

第2章 酸と塩基の反応

1 酸・塩基

A 酸と塩基の定義 (1)

B 酸と塩基の定義 (2)

酸性 青色リトマス紙を赤にする・鉄や亜鉛などと反応して水素を生じる性質

塩基性 (アルカリ性) 赤色リトマス紙を青にする・水溶液の酸性を消す性質

酸 酸性を示す物質 **塩基** 塩基性を示す物質

アレニウス (スウェーデン、1859~1927) は酸と塩基を次のように定義した。

() の定義
酸 水溶液中で水素イオン H^+ を生じる物質
塩基 水溶液中で水酸化物イオンを OH^- を生じる物質

中学理科ではこの定義を習う。ブレンステッド (デンマーク、1879~1947)

とローリー (イギリス、1874~1936) によって後に定義が次のように拡張された。

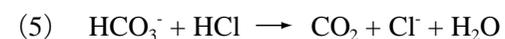
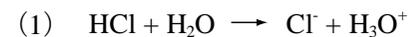
() の定義
酸 他者に水素イオン H^+ を () 物質
塩基 他者から水素イオン H^+ を () 物質

高校化学では両定義を用いて酸・塩基を考える。

	酸	塩基
アレニウスの定義	水に溶けて H^+ を生じる物質 $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	水に溶けて OH^- を生じる物質 $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$
ブレンステッド・ローリーの定義	H^+ を与える物質 $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$	H^+ を受け取る物質 $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$

両方の定義のうち少なくとも一方に当てはまれば、酸・塩基と判断する。

問い 次の反応で、ブレンステッド・ローリーの定義によると、下線を引いた物質は酸と塩基のどちらと判断できるか。



C 酸・塩基の価数

() 1分子の酸から生じる H^+ の数

1分子の塩基から生じる OH^- (受け取る H^+) の数

種類	物質名	水に溶解する反応
一価の酸	塩化水素	$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$
	硝酸	$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$
	酢酸	$CH_3COOH \rightarrow CH_3COO^- + H^+$
二価の酸	硫酸	$H_2SO_4 \rightarrow 2 H^+ + SO_4^{2-}$
	硫化水素	$H_2S \rightarrow 2 H^+ + S^{2-}$
	シュウ酸	$(COOH)_2 \rightarrow (COO^-)_2 + 2 H^+$
三価の酸	リン酸	$H_3PO_4 \rightarrow 3 H^+ + PO_4^{3-}$
	水酸化ナトリウム	$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$
	水酸化カリウム	$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$
	アンモニア	$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$
	水酸化カルシウム	$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2 OH^-$
	水酸化バリウム	$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2 OH^-$
	水酸化鉄 (III)	$Fe(OH)_3 + 3 H^+ \rightarrow Fe^{3+} + 3 H_2O$

D 酸・塩基の強弱

酸・塩基といっても、物質によって酸性（塩基性）の強いもの、弱いものがある。

() 酸・塩基を（水）溶媒に溶かしたときに電離する分子の割合
酸・塩基の強弱の尺度にする。水に溶かしても全てが
電離するわけではない。

例 塩化水素 HCl ほぼ全てが電離する

酢酸 CH₃COOH 一部だけが電離する (0.10 mol/L、25 °C のとき 1.6 %)

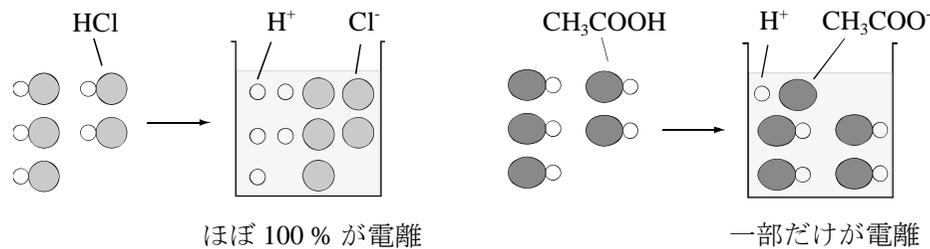


図 電離のイメージ

電離度は溶けている量全体を 1 として電離している割合を示す。

電離度のことをギリシャ文字 () で表す。

$$\alpha = \frac{\text{電離している酸 (塩基) の量 [mol]}}{\text{溶けている酸 (塩基) の量 [mol]}} \quad (0 < \alpha \leq 1)$$

$\alpha = 1 \Rightarrow 100\%$ が電離 $\alpha = 0.016 \Rightarrow 1.6\%$ が電離 という意味

() $\alpha = 1$ に近い酸 文字通り強い酸

代表的な物質 ()

()

()

() それ以外の酸

() $\alpha = 1$ に近い塩基 文字通り強い塩基

代表的な物質 ()

()

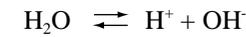
()

() それ以外の塩基

2 水の電離と水溶液の pH

A 水の電離

水はごくわずかに電離している。



25 °C の純粋な水では水素イオン H⁺ の濃度 [H⁺] と水酸化物イオンの濃度 [OH⁻] はともに 1.0×10^{-7} mol/L である。化学式を [] で囲んだものはその濃度を表す。

B pH

pH 水溶液の酸性・塩基性の強さを表す数値 (水素イオン指数)。

読み () 年配の人には「ペーハー」と読む人が多い

[H⁺] と pH の関係

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

例 $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-3}$ mol/L のとき pH = 3

$[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-12}$ mol/L のとき pH = 12

水素イオン濃度が高い \Rightarrow 酸性 水素イオンが低い \Rightarrow 塩基性

$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-\text{pH}} = 1 \times \frac{1}{10^{\text{pH}}}$$

pH が大きい \Rightarrow 分母 (10^{pH}) が大きい \Rightarrow 水素イオンの濃度 [H⁺] が () い
 \Rightarrow () 性が強い

pH が小さい \Rightarrow 分母 (10^{pH}) が小さい \Rightarrow 水素イオンの濃度が () い
 \Rightarrow () 性が強い

pH	0	7	14
性質			
[H ⁺] (mol/L)			
[OH ⁻] (mol/L)			
[H ⁺][OH ⁻] (mol/L) ²			

pH が 1 変わる \Rightarrow [H⁺] が 10 倍変わる

水溶液の [H⁺][OH⁻] は pH によらず一定 (25 °C で 1.0×10^{-14} [(mol/L)²]) となる。

[H⁺][OH⁻] を () といい、pH の計算の際に用いる。

水素イオン濃度の求め方

$$[\text{H}^+] = \text{酸の濃度}[\text{mol/L}] \times \text{価数} \times \text{電離度}\alpha$$

$$[\text{OH}^-] = \text{塩基の濃度}[\text{mol/L}] \times \text{価数} \times \text{電離度}\alpha$$

酸性	$1 \leq \text{pH} < 7$
中性	$\text{pH} = 7$
塩基性	$7 < \text{pH} \leq 14$
水のイオン積 (25 °C)	$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$

問い 25 °C における次の水溶液の水素イオン濃度 (mol/L) と pH を求めよ。

ただし、水のイオン積を $1.0 \times 10^{-14} [(\text{mol/L})^2]$ とする。

- (1) 0.10 mol/L の塩酸 ($\alpha = 1.0$)
- (2) 0.040 mol/L の酢酸水溶液 ($\alpha = 0.025$)
- (3) 0.0050 mol/L の水酸化カルシウム水溶液 ($\alpha = 1.0$)
- (4) 0.050 mol/L のアンモニア水 ($\alpha = 0.020$)

3 中和反応

A 中和反応

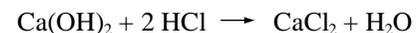
中和反応 酸と塩基が反応して酸性・塩基性が互いに打ち消されること

中和反応の例

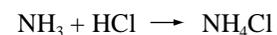
(a) 塩酸（酸）と水酸化ナトリウム水溶液（塩基）を混ぜる



(b) 水酸化カルシウム（塩基）と塩酸（酸）を混ぜる



(c) アンモニア（塩基）に塩化水素（酸）を反応させる



●中和反応では反応後、 H^+ や OH^- と対になっていた陰イオン・陽イオンどうしからなる物質が生じる。

これを（ ）（読み方「 ）という。

●中和反応では塩ができるとともに水のできる場合が多い。

(a) (c) 一価の酸と一価の塩基 \Rightarrow (:) で反応

(b) 二価の塩基と一価の酸 \Rightarrow (:) で反応

中和に必要な酸・塩基の物質量は、酸・塩基の強さ（電離度）に関係ない。

問い 次の中和反応を化学反応式で表わせ。

(1) 酢酸 CH_3COOH と水酸化カリウム KOH

(2) 塩化水素 HCl と水酸化バリウム $\text{Ba}(\text{OH})_2$

(3) 硫酸 H_2SO_4 と水酸化ナトリウム NaOH

B 中和滴定

中和滴定 中和反応を用いて溶液の濃度を調べること

正確な濃度のわからない溶液の濃度を決めるために、すでに正確な濃度のわかっている溶液と中和反応をする。

中和するときは

$$\text{H}^+ \text{のモル数} = \text{OH}^- \text{のモル数} \quad (1)$$

となる。モル数（物質質量）[mol]は

() \times () で求められるので、

H^+ と OH^- のモル数はそれぞれ次の式で与えられる。

$$\text{H}^+ \text{のモル数} = \frac{\text{酸の濃度} \times \text{酸の体積} \times \text{酸の価数}}{\text{[mol/L]} \quad \text{[L]}} \quad (2)$$

$$\text{OH}^- \text{のモル数} = \frac{\text{塩基の濃度} \times \text{塩基の体積} \times \text{塩基の価数}}{\text{[mol/L]} \quad \text{[L]}} \quad (3)$$

(1) に (2) (3) を代入すると次の式となる。

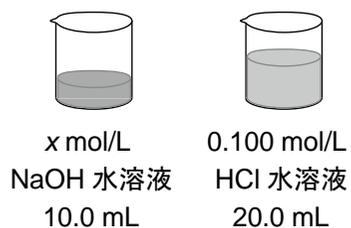
$$\frac{\text{酸の濃度} \times \text{酸の体積} \times \text{酸の価数}}{\text{[mol/L]} \quad \text{[L]}} = \frac{\text{塩基の濃度} \times \text{塩基の体積} \times \text{塩基の価数}}{\text{[mol/L]} \quad \text{[L]}}$$

濃度のわからない酸（塩基）を濃度のわかる塩基（酸）で中和させる。

そのとき必要となった酸や塩基の水溶液の量を実験で求めて上の式に

代入することで正確な濃度がわかる。

問い 濃度の不明の水酸化ナトリウム水溶液がある。この水溶液 10.0 mL を中和させるには 0.100 mol/L の塩酸が 20.0 mL 必要であった。この水酸化ナトリウム水溶液の濃度は何 mol/L か。



考え方

- (a) 求める水酸化ナトリウム水溶液濃度を x mol/L と置く。
- (b) わかっている情報をもとにして

$$\text{H}^+ \text{ のモル数} = \text{OH}^- \text{ のモル数}$$

の式を立てる。

(計算の際は mol/L の式に当てはまるよう、量の単位を mL から L に換算して計算する。)

解答

酸 (塩酸) から生じる H^+ のモル数は

(塩酸の濃度) \times (塩酸の体積) \times (塩酸の価数) より

$$\quad \times \quad \times \quad = \quad \text{mol} \quad (1)$$

と求まる。

塩基 (水酸化ナトリウム NaOH 水溶液) から生じる OH^- のモル数は

(NaOH 濃度) \times (NaOH 水溶液の体積) \times (NaOH の価数) より

$$\quad \times \quad \times \quad = \quad \text{mol} \quad (2)$$

と求まる。

水溶液が中和するときは

$$\text{H}^+ \text{ のモル数} = \text{OH}^- \text{ のモル数}$$

となるので、() = () となる。(1) と (2) より、

=

よって $x =$ [mol/L]

したがって、水酸化ナトリウム水溶液の濃度は () mol/L

中和滴定の際はこの要領で水溶液の濃度を求める。

慣れてきたら次の式に数量を直接代入することで濃度を求めることができる。

$\text{酸の濃度} \times \frac{\text{酸の体積 (mL)}}{1000} \times \frac{\text{酸の価数}}{\text{価数}} = \text{塩基の濃度} \times \frac{\text{塩基の体積 (mL)}}{1000} \times \frac{\text{塩基の価数}}{\text{価数}}$
$[\text{mol/L}] \quad [\text{L}] \quad = \quad [\text{mol/L}] \quad [\text{L}]$