

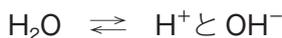
水素イオン濃度と pH

化学基礎監修・講師
今井 泉

水溶液には、強い酸性・弱い酸性、中性、弱い塩基性・強い塩基性など、さまざまな溶液があります。今回は、水溶液がどの程度の酸性・塩基性の強さなのかを表す方法について学習をしましょう。

H⁺（水素イオン）と OH⁻（水酸化物イオン）でわかる？

酸は水に溶けて H⁺ を放出する物質、塩基は水に溶けて OH⁻ を放出する物質です。酸性の水溶液では H⁺ が多く、塩基性の水溶液では OH⁻ が多く存在しています。実は、純水もわずかに電離して、H⁺ と OH⁻ になっています。



水素イオンのモル濃度を水素イオン濃度といい、[H⁺] で表します。また、水酸化物イオンのモル濃度を水酸化物イオン濃度といい、[OH⁻] で表します。純水では、水素イオン濃度と水酸化物イオン濃度は等しくなっていて、25℃では、次のような濃度になります。

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{mol/L}$$

[H⁺] = [OH⁻] が成立している水溶液を中性といいます。

純水に酸を加えると [H⁺] が増えて [OH⁻] が減り、酸性になります。また、純水に塩基を加えると [OH⁻] が増えて [H⁺] が減り、塩基性になります。このように [H⁺] と [OH⁻] の関係は、一方が増えればもう一方が減る関係にあります。

pH ってなに？

水溶液中では、[H⁺] が増えれば [OH⁻] が減り、[OH⁻] が増えれば [H⁺] が減ります。実は、「温度が一定ならば、水素イオン濃度と水酸化物イオン濃度の積は一定の値になる」という関係があります。例えば 25℃ のとき、その値は 1 × 10⁻¹⁴ になります。

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} (\text{mol/L})^2$$

したがって、[H⁺] と [OH⁻] のどちらか一方が増えればもう一方が減る関係を使えば、[H⁺] だけで、水溶液の酸性・中性・塩基性を表すことができます。

酸 性：[H⁺] > 10⁻⁷ mol/L ([H⁺] が多く、[OH⁻] が少ない)

中 性：[H⁺] = 10⁻⁷ mol/L ([H⁺] と [OH⁻] が等しい)

塩基性：[H⁺] < 10⁻⁷ mol/L ([H⁺] が少なく、[OH⁻] が多い)

水素イオン濃度は 10^{-7}mol/L や 10^{-14}mol/L のように非常に小さい値になり、そのままではとても扱いにくくなります。そこで、水素イオン濃度 $[\text{H}^+] = 10^{-n}\text{mol/L}$ と表したときの n の値を用います。この数値を pH といいます。

$$[\text{H}^+] = 10^{-n}\text{mol/L} \text{ のとき } \text{pH} = n$$

酸性・中性・塩基性

純水は中性であり、 25°C では $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7}\text{mol/L}$ より $\text{pH} = 7$ となります。この水に酸を加えて、 $[\text{H}^+]$ が 10 倍になったとき、 $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-6}\text{mol/L}$ より $\text{pH} = 6$ 、 $[\text{H}^+]$ が 100 倍になったとき、 $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-5}\text{mol/L}$ より $\text{pH} = 5$ となります。このように酸の水溶液の pH は 7 よりも小さく、この値が小さい水溶液ほど酸性が強くなります。

また、純水に塩基を加えて、 $[\text{OH}^-]$ が 100 倍になったとき、 $[\text{H}^+]$ は減って $\frac{1}{100}$ になります。このとき、 $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-9}\text{mol/L}$ であり、 $\text{pH} = 9$ となります。このように塩基の水溶液の pH は 7 よりも大きく、 pH の値が大きい水溶液ほど塩基性が強くなります。

以上をまとめると、次のようになります。

酸性： $\text{pH} < 7$

中性： $\text{pH} = 7$

塩基性： $\text{pH} > 7$

今回のまとめ

- 純水は、水分子のごく一部が電離して水素イオン H^+ と水酸化物イオン OH^- が生じています。それぞれのモル濃度を水素イオン濃度 $[\text{H}^+]$ 、水酸化物イオン濃度 $[\text{OH}^-]$ といいます。
- 25°C の純水では、 $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7}\text{mol/L}$ 。
 中性の水溶液では、 $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ になっています。 $[\text{H}^+]$ が増えると $[\text{OH}^-]$ が減り、 $[\text{H}^+]$ が減ると $[\text{OH}^-]$ が増えます。
 「温度が一定ならば、水素イオン濃度と水酸化物イオン濃度の積は一定の値になる」という関係があり、 25°C のとき、その値は 1×10^{-14} になります。

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}(\text{mol/L})^2$$
- 25°C では、次のようになります。
 酸性： $[\text{H}^+] > 10^{-7}\text{mol/L}$
 中性： $[\text{H}^+] = 10^{-7}\text{mol/L}$
 塩基性： $[\text{H}^+] < 10^{-7}\text{mol/L}$
- 水素イオン濃度の指数の数字からマイナスの符号を外した値が pH です。

$$[\text{H}^+] = 10^{-n}\text{mol/L} \text{ のとき } \text{pH} = n$$
- 酸性： $\text{pH} < 7$ 、中性： $\text{pH} = 7$ 、塩基性： $\text{pH} > 7$