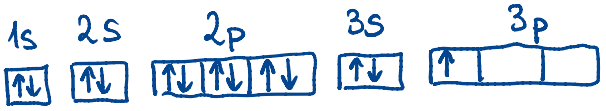
Kurs zadaniowy z chemii

Maturalis i Kamil Kaznowski

Lekcja 18/25 – 17 marca 2023 r.

Temat: Chemia Nieorganiczna 1

Al, Zn, Be, Cr^{III}



Zadanie 1.

Al

Elektrony atomu pierwiastka X w stanie podstawowym zajmują siedem orbitali, przy czym sześć z nich jest całkowicie zapełnionych. Ten pierwiastek reaguje zarówno z kwasem solnym, jak i ze stężonym wodnym roztworem wodorotlenku potasu. Jednym z produktów obu przemian jest ten sam gaz.

Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji pierwiastka X:
– z kwasem solnym (reakcja 1.)
oraz
– ze stężonym roztworem wodorotlenku potasu (reakcja 2.).
W reakcji 2. powstaje jon kompleksowy o liczbie koordynacji równej 4.

$Na[Al(OH)_4]$

Równanie reakcji 1.:

$$Al + 3H^+ + \text{[illegible]} \longrightarrow Al^{3+} + \text{[illegible]} + 1\tfrac{1}{2}H_2\uparrow$$

Równanie reakcji 2.:

$$2Al + \text{[illegible]} + 2OH^- + 6H_2O \longrightarrow \text{[illegible]} + 2[Al(OH)_4]^- + 3H_2\uparrow$$

Zadanie 2.

NH_4^+ Fe^{2+} SO_4^{2-}

Sól Mohra to zwyczajowa nazwa siarczanu(VI) żelaza(II) i amonu o wzorze $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2$. W laboratorium chemicznym ten związek jest często używany jako wygodne i stabilne źródło jonów żelaza(II). Zarówno sama sól Mohra, jak i jej wodne roztwory są odporne na utlenianie na powietrzu.

Przeprowadzono dwuetapowe doświadczenie. W pierwszym etapie do dwóch probówek (A i B) z roztworem soli Mohra dodano wodny roztwór wodorotlenku sodu. Wynik doświadczenia w obu probówkach był identyczny i został przedstawiony na fotografii.



W czasie doświadczenia zaszła reakcja chemiczna opisana równaniem:

$$Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2$$

Zaobserwowano również, że zwilżony uniwersalny papierek wskaźnikowy umieszczony u wylotu probówki zabarwił się na niebiesko.

Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji zachodzącej po dodaniu wodnego roztworu wodorotlenku sodu, w wyniku której powstała substancja odpowiedzialna za zmianę barwy uniwersalnego papierka wskaźnikowego.

$$NH_4^+ + OH^- \longrightarrow NH_3\uparrow + H_2O$$

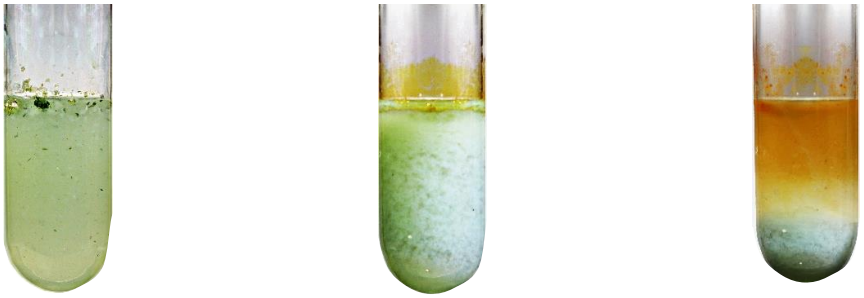
W drugim etapie doświadczenia do zawartości probówki A otrzymanej w poprzednim etapie dodano wodę utlenioną, czyli roztwór nadtlenku wodoru o stężeniu 3 %. Wynik tej części doświadczenia przedstawiono na fotografii.



Napisz <u>w formie cząsteczkowej</u> równanie reakcji zachodzącej w probówce A.

$$Fe(OH)_2 + \frac{1}{2}H_2O_2 \longrightarrow Fe(OH)_3$$

Probówkę B pozostawiono przez dłuższy czas na powietrzu. W probówce zaobserwowano zmiany, które zilustrowano na poniższych fotografiach.



czas

$$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4Fe(OH)_3$$

Wyjaśnij przyczyny obserwowanych zmian w probówce B pomimo niedodania do tej probówki żadnego odczynnika.

Wyjaśnienie: Wodorotlenek żelaza (II) utlenia się samoistnie do wodorotlenku żelaza (III) pod wpływem tlenu z powietrza i wody.

Zadanie 3.

Jony miedzi(II) tworzą wiele różnych związków kompleksowych. W roztworze wodnym nie występują w postaci prostych kationów Cu^{2+}, lecz jako jony uwodnione, czyli akwakompleksy. W akwakompleksie jon miedzi(II) przyjmuje liczbę koordynacyjną równą 6. Ten kompleks jest mniej trwały niż kompleks miedzi(II) z amoniakiem, dlatego w obecności amoniaku o odpowiednim stężeniu w roztworze związku miedzi(II) tworzy się aminakompleks, w którym liczba koordynacyjna jonu Cu^{2+} także jest równa 6, ale cztery cząsteczki wody są zastąpione czterema cząsteczkami amoniaku. Nosi on nazwę jonu diakwatetraaminamiedzi(II). Obecność tych jonów nadaje roztworowi ciemnoniebieską barwę. Roztwory, w których obecne są opisane jony kompleksowe, przedstawiono na poniższych fotografiach.



akwakompleks miedzi(II)

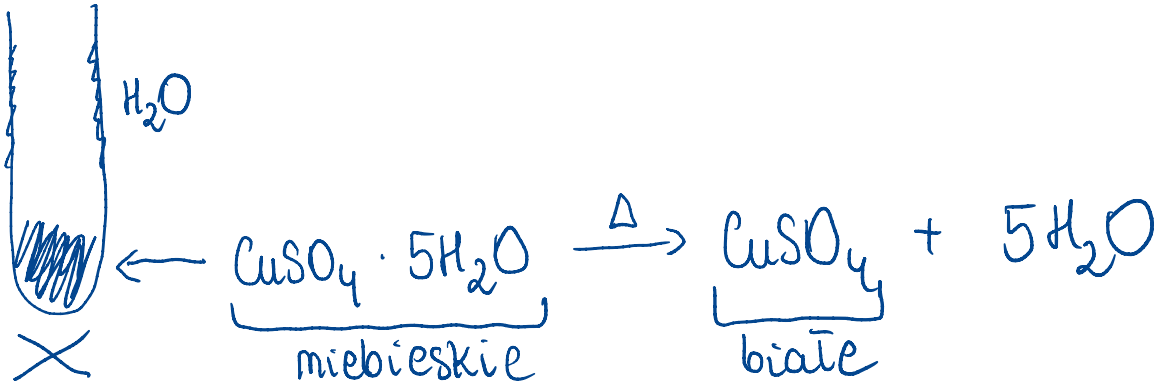


jon diakwatetraaminamiedzi(II)

Napisz wzory opisanych jonów kompleksowych: akwakompleksu miedzi(II) oraz jonu diakwatetraaminamiedzi(II).

Wzór akwakompleksu miedzi(II): $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$

Wzór jonu diakwatetraaminamiedzi(II): $[Cu(H_2O)_2(NH_3)_4]^{2+}$



Zadanie 4.

Na zdjęciu obok przedstawiono wodny roztwór soli, w skład której wchodzą pierwiastki X1, X2 i X3. Dwa z nich są w stanie wolnym metalami i należą do tego samego okresu, a jeden jest niemetalem i leży w innym okresie. Masy atomowe tych trzech pierwiastków, zaokrąglone do liczb całkowitych, spełniają zależność: $M_{X1} + M_{X2} = M_{X3}$. Atom pierwiastka X3 ma na zewnętrznej powłoce dwa razy więcej elektronów niż atom pierwiastka X2, a atom pierwiastka X1 ma na zewnętrznej powłoce dwa razy więcej niesparowanych elektronów niż atom pierwiastka X2.



$1s^2 2s^2 2p^4$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

Zidentyfikuj pierwiastki X1, X2 oraz X3. Napisz ich symbole chemiczne.

X1: O X2: K X3: Mn

Uzupełnij poniższą tabelę. Wpisz wartości liczb kwantowych odpowiadających niesparowanym elektronom w atomach (w stanie podstawowym) pierwiastków X1 i X3.

Pierwiastek	Główna liczba kwantowa n	Poboczna liczba kwantowa l
X1	2	1
X3	3	2

n powłoka
l podpowłoka
m orbital

l=0 s
l=1 p
l=2 d
l=3 f

Oceń prawdziwość poniższych zdań. Zaznacz P, jeśli zdanie jest prawdziwe, albo F – jeśli jest fałszywe.

1.	Atomy tego samego pierwiastka mogą się różnić pod względem masy atomowej.	**P**	**F**
2.	Atomy różnych pierwiastków mogą mieć taką samą liczbę masową.	**P**	**F**

^{16}O ^{17}O ^{18}O

pierwiastek

Hen

$^{14}_{7}N$ $^{14}_{6}C$

Zadanie 5.

Przygotowano dwa zestawy laboratoryjne umożliwiające pomiar objętości gazu wydzielonego w reakcji metali z kwasem solnym. W kolbie jednego zestawu umieszczono próbkę mieszaniny wiórków magnezu i miedzi w stosunku molowym 8 : 3, a w kolbie drugiego zestawu – próbkę o takiej samej masie, ale złożoną z wiórków glinu i srebra. Do kolb wprowadzono nadmiar kwasu solnego i stwierdzono, że objętość wydzielonego gazu była taka sama w obu zestawach.

Oblicz zawartość glinu w % masowych w mieszaninie wiórków użytej w doświadczeniu. Przyjmij wartości mas molowych:
$M_{Mg} = 24\ g \cdot mol^{-1}$, $M_{Cu} = 64\ g \cdot mol^{-1}$, $M_{Al} = 27\ g \cdot mol^{-1}$, $M_{Ag} = 108\ g \cdot mol^{-1}$.

24 g/mol
63,5 g/mol
Mg : Cu
8 : 3
$8 \cdot 24 + 3 \cdot 63,5$
$= 192 + 190,5$
$= 382,5\ g$

Obliczenia:

$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$

$Al + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 1\frac{1}{2}H_2$

metale o potencjale dodatnim:

$Cu + HCl \rightarrow X$

$Ag + HCl \rightarrow X$

$24\ g\ Mg$ — $22,4\ dm^3\ H_2$

$8 \cdot 24\ g\ Mg$ — X

$X = 179,2\ dm^3\ H_2$

$27\ g\ Al$ — $1,5 \cdot 22,4\ dm^3\ H_2$

X — $179,2\ dm^3$

$X = 144\ g\ Al$

$\frac{144}{382,5} \cdot 100\% \approx 37,6\%$

AL → Al_2O_3

Zadanie 6.

Badano reakcje stężonego kwasu azotowego(V) z metalami: z cynkiem, z glinem, z magnezem oraz ze srebrem. Jedno z przeprowadzonych doświadczeń pokazano na zdjęciu.



Wskaż metal, który znajduje się w probówce z kwasem pokazanej na zdjęciu, i uzasadnij swój wybór.

Symbol metalu: AL

Uzasadnienie:

Glin w roztworze kwasu utleniającego ulega pasywacji, czyli pokrywa się szczelną warstwą swojego tlenku, który chroni metal przed roztworzeniem.

$Al + HNO_3 \rightarrow X$

$Al + HNO_3 \rightarrow Al_2O_3 + NO_2 + H_2O$

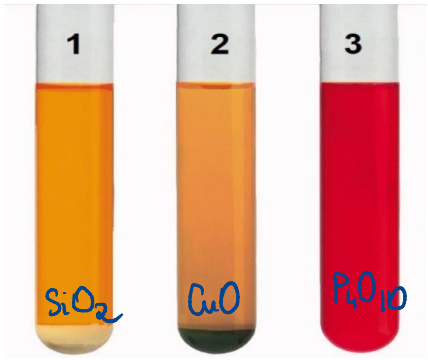
Zadanie 7.

W trzech probówkach oznaczonych numerami 1, 2, 3, znajdowała się woda z dodatkiem oranżu metylowego. Do każdej z tych probówek wprowadzono małą porcję jednego z tlenków wybranych z poniższego zbioru:

Na_2O SiO_2 P_4O_{10} CuO

Zawartość każdej z probówek wymieszano i pozostawiono na pewien czas.

z → piasek; k → czarny; k → z/a



Uzupełnij tabelę. Wpisz wzory tlenków wprowadzonych do probówek 1 i 2.

Nr probówki	Wzór tlenku
1	SiO_2
2	CuO

Napisz <u>w formie cząsteczkowej</u> równanie reakcji, której produkt spowodował zmianę barwy oranżu metylowego w probówce 3.

$P_4O_{10} + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_4$

Zadanie 8.

Przeprowadzono dwa doświadczenia.

Doświadczenie I: Uczeń strącił osad $Fe(OH)_2$, a następnie dodał trochę wody utlenionej (wodnego roztworu H_2O_2 o stężeniu 3 %) i zauważył, że barwa osadu zmieniła się na rdzawobrązową (reakcja 1.).

Doświadczenie II: Uczeń przygotował zielony roztwór $Na_3[Cr(OH)_6]$, a następnie dodał trochę H_2O_2 i stwierdził, że barwa roztworu zmieniła się na żółtą (reakcja 2.).

Na podstawie wyników tych doświadczeń uczeń sformułował hipotezę:

H_2O_2 w reakcjach utleniania-redukcji <u>zawsze</u> zachowuje się jak utleniacz.

Napisz równania reakcji przebiegających w opisanych doświadczeniach:

- **<u>w formie cząsteczkowej</u> – równanie reakcji 1.**
- **<u>w formie jonowej skróconej</u> – równanie reakcji 2.**

$[Cr^{III}(OH)_6]^{3-} + 2OH^- \rightarrow Cr^{VI}O_4^{2-} + 3e^- + 4H_2O$ /·2

$2H_2O + 2e^- + H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + 2OH^-$ /·3

Reakcja 1.: $Fe(OH)_2 + \frac{1}{2}H_2O_2 \rightarrow Fe(OH)_3$

Reakcja 2.: $2[Cr(OH)_6]^{3-} + 3H_2O_2 + 4OH^- \rightarrow 2CrO_4^{2-} + 8H_2O$

Nauczyciel zaproponował, żeby w celu weryfikacji postawionej hipotezy sprawdzić, czy woda utleniona reaguje z jonami manganianowymi(VII). Doświadczenie przeprowadzono.

Na zdjęciach obok pokazano, jak zmieniał się wygląd zawartości probówki z roztworem $KMnO_4$, gdy dodano do niego H_2O_2.



roztwór $KMnO_4$

mieszanina po dodaniu H_2O_2

Rozstrzygnij, czy wynik doświadczenia potwierdza uczniowską hipotezę. Uzasadnij swoją odpowiedź – zinterpretuj <u>zmiany</u> zaobserwowane w trakcie doświadczenia.

Rozstrzygnięcie: Nie

Uzasadnienie: Wyniki doświadczeń z $Fe(OH)_2$ i $[Cr(OH)_6]^{3-}$ potwierdzają rolę H_2O_2 jako utleniacza. Zanik fioletowej barwy roztworu $KMnO_4$ świadczy o zajściu reakcji, w której $KMnO_4$ jest utleniaczem, a H_2O_2 reduktorem. W układzie zaczyna strącać się osad MnO_2 o barwie brunatnej.

$Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3\downarrow$

$Al(OH)_3 + OH^- \rightarrow Al(OH)_4^-$

Zadanie 9.

W celu skutecznego usunięcia jonów z roztworu stosuje się często metodę strąceniową, w której odczynnik strącający jest dodawany w nadmiarze.

Rozstrzygnij, czy w ten sposób można usunąć jony glinu z roztworu jego soli, gdy odczynnikiem strącającym będzie roztwór NaOH. Uzasadnij swoją odpowiedź.

Rozstrzygnięcie: Nie

Uzasadnienie: Początkowo strącający się osad $Al(OH)_3$ będzie rozpuszczać się, jeśli zostanie wprowadzony nadmiar NaOH. $Al(OH)_3$ jest amfoteryczny.

Zadanie 10.

W dwóch kolbach znajdują się dwa różne, ale podobnie wyglądające roztwory wodne:





Spośród wymienionych niżej roztworów wybierz te, które mogą wyglądać tak jak roztwory pokazane na ilustracjach. Zaznacz ich wzory lub nazwy.

Roztwory	
K_2CrO_4 (aq) żółty	$CuSO_4$ (aq) niebieski
$KMnO_4$ (aq) fioletowy	$MnSO_4$ (aq) bezb./bladoróżowy
HCl (aq) z dodatkiem oranżu metylowego czerwony	KOH (aq) z dodatkiem fenoloftaleiny

Przeprowadzono dwa niezależne doświadczenia, w których do roztworów z obu naczyń dodano jeden taki sam odczynnik. W każdym z tych doświadczeń nastąpiła wyraźna zmiana barwy tylko jednego roztworu.

Wybierz dwa odczynniki, z których każdy po dodaniu (w odpowiedniej ilości) do obu badanych roztworów spowoduje <u>wyraźną zmianę barwy</u> tylko jednego z nich. Zaznacz wzory wybranych odczynników.

Odczynniki	
HBr (aq) + +	K_2SO_4 (aq) − −
NaOH (aq) − −	$NaNO_2$ (aq) +
H_2SO_4 (aq) +	$NaNO_3$ (aq) − −

Zadanie 14.

Dwa tlenki metali, oznaczone umownie wzorami A_2O i XO_3, reagują ze sobą w stosunku molowym 1:1. Produktem reakcji jest jonowy związek Z, w którym masowa zawartość procentowa pierwiastka A wynosi 40,2%, natomiast dla pierwiastka X ta wielkość jest równa 26,8%.

Na podstawie obliczeń ustal symbole pierwiastków A i X.

Obliczenia:

$A_2O + XO_3 \rightarrow A_2XO_4$

$\%_{tlenu} = 100 - 26{,}8 - 40{,}2 = 33\%$

$4 \cdot 16 \text{ — } 33\%$

$x \text{ — } 40{,}2\%$

$x = 78\,g \; A_2 \rightarrow m_A = 39 \rightarrow K$

$4 \cdot 16 \text{ — } 33\%$

$x \text{ — } 26{,}8\%$

$x = 52\,g \rightarrow Cr$

$A \rightarrow K$

$X \rightarrow Cr$

K_2CrO_4

Zaznacz numer zdjęcia, na którym przedstawiono związek Z.



1



2



3

Zadanie 15.

Uczniowie wykonywali doświadczenie, podczas którego działali kwasem solnym na węglan wapnia, w zestawie umożliwiającym pochłanianie wydzielającego się CO_2 w roztworze KOH. Naczynie z tym roztworem miało być zważone przed doświadczeniem i po jego zakończeniu. Reakcje wydzielania i pochłaniania CO_2 opisują równania:

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

$$CO_2 + 2KOH \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$$

Węglan wapnia był stosowany w nadmiarze, natomiast kwas solny miał nieznane stężenie, ale mógł zostać dokładnie odmierzony. Na podstawie jego objętości oraz przyrostu masy naczynia z KOH, uczniowie mieli oszacować stężenie roztworu HCl. Swoje pomiary zapisali w poniższej tabeli:

Uczeń	Objętość roztworu HCl	Przyrost masy w naczyniu z KOH
I	10,0 cm^3	1,1 g
II	20,0 cm^3	11,0 g

} masy pochłoniętego CO_2

Okazało się, że jeden z uczniów błędnie zmierzył lub błędnie zapisał przyrost masy.

Oblicz stężenie molowe badanego roztworu na podstawie wyników ucznia I i ucznia II. Wskaż ucznia, który poprawnie wykonał doświadczenie. Odpowiedź uzasadnij.

Obliczenia:

$M_{CO_2} = 44\ g/mol$

$2\ mole\ HCl$ — $44\ g\ CO_2$

X — $1{,}1\ g\ CO_2$

$X = 0{,}05\ mol\ HCl$

$C_{HCl} = \frac{n}{V} = \frac{0{,}05\ mol}{0{,}01\ dm^3} = 5\ \frac{mol}{dm^3}$

$2\ mole$ — $44\ g\ CO_2$

X — $11\ g\ CO_2$

$X = 0{,}5\ mola\ HCl$

$C_{HCl} = \frac{n}{V} = \frac{0{,}5\ mol}{0{,}02\ dm^3} = 25\ \frac{mol}{dm^3}$

Doświadczenie poprawnie wykonał uczeń ..... I .....

Uzasadnienie: ..... Stężenie HCl dla II ucznia jest zbyt duże i niemożliwe do osiągnięcia dla roztworu HCl w wodzie. .....

Zadanie 16.

Azotki to grupa związków chemicznych o zróżnicowanej budowie i właściwościach, w której atomom azotu przypisuje się stopień utlenienia równy –III. Niżej opisano wybrane właściwości dwóch azotków.

1) Azotek litu, Li_3N, w temperaturze T = 298 K i pod ciśnieniem p = 1000 hPa jest krystalicznym ciałem stałym, o wysokiej temperaturze topnienia. Po stopieniu azotek litu przewodzi prąd elektryczny. Azotek litu otrzymuje się w reakcji syntezy z pierwiastków. Jest substancją higroskopijną, a w kontakcie z wodą rozkłada się z wydzieleniem amoniaku. Roztwór po reakcji azotku litu z wodą i usunięciu amoniaku z roztworu ma pH > 7. Li_3N reaguje też z wodnymi roztworami kwasów.

2) Azotek boru, BN, to w temperaturze T = 298 K i pod ciśnieniem p = 1000 hPa krystaliczne, bezbarwne ciało stałe, o bardzo wysokiej temperaturze topnienia, występujące w kilku odmianach polimorficznych. Stopiony azotek boru nie przewodzi prądu elektrycznego. Zależnie od rodzaju odmiany polimorficznej wykazuje zróżnicowaną twardość od twardości zbliżonej do twardości grafitu aż do twardości diamentu. Otrzymuje się go wieloma metodami, a jedną z nich jest reakcja mocznika, $CO(NH_2)_2$, z tlenkiem boru, B_2O_3, w temperaturze 1000 °C, przy czym produktami ubocznymi są para wodna i tlenek węgla(IV).

Na podstawie: P. Patnaik, *Handbook of Inorganic Chemicals,* McGraw-Hill, 2002.

Uzupełnij poniższe zdanie. Wybierz i zaznacz jedną odpowiedź spośród podanych w każdym nawiasie.

Azotek litu tworzy kryształy (jonowe / kowalencyjne / metaliczne), a azotek boru tworzy kryształy (jonowe / kowalencyjne / metaliczne).

Napisz równanie syntezy azotku litu z pierwiastków i równanie reakcji otrzymywania azotku boru z mocznika i tlenku boru.

Równanie syntezy azotku litu: $6Li + N_2 \rightarrow 2Li_3N$

Równanie reakcji otrzymywania azotku boru:

$CO(NH_2)_2 + B_2O_3 \rightarrow 2BN + 2H_2O + CO_2$

Zadanie 17.

W pewnej wodzie mineralnej znajdują się jony: Ca^{2+}, Mg^{2+} oraz HCO_3^-. Ich zawartość przedstawiono w poniższej tabeli.

Składnik mineralny	Zawartość, $mg \cdot dm^{-3}$
Ca^{2+}	457
Mg^{2+}	50
HCO_3^-	1836

Podczas gotowania 1000 cm^3 tej wody mineralnej zaobserwowano powstanie białego osadu. W opisanych warunkach przebiegły reakcje opisane równaniami:

$$Ca^{2+} + 2HCO_3^- \rightarrow CaCO_3 + CO_2 + H_2O$$

$$Mg^{2+} + 2HCO_3^- \rightarrow MgCO_3 + CO_2 + H_2O$$

Oblicz, jaki procent masy wydzielonego osadu stanowi masa węglanu magnezu. Przyjmij, że obie reakcje zachodzą z wydajnością równą 100 %, a powstały osad składa się wyłącznie z węglanu wapnia i węglanu magnezu.

Obliczenia:

40 g — 1 mol
0,457 g — x
x = 0,0114 mol Ca^{2+}

24 g — 1 mol
0,048 g — x
x = 0,002 mol Mg^{2+}

61 g — 1 mol
1836 g — x
x = 30,1 mol HCO_3^-

Jony strąciły się całkowicie. Użyto wystarczająco dużo HCO_3^-

Stechiometria:
0,002 mola $MgCO_3$
0,0114 mola $CaCO_3$

↓

0,0114 mola $CaCO_3$

100 g — 1 mol
x — 0,0114 mola
x = 1,14 g $CaCO_3$

84 g — 1 mol
x — 0,002 mola
x = 0,168 g $MgCO_3$

$m_{mix} = 1,308\ g$

$\%_{MgCO_3} = \frac{0,168}{1,308} \cdot 100\% = 12,84\%$