

溶液 = 溶媒 + 溶質

↓

均一な相

||

固体 + 液体 = 液体 + 固体

溶質 (solute)

溶質を溶かしている物質

溶けている物質

• イオンの形に解離して溶けているもの (電解質)

酸と塩基

水素イオン濃度 (hydrogen-ion concentration)

水素イオン指数 (hydrogen-ion exponent; pH)

水の電離 $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

$\text{K} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$

$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

H_2O はほとんど電離せず、___は一定とみなしてよい。

$\text{K} = \text{K}_w = 1.0 \times 10^{-14}$ (25 の値)

水のイオン積 (ionic product) $[\text{mol}^2\text{dm}^{-6}]$

純水の伝導率や電池の起電力などから求められる。

$\text{K}_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \longrightarrow [\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$

水素イオン濃度を表すのに \log_{10} をとって指数で表示するのが便利

$\text{pH} = -\log([\text{H}^+]) = -\log(1.0 \times 10^{-7}) = 7$

$= -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$

ちなみに $\log_e \equiv \ln$

同様に水酸イオン(OH)濃度も定義される。

$\text{pOH} = -\log([\text{OH}^-]) = -\log(1.0 \times 10^{-7}) = 7$

すぐわかるように

$\text{pH} + \text{pOH} = -\log([\text{H}^+]) - \log([\text{OH}^-]) = 14$

$= -\log([\text{H}^+]) - \log(\text{K}_w / [\text{H}^+])$

$= -\log([\text{H}^+]) - \log(\text{K}_w) + \log([\text{H}^+]) = -\log([\text{H}^+][\text{OH}^-])$

酸 (acid, ラテン語の acetum から) と

塩基 (base, [alikalī, アラビア語 al-kalja (植物の灰)])

J.R. Glauber (1604-1668) アルカリは酸と相反するもので、塩はこれら2つから構成される。

R. Boyle (1627-1691) 青色リトマスが酸により赤変することを発見。

J.L. Gay-Lussac (1778-1850) 酸には酸素酸と水素酸の2種類があると考える。

J. Liebig (1803-1873) 1838年: 酸の酸性は水素にあると考え、
“酸とは金属で置換できる水素を含む物質である。”、“塩基とは酸を中和して塩と水を生じる物質”

酸と塩基の定義

- 1887年; S.A. Arrheniusの電離説 (水溶液)
- 1923年; J.N. BrønstedとT.M. Lowry説 (非水溶液、プロトン性溶媒)
- 1923年; G.N. Lewis説 (非プロトン性溶媒)

Arrheniusの電離説 (水溶液のみ摘要可)

酸とは水に溶けて水素イオン H^+ を生じる物質であり、
塩基とは水にとけて水酸化物イオン OH^- を生じる物質である。

$\text{HCl}(\text{gas}) + \text{H}_2\text{O}(\text{liq}) \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-(\text{aq})$

塩化水素 塩酸 この場合 $\text{pH} < 7$

H^+ イオンが増加したのに pH の数字が減る?
もう一度、定義を考えてみましょう。

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

$\text{pH} = -\log(10^7) = 7$

$\text{pH} = -\log(10^3) = 3$

H^+ イオンの濃度は、10のべき乗 (10^x) として表される。したがって、 10^{-7} より H^+ イオンが例えば、 10^{-3} に増えると、値は $10^{-3} > 10^{-7}$ ですが、 pH としては $3 < 7$ なので pH の値は減少します。

Brønsted - Lowryの酸塩基説 (非水溶液、プロトン性溶媒にも摘要可)

酸とは水素の原子核(プロトン, H^+)を ___ 物質であり、
塩基とはプロトンを ___ ことのできる物質である。

酸は塩基とプロトンとの結合によって生成したものである。

$\text{HCl}(\text{gas}) + \text{H}_2\text{O}(\text{liq}) \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-(\text{aq})$

酸1 塩基2 酸2 塩基1

共役酸・塩基対 酸(HCl) \rightleftharpoons H^+ + 塩基(Cl^-) 共役であるという、(conjugate)

Brønsted - Lowryの定義によれば、プロトンをもつ化合物は酸にも塩基にもなり得る。 共役塩基

H₂SO₄の場合

$$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^- \quad \text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$$

酸
塩基
酸
塩基

HSO₄⁻は酸にも塩基にもなっている。

酸の強さ 酸が強い = 塩基へプロトンを供与する能力が大きい、

↓

強酸 (優れたプロトン供与体) = H + **弱塩基** (貧弱なプロトン受容体)

例: HCl; Cl⁻は弱塩基

弱酸 (貧弱なプロトン供与体) = H + **強塩基** (優れたプロトン受容体)

例: HCN; CN⁻は強塩基

Lewisの酸塩基説 (非プロトン性溶媒でも摘要可 ≡ 一般化)

酸とは電子対を受け取る物質 (電子対受容体: electron acceptor)、
塩基とは電子対を供与する物質 (電子対供与体: electron donor)。

非プロトン性溶媒 (aprotic solvent) にも拡張された定義。
[CCl₄, CH₂Cl₂ などの有機溶媒系に特に有効]

例 酸: H⁺ と BF₃ を考えてみます。
酸はこれまで基本的に H⁺ を供与する物質と定義されている。
H⁺ は電子を欠いている。正確には電子対を欠いている。
OH⁻ などの電子対を持っているものを受容できるのである。

$$\text{H}^+ + \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:H}^- \longrightarrow \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:H}$$

ルイス酸 ルイス塩基

BF₃ + NH₃ → NH₃BF₃ の化学反応の酸と塩基

BF₃: B は 1s²2s²2p¹ で (sp²混成軌道)
F は 1s²2s²2p⁵ だから、 同様にNH₃はNが1s²2s²2p³ より

$$\begin{array}{c} \text{:F:} \\ \text{:F:} \text{---} \text{B} \\ \text{:F:} \end{array} + \begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H} \text{---} \text{N} \text{:} \\ | \\ \text{H} \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{F} \quad \text{H} \\ | \quad | \\ \text{F} \text{---} \text{B} \text{---} \text{N} \text{---} \text{H} \\ | \quad | \\ \text{F} \quad \text{H} \end{array}$$

ルイス酸: H⁺, BF₃, NO⁺, SO₃
ルイス塩基: OH⁻, H₂O, NH₃, NH₂⁻, NO₃⁻ などなど。

Brønsted - Lowry の酸塩基説 (非水溶液、プロトン性溶媒にも摘要可)

水溶液では、この理論、定義を利用します。

酸とは水素の原子核 (プロトン, H⁺) を放出できる物質であり、
塩基とはプロトンを受容することのできる物質である。

弱酸・弱塩基の解離定数 (dissociation constant)

強電解質の強酸、強塩基はほぼ100%解離して、イオンとなっているので、[H⁺]や[OH⁻]イオンの濃度は、それぞれの酸、塩基の濃度と等しいとあける。

弱酸、弱塩基は水溶液中で電離平衡になる。

弱電解質で講義した平衡定数という概念が摘要される。

酸、塩基の場合、解離定数という。

酢酸 (CH₃COOH) CH₃COOH + H₂O ⇌ H₃O⁺ + CH₃COO⁻

解離定数 $K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$
(a: acid)
(酸解離定数)

1 mol dm⁻³ 以下の希薄水溶液中では、H₂Oの濃度は酸(HA)に比べて非常に多く、一定であるとみなせる。

$$K_a \equiv K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

pHと同様に、pK_aも定義される。 $\text{pK}_a = -\log[K_a]$

pK_a が小さいほど強い酸である。 ⇌ K_a が大きい

同様に弱塩基も**塩基解離定数** K_b が定義される。

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \quad K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

pK_b も同様に定義できて、 $\text{pK}_b = -\log[K_b]$

pK_b が小さいほど強い塩基である。 ⇌ K_b が大きい

一般に酸は HA で、塩基は B で表すと、K_a と K_b は

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

弱酸・弱塩基の解離定数 K_a , K_b と水のイオン積 K_w

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

K_w / K_a を考えてみましょう。 $\frac{K_w}{K_a} = \frac{[OH^-]}{[A^-]}$

ここで、 K_b と比べてみると、

$$\frac{K_w}{K_a} = \frac{[OH^-]}{[A^-]} \quad A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$$

同じこと(共役) $A^- = B$

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} \quad B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$$

Copyright © All Rights Reserved. A. Amano 13

共役酸 - 塩基

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$$

酸 $\quad\quad\quad$ 塩基

$$CH_3COOH \rightarrow H^+ + CH_3COO^- \quad CH_3COO^- + H_2O \rightarrow CH_3COOH + OH^-$$

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \quad K_b = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

共役酸塩基では、 $K_a \cdot K_b = K_w$

すぐにわかるように、 $pK_a + pK_b = pK_w = 14$

Note! $pH + pOH = pK_w$ であることは、すでに述べてあるが $pH = pK_a, pOH = pK_b$ ではないことに注意。

Copyright © All Rights Reserved. A. Amano 14

弱酸・弱塩基の pH

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$$

(HA) $\quad\quad\quad$ (H⁺) $\quad\quad\quad$ (A⁻)

HA の濃度を C とおくと、 $C = [HA] + [A^-]$

解離していない [HA] $\quad\quad\quad$ 解離した [HA]

また、水の電離による [H⁺] は弱酸の電離による [H⁺] の量に比べて無視できるので、 $[H^+] \cong [A^-]$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{[H^+]^2}{C - [H^+]}$$

Copyright © All Rights Reserved. A. Amano 15

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{[H^+]^2}{C - [H^+]}$$

左式から [H⁺] を求める。

$$[H^+]^2 + K_a [H^+] - K_a C = 0 \quad [H^+] = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_a C}}{2}$$

通常の $K_a \leq 10^{-2}$, $C \geq 0.1 \text{ mol dm}^{-3}$ 程度の希薄水溶液では、 $K_a^2 \ll 4K_a C$ が成り立ち、 $K_a \leq \sqrt{K_a C}$ も成り立つ。

したがって、 $[H^+] \approx \sqrt{K_a C}$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(\sqrt{K_a C}) = \frac{+}{2} pC - \log(C)$$

弱酸の pH

Copyright © All Rights Reserved. A. Amano 16

弱塩基の pH

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

(B) $\quad\quad\quad$ (BH⁺)

B の濃度を C とおくと、 $C = [B] + [BH^+]$

解離した [B] $\quad\quad\quad$ 解離していない [B]

また、水の電離による [OH⁻] は弱塩基の電離による [OH⁻] の量に比べて無視できるので、 $[OH^-] \cong [BH^+]$

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = \frac{[OH^-]^2}{C - [OH^-]}$$

$$pOH = \frac{+}{2} pC - \log(C), \quad pH = 14 - \frac{+}{2} pC - \log(C)$$

Copyright © All Rights Reserved. A. Amano 17

酸-塩基反応(中和反応)における pH

__ の電離: 加水分解 (hydrolysis)

酸 (acid) と塩基 (base) が反応すると __ (salt) ができる。

__ と水とが反応(加水分解)して H⁺ や OH⁻ が生じる場合がある。

強酸-強塩基 = > __ : 加水分解しないので中和点は中性。

強酸-弱塩基 = > __ : 加水分解して中和点が酸性。

弱酸-弱塩基 = > __ : 加水分解して中和点が酸性、塩基性、中性。

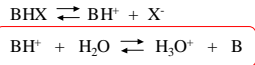
弱酸-強塩基 = > __ : 加水分解して中和点が塩基性。

上記3つの __ について、pH と pK_a, pK_b との関係を調べてみましょう。

Copyright © All Rights Reserved. A. Amano 18

強酸-弱塩基 => 塩：加水分解して中和点が酸性。

例: NH_4Cl ; $\text{HCl} + \text{NH}_3$ HCl と NH_3 とを混合して中和すると、 NH_4Cl (BHX) (HX) (B) という塩が生成し、水溶液中で電離しているが、この弱塩基から生じるイオン NH_4^+ は、さらに加水分解を受ける。



加水分解定数 $K_h = K[\text{H}_2\text{O}]$

弱塩基 B の解離定数は、
 $K_h = \frac{[\text{B}][\text{H}^+]}{[\text{BH}^+]}$ $K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$

$K_h K_b = [\text{OH}^-][\text{H}^+] = K_w$

$\text{BH}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{B}$ 塩の濃度を C、加水分解度を h として

加水分解を受けた塩の割合 h $[\text{H}^+] = [\text{B}] = \text{Ch}$, $[\text{BH}^+] = \text{C}(1-h)$

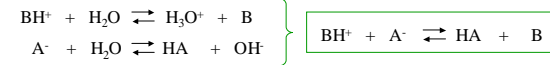
$$K_h = \frac{[\text{B}][\text{H}^+]}{[\text{BH}^+]} \rightarrow K_h = \frac{\text{Ch} \cdot \text{Ch}}{\text{C}(1-h)} \xrightarrow{(h \ll 1)} K_h = \text{Ch}^2$$

$$K_h K_b = [\text{OH}^-][\text{H}^+] = K_w \leftarrow [\text{H}^+] = \text{Ch} \approx \sqrt{\text{CK}_h}$$

$$[\text{H}^+] = \text{Ch} \approx \sqrt{\text{CK}_h} = \sqrt{\frac{\text{CK}_w}{K_b}} \quad \text{pH} = 7 + \left(\frac{-}{-} \right) / 2$$

弱酸-弱塩基 => 塩：加水分解して中和点が酸性か塩基性か中性。

例: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$; $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3$ 弱酸と弱塩基との中和反応により生じた塩から電離したイオンは、どちらも加水分解される。 $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ は NH_4^+ と CH_3COO^- とに電離し共に加水分解される。



弱酸、弱塩基の解離定数から

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

$$K_h = \frac{[\text{HA}][\text{B}]}{[\text{BH}^+][\text{A}^-]}$$

$\text{BH}^+ + \text{A}^- \rightleftharpoons \text{HA} + \text{B}$ 塩の濃度を C、加水分解度を h として

$$[\text{HA}] = [\text{B}] = \text{Ch}, \quad [\text{BH}^+] = [\text{A}^-] = \text{C}(1-h)$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \rightarrow [\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} = K_a \frac{\text{Ch}}{\text{C}(1-h)}$$

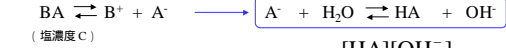
$$K_h = \frac{[\text{HA}][\text{B}]}{[\text{BH}^+][\text{A}^-]} = \frac{\text{Ch} \cdot \text{Ch}}{\text{C}(1-h) \cdot \text{C}(1-h)} \quad [\text{H}^+] = K_a \frac{\text{Ch}}{\text{C}(1-h)} = K_a \frac{1}{1-h}$$

$$\text{pH} = 7 + (\text{p}K_a - \text{p}K_b) / 2$$

弱酸-強塩基 => 塩：加水分解して中和点が塩基性。

例: CH_3COONa ; $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$ や KCN ; $\text{HCN} + \text{KOH}$ (BA) (HA) (BOH)

中和反応で生じた塩は電離するが、弱酸由来のイオンは、さらに加水分解される。 CH_3COONa は Na^+ と CH_3COO^- とに電離するが、 CH_3COO^- のみ加水分解される。



弱酸の解離定数から

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad K_a K_h = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

$$K_h = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$

$\text{A}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HA} + \text{OH}^-$ 塩の濃度を C、加水分解度を h として

$$[\text{HA}] = [\text{OH}^-] = \text{Ch}, \quad [\text{A}^-] = \text{C}(1-h) \rightarrow [\text{OH}^-] = \text{Ch}$$

$$K_h = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = \frac{\text{Ch} \cdot \text{Ch}}{\text{C}(1-h)} \approx \frac{\text{Ch}^2}{\text{C}} = \text{Ch}$$

$$K_a K_h = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{\text{Ch}} = \frac{K_w}{\sqrt{\text{CK}_h}}$$

$$\text{pH} = 7 + \left(\frac{-}{-} \right) / 2$$

強酸-弱塩基 => 塩：加水分解して中和点が酸性。

pH =

弱酸-弱塩基 => 塩：加水分解して中和点が酸性か塩基性が中性。

pH =

弱酸-強塩基 => 塩：加水分解して中和点が塩基性。

pH =

Copyright A.Azuro 25

緩衝液 (buffer solution) の pH 弱酸 or 弱塩基 + 強電解質

弱酸 1 + (弱酸 1 / 強塩基) の塩 または } 塩基あるいは酸を少量
弱塩基 2 + (弱塩基 2 / 強酸) の塩 } 加えても pH が影響を
受けない。

例: CH₃COOH + CH₃COONa 水溶液

CH₃COOH ⇌ H⁺ + CH₃COO⁻

CH₃COONa → Na⁺ + CH₃COO⁻ 増加!

CH₃COOH ⇌ H⁺ + CH₃COO⁻

[H⁺] = K_a $\frac{[HA]}{[A^-]}$ = K_a $\frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$ → ほとんど酸の濃度

→ ほとんど塩の濃度

Copyright A.Azuro 26

弱酸 1 + (弱酸 1 / 強塩基) の塩

弱酸 1 の濃度 C_a, 塩の濃度 C_s

[H⁺] = K_a $\frac{[HA]}{[A^-]}$ = K_a $\frac{C_a}{C_s}$ pH = pK_a - log $\left(\frac{C_a}{C_s}\right)$

弱塩基 2 + (弱塩基 2 / 強酸) の塩

弱塩基 2 の濃度 C_b, 塩の濃度 C_s

[OH⁻] = K_b $\frac{[B]}{[BH^+]}$ = K_b $\frac{C_b}{C_s}$ pH = 14 - pOH

[H⁺] = $\frac{K_w}{[OH^-]}$ = $\frac{K_w C_s}{K_b C_b}$ = 14 - pK_b + log $\left(\frac{C_b}{C_s}\right)$

Copyright A.Azuro 27

中和滴定曲線 (酸-塩基)

弱酸 + 強塩基の中和反応 (弱酸 + 弱酸 / 強塩基の塩の pH)

例題 pK_a = 4.74, 0.1 mol dm⁻³ の CH₃COOH を、強塩基の NaOH 0.1 mol dm⁻³ で滴定した時の滴定曲線を求めなさい。

最初: 弱酸の pH の式より $pH = \frac{pK_a + pC_a}{2} = \frac{4.74 + 1.0}{2} = 2.87$

CH₃COOH の容量 V₁ と同じ量の NaOH を加えると中和する。
このとき中和率 100% である。中和率 (%) を x とおくと、
酸の濃度と塩の濃度比は、 $\frac{C_a}{C_s} = \frac{100-x}{x}$ と表すことができる。

Copyright A.Azuro 28

弱酸 + 弱酸 / 強塩基の塩の pH の式 $pH = pK_a - \log\left(\frac{C_a}{C_s}\right)$ から、

$pH = 4.74 - \log\left(\frac{100-x}{x}\right)$ 当量 (中和) 点前まで有効

厳密には x < 1 程度で誤差が大きい。

x を 0 < x < 100 で変化させると、横軸が中和率、縦軸が pH の中和曲線が描ける。(横軸の中和率は、酸と塩基が等濃度の場合、加えた NaOH の容量 V₂ × V₁ × x / 100 で容易に変換できる。)

Copyright A.Azuro 29

当量点の pH **弱酸-強塩基** => 塩：加水分解して中和点が塩基性。

CH₃COO⁻ + H₂O ⇌ CH₃COOH + OH⁻

$pH = 7 + (pK_a - pC) / 2$ 体積が2倍になるので、C = C_a / 2 となる。

pH = 7 + (4.74 - 1 - log 2) / 2 = 8.72 (C_a = 0.1 mol dm⁻³)

ちなみに、当量点までの式を当量点に適用すると、

$pH = 4.74 - \log\left(\frac{100-x}{x}\right) = 4.74 - \log\left(\frac{0}{100}\right)$ で、計算不能。

x = 99.9999 で計算すると、pH ≈ 10.74

この値は当量点近傍で誤差が大きくなることを示している。

Copyright A.Azuro 30

当量点以降のpH [OH⁻]の濃度が増加する。

酢酸の容量を V₁、加えたNaOHの容量を V₂ とし、それぞれの濃度を C_a、C_b とすれば、[OH⁻]の濃度は、V₁ + V₂ に反比例し、V₂C_b - V₁C_a に比例する。

中和率 x を用いれば V₂ = V₁ × x/100

$$[\text{OH}^-] = \frac{V_1 \times \frac{x}{100} C_b - V_1 \times C_a}{V_1 + V_1 \times \frac{x}{100}} = \frac{x C_b - 100 C_a}{100 + x}$$

C_a = C_b = 0.1 なので、

$$[\text{OH}^-] = \frac{0.1x - 10}{100 + x}$$



$$\text{pH} = 14 + \log\left(\frac{0.1x - 10}{100 + x}\right)$$

ただし x > 100

- 1) V₂ = 0; $\text{pH} = \frac{\text{pK}_a + \text{pC}_a}{2} = \frac{4.74 + 1.0}{2} = 2.87$ x = 1.331 で pH = 2.87
- 2) 0 < V₂ < V₁; $\text{pH} = 4.74 - \log\left(\frac{100 - x}{x}\right)$ ただし、0 < x < 1.331 は適応不可
また、99.99 < x は適応不可
- 3) V₂ = V₁; $\text{pH} = 7 + (\text{pK}_a - \text{pC})/2 = 7 + (4.74 - 1 - \log 2)/2 = 8.72$ (x = 100)
- 4) V₁ < V₂; $\text{pH} = 14 + \log\left(\frac{0.1x - 10}{100 + x}\right)$ ただし、100.010 < x で適応可能

