

# 化学基本事項まとめ(理論分野)

1-55 弱酸の電離平衡

1-56 弱塩基の電離平衡

1-57 水の電離平衡①

**1-58 水の電離平衡②**

1-59 塩の加水分解における平衡

1-60 緩衝液

1-61 溶解度積

〔Ⅰ〕〔Ⅱ〕の各問いに答えよ。

なお、計算の過程で必要があれば次の値を使うこと。

$$\sqrt{4.01}=2.00, \log_{10}1.05=0.021$$

〔Ⅰ〕高校生の晴子さんは、化学の授業で習った水素イオン指数(pH)についてわからないことがあったため、クラスメイトの前田君と一緒に考えることにしました。

晴子「ねえ前田君。この前の化学で習った、水素イオン指数について覚えているかしら。」

前田「pHのこと？25℃の水溶液では、pHの値が7のとき中性。この値より小さいほど水溶液の酸性が強く、大きいほど塩基性が強いってやつだな。」

晴子「そう、それ。でも私、よくわからないことがあるの。例えば、 $1.0 \times 10^{-3}$  mol/Lの塩酸のpHを求めたいとするわね。塩化水素は1価の強酸だから、電離度を1とすると、この塩酸の水素イオン濃度は $[H^+] = 1.0 \times 10^{-[ア]}$  mol/Lとなる。そうすると、pHは〔A〕ということになるわよね。」

前田「うん、そうだね。」

晴子「それでね、この塩酸を薄めていったときのpHが私にはよくわからないの。」

前田「それなら簡単だよ。例えば、さっきの塩酸を10倍に薄めたとするよ。そうすると、薄めた塩酸の水素イオン濃度は10分の1になるから、水素イオン濃度は $[H^+] = 1.0 \times 10^{-[オ]}$  mol/Lになる。pH $= -\log_{10}[H^+]$ だから、このときのpHは〔B〕となる。どう？」

晴子「うん、ここまでは私にもわかるの。それに、先生も授業中に、水溶液中の水素イオン濃度  $[H^+]$  が10分の1になったら、pHは〔カ〕大きくなると言っていたし。」

前田「うん、たしかにそう言っていた。」

晴子「そうしたら前田君、最初の塩酸 ( $1.0 \times 10^{-3}$  mol/L) を10万倍に薄めたら、pHはどうなるかしら。」

前田「今度は、先生が言っていた考え方でやってみようか。水溶液中の水素イオン濃度  $[H^+]$  の値が10分の1になったときpHは〔カ〕大きくなるのだから、100分の1になったときには、pHはさらに大きくなる。だから、結果としてpHは薄める前と比べて〔キ〕大きくなる。これを繰り返していくと、 $[H^+]$  の値が10万分の1になったときのpHは、最初のpHと比べて〔ク〕大きくなる。」

晴子「そうね。」

前田「そうすると、最初の塩酸を10万倍に薄めたときのpHは、薄める前のpH〔A〕に、今求めた〔ク〕を足せばよいと。よしっ。」

晴子「『よしっ。』」じゃないの、前田君。よく考えてみて。これだと、薄めた塩酸が〔ウ〕性ってことになってしまうの。何か変じゃない？」

問1 〔〕内のアからウにあてはまる適切な語を、エからクには適切な数字を入れよ。

問2 〔〕内のAとBにあてはまる適切な数値を入れよ。答えは小数点以下第2位まで記せ。(弘前大)

# 問

〔Ⅱ〕晴子さんは、前田君と一緒に考えたものの疑問点を解決できなかったため、 **ただよび** 化学の桜木先生のところへ行き、これまでの経緯を伝えました。

桜木先生 「 $1.0 \times 10^{-3}$  mol/Lの塩酸を10万倍に薄めたときに、pHがおかしな値になってしまったようだね。これは、晴子さんも前田君も水の〔ケ〕の影響を無視してしまったからなんだ。水溶液のpHは、水溶液全体の水素イオン濃度 $[H^+]_{total}$ を考えないといけないよ。」

晴子 「ということは、塩酸をととても薄めたときのpHを求めるには、HClから生じた水素イオン濃度 $[H^+]_{HCl}$ だけでなく、水の〔ケ〕から生じる水素イオン濃度 $[H^+]_{H_2O}$ も考える必要があるということですね。」

桜木先生 「そのとおり。」

晴子 「そうすると、水溶液全体の水素イオン濃度 $[H^+]_{total}$ はこれらの濃度の和になるはずだから、 $[H^+]_{total} = [コ]$ という式で表すことができる。この値を求めてpHを計算すればよいのですね。ところで、この式で出てくる水の〔ケ〕から生じる水素イオン濃度 $[H^+]_{H_2O}$ はどのように求めたらよいのですか。」

桜木先生 「それは、水溶液全体の水素イオン濃度 $[H^+]_{total}$ と水酸化物イオン濃度 $[OH^-]_{total}$ の積が一定という関係を使えば求められるよ。25 °Cのときは、 $[H^+]_{total} [OH^-]_{total} = 1.0 \times 10^{-[サ]} (\text{mol/L})^2$ が成立するんだったよね。」

晴子 「ということは、 $([コ]) \times [OH^-]_{total} = 1.0 \times 10^{-[サ]} (\text{mol/L})^2$ の関係から、 $[H^+]_{H_2O}$ を求めることになりますね。でも、この式で新たに現れた $[OH^-]_{total}$ の値はどうしたらよいのですか。」

桜木先生「これは、水の〔ケ〕だけから生じているから、 $[\text{OH}^-]_{\text{total}} = [\text{シ}]$ とすればいいんだ。」

晴子「なるほど。だとすると、水溶液中の水素イオン濃度 $[\text{H}^+]_{\text{total}}$ と水酸化物イオン濃度 $[\text{OH}^-]_{\text{total}}$ の積が一定というさっきの式は（〔コ〕） $\times$ 〔シ〕 $= 1.0 \times 10^{-[\text{サ}]}$  (mol/L)<sup>2</sup>となりますね。」

桜木先生「そう。そして、塩酸を薄めたとき、HClから生じた水素イオン濃度 $[\text{H}^+]_{\text{HCl}}$ は、 $[\text{H}^+]_{\text{HCl}} = 1.0 \times 10^{-[\text{ス}]}$  mol/Lだ。だからこの式は水の〔ケ〕から生じる水素イオン濃度 $[\text{H}^+]_{\text{H}_2\text{O}}$ の二次方程式と見ることができる。」

晴子「この二次方程式を解けば、①水の〔ケ〕から生じる水素イオン濃度 $[\text{H}^+]_{\text{H}_2\text{O}}$ を求めることができるのですね。」

桜木先生「そのとおり。ところで、二次方程式は解けるよね。」

晴子「もちろんです。二次方程式を解くには、解の公式を使えばよいのですよね。」

桜木先生「さすが晴子さん。晴子さんが導いてくれた二次方程式を解いて得られる結果と、HClから生じた水素イオン濃度 $[\text{H}^+]_{\text{HCl}}$ から、水溶液全体の水素イオン濃度 $[\text{H}^+]_{\text{total}}$ が決定できる。いいよね。」

晴子「はい。そして、この値を② $\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+]_{\text{total}}$ の関係に代入して計算すれば、pHの値を求めることができるということですね。」

桜木先生「そう。ここまでのことが理解できたなら、ここから先の計算は晴子さん自分でやってみて。」

晴子「はい。頑張ります。」

問1 〔 〕内のケからスにあてはまる適切な語，式または数字を入れよ。

問2 下線①に関して，水の〔ケ〕から生じる水素イオン濃度 $[H^+]_{H_2O}$ を有効数字2桁で求めよ。

問3 下線②に関して，pHの値を小数点以下第2位まで求めよ。

(弘前大)