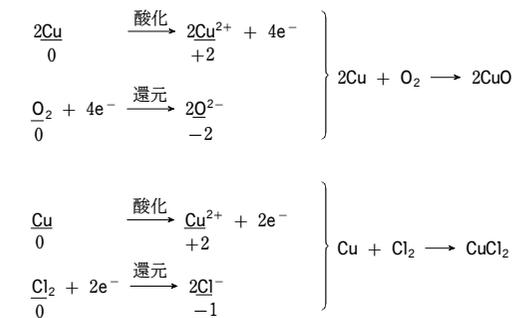


高1化学総合SA 練習問題(酸化還元・電池・電気分解) 【解答&解説】

1]酸化と還元

【解答】(a) 電子 (b) 酸化 (c) 酸化 (d) 還元 (e) 酸化 (f) 還元
(g) 減少 (h) 増加 (i) 増加 (j) 減少

【解説】



2]酸化, 還元の意味

【解答】(a) 還元 (b) H原子(水素) (c) 酸化 (d) 還元 (e) 電子
(f) 還元 (g) 酸化 (h) 酸化数 (i) 酸化 (j) 還元

【解説】酸化, 還元とはどのような変化であるかをしっかり把握する。

酸化剤=相手を酸化する=自身は還元される=酸素を与える=水素を得る
=電子を得る=酸化数が減る
還元剤=相手を還元する=自身は酸化される=酸素を得る=水素を与える
=電子を与える=酸化数が増す

- (1) 酸素を与えることを酸化するというので, CuOはH₂を酸化し, H₂はCuOにより酸化されている。この反応は, 酸化されて生じたCuOをもとのCuに戻す反応であるから, H₂を主語として表すときは, H₂はCuOを還元するという。よってCuOはH₂により還元されるという。
- (2), (3) H₂Sに対してO₂とCl₂は同じようにはたらいっているから, O₂がH₂Sを酸化すると同様にCl₂もH₂Sを酸化している。2つの反応に共通しているH原子の動きに注目して, H原子の授受も酸化還元反応であるから, H原子を失う(与える)ことを酸化される(還元する)という。
- (4), (5) 上記の(2), (3)と同様にO₂とCl₂のはたらしの共通点を見出すと, Cl₂はMgを酸化している。この反応では, 単体のMg, O₂, Cl₂がイオンのMg²⁺, O²⁻, Cl⁻になっているので電子の移動が起こっている。電子の授受も酸化還元反応であるから, 電子を失う(与える)ことを酸化される, 還元するという。
- (6) 一見してO原子, H原子, 電子の動きがはっきりしないときは, 各物質について原子の酸化された程度を表す数(酸化数)を決める。酸化数が増えた原子は酸化された, 酸化された原子を含む物質は酸化されたと判断し, 酸化数が減った原子は還元された, 還元された原子を含む物質は還元されたと判断する。また, 酸化数の増えた原子, 減った原子のないときは, その反応は酸化還元反応ではない別の反応(例えば中和反応, 塩の複分解反応など)である。Sの酸化数は+4から+6に増えているからSO₂は酸化されており, Nの酸化数は+5から+4に減っているから, HNO₃は還元されている。

3]酸化数

【解答】(1) 0 (2) 0 (3) +2 (4) -1 (5) +6 (6) -3 (7) +6
(8) +5 (9) +2 (10) -2 (11) -1 (12) -4 (13) -1
(14) +2 (15) +7

【解説】<酸化数の決め方>

- 単体中の原子の酸化数は0。
 - 単原子イオンの酸化数はイオンの電荷に等しい。
 - 化合物中のHの酸化数はふつう+1, Oの酸化数はふつう-2。(NaH, CaH₂, H₂Oなどは例外)
 - 多原子イオンを構成する原子の酸化数の総和は, そのイオンの電荷に等しい。
 - 化合物を構成する原子の酸化数の総和は0。
- (1), (2) ①より, 酸化数は0。
(3), (4) ②より, 酸化数はイオンの電荷に等しい。
(5) SO₄²⁻中のOの酸化数は-2。Sの酸化数をxとおくと, ④より,
 $x \times 1 + (-2) \times 4 = -2 \quad x = +6$
(6) NH₄⁺中のHの酸化数は+1。Nの酸化数をxとおくと, ④より,
 $x \times 1 + (+1) \times 4 = +1 \quad x = -3$
(7) Cr₂O₇²⁻中のOの酸化数は-2。Crの酸化数をxとおくと, ④より,
 $x \times 2 + (-2) \times 7 = -2 \quad x = +6$
(8) PO₄³⁻中のOの酸化数は-2。Pの酸化数をxとおくと, ④より,
 $x \times 1 + (-2) \times 4 = -3 \quad x = +5$
(9) CO中のOの酸化数は-2。Cの酸化数をxとおくと, ⑤より,
 $x \times 1 + (-2) \times 1 = 0 \quad x = +2$
(10), (11) 化合物中のOの酸化数はふつう-2であるが, H₂O₂中のOは例外で-1。
(12) CH₄中のHの酸化数は+1。Cの酸化数をxとおくと, ⑤より,
 $x \times 1 + (+1) \times 4 = 0 \quad x = -4$
(13) KClはK⁺とCl⁻から構成されている。②より, 酸化数はKが+1, Clが-1。
(14) Ca(OH)₂はCa²⁺とOH⁻から構成されている。②, ④より, 酸化数はCaが+2, Oが-2, Hが+1。
(15) KMnO₄はK⁺とMnO₄⁻から構成されている。②, ④より, 酸化数はKが+1, MnO₄⁻中のOの酸化数は-2, Mnの酸化数をxとおくと,
 $x \times 1 + (-2) \times 4 = -1 \quad x = +7$

4]酸化数の変化

【解答】イ

【解説】酸化数は, ①単体では0 ②単原子イオンではイオンの電荷 ③O原子は-2, H原子は+1をもとに, 化合物では酸化数の総和=0の関係より求める。
(ア) NH₃のN: $x + (+1) \times 3 = 0 \quad x = -3$
NOのN: $x + (-2) = 0 \quad x = +2$
-3 → +2, 変化量は+5
(イ) KClO₃のCl: $(+1) + x + (-2) \times 3 = 0 \quad x = +5$
KClのCl: Cl⁻なので-1
+5 → -1, 変化量は-6
(ウ) KMnO₄のMn: $(+1) + x + (-2) \times 4 = 0 \quad x = +7$
MnSO₄のMn: Mn²⁺なので+2

+7 → +2, 変化量は-5
(エ) H₂SO₄のS: $(+1) \times 2 + x + (-2) \times 4 = 0 \quad x = +6$
SO₂のS: $x + (-2) \times 2 = 0 \quad x = +4$
+6 → +4, 変化量は-2
(オ) +4 → +6, 変化量は+2

5]硫黄の酸化数

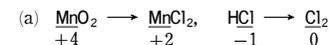
【解答】(1) (a) H₂S, FeSなど (b) H₂SO₄, SO₃, FeSO₄など
(2) 他の原子から硫黄原子のほうへ電子2個が引き寄せられると, 酸化数が-2となり, 硫黄原子の価電子6個がすべて他の原子のほうへ引き寄せられると, 酸化数が+6となるから。

【解説】硫黄Sの酸化数は, 電気陰性度の小さな原子(Hなど)と結合して相手の原子から価電子2個を引き寄せるとき-2となり, 価電子6個すべてを電気陰性度の大きな原子(O, Fなど)との結合に使うとき+6となる。一般に, 非金属元素の原子の最低酸化数と最高酸化数の差は8になることが多い。

6]酸化還元反応

【解答】(a) 酸化剤 MnO₂, 還元剤 HCl (c) 酸化剤 I₂, 還元剤 SO₂
(d) 酸化剤 FeCl₃, 還元剤 SnCl₂

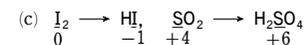
【解説】反応前後の各原子の酸化数を比較する。酸化数の減った原子を含む物質=還元された=酸化剤, 酸化数の増えた原子を含む物質=酸化された=還元剤, 酸化数の変化した原子のないときは酸化還元反応ではない。



O: -2, H: +1, MnCl₂のCl: -1で変化なし。

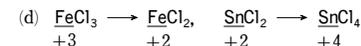
MnO₂は酸化剤, HClは還元剤。

(b) K: +1, Cl: -1, H: +1, S: +6, O: -2で, すべて変化なし。したがって, この反応は酸化還元反応ではない。



O: -2, H: +1で変化なし。

I₂は酸化剤, SO₂は還元剤。



Cl: -1で変化なし。

FeCl₃は酸化剤, SnCl₂は還元剤。

酸化数の変化した原子がある反応 → 酸化還元反応
酸化数が減少した原子を含む …… 酸化剤
酸化数が増加した原子を含む …… 還元剤

7]酸化還元反応

【解答】(1) [銅原子] 0 → +2 [硫黄原子] +6 → +4
(2) 受け取った (3) 還元された
(4) [酸化剤] (硫酸) H₂SO₄ [還元剤] (銅) Cu

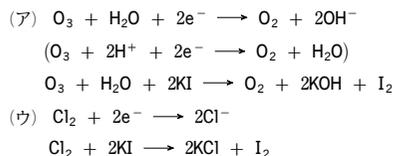
【解説】各原子の酸化数を求め, 反応の前後で比較したとき, 「酸化数が減った原子を含む物質=還元された=電子を得た=相手を酸化した=酸化剤」, 「酸化数が増えた原子を含む物質=酸化された=電子を失った=相手を還元した=還元剤」である。

高1 化学総合SA 練習問題（酸化還元・電池・電気分解）【解答&解説】

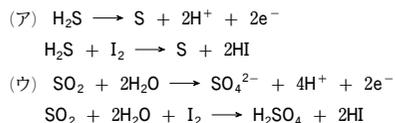
13 ヨウ素とヨウ化カリウム

【解答】(1) ア, ウ (2) ア, ウ

【解説】(1) ヨウ化カリウムが酸化されてヨウ素が生じると、デンプンと反応して青色を呈する(ヨウ素デンプン反応)から、酸化作用のある物質が該当する。



(2) ヨウ素が還元されてヨウ化物イオンになると、 I_2 の赤褐色が消えるから、還元作用のある物質が該当する。

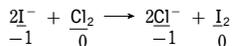


14 酸化力の比較

【解答】 $Cl_2 > Br_2 > I_2$

【解説】酸化力が強い=他の物質から電子を奪う力が強い。

(a)の反応では、 Cl_2 が I^- を酸化している。



(a)の反応が起こり、その逆の反応(I_2 が Cl^- を酸化する反応)が起こらないことから、酸化力が $Cl_2 > I_2$ とわかる。

同様に、(b)より、酸化力は $Br_2 > I_2$ とわかる。(c)より、酸化力は $Cl_2 > Br_2$ とわかる。よって、酸化力の強い順に、 $Cl_2 > Br_2 > I_2$ となる。

15 酸化還元滴定

【解答】(1) $2MnO_4^- + 5H_2O_2 + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5O_2 + 8H_2O$

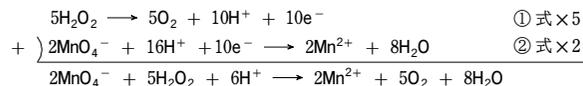
(2) 2.5 mol (3) 0.0500 mol/L

(4) 過マンガン酸カリウムが、光によって分解されやすいから。

(5) MnO_4^- の赤紫色が消えず、わずかに残るようになったときが終点。

【解説】(1) ①式、②式中の e^- の係数を等しくして、各辺を加え、 e^- を消去する。

①式×5+②式×2より、



(2) (1)で求めたイオン反応式の係数の比から求める。

(3) $KMnO_4$ と H_2O_2 の物質質量をもとに等式を立てる。 H_2O_2 水の濃度を x [mol/L]とすると、

$$\frac{0.0400 \text{ mol/L} \times \frac{10.0}{1000} \text{ L} \times \frac{5}{2}}{\text{KMnO}_4 \text{の物質質量}} = x \frac{\text{mol/L} \times \frac{20.0}{1000} \text{ L}}{\text{H}_2\text{O}_2 \text{の物質質量}}$$

$$x = 0.0500 \text{ mol/L}$$

16 Fe²⁺の定量

【解答】(1) (a) $5e^-$ (b) Fe^{3+} (c) e^- ((b), (c)は順不同)



(3) 0.080 mol/L

【解説】(1) イオン反応式中の e^- の数を求めるには、「両辺の電荷の総和は等しい」ことを用いる。したがって、①式では、 e^- の係数を x とすると、

$$(-1) + 8 \times (+1) + x \times (-1) = +2 \quad x = 5$$

②式では、 Fe^{2+} は e^- を放出してFeがとり得る最高の酸化数+3の Fe^{3+} になる。

e^- の係数を y とすると、



(2) ①式、②式中の e^- の係数を等しくして各辺を加え、 e^- を消去する。

つまり、①式×1+②式×5より、イオン反応式が得られる。

(3) (2)で得られた反応式の MnO_4^- と Fe^{2+} の係数から、 $KMnO_4$ 1 molは $FeSO_4$ 5 molと過不足なく反応することがわかる。よって、 $FeSO_4$ の濃度を x [mol/L]とすると、

$$\frac{0.020 \text{ mol/L} \times \frac{20.0}{1000} \text{ L} \times \frac{5}{1}}{\text{KMnO}_4 \text{の物質質量}} = x \frac{\text{mol/L} \times \frac{25.0}{1000} \text{ L}}{\text{FeSO}_4 \text{の物質質量}}$$

$x = 0.080 \text{ mol/L}$

【別解】①式で $KMnO_4$ 1 molは e^- 5 molを受け取り、②式で $FeSO_4$ 1 molは e^- 1 molを失うことがわかるから、酸化剤が受け取る e^- の物質質量=還元剤が失う e^- の物質質量より、

$$\frac{0.020 \text{ mol/L} \times \frac{20.0}{1000} \text{ L} \times 5}{\text{KMnO}_4 \text{が受け取る} e^- \text{の物質質量}} = x \frac{\frac{25.0}{1000} \text{ L} \times 1}{\text{FeSO}_4 \text{が失う} e^- \text{の物質質量}}$$

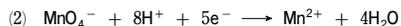
$$x = 0.080 \text{ mol/L}$$

〈酸化還元の関係式〉

酸化剤が受け取る e^- の物質質量=還元剤が失う e^- の物質質量

17 H₂O₂水の濃度

【解答】(1) $H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2H^+ + 2e^-$



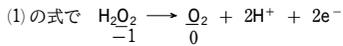
(4) (a) メスフラスコ (b) ホールピペット

(5) 薄い赤紫色を呈するとき (6) 0.0200 mol/L (7) 0.912 mol/L

【解説】酸化剤が e^- を受け取る式、還元剤が e^- を出す式より、反応のイオン反応式を導く手順、酸化還元滴定に用いる器具(中和滴定のときに用いる器具と同じ)、イオン反応式あるいは酸化剤、還元剤の e^- の授受の式を用いた反応量の計算について十分理解、実践できるようにしておく。

(1), (2) 重要な酸化剤・還元剤の反応は記憶しておくこと。

(3) 化合物中のOの酸化数はふつう-2であるが、 H_2O_2 のOの酸化数は-1である。単体では0。



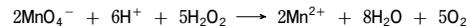
【困】O原子の酸化数は-1 → 0と1変化しており、O原子は2個あるから、酸化数の変化の総数は2……これは e^- の係数の2と一致する。

(4) 滴定に用いる器具は中和滴定の場合と同じである。この問題のように、酸化還元反応を利用して酸化剤、還元剤の濃度を求める方法を酸化還元滴定という。

(5) 終点に達するまでは、 MnO_4^- (赤紫色)→ Mn^{2+} (淡桃色、実際には無色に見える)の反応が起こり、滴下した MnO_4^- の色が消える。 MnO_4^- の色は濃いので、反応が終了してわずかに MnO_4^- が過剰になると、滴下した MnO_4^- の色が消えず赤紫色が薄くつくので、終点がかかる。

(6) $KMnO_4 = 158 \frac{\text{質量(g)}}{\text{モル質量}} = \text{物質質量より}, \frac{3.16}{158} = 0.0200 \text{ (mol/L)}$

(7) (1)の式×5+(2)の式×2より、 e^- を消去すると、



$KMnO_4$ 2 molと H_2O_2 5 molが反応するから、薄めた過酸化水素水のモル濃度を x [mol/L]とすると、

$$0.0200 \times \frac{9.12}{1000} \text{ (mol)} \times \frac{5}{2} = x \times \frac{10.0}{1000} \text{ (mol)} \quad x = 0.0456 \text{ (mol/L)}$$

もとの過酸化水素水の濃度はこの20.0倍で、0.912 mol/L

【別解】酸化剤の得る e^- の物質質量=還元剤の出す e^- の物質質量より、

$$5 \times 0.0200 \times \frac{9.12}{1000} = 2 \times x \times \frac{10.0}{1000} \quad x = 0.0456 \text{ (mol/L)}$$

18 $KMnO_4$ の濃度

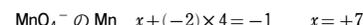
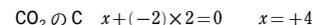
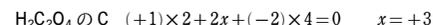
【解答】(1) $C: +3 \rightarrow +4, \quad Mn: +7 \rightarrow +2$

(2) 0.0250 mol/L

(3) 硝酸には酸化作用があり、シュウ酸を酸化してしまうから。

(4) 塩化水素の酸化に、過マンガン酸カリウムが消費されてしまうから。

【解説】過マンガン酸カリウムの酸化作用は酸性で強いので、酸を加える。このとき加えた酸が、酸化剤や還元剤としてはたらくと、シュウ酸と過マンガン酸カリウムの量的関係がくずれ、滴定値から過マンガン酸カリウムの濃度を求めることはできない。



(2) ①×5+②×2より、



$H_2C_2O_4$ 5 molと $KMnO_4$ 2 molが反応するから、 $KMnO_4$ の濃度を x [mol/L]とすると、

$$0.0500 \times \frac{20.0}{1000} \times \frac{2}{5} = x \times \frac{16.0}{1000} \quad x = 0.0250 \text{ (mol/L)}$$

【別解】酸化剤の受け取る e^- の物質質量=還元剤の出す e^- の物質質量より、

$$5 \times x \times \frac{16.0}{1000} = 2 \times 0.0500 \times \frac{20.0}{1000} \quad x = 0.0250 \text{ (mol/L)}$$

【補足】シュウ酸は二水合物の純粋な結晶を得やすく、安定であるので、中和滴定の酸の標準液に用いるとともに、酸化還元滴定の還元剤の標準液にも用いる。

(3) HNO_3 (希)の酸化作用は、



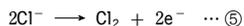
高1化学総合SA 練習問題（酸化還元・電池・電気分解）【解答&解説】

①式×3+③式×2より、



上式のように、 HNO_3 も酸化剤としてはたらくので、 KMnO_4 水溶液の滴下量が本来の値よりも少なくなってしまう。

(4) Cl^- が酸化される反応は、



②式×2+⑤式×5より、

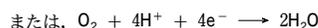
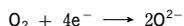
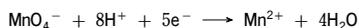


上式のように、 HCl が KMnO_4 により酸化されるので、 KMnO_4 水溶液の滴下量が本来の値よりも多くなってしう。

19) 化学的酸素要求量 (COD)

【解答】 (1) $\frac{5}{4}$ mol (2) 1.2×10^{-3} mol (3) 48 mg/L

【解説】 (1) 過マンガン酸イオン MnO_4^- と酸素 O_2 が酸化剤としてはたらくときのイオン反応式は、それぞれ、



過マンガン酸カリウム KMnO_4 1 mol は 5 mol の電子を受け取り、 O_2 1 mol は 4 mol の電子を受け取る。したがって、 KMnO_4 1 mol のはたらきは、 O_2 $\frac{5}{4}$ mol 分に相当する。

(2) 河川水 20 mL 中の有機物を酸化するために、 5.0×10^{-3} mol/L KMnO_4 水溶液が 4.8 mL 必要であったので、1 L (=1000 mL) 中の有機物を酸化するのに必要な KMnO_4 の物質量は、

$$5.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \times \frac{4.8}{1000} \text{ L} \times \frac{1000 \text{ mL}}{20 \text{ mL}} = 1.2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

(3) COD は、試料 1 L に含まれる有機物を酸化するのに要する O_2 の質量を、mg 単位で表したものである。(1) より、 KMnO_4 1 mol は、 O_2 $\frac{5}{4}$ mol に相当するので、

この河川水 1 L 中の有機物を酸化するのに必要な O_2 の物質量および質量は、

$$1.2 \times 10^{-3} \text{ mol} \times \frac{5}{4} = 1.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$32 \text{ g/mol} \times 1.5 \times 10^{-3} \text{ mol} = 0.048 \text{ g} = 48 \text{ mg}$$

よって、COD は 48 mg/L となる。

20) 金属の反応性

【解答】 (a) イオン化傾向 (b) 亜鉛 (c) 銅 (d) 銀 (e) 電子



【解説】 金属は電子を失って陽イオンになる特徴をもつが、この性質を金属のイオン化傾向という。

金属には、水和陽イオン(水分子の結合した金属陽イオン)になりやすいもの、なりにくいものがあり、水和陽イオンになりやすいときイオン化傾向が大きいという。金属のイオン化傾向の大小は、金属と水や水溶液の試薬との反応のしやすさにかかわっている。

AgNO_3 水溶液に Cu を浸すと、イオン化傾向の大きい Cu が溶け出し、イオン化傾向の

小さい Ag が単体となって析出する。この反応では、 Cu から Ag^+ (AgNO_3) に電子が移動しているの、酸化還元反応であり、電子を与える Cu が還元剤である。

Zn は H_2 よりイオン化傾向が大きいので、塩酸中の H^+ に電子を与えて H_2 を発生させる。



Cu や Ag は H_2 よりイオン化傾向が小さいので、 H^+ に電子を与えることはできない。

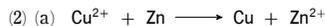
【注意】 金属のイオン化傾向は、金属単体が水溶液中の水和陽イオンになる変化のしやすさを表す。

イオン化エネルギーは、気体状態の金属の原子が電子を失って気体状態の陽イオンになる変化のしやすさ(変化に必要なエネルギーの大小)を表す。

これらの違いに注意すること。

21) 金属のイオン化傾向

【解答】 (1) a, b, e



【解説】 イオン化傾向の小さい金属 M のイオンを含む水溶液に、イオン化傾向の大きい金属 M' を入れると、金属 M の単体が析出し、 M' がイオンとなって溶け出す。(a), (b), (e) はイオン化傾向が (a) $\text{Cu} < \text{Zn}$ (b) $\text{Ag} < \text{Fe}$ (e) $\text{Ag} < \text{Cu}$ なので反応が起こる。

(c), (d), (f) はイオン化傾向が (c) $\text{Zn} > \text{Pb}$ (d) $\text{Na} > \text{Pt}$ (f) $\text{Ca} > \text{Ag}$ なので反応は起こらない。

22) 金属のイオン化傾向

【解答】 $\text{B} > \text{A} > \text{D} > \text{C}$

【解説】 同じ試薬に対して反応するものは、反応しないものよりイオン化傾向が大きく、単体になりやすいものは、なりにくいものよりイオン化傾向が小さい。

(a) 希硫酸と反応するものは、反応しないものよりイオン化傾向が大。 $\text{A} > \text{D} > \text{C}$

(b) イオン化傾向の小さい方が析出する。 $\text{A} > \text{D}$

(c) 常温で水と反応するのは、イオン化傾向最大のグループ。 $\text{B} > \text{A}$, C , D

23) 金属のイオン化傾向

【解答】 (1) B (2) A (3) B (4) A

【解説】 イオン化傾向の大きい金属は化合物になりやすく、イオン化傾向の小さい金属は化合物から単体になりやすい。

イオン化傾向が大きい = 電子を失いやすい = 酸化されやすい = 還元作用が強い

24) 金属の推定

【解答】 A : Zn B : Cu C : Na D : Ag E : Pb F : Fe G : Sn

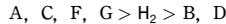
【解説】 (1) イオン化傾向の小さいほうの金属が析出する。 $\text{A} > \text{E}$

(2) イオン化傾向が大きいと酸化されやすい。 $\text{B} > \text{D}$

(3) イオン化傾向の異なる金属を接触させると、イオン化傾向の大きいほうはさらに反応しやすくなり、小さいほうはさらに反応しにくくなる。 $\text{F} > \text{G}$ および $\text{A} > \text{F}$

(4) C のイオン化傾向はきわめて大きい。

(5) イオン化傾向が水素より大きい金属は塩酸と反応して水素を発生。



塩化鉛(II) PbCl_2 や硫酸鉛(II) PbSO_4 は水に不溶なため、鉛は水素よりイオン化傾向が大きい、塩酸や希硫酸には溶解しない。つまり、E は Pb である。

よって、 $\text{C} > \text{A} > \text{F} > \text{G} > \text{E} > \text{B} > \text{D}$
Na Zn Fe Sn Pb Cu Ag

25) 金属のイオン化傾向と電池

【解答】 (a) 酸化還元(化学) (b) 電池 (c) 負 (d) 正 (e) 負 (f) 正 (g) 酸化 (h) 還元

【解説】 (a) (電池)

[負極]: イオン化傾向の大きいほうの金属。電子を放出する反応が起こる。

…… 酸化反応

[正極]: イオン化傾向の小さいほうの金属。電子を受け取る反応が起こる。

…… 還元反応

26) 実用電池

【解答】 (1) (a) マンガン乾電池 (b) KOH (c) Pb (d) PbO_2

(2) (e) ウ (f) イ (g) ア

(3) ②, 二次電池(蓄電池) (4) 還元反応

【解説】 (1) マンガン乾電池とアルカリマンガン乾電池は、正極、負極に用いられる物質が同じで、電解質が異なる。アルカリマンガン乾電池では、電解液に塩基性(アルカリ性)を示す KOH が用いられる。

(3) 充電によりくり返し使うのでできる電池を二次電池(蓄電池)といい、充電による再使用ができない電池を一次電池という。

(4) 電池では、次のような反応が起こる。

[負極] 電子を放出する反応(酸化反応)が起こる。

[正極] 電子を受け取る反応(還元反応)が起こる。

27) 実用電池

【解答】 (a) マンガン乾電池 (b) アルカリマンガン乾電池 (c) 一次電池

(d) 二次電池 (e) 鉛蓄電池 (f) リチウムイオン電池 (g) 燃料電池

【解説】 乾電池は多くの人が日常的に使うものなので、安全性や機能に配慮した工夫がなされている。たとえば、内部の電解液が漏れて皮膚や目に付着することを防ぐために、電解液をペースト状にして漏れにくくしている。燃料電池は、負極活物質に水素、正極活物質に酸素を使用した電池であり、電解質にはリン酸水溶液や固体の高分子化合物などが使われる。

28) 亜鉛と銅を用いた電池

【解答】 (1) ダニエル電池

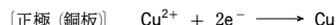
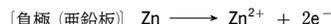


(3) 銅板 (4) (a) ① (b) ②

(5) 硫酸亜鉛水溶液の濃度は低く、硫酸銅(II)水溶液の濃度は高くしておく。

(6) 2 mol, 1.93×10^5 C

【解説】 (1)~(4) ダニエル電池 (-) Zn | ZnSO_4aq | CuSO_4aq | Cu (+)



イオン化傾向の大きいほうの亜鉛が溶け、そのとき放出された電子が導線を通して銅板に移動し、銅(II)イオンと結合する。

(5) ダニエル電池を放電すると、負極の Zn が溶けて水溶液中の Zn^{2+} の濃度が高くなる。一方、水溶液中の Cu^{2+} が Cu となって正極に析出するので、 Cu^{2+} の濃度が低くなる。したがって、初めに硫酸亜鉛水溶液の濃度を低く、硫酸銅(II)水溶液の濃度を

高1化学総合SA 練習問題（酸化還元・電池・電気分解）【解答&解説】

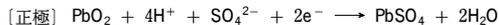
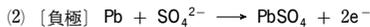
高くしておく、多くの電気量が得られる。

(6) Zn 1 mol が溶けると e⁻ 2 mol が流れる。e⁻ 1 mol 当たりの電気量は 9.65 × 10⁴ C/mol であるから、

$$9.65 \times 10^4 \text{ C/mol} \times 2 \text{ mol} = 1.93 \times 10^5 \text{ C}$$

29 鉛蓄電池

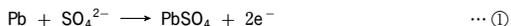
【解答】(1) (a) 鉛 (b) 酸化鉛(IV) (c) 硫酸



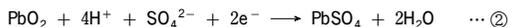
(4) 濃度は低くなる。

【解説】(1) 酸化鉛(IV) PbO₂ は金属ではないが、鉛の最高酸化数の +4 の化合物で酸化作用があるため、正極として負極からの電子を受け取ることができる。

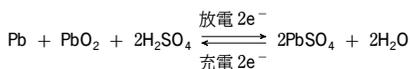
(2) 放電のとき、Pb は e⁻ を放出して Pb²⁺ になるが、直ちに SO₄²⁻ と結合して水に不溶の PbSO₄ になり、電極に付着する。



PbO₂ は、PbO₂ + 4H⁺ + 2e⁻ → Pb²⁺ + 2H₂O のように e⁻ を得て還元され Pb²⁺ になるが、直ちに SO₄²⁻ と結合して PbSO₄ になる。



(3) ①式 + ②式より、両電極の反応を1つにまとめると、



反応が進んで起電力が落ちたとき、外部電源の正極を PbO₂ 極、負極を Pb 極にないで、Pb 極 → PbO₂ 極の向きに電流を流すと各極の反応が逆行し、電極、電解質水溶液がもとの状態にもどる。この操作を充電という(上式の左向きの反応)。

(4) 放電により H₂SO₄ が消費され、H₂O が生成するので、希硫酸の濃度は薄くなる。

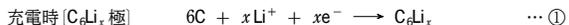
30 リチウムイオン電池

【解答】(1) 正極 (2) I

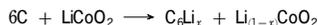


【解説】(1) 放電時、負極では、リチウムイオン Li⁺ が放出されるので、質量は減少していく。逆に正極では、Li⁺ が取りこまれていくので、質量は増加していく。

(3) 負極と正極の充電時の反応は、問題文で与えられている放電時の反応式の左辺と右辺を入れ替えたものになる。



①式 + ②式より、

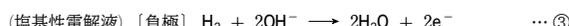
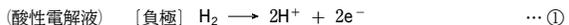


31 燃料電池

【解答】エ

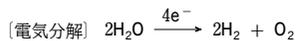
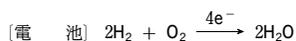
【解説】(ア)、(イ) 正

(ウ) 正しい。燃料電池には、電解液が酸性のもの塩基性ものがある。両者の反応物は同じであるが、電解液中で電荷を運ぶイオンが異なるため、反応式は異なる。



(エ) 誤り。①式 × 2 + ②式 (あるいは③式 × 2 + ④式) によって電池全体の反応式を導くと、 $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ となる。つまり、水素 2 mol に対して酸素 1 mol が反応するので、体積の比も 2 : 1 である。

(オ) 正しい。燃料電池の反応と水の電気分解の反応は逆の関係にある。同じ電気量で比較すると、燃料電池の反応で必要な水素の物質量と、水の電気分解の反応で発生する水の物質量は等しい。



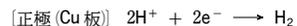
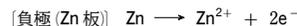
32 電池の反応

【解答】(1) (a) 起電力(電圧) (b) 正 (c) 正 (d) 正

(2) $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ (3) 19 C, 2.2 mL

【解説】(1), (2) 電池では、電極の金属のイオン化傾向の差が起電力となって、電位差が生じる。起電力、電位差ともに、電圧の単位 V (ボルト) を使って表すことができる。イオン化傾向の大きい金属の電極では、酸化反応が起こり、電子を外部回路に送り出す。すなわち、負極になる。一方、イオン化傾向の小さい金属の電極では、外部回路から受け取った電子を消費し、還元反応が起こる。すなわち、正極になる。電極上で水素 H₂ が発生する場合は、水溶液中の水素イオン H⁺ が還元される反応が起こっている。したがって、水素が発生する電極は正極である。

(3) イオン化傾向は Zn > Cu であり、Zn 板が負極、Cu 板が正極となる。



したがって、質量が減少する電極は負極の Zn 板である。Zn 1 mol が反応すると e⁻ 2 mol が流れるので、Zn (原子量 65) 6.5 mg が溶け出したとき流れた e⁻ の物質量とその電気量は、

$$\frac{6.5 \times 10^{-3} \text{ g}}{65 \text{ g/mol}} \times 2 = 2.0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$9.65 \times 10^4 \text{ C/mol} \times 2.0 \times 10^{-4} \text{ mol} = 19.3 \text{ C} \approx 19 \text{ C}$$

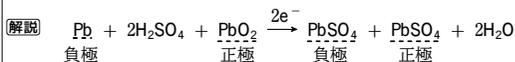
また、e⁻ 2 mol が流れると H₂ 1 mol が発生するので、発生した H₂ の物質量とその標準状態での体積は、

$$\frac{2.0 \times 10^{-4} \text{ mol} \times \frac{1}{2}}{e^- \text{ の物質量}} = 1.0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$22.4 \times 10^3 \text{ mL/mol} \times 1.0 \times 10^{-4} \text{ mol} = 2.24 \text{ mL} \approx 2.2 \text{ mL}$$

33 鉛蓄電池

【解答】(1) 9.7 × 10³ C (2) 3.2 g 増 (3) 492 g, 28.5 %



(1) 反応した Pb は、 $\frac{4.8 \text{ g}}{(303-207) \text{ g/mol}} = 0.050 \text{ mol}$ 、流れた e⁻ は 0.10 mol。

$$9.65 \times 10^4 \text{ C/mol} \times 0.10 \text{ mol} = 9.65 \times 10^3 \approx 9.7 \times 10^3 \text{ C}$$

(2) (303 - 239) g/mol × 0.050 mol = 3.2 g 増

(3) $\frac{500 \text{ g} - 98 \text{ g/mol} \times 0.10 \text{ mol} + 18 \text{ g/mol} \times 0.10 \text{ mol}}{\text{希硫酸}} = 492 \text{ g}$
 H₂SO₄ の反応量 H₂O の生成量

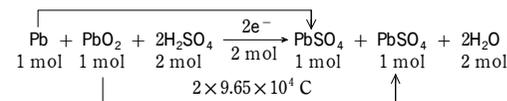
$$\frac{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ の質量}}{\text{希硫酸の質量}} = \frac{500 \text{ g} \times \frac{30.0}{100} - 9.8 \text{ g}}{492 \text{ g}} = 0.2849 \dots \approx 0.285$$

よって、濃度は 28.5 %。

34 鉛蓄電池

【解答】(1) (a) 19 g 増 (b) 27 % (2) 0.89 kg

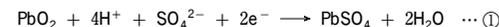
【解説】鉛蓄電池の放電のときの量的関係は、



$$\text{質量パーセント濃度} = \frac{\text{溶質}(\text{H}_2\text{SO}_4) \text{ の質量}}{\text{溶液}(\text{希硫酸}) \text{ の質量}} \times 100 (\%)$$

充電の反応は、放電の逆反応である。

(1) (a) 正極(PbO₂ 極)の反応は

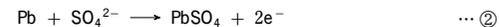


$$\text{流れた } e^- \text{ の物質量は } \frac{5.79 \times 10^4 \text{ C}}{9.65 \times 10^4 \text{ C/mol}} = 0.600 \text{ mol}$$

e⁻ 2 mol が流れると PbO₂ 1 mol が PbSO₄ になり、質量が 64 g 増加するから、

$$64 \text{ g/mol} \times \frac{0.600}{2} \text{ mol} = 19.2 \approx 19 \text{ g}$$

(b) 負極(Pb 極)の反応は



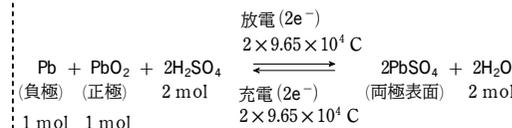
e⁻ 1 mol が流れると、溶液中では H₂SO₄ 1 mol が反応し、H₂O 1 mol が生じるから、e⁻ 0.600 mol が流れた場合、H₂SO₄ は 98 g/mol × 0.600 mol = 58.8 g 反応し、H₂O は 18 g/mol × 0.600 mol = 10.8 g 生じる。

よって溶液の質量は 58.8 g - 10.8 g = 48.0 g 減少する。

放電前の溶液中の H₂SO₄ は $1000 \text{ g} \times \frac{32}{100} = 320 \text{ g}$ であるから、放電後は、

$$\frac{\text{溶質量}}{\text{溶液量}} \times 100 = \frac{320 - 58.8 \text{ (g)}}{1000 - 48.0 \text{ (g)}} \times 100 \approx 27 (\%)$$

<鉛蓄電池の反応>



(2) 流れた e⁻ の物質量は $\frac{5.0 \times 1930 \text{ C}}{9.65 \times 10^4 \text{ C/mol}} = 0.10 \text{ mol}$

充電の反応は放電のときの反応の逆であるから、H₂SO₄ 0.10 mol が生じ、H₂O 0.10

高1化学総合SA 練習問題（酸化還元・電池・電気分解）【解答&解説】

mol が失われる。よって、充電前の鉛蓄電池 1 個当たりの希硫酸を x [g] とすると、

$$\frac{0.250x + 98 \times 0.10}{x + 98 \times 0.10 - 18 \times 0.10} \times 100 = 30.0 (\%) \quad x = 148 (\text{g})$$

 鉛蓄電池は 6 個直列であるから、希硫酸の総質量は、
 $148 \times 6 = 888 (\text{g}) \approx 0.89 (\text{kg})$

35 燃料電池

解答 (a) 負 (b) 酸化 (c) 正 (d) 還元 (e) 4 (f) 4
 (g) 2 (h) 53.6

解説 電池では、電子を放出する反応を行う極が負極、電子を受け取る反応を行う極が正極となる。イオン反応式に係数をつけるとき、両辺の原子の種類と数のほか、電荷の総和も揃えることに留意すると、 e^- の係数が求められる。

① 式では H_2 が電子を放出している(酸化される)から、① 式は負極の反応である。
 ② 式では O_2 が電子を受け取っている(還元される)から、② 式は正極の反応である。
 係数は、O の数から (g)=2, H の数から (e)=4, 両辺の電荷から (f)=4 となる。

① 式 $\times 2$ + ② 式 より e^- を消去すると、
 $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$

この反応は水素の燃焼と同じで、水素の燃焼熱を電気エネルギーの形で取り出しているのである。

① 式より H_2 1 mol 当たり e^- 2 mol が流れるから、
 電気量は $9.65 \times 10^4 \times 2 = 1.93 \times 10^5 (\text{C})$

$1 \text{ A} \times 1 \text{ s} = 1 \text{ C}$ より、 $1.00 \times 3600x = 1.93 \times 10^5 \quad x \approx 53.6 (\text{時間})$

補足 設問の ① 式、② 式の反応は酸性電解質を用いたときで、硫酸などの酸の水溶液の電気分解の逆反応である。

KOH などの塩基性電解質を用いたときは、NaOH, KOH などの塩基の水溶液の電気分解の逆反応が起こる。

正極 $O_2 + 2H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^-$
 負極 $H_2 + 2OH^- \longrightarrow 2H_2O + 2e^-$

36 電気分解

解答 (a) 陽極 (b) 酸化 (c) 陰極 (d) 還元 (e) 電気分解

解説 電気分解における陽極・陰極では、次のような反応が起こる。

[陽極]: 水溶液中の陰イオンや水分子が、電子を失う反応が起こる。

(金、白金以外の金属が陽極のときは、陽極自身が電子を放出して溶ける。) …… 酸化反応

[陰極]: 水溶液中の陽イオンや水分子が、電子を受け取る反応が起こる。

…… 還元反応

37 電気分解の反応

解答 (1) [陽極] $2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$ … 酸化

[陰極] $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$ … 還元

(2) [陽極] $Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ … 酸化

[陰極] $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$ … 還元

解説 電気分解を行う際、白金よりもイオン化傾向の大きな金属を陽極に用いると、極板が溶解する。白金や炭素を電極に用いるときは、極板は溶解しない。

<電気分解>

[陽極]: 水溶液中の陰イオンや水分子が、電子を失う反応が起こる。

(金、白金以外の金属が陽極のとき、陽極自身が電子を放出して溶ける。)

…… 酸化反応

[陰極]: 水溶液中の陽イオンや水分子が、電子を受け取る反応が起こる。

…… 還元反応

38 電極での反応

解答 (1) [陽極] $2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$

[陰極] $Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$

(2) [陽極] $2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$

[陰極] $2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$

(3) [陽極] $2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$

[陰極] $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$

(4) [陽極] $Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

[陰極] $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$

(5) [陽極] $2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$

[陰極] $2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2OH^-$

(6) [陽極] $2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$

[陰極] $Na^+ + e^- \longrightarrow Na$

解説 電気分解では、陽極では電子を失う(酸化される)反応が起こり、陰極では電子を受け取る(還元される)反応が起こる。実際に何が電子を失い、何が電子を受け取るかは、電極や電解質の種類により異なる。

(2) [陽極] $2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$ … ①

[陰極] $2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$ … ②

① 式 + ② 式 $\times 2$ より e^- を消去すると、 $2H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2$ となり、結局、水が電気分解されたことになる。

(6) イオンからなる物質を融解して電気分解するときは、 H_2O が含まれていないため、陽極では陰イオンが電子を失い、陰極では陽イオンが電子を受け取る と考えてよい。

補足 Li, K, Ca, Na, Mg, Al はイオン化傾向がきわめて大きいので、C, CO による鉱石の還元や塩の水溶液の電気分解では、単体を得ることができない。しかし、塩や酸化物を融解して電気分解すると、金属の単体が融解した状態で陰極に析出する。このような金属の製法を溶融塩電解(融解塩電解)という。

39 電気分解の量的関係

解答 (1) [陽極] $2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$ [陰極] $Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$

(2) $5.79 \times 10^2 \text{ C}$, $6.00 \times 10^{-3} \text{ mol}$ (3) 酸素, 33.6 mL (4) 0.648 g 増

解説 白金電極の場合、陽極ではハロゲンが生成するか、 O_2 が発生する。陰極では、イオン化傾向の小さい金属が析出するか、 H_2 が発生する。銅や銀が陽極の場合、極板が溶ける。

(1) [陽極] $2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$ [陰極] $Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$

(2) $Q [C] = i [A] \times t [s]$ より、 $0.965 \text{ A} \times (10.0 \times 60) \text{ s} = 5.79 \times 10^2 \text{ C}$

$$\frac{5.79 \times 10^2 \text{ C}}{9.65 \times 10^4 \text{ C/mol}} = 6.00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

(3) (1) の反応式より、 e^- 4 mol によって酸素 O_2 1 mol が発生することがわかる。よって、

$22.4 \text{ L/mol} \times 6.00 \times 10^{-3} \text{ mol} \times \frac{1}{4} = 0.0336 \text{ L} = 33.6 \text{ mL}$

(4) (1) の反応式より、 e^- 1 mol が流れると Ag 1 mol が析出することがわかる。よって、

$108 \text{ g/mol} \times 6.00 \times 10^{-3} \text{ mol} = 0.648 \text{ g 増}$

40 塩化銅(Ⅱ)水溶液の電気分解

解答 (1) [陽極] $2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$

[陰極] $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$

(2) 酸化 (3) $9.7 \times 10^2 \text{ C}$, 0.010 mol (4) 0.32 g (5) 0.11 L

解説 (1), (2) 電気分解では、陽極で電子を失う反応(酸化反応)と陰極で電子を受け取る反応(還元反応)が起こる。

② 電池では正極で還元反応、負極で酸化反応が起こる。

(3) $Q [C] = i [A] \times t [s]$ より、
 $0.50 \text{ A} \times (32 \times 60 + 10) \text{ s} = 965 \approx 9.7 \times 10^2 \text{ C}$

電子 1 mol 当たりの電気量は $9.65 \times 10^4 \text{ C/mol}$ であるから、

$$\frac{965 \text{ C}}{9.65 \times 10^4 \text{ C/mol}} = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

(4) (1) より、 e^- 2 mol が流れると Cu 1 mol が析出することがわかる。したがって、 e^- が $1.0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ 流れたときに析出する Cu の質量は、

$64 \text{ g/mol} \times 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol} \times \frac{1}{2} = 0.32 \text{ g}$

(5) (1) より、 e^- 2 mol が流れると Cl_2 1 mol が発生することがわかる。したがって、 e^- が $1.0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ 流れたときに発生する Cl_2 の体積は、

$22.4 \text{ L/mol} \times 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol} \times \frac{1}{2} \approx 0.11 \text{ L}$

41 硫酸銅(Ⅱ)水溶液の電気分解

解答 (1) $2CuSO_4 + 2H_2O \longrightarrow 2Cu + 2H_2SO_4 + O_2$

(2) 0.64 g (3) 0.10 mol/L (4) 酸素, $5.0 \times 10^{-3} \text{ mol}$

(5) 水素イオン 0.020 mol, 硫酸イオン 0.010 mol

(6) 変わらない

解説 それぞれの電極における反応を、イオン反応式で書く。

両極のイオン反応式の e^- の係数が同じになるようにイオン反応式を整数倍して、左辺どうし、右辺どうし加えると、電気分解の反応が 1 つにまとまった式になる。この両辺に変化しなかったイオンを加えて整理すると、1 つにまとまった化学反応式が得られる。

電気分解の量の計算は、電気量から電子の物質量を求め、反応式の係数の比 = 物質量の比 の関係を用いる。

[陽極] $2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$ … ①

[陰極] $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$ … ②

(1) ① 式 + ② 式 $\times 2$ により、 e^- を消去する。

$2Cu^{2+} + 2H_2O \longrightarrow 2Cu + O_2 + 4H^+$

両辺に変化しなかった $2SO_4^{2-}$ を両辺に加えて整理する。

(2) 流れた電気量は $1.0 \times (32 \times 60 + 10) = 1930 (\text{C})$ で、 e^- は、

$$\frac{1930}{9.65 \times 10^4} = 0.020 (\text{mol})$$

高1化学総合SA 練習問題（酸化還元・電池・電気分解）【解答&解説】

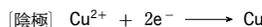
e^- 2 mol が流れると、Cu 1 mol が析出するから、析出する Cu は 0.010 mol で、 $64 \times 0.010 = 0.64$ (g)

(3) 100 mL 中に Cu^{2+} が 0.010 mol 含まれていたから $\frac{0.010}{0.10} = 0.10$ (mol/L)

(4) e^- 4 mol が流れると O_2 1 mol が発生するから $0.020 \times \frac{1}{4} = 5.0 \times 10^{-3}$ (mol)

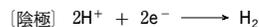
(5) SO_4^{2-} は変化しないのでそのまま残る。 SO_4^{2-} の量は Cu^{2+} と同じ 0.010 mol。

①式より、 e^- と H^+ の物質量の比は 1 : 1 であるから、 e^- 0.020 mol が流れると H^+ 0.020 mol が残る。



陽極で溶けた銅と同量の銅が陰極で析出するので、溶液の濃度は変化しない。

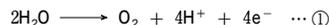
42 希硫酸の電気分解



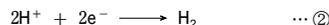
(3) 陽極 : 5.60 L 陰極 : 11.2 L

(4) 1.93×10^3 C (5) 12分52秒間

[解説] (1) [陽極] H_2O が e^- を失い、 O_2 が生じる。



[陰極] H^+ が e^- を受け取って、 H_2 になる。



(2) ①式+②式×2より、 $2H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2$

(3) [陽極] e^- 4 mol が流れると O_2 1 mol が生じる。電気量が 9.65×10^4 C のとき、 e^- は 1 mol であるから、 O_2 は $\frac{1}{4}$ mol 発生する。

$22.4 \text{ L/mol} \times \frac{1}{4} \text{ mol} = 5.60 \text{ L}$

[陰極] e^- 2 mol が流れると H_2 1 mol が生じるから、 e^- が 1 mol のときに発生する H_2 は $\frac{1}{2}$ mol。

$22.4 \text{ L/mol} \times \frac{1}{2} \text{ mol} = 11.2 \text{ L}$

(4) (3)より、 9.65×10^4 C の電気量で両極合計 5.60 L + 11.2 L = 16.8 L の気体が発生するから、336 mL の気体が発生するときの電気量は、

$9.65 \times 10^4 \text{ C} \times \frac{336 \text{ mL}}{16.8 \times 10^3 \text{ mL}} = 1930 \text{ C}$

(5) $Q[C] = I[A] \times t[s]$ より、電気分解した時間を $x[s]$ とすると、 $2.50 \text{ A} \times x[s] = 1930 \text{ C}$ $x = 772 \text{ s} = (12 \times 60 + 52) \text{ s}$

43 NaCl 水溶液の電気分解

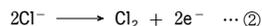
[解答] (1) A : Na^+ B : OH^- C : H_2O D : Cl_2 E : H_2 F : NaOH

(2) D : 0.28 L E : 0.28 L (3) 1.0 g

[解説] (1) 右室の溶液には Na^+ と Cl^- が含まれていて、 Na^+ は陰極に引かれて左室に移る (A は Na^+)。しかし、Na のイオン化傾向は大きく、陰極で電子を受け取ることはできず、 H_2O が反応する (C は H_2O)。



陰極で生じた OH^- は陽極に引かれるが、陽イオン交換膜を通れないので (陽イオン交換膜は陽イオンは通ることができるが、陰イオンは通り抜けることができない膜である。)、左室に残る (B は OH^-)。よって、左室には Na^+ と OH^- が次第に増え、NaOH (F) 水溶液として取り出される。陽極では Cl^- が電子を失い、 Cl_2 (D) となる。



反応を1つにまとめると、①式+②式より、



両辺に変化しなかった $2Na^+$ を加えて整理すると、



(2) 流れた電気量と e^- の物質量は、 $2.5 \text{ A} \times (16 \times 60 + 5) \text{ s} = 2.5 \times 965 \text{ C}$

$\frac{2.5 \times 965 \text{ C}}{9.65 \times 10^4 \text{ C/mol}} = 0.025 \text{ mol}$

e^- 2 mol が流れると、塩素も水素も 1 mol ずつ発生するから、発生する塩素、水素はともに $\frac{0.025}{2}$ mol。

$22.4 \text{ L/mol} \times \frac{0.025}{2} \text{ mol} = 0.28 \text{ L}$

(3) e^- 1 mol が流れると、NaOH 1 mol が生成するから、生成する NaOH は 0.025 mol。 $40 \text{ g/mol} \times 0.025 \text{ mol} = 1.0 \text{ g}$

44 金属の製錬

[解答] (a) 製錬 (b) 鉄鉱石 (赤鉄鉱, 磁鉄鉱) (c) コークス (d) 銑鉄

(e) 銅 (f) ボーキサイト (g) 大き (h) 溶融塩電解 (融解塩電解)

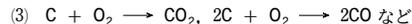
(i) 粗銅 (j) 電解精錬

[解説] 金や白金などはイオン化傾向が小さいので単体として産出するが、多くの金属は酸化物や硫化物として産出する。酸化物や硫化物を含む鉱石を還元して金属の単体を得ることを製錬という。製錬方法は、金属ごとに使い分けられている。

45 鉄の製錬

[解答] (1) (a) 石灰石 (b) Fe_3O_4 (c) 還元 (d) 銑鉄 (e) 銅

(2) 鉄鉱石を還元するための一酸化炭素を発生させる役割



[解説] 鉄鉱石・石灰石・コークスを高炉に入れて加熱すると、鉄鉱石が還元されて鉄が得られる。石灰石は炭酸カルシウムを主成分とし、鉄鉱石の不純物である二酸化ケイ素を分離する役割をもつ。コークスは炭素を主成分とし、酸化鉄を還元するための一酸化炭素を発生する役割をもつ。高炉で得られる鉄は銑鉄 (せんでつ) とよばれ、炭素を約 4% 含む硬くてろい。銑鉄を転炉に入れて酸素を吹きこむと、炭素が燃焼して取り除かれ、炭素の含有率が 0.2% 程度以下の鋼 (こう) が得られる。鋼は、硬くて強い。

46 銅の電解精錬

[解答] (1) 粗銅板



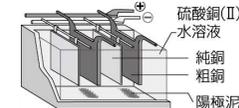
(3) (a) イオン化傾向が銅より大きいため、銅とともに陽極から溶解するが、陰極では銅の析出が優先して起こるから。

(b) イオン化傾向が銅より小さいため、陽極で溶解せず、単体のまま陽極の下に沈殿するから。

[解説] (3) 粗銅に含まれる不純物の金属のうち、イオン化傾向が Cu より大きい Fe、Zn などは、陽極で陽イオンとなって銅とともに溶解する。しかし、陰極では、溶けている金属のうちイオン化傾向が最も小さい Cu のみが析出するため、Cu 以外の金属は析出しない。

一方、イオン化傾向が Cu より小さい Au、Ag などは、陽極で陽イオンとならず、周囲の銅を失って単体のまま陽極の下に沈殿する。この沈殿物を陽極泥という。したがって、粗銅中の不純物は、イオンとして溶液中にとどまるか、陽極泥として沈殿するか、そのいずれかで Cu と分離される。

[補足] 実際の電解精錬には、本問のような装置ではなく、効率を上げるために極板の表面積を大きく、極板間の距離を短くした装置が用いられる。



47 アルミニウムの製錬

[解答] (1) (a) ボーキサイト (b) 大き (c) 水 (d) 氷晶石

(2) より低い温度で溶融塩電解を行うため。

[解説] Al はイオン化傾向が H_2 よりも大きいため、イオンの水溶液の電気分解で単体を得ることができない。ボーキサイトを精製して得られる酸化アルミニウム Al_2O_3 の溶融塩電解により、単体を得ることができる。 Al_2O_3 は融点が 2054°C と高く、融解させることが難しいが、 1000°C 程度で融解した氷晶石には溶ける。そのため、液体の氷晶石に溶かして、 1000°C 程度の低い温度で溶融塩電解を行う。

48 電気分解と電気量

[解答] (a) 銅 (b) $CuSO_4$ (c) 3.1×10^{-4}

(d) 6.3×10^{-4} (e) 1.0

[解説] 両極の質量変化量が同じであることから、両極の金属と水溶液中の金属 (イオン) が同じであるとわかる。ファラデー定数は電子 1 mol のもつ電気量の絶対値であるから、 $\frac{\text{流れた電気量 (C)}}{\text{流れた電子の物質量 (mol)}}$ で求められる。

(a), (b) 陽極での金属溶解量 $15.0 - 11.0 = 4.0$ (g) と、陰極での金属析出量 $19.0 - 15.0 = 4.0$ (g) が同じであるから、両極での反応金属が同じで、水溶液中の金属イオンも同じである。このことから、選択肢より金属は銅、水溶液は $CuSO_4$ 水溶液となる。

なお、金、白金は陽極で溶けず、ナトリウムは水溶液中では電極として存在できず、銀、鉛は (b) に該当する化合物がないのでいずれも不適である。

(c) 200 分間で析出した Cu は 4.0 g で、1 分間当たり $\frac{4.0 \text{ g}}{200} = 0.020 \text{ g}$ であるから、

$\frac{0.020 \text{ g}}{64 \text{ g/mol}} \approx 3.125 \times 10^{-4} \text{ mol}$

(d) $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$ Cu が 1 mol 析出するとき流れる e^- は 2 mol であるから、

$3.125 \times 10^{-4} \text{ mol} \times 2 = 6.25 \times 10^{-4} \approx 6.3 \times 10^{-4} \text{ mol}$

(e) 1 s 間当たりに流れた電子の物質量は、

$\frac{\frac{0.020 \text{ g/分}}{64 \text{ g/mol}} \times 2 \times \frac{1}{60} \text{ 分}}{1 \text{ s}} = \frac{0.0400}{3.84 \times 10^3} \text{ mol/s}$

よって、電流値は、

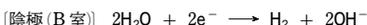
$9.65 \times 10^4 \text{ C/mol} \times \frac{0.0400}{3.84 \times 10^3} \text{ mol/s}$

高1 化学総合SA 練習問題（酸化還元・電池・電気分解）【解答&解説】

$$=1.00\dots\text{C/s}=1.00\dots\text{A}\approx 1.0\text{A}$$

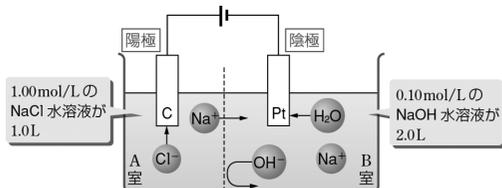
49 NaCl水溶液の電気分解

【解答】(1) 2.2 L (2) 0.20 mol/L



陽イオン交換膜を陽イオンは通過できるが、陰イオンは通過できない。

そのため、A室の Na^+ はB室に移動できるが、B室の OH^- はB室に残る。



(1) A室で減少したNaClは $(1.00 - 0.80)\text{ mol/L} \times 1.0\text{ L} = 0.20\text{ mol}$ なので、流れた e^- は0.20 mol、B室で生じた H_2 は0.10 mol、 OH^- は0.20 molである。よって、発生した H_2 の体積は、

$$22.4\text{ L/mol} \times 0.10\text{ mol} = 2.24 \approx 2.2\text{ L}$$

(2) B室では最初にあった OH^- が $0.10\text{ mol/L} \times 2.0\text{ L} = 0.20\text{ mol}$ で、さらに反応によって OH^- が0.20 mol増える。したがって、反応後の OH^- の濃度は、

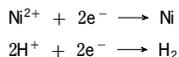
$$\frac{0.20\text{ mol} + 0.20\text{ mol}}{2.0\text{ L}} = 0.20\text{ mol/L}$$

50 混合物の電気分解

【解答】(1) 0.43 A (2) 0.11 L (3) 0.13 mol/L

【解説】 陰極で発生した気体0.112 Lは何かを考えて、流れた電気量を求めると、陽極での反応量と溶液中の H^+ の増減量がわかる。

(1) 陰極では、質量増加と気体発生との2つの反応が起こっている。

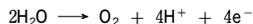


$$\text{流れた電子は、} 2 \times \frac{0.295}{59} + 2 \times \frac{0.112}{22.4} = 0.020\text{ (mol)}$$

$$\text{電気量は} 9.65 \times 10^4 \times 0.020\text{ Cであるから、} 9.65 \times 10^4 \times 0.020 = x \times 75 \times 60$$

よって、 $x \approx 0.43\text{ (A)}$

(2) 陽極での反応は、



$$\text{発生する} \text{O}_2 \text{は} \frac{0.020}{4}\text{ molで、} 22.4 \times \frac{0.020}{4} \approx 0.11\text{ (L)}$$

(3) 陰極では $2 \times \frac{0.112}{22.4}\text{ mol}$ の H^+ が失われ、陽極では $4 \times \frac{0.112}{22.4}\text{ mol}$ の H^+ が生じるから、溶液中に0.010 molの H^+ が増える。これは0.0050 molの H_2SO_4 に相当するから、電気分解後の硫酸の濃度は、

$$\frac{0.020 + 0.0050}{0.200} = 0.125 \approx 0.13\text{ (mol/L)}$$

51 電解槽の直列連結

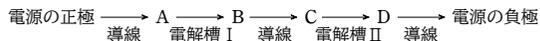
【解答】(1) 電極A: $1.93 \times 10^4\text{ C}$ 電極C: $1.93 \times 10^4\text{ C}$

(2) 電極B: 水素, 2.24 L 電極C: 酸素, 1.12 L

(3) 6.4 g 増

(4) 電解槽I: 大きい 電解槽II: 小さい

【解説】 (1) 電解槽を直列につないだ場合、電流は



の順に1本の通路を流れるから、どの電極にも同じ電気量が流れる。

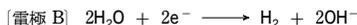
よって、 $Q[\text{C}] = i[\text{A}] \times t[\text{s}]$ より、

$$5.00\text{ A} \times (64 \times 60 + 20)\text{ s} = 1.93 \times 10^4\text{ C}$$

(2) 流れた e^- の物質量は、

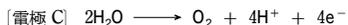
$$\frac{1.93 \times 10^4\text{ C}}{9.65 \times 10^4\text{ C/mol}} = 0.200\text{ mol}$$

電流は、電源の正極 \rightarrow A \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow D \rightarrow 電源の負極の順に流れるから、電極AとCが陽極、BとDが陰極である。



e^- 2 molが流れると H_2 1 molが発生するから、

$$22.4\text{ L/mol} \times 0.200\text{ mol} \times \frac{1}{2} = 2.24\text{ L}$$



e^- 4 molが流れると O_2 1 molが発生するから、

$$22.4\text{ L/mol} \times 0.200\text{ mol} \times \frac{1}{4} = 1.12\text{ L}$$

(3) [電極D] $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

e^- 2 molが流れるとCu 1 molが析出するから、

$$64\text{ g/mol} \times 0.200\text{ mol} \times \frac{1}{2} = 6.4\text{ g}$$

(4) [電解槽I] 陰極(電極B)の反応により OH^- が生じるので、pHは大きくなる。

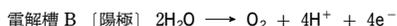
[電解槽II] 陽極(電極C)の反応により H^+ が生じるので、pHは小さくなる。陰極(電極D)の反応はpHに影響しない。

52 電解槽の並列連結

【解答】(1) $1.54 \times 10^3\text{ C}$ (2) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$

(3) $1.16 \times 10^3\text{ C}$ (4) $3.9 \times 10^2\text{ C}$ (5) 銀, 0.43 g

【解説】 電解槽A [陽極] $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$



(1) $Q[\text{C}] = i[\text{A}] \times t[\text{s}]$ より、

$$0.400\text{ A} \times (64 \times 60 + 20)\text{ s} = 1.544 \times 10^3\text{ C} \approx 1.54 \times 10^3\text{ C}$$

(2) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$

(3) (2)より、電解槽Aの陽極では、 e^- 4 molが流れると、 O_2 1 molが発生することがわかる。 O_2 が標準状態で67.2 mL、すなわち

$$\frac{67.2\text{ mL}}{22.4 \times 10^3\text{ mL/mol}} = 3.00 \times 10^{-3}\text{ mol}$$

$$\text{発生したので、流れた電気量は、} 9.65 \times 10^4\text{ C/mol} \times 3.00 \times 10^{-3}\text{ mol} \times 4 = 1.158 \times 10^3\text{ C} \approx 1.16 \times 10^3\text{ C}$$

(4) 電解槽を並列につないだ場合、回路全体に流れた電気量は、各電解槽に流れた電気量の総和である。電解槽Bに流れた電気量は、回路全体に流れた電気量から電解

槽Aを流れた電気量を引いたものに等しい。したがって、

$$\frac{1.544 \times 10^3\text{ C} - 1.158 \times 10^3\text{ C}}{(1)\text{より}} = 386\text{ C} \approx 3.9 \times 10^2\text{ C}$$

(3)より

(5) 電解槽Bの陰極の反応は、 $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$

e^- 1 molによりAg 1 molが析出する。電解槽Bに流れた電子は、

$$\frac{386\text{ C}}{9.65 \times 10^4\text{ C/mol}} = 4.00 \times 10^{-3}\text{ mol}$$

$$\text{であるから、} 108\text{ g/mol} \times 4.00 \times 10^{-3}\text{ mol} = 0.432\text{ g} \approx 0.43\text{ g}$$

53 電解槽の並列連結

【解答】(1) $1.8 \times 10^3\text{ C}$ (2) 0.43 g (3) 0.39 A (4) 82 mL

【解説】 塩化ナトリウム水溶液との反応により、電気分解後のA槽の Ag^+ の濃度がわかるので、これから電解槽Aに流れた電気量、電解槽Bに流れた電気量を求める。

(1) $0.500\text{ A} \times 1.00 \times 60 \times 60\text{ s} = 1800\text{ C}$

(2) 塩化ナトリウムと硝酸銀の反応は、



$$\text{電気分解後のA槽内の} \text{Ag}^+ \text{の濃度は} 0.100 \times \frac{10.00}{1000} = x \times \frac{16.67}{1000} \text{ より、}$$

$$x \approx 0.0600\text{ (mol/L)}$$

$$\text{よって単体として析出したAgは、} (0.100 - 0.0600) \times \frac{100.0}{1000} = 4.00 \times 10^{-3}\text{ (mol)}$$

質量は、 $108 \times 4.0 \times 10^{-3} \approx 0.43\text{ (g)}$

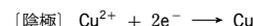
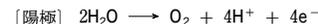
(3) 電解槽Aを流れた e^- は、Agの析出量より $4.0 \times 10^{-3}\text{ mol}$ で、その電気量は、

$$9.65 \times 10^4\text{ C/mol} \times 4.0 \times 10^{-3}\text{ mol} = 386\text{ C}$$

電解槽Bを流れた電気量は、 $1800 - 386 = 1414 \approx 1410\text{ (C)}$

電流の強さは、 $y \times 1.00 \times 60 \times 60 = 1410$ $y \approx 0.39\text{ (A)}$

(4) 電解槽Bの反応は



発生する気体は O_2 で、電子1 molすなわち電気量 $9.65 \times 10^4\text{ C}$ 当たり $\frac{1}{4}\text{ mol}$ の O_2 が発生するから、

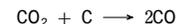
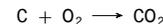
$$22400\text{ mL/mol} \times \frac{1410\text{ C}}{9.65 \times 10^4\text{ C/mol}} \times \frac{1}{4} \approx 82\text{ mL}$$

54 鉄の製造

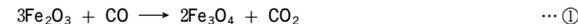
【解答】(a) 還元 (b) 銹鉄 (c) 鋼

(1) 赤鉄鉱 Fe_2O_3 、磁鉄鉱 Fe_3O_4 (2) 一酸化炭素, CO (3) 1.4 kg

【解説】 (2) 炭素Cが燃焼して CO_2 が生じ、この CO_2 がCと反応してCOが生じる。



生じたCOが鉄鉱石を還元する。



(①式+②式×2+③式×6)÷3より、



高1 化学総合SA 練習問題（酸化還元・電池・電気分解）【解答&解説】

(3) 鉄の含有率 96 % の銹鉄 1.0 kg 中の Fe は、

$$1.0 \text{ kg} \times \frac{96}{100} = 0.96 \text{ kg}$$

Fe (式量 56) 0.96 kg を得るのに必要な Fe₂O₃ (式量 160) の質量を x [kg] とすると、

$$x \text{ [kg]} \times \frac{112}{160} = 0.96 \text{ kg}$$

Fe₂O₃ 中の Fe の含有率

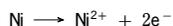
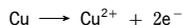
よって、x ≈ 1.4 kg

55 粗銅の組成

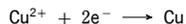
【解答】 (1) 77 g (2) 83 %

【解説】 銅の電解精錬では、銅よりイオン化傾向の小さい金属は陽極泥として沈殿し、銅よりイオン化傾向の大きい金属は溶解するが、陰極で析出しない。よって流れた電気量は、陽極では銅と銅よりイオン化傾向の大きい金属の溶解に用いられ、陰極では銅の析出に用いられる。

陽極では銅と銅よりイオン化傾向の大きいニッケルが溶解する。



陰極では銅 (II) イオンが多量にあるため、銅よりイオン化傾向の大きいニッケルは析出せず、銅だけが析出する。



(1) 流れた電気量は、9.65 × 400 × 60 C で、e⁻ は、 $\frac{9.65 \times 400 \times 60 \text{ C}}{9.65 \times 10^4 \text{ C/mol}} = 2.40 \text{ mol}$

e⁻ 2 mol が流れると Cu 1 mol が析出するから、析出する Cu は $\frac{2.40}{2}$ mol で、そ

の質量は、64 g/mol × $\frac{2.40}{2}$ mol ≈ 77 g

(2) 陽極の質量減少量 200.0 - 120.0 = 80.0 (g) は、溶解した銅とニッケルの質量とはがれ落ちた銀の質量の和である。銀 (=陽極泥) は 4.0 g であるから、溶解した銅とニッケルの質量の和は、80.0 - 4.0 = 76.0 (g)

このうち、銅を x [mol]、ニッケルを y [mol] とすると、

$$64x + 59y = 76.0 \text{ (g)} \quad \dots \text{①}$$

銅、ニッケルとも e⁻ 2 mol が流れると 1 mol が溶解するから、流れた e⁻ と銅、ニッケルの物質量について、

$$2x + 2y = 2.40 \text{ (mol)} \quad \dots \text{②}$$

① 式、② 式より、x = 1.04 mol、y = 0.16 mol

粗銅 80.0 g 中の銅の質量は、64 g/mol × 1.04 mol であるから、

$$\text{銅の質量の割合は、} \frac{64 \text{ g/mol} \times 1.04 \text{ mol}}{80.0 \text{ g}} = 0.832 \%$$

よって、83 %

【注】 Ni は溶解するが析出しないので、Ni の溶解のとき放出した電子は、溶液中の Cu²⁺ の析出に用いられる。そのため、銅の溶解量と析出量の差だけ溶液中の Cu²⁺ が減少する。

【補足】 設問の内容は、銅の電解精錬として工業的に用いられている。銅は銅鉱石からつくられるが、この際、金、銀の鉱石も加え、金、銀を含む銅とする。この不純物を含む銅 (粗銅) を陽極、純銅を陰極にして、硫酸銅 (II) 水溶液を電気分解する。

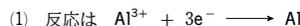
① 銅よりイオン化傾向の小さい金、銀などの不純物は溶解しないので極板からはがれ落ち、陽極の下にたまる。これを陽極泥といい、陽極泥からは金、銀を回収する。

② 銅よりイオン化傾向の大きい亜鉛、鉄、ニッケルなどは陽極で溶解するが、陰極では析出しない。したがって、陰極に純銅が得られる。

56 アルミニウムの生成

【解答】 (1) 1.9 × 10⁷ C (2) 1 : 18

【解説】 陰極ではアルミニウムイオンが電子を受け取り、単体として析出する。陽極では酸化物イオンが炭素と反応して、二酸化炭素と一酸化炭素が生じる。よって、陽極の反応について、炭素の量と電気量についての連立方程式がつけられる。



電子 3 mol が流れるとアルミニウム 1 mol が析出するから、流れた電気量を

$$x \text{ [C]} \text{ とすると、} 27 \text{ g/mol} \times \frac{x}{9.65 \times 10^4 \text{ C/mol}} \times \frac{1}{3} = 1800 \text{ g}$$

$$x = 1.93 \times 10^7 \text{ C}$$

(2) 酸化物イオンが電子を失い、生じた酸素原子が陽極の炭素と反応するから、



CO₂ になった C を y [mol]、CO になった C を z [mol] とすると、

$$\text{陽極の消耗量について、}$$

$$12y + 12z = 1140 \quad \dots \text{①}$$

流れた電気量について、

$$9.65 \times 10^4 \text{ C/mol} \times (4y + 2z) \text{ [mol]} = 1.93 \times 10^7 \text{ C} \quad \dots \text{②}$$

① 式、② 式より、y = 5 (mol)、z = 90 (mol)

$$\text{CO}_2 \text{ と CO の物質量の比} = y : z = 5 : 90 = 1 : 18$$

【補足】 イオン化傾向の特に大きい K、Ca、Na、Mg、Al の塩の水溶液を電気分解するとき、これらの金属のイオンは e⁻ を受け取りにくいので、H₂O が e⁻ を得て H₂ が発生し、金属の単体は析出しない。

水溶液にしないで、塩化物、酸化物、水酸化物などを融解し、炭素などを電極に用いて電気分解するときは、陰極に金属が析出する。この方法は溶融塩電解 (融解塩電解) とよばれ、これらの金属の工業的製法として用いられている。

溶融塩電解では、

陽極 …… 陰イオンが e⁻ を失う
陰極 …… 金属イオンが単体になる

【参考】 氷晶石は Na₃AlF₆ と表される物質で、直接、両電極の反応には関与しないが、氷晶石を融解し、それに酸化アルミニウム (融点 2054 °C) を溶かすことにより、1000 °C 以下で酸化アルミニウムを融解することができる (融解する温度を下げる)。

57 ダニエル型電池

【解答】 (1) (a) B

(b) 装置 A と C ではイオンが素焼き板や塩橋を通じて移動できるが、装置 B ではイオンがガラス板を通過できず電池として成立しないから。(61 字)

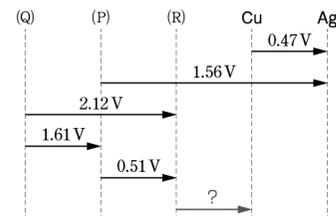
(2) (a) (Q) (b) 0.58 V (c) 金属 : (Q) と銀、起電力 : 3.17 V (d) (R)

【指針】 電池が成り立つためには、電池の内部で電荷が移動できなければならない。そのため、通常は素焼き板や塩橋を用いて 2 つの水溶液を電気的に接続し、水溶液が混合することなく電荷のみが移動できるようにしている。2 種類の金属を用いた

ダニエル型電池では、イオン化傾向の小さい金属が正極になり、また 2 つの金属のイオン化傾向の差が大きいほど、電池の起電力は大きくなる。

【解説】 (1) 装置が電池として成立し、電球が点灯するためには、左右の水溶液をまたいで電荷が移動できなければならない。装置 A ではイオンが素焼き板を通過することで、装置 C では塩橋の中のイオンが移動することで電荷が移動できるが、装置 B ではイオンがガラス板を通過できないため電荷が移動できず、電球が点灯しない。なお、素焼き板などを使わず、水溶液を完全に混合させてしまうと、銅板の表面で Cu + 2Ag⁺ → Cu²⁺ + 2Ag の反応が起こり、電子の授受が外部の導線を通らずに起こってしまう。これでは電流を外部に取り出すことができず、電池として成立しない。

(2) 各装置の起電力は次のように整理できる。



(a) 実験結果より、イオン化傾向の大きい順に (Q) > (P) > (R) > Cu > Ag となる。

(b) 図より、 $\frac{1.56 \text{ V}}{(P)-\text{Ag}} - \frac{0.51 \text{ V}}{(P)-\text{R}} + \frac{0.47 \text{ V}}{\text{Cu}-\text{Ag}} = 0.58 \text{ V}$

(c) イオン化傾向の最も大きい (Q) と、最も小さい Ag を用いればよい。

そのときの電池の起電力は、図より、 $\frac{1.61 \text{ V}}{(Q)-\text{P}} + \frac{1.56 \text{ V}}{\text{P}-\text{Ag}} = 3.17 \text{ V}$

(d) Ni、Mg、Zn のイオン化傾向は大きい順に Mg > Zn > Ni であるので、Ni は (R) である。