Kurs zadaniowy z chemii

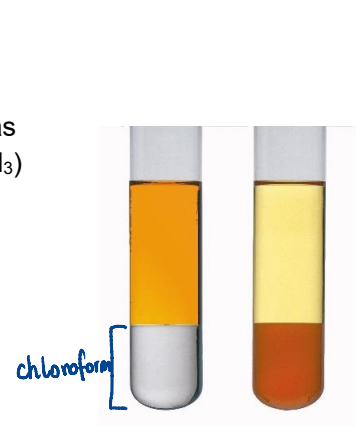
Maturalis i Kamil Kaznowski

Lekcja 19/25 – 24 marca 2023 r.

Temat: Chemia Nieorganiczna 2

Zadanie 1.

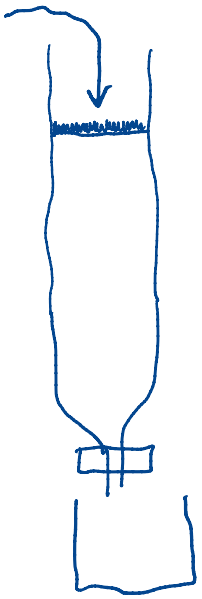
Na zdjęciu obok pokazano dwuetapowe doświadczenie, podczas którego do probówki wprowadzono kilka cm^3 chloroformu ($CHCl_3$) oraz wodę bromową (etap 1.), a następnie ciecze wymieszano i pozostawiono na pewien czas (etap 2.).



heksan
cykloheksan

$CHCl_3$
CCl_4

etap 1. etap 2.

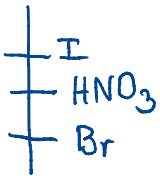


Przedstaw wniosek z pokazanego doświadczenia dotyczący porównania gęstości wody bromowej i chloroformu. Nazwij proces, który spowodował zmianę wyglądu zawartości probówki po wymieszaniu i ponownym rozdzieleniu się cieczy.

Gęstość chloroformu jest ...większa... niż gęstość wody bromowej.

Nazwa procesu: ...ekstrakcja...

Jedna z metod wykrywania obecności jonów bromkowych albo jodkowych w roztworze polega na utlenieniu ich do wolnego bromu albo jodu.



Rozstrzygnij, czy zarówno jony bromkowe, jak i jony jodkowe można utlenić za pomocą kwasu azotowego(V). Uzasadnij swoją odpowiedź. W uzasadnieniu odnieś się do wartości odpowiednich potencjałów standardowych.

Rozstrzygnięcie: jony bromkowe: ...Nie... jony jodkowe: ...Tak...

Uzasadnienie: ...Potencjał układu $Br_2|Br^-$ jest wyższy niż potencjał układu $H^+, NO_3^-|NO$, natomiast potencjał układu $I_2|I^-$ jest niższy od potencjału $H^+, NO_3^-|NO$. Dlatego HNO_3 może utlenić jony jodkowe, ale nie może utlenić jonów bromkowych.

Zadanie 2.

Przeprowadzono doświadczenie, w którym na podstawie zachodzącej reakcji chemicznej można stwierdzić, że wolny chlor jest silniejszym utleniaczem niż wolny brom.

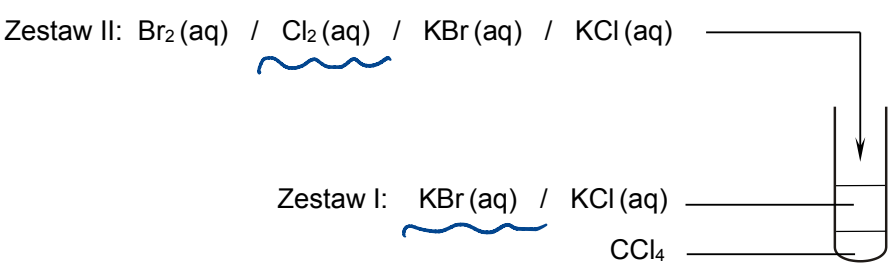
Uzupełnij schemat przeprowadzonego doświadczenia – zaznacz po jednym wzorze odczynnika w zestawach I i II.

Schemat doświadczenia:

Zestaw II: $Br_2\,(aq)$ / $Cl_2\,(aq)$ / $KBr\,(aq)$ / $KCl\,(aq)$

Zestaw I: $KBr\,(aq)$ / $KCl\,(aq)$

CCl_4



F
Cl
Br
I

Do probówki zawierającej kilka cm^3 bezbarwnego rozpuszczalnika CCl_4 wlano podobną objętość odczynnika, który został wybrany z zestawu I, a następnie zawartość probówki energicznie wstrząsano. Zaobserwowano rozdzielenie się cieczy na dwie warstwy (etap 1.). Następnie do probówki dodano odczynnik wybrany z zestawu II, ponownie wstrząsano zawartość probówki i zaobserwowano rozdzielenie się cieczy na dwie warstwy (etap 2.).

Zaznacz numer zdjęcia, na którym zilustrowany jest wynik po etapie 1., oraz numer zdjęcia przedstawiającego wynik po etapie 2. doświadczenia.

Po etapie 1.: $Cl_2 + 2KBr \longrightarrow 2KCl + Br_2$



zdjęcie 1.



zdjęcie 2.



zdjęcie 3.

Po etapie 2.:



zdjęcie 4.



zdjęcie 5.



zdjęcie 6.

Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równanie reakcji zachodzącej podczas przeprowadzonego doświadczenia.

$Cl_2 + 2Br^- \longrightarrow 2Cl^- + Br_2$

jodyna → jod / etanol

płyn Lugola → $I_2 / KI_{(aq)}$

2 at I ma 0 st. utl

1 at I ma -I st. utl

$I_2 + I^- \rightarrow I_3^-$

Zadanie 3.

Jod bardzo słabo rozpuszcza się w wodzie i jego nasycony roztwór, nazywany wodą jodową, w temperaturze 25 °C ma stężenie ok. $1{,}3 \cdot 10^{-3}$ mol·dm^{-3}. Dużo lepiej jod rozpuszcza się (roztwarza) w roztworze zawierającym jony jodkowe, gdyż przebiega tam reakcja opisana równaniem:

$$I_2 + I^- \rightleftarrows I_3^-$$

Stężeniowa stała tej równowagi w temperaturze 25 °C jest równa 700.

W niektórych schorzeniach tarczycy stosuje się tzw. płyn Lugola, który można przyrządzić, jeśli wymiesza się 1 g jodu i 2 g jodku potasu z 97 g wody.

Oblicz masę jodu rozpuszczonego w 100 g nasyconego wodnego roztworu w temperaturze 25 °C. Oblicz, ile razy masa jodu, który rozpuszczono, aby przygotować 100 g płynu Lugola, jest większa niż masa jodu w 100 g wody jodowej. Przyjmij, że gęstość wody jodowej jest równa 1,0 g·cm^{-3}.

Obliczenia:

$C = 1{,}3 \cdot 10^{-3}$ mol/dm^3

$m_r = 100$ g

$d_r = 1$ g/cm^3

$d = \frac{m}{V} \rightarrow V_r = 100$ cm^3 $= 0{,}1$ dm^3

$C = \frac{n}{V} \rightarrow n = C \cdot V = 1{,}3 \cdot 10^{-3} \cdot 0{,}1 =$

$= 1{,}3 \cdot 10^{-4}$ mola I_2

$M_{I_2} = 254$ g/mol

254 g — 1 mol

X — $1{,}3 \cdot 10^{-4}$ mola

$x = 0{,}033$ g I_2 (w 100 g wody jodowej)

$\frac{1\text{ g}}{0{,}033} = 30$ razy większa

$$I_2 + I^- \rightarrow I_3^-$$

Oblicz równowagowe stężenie jonów jodkowych (I^-) w płynie Lugola w temperaturze 25 °C. Przyjmij, że gęstość tego roztworu w temperaturze pokojowej jest równa 1,05 g·cm^{-3}.

Obliczenia:

$K = 700$

	C_0	Δ	C_R
I_2	0,0415	x	0,0415 − x
I^-	0,126	x	0,126 − x
I_3^-	–	x	x

$1\,g\ I_2 \quad 2\,g\ KI \quad (100\,g)$

$d_r = 1{,}05\ g/cm^3$

$d = \frac{m}{V} \rightarrow V_r = \frac{m_r}{d_r}$

$V_r = \frac{100}{1{,}05} = 95\,cm^3 = 0{,}095\,dm^3$

$254\,g - 1\,mol$

$1\,g - x$

$x = 3{,}94 \cdot 10^{-3}\ mol\ I_2$

$166\,g - 1\,mol$

$2\,g - x$

$x = 0{,}012\ mola\ KI$

$[I_2]_0 = \frac{n}{V} = \frac{3{,}94 \cdot 10^{-3}}{0{,}095} = 0{,}0415$

$[KI]_0 = \frac{n}{V} = \frac{0{,}012}{0{,}095} = 0{,}126$

$K = \frac{[I_3^-]}{[I_2][I^-]} \quad \frac{700}{1} = \frac{x}{(0{,}0415-x)(0{,}126-x)}$

$x = (5{,}229 \cdot 10^{-3} - 0{,}0415x - 0{,}126x + x^2) \cdot 700$

$x = (5{,}229 \cdot 10^{-3} - 0{,}1675x + x^2)\,700$

$x = 3{,}6603 - 117{,}25x + 700x^2$

$700x^2 - 118{,}25x + 3{,}6603 = 0$

$\Delta = 3734{,}2225$

$\sqrt{\Delta} = 61{,}108$

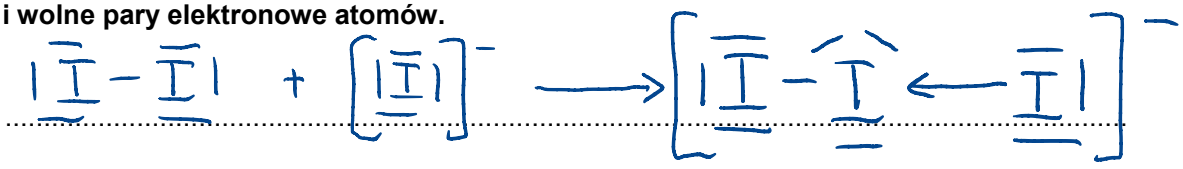
$x_1 = \frac{118{,}25 - 61{,}108}{1400} = 0{,}0408$

$x_2 = \frac{118{,}25 + 61{,}108}{1400} = 0{,}1281$

$[I^-] = 0{,}126 - 0{,}0408 = 0{,}0852\ \frac{mol}{dm^3}$

Jon trijodkowy I_3^- ma budowę liniową.

Narysuj wzór elektronowy jonu trijodkowego. Zaznacz kreskami wszystkie wspólne i wolne pary elektronowe atomów.



W roztworze wodnym o odczynie zasadowym cząsteczki jodu ulegają reakcji dysproporcjonowania, w wyniku czego tworzą się jony jodkowe i jony jodanowe(I). Jodany(I) są tak nietrwałe, że łatwo ulegają kolejnej przemianie, której produktami są jodki i jodany(V).

Napisz <u>w formie jonowej</u> sumaryczne równanie reakcji zachodzącej po wprowadzeniu jodu do wodnego roztworu wodorotlenku sodu.

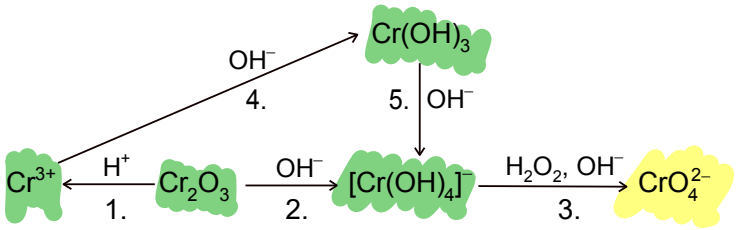
$$6\,I_2 + 12\,OH^- \rightarrow 10\,I^- + 2\,IO_3^- + 6\,H_2O$$

$2e^- + I_2^0 \rightarrow 2I^{-1} \quad 1 \cdot 5$

$12\,OH^- + I_2^0 \rightarrow 2I^{+5}O_3^- + 10e^- + 6H_2O$

Zadanie 5.

Poniższy schemat ilustruje przemiany 1.–5., którym ulegają związki chromu(III).



Napisz:

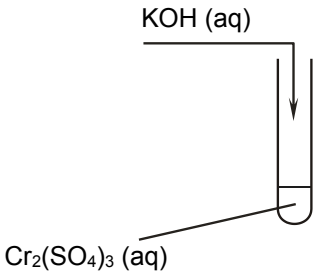
- **<u>w formie jonowej skróconej</u> równanie reakcji tlenku chromu(III) z kwasem siarkowym(VI) (przemiana 1.)**

$Cr_2O_3 + 6H^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3H_2O$

- **wzór soli, której roztwór powstaje w reakcji tlenku chromu(III) z wodorotlenkiem potasu (przemiana 2.).**

$K[Cr(OH)_4]$

Do probówki z wodnym roztworem siarczanu(VI) chromu(III) dodawano wodny roztwór wodorotlenku potasu. Opisane doświadczenie zilustrowano na poniższym rysunku.



Na podstawie zaobserwowanych efektów stwierdzono, że reakcja zachodzi w dwóch etapach:

- po dodaniu niewielkiej ilości roztworu wodorotlenku potasu do probówki z roztworem siarczanu(VI) chromu(III) (przemiana 4.)
- przy dalszym dodawaniu roztworu wodorotlenku potasu (przemiana 5.).

Napisz, co zaobserwowano w pierwszym etapie tego doświadczenia (przemiana 4.). Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równanie reakcji, która była przyczyną zaobserwowanej zmiany.

Obserwacja: z zielonego roztworu strąca się zielony osad.

Równanie reakcji: $Cr^{3+} + 3OH^- \longrightarrow Cr(OH)_3\downarrow$

Napisz, co zaobserwowano w drugim etapie tego doświadczenia (przemiana 5.). Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równanie reakcji, która była przyczyną zaobserwowanej zmiany.

Obserwacja: Zielony osad rozpuszcza się, powstaje zielony roztwór.

Równanie reakcji: $Cr(OH)_3 + OH^- \longrightarrow [Cr(OH)_4]^-$

$[Cr^{III}(OH)_4]^- + 4OH^- \rightarrow Cr^{VI}O_4^{2-} + 3e^- + 4H_2O \mid \cdot 2$

$2H_2O + H_2O_2 + 2e^- \rightarrow 2H_2O + 2OH^- \mid \cdot 3$

Do probówki z wodnym roztworem soli zawierającej jony $[Cr(OH)_4]^-$ dodano – w środowisku zasadowym – wodny roztwór H_2O_2 (przemiana 3.).

Opisz zmianę świadczącą o zajściu reakcji w tej probówce. Uwzględnij barwę zawartości probówki po reakcji.

Zielony roztwór zmienił barwę na żółtą.

Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równanie reakcji, która była przyczyną obserwowanej zmiany (przemiana 3.).

$2[Cr^{III}(OH)_4]^- + 3H_2O_2 + 2OH^- \rightarrow 2Cr^{VI}O_4^{2-} + 8H_2O$

Zadanie 6.

Antymon roztwarza się na gorąco w stężonym kwasie siarkowym(VI). W tej przemianie tworzy się m.in. zdysocjowany w wodnym roztworze siarczan(VI) antymonu(III) oraz wydziela się bezbarwny gaz o charakterystycznym ostrym zapachu, w którym siarka stanowi 50% masowych.

Antymon reaguje także na gorąco ze stężonym kwasem azotowym(V). W tej przemianie wydziela się bezbarwny gaz, który w kontakcie z powietrzem zabarwia się na kolor czerwonobrunatny, i powstaje trudno rozpuszczalny jednoprotonowy kwas antymonowy(V). W cząsteczce tego kwasu stosunek liczby atomów wodoru do liczby atomów tlenu jest równy 1 : 3.

Na podstawie: J. Minczewski, Z. Marczenko, *Chemia analityczna*, Warszawa 2004.

$Sb + H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow Sb^{3+} + SO_4^{2-} + SO_2 + H_2O$

SO_2
SO_3

Napisz <u>w formie jonowej</u> z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy) równania reakcji redukcji i utleniania zachodzących podczas opisanego procesu roztwarzania antymonu na gorąco w stężonym kwasie siarkowym(VI). Napisz <u>w formie cząsteczkowej</u> sumaryczne równanie opisanej przemiany.

Równanie reakcji redukcji:

$4H^+ + 2e^- + S^{VI}O_4^{2-} \rightarrow S^{IV}O_2 + 2H_2O \mid \cdot 3$

Równanie reakcji utleniania:

$Sb \rightarrow Sb^{3+} + 3e^- \mid \cdot 2$

Sumaryczne równanie reakcji:

$2Sb + 6H_2SO_4 \rightarrow Sb_2^{III}(S^{VI}O_4)_3^{II} + 3SO_2 + 6H_2O$

Napisz <u>w formie jonowej</u> sumaryczne równanie opisanego procesu roztwarzania antymonu na gorąco w stężonym <u>kwasie azotowym(V)</u>.

$3Sb + 5H^+ + 5NO_3^- \rightarrow 5NO + 3HSbO_3 + H_2O$

maturalis kaznowski.maturalnie maturalis.pl

$4H^+ + 3e^- + N^{V}O_3^- \rightarrow N^{II}O + 2H_2O \mid \cdot 5$

$3H_2O + Sb \rightarrow HSbO_3 + 5e^- + 5H^+ \mid \cdot 3$

$Me[H_2O]_n^{x+}$

Zadanie 8.

Większość kationów metali występuje w roztworze wodnym w postaci jonów kompleksowych, tzw. akwakompleksów, w których cząsteczki wody otaczają jon metalu, czyli są ligandami. Dodanie do takiego roztworu reagenta, który z kationami danego metalu tworzy trwalsze kompleksy niż woda, powoduje wymianę ligandów. Kompleksy mogą mieć różne barwy, zależnie od rodzaju ligandów, np. jon Fe^{3+} tworzy z jonami fluorkowymi F^- kompleks bezbarwny, a z jonami tiocyjanianowymi (rodankowymi) SCN^- – krwistoczerwony.

W dwóch probówkach znajdował się wodny roztwór chlorku żelaza(III). Do pierwszej probówki wsypano niewielką ilość stałego fluorku potasu, co poskutkowało odbarwieniem żółtego roztworu, a następnie do obu probówek dodano wodny roztwór rodanku potasu (KSCN). Stwierdzono, że tylko w probówce drugiej pojawiło się krwistoczerwone zabarwienie.

W badanych roztworach występowały jony kompleksowe żelaza(III):

I rodankowy II fluorkowy III akwakompleks

Uszereguj wymienione jony kompleksowe zgodnie ze wzrostem ich trwałości. Napisz w odpowiedniej kolejności numery, którymi je oznaczono.

III , I , II

najmniejsza trwałość ..... największa trwałość

$Fe(H_2O)_6^{3+} + 6F^- \rightarrow FeF_6^{3-} + 6H_2O$

$FeF_6^{3-} + SCN^- \rightarrow X$

$Fe(H_2O)_6^{3+} + 6SCN^- \rightarrow Fe(SCN)_6^{3-} + 6H_2O$

$\frac{2,8}{56} = 0,05$ mola Fe $\frac{2,4}{32} = 0,075$ mola S (nadmiar S)

Zadanie 11.

Przygotowano dwie identyczne próbki oznaczone numerami I i II: w każdej próbce zmieszano 2,8 g wiórków żelaznych i 2,4 g rozdrobnionej siarki.

Próbkę I wprowadzono do probówki i ogrzano w płomieniu palnika. Stwierdzono, że żelazo całkowicie przereagowało z siarką, w wyniku czego powstał produkt, w którym stosunek masowy $m_{Fe} : m_S \approx 7 : 4$ (reakcja 1.). Po zakończeniu reakcji zawartość probówki ostudzono, a następnie poddano działaniu kwasu solnego użytego w nadmiarze. Zaobserwowano, że mieszanina poreakcyjna częściowo roztworzyła się w kwasie, czemu towarzyszyło wydzielanie bezbarwnego gazu o nieprzyjemnym zapachu (reakcja 2.).

Próbkę II wprowadzono – bez uprzedniego ogrzewania – do zlewki z kwasem solnym. Stwierdzono, że próbka częściowo roztworzyła się w nadmiarze kwasu z wydzieleniem bezbarwnego i bezwonnego gazu (reakcja 3.).

Fe_xS_y $\frac{56x}{32y} = \frac{7}{4} \rightarrow \frac{x}{y} = \frac{7 \cdot 32}{4 \cdot 56} = \frac{224}{224} = \frac{1}{1}$ FeS

Napisz <u>w formie cząsteczkowej</u> równania reakcji, które zaszły po poddaniu obu próbek działaniu kwasu solnego użytego w nadmiarze (reakcja 2. i reakcja 3.).

Równanie reakcji 2.:

$FeS + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S$

Równanie reakcji 3.:

$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$

Podaj nazwę substancji, która pozostała nieroztworzona w kwasie solnym w obu naczyniach, i podaj nazwę metody, którą należy zastosować, aby wyodrębnić tę substancję z mieszaniny poreakcyjnej otrzymanej po dodaniu nadmiaru kwasu solnego do obu próbek.

Nazwa substancji: siarka

Nazwa metody: sączenie (filtracja)

Ustal, ile gramów substancji, która pozostała nieroztworzona w kwasie solnym w obu naczyniach, zawierały próbki.

Próbka I: 0,8 g

Próbka II: 2,4 g

w próbce I została siarki
$0,075 - 0,05 = 0,025$ mola
$0,025 \cdot 32 = 0,8$ g

Zadanie 13.

Aby potwierdzić zasadowy charakter tlenku baru, przeprowadzano reakcję tego tlenku z pewnym odczynnikiem w obecności wskaźnika pH, którym była czerwień bromofenolowa. Wskaźnik ten w roztworach o pH < 5,2 ma barwę żółtą, a w roztworach o pH > 6,8 przyjmuje barwę czerwoną. W roztworach o 5,2 < pH < 6,8 barwi się na kolor pośredni między żółtym a czerwonym (różne odcienie barwy pomarańczowej).

Do probówki wprowadzono wybrany odczynnik z dodatkiem czerwieni bromofenolowej, a następnie dodano nadmiar stałego tlenku baru, dokładnie mieszając jej zawartość. Zaobserwowano, że dodany tlenek baru roztworzył się całkowicie, a powstały w probówce klarowny roztwór zmienił zabarwienie.

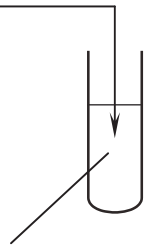
$BaSO_4\downarrow$ $Ba_3(PO_4)_2\downarrow$ $BaCl_2(aq)$

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010.

Uzupełnij poniższy schemat wykonania doświadczenia. Wpisz wzór odczynnika wybranego spośród następujących:

$HCl\,(aq)$ $H_2SO_4\,(aq)$ $H_3PO_4\,(aq)$ $NaOH\,(aq)$

nadmiar BaO (s)



HCl ..... + czerwień bromofenolowa

Napisz, jakie było zabarwienie zawartości probówki przed wprowadzeniem tlenku baru i po jego wprowadzeniu do roztworu znajdującego się w probówce.

Barwa zawartości probówki	
przed wprowadzeniem BaO	po wprowadzeniu BaO
żółta	czerwona

Zadanie 14.

W celu określenia składu jakościowego dwuskładnikowego stopu glinu i metalu Me przeprowadzono dwuetapowe doświadczenie.

Etap 1.: Do 10,0 g stopu dodano nadmiar stężonego roztworu wodorotlenku sodu i zaobserwowano, że część stopu uległa roztworzeniu, przy czym w reakcji wydzielał się palny gaz, o gęstości mniejszej od gęstości powietrza. Masa nieprzereagowanej części stopu wynosiła 8,1 g. Otrzymany po oddzieleniu roztworu metal Me poddano dalszym badaniom.

Etap 2.: Do nieprzereagowanego składnika dodano nadmiar roztworu HNO_3 i zaobserwowano wydzielenie bezbarwnego gazu, który u wylotu probówki zmieniał barwę na brązową. W powstałym roztworze były obecne jony Me^{+}. Po ustaniu wydzielania się gazu do roztworu dodano nadmiar wodnego roztworu wodorotlenku sodu i zaobserwowano pojawienie się osadu.

Zapisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji zachodzącej po dodaniu stężonego roztworu wodorotlenku sodu do glinu, jeżeli w reakcji powstaje anion tetrahydroksoglinianowy.

$2Al + 2OH^- + 6H_2O \rightarrow 2[Al(OH)_4]^- + 3H_2$

Uzupełnij poniższe zdania dotyczące 2. etapu doświadczenia. Wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

Bezbarwny gaz wydzielający się w reakcji metalu Me z roztworem HNO_3 to (NO / NO_2). Oznacza to, że do reakcji użyto (stężonego / rozcieńczonego) roztworu kwasu.

Zmiana barwy gazu u wylotu probówki jest spowodowana reakcją tego gazu z (O_2 / H_2).

HNO_3 (rozc) $\rightarrow$ NO HNO_3 (stęż) $\rightarrow$ NO_2

Na podstawie przeprowadzonego doświadczenia postawiono hipotezę:
Metal tworzący z glinem opisany stop musi być metalem leżącym w szeregu napięciowym za wodorem. Metalem tym może być miedź.

Oceń poprawność hipotezy. Uzasadnij swoją opinię przez podkreślenie właściwego zwrotu w każdym nawiasie i dokończenie zdania 1. i 2.

Hipoteza (jest / nie jest) poprawna.

1. Metal tworzący z glinem stop (musi / nie musi) być metalem leżącym w szeregu napięciowym za wodorem, gdyż

takie metale o ujemnym potencjale mogą reagować z kwasem utleniającym

2. Metalem tym (może / nie może) być miedź, gdyż

po reakcjach z kwasami utleniającymi wchodzi w skład soli, w których występuje na II stopniu utlenienia

W etapie 2. doświadczenia zachodzą procesy opisane schematem:

$$Me \rightarrow Me^{+} \rightarrow Me_2O$$

Otrzymany osad (Me_2O) wysuszono w podwyższonej temperaturze i uzyskano 8,7 g suchej masy. **Oblicz masę molową metalu wchodzącego w skład stopu aluminiowego.**

Obliczenia:

Stop 10g (po usunięciu Al → m = 8,1g)

Me_2O

→ 8,7g → 0,6g tlenu

8,7g Me_2O — 0,6g tlenu

x — 16g tlenu

x = 232g Me_2O

232 − 16 = 216g Me_2

↓

108g Me → M = 108 g/mol

Zadanie 15.

Krzem ulega reakcji z roztworami wodorotlenków litowców, w wyniku czego tworzy krzemiany litowców o wzorze ogólnym Me_2SiO_3. Krzem tworzy z wodorem związki zwane silanami, których struktura jest analogiczna do struktury węglowodorów nasyconych i wyraża się ogólnym wzorem Si_nH_{2n+2}. Cząsteczka najprostszego silanu zawiera jeden atom krzemu. Wszystkie silany są nietrwałe w obecności tlenu – ich pary zapalają się w zetknięciu z powietrzem.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010.

Napisz <u>w formie jonowej</u> równanie reakcji krzemu z zasadą sodową.

$Si + 2OH^- + H_2O \rightarrow SiO_3^{2-} + 2H_2$

Napisz wzór sumaryczny najprostszego silanu. Określ typ hybrydyzacji walencyjnych orbitali atomowych atomu krzemu w cząsteczce tego związku.

Wzór: SiH_4 Typ hybrydyzacji: sp^3