

酸と塩基

名称	酸の定義	塩基の定義	特徴
アレニウス <small>ス</small> の定義	水に溶けて水素イオンを与える物質	水に溶けて水酸化物イオンを与える物質	水溶液中でのみ適用できる
ブレンステッド-ローリーの定義	プロトンを与える物質	プロトンを受取る物質	溶媒が水以外でも適用可能
ルイスの定義	電子対を受取る物質	電子対を与える物質	水素を含まない物質にも適用可能

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

中性 (H^+ と OH^- が等量ある状態) では $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ なので、 $\text{pH} = 7$ となる。

1 M, 10^{-1} M, 10^{-2} M の塩酸の pH は？

10^{-2} M 塩酸の pH が 2 とすると、 10^{-8} M 塩酸の pH は？

強酸 (塩酸、硫酸、硝酸) と弱酸 (酢酸) の違いは？

塩酸と硫酸は水中で酸の強さは変わらない？

25°Cでの水のイオン積

pH は水素イオン濃度を表す

水のイオン積は温度が上がると大きくなるので、中性の pH は変化する。
(37°C では pH 6.8、100°C では pH 6.1)

1 M, 10^{-1} M, 10^{-2} M 水酸化ナトリウムの pH は？

電離度について

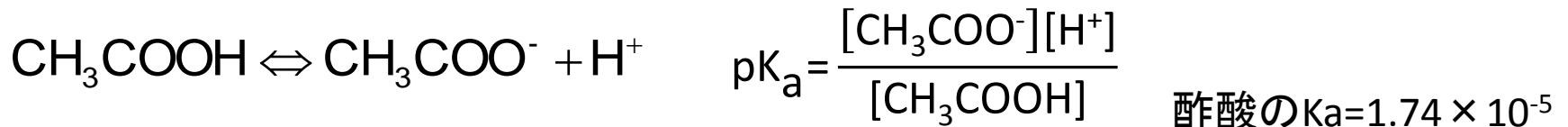
水平化 (レベリング) 効果

酸解離定数Ka、pKa、pHとpKaの関係

酸解離定数(Ka) : 酸がどれだけイオンに解離するかの指標

強酸ほどH⁺を多く放出→Ka()

酢酸の場合



$$\text{pKa} = -\log \text{Ka}$$

強酸ほどpKaは()い(水15.74、酢酸 4.74、ギ酸 3.75、硫酸 -3.0、塩酸-8.0)

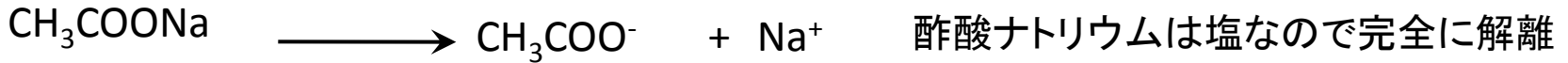
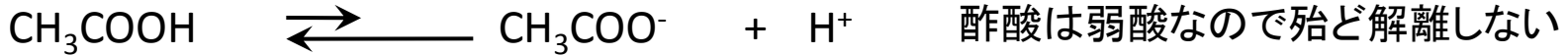
pHとpKaの関係(ヘンダーソン-ハッセルベルヒの式)

pH=pKaのとき、分子型とイオン型の比は1:1
pKaよりもpHを1ずつ上げると? 下げると?

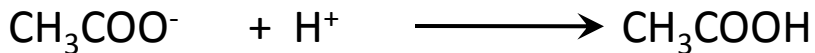
緩衝液のしくみ

緩衝液 「弱酸とその塩」もしくは「弱塩基とその塩」からなる溶液で、pHの変化に対して、一定のpHを維持しようとする働きをもつもの

酢酸-酢酸ナトリウム緩衝液のメカニズム



(1) 緩衝液に少量の酸 (H^+) を添加した場合



H^+ の増加を阻止 \rightarrow pHは変化しない

(2) 緩衝液に少量の塩基 (OH^-) を添加した場合



OH^- の増加を阻止 \rightarrow pHは変化しない

ヘンダーソン-ハッセルベルヒの式を用いれば、
実際の緩衝液のpH変化を求めることができる。

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{イオン型}]}{[\text{分子型}]}$$

例題

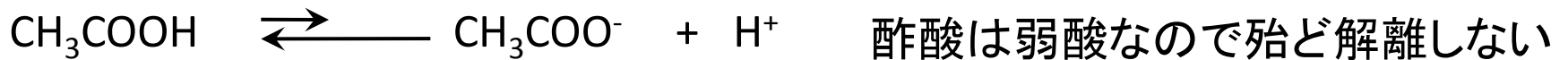
100 mM 酢酸-酢酸ナトリウム緩衝液 (pH 4.74) 100 ml に 1 M 塩酸 1 ml を加えたときの pH 変化は？ ただし酢酸の $\text{pKa} = 4.74$ とする。

また、純水 (pH 7.0) 100 ml に 1 M 塩酸 1 ml を加えたときの pH 変化は？

酢酸の水酸化ナトリウムによる滴定

(1) 滴定前 (0.1 mol/L CH₃COOH のpH)

弱酸 (C mol/L) のpH =



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad [\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] \gg [\text{H}^+] \text{より、}$$
$$[\text{CH}_3\text{COOH}] \doteq [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{total}}$$

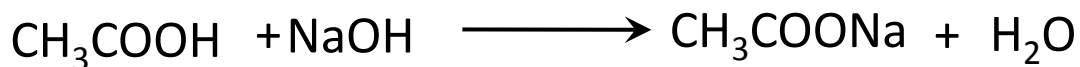
$$[\text{H}^+]^2 = K_a [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{total}} \quad [\text{H}^+] = \sqrt{K_a [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{total}}}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] =$$

従って、滴定前のpHは？

酢酸の水酸化ナトリウムによる滴定

(2) 当量点前(中和されずに残った CH_3COOH と生成した CH_3COONa によるpH)



酢酸ナトリウムとして
完全に電離

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad [\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

なので... $\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

例えば、 NaOH 3 mLを加えたときの $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ 、 $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ は？

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] =$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] =$$

従って、pHは？

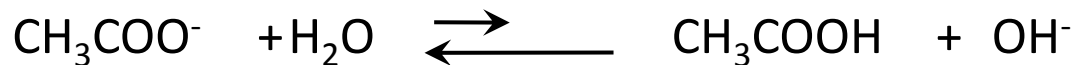
酢酸の水酸化ナトリウムによる滴定

(3) 当量点 (0.05 mol/L CH₃COONa の pH)

弱塩基 (C mol/L) の pOH =

pH =

酢酸ナトリウムは塩基性を示す



$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{CH}_3\text{COOH}], [\text{CH}_3\text{COO}^-] \gg [\text{OH}^-] \text{ より、}$$
$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] \doteq [\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{total}}$$

$$[\text{OH}^-]^2 = K_b [\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{total}}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b [\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{total}}}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] =$$

従って、pHは？

酢酸の水酸化ナトリウムによる滴定

(4) 当量点後(中和で余った 0.1 mol/L NaOHのpH)

$$\text{pH} = \quad =$$

例えば、NaOH 25.1 mLを加えたときの $[\text{OH}^-]$ は？

$$[\text{OH}^-] =$$

従って、pHは？

当量点付近のpHジャンプ

濃度の 溶液を使う滴定の方が大きい

指示薬の選択→当量点 & pHジャンプをきちんとフォロー出来る？

フェノールフタレインの変色域

ブロモチモールブルーの変色域