

緩衝液の基本

1 導入

この講義で最も重要なのは、緩衝液は「弱酸とその共役塩基が同時にある平衡」として見ることです。緩衝液を暗記で覚えると、「なぜ少量の酸や塩基を加えてもpHがあまり変わらないのか」が見えません。ここでは、平衡が移動して変化を打ち消す仕組みを先に押さえます。

2 用語と定義

緩衝液とは、少量の酸や塩基を加えてもpHが大きく変化しにくい溶液です。共役酸塩基対とは、水素イオン H^+ を1つ失うか受け取るかの関係にある酸と塩基の組です。

3 方針

まず弱酸 HA とその共役塩基 A^- の平衡



を中心に見ます。そのあと、酸や塩基を加えたときに、この平衡がどちらへ動くかを読みます。

4 直感的な説明

緩衝液では、酸を少し入れると共役塩基がそれを受け取り、塩基を少し入れると弱酸がそれを受け止めます。つまり、「余分に入ったものを受け止める相手」が両方いるので、pHが急には動きません。

5 厳密な説明

5.1 1. 弱酸の平衡

化学平衡そのものの意味がまだ曖昧なら、ここで先に戻っておくと読みやすくなります。

→ [講義](#) [化学平衡の基本](#) [lecture](#) [chemistry](#) [theoretical](#)
<https://study.bem130.com/lecture/chemistry/theoretical/化学平衡の基本-講義/>



より、

$$K_a = \frac{c_{H^+} c_{A^-}}{c_{HA}}$$

です。したがって

$$c_{H^+} = K_a \frac{c_{HA}}{c_{A^-}}$$

となります。

ここで c_{H^+} [mol(H⁺)/L; $N_{\text{amt}} L^{-3}$] のように、 c_X は物質 X の濃度を表します。

5.2 2. pH の見方

両辺の対数を取ると、

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log_{10} \frac{c_{\text{A}^-}}{c_{\text{HA}}}$$

です。

これは、まず

$$c_{\text{H}^+} = K_a \frac{c_{\text{HA}}}{c_{\text{A}^-}}$$

の両辺に $-\log_{10}$ を作用させて

$$-\log_{10} c_{\text{H}^+} = -\log_{10} K_a - \log_{10} \frac{c_{\text{HA}}}{c_{\text{A}^-}}$$

とし、さらに

$$\log_{10} \frac{c_{\text{HA}}}{c_{\text{A}^-}} = -\log_{10} \frac{c_{\text{A}^-}}{c_{\text{HA}}}$$

を使えば得られる式です。

この式は、「pH は A⁻ と HA の比で決まる」と読むのが大切です。

5.3 3. 酸や塩基を加えたとき

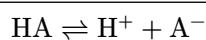
酸を加えると H⁺ が増えますが、平衡は左へ寄って A⁻ が H⁺ を受け取ります。つまり外から入った H⁺ を、共役塩基が消費してしまいます。

塩基を加えると OH⁻ が H⁺ を減らしますが、そのぶん平衡は右へ進んで HA が電離します。つまり外から入った OH⁻ を、弱酸が結果的に受け止めます。

6 見分け方

- 弱酸とその塩が同時にあるときは、まず緩衝液を疑います。
- 少量の酸や塩基を加えても pH が大きく変わらない、という記述があれば緩衝作用です。
- 濃度の絶対値だけでなく、 $\frac{c_{\text{A}^-}}{c_{\text{HA}}}$ の比に注目します。

7 最終形



$$K_a = \frac{c_{\text{H}^+} c_{\text{A}^-}}{c_{\text{HA}}}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log_{10} \frac{c_{\text{A}^-}}{c_{\text{HA}}}$$

ひとこと

8 一言でいうと

- 緩衝液は、弱酸と共役塩基の平衡が、外からの変化を受け止める仕組みです。