6 酸と塩基・水素イオン濃度 (p.74〜81)

ドリルの解答

A (1) HCl (2) H_2SO_4 (3) HNO_3 (4) CH_3COOH
(5) $(COOH)_2$(または $H_2C_2O_4$) (6) H_2S (7) H_3PO_4

B (1) $NaOH$ (2) $Ba(OH)_2$ (3) $Al(OH)_3$ (4) $Cu(OH)_2$
(5) NH_3 (6) $Mg(OH)_2$

C (1) $HNO_3 \longrightarrow H^+ + NO_3^-$
(2) $CH_3COOH \rightleftarrows CH_3COO^- + H^+$ ❶
(3) $H_2SO_4 \rightleftarrows 2H^+ + SO_4^{2-}$ ($H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$)
(4) $Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2OH^-$
(5) $NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$

D (1) 硝酸は1価の強酸なので，水素イオン濃度は，
$[H^+] = 0.10\,mol/L \times 1 = \mathbf{0.10\,mol/L}$
(2) 硫酸は2価の強酸なので，水素イオン濃度は，
$[H^+] = 0.010\,mol/L \times 2 = 0.020\,mol/L = \mathbf{2.0\times10^{-2}\,mol/L}$
(3) 酢酸は1価の弱酸なので，水素イオン濃度は，電離度が0.016から，
$[H^+] = 0.10\,mol/L \times 0.016 = 0.0016\,mol/L = \mathbf{1.6\times10^{-3}\,mol/L}$

E $[H^+] = 1.0\times10^{-a}\,mol/L$ のとき，$pH = a$ である。
(1) $0.10\,mol/L = 1.0\times10^{-1}\,mol/L$ なので，$pH = \mathbf{1}$
(2) $pH = \mathbf{5}$ (3) $pH = \mathbf{7}$ (4) $pH = \mathbf{11}$

F $pH = a$ のとき，$[H^+] = 1.0\times10^{-a}\,mol/L$ である。
(1) $\mathbf{1.0\times10^{-1}\,mol/L}$ ($\mathbf{0.10\,mol/L}$) (2) $\mathbf{1.0\times10^{-3}\,mol/L}$
(3) $\mathbf{1.0\times10^{-7}\,mol/L}$ (4) $\mathbf{1.0\times10^{-9}\,mol/L}$
(5) $\mathbf{1.0\times10^{-12}\,mol/L}$

❶酢酸 CH_3COOH では，CH_3 中の H は電離しない。

131. 酸・塩基の定義

解答 (ア) 水素(オキソニウム) (イ) 水酸化物 (ウ) 溶けやすい
(エ) 与える (オ) 受け取る (カ) 溶けにくい
(問) ① $NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$ ② $HCl + NH_3 \longrightarrow NH_4Cl$

解説 アレニウスの定義では，水溶液中で水素イオン H^+ を生じる物質が**酸**，水酸化物イオン OH^- を生じる物質が**塩基**である。水溶液中で，水素イオン H^+ はオキソニウムイオン H_3O^+ になっている。
アンモニア NH_3 は分子中に OH を含んでいないが，水と反応すると OH^- を1つ生じるので，1価の塩基に分類される。

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

ブレンステッド・ローリーの定義では，陽子 H^+ を与える物質が**酸**，陽子を受け取る物質が**塩基**である。水酸化銅(Ⅱ) $Cu(OH)_2$ は水に溶けにくく，アレニウスの定義では，酸・塩基に分類しにくい。しかし，水酸化銅(Ⅱ)は，陽子を受け取ることができ❶，ブレンステッド・ローリーの定義では塩基に分類される。

$$Cu(OH)_2 + 2H^+ \longrightarrow Cu^{2+} + 2H_2O$$

また，気体の塩化水素 HCl は気体のアンモニアと反応して，塩化アンモニウム NH_4Cl の白煙を生じる。これは次の化学反応式で表される。

$$HCl + NH_3 \longrightarrow NH_4Cl$$

❶水酸化銅(Ⅱ)の沈殿は塩酸や硫酸水溶液に溶ける。

このような反応でも，塩化水素はアンモニアに陽子 H^+ を与えているので酸，アンモニアは陽子を受け取っているので塩基に分類される。

Check 酸・塩基の定義

	アレニウスの定義	ブレンステッド・ローリーの定義
酸	水溶液中で水素イオン H^+ を生じる物質	相手に陽子 H^+ を与える物質
塩基	水溶液中で水酸化物イオン OH^- を生じる物質	相手から陽子 H^+ を受け取る物質

塩基のうち，水に溶けるものは**アルカリ**ともよばれる。

132. ブレンステッド・ローリーの定義

解答 (1) 塩基 (2) 酸 (3) 塩基

解説 ブレンステッド・ローリーの定義では，相手に H^+(陽子)を与える分子やイオンが**酸**，相手から H^+ を受け取る分子やイオンが**塩基**である。

(1) H_2O は，HSO_4^- から H^+ を受け取って H_3O^+ になっているので，塩基である。

(2) HCO_3^- は OH^- に H^+ を与えて CO_3^{2-} になっているので，酸である。

(3) $Cu(OH)_2$ は HCl から H^+ を受け取っているので，塩基である。

$$Cu(OH)_2 + 2H^+ \longrightarrow Cu^{2+} + 2H_2O$$

ブレンステッド・ローリーの定義はイオンにも適用できる。

133. 酸・塩基の分類

解答 (1) (ク)，(ケ) (2) (オ)，(カ) (3) (ア)，(ク)，(コ)

解説 それぞれを化学式で表すと価数を判断しやすい。

(ア) HCl 1価の強酸　(イ) $Mg(OH)_2$ 2価の弱塩基

(ウ) H_3PO_4 3価の弱酸　(エ) CH_3COOH 1価の弱酸

(オ) NH_3 1価の弱塩基　(カ) KOH 1価の強塩基

(キ) $Al(OH)_3$ 3価の弱塩基　(ク) H_2SO_4 2価の強酸

(ケ) $(COOH)_2$[1] 2価の弱酸　(コ) HNO_3 1価の強酸

(1) 2価の酸は，(ク)の硫酸と(ケ)のシュウ酸である。

(2) 1価の塩基は，(オ)のアンモニア，(カ)の水酸化カリウムである。(オ)のアンモニアは，分子中に OH をもたないが，水と反応すると OH^- を1つ生じるので，1価の塩基に分類される。

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

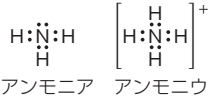
また，ブレンステッド・ローリーの定義では，アンモニアは，次のように H^+ を1つ受け取ることができる[2]ため，1価の塩基に分類される。

$$NH_3 + H^+ \longrightarrow NH_4^+$$

(3) 強酸は(ア)の塩化水素，(ク)の硫酸，(コ)の硝酸である。

[1] シュウ酸は $H_2C_2O_4$ とも表される。

[2] アンモニア分子とアンモニウムイオン



アンモニア　アンモニウムイオン

134. 酸・塩基のモル濃度

解答 (ア) 5.0×10^{-2} (イ) 5.0×10^{-2} (ウ) 0.10 (エ) 5.6×10^{2} (オ) 5.0×10^{-2} (カ) 0.25

解説 (1) 酢酸 CH_3COOH のモル質量は 60 g/mol なので，酢酸 1.5 g を溶かして 500 mL にした水溶液のモル濃度は，

$$\frac{(1.5/60)\,\text{mol}}{(500/1000)\,\text{L}} = 5.0\times10^{-2}\,\text{mol/L}$$

[1] $\dfrac{1.5\,\text{g}}{60\,\text{g/mol}} = \dfrac{1.5}{60}\,\text{mol}$

(2)　混合水溶液中の HCl の物質量は，0.10 mol/L の塩酸 100 mL に含まれる HCl と 0.20 mol/L の塩酸 200 mL に含まれる HCl の和である。

$$0.10\,\text{mol/L}\times\frac{100}{1000}\,\text{L}+0.20\,\text{mol/L}\times\frac{200}{1000}\,\text{L}=5.0\times10^{-2}\,\text{mol}$$

混合水溶液の全量が 500 mL となっているので，そのモル濃度は，

$$\frac{5.0\times10^{-2}\,\text{mol}}{500/1000\,\text{L}}=0.10\,\text{mol/L}$$

(3)　0.25 mol/L のアンモニア水 100 mL に含まれる NH_3 の物質量は，

$$0.25\,\text{mol/L}\times\frac{100}{1000}\,\text{L}=2.5\times10^{-2}\,\text{mol}$$

したがって，この NH_3 の 0 ℃，1.013×10^5 Pa における体積は，

$$22.4\,\text{L/mol}\times2.5\times10^{-2}\,\text{mol}=0.56\,\text{L}=5.6\times10^{2}\,\text{mL}$$

(4)　$(COOH)_2\cdot2H_2O$ のモル質量は 126 g/mol なので，その 6.3 g は，

$$\frac{6.3\,\text{g}}{126\,\text{g/mol}}=5.0\times10^{-2}\,\text{mol}$$

1 mol の $(COOH)_2\cdot2H_2O$ には $(COOH)_2$ が 1 mol 含まれているので，溶質の $(COOH)_2$ も 5.0×10^{-2} mol となる。したがって，これを水に溶かして 200 mL にした水溶液のモル濃度は，

$$\frac{5.0\times10^{-2}\,\text{mol}}{200/1000\,\text{L}}=0.25\,\text{mol/L}$$

135. 水素イオン濃度

解答　(1) **5.0×10^{-3} mol/L**　(2) **2.0×10^{-3} mol/L**
(3) **1.0×10^{-13} mol/L**　(4) **5.0×10^{-12} mol/L**

解説　c〔mol/L〕の 1 価の酸(電離度 α)の水溶液では，$[H^+]=c\alpha$〔mol/L〕，c〔mol/L〕の 1 価の塩基(電離度 α)の水溶液では，$[OH^-]=c\alpha$〔mol/L〕となる。また，水酸化バリウム $Ba(OH)_2$ などの 2 価の強塩基では，完全電離によって次のように 2 倍の OH^- を生じている。

$$Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba^{2+}+2OH^-$$

(1)　水でうすめて，モル濃度を 10/1000 倍にしたので，塩酸のモル濃度は 5.0×10^{-3} mol/L となる。塩化水素は 1 価の強酸なので，$[H^+]$は，

$$[H^+]=c\alpha=5.0\times10^{-3}\,\text{mol/L}\times1=5.0\times10^{-3}\,\text{mol/L}$$

(2)　酢酸は 1 価の弱酸であり，0.20 mol/L の酢酸水溶液中で，その電離度は 0.010 なので，$[H^+]$は，

$$[H^+]=c\alpha=0.20\,\text{mol/L}\times0.010=2.0\times10^{-3}\,\text{mol/L}$$

(3)　水酸化バリウムは 2 価の強塩基であり，完全に電離するので，その 0.050 mol/L 水溶液の水酸化物イオン濃度 $[OH^-]$は，

$$[OH^-]=c\times2=0.050\,\text{mol/L}\times2=0.10\,\text{mol/L}$$

$K_W=[H^+][OH^-]=1.0\times10^{-14}(\text{mol/L})^2$ なので，

$$[H^+]=\frac{K_W}{[OH^-]}=\frac{1.0\times10^{-14}(\text{mol/L})^2}{0.10\,\text{mol/L}}=1.0\times10^{-13}\,\text{mol/L}$$

(4)　アンモニアは 1 価の弱塩基であり，0.10 mol/L 水溶液中で，その電離度が 0.020 なので，水酸化物イオン濃度は，

$$[OH^-]=c\alpha=0.10\,\text{mol/L}\times0.020=2.0\times10^{-3}\,\text{mol/L}$$

$K_W=[H^+][OH^-]=1.0\times10^{-14}(\text{mol/L})^2$ なので，

$$[H^+]=\frac{K_W}{[OH^-]}=\frac{1.0\times10^{-14}(\text{mol/L})^2}{2.0\times10^{-3}\,\text{mol/L}}=5.0\times10^{-12}\,\text{mol/L}$$

136. 水素イオン濃度と pH

解答 （ア） 4 （イ）酸 （ウ） 10 （エ）塩基 （オ） 10^{-4} （カ） 5 （キ） 10 （ク） 7

解説 $[H^+]=1.0\times10^{-a}$ mol/L のとき，pH＝a である。

(1) $[H^+]=1.0\times10^{-4}$mol/L から，pH＝4 となる。この水溶液は酸性を示す。

(2) 図から，$[OH^-]$が 1.0×10^{-4}mol/L のとき，$[H^+]$は，1.0×10^{-10} mol/L となるので，pH は10となる。この水溶液は塩基性を示す。

別解 $[OH^-]=1.0\times10^{-4}$mol/L なので，水のイオン積 $K_W=[H^+][OH^-]=1.0\times10^{-14}(\text{mol/L})^2$❶ から，

$$[H^+]=\frac{K_W}{[OH^-]}=\frac{1.0\times10^{-14}(\text{mol/L})^2}{1.0\times10^{-4}\text{mol/L}}=1.0\times10^{-10}\text{mol/L}$$

したがって，pH＝10 となる。

(3) pH＝6 から $[H^+]=1.0\times10^{-6}$mol/L，pH＝2 から $[H^+]=1.0\times10^{-2}$mol/L なので，

$$\frac{1.0\times10^{-6}\text{mol/L}}{1.0\times10^{-2}\text{mol/L}}=1.0\times10^{-4}\text{ 倍}$$

(4) 水でうすめるとき，10倍にうすめるたびに pH が 1 ずつ変化して，中性の 7 に近づいていく。したがって，pH が 3 のときは 5，pH が 12 のときは10になる。

(5) 水でうすめる場合，pH は最終的に中性の 7 に近づく。pH が 8 の水溶液に水をいくら加えても，7 をこえて酸性になることはないので，注意が必要である。

pH が 7 よりも小さいほど酸性は強く，7 よりも大きいほど塩基性が強くなる。pH が 1 大きくなるたびに，$[H^+]$は 1/10 になる。また，酸や塩基の水溶液を水でうすめると，pH は中性の 7 に近づいていく。

❶25℃の水溶液では，常に水のイオン積 K_W は $1.0\times10^{-14}(\text{mol/L})^2$ であり，中性の水溶液の pH は 7 になる。

137. 水素イオン濃度と pH

解答 ②

解説 ① （誤） 水分子が $H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$ のように電離するため，酸性，中性，塩基性のいずれの水溶液にも H^+ と OH^- が共存している❶。

② （正） 酸性の水溶液では$[H^+]>[OH^-]$，中性では$[H^+]=[OH^-]$，塩基性では$[H^+]<[OH^-]$である。

③ （誤） pH が 5 の水溶液では $[H^+]=1.0\times10^{-5}$ mol/L，pH が 2 の水溶液では，$[H^+]=1.0\times10^{-2}$mol/L である。したがって，水素イオン濃度の比は，次のように 1/1000 倍となる。

$$\frac{1.0\times10^{-5}\text{ mol/L}}{1.0\times10^{-2}\text{mol/L}}=1.0\times10^{-3}=\frac{1}{1000}$$

④ （誤） pH＝6(酸性)の水溶液を水で1000倍にうすめても，pH＝9(塩基性)の水溶液にはならず，中性(pH＝7)に近づいていく。これは，水自身の電離が無視できなくなる❷ためである。

⑤ （誤） pH＝1 の強酸の水溶液と pH＝3 の強酸の水溶液を 1 L ずつ混合した場合を考える。pH＝1 の水溶液では，$[H^+]$が 1.0×10^{-1}mol/L なので，1 L に含まれる H^+ は $1.0\times10^{-1}\text{mol/L}\times1\text{ L}=1.0\times10^{-1}$mol＝0.10mol である。同様に，pH＝3 の水溶液 1 L に含まれる H^+ は 1.0×10^{-3}mol＝0.0010mol である。これらを混合すると，水溶液の体積は 1 L＋1 L＝2 L となり，その中に H^+ が 0.10mol＋0.0010mol＝0.101mol 存

❶$[H^+]$と$[OH^-]$の積は常に一定となる。

❷水 H_2O もごくわずかに電離して，H^+ と OH^- になっている。

$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$

在するので，混合水溶液の水素イオン濃度は，次のようになる。

$$[H^+]=\frac{0.101\,mol}{2\,L}=0.0505\,mol/L$$

一方，pH＝2 の水溶液の $[H^+]$ は 0.010 mol/L である。したがって，混合水溶液の方が $[H^+]$ が大きく，酸性が強くなるので，pH は 2 よりも小さくなる。

138．水溶液の pH

解答 (1) **2.0×10^{-2}** (2) **10** (3) **1.4** (4) **1.7**

解説 1 価の酸（電離度 α）の c〔mol/L〕の水溶液では，$[H^+]=c\alpha$〔mol/L〕である。同様に，1 価の塩基の場合は $[OH^-]=c\alpha$〔mol/L〕となる。塩基の水溶液では，水のイオン積 K_W を用いて $[H^+]$ を求める。

(1) pH が 3.0 のとき，$[H^+]=1.0\times10^{-3}$ mol/L となる。電離度を α とすると，

$[H^+]=c\alpha=0.050\,mol/L\times\alpha=1.0\times10^{-3}\,mol/L$　　$\alpha=2.0\times10^{-2}$

(2) 0 ℃，1.013×10^5 Pa の気体 1 mol の体積は 22.4 L（22.4×10^3 mL）なので，56 mL のアンモニアを溶かして 500 mL にした水溶液のモル濃度は，

$$\frac{\dfrac{56\,mL}{22.4\times10^3\,mL/mol}}{500/1000\,L}=5.0\times10^{-3}\,mol/L$$

したがって，$[OH^-]=c\alpha=5.0\times10^{-3}\,mol/L\times0.020=1.0\times10^{-4}\,mol/L$

水のイオン積から，

$$[H^+]=\frac{K_W}{[OH^-]}=\frac{1.0\times10^{-14}(mol/L)^2}{1.0\times10^{-4}\,mol/L}=1.0\times10^{-10}\,mol/L$$

$pH=-\log_{10}[H^+]=10$

別解 塩基の pH を求めるときは，pOH を用いると便利である。

$pOH=-\log_{10}[OH^-]$

$pH+pOH=14$❶

このアンモニア水の $[OH^-]$ は 1.0×10^{-4} mol/L なので，

$pOH=-\log_{10}(1.0\times10^{-4})=4$

$pH=14-pOH=10$

(3) $[H^+]=c\alpha=0.040\,mol/L\times1=4.0\times10^{-2}\,mol/L$ なので，

$pH=-\log_{10}(4.0\times10^{-2})=1.40$❷

(4) 硫酸 H_2SO_4 は 2 価の酸であり，完全に電離するので，

$[H^+]=0.010\,mol/L\times2=2.0\times10^{-2}\,mol/L$

$pH=-\log_{10}(2.0\times10^{-2})=1.70$❸

❶ $[H^+][OH^-]=1.0\times10^{-14}$ において，両辺の対数をとると，$pH+pOH=14$ となる。

❷ $-\log_{10}(4.0\times10^{-2})$
$=2-\log_{10}4$
$=2-2\log_{10}2$
$=2-2\times0.30=1.40$

❸ $-\log_{10}(2.0\times10^{-2})$
$=2-\log_{10}2.0$
$=2-0.30=1.70$

Check　水のイオン積と水素イオン指数

水のイオン積　$K_W=[H^+][OH^-]=1.0\times10^{-14}(mol/L)^2$　（25℃）

水素イオン指数　$pH=-\log_{10}[H^+]$　$[H^+]=b\times10^{-a}$ mol/L のとき，$pH=a-\log_{10}b$

$pOH=-\log_{10}[OH^-]$　$pH+pOH=14$

139. 酸・塩基の定義

解答 (ア), (ウ), (エ)

解説 ブレンステッド・ローリーの定義では，相手に陽子 H^+ を与える物質が酸，相手から陽子 H^+ を受け取る物質が塩基である。

(ア) (酸) 左向きの変化[1]で，NH_4^+ は OH^- に H^+ を与えているので酸である。

(イ) (塩基) 右向きの変化で，H_2O は H_2SO_4 から H^+ を受け取っているので塩基である[2]。

(ウ) (酸) 右向きの変化で，H_2O は CH_3COO^- へ H^+ を与えているので酸である[2]。

(エ) (酸) 左向きの変化で，HCO_3^- は OH^- へ H^+ を与えているので酸である。

(オ) (塩基) 右向きの変化で，$Al(OH)_3$ 中の OH^- が H^+ を受け取って H_2O になっているので，$Al(OH)_3$ は塩基である。

[1] $\rightleftharpoons$ で示された反応は，右向きにも左向きにも進行する。生成物側に下線が引かれている場合は，左向きに変化を見て判断する。

[2] (イ)，(ウ)のように，H_2O は反応する相手によって酸にも塩基にもなる。

140. 酸・塩基の水溶液

解答 ⑤

解説 ① (誤) アンモニア NH_3 のように分子内に OH をもっていない物質[1]でも，水と反応して OH^- を生じ，弱い塩基性を示す。

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

② (誤) 酸と塩基の反応(中和)では，酸・塩基の価数が関係する。たとえば，硫酸 H_2SO_4 のような 2 価の酸の水溶液と，水酸化ナトリウム NaOH のような 1 価の塩基の水溶液の反応では，酸と塩基の濃度と体積が等しいとき，反応は完結せずに中性にはならない。また，酢酸 CH_3COOH 水溶液と NaOH 水溶液のような価数の等しい酸と塩基の中和でも，生じた塩が加水分解して塩基性を示す場合もある。

③ (誤) 弱酸の電離度は，一定温度でも濃度によって変化する[2]。

④ (誤) pH 4 の塩酸の水素イオン濃度は $[H^+]=1.0\times10^{-4}$ mol/L なので，この塩酸 100 mL に含まれる水素イオン H^+ の物質量は，

$$1.0\times10^{-4}\,\text{mol/L}\times\frac{100}{1000}\,\text{L}=1.0\times10^{-5}\,\text{mol}$$

同様に，pH 6 の塩酸 100 mL 中の H^+ の物質量は，

$$1.0\times10^{-6}\,\text{mol/L}\times\frac{100}{1000}\,\text{L}=1.0\times10^{-7}\,\text{mol}$$

したがって，これらを 100 mL ずつ混合した水溶液の $[H^+]$ は，

$$[H^+]=\frac{1.0\times10^{-5}\,\text{mol}+1.0\times10^{-7}\,\text{mol}}{\frac{100+100}{1000}\,\text{L}}=5.05\times10^{-5}\,\text{mol/L}$$

一方，pH 5 の水溶液の $[H^+]$ は 1.0×10^{-5} mol/L であり，両者は異なる。

⑤ (正) 水溶液の酸性の強弱は，酸の濃度や価数だけでなく，電離度にも左右される。たとえば，同じ濃度でも，1 価の強酸である硝酸 HNO_3 の水溶液の方が，2 価の弱酸であるシュウ酸 $(COOH)_2$ の水溶液よりも強い酸性を示す。

[1] 酢酸ナトリウム CH_3COONa のように，弱酸と強塩基からなる塩も，水と反応して弱い塩基性を示す。

[2] 弱酸の電離度は濃度がうすいほど大きくなる。

141. 酸・塩基の水溶液

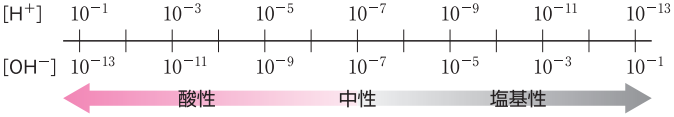
解答 (1) ④ (2) ④

解説 (1) (A)～(D)の水溶液中の酸・塩基は，次のようになる。

(A) アンモニア：弱塩基　(B) 塩化水素[1]：強酸

(C) 酢酸：弱酸　(D) 水酸化ナトリウム：強塩基

同じ濃度(0.10 mol/L)の1価の酸・塩基の水溶液を比較すると，強酸は弱酸よりも電離度が大きく[2]，水素イオン濃度[H^+]が大きい。同様に，強塩基は弱塩基よりも電離度が大きく，水酸化物イオン濃度[OH^-]が大きい。また，水溶液中の[H^+]が大きいほど[OH^-]は小さく，[OH^-]が大きいほど[H^+]は小さい[3]。



したがって，(A)～(D)の水溶液中の[H^+]および[OH^-]の大きさは，

[H^+]　(B)＞(C)＞(A)＞(D)

[OH^-]　(B)＜(C)＜(A)＜(D)

(2)　[H^+]$=1.0\times10^{-a}$ mol/L のとき，水素イオン指数 pH は a と表され，[H^+]が大きいほど pH は小さい値となる[4]。(1)から，[H^+]の大きさは，(B)＞(C)＞(A)＞(D)なので，pH の大きさは(B)＜(C)＜(A)＜(D)となる。

142. 濃度と電離度

解答 (1) **1.2×10^{-3} mol/L**　(2) **0.70倍**

解説 c[mol/L]の1価の塩基の電離度を α とすると，水溶液の水酸化物イオン濃度[OH^-]は $c\alpha$[mol/L]と表される。

(1)　0.080 mol/L のアンモニア水中のアンモニアの電離度は，グラフから0.015と読み取れるので，その[OH^-]は次のようになる。

[OH^-]$=0.080\text{ mol/L}\times0.015=1.2\times10^{-3}$ mol/L

これと同じ[OH^-]を示す水酸化ナトリウム水溶液の濃度を c[mol/L]とすると，水酸化ナトリウムは強塩基なので，次式が成り立つ。

[OH^-]$=c$[mol/L]$\times1=1.2\times10^{-3}$ mol/L　$c=1.2\times10^{-3}$ mol/L

(2)　0.080 mol/Lのアンモニア水を2倍に希釈すると，濃度は0.040 mol/L になる。このときのアンモニアの電離度をグラフから読み取ると0.021なので，[OH^-]は次のように求められる。

[OH^-]$=0.040\text{ mol/L}\times0.021=8.4\times10^{-4}$ mol/L

したがって，

$$\frac{8.4\times10^{-4}\text{ mol/L}}{1.2\times10^{-3}\text{ mol/L}}=0.70\text{倍}$$

143. 混合水溶液の pH

解答 (1) **3**　(2) **1**　(3) **2**

解説 酸の水溶液と塩基の水溶液を混合すると，酸から生じる H^+ と塩基から生じる OH^- が次のように反応して，水 H_2O を生じる。

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

❶塩酸は塩化水素の水溶液である。

❷電離度 α は，強酸・強塩基ではほぼ1，弱酸・弱塩基では $\alpha\ll1$ と考えてよい。たとえば，25℃で，0.10 mol/L の酢酸の電離度は0.016である。

❸一定温度の水溶液中の[H^+]と[OH^-]の積は常に一定であり，これを**水のイオン積 K_W** という。25℃では，$K_W=[H^+][OH^-]=1.0\times10^{-14}$ (mol/L)^2 である。

❹pH は，$-\log_{10}[H^+]$で求められる。

➡ 弱酸や弱塩基の電離度は濃度が小さくなるほど大きくなる。

➡ 酸から生じる H^+ の物質量と，塩基から生じる OH^- の物質量を比較する。混合によって体積が増える点に注意する。

問題 144

(1)　0.0030 mol/L の希塩酸 10 mL 中の H^+ の物質量は，塩化水素が強酸なので，

$$H^+ : 0.0030\,\text{mol/L} \times \frac{10}{1000}\,\text{L} = 3.0\times10^{-5}\,\text{mol}$$

0.0010 mol/L の水酸化ナトリウム水溶液 10 mL 中の OH^- の物質量は，水酸化ナトリウムが強塩基なので，

$$OH^- : 0.0010\,\text{mol/L} \times \frac{10}{1000}\,\text{L} = 1.0\times10^{-5}\,\text{mol}$$

したがって，混合後に H^+ が 3.0×10^{-5} mol -1.0×10^{-5} mol $=2.0\times10^{-5}$ mol 残る。混合によって水溶液の体積は 10 mL＋10 mL＝20 mL になっているので，混合水溶液の $[H^+]$ は，

$$[H^+] = \frac{2.0\times10^{-5}\,\text{mol}}{20/1000\,\text{L}} = 1.0\times10^{-3}\,\text{mol/L} \qquad \text{pH}=3$$

(2)　0.40 mol/L の硝酸水溶液 10 mL に含まれる H^+ の物質量，0.10 mol/L の水酸化バリウム水溶液 10 mL に含まれる OH^- の物質量は，

$$H^+ : 0.40\,\text{mol/L} \times \frac{10}{1000}\,\text{L} = 4.0\times10^{-3}\,\text{mol}$$

$$OH^- : 0.10\,\text{mol/L} \times \frac{10}{1000}\,\text{L} \times 2^{\text{❶}} = 2.0\times10^{-3}\,\text{mol}$$

❶水酸化バリウム $Ba(OH)_2$ は 2 価の強塩基なので，2 倍している。

したがって，混合後に H^+ が 4.0×10^{-3} mol -2.0×10^{-3} mol $=2.0\times10^{-3}$ mol 残る。混合によって水溶液の体積は 20 mL になっているので，混合水溶液の $[H^+]$ は，

$$[H^+] = \frac{2.0\times10^{-3}\,\text{mol}}{20/1000\,\text{L}} = 1.0\times10^{-1}\,\text{mol/L} \qquad \text{pH}=1$$

(3)　0.040 mol/L の希硫酸 10 mL に含まれる H^+ の物質量，0.060 mol/L の水酸化カリウム水溶液 10 mL に含まれる OH^- の物質量は，

$$H^+ : 0.040\,\text{mol/L} \times \frac{10}{1000}\,\text{L} \times 2^{\text{❷}} = 8.0\times10^{-4}\,\text{mol}$$

$$OH^- : 0.060\,\text{mol/L} \times \frac{10}{1000}\,\text{L} = 6.0\times10^{-4}\,\text{mol}$$

❷硫酸 H_2SO_4 は 2 価の強酸なので，2 倍している。

したがって，混合後に H^+ が 8.0×10^{-4} mol -6.0×10^{-4} mol $=2.0\times10^{-4}$ mol 残る。混合によって水溶液の体積は 20 mL になっているので，混合水溶液の $[H^+]$ は，

$$[H^+] = \frac{2.0\times10^{-4}\,\text{mol}}{20/1000\,\text{L}} = 1.0\times10^{-2}\,\text{mol/L} \qquad \text{pH}=2$$

Check　混合水溶液と $[H^+]$，$[OH^-]$

強酸と強塩基の混合水溶液で酸が余るとき

$$[H^+] = \frac{\text{酸の } H^+ \text{ の物質量[mol]} - \text{塩基の } OH^- \text{ の物質量[mol]}}{\text{混合水溶液全体の体積[L]}}$$

強酸と強塩基の混合水溶液で塩基が余るとき

$$[OH^-] = \frac{\text{塩基の } OH^- \text{ の物質量[mol]} - H^+ \text{ の物質量[mol]}}{\text{混合水溶液全体の体積[L]}}$$

144. 多段階電離

解答 ④

解説 硫酸は2価の強酸であり，その電離は2段階に進行する。

$H_2SO_4 \longrightarrow HSO_4^- + H^+$　　$HSO_4^- \rightleftarrows SO_4^{2-} + H^+$

c〔mol/L〕硫酸水溶液について，まず1段階目は完全に電離するので，その変化は濃度 c を用いて次のように表される。

	H_2SO_4	$\longrightarrow$	HSO_4^-	$+$	H^+	
電離前	c		0		0	〔mol/L〕
電離後	0		c		c	〔mol/L〕

2段階目の電離度が α_2 なので，HSO_4^- の電離は次のように表される。

	HSO_4^-	$\rightleftarrows$	SO_4^{2-}	$+$	H^+	
電離前	c		0		c	〔mol/L〕
変化量	$-c\alpha_2$		$+c\alpha_2$		$+c\alpha_2$	〔mol/L〕
電離後	$c(1-\alpha_2)$		$c\alpha_2$		$c+c\alpha_2$	〔mol/L〕

したがって，$[H^+]=c(1+\alpha_2)$〔mol/L〕となり，④が該当する。

一般に，多段階の電離がおこる場合，1段階目の電離度が最も大きく，2段階目以降は徐々に小さくなる。