



2020. 5. 15

化学の肝

※ゴシック体は重要ワードです。

「化学基礎」編

2編 物質の変化 2章 酸と塩基

《2章の内容について》

計算は、「pH」と「中和滴定」にあります。「酸と塩基」は、「無機化学」との関連も深く、「化学」の中核をなす分野と断言していいでしょう。大事なところ、ポイントをしっかりと確認しましょう。

1節 酸と塩基

A 酸と塩基の性質 B 酸と塩基の定義 C 広い意味の酸・塩基

	酸	塩基
アレニウスの定義	水に溶けて H^+ を放出する物質 (例) $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	水に溶けて OH^- を放出する物質 (例) $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$
ブレンステッドの定義	H^+ を他に与える物質 (例) $HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$ 酸 塩基 塩基 酸	H^+ を他から受け取る物質 (例) $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ 塩基 酸 酸 塩基

※ 水溶液中では、 H^+ は H_2O と配位結合して H_3O^+ (オキソニウムイオン) となって存在しているが、通常は略して H^+ と表すことが多い。

D 酸と塩基の価数 E 酸と塩基の強弱

1 電離度 (普通、記号 α で表す)

① 電離度とは、

溶かした物質の物質量 (モル) のうち、電離した物質の物質量の割合

$$\text{電離度 } \alpha = \frac{\text{電離した物質のモル}}{\text{溶かした物質のモル}}$$

(例) 酢酸 100 分子のうち、1 分子が電離したとすると・・・

$$\text{電離度 } \alpha = 1/100 = 0.01 \text{ となる}$$

② 電離度と酸 (塩基) の強弱

電離度のとりうる範囲: $0 < \alpha \leq 1$

・電離度が大きい (1に近い) 酸 (塩基) → 強酸 (強塩基)

(特に断りがなければ、強酸、強塩基の電離度は1と考える)

・電離度が小さい (0に近い) 酸 (塩基) → 弱酸 (弱塩基)

(濃度によって電離度は変化する (平衡移動の法則により、薄めると電離度は大きくなる) ので覚える必要はない。問題では与えられる。)

2 酸、塩基の価数と強弱による分類

	強酸	弱酸
1 価の酸	HCl (塩酸) HNO ₃ (硝酸) HBr (臭化水素酸) HI (ヨウ化水素酸) HClO ₄ (過塩素酸)	CH ₃ COOH (酢酸)
2 価の酸	H ₂ SO ₄ (硫酸)	H ₂ CO ₃ (炭酸) H ₂ SO ₃ (亜硫酸) H ₂ C ₂ O ₄ (シュウ酸) H ₂ S (硫化水素)
3 価の酸	H ₃ PO ₄ (リン酸) (中程度の酸)	

※ 重要な強酸 (三大強酸) : HCl (塩酸) HNO₃ (硝酸) H₂SO₄ (硫酸)

※ シュウ酸は、(COOH)₂ と書き表すことも多い。

【酸・塩基の分野ではあまり登場しないが、無機化学の分野で重要な酸、塩基など】

① ハロゲン化水素の水溶液では、HF だけが弱酸、ほかは強酸

・弱酸・・・HF (フッ化水素、気体) の水溶液 = フッ化水素酸

・強酸 { HCl (塩化水素、気体) の水溶液 = 塩酸
HBr (臭化水素、気体) の水溶液 = 臭化水素酸
HI (ヨウ化水素、気体) の水溶液 = ヨウ化水素酸

② オキソ酸 (酸素を含む酸) は、酸素の数が少ないほど弱い。

(例) H₂SO₄ (硫酸) > H₂SO₃ (亜硫酸)
強酸 弱酸

(例) HClO₄ (過塩素酸) > HClO₃ (塩素酸) > HClO₂ (亜塩素酸) > HClO (次亜塩素酸)
強酸 強酸 中程度の酸 弱酸

※ HClO (次亜塩素酸) は、水に塩素を溶かしたときに生じる殺菌・漂白作用を示す物質として重要。

	強塩基	弱塩基
1 価の塩基	NaOH KOH	NH ₃
2 価の塩基	Ca(OH) ₂ Ba(OH) ₂	Cu(OH) ₂
3 価の塩基		Al(OH) ₃

※ 強塩基の覚え方 (次の塩基以外は弱いと考える)

アルカリ金属とアルカリ土類金属の水酸化物=強塩基

・アルカリ金属 (1 族 : Li, Na, K・・・) の水酸化物 → LiOH, NaOH, KOH など

・アルカリ土類金属 (Be と Mg を除く 2 族 (Ca, Ba・・・) の水酸化物

→ Ca(OH)₂, Ba(OH)₂ など

3 酸性酸化物、塩基性酸化物、両性酸化物

酸性酸化物・・・非金属元素の酸化物 (例) $\text{SO}_2, \text{SO}_3, \text{CO}_2, \text{NO}_2, \text{P}_4\text{O}_{10}, \text{SiO}_2$ など (例外) CO, NO (水に不溶、すなわち、水に溶けて酸にはならないので酸性酸化物ではない)	
性質	① 水と反応して酸を生じる (例) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$ (亜硫酸)
	② 塩基と反応して塩を生じる (中和) (例) $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
塩基性酸化物・・・金属元素の酸化物 (例) $\text{Na}_2\text{O}, \text{K}_2\text{O}, \text{CaO}, \text{BaO}$ など	
性質	① 水と反応して塩基を生じる (例) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
	② 酸と反応して塩を生じる (中和) (例) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
両性酸化物・・・両性元素 (Al, Zn, Sn, Pb) の酸化物 (例) $\text{Al}_2\text{O}_3, \text{ZnO}, \text{SnO}, \text{PbO}$ だけ (ああすんなりと両性に愛される)	
性質	酸とも塩基とも反応して塩を生じる (酸との反応例) $\text{ZnO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	(塩基との反応例) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na[Al(OH)}_4] + \text{H}_2\text{O}$ テトラヒドロキシドアルミン酸ナトリウム