

高1化学総合SA 練習問題(物質と化学反応式・酸と塩基)【解答】

1 原子の質量

【解答】 (a) 12 (b) 1.008 (c) 同位体 (d) 原子量

【解説】 原子は非常に小さいので、 ^{12}C 原子1個の質量 1.993×10^{-23} gを12とすると、他の原子の質量はいくらになるかという表し方をします。例えば、 $^{12}\text{C}=12$ としたときの ^1H 原子の質量の 1.674×10^{-24} gはいくらになるかを求めたのが ^1H 原子の相対質量である。 ^{12}C の質量を基準に $^{12}\text{C}=12$ としたときの原子の相対質量が原子量。

$$\frac{\text{A原子}}{^{12}\text{C原子}} = \frac{A(\text{原子量})}{12}$$

(b) $\frac{1.674 \times 10^{-24}}{1.993 \times 10^{-23}} = \frac{A}{12} \quad A \approx 1.008$

2 原子量

【解答】 (1) 80 (2) 20%

【解説】 ^{12}C 原子の質量の値を12としたときの原子の相対質量が原子量であるが、同位体があるときは、(同位体の相対質量と存在比の積)の総和が原子量となる。(2)では ^{10}B を $x\%$ とすると ^{11}B は $(100-x)\%$ となるので、これを用いて原子量を表す式をつくる。

(1) $79 \times \frac{51}{100} + 81 \times \frac{49}{100} = 79.98 \approx 80$

$$\text{原子量} = \text{同位体の相対質量} \times \text{存在比の総和}$$

(2) ^{10}B の存在比を $x\%$ とすると、 ^{11}B は $(100-x)\%$ であるから、

$$10.0 \times \frac{x}{100} + 11.0 \times \frac{100-x}{100} = 10.8$$

$$x = 20(\%)$$

3 物質の量

【解答】 (a) 6.0×10^{23} (b) アボガドロ (c) モル質量 (d) 原子量

(e) 分子量 (f) 式量 (g) 6.0×10^{23} (h) 6.0×10^{23}

(i) 16 (j) 22.4

【解説】 原子量・分子量・式量は、単位のつかない相対的な値(相対質量)である。原子1 mol、分子1 molの質量は、原子量、分子量の数値にg(グラム)をつけて表す。また、1 mol当たりの質量であることをはっきり示すために、モル質量という用語が用いられる。例えば、Na原子(原子量23)のモル質量は23 g/molであり、 NH_3 分子(分子量17)のモル質量は17 g/molである。

4 物質質量

【解答】 (1) 40 (2) エ (3) 42 (4) 19倍 (5) 28.8 g

【解説】 (1) $\frac{6.6 \times 10^{-23} \text{ g} \times 6.0 \times 10^{23} / \text{mol}}{\text{原子1個の質量}} = \frac{39.6 \div 40 \text{ g/mol}}{\text{アボガドロ定数}} = \text{モル質量}$

モル質量が40 g/molであるから、原子量は40となる。

(2) 物質1.0 gの物質質量は、 $\frac{1.0 \text{ g}}{\text{モル質量}[\text{g/mol}]}$ となる。

(ア) $\frac{1.0 \text{ g}}{23 \text{ g/mol}}$ (イ) $\frac{1.0 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}}$ (ウ) $\frac{1.0 \text{ g}}{27 \text{ g/mol}}$ (エ) $\frac{1.0 \text{ g}}{4.0 \text{ g/mol}}$

(オ) $\frac{1.0 \text{ g}}{56 \text{ g/mol}}$

(ア)~(オ)はいずれも原子からなる物質(エ)は単原子分子)なので、物質質量の値が大きいもの、すなわちモル質量の値が小さいものほど多くの原子が含まれている。

(3) $\frac{7.0 \times 10^{-23} \text{ g} \times 6.0 \times 10^{23} / \text{mol}}{\text{分子1個の質量}} = \frac{42 \text{ g/mol}}{\text{アボガドロ定数}} = \text{モル質量}$

モル質量が42 g/molであるから、分子量は42となる。

(4) a [g]ずつとったとすると、

$$\text{水分子の数 } n_1 = 6.0 \times 10^{23} / \text{mol} \times \frac{a[\text{g}]}{18 \text{ g/mol}}$$

$$\text{スクロース分子の数 } n_2 = 6.0 \times 10^{23} / \text{mol} \times \frac{a[\text{g}]}{342 \text{ g/mol}}$$

$$\frac{n_1}{n_2} = \frac{342}{18} = 19 \text{ (倍)}$$

(5) 標準状態の空気22.4 L (=1 mol)中には、窒素が $\frac{4}{5}$ mol、酸素が $\frac{1}{5}$ mol含まれていることから、空気22.4 Lの質量は、

$$28.0 \text{ g/mol} \times \frac{4}{5} \text{ mol} + 32.0 \text{ g/mol} \times \frac{1}{5} \text{ mol} = 28.8 \text{ g}$$

$$\left(\frac{\text{混合気体の平均分子量}}{\text{成分気体の分子量}} \right) \times \left(\frac{\text{成分気体の存在比}}{\text{の和}} \right)$$

5 気体の分子量

【解答】 (1) エ (2) ア (3) ウ

【解説】 (ア)~(オ)の気体の分子量は次の通り。

(ア) 58 (イ) 44 (ウ) 64 (エ) 71.0 (オ) 36.5

(1) 標準状態での気体のモル体積は22.4 L/molなので、ある気体0.112 L

(=112 mL = $\frac{112}{1000}$ L)の物質質量は、

$$\frac{0.112 \text{ L}}{22.4 \text{ L/mol}} = 0.00500 \text{ mol} = 5.00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

したがって、この気体のモル質量は、

$$\frac{0.355 \text{ g}}{5.00 \times 10^{-3} \text{ mol}} = 71.0 \text{ g/mol} \Rightarrow \text{(エ)}$$

(2) ある気体のモル質量は、

$$2.59 \text{ g/L} \times 22.4 \text{ L/mol} \approx 58.0 \text{ g/mol} \Rightarrow \text{(ア)}$$

(3) 標準状態で22.4 Lの質量も酸素の2倍になるから、

$$\frac{32 \text{ g/mol} \times 2 = 64 \text{ g/mol}}{\text{酸素のモル質量}} \Rightarrow \text{(ウ)}$$

6 イオンの式量

【解答】 電子の質量が、ナトリウム原子の質量と比べて無視できるほど小さいから。

【解説】 元素の原子量は、その元素の各同位体の相対質量と存在比から計算される。そして、相対質量は、その同位体に存在する陽子と中性子の数の和にほぼ等しい。

Na^+ の式量とNaの原子量には電子1個分の差があるが、電子の質量は陽子や中性子の質量の1840分の1程度と非常に小さいため、Na原子の質量に対しても無視できるほど小さい。よって、計算の際は、 Na^+ の式量とNaの原子量を同じ値としてよい。

7 溶液の濃度

【解答】 (1) 20% (2) 塩化亜鉛: 4.0 g, 水: 196 g (3) 0.010 mol

【解説】 溶液1 L中に含まれる溶質の量をモル単位で表した濃度をモル濃度といい、単位記号はmol/Lである。したがって、溶質 n [mol]を水に溶かして1 Lにすると n [mol/L]の溶液となる。溶質の物質質量=モル濃度×溶液の体積(L)の関係より、質量%濃度の溶液のモル濃度は、溶液1 Lをとり、それに含まれる溶質の物質質量を求めることにより得られる。

(1) $\text{NaOH}=40$ より、 NaOH 0.10 molの質量は、 $0.10 \times 40 = 4.0$ (g)

$$\frac{\text{溶質の質量}}{\text{溶液の質量}} \times 100 = \frac{4.0}{16 + 4.0} \times 100 = 20(\%)$$

(2) 塩化亜鉛水溶液200 g中の2.0%が塩化亜鉛の質量なので、

$$200 \text{ g} \times \frac{2.0}{100} = 4.0 \text{ g}$$

したがって、必要な水の質量は、

$$200 \text{ g} - 4.0 \text{ g} = 196 \text{ g}$$

(3) 溶液1 L中に n [mol]の溶質を含むときの濃度は n [mol/L]であり、この溶液

v [mL]中に含まれる溶質は n [mol/L] × $\frac{v}{1000}$ (L) = $\frac{nv}{1000}$ [mol]である。よって、

NaClの物質質量は、

$$0.40 \text{ mol/L} \times \frac{25}{1000} \text{ L} = 0.010 \text{ mol}$$

8 化学反応式の係数

【解答】 (1) $a=1, b=5, c=3, d=4$ (2) $a=4, b=5, c=4, d=6$

(3) $a=4, b=11, c=2, d=8$ (4) $a=2, b=6, c=2, d=3$

【解説】 (1) C_3H_8 の係数 a を1とする。

$$\Rightarrow \begin{cases} \text{Cの数より, CO}_2\text{の係数 } c \text{ は } 3 \\ \text{Hの数より, H}_2\text{Oの係数 } d \text{ は } 4 \end{cases}$$

\Rightarrow 右辺のOの数は、 $c \times 2 + d \times 1 = 3 \times 2 + 4 \times 1 = 10$

O_2 の係数 b は5

(2) NH_3 の係数 a を1とする。

$$\Rightarrow \begin{cases} \text{Nの数より, NOの係数 } c \text{ は } 1 \\ \text{Hの数より, H}_2\text{Oの係数 } d \text{ は } \frac{3}{2} \end{cases}$$

\Rightarrow 右辺のOの数は、 $c \times 1 + d \times 1 = 1 \times 1 + \frac{3}{2} \times 1 = \frac{5}{2}$

O_2 の係数 b は $\frac{5}{4}$

すべてを4倍して整数にする。

(3) FeS_2 の係数 a を1とする。

$$\Rightarrow \begin{cases} \text{Feの数より, Fe}_2\text{O}_3\text{の係数 } c \text{ は } \frac{1}{2} \\ \text{Sの数より, SO}_2\text{の係数 } d \text{ は } 2 \end{cases}$$

\Rightarrow 右辺のOの数は、 $c \times 3 + d \times 2 = \frac{1}{2} \times 3 + 2 \times 2 = \frac{11}{2}$

O_2 の係数 b は $\frac{11}{4}$

すべてを4倍して整数にする。

(4) Alの係数 a を1とする。

\Rightarrow Alの数より、 Al^{3+} の係数 c は1

\Rightarrow 電荷より、 $b \times 1 = 1 \times 3, b = 3$

$$\Rightarrow \text{Hの数より}, 3 \times 1 = d \times 2, d = \frac{3}{2}$$

すべてを2倍して整数にする。

9 化学反応式

- 【解答】 (1) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 (2) $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 (3) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
 (4) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

【解説】 化学反応式では、反応物を書く順序、生成物を書く順序に決まりはない。

10 生成量の計算

- 【解答】 (1) 9.9 g (2) 4.5 g (3) 5.0 L

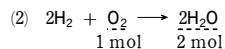
【解説】 反応量や生成量を求める場合は、化学反応式を書き、その係数を用いる。

$$\boxed{\text{係数の比} = \text{分子(粒子)の数の比} = \text{物質量の比} = \text{気体の体積の比(同温・同圧)}}$$

(1) $\frac{\text{C}}{1 \text{ mol}} + \frac{\text{O}_2}{1 \text{ mol}} \rightarrow \frac{\text{CO}_2}{1 \text{ mol}}$

C(原子量 12) 2.7 g の物質量は $\frac{2.7 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}}$ で、反応する C と生成する CO_2 (分子量 44) の物質量は等しいので、

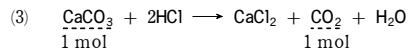
$$44 \text{ g/mol} \times \frac{2.7}{12} \text{ mol} = 9.9 \text{ g}$$



O_2 2.8 L の物質量は $\frac{2.8 \text{ L}}{22.4 \text{ L/mol}}$ で、 O_2 1 mol が反応すると H_2O (分子量 18) 2 mol が生成するので、

$$18 \text{ g/mol} \times \frac{2.8}{22.4} \text{ mol} \times 2 = 4.5 \text{ g}$$

O_2 の物質量の 2 倍



石灰石 25 g 中の CaCO_3 (式量 100) の質量は、 $25 \text{ g} \times \frac{90}{100} = 22.5 \text{ g}$ で、
 純度 90 %

この物質量は $\frac{22.5 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}}$ である。 CaCO_3 1 mol が反応すると CO_2 1 mol が生成するので、

$$22.4 \text{ L/mol} \times \frac{22.5}{100} \text{ mol} = 5.04 \approx 5.0 \text{ L}$$

【別解】 (1) 生成する CO_2 を x [g] とすると、C と CO_2 の物質量の比より、

$$\frac{2.7 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} : \frac{x \text{ [g]}}{44 \text{ g/mol}} = 1 : 1 \quad x = 9.9 \text{ g}$$

(2) 生成する H_2O を y [g] とすると、 O_2 と H_2O の物質量の比より、

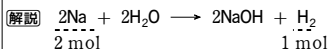
$$\frac{2.8 \text{ L}}{22.4 \text{ L/mol}} : \frac{y \text{ [g]}}{18 \text{ g/mol}} = 1 : 2 \quad y = 4.5 \text{ g}$$

(3) 生成する CO_2 を z [L] とすると、 CaCO_3 と CO_2 の物質量の比より、

$$\frac{25 \text{ g} \times \frac{90}{100}}{100 \text{ g/mol}} : \frac{z \text{ [L]}}{22.4 \text{ L/mol}} = 1 : 1 \quad z = 5.04 \approx 5.0 \text{ L}$$

11 水素の発生量

【解答】 ウ



Na 2 mol が反応すると、 H_2 1 mol が発生する。Na(原子量 23) 2 mol の質量は、
 $23 \text{ g/mol} \times 2 \text{ mol} = 46 \text{ g}$
 よって、Na 46 g に対して H_2 1 mol が発生する。グラフの範囲内で比較するために、
 Na 0.4 g での H_2 の発生量を計算すると、

$$1 \text{ mol} \times \frac{0.4 \text{ g}}{46 \text{ g}} = 0.0086 \dots \approx 0.009 \text{ mol}$$

Na 0.4 g で H_2 が約 0.009 mol 発生することを表す直線は、(ウ)である。

12 エタンの燃焼

【解答】 酸素 20 L、二酸化炭素 22 g、水 14 g

【解説】 燃焼とは酸素と反応して光と熱を出す現象であるから、エタン+酸素 → 二酸化炭素+水 という変化である。これを化学反応式で表し、エタンと酸素、二酸化炭素、水の物質量を比較する。燃焼の化学反応式は、
 $\frac{2\text{C}_2\text{H}_6}{2 \text{ mol}} + \frac{7\text{O}_2}{7 \text{ mol}} \rightarrow \frac{4\text{CO}_2}{4 \text{ mol}} + \frac{6\text{H}_2\text{O}}{6 \text{ mol}}$

エタン C_2H_6 の物質量は $\frac{5.6 \text{ L}}{22.4 \text{ L/mol}} = 0.25 \text{ mol}$

C_2H_6 1 mol の燃焼には O_2 3.5 mol が必要であるから、
 $22.4 \text{ L/mol} \times 0.25 \text{ mol} \times 3.5 = 20 \text{ L}$

【別解】 必要な酸素を x [L] とすると、

$$\frac{5.6}{22.4} (\text{mol}) : \frac{x}{22.4} (\text{mol}) = 2 : 7 \quad x = 20 (\text{L})$$

C_2H_6 1 mol が反応すると、 CO_2 2 mol と H_2O 3 mol が生成する。よって、生成する CO_2 は $44 \text{ g/mol} \times 0.25 \text{ mol} \times 2 \text{ mol} = 22 \text{ g}$
 生成する H_2O は $18 \text{ g/mol} \times 0.25 \text{ mol} \times 3 \text{ mol} = 14 \text{ g}$

【別解】 生成する CO_2 を y [g] とすると、

$$\frac{5.6}{22.4} (\text{mol}) : \frac{y}{44} (\text{mol}) = 1 : 2 \quad y = 22 (\text{g})$$

生成する H_2O を z [g] とすると、

$$\frac{5.6}{22.4} (\text{mol}) : \frac{z}{18} (\text{mol}) = 1 : 3 \quad z = 14 (\text{g})$$

13 プロパノールの燃焼

【解答】 (1) $2\text{C}_3\text{H}_8\text{O} + 9\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$ (2) 50 L

【解説】 プロパノールと酸素の反応で二酸化炭素と水が生じる。係数をつけるとき、 $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ の O 原子を忘れないように。化学反応式より求められるのは酸素の体積であるから、これを $\frac{100}{20}$ 倍すれば空気の体積に換算できる。

(1) $\text{C}_3\text{H}_8\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ に係数をつける。

(2) $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ 1 mol (60 g) の燃焼には O_2 4.5 mol が必要であり、空気中に O_2 は 20 % 含まれるから、

$$22.4 \text{ L/mol} \times \frac{6.0 \text{ g}}{60 \text{ g}} \times 4.5 \text{ mol} \times \frac{100}{20} = 50.4 \approx 50 \text{ L}$$

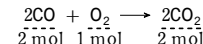
14 気体の反応

【解答】 2.5 L

【解説】 CO の燃焼では CO_2 が生じる。 CO と O_2 と両方の量が与えられているから、与えられた量を物質量に換算した値と係数を比較して、どちらが全部反応するか、どちらが余るかを検討する。なお、体積 v [L] と v' [L] の気体の物質量の比は、

$$\frac{v}{22.4} : \frac{v'}{22.4} = \text{係数の比} = v : v'$$

であることに留意すると、気体の体積どうしの計算は容易となる。燃焼の反応式は、次のようになる。



気体 1 mol の体積は気体の種類によらず同じであるから、
 気体の体積の比 = 物質量の比 = 係数の比

となる。与えられた CO と O_2 の体積の比 = 物質量の比は 1 : 2 で、反応式で示される物質量の比 2 : 1 と比較すると O_2 が過剰であるとわかる。反応する CO 、 O_2 、 CO_2 の体積の比は、2 : 1 : 2 であるから、 CO 1.0 L は O_2 0.50 L と反応して CO_2 1.0 L を生じる。したがって、 O_2 は $2.0 - 0.50 = 1.5$ (L) 余ることになる。よって、最後の気体の体積は $1.0 + 1.5 = 2.5$ (L) になる。

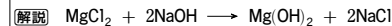
このように気体の体積だけに関係した問題のときは、物質量に直さず、
 係数の比 = 体積の比

の関係をを用いるとよい。

$$\boxed{\text{気体どうしの反応では、同温・同圧のとき} \\ \text{体積の比} = \text{係数の比}}$$

15 溶液の反応

【解答】 (1) $x = 0.020 \text{ L}$, $y = 0.12 \text{ g}$ (2) 塩化ナトリウムが 0.23 g



(1) 反応に用いた MgCl_2 の物質量は、

$$0.10 \text{ mol/L} \times \frac{20}{1000} \text{ L} = 2.0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

化学反応式より、 MgCl_2 1 mol と NaOH 2 mol が反応するから、

$$\frac{2.0 \times 10^{-3} \text{ mol}}{\text{MgCl}_2 \text{ の物質量}} \times 2 = \frac{0.20 \text{ mol/L} \times x \text{ [L]}}{\text{NaOH の物質量}} \quad x = 0.020 \text{ L}$$

生成する Mg(OH)_2 (式量 58) の物質量は、反応する MgCl_2 と同じであるから、

$$y = 58 \text{ g/mol} \times \frac{2.0 \times 10^{-3} \text{ mol}}{\text{MgCl}_2 \text{ の物質量}} = 0.116 \approx 0.12 \text{ g}$$

(2) 水に可溶な NaCl がろ液に残る。生成する NaCl (式量 58.5) の物質量は、反応する MgCl_2 の物質量の 2 倍であるから、

$$58.5 \text{ g/mol} \times \frac{2.0 \times 10^{-3} \text{ mol}}{\text{MgCl}_2 \text{ の物質量}} \times 2 = 0.234 \approx 0.23 \text{ g}$$

16 化学の基礎法則

【解答】 (1) オ (2) ア (3) ウ (4) イ (5) エ

【解説】 (1) 例 どの気体も、標準状態で 1 L 中には 2.7×10^{22} 個の分子が含まれている。

(2) 例 水素 1 g と酸素 8 g から生じる水は 9 g である。

(3) 例 銅を酸化銅(II)にすると、どのような方法を用いても、酸化銅(II)の質量は銅よりも 25 % 多くなる。

高1化学総合SA 練習問題(物質と化学反応式・酸と塩基)【解答】

- (4) 例 一酸化炭素と二酸化炭素で、炭素 3 g と結合している酸素の量を比較すると、4 g と 8 g、すなわち 1 : 2 である。
- (5) 例 窒素と水素からアンモニアが生じるとき、その体積の比は 1 : 3 : 2 である。これらの化学の基礎法則は、18 世紀後半～19 世紀前半にかけて発見された。
- 1774 年：質量保存の法則(ラヴォアジエ)
 1799 年：定比例の法則(プルースト)
 1803 年：倍数比例の法則(ドルトン)
 : 原子説(ドルトン)
 1808 年：気体反応の法則(ゲーリュサック)
 1811 年：アボガドロの法則(アボガドロ)
 : 分子説(アボガドロ)

17 組成式

【解答】 (1) 7.0×10^2 mL (2) M 80%, O 20% (3) 64

【解説】 酸化物 MO と金属 M の質量の差が金属と反応した酸素 O₂ の質量であるから、これから酸素の物質質量がわかるので、酸素の体積が求められる。標準状態における気体 1 mol の体積 = 22.4 L, 1 L = 1000 mL。また元素組成は、

$\frac{\text{元素の質量}}{\text{化合物の質量}} \times 100$ であり、 $\frac{\text{原子量} \times \text{式中の数}}{\text{化合物の式量}} \times 100$ で表される。

(1) 反応した酸素は $5.0 - 4.0 = 1.0$ (g) で、この体積は、

$$22400 \times \frac{1.0}{32} = 700 = 7.0 \times 10^2 \text{ (mL)}$$

(2) 金属 4.0 g, 酸素 1.0 g よりなるから、

$$\text{金属は } \frac{4.0}{5.0} \times 100 = 80 \text{ (\%)} \\ \text{酸素は } \frac{1.0}{5.0} \times 100 = 20 \text{ (\%)}$$

(3) 金属の原子量を x とすると、酸化物の式量は $x + 16$

$$\text{M と MO の質量より } \frac{x}{x+16} = \frac{4.0}{5.0} \quad x=64$$

【別解】 (3) 金属と酸素の原子数の比は 1 : 1 であるから、質量の比 = 原子量の比 より、

$$4.0 : 1.0 = x : 16 \quad x=64$$

【別解】 (3) (2) より $\frac{x}{x+16} \times 100 = 80$ (%) $x=64$

18 原子の相対質量

【解答】 11 個

【解説】 1000 個の C 原子のうち、¹³C 原子が x 個あるとすると、¹²C 原子は $(1000 - x)$ 個となる。原子量は相対質量の平均値であり、各原子の相対質量は ¹²C = 12, ¹³C = 13 であるから、

$$\frac{12 \times (1000 - x) + 13 \times x}{1000} = 12.011 \\ 1000 \text{ 個分の相対質量の平均} \\ x = 11 \text{ (個)}$$

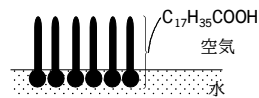
19 単分子膜

【解答】 (1) 2.00×10^{-4} mol/L

(2) 6.0×10^{23} 個

【解説】 ステアリン酸 C₁₈H₃₆O₂ は C₁₇H₃₅COOH と表され、-COOH の部分は親水性(水に

溶けやすい)、C₁₇H₃₅- の部分は疎水性(水に溶けにくい)である。そのためきわめて少量のステアリン酸を水に入れると、-COOH の部分を水中に、C₁₇H₃₅- の部分を空気に出し、1 分子ずつ水面に並んだ状態になる。これを単分子膜という。



(1) ステアリン酸のモル質量は、

$$12 \times 18 + 1.0 \times 36 + 16 \times 2 = 284 \text{ (g/mol)}$$

よって 0.0142 g の物質質量および溶液のモル濃度は、

$$\frac{0.0142 \text{ g}}{284 \text{ g/mol}} = 5.00 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$\text{モル濃度} = \frac{\text{溶質の物質質量}}{\text{溶液の体積}} = \frac{5.00 \times 10^{-5} \text{ mol}}{0.250 \text{ L}} = 2.00 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

(2) 求める個数を N [/mol] とすると、最初のステアリン酸分子の数は、

$$N \text{ [/mol]} \times 5.00 \times 10^{-5} \text{ mol. このうちの } 0.100 \text{ mL を滴下したので、}$$

$$\text{滴下したステアリン酸分子の数は、} 5.00 \times 10^{-5} N \times \frac{0.100}{250} \text{ [個]. よって、}$$

$$2.2 \times 10^{-15} \times 5.00 \times 10^{-5} N \times \frac{0.100}{250} \text{ (cm}^3\text{)} = 26.4 \text{ (cm}^3\text{)}$$

$$N = 6.0 \times 10^{23} \text{ /mol よって、} 6.0 \times 10^{23} \text{ 個.}$$

20 混合気体の組成

【解答】 窒素：アルゴン = 2 : 1

【解説】 標準状態の気体 22.4 L (=1 mol) 当たりの質量 ⇒ モル質量 (g/mol)

混合気体の平均分子量 = 成分気体の分子量 × 存在比 の和

気体の分子量は、標準状態での体積 22.4 L の質量から求められる。同様に、混合気体の平均分子量も求められる。

混合気体のモル質量 = 1.43 g/L × 22.4 L/mol ≈ 32.0 g/mol

より、混合気体の平均分子量は 32.0 となる。

平均分子量 = (成分気体の分子量 × 存在比) の和 であり、分子量は N₂ = 28.0,

Ar = 40.0 であるから、窒素の存在比を x とすると、

$$28.0x + 40.0(1 - x) = 32.0 \quad x = \frac{2}{3}$$

アルゴンは、 $1 - x = \frac{1}{3}$

よって、窒素とアルゴンの物質質量の比 = $\frac{2}{3} : \frac{1}{3} = 2 : 1$

21 溶液の濃度

【解答】 (1) 18 mol/L (2) 84 mL (3) 166 mL

【解説】 (1) この濃硫酸 1 L (=1000 cm³) の質量は、

$$\frac{1.84 \text{ g/cm}^3 \times 1000 \text{ cm}^3}{\text{密度} \quad \text{体積} \quad \text{質量}} = 1840 \text{ g}$$

濃硫酸 1 L 中の H₂SO₄ の質量は、

$$1840 \text{ g} \times \frac{95}{100} = 1748 \text{ g}$$

濃度 95 %

これを物質質量で表すと、H₂SO₄ の分子量 98 より、

$$\frac{1748 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} \approx 18 \text{ mol}$$

濃硫酸 1 L 中に含まれる H₂SO₄ が 18 mol なので、この濃硫酸のモル濃度は 18

mol/L である。

(2) 必要な H₂SO₄ の物質質量は、

$$3.0 \text{ mol/L} \times \frac{500}{1000} \text{ L} = 1.5 \text{ mol}$$

H₂SO₄ 1.5 mol を得るのに必要な濃硫酸の体積 x [L] は、

$$\text{モル濃度} = \frac{\text{溶質の物質質量 [mol]}}{\text{溶液の体積 [L]}} \text{ より、}$$

$$\frac{1748}{98} \text{ mol/L} = \frac{1.5 \text{ mol}}{x \text{ [L]}} \quad x \approx 0.084 \text{ L}$$

したがって、必要な濃硫酸は 84 mL。

(3) 濃硫酸 100 mL (=100 cm³) は、1.84 g/cm³ × 100 cm³ = 184 g である。

この中の H₂SO₄ の質量は、

$$184 \text{ g} \times \frac{95}{100} = 174.8 \text{ g}$$

これに x [g] の水を加えると、

$$\text{質量パーセント濃度} = \frac{\text{溶質の物質 [g]}}{\text{溶液の質量 [g]}} \times 100 \text{ より、}$$

$$50.0 = \frac{174.8 \text{ g}}{184 \text{ g} + x \text{ [g]}} \times 100 \quad x = 165.6 \text{ g}$$

水の密度は 1.00 g/cm³ なので、

$$\frac{165.6 \text{ g}}{1.00 \text{ g/cm}^3} = 165.6 \approx 166 \text{ cm}^3 = 166 \text{ mL}$$

22 係数の決定

【解答】 (1) $a=3, b=8, c=3, d=2, e=4$ (2) $a=3, b=1, c=2, d=1$

【解説】 (1) Cu の数より、 $a=c \dots \text{①}$

H の数より、 $b=2e \dots \text{②}$

N の数より、 $b=2c+d \dots \text{③}$

O の数より、 $3b=6c+d+e \dots \text{④}$

④ 式に ③ 式を代入して $3(2c+d)=6c+d+e$ となり、 $2d=e \dots \text{⑤}$

ここで、 $a=c=1$ とする。

② 式に ③ 式を代入すると、 $2 \times 1 + d = 2e \dots \text{⑥}$

⑤ 式と ⑥ 式より、 $2+d=4d$ となり、 $d=\frac{2}{3}, e=\frac{4}{3}$

② 式より、 $b=2 \times \frac{4}{3} = \frac{8}{3}$

整数にするために各々を 3 倍すると、化学反応式の係数が得られる。

(2) N の数より、 $a=c+d \dots \text{①}$

O の数より、 $2a+b=3c+d \dots \text{②}$

H の数より、 $2b=c \dots \text{③}$

① 式に ③ 式を代入すると、 $a=2b+d \dots \text{④}$

② 式に ③ 式を代入すると、 $2a+b=3 \times 2b+d, 2a=5b+d \dots \text{⑤}$

⑤ 式に ④ 式を代入すると、 $2(2b+d)=5b+d, b=d$

ここで、 $b=d=1$ とする。④ 式より $a=3$, ③ 式より $c=2$

23 二酸化炭素生成量

【解答】 9.0 mL

【解説】 炭素と水素のみからなる化合物が完全燃焼すると、水と二酸化炭素が生じる。生じた水の量より、もとの化合物中の水素の量、したがって炭素の量がわかる。

高1化学総合SA 練習問題(物質と化学反応式・酸と塩基)【解答】

水 9.0 mg 中の水素は、 $9.0 \times \frac{2H}{H_2O} = 9.0 \times \frac{2.0}{18} = 1.0 \text{ (mg)}$

よって、もとの化合物中の炭素は、

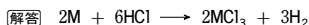
$$5.8 - 1.0 = 4.8 \text{ (mg)} = 4.8 \times 10^{-3} \text{ (g)}$$

炭素原子 1 mol から二酸化炭素 1 mol が生じるから、生じる二酸化炭素は、

$$\frac{4.8 \times 10^{-3}}{12} = 4.0 \times 10^{-4} \text{ (mol)}$$

その体積は、 $22400 \times 4.0 \times 10^{-4} \approx 9.0 \text{ (mL)}$

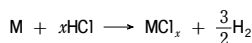
24 反応式の推定



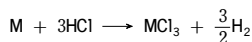
【解説】 M の原子価を x とすると、生成物は MCl_x と H_2 である。M 1 mol から生じる H_2 の量から x を求め、係数をそろえる。

水素 6.72 L は、 $\frac{6.72}{22.4} = 0.300 \text{ (mol)}$ であるから、金属 M 1 mol から発生する H_2 は、

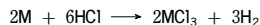
$$\frac{0.300}{0.200} = \frac{3}{2} \text{ (mol)} \text{ である。よって、次のようにして化学反応式が書ける。}$$



H の数より $x=3$ となるから、

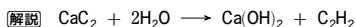


係数を整数にするために 2 倍して、



25 カーバイドの純度

【解答】 80 %



CaC_2 の純度を x (%) とすると、 CaC_2 (式量 64) の質量は $2.5 \text{ g} \times \frac{x}{100}$ で、その物質量は、

$$\frac{2.5 \text{ g} \times \frac{x}{100}}{64 \text{ g/mol}}$$

発生した C_2H_2 の物質量は、 $\frac{0.70 \text{ L}}{22.4 \text{ L/mol}}$

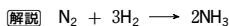
CaC_2 1 mol が反応すると C_2H_2 1 mol が生成するから、

$$\frac{2.5 \text{ g} \times \frac{x}{100}}{64 \text{ g/mol}} = \frac{0.70 \text{ L}}{22.4 \text{ L/mol}}$$

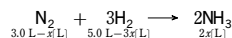
$$x = 80 \%$$

26 気体生成量

【解答】 窒素：水素：アンモニア = 5 : 7 : 2



気体の体積の比 = 係数の比 より、反応した N_2 の体積を x [L] とすると、反応した H_2 は $3x$ [L]、生成した NH_3 は $2x$ [L] である。



$$(3.0 \text{ L} - x \text{ [L]}) + (5.0 \text{ L} - 3x \text{ [L]}) + 2x \text{ [L]} = 7.0 \text{ L}$$

$$x = 0.50 \text{ L}$$

よって、残った N_2 は、 $3.0 \text{ L} - 0.50 \text{ L} = 2.5 \text{ L}$

H_2 は、 $5.0 \text{ L} - 3 \times 0.50 \text{ L} = 3.5 \text{ L}$

生成した NH_3 は、 $2 \times 0.50 \text{ L} = 1.0 \text{ L}$

気体の体積の比 = 物質量の比 より、

$$\text{窒素：水素：アンモニア} = 2.5 : 3.5 : 1.0 = 5 : 7 : 2$$

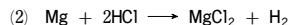
27 反応の量的関係

【解答】 (1) 125 mL (2) 0.080 mol/L

【解説】 (1) Mg が残っている間は、加えた塩酸の体積と発生する水素の体積は比例する。したがって、過不足なく反応する塩酸の体積を x [mL] とすると、

$$44.8 \text{ mL} \times \frac{x \text{ [mL]}}{50.0 \text{ mL}} = 112 \text{ mL}$$

$$x = 125 \text{ mL}$$



Mg (原子量 24) 0.12 g の物質量は、 $\frac{0.12 \text{ g}}{24 \text{ g/mol}} = 0.0050 \text{ mol}$ 。Mg 1 mol と HCl 2 mol

が反応するので、Mg 0.12 g と過不足なく反応する HCl の物質量は、 $0.0050 \text{ mol} \times 2 = 0.010 \text{ mol}$

これが 125 mL (0.125 L) に含まれるので、この塩酸のモル濃度は、

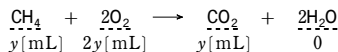
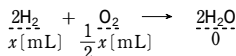
$$\frac{0.010 \text{ mol}}{0.125 \text{ L}} = 0.080 \text{ mol/L}$$

28 混合気体の組成

【解答】 3 : 1

【解説】 気体の体積のみ示された反応では、係数の比 = 体積の比 より各物質の体積を表し、反応前の体積 - 反応した体積 + 生成した体積 = 反応後の体積 の関係を用いる。なお、NaOH 水溶液では CO_2 が吸収され、余分の酸素が残る。

燃焼の反応と各物質の体積は、次の通りである。

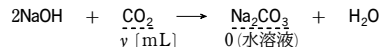


反応前の体積 - 反応した体積 + 生成した体積 = 反応後の体積 より、

$$120 - \left(x + \frac{1}{2}x + y + 2y\right) + y = 42$$

$$\frac{3}{2}x + 2y = 78 \quad \dots \textcircled{1}$$

NaOH 水溶液に通じるときの反応は、



体積変化は $42 - y = 30 \quad \dots \textcircled{2}$

② 式より、 $y = 12$ (mL)

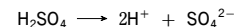
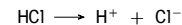
① 式に代入して、 $x = 36$ (mL)

物質量の比 = 体積の比 = $36 : 12 = 3 : 1$

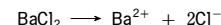
29 混合物の定量

【解答】 硫酸：0.0100 mol、塩化水素：0.0200 mol

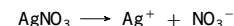
【解説】 [硫酸と塩酸の混合溶液] H^+ 、 Cl^- 、 SO_4^{2-} が存在



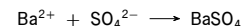
[塩化バリウム水溶液] Ba^{2+} 、 Cl^- が存在



[硝酸銀水溶液] Ag^+ 、 NO_3^- が存在

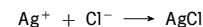


SO_4^{2-} を含む水溶液に Ba^{2+} を加えると、 $BaSO_4$ (式量 233) の沈殿が生じる。



沈殿した $BaSO_4$ 2.33 g は $\frac{2.33 \text{ g}}{233 \text{ g/mol}} = 0.0100 \text{ mol}$ で、加えた $BaCl_2$ は 0.0200 mol で

あるから、 Ba^{2+} が水溶液中に残っていて、 SO_4^{2-} はすべて沈殿したとわかる。したがって、はじめの混合溶液に含まれていた SO_4^{2-} 、すなわち H_2SO_4 は 0.0100 mol、 Cl^- を含む水溶液に Ag^+ を加えると、 $AgCl$ (式量 143.5) の沈殿が生じる。



沈殿した $AgCl$ 8.61 g は $\frac{8.61 \text{ g}}{143.5 \text{ g/mol}} = 0.0600 \text{ mol}$ で、加えた $AgNO_3$ は 0.0800 mol

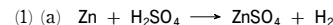
であるから、 Ag^+ が水溶液中に残っていて、 Cl^- はすべて沈殿したとわかる。したがって、硝酸銀水溶液を加える前に含まれていた Cl^- は 0.0600 mol である。

このうち $0.0200 \text{ mol} \times 2 = 0.0400 \text{ mol}$ は $BaCl_2$ として加えられたものであるから、最初に HCl として含まれていた分は、 $0.0600 \text{ mol} - 0.0400 \text{ mol} = 0.0200 \text{ mol}$

30 金属の混合物

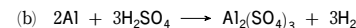
【解答】 (1) (a) 0.45 L (b) 2.2 L (2) 1.3 g

【解説】 亜鉛と希硫酸からは硫酸亜鉛と水素、アルミニウムと希硫酸からは硫酸アルミニウムと水素が生じる。希硫酸の希は薄い溶液を表すが、化学反応式には表さない。(2) では亜鉛を x [mol]、アルミニウムを y [mol] として、金属混合物の質量と水素発生量についての連立方程式をたてる。



Zn 1 mol が反応すると H_2 1 mol が発生。

$$22.4 \text{ L/mol} \times \frac{1.3}{65} \text{ mol} \approx 0.45 \text{ L}$$



Al 1 mol が反応すると H_2 1.5 mol が発生。

$$22.4 \text{ L/mol} \times \frac{1.8}{27} \times 1.5 \text{ mol} \approx 2.2 \text{ L}$$

(2) Zn x [mol] と Al y [mol] の質量の和が 1.57 g である。 $65x + 27y = 1.57 \quad \dots \textcircled{1}$

Zn x [mol] から発生する H_2 は x [mol]、Al y [mol] から発生する H_2 は $1.5y$ [mol]。

この和が 0.035 (mol) である。

$$\text{よって、} x + 1.5y = 0.035 \quad \dots \textcircled{2}$$

① 式、② 式より、 $x = 0.020 \text{ mol}$ 、 $y = 0.010 \text{ mol}$

混合物中の亜鉛は 0.020 mol で、質量は、 $65 \text{ g/mol} \times 0.020 \text{ mol} = 1.3 \text{ g}$

31 基礎法則

【解答】 (1) 2 : 1 : 2、気体反応の法則 (2) 2 : 3、倍数比例の法則

(3) 89、定比例の法則 (4) 8.0、質量保存の法則

高1化学総合SA 練習問題(物質と化学反応式・酸と塩基)【解答】

(5) 1.5×10^{23} , アボガドロの法則

解説 (1) $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$

同温・同圧では、気体の体積の比は化学反応式の係数の比に等しく、簡単な整数比(この場合は2:1:2)になる。→ 気体反応の法則

(2) 酸化鉄(II)FeOでは、鉄と酸素の質量の比は56:16、鉄1g当たりの酸素は

$\frac{16}{56}$ g, 酸化鉄(III)Fe₂O₃では鉄と酸素の質量の比は56×2:16×3、鉄1g当たり

の酸素は $\frac{16 \times 3}{56 \times 2} = \frac{24}{56}$ (g)

1gという同じ質量の鉄と結合している酸素の質量の比は $\frac{16}{56} : \frac{24}{56} = 2:3$ という簡単な整数比になる。→ 倍数比例の法則

(3) 水に含まれる酸素は $\frac{16}{18} \times 100 \approx 89$ (%)で、水であれば、時、場所、製法などによらず酸素と水素の質量の比は一定。→ 定比例の法則

(4) プロパンと酸素の質量の和=二酸化炭素と水の質量の和 である。→ 質量保存の法則。

$$2.2 + x = 6.6 + 3.6 \quad x = 8.0 \text{ g}$$

(5) 標準状態で22.4 Lの気体には、気体の種類によらず 6.0×10^{23} 個の分子が含まれている。→ アボガドロの法則

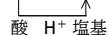
5.6 Lの気体では、酸素でも水素でも $6.0 \times 10^{23} \times \frac{5.6}{22.4} = 1.5 \times 10^{23}$ (個)の分子が含まれている。

32]酸・塩基の定義

解答 (a) 水素イオン(または、オキソニウムイオン) (b) 水酸化物イオン

(c) 酸 (d) 塩基 (e) 酸 (f) 塩基

解説 $\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$



化学反応において、酸や塩基を判別するときは、ブレンステッド・ローリーの定義で考えるとわかりやすい。それ以外のときは、アレニウスの定義に従って考えてよい。

33]酸・塩基の判別

解答 (1) 酸:HCl 塩基:KOH (2) 酸:H₂SO₄ 塩基:NH₃

(3) 酸:HCl 塩基:H₂O (4) 酸:H₂O 塩基:NH₃

(5) 酸:H₂O 塩基:CH₃COO⁻

解説 酸・塩基の定義にはアレニウスによるものやブレンステッドとローリーによるものがあるが、いろいろな変化について酸・塩基を問うときはブレンステッドとローリーの定義を適用する。酸はH⁺を与える物質、塩基はH⁺を受け取る物質であるから、H⁺の移動する方向を調べると、酸・塩基を判別できる。

なお、本問のような酸・塩基を判別する問題以外のときは、酸は電離してH⁺を出す物質、塩基は電離してOH⁻を出す物質というアレニウスの定義に従って考えてよい。

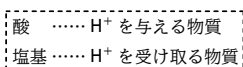
H⁺を与える物質が酸、H⁺を受け取る物質が塩基であるから、H⁺の移動の方向を考える。

(1) $\text{HCl} \rightarrow \text{KOH}$ (2) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_3$ (3) $\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

(4) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3$ (5) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-$

注 このような酸・塩基の考え方はブレンステッドとローリーの定義に従うものである

るが、高校では、(3)、(4)の反応は酸・塩基の電離、(5)は塩の加水分解として扱うことが多い。



34]酸・塩基の強弱

解答 (a) 電離度 (b) 強酸 (c) 強塩基 (d) 弱酸 (e) 弱塩基

(f) ない

解説 電離度 $\alpha = \frac{\text{電離している酸(塩基)の物質質量}}{\text{溶けている酸(塩基)の物質質量}} \quad (0 < \alpha \leq 1)$

(a) 電離度は、同じ物質でも濃度や温度によって異なる。一般には、濃度が小さいほど、また温度が高いほど、電離度は大きくなる。

(e) Cu(OH)₂やFe(OH)₂のように、水に溶けにくい塩基は弱塩基に分類されることが多い。

35]電離と電離度

解答 (1) 酢酸イオン: 5.2×10^{-4} mol 水素イオン: 5.2×10^{-4} mol

(2) アンモニウムイオン, 4.2×10^{-3} mol 水酸化物イオン, 4.2×10^{-3} mol

(3) 水素イオン: 2.0×10^{-3} mol 硫酸イオン: 1.0×10^{-3} mol

(4) 0.050

解説 酸や塩基の電離によって生じるH⁺やOH⁻の物質量は、価数×物質質量×電離度で求められる。

(1)	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$			
(電離前)	0.10	0	0	(mol)
(変化量)	-0.10×0.0052	+0.10×0.0052	+0.10×0.0052	(mol)
(電離後)	0.09948	5.2×10^{-4}	5.2×10^{-4}	(mol)

(2)	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$			
(電離前)	1.0	0	0	(mol)
(変化量)	-1.0×0.0042	+1.0×0.0042	+1.0×0.0042	(mol)
(電離後)	0.9958	4.2×10^{-3}	4.2×10^{-3}	(mol)

(3)	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$			
(電離前)	0.0010	0	0	(mol)
(変化量)	-0.0010	+2×0.0010	+0.0010	(mol)
(電離後)	0	2.0×10^{-3}	1.0×10^{-3}	(mol)

(4) モル濃度[mol/L]は、溶液1L当たりに含まれる物質の量を物質質量で表した濃度である。同じ溶液中で考える場合は、溶液の体積が同じなので、モル濃度を物質質量と同じように扱うことができる。したがって、電離度αの定義は、次のように表すこともできる。

$$\text{電離度 } \alpha = \frac{\text{電離した酸(塩基)のモル濃度}}{\text{溶かした酸(塩基)のモル濃度}} \quad (0 < \alpha \leq 1)$$

酢酸は1価の弱酸なので、電離している酢酸のモル濃度は、水素イオンのモル濃度

[H⁺]と同じである。よって、電離度は、

$$\frac{5.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}}{0.010 \text{ mol/L}} = 0.050$$

補足 酸や塩基の電離によって生じるH⁺やOH⁻のモル濃度は、価数×(モル)濃度×電離度 で求められる。

36]酸化物

解答 (1) [酸性酸化物] ア, エ [塩基性酸化物] イ, ウ, オ

(2) (a) イ. $\text{CaO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

ウ. $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

オ. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

(b) ア. $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

エ. $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

(3) 両性酸化物

解説 (1) 酸性酸化物は酸が水を失うと生じ、水と反応すると酸になり、塩基と反応して塩を生じる酸化物で、非金属元素(陰性元素)の酸化物の多くが該当する。一方、塩基性酸化物は逆に塩基が水を失うと生じ、水と反応すると塩基になり、酸と反応して塩を生じる酸化物で、金属元素(陽性元素)の酸化物の多くが該当する。

(2) (a) 酸化物が酸と反応するとき生じる塩は、その酸化物が水と反応して生じる塩基が、酸と反応するとき生じる塩と同じである。

$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$

$\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

(b) 酸化物が塩基と反応するとき生じる塩は、その酸化物が水と反応して生じる酸が、塩基と反応するとき生じる塩と同じである。

$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$

$\text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

注 炭酸H₂CO₃は単独に取り出すことはできない。しかし、炭酸塩や炭酸水素塩は存在するなど、CO₂の水中での性質を説明するのに便利で理解しやすいので、便宜上H₂CO₃の化学式を用いた。

(3) Al, Zn, Sn, Pbの単体、酸化物、水酸化物は、酸とも強塩基とも反応して塩を生じるので、これらの元素を両性金属、酸化物を両性酸化物、水酸化物を両性水酸化物という。

$2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$

$2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na[Al(OH)}_4] + 3\text{H}_2$

テトラヒドロキシドアルミン酸ナトリウム

$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

$\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na[Al(OH)}_4]$

$\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

$\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$

テトラヒドロキシド亜鉛(II)酸ナトリウム

非金属元素の酸化物……酸性酸化物……塩基と反応
金属元素の酸化物……塩基性酸化物……酸と反応
Al, Zn, Sn, Pbの酸化物……両性酸化物……酸とも強塩基とも反応

37] [H⁺]とpH

解答 (a) 1.0×10^{-7} (b) *n* (c) 7 (d) < (e) 1 (f) >

(g) 水のイオン積 (h) 1.0×10^{-2} (i) 1.0×10^{-12} (j) 12

(4) 電解質の水溶液中には多くのイオンが存在しているが、純水の中にはイオンがわずかにしか存在しないから。

解説 純水は、わずかではあるが電離している。

$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^- \quad [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L} \quad (25^\circ\text{C})$

このような小さな値は扱うのに不便であるので、pHを用いる。

$[H^+] = 1.0 \times 10^{-n}$ mol/L のとき、 $pH = n$
 酸性： $[H^+] > 1.0 \times 10^{-7}$ mol/L $> [OH^-]$ 、 $pH < 7$
 中性： $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ mol/L $= [OH^-]$ 、 $pH = 7$
 塩基性： $[H^+] < 1.0 \times 10^{-7}$ mol/L $< [OH^-]$ 、 $pH > 7$

- (3) $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ と電離するので、
 $[OH^-] = 0.010$ mol/L $= 1.0 \times 10^{-2}$ mol/L
 $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ mol²/L² より、
 $[H^+] \times 1.0 \times 10^{-2}$ mol/L $= 1.0 \times 10^{-14}$ mol²/L²
 $[H^+] = 1.0 \times 10^{-12}$ mol/L $pH = 12$
- (4) 溶液が電気を通すためには、溶液中にある程度のイオンが存在しなければならぬ。純水の中に存在するイオンは、水の電離で生じるわずかな H^+ と OH^- のみであるので、通常の電解質溶液と比べてイオンがほとんど存在していない。そのため、純水は電気をほとんど通さない。

38 溶液の pH

【解答】 (1) 1000 倍 (2) 3 (3) 7 (4) 99 L (5) 0.025 (6) 11

(7) 2.5×10^{-13} mol/L

【解説】 (1) $pH = 2$ のとき、 $[H^+] = 1.0 \times 10^{-2}$ mol/L

$pH = 5$ のとき、 $[H^+] = 1.0 \times 10^{-5}$ mol/L

$$\frac{1.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}}{1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}} = 1.0 \times 10^3 \text{ (倍)}$$

(2) $pH = 1$ のとき、 $[H^+] = 1.0 \times 10^{-1}$ mol/L。これを 100 倍に薄めるから、

$$1.0 \times 10^{-1} \text{ mol/L} \times \frac{1}{100} = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \quad pH = 3$$

(3) 水溶液を薄めていくと、 $pH = 7$ に近づく。薄めることによって、酸性溶液が塩基性溶液になったり、塩基性溶液が酸性溶液になったりすることはない。水溶液を薄めていくと、水の電離による H^+ や OH^- が無視できなくなる。

(4) $pH = 1$ を $pH = 3$ とするためには、100 倍に薄める必要がある。したがって、1.0 L の水溶液を 100 L にするために必要な水は、100 L - 1.0 L = 99 L である。

(5) $pH = 3$ より、 $[H^+] = 1.0 \times 10^{-3}$ mol/L。電離度を α とすると、

$$\frac{1 \times 0.040 \text{ mol/L} \times \alpha}{1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}} = \alpha = 0.025$$

価数 濃度 電離度 $[H^+]$

(6) $pH = 13$ のとき、 $[H^+] = 1.0 \times 10^{-13}$ mol/L

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

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

これを 100 倍に薄めると、 $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-3}$ mol/L

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

$$[H^+] = 1.0 \times 10^{-11} \text{ mol/L} \quad pH = 11$$

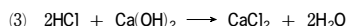
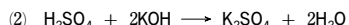
(7) $[H^+] = 2 \times 2.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \times \frac{1}{1} = 4.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

価数 濃度 電離度

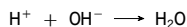
$$[H^+] \times [OH^-] = 4.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \times [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

$$[OH^-] = 2.5 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$$

39 中和の化学反応式

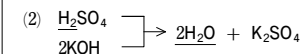
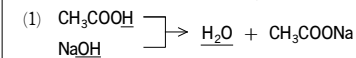


【解説】 中和反応は、酸の出す H^+ と塩基の出す OH^- とが過不足なく結合して H_2O になる反応である。

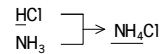


酸から H^+ がとれた後の陰イオンと、塩基から OH^- がとれた後の陽イオンとの組合せの物質が塩である。

塩基が NH_3 のときは、酸からの H^+ と結合して NH_4^+ が生じ、酸から H^+ がとれた後の陰イオンとの組合せの物質(アンモニウム塩)が生じる。



(4) 塩基が NH_3 のとき、酸の H^+ と過不足なく結合して NH_4^+ となり、残りの陰イオンとの組合せの塩が生じる。



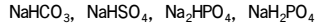
40 塩の分類

【解答】 (1) ア、エ (2) エ

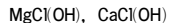
【解説】 酸の H^+ が反応しきれずに一部残ったり、塩基の OH^- が反応しきれずに一部残ったりした塩がある。前者が酸性塩、後者が塩基性塩で、 H^+ 、 OH^- とともに全部反応して生じた塩が正塩である。

(1)、(2) 塩はその組成(化学式)から次の3つに分類される。

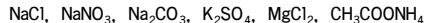
① 酸性塩 酸の H が残っている塩。2 価以上の酸の塩に存在する。



② 塩基性塩 塩基の OH が残っている塩。2 価以上の塩基の塩に存在する。

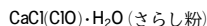


③ 正塩 酸の H も塩基の OH も残っていない塩。



【注】 これらは、塩の化学式からの分類で、塩の水溶液の液性とは関係がない。

【補足】 1 つの塩基が 2 種類の酸と中和した形の、2 種類の陰イオンを含む塩や、1 つの酸が 2 種類の塩基と中和した形の、2 種類の陽イオンを含む塩がある。これらは複塩とよばれている。



41 塩の性質

【解答】 (a) エ、カ (b) ア、オ

【解説】 < 塩の水溶液の性質 >

強酸と強塩基からなる正塩 …… 中性

強酸と弱塩基からなる塩 …… 酸性

強酸と強塩基からなる正塩 …… 酸性

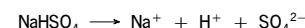
弱酸と強塩基からなる正塩 …… 塩基性

(ア) 弱酸 H_2CO_3 と強塩基 $NaOH$ の正塩で塩基性(アルカリ性)

(イ) 強酸 HNO_3 と強塩基 $NaOH$ の塩(正塩)で中性

(ウ) 強酸 H_2SO_4 と強塩基 KOH の塩(正塩)で中性

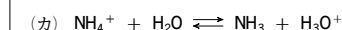
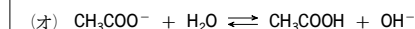
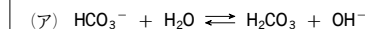
(エ) 強酸 H_2SO_4 と強塩基 $NaOH$ の塩で、酸性塩(H が残っている)であるから、酸性



(オ) 弱酸 CH_3COOH と強塩基 $NaOH$ の塩で塩基性(アルカリ性)

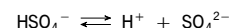
(カ) 強酸 HCl と弱塩基 NH_3 の塩で酸性

【参考】 (ア)、(オ)では弱酸の陰イオンと H_2O が反応して OH^- を生じるため、水溶液は塩基性を示す。(カ)では弱塩基の陽イオンと H_2O が反応して H_3O^+ を生じるため、水溶液は酸性を示す。



(ア)、(オ)、(カ)のような変化を塩の加水分解という。

(エ) HSO_4^- は強酸から生じたイオンで、まだ H をもっているので電離して水中に H^+ を出す。



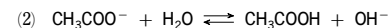
HCO_3^- も H が残っているが、 H_2CO_3 は弱酸なので $HCO_3^- \rightarrow H^+ + CO_3^{2-}$

とは電離せず、(ア)のように反応する。

42 塩の加水分解

【解答】 (1) (a) 大きな (b) 塩基 (c) ナトリウムイオン (d) 酢酸イオン

(e) 水酸化物イオン (f) 加水分解 (g) 酸 (h) 塩基 (i) 中



(3) イ、エ

【解説】 電離度の小さな弱酸に由来する陰イオンや弱塩基に由来する陽イオンは、一部が水と反応してもとの酸や塩基に戻り、 OH^- や H^+ を生じる。この反応を塩の加水分解という。したがって、塩を構成する酸や塩基に弱酸や弱塩基が含まれている場合には、正塩であっても水溶液が中性とはならない。

(3) (ア) 強酸と強塩基からなる正塩で、加水分解は起こらない。

(イ) 強酸と強塩基からなる酸性塩で、水溶液は酸性である。

(ウ) 弱酸と強塩基からなる酸性塩で、弱酸に由来する炭酸水素イオンの加水分解が起こり、水溶液は塩基性を示す。

(エ) 強酸と強塩基からなる正塩で、加水分解は起こらない。

(オ) 強酸と弱塩基からなる正塩で、弱塩基に由来するアンモニウムイオンの加水分解が起こり、水溶液は酸性を示す。

43塩の反応

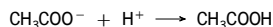
【解答】(a) 弱 (b) 強 (c) 水素イオン (d) 弱 (e) 強

(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。例えば、酢酸ナトリウムと塩酸とを反応させると、次式になる。

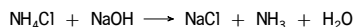


これは混合水溶液中には CH_3COO^- , Na^+ , H^+ , Cl^- の4種類のイオンが含まれるが、 CH_3COO^- , H^+ は、

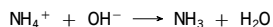


と結びついて弱酸 CH_3COOH 分子となり、水溶液中に Na^+ と Cl^- , すなわち強酸の塩が残るのである。

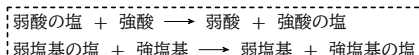
また、弱塩基は電離度が小さくイオンになりにくいから、逆に弱塩基の陽イオンと水酸化物イオンがあると結合して、弱塩基が生じる。すなわち、弱塩基の塩に強塩基を作用させると、弱塩基が遊離して強塩基の塩が生じる。例えば、塩化アンモニウムに水酸化ナトリウム水溶液を加えると、次式になる。



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となり、溶液中に Na^+ と Cl^- すなわち強塩基の塩が残るのである。



44水溶液どうしの中和反応

【解答】(1) 50 mL (2) 0.12 mol/L

【解説】中和反応の本質は $\text{H}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$ であるから、酸の出す H^+ と塩基の出す OH^- の物質量が同じとき、すなわち、酸の価数×物質量=塩基の価数×物質量

のとき、ちょうど中和が完結する。
 c [mol/L] の a 価の酸水溶液 v [mL] と、 c' [mol/L] の b 価の塩基水溶液 v' [mL] の中和では、酸の出す H^+ と塩基の出す OH^- の物質量が同じであるから、

$$a \times c \text{ [mol/L]} \times \frac{v}{1000} \text{ [L]} = b \times c' \text{ [mol/L]} \times \frac{v'}{1000} \text{ [L]}$$

$$(1) 2 \times 0.25 \times \frac{20}{1000} = 1 \times 0.20 \times \frac{x}{1000}$$

$$x = 50 \text{ (mL)}$$

$$(2) 1 \times x \times \frac{10}{1000} = 1 \times 0.10 \times \frac{12}{1000}$$

$$x = 0.12 \text{ (mol/L)}$$

<中和の量的関係>

$$a \times c \times \frac{v}{1000} = b \times c' \times \frac{v'}{1000}$$

$$acv = bc'v'$$

45固体や気体が関与する中和反応

【解答】(1) 50 mL (2) 50 mL

【解説】酸と塩基が中和するとき、酸の出す H^+ と塩基の出す OH^- の物質量が同じである。この関係は酸、塩基が水溶液でなく、固体や気体として用いられた場合にも適用できるので、しっかり理解しておきたい。

酸、塩基の量が、水溶液の濃度と体積ではなく、固体の質量や気体の体積で与えられた場合は、「 H^+ と OH^- の物質量が等しい」ことより、次の形の式を用いる。

$$\frac{\text{酸の価数} \times \text{物質質量}}{\text{塩基の価数} \times \text{物質質量}}$$

(1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (式量 74) は2価の塩基であるから、

$$2 \times \frac{3.7}{74} = 1 \times 2.0 \times \frac{x}{1000} \quad x = 50 \text{ (mL)}$$

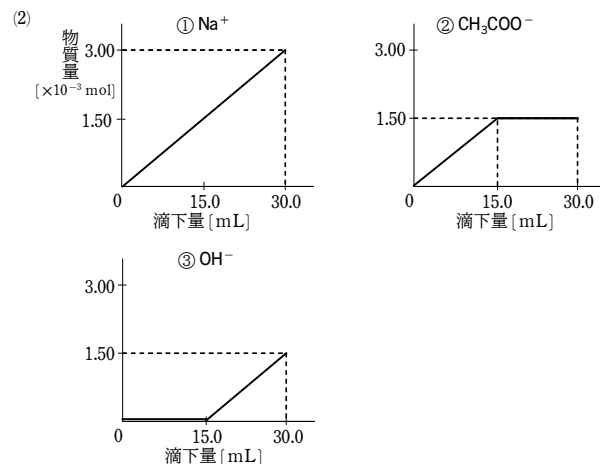
(2) 最初のアンモニアは $\frac{1.12}{22.4} = 0.0500$ (mol) で、中和に用いたのは、その $\frac{10}{100}$ の 0.00500 mol であるから、

$$1 \times 0.00500 = 1 \times 0.10 \times \frac{v}{1000} \quad v = 50 \text{ (mL)}$$

【補足】弱酸や弱塩基は電離度が小さく、生じている H^+ , OH^- の量は少ないが、中和により H^+ , OH^- が消費されると、さらに酸、塩基が電離して中和に用いられるので、結局すべての酸、塩基が反応する。したがって、酸、塩基の中和の量的関係は、酸、塩基の強弱に関係なく成りたつ。

46中和とイオンの量

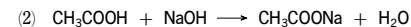
【解答】(1) 0.150 mol/L



【解説】酢酸は弱酸であり、水溶液中での水素イオン、酢酸イオンの量は少なく、グラフには表せない。水酸化ナトリウム水溶液を滴下すると酢酸は中和され、酢酸ナトリウムが生じるが、水に溶けるので水溶液中の酢酸イオン、ナトリウムイオンは水酸化ナトリウムの滴下量に比例して増加する。水酸化物イオンは中和点までは中和反応で消費されて0とみなせるが、中和点以後水酸化ナトリウムの滴下量に比例して増加する。イオンの物質量は、溶質の物質量と同じモル濃度と体積 (L) の積で求められる。

(1) 酢酸の濃度を x [mol/L] とすると、中和の公式より、

$$1 \times x \times \frac{10.0}{1000} = 1 \times 0.100 \times \frac{15.0}{1000} \quad x = 0.150 \text{ (mol/L)}$$



① Na^+ は特に反応しないので、 NaOH 水溶液の滴下量に比例して増加する。よって 30.0 mL 滴下時は、 $0.100 \times \frac{30.0}{1000} = 3.00 \times 10^{-3}$ (mol) になる。

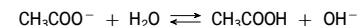
② 酢酸 CH_3COOH の電離度は小さく、最初の CH_3COO^- の量は0としてよい。 NaOH 水溶液の滴下に従い、 CH_3COOH が CH_3COO^- になり、中和点 (15.0 mL 滴下時) まで増加し、その後変化しない。

中和点では CH_3COOH が全て電離して CH_3COO^- になるため、中和点での CH_3COO^- の物質量は最初の CH_3COOH と同量である。また、 CH_3COO^- の物質量は中和点以降は増加せず、中和点の時と同量である。よって、30.0 mL 滴下時は、 $0.100 \times \frac{15.0}{1000} = 1.50 \times 10^{-3}$ (mol)

③ 中和点 (15.0 mL 滴下時) までは中和反応に消費されて、 OH^- の量は0。中和点以後は滴下に伴って増加する。

よって 30.0 mL 滴下時は、 $0.100 \times \frac{30.0 - 15.0}{1000} = 1.50 \times 10^{-3}$ (mol) になる。

【参考】② CH_3COO^- と ③ OH^- の物質量は、塩の加水分解

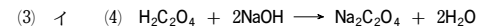


を考慮すると、中和点での②の値は上の計算よりいくらか小さくなり、③の値は0よりいくらか大きい。

47中和滴定

【解答】(1) 0.0600 mol/L

(2) (a) メスフラスコ (b) ホールビペット (c) ビュレット



(5) 0.0960 mol/L

【解説】シュウ酸は容易に純粋な状態で得られ、安定に保存できるので、酸の標準液をつくるのに用いられる。中和滴定には、高い精度の体積をはかることができるように工夫された器具を用いるので、正確な濃度を求めることができる。メスシリンダーや駒込ビペットなどは精度が低く、中和滴定には用いない。

(1) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ の式量は126。シュウ酸の物質量は $\frac{1.89}{126} = 0.0150$ (mol)

濃度は、 $\frac{0.0150}{0.250} = 0.0600$ (mol/L)

(2) 滴定に用いる器具

一定濃度の試薬の調製 …… メスフラスコ

一定体積の溶液の採取 …… ホールビペット

溶液の滴下量の測定 …… ビュレット

(3) 器壁に接する部分の水面は盛り上がっているため、水面の底部の目盛りを読む。逆に水銀などは器壁に接する部分が引き下げられているので、液面の最上部の目盛りを読む。

(5) シュウ酸は2価の酸であるから、中和の公式 $ac \times \frac{v}{1000} = bc' \times \frac{v'}{1000}$ より、

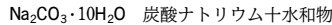
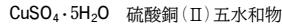
$$2 \times 0.0600 \times \frac{10.0}{1000} = 1 \times x \times \frac{12.5}{1000}$$

$$x = 0.0960 \text{ (mol/L)}$$

高1化学総合SA 練習問題(物質と化学反応式・酸と塩基)【解答】

【参考】水酸化ナトリウム水溶液の正確な濃度は、このようにシュウ酸のような標準液を中和滴定しなければ求められない。

【補足】シュウ酸を水溶液から再結晶すると、結晶に水が含まれてくる。このようなことは硫酸銅(Ⅱ)や炭酸ナトリウムなどのイオン化合物にも見られる。このときの水は、分子やイオンに結合し、分子やイオンと共に規則正しく配列していて、水和水とよばれている。溶質 1 mol に対する水和水の量は決まっています、その数をつけて結晶の名称をいう。



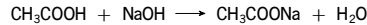
(1) で、シュウ酸二水和物 1 mol 中にはシュウ酸 1 mol が含まれるので、シュウ酸二水和物の物質量を求めると、それがシュウ酸の物質量を表すことになる。

【48】食酢の濃度

【解答】(1) 0.150 mol/L (2) 4.4 %

【解説】食酢をそのまま滴定に用いると、濃度が濃く誤差が生じやすい。食酢中の酢酸の量を求めるときは 5 倍または 10 倍に希釈して滴定することが多く、得られた濃度を 5 倍または 10 倍してもとの酢酸の濃度を求める。中和滴定ではモル濃度が求められるから、 c [mol/L] 水溶液は、1 L = 1000 × d [g] の中に $M \times c$ [g] の溶質を含むことより、質量パーセント濃度に換算する (d : 密度 g/cm³, M : モル質量)。なお、1 cm³ = 1 mL であるから、1 g/cm³ は 1 g/mL と同じである。

(1) 中和の反応式は、



$$ac \times \frac{v}{1000} = bc' \times \frac{v'}{1000} \quad \text{より、}$$

$$1 \times x \times \frac{10.0}{1000} = 1 \times 0.120 \times \frac{12.5}{1000} \quad x = 0.150 \text{ (mol/L)}$$

(2) 食酢は A 液の 5 倍の濃度で 0.750 mol/L、食酢 1000 mL あたりで考えると、その質量は、1000 × 1.02 g。溶質は CH₃COOH (分子量 60) 0.750 mol であるから、60 × 0.750 g。

$$\text{質量パーセント濃度} = \frac{\text{溶質の質量}}{\text{溶液の質量}} \times 100 = \frac{60 \times 0.750}{1000 \times 1.02} \times 100 \approx 4.4 \text{ (\%)}$$

【49】NaOHの純度

【解答】96 %

【解説】純度は不純物を含む水酸化ナトリウム中の水酸化ナトリウムの割合であるから、純度を x [%] とすると、水酸化ナトリウムの質量は 0.050 x [g] となる。この量について、中和の量的関係を適用する。

NaCl は HCl と反応しないので、NaOH と HCl の中和だけ考えればよい。NaOH の純度を x [%] とすると、5.0 g 中の NaOH は、

$$5.0 \times \frac{x}{100} \text{ [g]} = 0.050x \text{ [g]}$$

よって、その物質量は $\frac{0.050x}{40}$ [mol]

200 mL の溶液のうち 10.0 mL を用いたから、中和の関係より、

$$1 \times \frac{0.050x}{40} \times \frac{10.0}{200} = 1 \times 0.50 \times \frac{12.0}{1000}$$

$$x = 96 \text{ (\%)}$$

【50】滴定に用いる器具

【解答】(1) (a) ウ、ホールピペット (b) エ、コニカルビーカー (c) オ、ビュレット

(2) (a) イ (b) カ (c) エ

【解説】器具の内部が水にぬれていると、溶液の濃度や溶質の量が変わるので、それが不適当な場合は共洗いが必要である。すでに正確に溶質の量がはかり取られている場合は、ぬれたまま用いてよい。

ホールピペット、ビュレットは、中に入れる溶液で共洗いして用いる。メスフラスコ、コニカルビーカーは、純水でぬれたまま用いてよい。

【51】滴定曲線

【解答】[I] (A) ア (B) ウ (C) カ (D) イ (E) オ

[II] (A) a (B) d (C) b (D) c (E) c

【解説】中和滴定曲線は、酸・塩基の強弱により特徴ある形をとる。強酸に強塩基を加える場合は、中和点での鉛直部は酸性～塩基性に長く伸びているが、強酸に弱塩基を加える場合は、鉛直部は酸性側だけであり、弱酸に強塩基を加える場合は塩基性側だけである。弱酸に弱塩基を加える場合は、鉛直部はなく、全体的に横に寝ている。また一方が 1 価で他方が 2 価のときは、鉛直部が 2 箇所ある階段状になる。指示薬は、鉛直部に変色域があるものを選ぶ。ほんの少量の滴下量の変化により pH が大きく変わり、色が変わるからである。

[I] 中和点(当量点)の前で、強酸または強塩基が微量過剰のとき、pH は大きく変化し滴定曲線は鉛直になる。一方、弱酸または弱塩基が微量過剰のときは、pH の変化は小さく、滴定曲線は横になる。

(A) では、中和点の手前(酸性側)、pH が 7 より小さいところで滴定曲線が鉛直で、pH 変化が大きく、中和点の後(塩基性側)で曲線は横になり、pH 変化が小さいので、強酸と弱塩基の滴定とわかる。(B) では、中和点の前後も曲線が横になっているから、弱酸に弱塩基の滴定。(C) では中和点の手前で曲線が横になり、pH 変化が小さく、塩基性側(pH が 7 より大きいところ)で曲線が鉛直で、pH 変化が大きいため(A)と逆)、弱酸に強塩基の滴定。(D) では、pH 変化が 7 の前後とも大きく、強酸に強塩基の滴定、とわかる。(E) では、酸の水溶液 a [mL] に対して $\frac{1}{2}$ の量の塩基の水溶液で中和点に達しているから、1 価の強酸と 2 価の強塩基の中和である(オ)とわかる。

なお、(A)～(D)とも中和に必要な塩基の量が酸の量と同じであるから酸と塩基の価数は同じであり、(エ)、(オ)は該当しない。

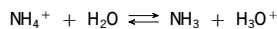
[II] フェノールフタレインの変色域は pH 8.0～9.8(塩基性側)なので、弱酸と強塩基の滴定に適している。メチルオレンジの変色域は、pH 3.1～4.4 で、強酸と弱塩基の滴定に適している。強酸と強塩基では中和点付近の pH の変化量が大きいので、どちらの指示薬も使える。一方、弱酸と弱塩基の場合は、中和点前後の pH の変化が小さく、指示薬の色の変化が鋭敏でないため、指示薬の色の変化により中和点を求めることは困難である。

【52】酸、酸化物、塩

【解答】エ

【解説】(ア) 正しい。

(イ) 正しい。アンモニウム塩は水と反応(加水分解)して、オキソニウムイオンを生じる。

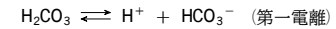


このとき NH₄⁺ は H₂O に H⁺ を与えているので、ブレンステッド・ローリーの定義による酸としてはたらく。

(ウ) 正しい。弱酸の電離度は濃度により異なり、濃度が薄いほど大きい。弱酸は電離しにくく、弱酸分子に対して水分子が多い(溶液が薄い)ほど、弱酸分子から H⁺ が引き抜かれて H₃O⁺ を生じる割合が高くなるのである。したがって、酸の強弱を比較するには濃度を同じにしておくてはいけない。

(エ) 誤り。水と反応(加水分解)しない。単に電離するだけである。

(オ) 正しい。2 価の弱酸の電離は 2 段階で行われる。



一般に、2 価の弱酸の第二電離は第一電離に比べて電離度が低い。したがって、第二電離により生じる陰イオン(CO₃²⁻)のほうが、第一電離により生じる陰イオン(HCO₃⁻)よりも H₂O から H⁺ を奪う傾向が強く塩基性が強い。

【53】水の電離度、pH

【解答】(1) 誤り (2) 誤り (3) 誤り

【解説】純水は、ごくわずかに電離しており、[H⁺] = 1.0 × 10⁻⁷ mol/L である。電離した水は少ないから、水 1 L のうち 1.0 × 10⁻⁷ mol の水が電離したと考えてよい。

水 1 L は何 mol かを考えよ。酸や塩基の水溶液中でも水は電離し、H⁺ と OH⁻ が同量生じているので、酸の水溶液では必ず [H⁺] > [OH⁻] である。また pH は水素イオン濃度の指数をとり、符号を変えたものであるから、pH = a と b の液を同量混合した溶液の pH は $\frac{a+b}{2}$ にはならないことに注意する。

(1) 誤り。純水の水素イオン濃度は 1.0 × 10⁻⁷ mol/L であるから、水 1 L のうち 1.0 × 10⁻⁷ mol が電離していることになる。電離度 = 電離した溶質の物質量/全溶質の物質量 である。

水 1 L の物質量は 1 L = 1000 g = $\frac{1000}{18}$ mol であるから、

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

(2) 誤り。pH = 3 より [H⁺] = 1.0 × 10⁻³ mol/L

HCl の濃度は 1.0 × 10⁻³ mol/L。これを 10 万倍に薄めると、

$$\frac{1.0 \times 10^{-3}}{10^5} = 1 \times 10^{-8} \text{ (mol/L)} \quad [\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-8} \text{ mol/L になる。}$$

これを pH = 8 とするのは誤りである。酸や塩基の水溶液中でも水はわずかに電離して同量の H⁺ と OH⁻ を生じているから、必ず [H⁺] > [OH⁻] となり、酸性を示すので、pH = 8 (塩基性) になることはない。

酸の水溶液は薄めても酸性であり、塩基性になることはない。

(3) 誤り。pH = 1 [H⁺] = [HCl] = 1.0 × 10⁻¹ mol/L

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

2 液を v [L] ずつ混合すると、

$$[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = \frac{1.0 \times 10^{-1} \times v + 1.0 \times 10^{-3} \times v}{2v} = 5.05 \times 10^{-2} \text{ (mol/L)}$$

よって、pH は 1 と 2 の間となる。

【発展】 pH = -log₁₀[H⁺] = -log₁₀(5.05 × 10⁻²) = -log₁₀5.05 - log₁₀10⁻²

高1化学総合SA 練習問題(物質と化学反応式・酸と塩基)【解答】

$$=2-0.70=1.30$$

54 濃度とpH

【解答】(1) ウ (2) 3

【解説】 $[H^+]=a\alpha$ [mol/L]

$[H^+]=1.0 \times 10^{-n}$ mol/L のとき $pH=n$

1.0×10^{-a} mol/L $> [H^+] > 1.0 \times 10^{-b}$ mol/L のとき $a < pH < b$

(1) $[H^+]=a\alpha=1 \times 1.0 \times 10^{-3} \times 0.15=1.5 \times 10^{-4}$ (mol/L)

この値は 1.0×10^{-3} mol/L と 1.0×10^{-4} mol/L の間の値であり、 $[H^+]=1.0 \times 10^{-3}$ mol/L のときは $pH=3$ 、 $[H^+]=1.0 \times 10^{-4}$ mol/L のときは $pH=4$ であるから、 $[H^+]=1.5 \times 10^{-4}$ mol/L の pH の値は 3 と 4 の間の値である。

(2) pH は $[H^+]$ より求められ、 $[H^+]=a\alpha$ [mol/L] であるから、滴定前の酢酸水溶液のモル濃度 x [mol/L] を知ればよい。

中和の公式より、

$$1 \times x \times \frac{10.0}{1000} = 1 \times 0.40 \times \frac{2.50}{1000} \quad x = 0.10 \text{ (mol/L)}$$

$$[H^+]=a\alpha=1 \times 0.10 \times 0.010 = 1.0 \times 10^{-3} \text{ (mol/L)}$$

よって、 $pH=3$

55 中和と濃度

【解答】11.7 %

【解説】水溶液、溶質の量をグラム単位で表したのち物質単位に換算して生成量を計算し、再び質量パーセント濃度に換算する。



NaOH 水溶液 a [g] と HCl 水溶液 b [g] が反応したとすると、生じる NaCl 水溶液は $(a+b)$ [g]。

$$NaOH \text{ は, } 0.100a \text{ [g]} = \frac{0.100}{40} a \text{ [mol]} = 0.00250a \text{ [mol]}$$

$$HCl \text{ は, } 0.365b \text{ [g]} = \frac{0.365}{36.5} b \text{ [mol]} = 0.0100b \text{ [mol]}$$

中和の関係より、NaOH と HCl の物質量は同じであるから、

$$0.00250a = 0.0100b \quad a = 4b$$

生じる NaCl も $0.0100b (=0.00250a)$ [mol] であるから、質量は $0.585b$ [g]。

よって、質量パーセント濃度は、

$$\frac{0.585b}{a+b} \times 100 = \frac{0.585b}{5b} \times 100 = 11.7 \text{ (\%)}$$

56 中和と濃度

【解答】塩酸：0.300 mol/L 水酸化ナトリウム水溶液：0.400 mol/L

【解説】塩酸 50.0 mL と水酸化ナトリウム水溶液 37.5 mL が中和するので、塩酸 1.00 L をちょうど中和するのに必要な水酸化ナトリウム水溶液の体積は、

$$\frac{37.5}{1000} L \times \frac{1.00 L}{50.0 L} = 0.750 L$$

したがって、塩酸 1.00 L に水酸化ナトリウム水溶液 0.500 L を加えた混合溶液では、水酸化ナトリウムがすべて反応し、未反応の塩酸が残っている。

生成した塩化ナトリウム 11.7 g の物質量は、

$$\frac{11.7 \text{ g}}{58.5 \text{ g/mol}} = 0.200 \text{ mol}$$

これは、水酸化ナトリウム水溶液 0.500 L 中の水酸化ナトリウムの物質量と同じであるから、水酸化ナトリウム水溶液のモル濃度 y [mol/L] は、

$$y = \frac{0.200 \text{ mol}}{0.500 L} = 0.400 \text{ mol/L}$$

塩酸のモル濃度 x [mol/L] は、中和の関係式 $acV = bc'V'$ より、

$$\frac{1 \times x \text{ [mol/L]} \times \frac{50.0}{1000} L = 1 \times 0.400 \text{ mol/L} \times \frac{37.5}{1000} L}{HCl \text{ から生じる } H^+ \quad NaOH \text{ から生じる } OH^-}$$

$$x = 0.300 \text{ mol/L}$$

57 混合溶液の $[H^+]$

【解答】(1) 0.10 mol/L (2) 0.44 mol/L (3) 1.0×10^{-13} mol/L

【解説】(1) HCl は 1 価の強酸であるから、HCl から生じる H^+ は、

$$1 \times 0.30 \text{ mol/L} \times 1.0 L = 0.30 \text{ mol}$$

NaOH は 1 価の強塩基であるから、NaOH から生じる OH^- は、

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

よって、混合溶液は酸が過剰であるから、

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

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

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

H_2SO_4 から生じる H^+ は、

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

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。よって、

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

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

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

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

よって、混合溶液は塩基が過剰であるから、

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

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

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

58 pHの大小

【解答】(c) < (b) < (a)

【解説】 $[H^+]$ が大きいと pH は小さい。中性 ($pH=7$) よりも塩基性のほうが pH は大きい。

(a) $[H^+]=a\alpha=1 \times 0.01 \times 0.04 = 4 \times 10^{-4}$ (mol/L) $pH=4$

(b) HCl は 1 価の強酸であるから、

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

これを水で 10 倍に薄める $\Rightarrow [H^+]=1.0 \times 10^{-3}$ mol/L $pH=3$

(c) HCl から生じる H^+ は、

$$1 \times 0.01 \text{ mol/L} \times \frac{10}{1000} L = 1.0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

NaOH から生じる OH^- は、

$$1 \times 0.005 \text{ mol/L} \times \frac{10}{1000} L = 5 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

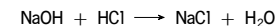
混合溶液の体積は 20 mL (=0.020 L) で、 H^+ が過剰であるから、

$$[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-4} \text{ mol} - 5 \times 10^{-5} \text{ mol}}{0.020 L} = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

よって、 $[H^+]$ について、(c) > (b) > (a) pH について、(c) < (b) < (a)

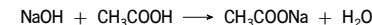
59 中和と電流

【解答】(a) イ [理由] 中和点までの反応は、



このとき失われる OH^- と増加する Cl^- は同数であるが、 OH^- のほうが Cl^- より電気伝導度が大きいので、溶液の電気伝導度は次第に減少する。中和点以降は Cl^- と電気伝導度の大きい H^+ が増加するため、溶液の電気伝導度は次第に増加する。

(b) カ [理由] 中和点までの反応は、



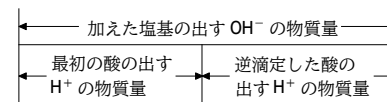
このとき失われる OH^- と増加する CH_3COO^- は同数であるが、 OH^- のほうが電気伝導度が大きいので、溶液の電気伝導度は次第に減少する。中和点以降は CH_3COOH が増加するが、電離度が小さいためイオンの増加は少なく、溶液の電気伝導度はほとんど変わらない。

【解説】電気の通しやすさはイオンの数ばかりでなく、イオンの種類にも関係する。陽イオンでは H^+ 、陰イオンでは OH^- が特に電気を通しやすいので、水酸化ナトリウム水溶液に塩酸を加える場合のように、イオンの総数は変わらなくても電流値には極小値が現れる。このため、電流値の変化から、中和点を知ることができる。

60 逆滴定

【解答】7.5 mL

【解説】逆滴定の原理は、次のように表される。



ゆえに、酸の(価数×物質量)の総和=塩基の(価数×物質量)の総和が成り立つ。溶質の物質量は、溶液のモル濃度と溶液の体積の積で求められるから、逆滴定の原理より、

$$\begin{array}{ccc} \text{酢酸の出す } H^+ & \text{硫酸の出す } H^+ & \text{NaOH の出す } OH^- \\ \parallel & \parallel & \parallel \\ 1 \times 1.0 \times \frac{15.0}{1000} + 2 \times 0.60 \times x & = & 1 \times 2.0 \times \frac{12.0}{1000} \quad x = 0.0075 \text{ (L)} = 7.5 \text{ (mL)} \end{array}$$

<逆滴定の原理>

酸の(価数×物質量)の総和=塩基の(価数×物質量)の総和

61 混合物の中和

【解答】(1) 塩酸 25 mL 硫酸：10 mL (2) 1.20 g

高1化学総合SA 練習問題(物質量と化学反応式・酸と塩基)【解答】

解説 酸・塩基を2種類以上用いて中和させるときも、酸の出す H^+ の総物質量と塩基の出す OH^- の総物質量は等しい。したがって、中和の関係は、
(酸の価数×物質量)の総和=(塩基の価数×物質量)の総和となる。

(1) 最初とった塩酸を x [mL]とすると、硫酸は $0.035 L - x$ [L]になる。

$$\begin{aligned} \text{酸の出す } H^+ \text{ の総物質量} &= \text{塩基の出す } OH^- \text{ の総物質量 より,} \\ 1 \times 0.10 \times x + 2 \times 0.10 \times (0.035 L - x) &= 1 \times 0.10 \times \frac{45}{1000} \end{aligned}$$

$$x = 0.025 \text{ (L)} = 25 \text{ (mL)}$$

硫酸は、 $35 - 25 = 10$ (mL)

(2) NaOHもKOHも1価の塩基であるから、NaOHを x [mol]、KOHを y [mol]とすると、

$$\text{質量の関係より, } 40.0x + 56.0y = 2.32 \quad \dots \textcircled{1}$$

$$\text{中和の量的関係より, } 1 \times (x + y) = 1 \times 1.00 \times \frac{50.0}{1000} \quad \dots \textcircled{2}$$

①, ②より, $x = 3.00 \times 10^{-2}$ mol

$$40.0 \times 3.00 \times 10^{-2} = 1.20 \text{ (g)}$$

別解 NaOHを a [g]、KOHを b [g]とおくと、
質量の関係より, $a + b = 2.32 \quad \dots \textcircled{1}$

$$\text{中和の関係より, } 1 \times \left(\frac{a}{40.0} + \frac{b}{56.0} \right) = 1 \times 1.00 \times \frac{50.0}{1000} \quad \dots \textcircled{2}$$

①, ②より, $a = 1.20$ g

参考 以上のように未知数を物質量単位, 質量単位のどちらで表しても解答できるが, ふつうは物質量単位で表すほうが式が簡単になる。

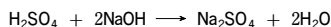
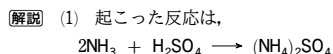
混合物の中和の関係>

$$(\text{酸の価数} \times \text{物質量}) \text{ の総和} = (\text{塩基の価数} \times \text{物質量}) \text{ の総和}$$

62 逆滴定

解答 (1) 1.7 mg (2) 8.0 g

(3) アンモニアは水に溶けやすい気体なので, 水上置換で捕集して体積を正確に測定することができないから。



発生した NH_3 を x [mol]とすると,
(酸の価数×物質量)の総和=(塩基の価数×物質量)の総和より,

$$\frac{2 \times 0.025 \text{ mol/L} \times \frac{15.0}{1000} \text{ L}}{H_2SO_4 \text{ から生じる } H^+} = \frac{1 \times x \text{ [mol]} + 1 \times 0.050 \text{ mol/L} \times \frac{13.0}{1000} \text{ L}}{NH_3 \text{ から生じる } OH^- + NaOH \text{ から生じる } OH^-}$$

$$x = 1.0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

NH_3 の質量は,
 $17 \text{ g/mol} \times 1.0 \times 10^{-4} \text{ mol} = 1.7 \times 10^{-3} \text{ g} = 1.7 \text{ mg}$

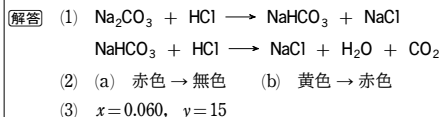
(2) (1)の NH_3 中のN原子の質量は,
 $1.7 \text{ mg} \times \frac{N}{NH_3} = 1.7 \text{ mg} \times \frac{14}{17} = 1.4 \text{ mg}$

つまり, この食品17.5 mg中に窒素が1.4 mg含まれているので, 100 g中では,

$$1.4 \text{ mg} \times \frac{100 \text{ g}}{17.5 \text{ mg}} = 8.0 \text{ g}$$

(3) NH_3 は水に溶けやすい気体なので, 水上置換で捕集して体積を正しく測定することができない。また, 水に通すだけで完全に溶かすことも難しい。中和反応を利用して酸の水溶液に吸収させれば, 発生した NH_3 すべてを溶液中に捕集することができる。うえに, 本問のような中和滴定により発生量も正しく測定することができる。

63 Na₂CO₃の二段階中和



解説 炭酸ナトリウムの炭酸イオンのように1個のイオンが2個の水素イオンと反応できるとき, 滴定曲線を見ると水素イオン1個と反応したところでpHの急な変化が起こり, 2個目の水素イオンと反応したところで, 再びpHの急な変化が起こる。これを二段階中和といい, 適当な指示薬を用いると別々に滴定できる。

(1), (2) $NaHCO_3$ の水溶液の塩基性は弱く(pH 8.3), フェノールフタレインではほとんど呈色しない。したがって, フェノールフタレインを指示薬として Na_2CO_3 水溶液に塩酸を滴下すると, $NaHCO_3$ になったところで溶液は無色になる。

一方メチルオレンジの変色域は酸性側にあるので, メチルオレンジを指示薬として滴定をさらに続行でき, $NaHCO_3$ が $NaCl$ (と H_2O と CO_2)になったところで溶液は変色する。

(3) 最初の Na_2CO_3 と第一段階の反応で生じる $NaHCO_3$ の物質量は等しいので, 第一段階と第二段階での塩酸の滴下量は同じである。よって, $2y = 30 \quad y = 15$ (mL)
 Na_2CO_3 とHClの物質量は等しいから,

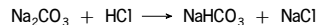
$$x \times \frac{25}{1000} = 0.10 \times \frac{15}{1000} \quad x = 0.060 \text{ (mol/L)}$$

64 混合物の中和

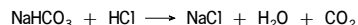
解答 炭酸水素ナトリウム: 3.4 g 気体の体積: 134 mL

解説 $NaHCO_3$ はフェノールフタレインで呈色しないので, 第1中和点までは Na_2CO_3 が $NaHCO_3$ になる反応である。これにメチルオレンジを加えると黄色になるので, さらに中和が進み, 第2中和点では $NaCl$ (+ CO_2 + H_2O)になる。

pH 8.3(弱塩基性)で中和点を示す指示薬は, フェノールフタレイン(変色域(無)8.0~9.8(赤))で, 第1中和点までの反応は,



pH 3.6(弱酸性)で中和点を示す指示薬はメチルオレンジ(変色域(赤)3.1~4.4(黄))で, 第1中和点~第2中和点の反応は,



混合溶液10.0 mL中の Na_2CO_3 を x [mol]、 $NaHCO_3$ を y [mol]とすると, 第1中和点までの中和について,

$$x = 1.00 \times \frac{4.00}{1000} = 4.00 \times 10^{-3} \text{ (mol)}$$

Na_2CO_3 x [mol] から生じる $NaHCO_3$ は x [mol] であるから, 第1中和点~第2中和点の中和について,

$$x + y = 1.00 \times \frac{6.00}{1000} = 6.00 \times 10^{-3}$$

$$y = 6.00 \times 10^{-3} - 4.00 \times 10^{-3} = 2.00 \times 10^{-3} \text{ (mol)}$$

もとの溶液200 mL中の $NaHCO_3$ は, $2.00 \times 10^{-3} \times \frac{200}{10.0} = 4.00 \times 10^{-2}$ (mol)

よって, 炭酸水素ナトリウムの質量は, $84 \times 4.00 \times 10^{-2} = 3.36 \approx 3.4$ (g)
発生する CO_2 は 6.00×10^{-3} molで, $22400 \times 6.00 \times 10^{-3} \approx 134$ (mL)

65 酸の混合物の中和

解答 塩化水素: 0.15 mol/L, 酢酸: 0.30 mol/L

解説 塩化水素HClと酢酸 CH_3COOH の混合溶液では, HClがまず中和され, HClがなくなくなったときが第1中和点である。このときの水酸化バリウム $Ba(OH)_2$ (2価)の滴下量が5.0 mLであるから, HClの濃度を x [mol/L]とすると,

$$\frac{1 \times x \text{ [mol/L]} \times \frac{10.0}{1000} \text{ L}}{HCl \text{ から生じる } H^+} = \frac{2 \times 0.15 \text{ mol/L} \times \frac{5.0}{1000} \text{ L}}{Ba(OH)_2 \text{ から生じる } OH^-}$$

$$x = 0.15 \text{ mol/L}$$

次に CH_3COOH が中和され, CH_3COOH がなくなったときが第2中和点である。 CH_3COOH の中和に要した $Ba(OH)_2$ 水溶液の量は, $15.0 \text{ mL} - 5.0 \text{ mL} = 10.0 \text{ mL}$ である。よって, CH_3COOH の濃度を y [mol/L]とすると,

$$\frac{1 \times y \text{ [mol/L]} \times \frac{10.0}{1000} \text{ L}}{CH_3COOH \text{ から生じる } H^+} = \frac{2 \times 0.15 \text{ mol/L} \times \frac{10.0}{1000} \text{ L}}{Ba(OH)_2 \text{ から生じる } OH^-}$$

$$y = 0.30 \text{ mol/L}$$

66 酸性雨

解答 (1) 15 mol (2) 3.0×10^{-5} mol/L

解説 $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$ と変化するから, 2000台分のガソリン中の硫黄の物質量が硫酸の物質量となる。さらに $1.0 \text{ km}^2 = (1000 \text{ m})^2 = 1.0 \times 10^6 \text{ m}^2$, $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$ より, 雨の体積と H_2SO_4 のモル濃度が求められる。

(1) 自動車2000台の排出する硫黄は,
 $0.75 \text{ (kg/L)} \times 4.0 \text{ (L/台)} \times \frac{0.0080}{100} \times 2000 \text{ (台)} = 0.480 \text{ (kg)} = 480 \text{ (g)}$

硫黄480 gの物質量は,
 $\frac{480 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 15 \text{ mol}$

H_2SO_4 分子1個中に含まれるS原子は1個なので, 硫酸も15 molが生じる。

(2) $1.0 \text{ km}^2 = 1.0 \times 10^6 \text{ m}^2$, $1.0 \text{ mm} = 1.0 \times 10^{-3} \text{ m}$, $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$ であるから, 降った雨の体積は,

$$1.0 \times 10^6 \text{ (m}^2) \times 1.0 \times 10^{-3} \text{ (m)} = 1.0 \times 10^3 \text{ (m}^3) = 1.0 \times 10^6 \text{ (L)}$$

よって, 硫酸のモル濃度は,

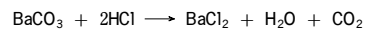
$$\frac{15 \text{ (mol)}}{1.0 \times 10^6 \text{ (L)}} = 1.5 \times 10^{-5} \text{ (mol/L)}$$

硫酸 H_2SO_4 は2価の強酸であるから
 $[H^+] = 2 \times 1.5 \times 10^{-5} \times 1 = 3.0 \times 10^{-5} \text{ (mol/L)}$

参考 $[H^+] = 3.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ のとき,
 $pH = -\log_{10}[H^+]$

$$= -\log_{10}(3.0 \times 10^{-5}) = 5 - \log_{10}3.0 = 5 - 0.48 \approx 4.52$$

自然の雨水のpHは5.6程度で, これよりpHが小さい雨を酸性雨という。

67 空気中のCO₂【解答】 (1) $\text{Ba(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (2) 0.037 %【解説】 (1) CO₂は酸性酸化物で、2価の酸として強塩基のBa(OH)₂と中和反応をする。(2) 炭酸は弱酸なので、BaCO₃は強酸の塩酸と反応する。したがって、過剰のBa(OH)₂を滴定するにはBaCO₃をろ過して除かねばならない。

滴定に用いた塩酸はろ液20.0 mLについてのものであるから、ろ液全体の中和に必

要な量は、 $16.96 \times \frac{100}{20.0}$ mL。乾燥空気に含まれていたCO₂を x [mol] とすると、

逆滴定の原理より、

$$2x + 1 \times 0.0100 \times 16.96 \times \frac{100}{20.0} \times 10^{-3} = 2 \times 0.00500 \times \frac{100}{1000}$$

$$x = 7.6 \times 10^{-5} \text{ (mol)}$$

1 molの気体は27℃、 1.013×10^5 Paで24.6 Lであるから、 $24.6 \times 7.6 \times 10^{-5}$ LのCO₂が乾燥空気5.00 Lに含まれていたことになる。

よって、その体積百分率は、

$$\frac{24.6 \times 7.6 \times 10^{-5}}{5.00} \times 100 \approx 0.037 \text{ (\%)}$$