

酸と塩基の反応 02 水のイオン積と pH

酸の水溶液は酸性，塩基の水溶液は塩基性を示します。

酸性を示すのはオキソニウムイオン，塩基性を示すのは水酸化物イオンによるからです。

今回は水溶液中におけるこれらのイオンの関係を考えてみましょう。

A. 水のイオン積

水はごくごくわずかですが電離して，

オキソニウムイオンと水酸化物イオンを生じています。



水の電離によってわずかに存在するオキソニウムイオン（水素イオン）と水酸化物イオンのモル濃度は等しく，**25°C**でそれぞれ $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ であることが知られています。

モル濃度を $[\]$ でくくって表すと， $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ となります。

ここで，両イオンのモル濃度の積 K_w を考えると，

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} (\text{mol/L})^2 \text{ となり，}$$

この値を**水のイオン積**といい，記号 K_w で表わします。

一般に，この値は純粋な水だけでなく，比較的うすい水溶液についても成り立ちます。

B. 水素イオン濃度と pH

水素イオン濃度は $A \times 10^{-n} \text{ mol/L}$ のように，とても扱いにくい値なので，

その逆数の常用対数であらわした pH（水素イオン指数「ピーエイチ」）という値で表すことがあります。pH は，次のように定義されています。

$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+] \Leftrightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}^+] = A \times 10^{-n} \text{ ならば， } \text{pH} = n - \log_{10} A$$

$$\left[\begin{array}{l} \because \text{pH} = -\log_{10} (A \times 10^{-n}) \\ = -(\log_{10} A + \log_{10} 10^{-n}) \\ = -\{\log_{10} A + (-n \log_{10} 10)\} \\ = -(\log_{10} A - n \log_{10} 10) \\ = -\log_{10} A + n \\ = n - \log_{10} A \end{array} \right]$$

たとえば，ある水溶液の $[\text{H}^+] = 3 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ ならば， $\text{pH} = 4 - \log_{10} 3$ ということになります。

C. 水酸化物イオン濃度と pOH

同様に,

$$\text{pOH} = -\log_{10} [\text{OH}^-] \Leftrightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

$$[\text{OH}^-] = B \times 10^{-n} \text{ ならば, } \text{pOH} = n - \log_{10} B$$

たとえば, ある水溶液中の $[\text{OH}^-] = 3 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ ならば,
 $\text{pOH} = 4 - \log_{10} 3$ ということになります。

D. pH と pOH の関係

純水および水溶液の水のイオン積は同温ならば一定なので,
 水素イオンの濃度がわかれば, 水酸化物イオンの濃度を求めることができます。
 逆についても同様です。

つまり, 水素イオンのモル濃度を知ることにより,
 水溶液の酸性・中性・塩基性を判断できるわけです。

たとえば, 25°C における水のイオン積は $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$ です。
 したがって,

$$[\text{H}^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]} \text{ mol/L}, \quad [\text{OH}^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[\text{H}^+]} \text{ mol/L} \text{ が成り立ちます。}$$

また,

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}, \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}, \quad [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ より,}$$

$$10^{-\text{pH}} \cdot 10^{-\text{pOH}} = 10^{-14} \quad \therefore 10^{-(\text{pH}+\text{pOH})} = 10^{-14}$$

ゆえに, $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ となります。

まとめ

$$[\text{H}^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[\text{H}^+]} \text{ mol/L}$$

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

では, 例題をやってみましょう。

例題 1

0.010mol/L の水酸化ナトリウム水溶液について、次の問いに答えよ。

- (1) 水素イオン濃度 $[H^+]$ と pH を求めよ。
 (2) この水溶液を水で 1000 倍に希釈したときの pH を求めよ。

ただし、水酸化ナトリウム水溶液の電離度は常に 1 で、
 溶液の水のイオン積 $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$ とする。

解答と解説

(1)

電離度が 1 だから、 $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ の反応が完全に進行し、

$[NaOH] = 0 \text{ mol/L}$, $[OH^-] = 0.010 \text{ mol/L}$, $[Na^+] = 0.010 \text{ mol/L}$ になります。

よって、 $[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-2}} = 1.0 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$. . . (答)

また、 $[H^+] = 10^{-pH}$ より、 $pH = 12$

(2)

0.010mol/L の水酸化ナトリウム水溶液の $\frac{1}{1000}$ の濃度の水酸化ナトリウム水溶液、

つまり、 $0.010 \times \frac{1}{1000} = 1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ の水酸化ナトリウム水溶液で考えます。

すると、電離度が 1 ですから、 $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ になります。

よって、 $pOH = 5$

$pH + pOH = 14$ ですから、 $pH = 14 - pOH = 9$. . . (答)

例題 2

0.10mol/L の酢酸について、次の問いに答えよ。

(1) 水素イオン濃度 $[H^+]$ と pH を求めよ。

(2) この水溶液を水で 10 倍に希釈したときの pH を求めよ。

ただし、酢酸の電離度は常に 0.010 で、

溶液の水のイオン積 $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$ とする。

解答と解説

$$\text{電離度 } \alpha = \frac{\text{電離した物質質量 (またはモル濃度)}}{\text{電離前の物質質量 (またはモル濃度)}}$$

たとえば、電離前の酸の物質質量を $A \text{ mol}$ とすると、

電離により酸の物質質量は $A\alpha \text{ mol}$ 減少します。

したがって、電離後の酸の物質質量は $A - A\alpha \text{ mol}$ です。

また、化学反応式の係数の比は物質質量変化の大きさの比を表します。

このことを頭に入れて、電離前の濃度を C 、電離度を α として、

電離前の濃度、濃度変化、電離後の濃度についての表を作ってみましょう。

	CH_3COOH	\rightleftharpoons	H^+	$+$	CH_3COO^-	
電離前の濃度	C		0		0	
濃度変化	$-C\alpha$		$+C\alpha$		$+C\alpha$	濃度変化の比=係数の比=1:1:1
電離後の濃度	$C - C\alpha$		$C\alpha$		$C\alpha$	

よって、電離後の濃度は、

$$[CH_3COOH] = C - C\alpha \text{ mol/L}$$

$$[H^+] = C\alpha \text{ mol/L}$$

$$[CH_3COO^-] = C\alpha \text{ mol/L}$$

このように表で考える解き方は非常に重要ですから、ぜひマスターしましょう。

では、(1)の答を。

(1)では、 $C = 0.10 \text{ mol/L}$ 、 $\alpha = 0.010$ ですから、

$$[H^+] = 0.10 \times 0.010 = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \quad \dots \text{(答)} \text{ となります。}$$

よって、 $\text{pH} = 3 \quad \dots \text{(答)}$ です。

(2)では、電離度は 0.010 のままですから、 $[H^+]$ が 10 倍に薄められることとなります。

$$\text{よって、} [H^+] = 1.0 \times 10^{-3} \times \frac{1}{10} = 1.0 \times 10^{-4}$$

ゆえに、 $\text{pH} = 4 \quad \dots \text{(答)}$

E. 水溶液の液性

25°Cの純水の H^+ と OH^- は、 H_2O が電離して生じたものだから、 $[H^+] = [OH^-]$ です。
 これと 25°Cの水溶液の水のイオン積 $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$ より、

25°Cの純水は $[H^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ で、 $pH = 7$ ということになります。

ところで、純水は $[H^+] = [OH^-]$ ですから、酸性でも塩基性でもありません。
 したがって、25°Cで $pH = 7$ を示す水溶液の液性は中性です。

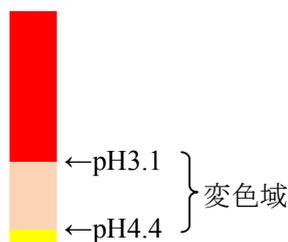
また、中性の pH を基準にして、
 これより大きい水溶液の液性は塩基性、
 小さい水溶液の液性は酸性となります。

$[H^+] > [OH^-]$ ならば、液性は酸性
 $[H^+] = [OH^-]$ ならば、液性は中性
 $[H^+] < [OH^-]$ ならば、液性は塩基性

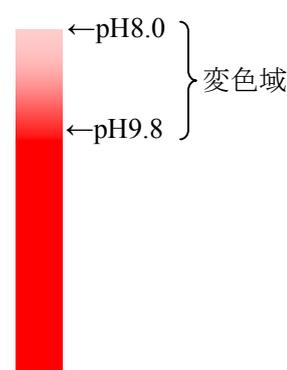
溶液の温度が 25°Cのときの pH , pOH , $[H^+]$, $[OH^-]$ の関係

pH	$[H^+]$	$[OH^-]$	pOH	液性
0	$10^0 (=1)$	10^{-14}	14	酸性
1	10^{-1}	10^{-13}	13	酸性
2	10^{-2}	10^{-12}	12	酸性
3	10^{-3}	10^{-11}	11	酸性
4	10^{-4}	10^{-10}	10	酸性
5	10^{-5}	10^{-9}	9	酸性
6	10^{-6}	10^{-8}	8	酸性
7	10^{-7}	10^{-7}	7	中性
8	10^{-8}	10^{-6}	6	塩基性
9	10^{-9}	10^{-5}	5	塩基性
10	10^{-10}	10^{-4}	4	塩基性
11	10^{-11}	10^{-3}	3	塩基性
12	10^{-12}	10^{-2}	2	塩基性
13	10^{-13}	10^{-1}	1	塩基性
14	10^{-14}	$10^0 (=1)$	0	塩基性

メチルオレンジ



フェノールフタレイン



身近な物質と pH

胃液 pH2, レモン汁 pH2.3, コーラ pH2.4, 食酢 pH3.0, ソース pH3.5, 炭酸水 pH4.6,
 醤油 pH4.7, 酸性雨 $pH < 5.6$ の雨, 尿 pH6, 牛乳 pH6.8, 血液 pH7.5, 涙 pH7.5,
 石鹼水 pH9.6, 灰汁 pH10.3, 換気扇用洗剤 pH13.5

確認問題

次の各値を求めよ。

(1) 0.10mol/L の希塩酸（電離度 1）の $[\text{OH}^-]$

(2) 0.05mol/L の希硫酸（電離度 1）の pH

(3) 0.1mol/L のアンモニア水（電離度 0.010） pH

(4) pH3 の水溶液を水で 100 倍に希釈したときの pH

溶液の水のイオン積 $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$ とします。

解答と解説

(1)

$$[\text{H}^+] = 0.10 = 1.0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}, \quad [\text{OH}^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[\text{H}^+]} \text{ mol/L より,}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-1}} = 1.0 \times 10^{-13} \text{ mol/L} \quad \dots \text{(答)}$$

(2)



0.050mol/L の希硫酸が完全に電離し,

溶液の $[\text{H}^+]$ が $[\text{H}^+] = 2 \times 0.050 = 0.10 = 1.0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$ になる。

よって, pH = 1 \dots (答)

(3)

表を作りましょう。(水は無視します)

	NH_3	+	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4^+	+	OH^-
電離前の濃度	C				0		0
濃度変化	$-C\alpha$				$+C\alpha$		$+C\alpha$
電離後の濃度	$C - C\alpha$				$C\alpha$		$C\alpha$

問題では, $C = 0.10 \text{ mol/L}$, $\alpha = 0.010$ ですから,

$$[\text{OH}^-] = C\alpha = 0.10 \times 0.010 = 1 \times 10^{-3} \quad \therefore \text{pOH} = 3$$

よって, pH = 14 - pOH = 14 - 3 = 11 \dots (答)

(4)

pH = 3 の水溶液の $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ ですから,

$$\text{これを 100 倍に希釈したときの } [\text{H}^+] = 1 \times 10^{-3} \times \frac{1}{100} = 1 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \quad \therefore \text{pH} = 5$$

注意 (重要)

では、10000 倍に希釈したらどうなるでしょうか?

$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-3} \times \frac{1}{10000} = 1 \times 10^{-8} \text{ mol/L} \text{ となるでしょうか?}$$

実は、なりません。

酸性の水溶液を水でいくら希釈していても $[\text{H}^+] \leq [\text{OH}^-]$ にはなりません。

同様に、塩基性の水溶液を水でいくら希釈していても $[\text{H}^+] \geq [\text{OH}^-]$ にはなりません。
いずれの場合も、限りなく中性 (25°Cの水溶液なら $\text{pH} = 7$) に近づいていくだけです。

ことわり

本編はメルマガ高校化学の部屋 <http://www.geocities.co.jp/HeartLand-Poplar/8632/>

バックナンバー中の記載「このメルマガは、転載・複製自由です。」に甘え、
内容を保ったまま、整理・加筆し、転載したものです。

大学理系入試問題・受験問題集を解いてみた <http://www.toitemita.sakura.ne.jp/>