

ROK	Nr zespołu	Lp.	Nazwisko	Imię	Sporządził
2021	4	1	Ryś	Przemysław	
Grupa dziekanatów a		2	Penkala	Roch	X
1		3			
	Data: 03.06.2021	4			

## Ćwiczenie nr 3

### Typy reakcji chemicznych

## 1 Cel ćwiczenia

Poznanie typów reakcji chemicznych i prawa zachowania masy.

## 2 Opis wykonanych eksperymentów

### 2.1 Reakcja syntezy

Wiórki miedzi umieszczono w tyglu i ogrzano nad palnikiem do ok.  $400^{\circ}\text{C}$ , po upływie 20 minut tygiel zdjęto z palnika. Następnie do jednej probówki dodano czystą (nieogrzaną) miedź, a do drugiej ogrzaną miedź. Do probówek dolano kilka  $\text{cm}^3$  rozcieńczonego  $\text{H}_2\text{SO}_4$  i ogrzano. Potem probówki ochłodzono, zawartość przelano do czystych probówek i dodano do nich kilka kropli wodnego roztworu amoniaku.

### 2.2 Reakcja wymiany pojedynczej

Do dwóch probówek dolano po 2  $\text{cm}^3$  rozcieńczonego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II)  $\text{CuSO}_4$ . Do jednej z probówek wrzucono mały kawałek blaszki żelaznej. Przelano niewielkie ilości roztworów do czystych probówek i zadano kilkoma kroplami roztworu wodorotlenku sodu  $\text{NaOH}$ .

### 2.3 Reakcja wymiany podwójnej

Do pierwszej probówki zawierającej 1  $\text{cm}^3$  roztworu kwasu siarkowego  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dodano taką samą ilość roztworu chlorku baru  $\text{BaCl}_2$ . Drugą probówkę zawierającą 1  $\text{cm}^3$  kwasu solnego  $\text{HCl}$  potraktowano roztworem węglanu sodowego  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

## 2.4 Reakcja egzotermiczna

Do probówki nalano około 3 cm<sup>3</sup> wody destylowanej. Przy pomocy termometru zmierzono temperaturę wody. Następnie wprowadzono do probówki kilka pastylek NaOH. Temperaturę zmierzono ponownie.

## 2.5 Reakcja endotermiczna

Do probówki wprowadzono kilka kostek lodu. Przy pomocy termometru zmierzono temperaturę. Następnie wprowadzono do probówki niewielką ilość NaCl. Temperaturę zmierzono ponownie.

## 2.6 Reakcja odwracalna

Do czterech probówek wprowadzono po 7 kropli 0.0025 n roztworu FeCl<sub>3</sub> i 0.0025 n roztworu KSCN. Jedną probówkę z roztworem zachowano jako próbkę wzorcową do porównania wyników doświadczenia. Resztę roztworu rozlano do trzech probówek. Dodano do nich następujące odczynniki: do pierwszej - 1 kroplę nasyconego roztworu FeCl<sub>3</sub>, do drugiej - 1 kroplę nasyconego roztworu KSCN, do trzeciej - kilka kryształków chlorku potasu KCl.

## 2.7 Reakcja hydrolizy

Do trzech probówek wsypano niewielką ilość: chlorku amonu (NH<sub>4</sub>Cl), octanu sodu (CH<sub>3</sub>COONa) i octanu amonu (CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub>), a następnie dodano po 5 cm<sup>3</sup> wody destylowanej. Później dodano błękit bromotymolowy.

# 3 Wyniki

## 3.1 Reakcja syntezy

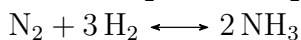
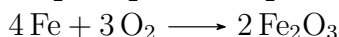
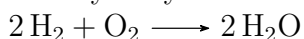
### 3.1.1 Obserwacje

1. ogrzana miedź zmieniła barwę z rdzawożółtej na ciemnoszarą
2. po ogrzaniu w probówce z czystą miedzią nie widać zmian, w probówce z ogrzaną miedzią widać zmianę barwy na niebieską
3. po dodaniu wodnego NH<sub>3</sub> w probówce z czystą miedzią nie zaobserwowano zmian, w probówce z miedzią z początku powstaje osad, który po pewnym czasie rozpuszcza się a roztwór przybiera ciemnoniebieską barwę

### 3.1.2 Wnioski

- podczas ogrzewania miedź połączyła się z tlenem z powietrza
- $2 \text{Cu} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{CuO}$  (tlenek miedzi (II)) (synteza)
- $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{CuSO}_4$  (siarczan (VI) miedzi) +  $\text{H}_2\text{O}$  (wymiana podwójna)
- $\text{Cu}^{2+} + 6 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow [\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  (kation heksawodomiedziowy (II)) (synteza)
- $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 2 \text{NH}_3 \longleftrightarrow [\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4] + 2 \text{NH}_4^+$  (dihydroksytetrawodomiedź (II) i anion amonowy) (wymiana podwójna)
- $[\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4] + 4 \text{NH}_3 \longleftrightarrow [\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2 \text{OH}^-$  (kation diwodotetraamonomiedziowy (II)) (wymiana podwójna)

Inne syntezy:



## 3.2 Reakcja wymiany pojedynczej

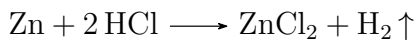
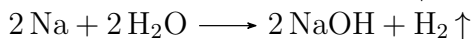
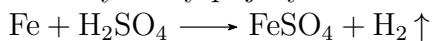
### 3.2.1 Obserwacje

1. roztwór  $\text{CuSO}_4$  ma niebieską barwę
2. po 15 minutach w probówce z dodanym żelazem roztwór zmienił barwę na zieloną i wydzielila się czarna stała substancja, w drugiej probówce nie zaobserwowano zmian
3. po dodaniu  $\text{NaOH}$  w probówce z żelazem wytworzył się rdzawy osad, w drugiej probówce wytworzył się niebieski osad

### 3.2.2 Wnioski

- Fe reaguje z  $\text{CuSO}_4$
- $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$  (wymiana pojedyncza)
- probówka z żelazem:  $\text{FeSO}_4 + 2 \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$  (wymiana podwójna)
- druga probówka:  $\text{CuSO}_4 + 2 \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$  (wymiana podwójna)

Inne wymiany pojedyncze:



### 3.3 Reakcja wymiany podwójnej

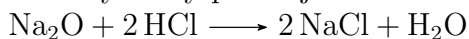
#### 3.3.1 Obserwacje

1. w probówce z  $\text{H}_2\text{SO}_4$  wytwarza się osad
2. w probówce z  $\text{HCl}$  wydziela się gaz

#### 3.3.2 Wnioski

- pierwsza probówka:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \longrightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$
- $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{BaSO}_4$
- $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
- $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

Inne wymiany podwójne:



### 3.4 Reakcja egzotermiczna

Podczas reakcji endotermicznej energia potrzebna do stworzenia lub rozrywania wiązań związków jest pobierana z otoczenia. W reakcji egzotermicznej energia powstaje w wyniku rozdzielania lub tworzenia wiązań chemicznych. Rozpuszczanie  $\text{NaOH}$  w wodzie to reakcja egzotermiczna, więc probówka zwiększyła swoją temperaturę.

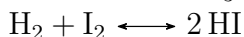
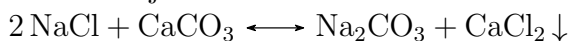
### 3.5 Reakcja endotermiczna

Po dodaniu  $\text{NaCl}$  lód zaczął się rozpuszczać, temperatura zmalała, więc jest to reakcja endotermiczna.

### 3.6 Reakcja odwracalna

- $\text{FeCl}_3 + 6 \text{KSCN} \longrightarrow \text{K}_3[\text{Fe}(\text{SCN})_6] + 3 \text{KCl}$
- po zmieszaniu roztwórow ma pomarańczową barwę
- $K = \frac{[\text{K}_3[\text{Fe}(\text{SCN})_6][\text{KCl}]^3}{[\text{FeCl}_3][\text{KSCN}]^6}$
- roztwór w pierwszej probówce nabiera czerwonej barwy (równowaga przesunęła się w stronę produktów)
- w drugiej nabiera bardziej czerwonej barwy (równowaga przesunęła się w stronę produktów)
- w trzeciej pomarańczowa barwa zaczyna przechodzić w blado żółty (równowaga przesunęła się w stronę substratów)
- odwrotna reakcja:  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{SCN})_6] + 3 \text{KCl} \longrightarrow \text{FeCl}_3 + 6 \text{KSCN}$

Inne reakcje odwracalne:



### 3.7 Reakcja hydrolizy

#### 3.7.1 Obserwacje

1. roztwory są bezbarwne
2. po dodaniu do probówek błękitu bromometylowego:
  - probówka z  $\text{NH}_4\text{Cl}$  zmieniła barwę na żółtą
  - probówka z  $\text{CH}_3\text{COONa}$  zmieniła barwę na granatową
  - probówka z  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  ma zieloną barwę

#### 3.7.2 Wnioski

- probówka z  $\text{NH}_4\text{Cl}$  przez  $\text{NH}_4^+$  ma  $pH < 7.6$
- probówka z  $\text{CH}_3\text{COONa}$  przez  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ma  $pH > 7.6$
- probówka z  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  ma jony słabego kwasu i zasady więc  $pH \approx 7.6$
- reakcja tych soli z wodą daje te jony

- $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \longleftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
- $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \longleftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$
- $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \longleftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
- $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \longleftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$

## 4 Zagadnienia do przygotowania

### 4.1 Zdefiniuj pojęcie reakcji chemicznej

Reakcja chemiczna to procesy w których powstają lub rozrywają się wiązania chemiczne. Udział w reakcjach chemicznych biorą atomy, jony lub cząsteczki związków chemicznych.

### 4.2 Jakie znasz typy reakcji chemicznych

1. reakcja syntezy  $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{AB}$
2. reakcja wymiany pojedynczej  $\text{AB} + \text{C} \longrightarrow \text{AC} + \text{B}$
3. reakcja wymiany podwójnej  $\text{AB} + \text{CD} \longrightarrow \text{AC} + \text{BD}$
4. reakcja analizy  $\text{AB} \longrightarrow \text{A} + \text{B}$

### 4.3 Na czym polega reakcja endo- i egzotermiczna

Podczas reakcji endotermicznej energia potrzebna do stworzenia lub zerwania wiązań chemicznych jest pobierana z otoczenia. W reakcji egzotermicznej energia powstaje do otoczenia w wyniku rozdzielania lub tworzenia wiązań chemicznych.

### 4.4 Co to jest stała równowagi chemicznej

Stała ta mówi o stosunku stężeń substratów i produktów środowiska reakcyjnego w którym reakcja przestaje zachodzić.



$$K = \frac{[\text{AC}][\text{BD}]}{[\text{AB}][\text{CD}]}$$