

本科 1 期 5 月度

解答

Z会東大進学教室

高2東大化学



4章 酸・塩基の定義

問題

■演習

【1】

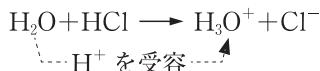
解答

- (1) 塩基
- (2) 酸

解説

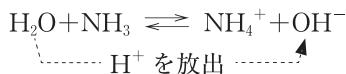
(1) HClはH₂OにH⁺を与えている(→自身はCl⁻となる)ので酸であり、H₂OはH⁺を受け取っている(→自身はH₃O⁺となる)ので塩基である。

塩基としてのH₂O …… H⁺を受け取り、H₃O⁺になる



(2) H₂OはNH₃にH⁺を与えている(→自身はOH⁻となる)ので酸であり、NH₃はH⁺を受け取っている(→自身はNH₄⁺となる)ので塩基である。

酸としてのH₂O …… H⁺を放出し、OH⁻になる



【2】

解答

問1 (1) 1.0×10^{-2} 倍

(2) 1.0

(3) 13

問2 (1) 6.0×10^{16}

(2) 11

問3 2.0×10^{-2}

問4 (2) (3) (1)

解説

問1

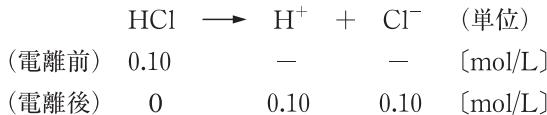
(1) pH4.0 の水溶液の水素イオン濃度 $[H^+]_4$, および pH2.0 の水溶液の水素イオン濃度 $[H^+]_2$ は

$$[H^+]_4 = 10^{-4} [\text{mol/L}], [H^+]_2 = 10^{-2} [\text{mol/L}]$$

より

$$\frac{[H^+]_4}{[H^+]_2} = \frac{10^{-4}}{10^{-2}} = 10^{-2} [\text{倍}]$$

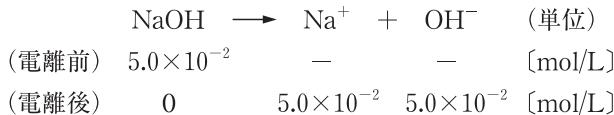
(2) 塩酸は、塩化水素 HCl の水溶液である。HCl は強酸であり、水に溶けるとほぼ完全に電離して水素イオン H^+ と塩化物イオン Cl^- になる（強酸や強塩基の場合は、問題文にとくに断りがない場合、完全に電離していると考えてよい）ので、0.10mol/L の塩酸では



よって

$$pH = -\log[H^+] = -\log 0.10 = -\log 10^{-1.0} = 1.0$$

(3) 水酸化ナトリウム NaOH は強塩基であり、水溶液中で完全に電離してナトリウムイオン Na^+ と水酸化物イオン OH^- になるので、 $5.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ の NaOH 水溶液では



よって、水酸化物イオン濃度 $[OH^-] = 5.0 \times 10^{-2} [\text{mol/L}]$ である。題意より、水のイオン積 K_w について

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

が成り立つから、この水溶液中の水素イオン濃度 $[H^+]$ は、次式で求められる。

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{5.0 \times 10^{-2}} = 2.0 \times 10^{-13} [\text{mol/L}]$$

よって、pH は

$$pH = -\log[H^+] = -\log(2.0 \times 10^{-13}) = 13 - \log 2 = 13 - 0.30 = 12.7$$

問2

(1) 純水は中性なので、 $[H^+] = [OH^-]$ が成立している。題意より、 $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} [\text{mol}^2/\text{L}^2]$ であるから、水素イオン濃度 $[H^+]$ は

$$[H^+][OH^-] = [H^+]^2 = 1.0 \times 10^{-14} [\text{mol}^2/\text{L}^2]$$

$$\therefore [H^+] = 1.0 \times 10^{-7} [\text{mol/L}]$$

つまり、純水 1.0L 中には H^+ が $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol}$ 存在しているから、その個数は、アボガドロ数 $N = 6.02 \times 10^{23}$ より

$$1.0 \times 10^{-7} \times 6.02 \times 10^{23} = 6.02 \times 10^{16}$$

(2) $5.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ の NaOH 水溶液 20mL に水を加えて全体積を 1.0L (=1000mL) にしたとき、新たに生じた NaOH 水溶液の濃度は

$$5.0 \times 10^{-2} \times \frac{20}{1000} = 1.0 \times 10^{-3} [\text{mol/L}]$$

NaOH の電離度は 1 と考えてよいので、 $1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ の NaOH 水溶液における、電離前後の各物質およびイオンのモル濃度は

	NaOH	\longrightarrow	Na^+	+	OH^-	(単位)
(電離前)	1.0×10^{-3}	-	-	-	$[\text{mol/L}]$	
(電離後)	0		1.0×10^{-3}	1.0×10^{-3}	$[\text{mol/L}]$	

よって

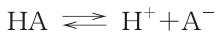
$$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-3} [\text{mol/L}]$$

であり、これと水のイオン積 $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} [\text{mol}^2/\text{L}^2]$ より

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-3}} = 1.0 \times 10^{-11} [\text{mol/L}]$$

$$\therefore pH = 11$$

問3 $5.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ の 1 値の弱酸を HA と表すと、水溶液中では次のように一部が電離して水素イオン H^+ と A^- が生成している。



HA の電離度を α とすると、電離前後のそれぞれの濃度は、次のようになる。

	HA	\rightleftharpoons	H^+	+	A^-	(単位)
(電離前)	5.0×10^{-2}	-	-	-	$[\text{mol/L}]$	
(電離後)	$5.0 \times 10^{-2}(1-\alpha)$		$5.0 \times 10^{-2}\alpha$	$5.0 \times 10^{-2}\alpha$	$[\text{mol/L}]$	

題意より、この水溶液の $pH = 3.0$ であったことから、水素イオン濃度 $[H^+]$ は

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

である。したがって、次式が成り立つ。

$$[H^+] = 5.0 \times 10^{-2}\alpha = 1.0 \times 10^{-3}$$

$$\therefore \alpha = \frac{1.0 \times 10^{-3}}{5.0 \times 10^{-2}} = 2.0 \times 10^{-2}$$

問4 pH の小さい順、すなわち、水素イオン濃度の大きい順に並べればよい。

(1) 水素イオン濃度は

$$1.0 \times 0.0050 = 5.0 \times 10^{-3} [\text{mol/L}]$$

(2) 硫酸は2価の強酸であるので、水素イオン濃度は

$$0.010 \times 2 = 2.0 \times 10^{-2} [\text{mol/L}]$$

(3) 希釀した水溶液の水素イオン濃度は

$$1.0 \times \frac{10}{1000} = 1.0 \times 10^{-3} [\text{mol/L}]$$

これより、pH の小さい順に並べると、(2) (3) (1) となる。

【3】

解答

- (1) ②
(2) ⑤

解説

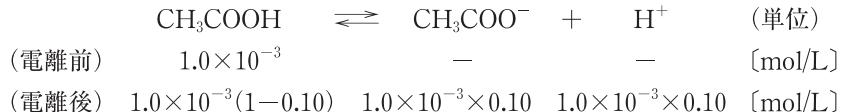
(1) 10mL の 0.10mol/L 酢酸水溶液を水で希釈して 1.0L (=1.0×10³mL) とすると、生じた酢酸水溶液の濃度は

$$0.10 \times \frac{10}{1.0 \times 10^3} = 1.0 \times 10^{-3} [\text{mol/L}]$$

酢酸は弱酸なので、水溶液中では次のように一部が電離して酢酸イオン CH₃COO⁻ と水素イオン H⁺ を生じている。



与えられたグラフより、1.0×10⁻³mol/L のときの酢酸の電離度は、0.10 であるから



となる。したがって、水素イオン濃度 [H⁺] は

$$[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-3} \times 0.10 = 1.0 \times 10^{-4} [\text{mol/L}]$$

となり、希釈後のこの酢酸水溶液の pH は

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (1.0 \times 10^{-4}) = 4.0 \rightarrow ②$$

(2) (1) で希釈した水溶液 (1.0×10⁻³mol/L の酢酸) から 0.10mL とり、水で希釈して 10L にすると、酢酸の濃度は

$$1.0 \times 10^{-3} \times \frac{0.10}{10 \times 10^3} = 1.0 \times 10^{-8} [\text{mol/L}]$$

であり、問題文の表より、酢酸の電離度は 1.0 となるが、水溶液中の水素イオン濃度 [H⁺] = 1.0×10⁻⁸ [mol/L] とはならない（これだと pH=8.0 で、塩基性の水溶液となってしまう）。酸をどんどん希釈していくと、[H⁺]=1.0×10⁻⁷ [mol/L]、つまり pH7.0 に限りなく近づいていくが、pH が 7 を越えて塩基性側になることはない。これは、酢酸の電離により生じた H⁺ (1.0×10⁻⁸ mol/L) のほかに、水の電離 (H₂O \rightleftharpoons H⁺+OH⁻) により生じた H⁺ が存在するためである。 → ⑤

少し詳細に検討してみよう。

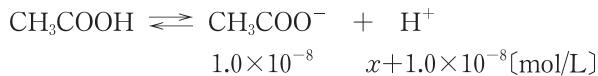
水の電離により生じる H⁺ は、どのような水溶液にも存在するが、その量はごくわずかである（酸性水溶液中では 10⁻⁷ mol/L よりも少ない）。そのため、酸の電離により生じる H⁺ の濃度が大きい水溶液では無視して考える場合が多いが、このように酸の電離により生じる H⁺ の濃度がごく小さい水溶液では、水の電離により生じる H⁺ を無視できない。

1.0×10⁻⁸ mol/L 酢酸水溶液において、水の電離により生じた水素イオンの濃度を

$x[\text{mol/L}]$ とすると



より、同時に生じる OH^- の濃度も $x[\text{mol/L}]$ である。一方、この酢酸水溶液中では酢酸分子はほぼ完全に電離しているので、酢酸分子の電離により生じた H^+ の濃度は $1.0 \times 10^{-8}\text{mol/L}$ である。よって、酢酸水溶液中の H^+ と CH_3COO^- の濃度は



となる。したがって、水のイオン積 $K_w = 1.0 \times 10^{-14} [\text{mol}^2/\text{L}^2]$ より

$$[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = (x + 1.0 \times 10^{-8}) \times x = 1.0 \times 10^{-14}$$

二次方程式を解くと、 $\sqrt{401} \approx 20$, $x > 0$ より

$$x = 0.95 \times 10^{-7} [\text{mol/L}] \text{ と求めることができる。}$$

pH を計算すると

$$[\text{H}^+] = 0.95 \times 10^{-7} + 1.0 \times 10^{-8} = 1.05 \times 10^{-7} [\text{mol/L}]$$

$$\therefore \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (1.05 \times 10^{-7}) = 7 - \log 1.05 = 7 - 0.021 = 6.979$$

5章 中和反応と塩

問題

■演習

【1】

解答

- 問1 (1) $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
(2) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
(3) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O}$
- 問2 (1) 塩酸；3.0, 水酸化カリウム水溶液；11.0
(2) 3.5
(3) 10.3
- 問3 (1) 2.0
(2) (a) 正, (b) 誤

解説

問1

- (1) 硝酸 HNO_3 は1価の酸、水酸化ナトリウム NaOH は1価の塩基である。したがって、
1mol の HNO_3 と 1mol の NaOH が反応すれば、 H^+ と OH^- は過不足なく反応する。
- (2) 硫酸 H_2SO_4 は2価の酸、水酸化カルシウム $\text{Ca}(\text{OH})_2$ は2価の塩基である。したがって、
1mol の H_2SO_4 と 1mol の $\text{Ca}(\text{OH})_2$ が反応すれば、2mol の H^+ と OH^- は過不足なく反応する。
- (3) 酢酸 CH_3COOH は1価の酸、水酸化カリウム KOH は1価の塩基である。したがって、
1mol の CH_3COOH と 1mol の KOH が反応すれば、 H^+ と OH^- は過不足なく反応する。

問2

- (1) 塩化水素は1価の強酸で、電離度が1より、 $1.0 \times 10^{-3}\text{mol/L}$ の塩酸中の水素イオン濃度 $[\text{H}^+]$ は

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

となる。したがって

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1.0 \times 10^{-3}) = 3.0$$

KOH は1価の強塩基で、電離度が1より、 $1.0 \times 10^{-3}\text{mol/L}$ の KOH 水溶液中の水酸化物イオン濃度 $[\text{OH}^-]$ は

$$[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-3} [\text{mol/L}]$$

となる。したがって、水のイオン積より

$$[\text{H}^+] = \frac{K_{\text{W}}}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-3}} = 1.0 \times 10^{-11} [\text{mol/L}]$$

$$\therefore \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1.0 \times 10^{-11}) = 11.0$$

(2) $1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ の塩酸 100mL に、 $1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ の KOH 水溶液 50mL を加えると中和反応が起こるが、HCl の方が過剰であるため、 H^+ が余る。混合後に残る H^+ の物質量は

$$1.0 \times 10^{-3} \times \frac{100}{1000} - 1.0 \times 10^{-3} \times \frac{50}{1000} = 5.0 \times 10^{-5} [\text{mol}]$$

混合後の水溶液の体積は 150mL となるので、この水溶液の $[\text{H}^+]$ は

$$[\text{H}^+] = \frac{\text{H}^+ \text{の物質量} [\text{mol}]}{\text{水溶液の体積} [\text{L}]} = \frac{5.0 \times 10^{-5}}{150 \times 10^{-3}} = \frac{1}{3} \times 10^{-3} [\text{mol/L}]$$

$$\therefore \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log \left(\frac{1}{3} \times 10^{-3} \right) = \log 3 + 3 = 3.48$$

(3) (2) の混合溶液（体積 150mL）に $1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ の KOH 水溶液 100mL を加えると、次は KOH が過剰になるため、 OH^- が余る。混合後に残る OH^- の物質量は

$$1.0 \times 10^{-3} \times \frac{100}{1000} - 5.0 \times 10^{-5} = 5.0 \times 10^{-5} [\text{mol}]$$

混合後の水溶液の体積は 250mL となるので、 $[\text{OH}^-]$ は

$$[\text{OH}^-] = \frac{\text{OH}^- \text{の物質量} [\text{mol}]}{\text{水溶液の体積} [\text{L}]} = \frac{5.0 \times 10^{-5}}{250 \times 10^{-3}} = 2.0 \times 10^{-4} [\text{mol/L}]$$

したがって

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] = -\log \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = -\log \frac{1.0 \times 10^{-14}}{2.0 \times 10^{-4}} \\ &= -\log (1.0 \times 10^{-14}) + \log (2.0 \times 10^{-4}) \\ &= 14 + \log 2.0 - 4 \\ &= 10 + 0.30 \\ &= 10.3 \end{aligned}$$

問3

(1) 0.10 mol/L の塩酸 500mL 中の HCl の物質量は

$$0.10 \times \frac{500}{1000} = 5.0 \times 10^{-2} [\text{mol}]$$

である。また、1.6g の水酸化ナトリウム NaOH (式量 40) の物質量は

$$\frac{1.6}{40} = 4.0 \times 10^{-2} [\text{mol}]$$

である。したがって、これらを混合すると、 H^+ と OH^- が $4.0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ ずつ中和反応し、 H^+ が

$$5.0 \times 10^{-2} - 4.0 \times 10^{-2} = 1.0 \times 10^{-2} [\text{mol}]$$

残る。さらにこれに水を加えて 1.0L とするので、最終的に得られた水溶液中の $[\text{H}^+]$ は

$$[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-2} [\text{mol/L}]$$

$$\therefore \text{pH} = 2.0$$

(2)

- (a) pH 2 の塩酸中の $[H^+]$ は $1 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$, pH12 の NaOH 水溶液中の $[OH^-]$ は

$$\frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-12}} = 1.0 \times 10^{-2} \text{ [mol/L]}$$

これらを同体積ずつ混合すると過不足なく中和し, NaCl 水溶液となる。NaCl は強酸と強塩基から生成する正塩なので, その水溶液は中性である。よって pH は 7 となり, この記述は正しい。

- (b) pH 4 の塩酸 ($[H^+]$; $1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$), pH12 の NaOH 水溶液 ($[OH^-]$; $1 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$) を $v \text{ [L]}$ ずつ混合するとして, 次のように考える。

$$\text{pH 4 の塩酸 } v[\text{L}] \text{ に含まれる } H^+ \text{ の物質量} = 1 \times 10^{-4} \times v[\text{mol}]$$

$$\text{pH12 の NaOH 水溶液 } v[\text{L}] \text{ に含まれる } OH^- \text{ の物質量} = 1.0 \times 10^{-2} \times v[\text{mol}]$$

よって, OH^- が過剰であり, また混合後の溶液の体積は $2v \text{ [L]}$ であるから, OH^- の濃度は

$$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-2}v - 1.0 \times 10^{-4}v}{2v} = \frac{9.9 \times 10^{-3}}{2} \text{ [mol/L]}$$

したがって, $[H^+]$ は次のように計算される。

$$[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{\frac{9.9 \times 10^{-3}}{2}} = 2.02 \times 10^{-12} \approx 2.0 \times 10^{-12} \text{ [mol/L]}$$

$$\therefore \text{pH} = -\log[H^+] = -\log(2 \times 10^{-12}) = 12 - \log 2 = 12 - 0.30 = 11.7$$

この記述は, 誤りである。

【2】

解答

問1 (1) 酸性塩； NaHCO_3 , NaHSO_4 , 塩基性塩； CaCl(OH)

(2) NaHSO_4 , NH_4Cl

問2 6

問3 (1) $2\text{HCl} + \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

(2) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

問4 (1) $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{HCl}$

(2) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaO}$

解説

問1

(1) 炭酸水素ナトリウム NaHCO_3 は、炭酸 H_2CO_3 と水酸化ナトリウム NaOH の塩である。炭酸の H^+ が残っているので、酸性塩である。

硫酸ナトリウム Na_2SO_4 は、硫酸 H_2SO_4 と NaOH の塩であり、酸の H^+ 、塩基の OH^- はすべて置換されているので、正塩である。

塩化水酸化カルシウム CaCl(OH) は、塩化水素 HCl と水酸化カルシウム Ca(OH)_2 の塩である。 Ca(OH)_2 の OH^- が残っているので、塩基性塩である。

硫酸水素ナトリウム NaHSO_4 は、硫酸 H_2SO_4 と NaOH の塩である。硫酸の H^+ が残っているので、酸性塩である。

塩化アンモニウム NH_4Cl は、塩化水素 HCl とアンモニア NH_3 の塩である。酸の H^+ 、塩基の OH^- はすべて置換されているので、正塩である。

(2) 5種類の塩のうち、その水溶液が酸性を示すものは、強酸と強塩基からなる酸性塩の硫酸水素ナトリウム NaHSO_4 、および強酸と弱塩基の塩である塩化アンモニウム NH_4Cl である。

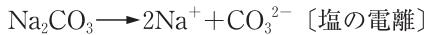
問2

A 炭酸水素ナトリウム NaHCO_3 は、弱酸である炭酸 H_2CO_3 と強塩基である水酸化ナトリウム NaOH の塩であり、炭酸の水素が残っている酸性塩である。水に溶かすと次のように加水分解して弱塩基性を示す*。



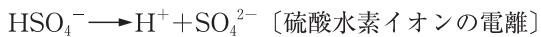
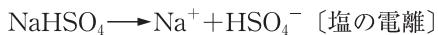
* HCO_3^- の電離 ($\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$) はごくわずかしか起こらないので、無視してよい。

B 炭酸ナトリウム Na_2CO_3 も弱酸である H_2CO_3 と強塩基である NaOH の塩であるが、炭酸の水素が残っていないので、正塩である。水に溶かすと次のように加水分解して塩基性を示す。

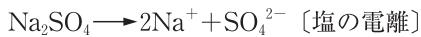


C 硫酸水素ナトリウム NaHSO_4 は、強酸である硫酸 H_2SO_4 と強塩基である NaOH の塩

であり、硫酸の水素が残っている酸性塩である。水に溶かすと次のように電離して酸性を示す。



D 硫酸ナトリウム Na_2SO_4 も強酸である H_2SO_4 と強塩基である NaOH の塩であるが、硫酸の水素が残っていない。水に溶かすと次のように電離するが、生じたイオンはともに加水分解も電離もしないので、液性はほぼ中性 (pH7.0) である。



以上より、A～Dを酸性が強いものから順に並べると

$$C > D > A > B$$

となる。水溶液のpHは、数値が7以上に大きくなるほど塩基性が強くなり、数値が7以下に小さくなるほど酸性が強くなる。したがって、pHの大小関係は

$$\text{pH 小 } C < D < A < B \text{ 大}$$

(酸性)

(塩基性)

となり、「6」が該当する。

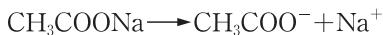
【3】

解答

問1 C > A > B

問2 (1) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$

(2) 酢酸と水酸化ナトリウムの中和により生じた酢酸ナトリウムは水溶液中で次のように電離している。



ここで酢酸イオンは次のように水と反応し、水酸化物イオンを生じる。



このため、混合水溶液は弱塩基性を示す。

(3) $1.0 \times 10^{-2}\%$

解説

問1

A HClは強酸であり、ほぼ完全に電離するので、 0.10mol/L の塩酸の $[\text{H}^+]$ は 0.10mol/L である。

B 混合後の水溶液中における $[\text{H}^+]$ は

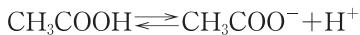
$$[\text{H}^+] = (\text{HClの電離により生じた } \text{H}^+ \text{ の濃度 } [\text{H}^+]_{\text{HCl}}) \\ + (\text{酢酸の電離により生じた } \text{H}^+ \text{ の濃度 } [\text{H}^+]_{\text{酢酸}})$$

と考えることができる。HClは強酸であり、混合前も混合後も、ほぼ完全に電離していると考えてよい。 0.10mol/L の塩酸(H^+ の濃度は 0.10mol/L)を同体積の酢酸と混合しているので

$$[\text{H}^+]_{\text{HCl}} = \frac{0.10}{2} [\text{mol/L}]$$

とみなせる。

一方、酢酸は弱酸なので、水溶液中では次のように一部が電離し、水素イオン H^+ と酢酸イオン CH_3COO^- を生じている。



したがって

$$[\text{H}^+]_{\text{酢酸}} < \frac{0.10}{2} [\text{mol/L}]$$

となる。混合後の $[\text{H}^+]$ は

$$[\text{H}^+] = [\text{H}^+]_{\text{HCl}} + [\text{H}^+]_{\text{酢酸}} = \frac{0.10}{2} + [\text{H}^+]_{\text{酢酸}}$$

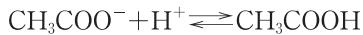
よって、 $0.050 < [\text{H}^+] < 0.10$

C HClは強酸なので、ほぼ完全に電離する。酢酸ナトリウムも完全に電離し、酢酸イオン CH_3COO^- とナトリウムイオン Na^+ とを生成する。



生成した酢酸イオンの一部は水溶液中の H^+ と反応して酢酸分子となる(→HClの電離

により生じた H^+ が消費されると考えることができる)。



したがって、水溶液中の $[H^+]$ は

$[H^+] = (HCl\text{の電離により生じる } H^+\text{の濃度}) - (\text{酢酸イオンと反応した } H^+\text{の濃度})$
とみなせる。

塩酸 10mL と酢酸ナトリウム水溶液 10mL を混合して体積 20mL の水溶液になったと考えると

$$(\text{塩酸の電離により生じる } H^+\text{の濃度}) = 0.4 \times \frac{10}{20}$$

$$0 < (\text{酢酸イオンと反応した } H^+\text{の濃度}) < 0.1 \times \frac{10}{20}$$

であるから

$$(0.4 - 0.1) \times \frac{10}{20} < [H^+] < 0.4 \times \frac{10}{20}$$

$$\therefore 0.15 < [H^+] < 0.2$$

以上より、A, B, C の水素イオン濃度は高い順に、C > A > B となる。

問 2

(3) 酢酸、水酸化ナトリウムともに反応前の物質量は

$$0.20 \times \frac{500}{1000} = 0.10[\text{mol}]$$

中和の化学反応式から、酢酸ナトリウムは 0.10mol 生成することがわかる。水溶液の pH が 9.0 であることから、 $[OH^-]$ は、水のイオン積より

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-9}} = 1.0 \times 10^{-5}[\text{mol/L}]$$

加水分解のイオン反応式より、酢酸イオン 1 mol が完全に加水分解すると、 OH^- は 1mol 生成するから、求める値は

$$\frac{1.0 \times 10^{-5}}{0.10} \times 100 = 1.0 \times 10^{-2}[\%]$$