

INFORME-SE SOBRE A QUÍMICA

Eduardo Leite do Canto

Autor de *Química na Abordagem do Cotidiano* – Editora Saraiva

Um indicador pode afetar o pH do meio?

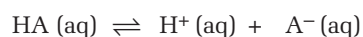
Convém lembrar que indicadores ácido-base são ácidos fracos ou bases fracas.

A ideia para este boletim surgiu desta questão:

(ITA-SP) *Um indicador ácido-base monoprótico tem cor vermelha em meio ácido e cor laranja em meio básico. Considere que a constante de dissociação desse indicador seja igual a $8,0 \cdot 10^{-5}$. Assinale a opção que indica a quantidade, em mols, do indicador que, quando adicionada a 1 L de água pura, seja suficiente para que 80% de suas moléculas apresentem a cor vermelha após alcançar o equilíbrio químico.*

- a) $1,3 \cdot 10^{-5}$ c) $9,4 \cdot 10^{-5}$ e) $1,6 \cdot 10^{-3}$
 b) $3,2 \cdot 10^{-5}$ d) $5,2 \cdot 10^{-4}$

Representemos a forma molecular do indicador (responsável pela cor vermelha em meio ácido) por HA e a forma aniônica (responsável pela cor laranja em meio básico) por A⁻. Para chegarmos à resposta correta (e), podemos proceder de dois modos. O primeiro envolve um algoritmo em forma de tabela (um expediente facilitador de cálculo, cujo embasamento conceitual deve estar claro ao aluno; caso contrário, de nada vale):



Início	\mathcal{M}	—	—
Reagiu	$0,20\mathcal{M}$	—	—
Formou	—	$0,20\mathcal{M}$	$0,20\mathcal{M}$
No equilíbrio	$0,80\mathcal{M}$	$0,20\mathcal{M}$	$0,20\mathcal{M}$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \Rightarrow 8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,20\mathcal{M} \cdot 0,20\mathcal{M}}{0,80\mathcal{M}}$$

$$\mathcal{M} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Outro modo é empregar a Lei de Ostwald (sem aproximação, pois $\alpha = 20\%$):

$$K_a = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot \mathcal{M}$$

$$8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0,20)^2}{1 - 0,20} \cdot \mathcal{M}$$

$$\mathcal{M} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Note que o indicador em questão tem

$$K_a = 8 \cdot 10^{-5} = 10^{-4,1} \Rightarrow \text{p}K_a = 4,1$$

Esse indicador é um ácido um pouco mais forte que o ácido acético e, assim como ele, pode produzir soluções ácidas. No caso da concentração envolvida na questão, o pH do meio, decorrente exclusivamente da dissolução do indicador em água pura, é 3,5!

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot \mathcal{M} = 0,20 \cdot 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+] = 3,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 3,5$$

Portanto, um indicador pode afetar o pH do meio. Porém, normalmente esse efeito é **desprezível** por dois motivos. Primeiro, porque a concentração utilizada é muito baixa. Por exemplo, a concentração de alaranjado de metila em uma solução de estoque é da ordem 0,1% m/m, que corresponde a cerca de $3 \cdot 10^{-3}$ mol/L (pois $M = 327$ g/mol). Apenas algumas gotas dessa solução são adicionadas ao meio testado. Se, por exemplo, 20 gotas (1 mL) são adicionadas a um meio de 99 mL, a concentração final do indicador será de $3 \cdot 10^{-5}$ mol/L. Segundo, porque, se o meio testado estiver longe de $\text{pH} = 7$, a contribuição do indicador para aumentar a $[\text{H}^+]$ de uma solução ácida ou para reduzir a $[\text{OH}^-]$ de uma solução alcalina será mínima.

Porém, se um indicador for adicionado à água pura, dependendo do $\text{p}K_a$ e da concentração, seu efeito sobre o pH pode não ser desprezível, como mostra a questão do ITA.



E isso tem a ver com...

- Ácidos e bases — v. 1, unidade G, e vu, cap. 11
- Indicadores ácido-base e pH — v. 2, unidade I, e vu, cap. 23
- Ácidos e bases na Química Orgânica — v. 3, unidade G, e vu, cap. 31

Química na Abordagem do Cotidiano, 3 volumes.
Química na Abordagem do Cotidiano, volume único.