

Indicador ácido-base

CITAÇÃO

Fernandes, R. F. (2014)
Indicador ácido-base,
Rev. Ciência Elem., V2(01):132.
doi.org/10.24927/rce2014.132

EDITOR

José Ferreira Gomes,
Universidade do Porto

EDITOR CONVIDADO

Maria João Ramos,
Universidade do Porto

RECEBIDO EM

20 de setembro de 2010

ACEITE EM

28 de setembro de 2010

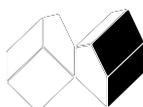
PUBLICADO EM

31 de março de 2014

COPYRIGHT

© Casa das Ciências 2014.
Este artigo é de acesso livre,
distribuído sob licença Creative
Commons com a designação
[CC-BY-NC-SA 4.0](https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/), que permite
a utilização e a partilha para fins
não comerciais, desde que citado
o autor e a fonte original do artigo.

rce.casadasciencias.org



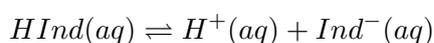
Ricardo Ferreira Fernandes

Faculdade de Ciências da Universidade do Porto.

Um indicador de ácido-base é um composto (ácido ou base) que, em solução, apresenta uma cor que depende da acidez ou alcalinidade do meio (pH).¹

Os indicadores apresentam uma determinada cor na forma ácida (HInd) e outra cor na forma de base conjugada (Ind⁻). A mudança de cor, resultante da conversão entre a forma ácida e a forma básica, ocorre devido à alteração da estrutura molecular do indicador, que é provocada pela entrada ou saída do próton (H⁺). Consequentemente, a modificação da estrutura do indicador leva a que seja absorvida luz com diferente comprimento de onda, o que origina cores distintas para cada uma das formas.

O equilíbrio entre a forma ácida (HInd) e a sua base conjugada (Ind⁻) é traduzido por:



A constante de protólise será:

$$K_{Ind} = \frac{[H^+][Ind^-]}{[HInd]} = [H^+] \frac{[Ind^-]}{[HInd]}$$

Aplicando o operador p ($p = -\log$):

$$pK_{Ind} = pH - \log \frac{[Ind^-]}{[HInd]}$$

$$\log \frac{[Ind^-]}{[HInd]} = pH - pK_{Ind}$$

Assim, para cada valor de pH, há um valor para a razão $\frac{[Ind^-]}{[HInd]}$ que determina a cor da solução. Logo, a cor da solução dependerá da abundância relativa de Ind⁻ e HInd. Geralmente, quando uma das espécies é cerca de 10 vezes mais abundante que a outra, a sua cor predominará o suficiente para se notar distintamente. Ou seja, se $[Ind^-] \approx 10 \times [HInd]$, a solução tem a cor de Ind⁻ e um valor de $pH \approx pK_{Ind} + 1$. Por outro lado se $[HInd] \approx 10 \times [Ind^-]$, a solução tem a cor de HInd e um valor de $pH \approx pK_{Ind} - 1$. Deste modo, o intervalo $[pK_{Ind} - 1 \text{ a } pK_{Ind} + 1]$, no qual a solução apresenta uma mistura de cores, designa-se por zona de viragem do indicador. Na tabela seguinte

apresentam-se algumas propriedades de alguns dos indicadores mais comuns:²

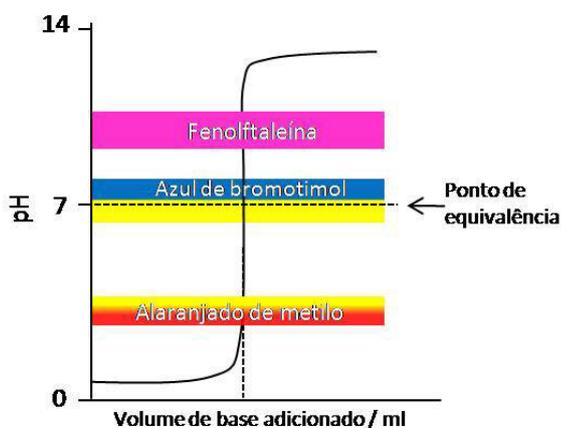


FIGURA 1. Variação de pH em função do volume de base adicionado numa titulação ácido forte-base forte.

Nome	Cor na forma ácida	Zona de viragem (pH)	pK_{in}	Cor na forma alcalina
Alaranjado de metilo	vermelha	3,1 - 4,4	3,5	amarela
Vermelho de metilo	vermelha	4,4 - 6,2	5,0	amarela
Azul de bromotímolo	amarela	6,0 - 7,6	7,3	azul
Fenolftaleína	incolor	8,0 - 9,8	9,5	cor de rosa

No planeamento de uma titulação, deve-se escolher um indicador cuja zona de viragem inclua, ou que seja o mais próximo possível, do pH no ponto de equivalência.



FIGURA 2. Escala de cores de referência do indicador universal.

O diagrama da FIGURA 1 representa a variação de pH com o volume adicionado de base numa titulação ácido forte-base forte (em solução aquosa, a 298,15 K (25,0 °C)). Neste tipo de titulações, o valor de pH no ponto de equivalência é 7. Dos indicadores presentes no diagrama, verifica-se que o azul de bromotimol é o único cuja zona de viragem inclui o ponto de equivalência (pH=7). No entanto, como a variação de pH nas titulações ácido forte-base forte é muito brusca no ponto de equivalência, os indicadores alaranjado de metilo e fenolftaleína são também usados, uma vez que o valor de pH correspondente à mudança de cor está contido na zona de variação brusca do pH.

O pH de uma solução aquosa pode medir-se utilizando indicador universal, que é constituído por uma mistura de vários indicadores de pH (vermelho de metilo, azul de bromotimol, fenolftaleína, etc.). É comercializado sob a forma de solução ou imobilizado em tiras de papel absorvente, apresentando uma variação gradual de cor ao longo do intervalo de pH de 1 a 14. A FIGURA 2 mostra as cores que o indicador universal apresenta de acordo com o pH.



FIGURA 3. Coloração das pétalas das flores da planta *Hydrangea macrophylla* em solos com diferente pH.

Alguns pigmentos de plantas atuam como indicadores ácido-base, como por exemplo, as pétalas das flores da *Hydrangea macrophylla* que variam de cor em função do pH do solo, em que apresentam coloração azul em solos ácidos e coloração rosa em solos alcalinos (FIGURA 3).

REFERÊNCIAS

¹ <http://goldbook.iupac.org/A00075.html>, consultado em 11/01/2010.

² <http://antoine.frostburg.edu/chem/senese/101/acidbase/indicators.shtml>, consultado em 11/01/2010.

³ <http://www.chemguide.co.uk/physical/acidbaseeqia/indicators.html>, consultado em 11/01/2010.

⁴ <http://www.avogadro.co.uk/chemist.htm>, consultado em 11/01/2010.