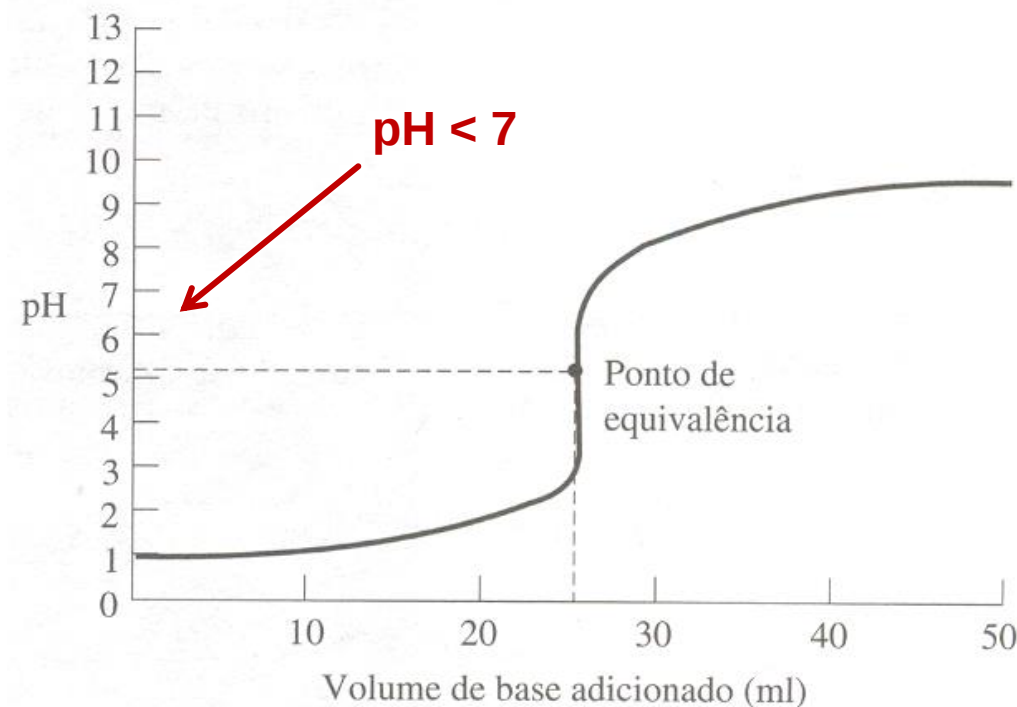


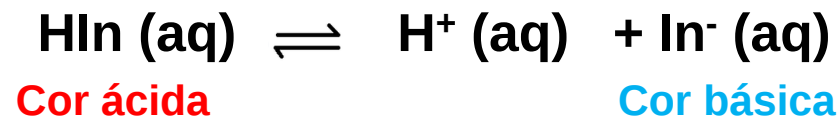
Figura. Curva de titulação ácido forte/base fraca (Chang, 1994).

INDICADORES DE ÁCIDO-BASE

O ponto de equivalência numa titulação ácido-base é, como vimos, assinalado por **MUDANÇA DE COR DE UM INDICADOR ÁCIDO-BASE**.

Um indicador é usualmente um ácido, ou base, orgânico fraco, que apresenta cores diferentes nas formas ionizadas e não ionizadas. Estas duas formas estão relacionadas com o pH da solução em que o indicador é dissolvido. A mudança de cor de um indicador pode ser usada para seguir o progresso de uma titulação.

O equilíbrio para um indicador do tipo ácido fraco, HIn, pode ser representado por:

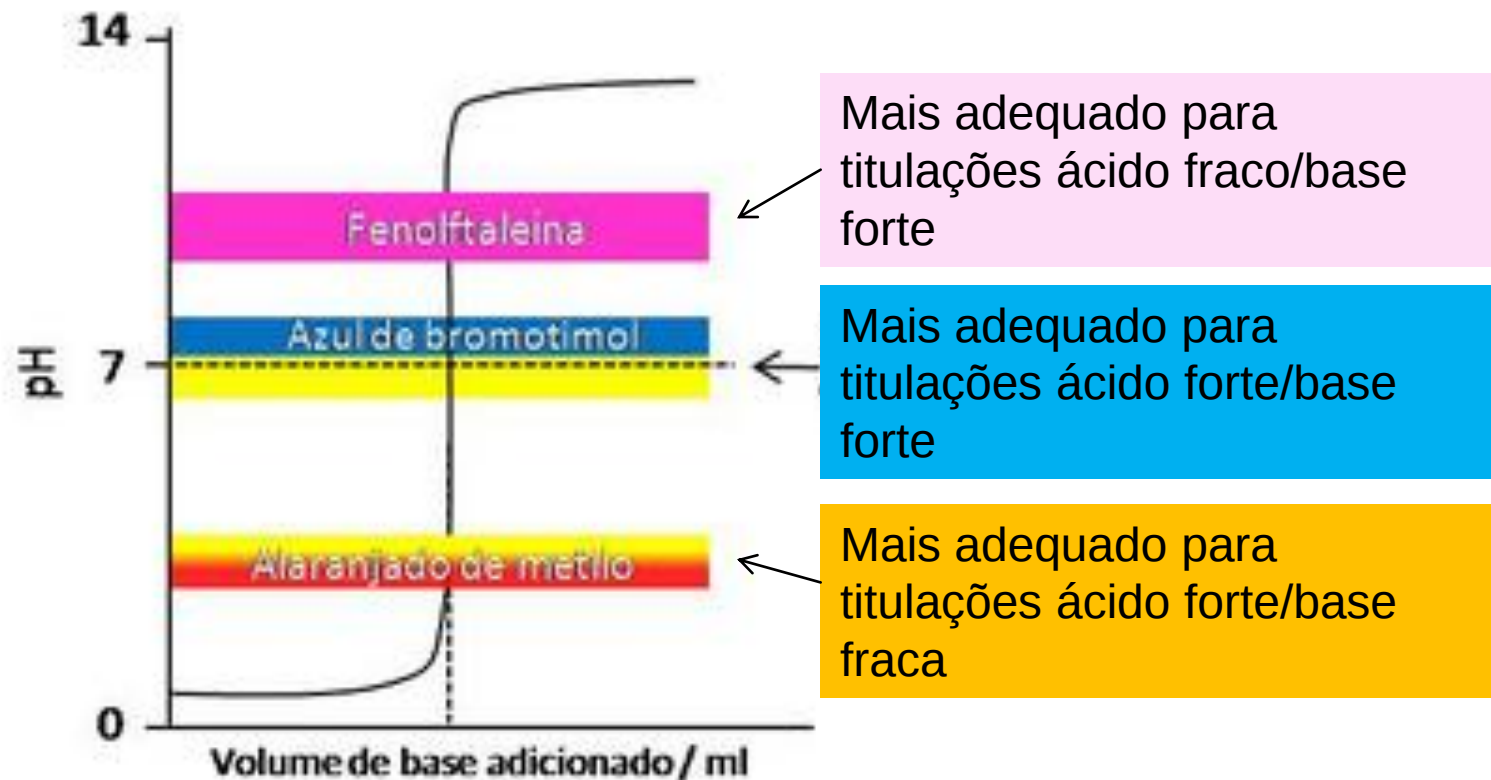


Se o indicador estiver em **meio ácido**, o equilíbrio desloca-se para a esquerda e a forma predominante do indicador é a **forma ácida (HIn)**. Por outro lado, num **meio básico**, o equilíbrio desloca-se para a direita e predomina a **cor básica (In⁻)**.

INDICADORES DE ÁCIDO-BASE

Nem todos os indicadores mudam de cor no mesmo valor de pH, por isso, a escolha de um indicador para uma titulação depende da natureza do ácido e da base utilizados na titulação (isto é, se são fortes ou fracos).

O critério de escolha de um indicador para uma titulação é a coincidência entre a gama de pH em que o indicador muda de cor e o pH no ponto de equivalência da titulação (zona abrupta de subida da curva de titulação).



INDICADORES DE ÁCIDO-BASE

Tabela. Alguns indicadores de ácido-base e respectivas zonas de viragem.

Indicador	pK_{Ind}	Zona de viragem	Cor da forma ácida	Cor da forma alcalina
Azul de bromofenol	3,9	2,8-4,6	Amarela	Azul
Alaranjado de metilo	3,7	3,1-4,5	Vermelho	Amarelo
Verde de bromocresol	4,7	3,8-5,4	Amarela	Azul
Vermelho de metilo	5,1	4,4-6,2	Vermelho	Amarelo
Tornesol	6,4	5,0-8,0	Vermelho	Azul
Azul de bromotimol	6,9	6,0-7,6	Amarelo	Azul
Fenolftaleína	9,1	8,3-10,0	Incolor	Carmim
Amarelo de alizarina	11,0	10,0-12,1	Amarelo	Vermelho