

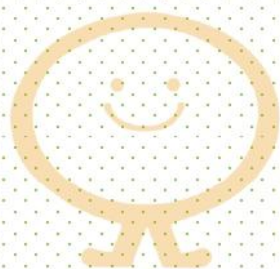
2 学期 中間試験 対策講習 中 2 甲陽化学

本日授業で扱う内容は

理科 I「水溶液の pH」「塩の分類と液性」です。

重要な問題を集めていますので、試験前に必ず解き直しをするように！

※ 明日もこのテキストを使用しますので
忘れずにご持参ください。



STUDY COLLABO.



1

水中では、 $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ の平衡が成り立っている。

- (1) 25℃での $[\text{H}^+]$ と $[\text{OH}^-]$ の関係を表す式を記せ。
[]
- (2) $[\text{H}^+] = 0.010 \text{ mol/L}$ のとき、 $[\text{OH}^-]$ はいくらか。 [] mol/L
- (3) 0.10 mol/L 水酸化バリウム水溶液の水素イオン濃度はいくらか。
[] mol/L
- (4) 水のイオン積の値は温度により変わるか、変わらないか。 []
- (5) 純粋な水での水の電離度はいくらか。 []

2

次の文は、下線部の pH の値が誤っている。正しい値を、(1)~(4) は小数第 1 位まで、

- (5) は整数値で答えよ。 $\log_{10} 2.0 = 0.30$, $\log_{10} 5.05 = 0.70$
- (1) 0.20 mol/L の塩酸の pH は 2.0 である。 []
- (2) $[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ のアンモニア水の pH は 3.0 である。 []
- (3) pH = 1.0 の塩酸 1.0 L と pH = 3.0 の塩酸 1.0 L の混合液の pH は 2.0 である。
[]
- (4) pH = 11.0 の水酸化ナトリウム水溶液を 100 倍に薄めると、pH は 13.0 になる。
[]
- (5) pH = 5.0 の塩酸を 1000 倍に薄めると、pH は 8.0 になる。 []

3

$3.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ の酢酸水溶液は pH = 3 であった。この酢酸の電離度はいくらか。次の①~⑧のうちから最も近いものを一つ選べ。 []

- ① 1.0×10^{-4} ② 3.3×10^{-4} ③ 1.0×10^{-3} ④ 3.3×10^{-3}
⑤ 1.0×10^{-2} ⑥ 3.3×10^{-2} ⑦ 1.0×10^{-1} ⑧ 3.3×10^{-1}

4

次の溶液の水素イオン濃度と pH を求めよ。ただし、強酸および強塩基の電離度は 1 と

し、混合する前後で溶液の体積の総量に変化はないものとする。

- (1) 0.10 mol/L の塩酸 30 mL に、0.10 mol/L の NaOH 水溶液 10 mL を加え、水で全体を 200 mL にした溶液。
[]
- (2) 0.10 mol/L の硫酸 20 mL に、0.10 mol/L の NaOH 水溶液 10 mL を加えた溶液。
[]

5

0.10 mol/L の塩酸 25.00 mL に、0.10 mol/L の水酸化ナトリウム水溶液を加えていった。次の(1)~(4)について、水溶液の pH を計算せよ。

- (1) 水酸化ナトリウム水溶液を加える前の塩酸の pH を求めよ。 []
- (2) 水酸化ナトリウム水溶液 24.95 mL を加えたときの溶液の pH を求めよ。 []
- (3) 水酸化ナトリウム水溶液 25.00 mL を加えたときの溶液の pH を求めよ。 []
- (4) 水酸化ナトリウム水溶液 25.05 mL を加えたときの溶液の pH を求めよ。 []

6

次の問いに答えよ。

- (1) 0.30 mol/L の塩酸 1.0 L と 0.10 mol/L の水酸化ナトリウム水溶液 1.0 L の混合溶液の水素イオン濃度を求めよ。 [] mol/L
- (2) 濃度未知の水酸化ナトリウム水溶液 20 mL と、0.050 mol/L の硫酸 100 mL の混合溶液の pH は 2.0 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。
[] mol/L
- (3) 0.20 mol/L の水酸化ナトリウム水溶液 500 mL に塩化水素 0.050 mol を吸収させた水溶液の水素イオン濃度を求めよ。 [] mol/L

7

次の各問いに答えよ。pH の値を求める場合は、小数第 1 位まで答えよ。

- (1) pH = 4.0 の塩酸中での水の電離度はいくらか。 $\text{H}_2\text{O} = 18$ []
- (2) pH = 4.0 の塩酸を 10000 倍に薄めると、pH はいくらになるか。 $\log_{10} 1.05 = 0.02$

8

次の塩の化学式を書き，酸性塩，塩基性塩，正塩の別を記せ。

- | | | |
|-----------------|---|------|
| (1) 塩化ナトリウム | [|], [|
| (2) 酢酸ナトリウム | [|], [|
| (3) 塩化アンモニウム | [|], [|
| (4) 炭酸水素ナトリウム | [|], [|
| (5) 硫酸水素ナトリウム | [|], [|
| (6) 塩化水酸化マグネシウム | [|], [|
| (7) 炭酸カルシウム | [|], [|
| (8) 硫酸銅 (Ⅱ) | [|], [|

9

次の塩の水溶液は，酸性，塩基性，中性のいずれを示すか。

- | | | |
|-------------------------------|---|---|
| (1) NH_4Cl | [|] |
| (2) CH_3COONa | [|] |
| (3) Na_2SO_4 | [|] |
| (4) NaHSO_4 | [|] |
| (5) KCl | [|] |
| (6) CuSO_4 | [|] |
| (7) Na_2CO_3 | [|] |
| (8) NaHCO_3 | [|] |
| (9) KNO_3 | [|] |

10

次の文の [] に適当な語句，物質名を入れよ。

一般に，弱酸の塩に強酸を加えると，^a[] 酸に由来する陰イオンが^b[] 酸から生じる ^c[] と結合するため，[a] 酸が遊離し [b] 酸の塩が生じる。ま

た，弱塩基の塩に強塩基を加えると，^d[] 塩基に由来する陽イオンが^e[] 塩基から生じる ^f[] と結合するため，[d] 塩基が遊離し [e] 塩基の塩が生じる。酢酸ナトリウムに塩酸を加えると ^g[] が生じ，塩化アンモニウムに水酸化ナトリウム水溶液を加えると ^h[] が生じる反応は，その例である。

11

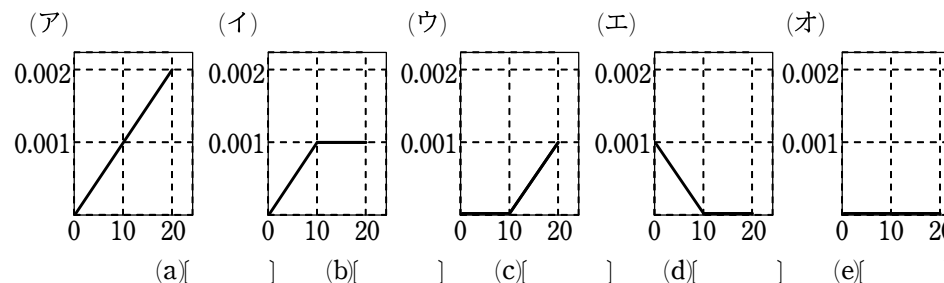
リン酸 H_3PO_4 と水酸化カルシウム $\text{Ca}(\text{OH})_2$ からできる塩の種類を，組成式と名まえを書いて示せ。

12

A 群の (a)~(e) それぞれは，0.1 mol/L 酢酸水溶液 10 mL を同濃度の水酸化ナトリウム水溶液で滴定したときのコニカルビーカー内の水溶液中にある化学種である。滴下した水酸化ナトリウム水溶液の体積 [mL] に対する，化学種の物質量 [mol] の変化を示す最も適当なグラフはどれか。B 群 (ア)~(オ) から，それぞれ一つずつ選び，その記号で答えよ。B 群のグラフでは縦軸に化学種の物質量 [mol] を，横軸に水酸化ナトリウム水溶液の体積 [mL] を示している。

A 群 (a) ナトリウムイオン (b) 酢酸分子 (c) 酢酸イオン
(d) 水素イオン (e) 水酸化物イオン

B 群



13

次の問いに答えよ。

- (1) 酸・塩基に関する次の記述のうち、正しいものを選び。 []
- (ア) 酸は酸素を必ず含んでいる。
- (イ) 酢酸を水で薄めていくと、電離度は大きくなっていく。
- (ウ) 一価の酸 HNO_3 と三価の酸 H_3PO_4 では、 H_3PO_4 のほうが強い酸である。
- (エ) 一価の強酸を一価の弱塩基で中和するときに、必要な弱塩基の物質量は強酸の物質量より多い。
- (2) 水溶液の pH に関する次の記述のうち、正しいものを選び。 []
- (ア) 酸性が強いほど、pH は大きくなる。
- (イ) pH = 11 の NaOH 水溶液を水で 100 倍に薄めると、pH = 13 になる。
- (ウ) pH = 5 の塩酸を水で 1000 倍に薄めると、pH = 8 になる。
- (エ) 同じモル濃度の塩酸と硫酸の pH を比較すると、塩酸の pH のほうが小さい。
- (オ) 同じモル濃度のアンモニア水の pH と水酸化ナトリウム水溶液の pH を比較すると、アンモニア水の pH のほうが小さい。

14

電離度に関する次の (a)～(e) の記述のうち、誤っているものを選び。 []

- (a) 同一温度における弱酸の電離度は、濃度がうすいほど大きい。
- (b) 同一濃度における弱酸の電離度は、温度によって異なる。
- (c) 電離度が 1 に近い酸と塩基を、それぞれ強酸、強塩基という。
- (d) 二価の弱酸における第 1 段と第 2 段の電離度は等しい。
- (e) 一価の弱酸のモル濃度を C 、その電離度を α とすれば、この水溶液の水素イオン濃度は $C\alpha$ で示される。

15

酸、塩基に関する記述として誤りを含むものを 2 つ選び。 [], []

- ① 水に溶かすと電離して水酸化物イオン OH^- を生じる物質は塩基である。

- ② 水素イオン H^+ を受け取る物質は酸である。
- ③ 水溶液中で、 H^+ は水分子と結合して H_3O^+ として存在する。
- ④ 同じ濃度の酢酸と塩酸では、塩酸のほうが水素イオン濃度は大きい。
- ⑤ 同じ濃度の酢酸と塩酸では、中和するのに必要な塩基の物質量は等しい。
- ⑥ 酢酸水溶液を 10 倍に薄めても、酢酸の電離度は変化しない。

【解答&解説】

1

【解答】 (1) $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ (2) $1.0 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$

(3) $5.0 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$ (4) 変わる (5) 1.8×10^{-9}

【解説】 水はわずかに電離して平衡に達している。 $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

これに化学平衡の法則を適用し、 $[\text{H}_2\text{O}]$ の変化は小さいので一定とみなして K に含め、 $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w$ とした値を水のイオン積という。 K_w の値は平衡定数であるから温度により変わり、 25°C では $1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ である。平衡定数は濃度によらないから、溶液が酸性で $[\text{H}^+]$ が大きいときも、塩基性で $[\text{OH}^-]$ が大きいときもこの関係は成り立つので、溶液の酸性、塩基性の程度を $[\text{H}^+]$ だけで表すことができる。中性では $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ なので、水 $1 \text{ L} (= 1000 \text{ g})$ のうち、 $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol}$ が電離していることになる。

(1) 水の電離平衡 $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ について、化学平衡の法則を適用すると

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

このとき $[\text{H}_2\text{O}]$ は一定とみなせるから、 $[\text{H}_2\text{O}]$ を K に含めて、次の関係が成り立つ。

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

この関係は酸や塩基の水溶液中でも成立する

(2) $[\text{H}^+] = 0.010 \text{ mol/L}$ から、 $[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{0.010} = 1.0 \times 10^{-12} (\text{mol/L})$

(3) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ は二価の強塩基であるから、 $[\text{OH}^-] = 2 \times 0.10 \times 1 = 0.20 (\text{mol/L})$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{0.20} = 5.0 \times 10^{-14} (\text{mol/L})$$

(4) 水のイオン積は平衡定数であるから、温度により値は変化する。特にことわりがないときは 25°C の値である。

水の電離は中和の逆反応で、吸熱反応であるから、温度が高くなると平衡は電離する方向に移動し(電離度は大きくなり)、 $[\text{H}^+]$ 、 $[\text{OH}^-]$ とも大きくなるため、 K_w の値は大きくなる。 60°C では K_w の値は、およそ $1 \times 10^{-13} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ である。

(5) 水 1 L から生じる H^+ 、 OH^- は $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol}$ であり、水 $1 \text{ L} = 1 \text{ kg} = \frac{1000}{18} \text{ mol}$

$$\text{であるから 電離度} = \frac{1.0 \times 10^{-7}}{\frac{1000}{18}} = 1.8 \times 10^{-9}$$

2

【解答】 (1) 0.7 (2) 11.0 (3) 1.3 (4) 9.0 (5) 7

【解説】 (1) $[\text{H}^+] = a \times c \times \alpha$ より、
価数 濃度 電離度

$$[\text{H}^+] = 1 \times 0.20 \text{ mol/L} \times 1.0 = 2.0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}(2.0 \times 10^{-1}) = -(0.30 - 1) = 0.7$$

(2) $[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2}{1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}} = 1.0 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$

$$\text{pH} = -\log_{10}(1.0 \times 10^{-11}) = 11.0$$

(3) $\text{pH} = 1.0 \implies [\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$

$$\text{pH} = 3.0 \implies [\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{混合液の } [\text{H}^+] = \frac{1.0 \times 10^{-1} \text{ mol/L} \times 1.0 \text{ L} + 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \times 1.0 \text{ L}}{1.0 \text{ L} + 1.0 \text{ L}}$$

$$= 5.05 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}(5.05 \times 10^{-2}) = -(0.70 - 2) = 1.3$$

(4) $\text{pH} = 11.0 \implies [\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-11} \text{ mol/L} \implies [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

NaOH は $1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ 、100 倍に薄めると、 $1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

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

$$\text{pH} = -\log_{10}(1.0 \times 10^{-9}) = 9.0$$

(5) $\text{pH} = 5.0 \implies [\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \implies \text{塩酸は } 1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

1000 倍に薄めた塩酸は、 $1.0 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$

塩化水素の電離による $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$

ここで、 $\text{pH} = 8$ としてはいけない。このような薄い酸(塩基)では酸(塩基)の電離による H^+ (OH^-) は無視できるほど少なく、水の電離による H^+ 、 OH^- を考える必要が

でくる。よって、水溶液の pH は約 7 となる。

3

解答 ⑥

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

電離度を α とおくと

$$[\text{H}^+] = 3.0 \times 10^{-2} \alpha = 1.0 \times 10^{-3}$$

$$\alpha \approx 3.3 \times 10^{-2}$$

4

解答 (1) $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$, pH=2

(2) $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$, pH=1

解説 過不足問題としてとらえ、どちらが過剰かの判断をする。

$$(1) \text{H}^+ : 1 \times 0.10 \text{ mol/L} \times \frac{30}{1000} \text{ L} = 3.0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{OH}^- : 1 \times 0.10 \text{ mol/L} \times \frac{10}{1000} \text{ L} = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

したがって、 $(3.0 - 1.0) \times 10^{-3} \text{ mol}$ の H^+ が未反応で残る。溶液の体積は 200 mL だから、

$$[\text{H}^+] = \frac{(3.0 - 1.0) \times 10^{-3} \text{ mol}}{\frac{200}{1000} \text{ L}} = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}, \text{ pH}=2$$

$$(2) \text{H}^+ : 2 \times 0.10 \text{ mol/L} \times \frac{20}{1000} \text{ L} = 4.0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{OH}^- : 1 \times 0.10 \text{ mol/L} \times \frac{10}{1000} \text{ L} = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{(4.0 - 1.0) \times 10^{-3} \text{ mol}}{\frac{10 + 20}{1000} \text{ L}} = 1.0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}, \text{ pH}=1$$

5

解答 (1) 1.0 (2) 4.0 (3) 7.0 (4) 10

解説 (1) 0.10 mol/L の塩酸は、完全に電離しているものとするば、

$$[\text{H}^+] = 0.10 \text{ mol/L} \quad \text{ゆえに, pH}=1.0$$

(2) 0.10 mol/L の塩酸 (25.0 - 24.95) mL = 0.05 mL が過剰で、水溶液全体の体積は (25.0 + 24.95) mL = 49.95 mL $\approx$ 50 mL であるから、混合溶液中の水素イオン濃度は、

$$[\text{H}^+] = 0.10 \text{ mol/L} \times \frac{0.05 \text{ mL}}{50 \text{ mL}} = 0.00010 = 1.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

ゆえに、pH=4.0

(3) 塩酸と水酸化ナトリウム水溶液が過不足なく中和し、pH=7.0 となる。

(4) 0.10 mol/L の水酸化ナトリウム水溶液 (25.05 - 25.00) mL = 0.05 mL が過剰で、水溶液全体の体積は (25.05 + 25.00) mL = 50.05 mL $\approx$ 50 mL であるから、混合溶液中の水酸化物イオンの濃度は、

$$[\text{OH}^-] = 0.10 \text{ mol/L} \times \frac{0.05 \text{ mL}}{50 \text{ mL}} = 0.000100 \text{ mol/L} \text{ で、水素イオンの濃度は、}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = 1.0 \times 10^{-10} \text{ mol/L} \quad \text{ゆえに, pH}=10$$

6

解答 (1) 0.10 mol/L (2) 0.44 mol/L (3) $1.0 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$

解説 (1) HCl は一価の強酸であるから、HCl から生じる H^+ は、
 $1 \times 0.30 \text{ mol/L} \times 1.0 \text{ L} = 0.30 \text{ mol}$

NaOH は一価の強塩基であるから、NaOH から生じる OH^- は、

$$1 \times 0.10 \text{ mol/L} \times 1.0 \text{ L} = 0.10 \text{ mol}$$

よって、混合溶液は酸が過剰であるから、

$$[\text{H}^+] = \frac{0.30 \text{ mol} - 0.10 \text{ mol}}{2.0 \text{ L}} = 0.10 \text{ mol/L}$$

(2) NaOH 水溶液の濃度を x [mol/L] とすると、生じる OH^- は、

$$1 \times x \text{ [mol/L]} \times \frac{20}{1000} \text{ L}$$

H_2SO_4 から生じる H^+ は、

$$2 \times 0.050 \text{ mol/L} \times \frac{100}{1000} \text{ L} = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

混合溶液の体積は 120 mL (=0.12 L) で、pH=2.0 より H^+ が過剰であることがわかる。

$$\text{よって, } [\text{H}^+] = \frac{1.0 \times 10^{-2} \text{ mol} - 1 \times x [\text{mol/L}] \times \frac{20}{1000} \text{ L}}{0.12 \text{ L}} = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$x = 0.44 \text{ mol/L}$$

(3) HCl から生じる H^+ は 0.050 mol 。NaOH から生じる OH^- は、

$$1 \times 0.20 \text{ mol/L} \times \frac{500}{1000} \text{ L} = 0.10 \text{ mol}$$

よって、混合溶液は塩基が過剰であるから、

$$[\text{OH}^-] = \frac{0.10 \text{ mol} - 0.050 \text{ mol}}{0.50 \text{ L}} = 0.10 \text{ mol/L}$$

水のイオン積 $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ より、

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2}{0.10 \text{ mol/L}} = 1.0 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$$

7

【解答】 (1) 1.8×10^{-12} (2) 7.0

【解説】 (1) $\text{pH} = 4.0$ より、 $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2}{1.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}} = 1.0 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

この OH^- は水の電離によるものである。塩酸 1 L として電離度を求めると、

$$\frac{[\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = \frac{1.0 \times 10^{-10} \text{ mol}}{\frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} = 1.8 \times 10^{-12}$$

(2) $\text{pH} = 4.0 \Rightarrow [\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \Rightarrow$ 塩酸は $1.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

10000 倍に薄めると、 $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$

水の電離 ($\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$) による $[\text{H}^+]$ を $x [\text{mol/L}]$ とすると、 $[\text{OH}^-]$ も $x [\text{mol/L}]$ 。

塩酸中の $[\text{H}^+]$ は、塩化水素の電離によるものと水の電離によるものの和であるから、 $[\text{H}^+] = (1.0 \times 10^{-8} + x) [\text{mol/L}]$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = (1.0 \times 10^{-8} + x) [\text{mol/L}] \times x [\text{mol/L}] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

$$x^2 + 1.0 \times 10^{-8}x - 1.0 \times 10^{-14} = 0$$

$$x = \frac{-1.0 \times 10^{-8} \pm \sqrt{1.0 \times 10^{-16} + 4.0 \times 10^{-14}}}{2} \doteq \frac{-1.0 \times 10^{-8} \pm 2.0 \times 10^{-7}}{2}$$

$$x > 0 \text{ より, } x = \frac{-1.0 \times 10^{-8} + 2.0 \times 10^{-7}}{2} \text{ mol/L} = 9.5 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$\text{よって, } [\text{H}^+] = \frac{1.0 \times 10^{-8} \text{ mol/L}}{\text{塩化水素の電離}} + \frac{9.5 \times 10^{-8} \text{ mol/L}}{\text{水の電離}}$$

$$= 1.05 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}(1.05 \times 10^{-7}) = 7 - \log_{10} 1.05 = 7 - 0.02 \doteq 7.0$$

8

【解答】 (1) NaCl (正塩) (2) CH_3COONa (正塩) (3) NH_4Cl (正塩)
(4) NaHCO_3 (酸性塩) (5) NaHSO_4 (酸性塩) (6) MgCl(OH) (塩基性塩)
(7) CaCO_3 (正塩) (8) CuSO_4 (正塩)

【解説】 塩は、酸から生じる陰イオンと塩基から生じる陽イオンからなるイオン結合の物質である。酸の H が残っている塩を酸性塩、塩基の OH が残っている塩を塩基性塩という。また、酸の H も塩基の OH も残っていない塩を正塩という。

9

【解答】 (1) 酸性 (2) 塩基性 (3) 中性 (4) 酸性 (5) 中性 (6) 酸性
(7) 塩基性 (8) 塩基性 (9) 中性

【解説】 正塩の水溶液の液性は、もとの酸・塩基の強さによって異なる。

強酸と強塩基 $\Rightarrow$ 中性。強酸と弱塩基 $\Rightarrow$ 酸性。弱酸と強塩基 $\Rightarrow$ 塩基性。

- (1) HCl (強酸) + NH_3 (弱塩基)
- (2) CH_3COOH (弱酸) + NaOH (強塩基)
- (3) H_2SO_4 (強酸) + NaOH (強塩基)
- (5) HCl (強酸) + KOH (強塩基)
- (6) H_2SO_4 (強酸) + Cu(OH)_2 (弱塩基)
- (7) H_2CO_3 (弱酸) + NaOH (強塩基)

Na_2CO_3 は、 CO_2 が H_2O に溶けて生じる弱酸である炭酸 H_2CO_3

($\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$) と NaOH からできた正塩と考えるとわかりやすい。

- (9) HNO_3 (強酸) + KOH (強塩基)

(4) と (8) は正塩ではなく、酸性塩。酸性塩の水溶液が必ずしも酸性を示すとは限らない。(4) の NaHSO_4 の水溶液は酸性、(8) の NaHCO_3 の水溶液は塩基性を示す。

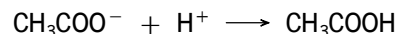
10

【解答】 (a) 弱 (b) 強 (c) 水素イオン (d) 弱 (e) 強
(f) 水酸化物イオン (g) 酢酸 (h) アンモニア

【解説】 弱酸は電離度が小さくイオンになりにくいから、逆に弱酸の陰イオンと水素イオンがあると結合して、弱酸が生じる。すなわち、弱酸の塩に強酸を作用させると、弱酸が遊離して強酸の塩が生じる。たとえば、酢酸ナトリウムと塩酸とを反応させると、次式になる。

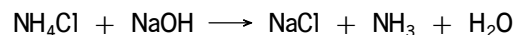


これは混合水溶液中には CH_3COO^- 、 Na^+ 、 H^+ 、 Cl^- の 4 種類のイオンが含まれるが、 CH_3COO^- 、 H^+ は弱酸 CH_3COOH の電離により生じるものであるから

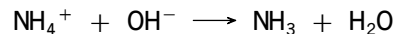


と結びついて弱酸分子が生じ、溶液中に Na^+ と Cl^- 、すなわち強酸の塩が残るのである。

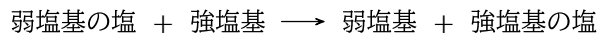
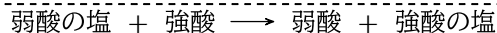
また、弱塩基は電離度が小さくイオンになりにくいから、逆に弱塩基の陽イオンと水酸化物イオンがあると結合して、弱塩基が生じる。すなわち、弱塩基の塩に強塩基を作用させると、弱塩基が遊離して強塩基の塩が生じる。たとえば、塩化アンモニウムに水酸化ナトリウム水溶液を加えると、次式になる。



これは混合水溶液中には NH_4^+ 、 Cl^- 、 Na^+ 、 OH^- の 4 種類のイオンが含まれるが、 NH_4^+ と OH^- は弱塩基 NH_3 の電離により生じるものであるから



と結びついて弱塩基が生じ、溶液中に Na^+ と Cl^- すなわち強塩基の塩が残るのである。



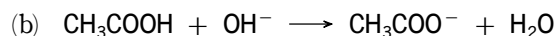
11

【解答】 $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ リン酸二水素カルシウム } …… 酸性塩
 CaHPO_4 リン酸一水素カルシウム }
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ リン酸カルシウム (またはリン酸三カルシウム) …… 正塩

12

【解答】 (a) ア (b) エ (c) イ (d) オ (e) ウ

【解説】 (a) Na^+ は反応しないので NaOH 水溶液の滴下にしたがって増加する
→ 図 (ア)



NaOH 水溶液の滴下にしたがって減少し、中和点以後その量は 0 になる
→ 図 (エ)

(c) NaOH 水溶液の滴下にしたがって増加し、中和点以後は一定量を保つ ((b) の式参照) → 図 (イ)

(d) 酢酸はごくわずかししか電離しないので、 NaOH 水溶液の滴下量によらず水素イオンの量はほぼ 0 である → 図 (オ)

(e) 酢酸が残っているときは中和に消費されるのでその量は 0 であるが、中和点以後は NaOH 水溶液の滴下にしたがって増加する ((b) の式参照) → 図 (ウ)

13

【解答】 (1) (イ) (2) (オ)

【解説】 (1) (ア) HCl のような O 原子を含まない酸もある。誤り。

(イ) 電離度は、濃度が薄いほど大きくなる。正しい。

(ウ) 酸の強弱は電離度 (厳密には電離定数) の大小に関係し、価数に関係しない。誤り。

(エ) 価数が同じ酸と塩基では、同じ物質で中和が完結する。誤り。

(2) (ア) 酸性が強いほど $[\text{H}^+]$ が大きくなり、pH は小くなる。誤り。

(イ) 水酸化ナトリウムは電離度 1 と考えてよいので、pH = 11 の水溶液を 100 倍に希釈すると $[\text{OH}^-]$ も 100 分の 1 になるので、pH = 11 - 2 = 9 となる。誤り。

(ウ) 酸はいくら薄めても pH 7 に近づきだけで、それをこえて 8 になることはない。pH 7 付近では、水の電離を無視できないからである。誤り。

(エ) 塩酸は一価の強酸，硫酸は二価の強酸だから，同じモル濃度の場合，硫酸のほうが $[H^+]$ は大きくなるので，pH は小さくなる。誤り。

(オ) 水酸化ナトリウムは強塩基，アンモニアは弱塩基である。同じモル濃度の場合，水酸化ナトリウム水溶液のほうが $[OH^-]$ は大きくなるので，pH は大きくなる。正しい。

14

解答 (d)

解説 (a), (b) 弱酸の濃度，電離度，電離定数をそれぞれ C ， α ， K_a とおくと，

$$K_a = C\alpha^2, \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}} \text{ の関係が成り立つ。}$$

K_a は濃度によらない定数だから， $C \rightarrow \text{小}$ になるほど $\alpha \rightarrow \text{大}$ 。

また，弱酸の電離は吸熱反応であるから，温度が高くなると電離平衡は右へ移動し， K_a は少し大きくなるので， C が同じ場合でも α は大きくなる。

(d) 一般に第1段よりも第2段の電離度のほうがずっと小さい。これは，二価の弱酸の電離 $H_2A \rightleftharpoons H^+ + HA^-$ によって生じた HA^- は陰イオンであるため，そこからさらに陽イオン H^+ を電離する反応は，より起こりにくくなるからである。

15

解答 ②，⑥

解説 ① 正しい。アレーニウスの定義である。

② 誤り。酸は H^+ を与える物質である。

③ 正しい。生成したイオンはオキソニウムイオンという。

④ 正しい。塩酸は強酸で，電離度が大きいので水素イオン濃度が大きい。

⑤ 正しい。塩化水素は強酸，酢酸は弱酸であるが，中和の量的関係には酸・塩基の強弱は関係ない。

⑥ 誤り。弱酸の電離度は濃度によって変化する。