

DR. TADEUSZ ORYNG

3187005

13

# ĆWICZENIA Z CHEMJI

DO UŻYTKU UCZNIÓW  
GIMNAZJUM WYŻSZEGO

WARSZAWA 1928

---

NAKLAD KOŁA PRZYJACIÓŁ GIMNAZJUM PAŃSTWOWEGO  
IM. KS. JÓZEFA PONIATOWSKIEGO

4.50

53

A.2492



K/82/57/2



1000174592



„Ćwiczenia“ są przeznaczone do użytku uczniów kl. VII gimn. humanistycznego; mogą być jednak z pożytkiem wprowadzone do kl. V i VI gimn. matem.-przyrodniczego. Uczniowie wykonywają kolejno wszystkie ćwiczenia, notując w zeszycie swe spostrzeżenia i opracowując w nim wyniki. Rola nauczyciela sprowadza się do nadzoru i do korygowania i pogłębiania wiadomości ucznia przez rozmowę z nim. Tak zw. lekcje są wykluczone, zarówno ze względów metodycznych, jak też i z braku czasu. Jedynie kilka godzin w końcu półrocza (w kl. VII) poświęca nauczyciel omówieniu teorii budowy atomów i układowi okresowemu pierwiastków.

Zebrane w końcu książki ważniejsze wiadomości z chemji analitycznej pomogą uczniowi w zorientowaniu się, czy wykonał odpowiednią reakcję prawidłowo; ponadto pozwolą mu, o ile czasu starczy, ćwiczyć się w analizie chemicznej. W tekście uwzględniono, w miarę potrzeby, teorię chemji w granicach klasycznej teorii jonów.

Warszawa, w lipcu 1928 r.

T. O.

## REAKCJA FIZYCZNA I REAKCJA CHEMICZNA.

Gdy głowę cukru potniemy na kostki lub zmiemy na mączkę, to pomimo wykonanych czynności otrzymamy tylko cukier. Pewne cechy (własności) przedmiotu (głowy cukru) uległy zmianie, inne jednak pozostały niezmienione. Mączka różni się od głowy cukru postacią, może się różnić masą, ciężarem, nawet temperaturą lub barwą, lecz jest tak samo jak głowa cukru rozpuszczalna w wodzie, słodka, daje po spaleniu dwutlenek węgla i wodę, tak samo skręca płaszczyznę polaryzacji światła i t. d. Te niezienne zawsze obok siebie występujące cechy stanowią zespół (kompleks) cech, po których poznajemy cukier. Ponieważ ten kompleks cech występuje zarówno w głowie, kostce i mączce cukru, więc mówimy, że przedmioty te są z cukru. To, z czego są zrobione rozmaite przedmioty, nazywamy *substancją*. Cukier więc jest substancją. Nie jest jednak substancją cegła, z której zbudowany jest dom; gdyż gruzy domu nie są cegłą. Substancją w tym przypadku jest glina palona, z której zrobione są cegły. Nie jest również substancją granit, z którego jest góra, gdyż granit pokruszony składa się z oddzielnych, łatwo dających się odzielić trojakich bryłek. Substancjami są tutaj: kwarc, mika i skaień. Z przykładów tych widzimy, że niektóre czynności mogą pozbawić przedmioty pewnych ich cech, lecz przytem inne znowu cechy, czyli substancja, nie ulegają zmianie. Czynności te nazywamy czynnościami, pro-



cesami, *reakcjami fizycznymi*. Wskutek reakcyj fizycznych substancja nie ulega zmianie. Mówiliśmy wyżej, że cukier spalony daje dwutlenek węgla i wodę. Dwutlenek węgla i woda nie posiadają cech cukru, posiadają zgoła inne cechy, są więc innymi substancjami. Palenie więc nie jest reakcją fizyczną — jest *reakcją chemiczną*. Wskutek reakcyj chemicznych substancja ulega zmianie.

Różnorodnych substancyj jest bardzo wiele. Dają się one jednak wszystkie rozłożyć na niewielką ilość substancyj prostych, zwanych *pierwiastkami chemicznymi*. Substancje składające się z dwóch lub więcej pierwiastków chemicznych nazywamy *związkami chemicznymi*.

### **Zad. 1. Przykład reakcji fizycznej.**

Zaznajamiamy się z niektórymi własnościami żelaza (pierwiastek, symbol chemiczny  $Fe$ ) i siarki (pierwiastek, symb. chem.  $S$ ): a) żelazo jest przyciągane przez magnes, nie rozpuszcza się w wodzie, rozpuszcza się w kwasie solnym (symb.  $HCl$ ); b) siarka nie rozpuszcza się w wodzie, nie rozpuszcza się w kwasie solnym, w zetknięciu z płomieniem pali się, przyczem powstaje gaz o niemiłym zapachu (dwutlenek siarki, symb.  $SO_2$ ). Szczyptę pyłu żelaznego starannie rozetrzeć ze szczyptą kwiatu siarczanego. Zbadać, czy otrzymany w ten sposób produkt posiada poznane już własności żelaza i siarki. W tym celu spróbować oddzielić żelazo od siarki a) zapomocą magnesu b) przez energiczne skłócenie produktu z wodą (w próbówce). Co przylega do magnesu? Co osiada na dnie próbówki? co wypływa na wierzch wody? Stwierdzić z pomocą odpowiedniej reakcji. *Wniosek*: rozcieranie siarki i żelaza jest reakcją fizyczną. Produkt otrzymany

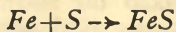
przez rozcieranie nie jest nową substancją, jest mieszaniną dwóch poprzednich substancyj — siarki i żelaza.

### Zad. 2. Przykład reakcji chemicznej.

Zmieszać 56 cz. wagowych żelaza z 32 cz. wagowemi siarki. Około 1 gr mieszaniny wsypać do suchej próbówki i ostrożnie (!) ogrzewać nad palnikiem gazowym. Gdy zawartość próbówki rozżarzy się, dalsze ogrzewanie należy przerwać. Zawartość próbówki po ostygnięciu wysypać; zwrócić uwagę na barwę, wygląd; rozetrzeć na drobny proszek i zbadać w ten sam sposób, w jaki badano poprzednio mieszaninę siarki i żelaza. Zwrócić uwagę na zapach gazu, który się wydobywa przy rozpuszczaniu proszku w kwasie solnym i porównać z zapachem gazu, który się wydobywa przy rozpuszczaniu pyłu żelaznego w kwasie solnym. Określić obydwaj zapachy. Gaz wydzielający się w pierwszym przypadku nazywa się: siarkowódór (symb.  $H_2S$ ), w drugim — wódór (symb.  $H_2$ , czysty wódór nie ma zapachu).

*Wniosek:* przez ogrzewanie siarki z żelazem powstała nowa substancja: siarczek żelaza (symb  $FeS$ ); tworzenie się siarczku żelaza z siarki i żelaza jest reakcją chemiczną; siarczek żelaza jest związkiem chemicznym.

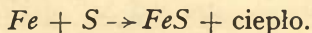
Chemja wyraża reakcje chemiczne zapomocą *równań*. Łączenie się żelaza i siarki wyrażamy w sposób następujący:



Równanie powyższe wyraża, że jeden atom żelaza łączy się z jednym atomem siarki, tworząc jedną cząsteczkę (molekulę) siarczku żelaza. Ponieważ masa atomu danego pierwiastka jest wielkością niezmienną, więc równanie

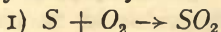
powyższe wskazuje również jakie ilości wagowe (stosunkowe) ciał biorą udział w reakcji. Masy atomu żelaza i atomu siarki mają się do siebie jak 56 : 32. W myśl więc zasady zachowania mas twierdzimy, że 56 cz. wagowych żelaza i 32 cz. wagowe siarki dają 88 cz. wagowych siarczku żelaza. Liczby 56 i 32 oznaczają względną masę atomów żelaza i siarki i są *ciężarami związkowymi* (lub atomowymi) żelaza i siarki, liczba 88 oznacza względną masę cząsteczki (molekuły) siarczku żelaza i jest *ciężarem cząsteczkowym* (lub molowym) siarczku żelaza.

Ponieważ przy łączeniu się żelaza i siarki wydziela się ciepło, więc równanie tej reakcji należy ostatecznie wyrazić w ten sposób:

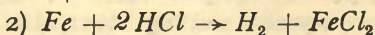


Reakcje chemiczne, którym towarzyszy wydzielanie się ciepła, nazywamy reakcjami *egzotermicznymi*, te zaś, którym towarzyszy pochłanianie ciepła, nazywamy reakcjami *endotermicznymi*. Ogrzewanie mieszaniny ma na celu przyspieszenie reakcji. W temp. pokojowej siarka łączy się z żelazem tak powoli, że trzeba by tysiący lat, żeby mogły powstać dostrzegalne ilości siarczku żelaza. Naodwrot, znane są również takie reakcje, które w pokojowej temp. przebiegają na tyle gwałtownie, że trzeba ciała reagujące oziębic celem zwolnienia przebiegu reakcji.

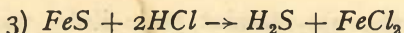
W zad. 1 i 2 poznaliśmy jeszcze trzy reakcje chemiczne: 1) palenie siarki, 2) rozpuszczanie żelaza w kwasie solnym, 3) rozpuszczanie siarczku żelaza w kwasie solnym. Oto równanie każdej z tych reakcji:



siarka + tlen  $\rightarrow$  dwutlenek siarki,



żelazo + chlorowódor  $\rightarrow$  wodór + chlorek żelazawy,



siarczek żelaza + chlorowódor  $\rightarrow$  siarkowódor + chlorek żelazawy.

W równaniach powyższych — zgodnie z obowiązującą umową — liczba umieszczona przed symbolem oznacza ilość cząsteczek, liczba umieszczona za symbolem u dołu oznacza ilość atomów w cząsteczce. Jedyński nie pisze się.

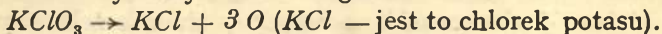
### **TLEN** (O, cięż. związkowy 16,00).

Tlen jest pierwiastkiem najbardziej rozpowszechnionym. Występuje zarówno w stanie wolnym (w powietrzu) jako  $O_2$ , jak i w wielu związkach. Jakkolwiek tlenu w powietrzu znajduje się bardzo wiele (21% objętości powietrza), to jednak obecność innych składników powietrza (azotu) wydatnie zmniejsza szybkość reakcji z tlenem, przez co utrudnione jest rozpoznanie tych reakcyj. W celu więc poznania własności tlenu trzeba go otrzymać w stanie czystym.

### **Zad. 3. Otrzymywanie tlenu.**

a) Z chloranu potasu ( $KClO_3$ )

Szczyptę chloranu potasu nasypać do próbówki i ostrożnie (!) ogrzewać. Co pewien czas wsuwać do próbówki tlejące się łuczywo lub zapałkę. Zwracać ciągle uwagę na stan zawartości próbówki, zwłaszcza, gdy tlejące się łuczywo po raz pierwszy zapali się samo (tlen) u wylotu próbówki. Próbę powtarzać, dopóki tlejące się łuczywo nie zapali się więcej. Jakie zmiany zauważono w stanie skupienia zawartości próbówki w ciągu doświadczenia? Czemu je przypisać? Wydzielenie się tlenu odbywa się w ostatecznym wyniku według równania:





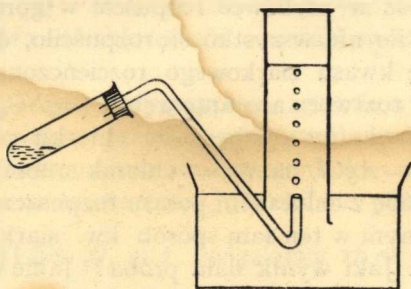
Pozostałość w probówce rozpuścić w gorącej wodzie, przesączyć, o ile nie wszystko się rozpuściło, do przesącza dodać kroplę kwasu siarkowego rozcieńczonego ( $H_2SO_4$ ) i kilka kropel roztworu azotanu srebra ( $AgNO_3$ ). Powstaje osad, który świadczy o obecności chlorku potasu (wzór chem. osadu —  $AgCl$ , nazwa — chlorek srebra). Wykonać równolegle próbę z chloranem potasu rozpuszczonym w wodzie — zadany w ten sam sposób kw. siarkowym i azotanem srebra. Jaki wynik dała próba? Jakie wnioski stąd wynikają?

b) Z nadmanganianu potasu ( $KMnO_4$ )

Do próbki wrzucić niewielką ilość nadmanganianu potasu, ogrzewać i badać jak w a) zapomocą tlejącej się zapalki. Przebieg reakcji zależy od temperatury. Wyprażony proszek wrzucić do zlewki z wodą — woda zabarwi się na ciemnozielono od manganianu potasu ( $K_2MnO_4$ ). Jaką barwę ma woda, w której rozpuszczono nadmanganian potasu?

#### **Zad. 4. Jak się ciała palą w tlenie?**

Kilka gramów chloranu potasu zmieszać ostrożnie (nie rozcierać) z dwutlenkiem manganu ( $MnO_2$ ) w ilości równej  $\frac{1}{3}$  objętości użytego chloranu potasu. Mieszaninę ogrzewać. Wywiązujący się tlen zbierać nad wodą w cylindrach, fiolkach lub probówkach. W tym celu wypełnić cylinder wodą, przykryć płytką szklaną lub kartką papieru, odwrócić dnem do góry i wstawić do szerokiego naczynia z wodą. Gaz wprowadzany od dołu do cylindra wypiera z cylindra wodę i wreszcie go całkowicie wypełnia (Ob. rys. 1).



RYS. 1.

a) Do naczynia z tlenem wprowadzić na łyżeczce metalowej nieco zapalonego fosforu (symb. *P*) czerwonego. Porównać jak się pali fosfor w powietrzu i jak w tlenie. Co się tworzy w naczyniu? (Po skończonej reakcji wyjąć łyżeczkę i ogrzewać ją w płomieniu tak długo aż resztki fosforu spalą się). Do naczynia wlać wodę, skłócić energicznie i zbadać roztwór papierkiem lakmusowym. Jak się zabarwił papierek?

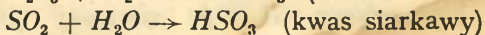
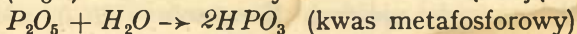
b) To samo wykonać z siarką.

c) To samo wykonać z rozżarzoną kawałkiem węgla drzewnego (symb. *C*).

d) Spalić w cylindrze z tlenem kawałek wstęgi magnezowej (symb. *Mg*). Dolać po skończonej reakcji wodę, tak jak w a), b) i c) i badać papierkiem lakmusowym.

W a), b) i c) papierek lakmusowy barwi się na czerwono, w d) nie barwi się na czerwono. Czerwona barwa papierka jest dowodem, że badane roztwory są kwaśne. Roztwór w d) nie jest kwaśny, jest alkaliczny (zbadać z fenolftaleiną — jaka barwa). Fosfor, siarka, węgiel i magnez spalane w tlenie dają nowe substancje zwane tlenkami, mianowicie: pięciotlenek fosforu ( $P_2O_5$ ), dwu-

tlenek siarki ( $SO_2$ ), dwutlenek węgla ( $CO_2$ ), tlenek magnezu ( $MgO$ ). Pierwsze trzy tlenki z wodą dają kwasy:



czwarty tlenek z wodą daje zasadę:



Pierwiastki: fosfor, siarka, węgiel są to *metaloidy*, pierwiastek magnez jest *metalem*. Tlenki metaloidów z wodą tworzą kwasy, tlenki metali z wodą tworzą zasady. Podział pierwiastków na metale i metaloidy nie jest naukowy. Niektóre pierwiastki zachowują się zależnie od warunków zarówno jak metale i jak metaloidy.

Kwasy barwią papierek lakmusowy na czerwono, zasady na niebiesko. Czemu przypisać, że związki chemiczne pod każdym względem różniące się od siebie, zachowują się wobec lakmusowego papierka jednakowo? Odpowiedź na to daje *teoria jonów*. Według tej teorii pewne związki chemiczne (sole, kwasy, zasady) rozpuszczone w wodzie ulegają pod wpływem wody *dysocjacji elektrolitycznej*. Dysocjacja elektrolityczna polega na tem, iż cząsteczka wymienionych związków rozszczepia się na części zwane *jonami*. Naprz. cząsteczka chlorowodoru  $HCl$  daje w wodzie jon wodoru i jon chloru. Jon wodoru jest to atom wodoru związany z jednym elementarnym ładunkiem elektryczności dodatniej — oznaczamy to w ten sposób:  $H^+$ . Jon chloru jest to atom chloru związany z jednym elementarnym ładunkiem elektryczności ujemnej — oznaczamy to w sposób:  $Cl^-$ . Kwas metafosforowy daje jony: dodatni  $H^+$  i ujemny  $PO_3^-$  (trzy atomy tlenu i jeden atom fosforu związane z jednym elementarnym ładunkiem elektryczności

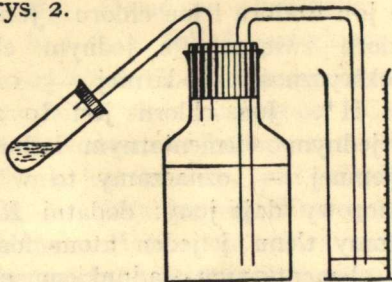
ujemnej). Kwas siarkowy daje dwa jony dodatnie  $H^+$  i jeden jon ujemny  $SO_3^{--}$  z dwoma elementarnymi ładunkami elektryczności ujemnej. Kwas solny ( $HCl$ ), metafosforowy ( $HPO_3$ ), węglowy ( $H_2CO_3$ ), siarkawy ( $H_2SO_3$ ) tworzą w wodzie dodatnie jony wodoru. *Kwasy są to związki, które w wodzie tworzą dodatnie jony wodoru.* Wodorotlenek magnezu tworzy w wodzie dodatni jon magnezu  $Mg^{++}$  (atom magnezu związany z dwoma elementarnymi ładunkami elektryczności dodatniej) i dwa ujemne jony  $OH^-$  (jon wodorotlenowy). *Zasady są to związki, które w wodzie tworzą ujemne jony wodorotlenowe.*

Jony dodatnie nazywamy *katjonami*, jony ujemne *anjonami*

#### **Zad. 5. Oznaczenie gęstości tlenu.**

W zad. 4. zmieszaliśmy chloran potasu z dwutlenkiem manganu w celu łatwiejszego i równiejszego wydobywania tlenu. Dwutlenek manganu nie bierze udziału w ostatecznym wyniku reakcji. Obecność jego jedynie przyspiesza reakcję. Ciała, które reakcję chem. przyspieszają, nie biorąc w niej widomego udziału, nazywamy *katalizatorami*.

Z mieszaniny około 2 gr  $KClO_3$  z odpowiednią ilością  $MnO_2$  (ob. zad. 4) wywiązujemy tlen, tak jak to przedstawiono na rys. 2.



RY S. 2.



Gaz wypiera wodę z naczynia środkowego. Objętość wody przepchniętej do menzurki (ew. do zlewki), równa się objętości wydzielonego tlenu. Masę wydzielonego tlenu odnajdujemy, ważąc probówkę z chloranem potasu i dwutlenkiem manganu przed rozpoczęciem doświadczenia i po skończeniu, (gdy objętość wypchniętej wody wynosiła 100—200 cm<sup>3</sup>). Znając masę i objętość tlenu, obliczamy jego gęstość. Odczytać temperaturę i ciśnienie barometryczne i przeliczyć wynik dla warunków normalnych (to zn. dla 0° i 76 cm rtęci). Obliczyć, ile trzeba zużyć suchego chloranu potasu, aby otrzymać 1000 cm<sup>3</sup> tlenu w warunkach normalnych? (Ciężary związkowe ob. w tablicy ciężarów związkowych).

*Wnioski:* Tlen jest gazem bezbarwnym, bez zapachu, podtrzymuje palenie; odczynnikiem na tlen jest tlejące łuczywo.

### SIARKA (S, cięż. związkowy 32,07).

Siarka występuje w przyrodzie w stanie wolnym (siarka rodzima) i w związkach. Siarka rodzima występuje w przyrodzie najczęściej wraz z gipsem. Z połączeń siarki pospolite są w Polsce: gips (siarczan wapnia :  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ ), piryt (dwusiarczek żelaza :  $FeS_2$ ), blenda (siarczek cynku :  $ZnS$ ), galena (siarczek ołowiu :  $PbS$ ).

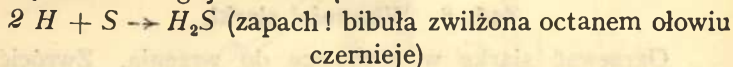
#### Zad. 6. Własności siarki.

Ogrzewać siarkę w probówce do wrzenia. Zwrócić uwagę na barwę i ruchliwość stopionej siarki. Usunąć probówkę z nad płomienia i zaobserwować zauważone poprzednio zjawiska w porządku odwrotnym. Ogrzać siarkę ponownie. Zwrócić uwagę na zamianę pary siarki (temp. wrzenia 445° C) na zimnych ściankach probówki bezpo-

średnio w stan stały (*kwiat siarczany*). Wlać stopioną siarkę do wody — powstaje siarka *bezkształtna* (amorfna). Przekonać się przez zapalenie, że powstała plastyczna masa jest istotnie siarką. Kwiat siarczany rozpuścić w dwusiarczku węgla (uwaga! zgasić płomień!), przelać do parowniczkii i obserwować tworzenie się kryształów w miarę odparowywania (nie ogrzewać!) dwusiarczku węgla ( $CS_2$ ) — siarka krystaliczna *rombowa*. Zbadać, czy siarka plastyczna (bezkształtna) rozpuszcza się w dwusiarczku węgla. Siarka rombowa, plastyczna, kwiat siarczany — są to *alotropowe* odmiany siarki w stanie stałym. Również w stanie ciekłym siarka występuje w kilku odmianach (jakich?). Odmiany alotropowe danego pierwiastka różnią się ilością energii i budową cząsteczki, różną ilością atomów w cząsteczce i odmiennym wzajemnym położeniem przestrzennym atomów. Siarka występuje w kilku odmianach alotropowych również i w stanie gazowym.

### Zad. 7. Siarkowodór.

Siarkowodór ( $H_2S$ ) znajduje się rozpuszczony w wodach mineralnych (siarczanych). Powstaje przy gnicju ciał organicznych. Otrzymać można przez działanie wodoru (*in statu nascendi*) na siarkę. Do mieszaniny żelaza i siarki (ob. zad. 2) dolać kwasu solnego. Wywiązujący się wodór reaguje z siarką:



Technicznie otrzymuje się siarkowodór przez działanie silnych kwasów na niektóre siarczki metali:  $FeS$  siarczek żelaza,  $ZnS$  siarczek cynku,  $BaS$  siarczek baru i inne. Do kolbki wsypać nieco siarczku metalu, dolać rozcieńczonego kwasu siarkowego ( $H_2SO_4$ ). Kolbkę zamknąć

korkiem, w którym znajduje się zgięta rurka szklana na końcu zwężona. Wywiązujący się według reakcji:

$FeS + H_2 SO_4 \rightarrow FeSO_4$  (siarczan żelazawy) +  $H_2S$   
 gaz zapalić u zwężonego wylotu rurki (barwa płomienia? woń produktów spalania?). Umieścić nad płomieniem zlewkę szklaną — osiada na niej woda. Wprowadzić w płomień płytkę szklaną (dno lub ścianki zlewki napelnionej zimną wodą) i szybko poruszać w obie strony — na szkle osiada siarka (barwa?). Poddać działaniu siarkowodoru oczyszczoną monetę miedzianą (siarczek miedzi  $CuS$ ), srebrną (siarczek srebra  $AgS$ ), papierek zmoczony w octanie ołowiu (siarczek ołowiu  $PbS$ ).

Palenie się siarkowodoru odbywa się według równania:

$2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2H_2O$  (woda) +  $2SO_2$  (dwutlenek siarki),  
 przy zmniejszonym dopływie powietrza lub niższej temperaturze:



Wydzielanie się siarki w drugim przypadku wskazuje na to, że  $H_2S$  we wnętrzu płomienia ulega rozkładowi (dysocjacji) na wodór i siarkę.

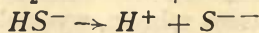
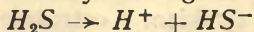
Opisać smak i zapach siarkowodoru. Wąchać ostrożnie (trucizna!). Nasycić wodę ( $250\text{ cm}^3$ ) siarkowodore. Otrzymaną wodę siarkowodorową zbadać lakmusem i zachować w zamkniętej butelce do dalszych badań.

### Zad. 8. Siarczki metall.

Siarczki są to sole kwasu siarkowodorowego. Powstają one przez działanie: 1) siarki na metale (ob. zad. 2) — zmieszać siarkę z cynkiem i ostrożnie ogrzewać, produkt reakcji zadać kwasem solnym, wydzielenie się  $H_2S$  świadczy o tem, że otrzymano siarczek cynku ( $ZnS$ ), 2) siarkowodoru na metale (ob. zad. 7), 3) siarkowodoru na sole

metali, a więc na jony metali (ob. niżej). Na podstawie przerobionych doświadczeń (ob. n.) stwierdzić trojaki zachowanie się siarczków wobec wody i kwasów: 1) siarczki nie strącają się z roztworu, 2) siarczki strącają się z roztworu w nieobecności kwasów, 3) siarczki strącają się z roztworów w obecności kwasów. Podać dla każdej grupy odnośne związki (napisać wzory chem.) i opisać barwę każdego osadu. Pośród siarczków należących do grupy 3, odnaleźć takie, które są rozpuszczalne w zasadach (w  $NaOH$  lub amonjaku) i opisać je. W tym celu 1) zbadać działanie wody siarkowodorowej na następujące jony metali (katjony): potasu ( $K^+$ ), sodu ( $Na^+$ ), magnezu ( $Mg^{++}$ ), baru ( $Ba^{++}$ ), żelaza ( $Fe^{+++}$ ), chromu ( $Cr^{+++}$ ), niklu ( $Ni^{++}$ ), manganu ( $Mn^{++}$ ), cynku ( $Zn^{++}$ ), miedzi ( $Cu^{++}$ ), kadmu ( $Cd^{++}$ ), ołowiu ( $Pb^{++}$ ), srebra ( $Ag^+$ ), rtęci ( $Hg^{++}$ ), bizmutu ( $Bi^{+++}$ ), cyny ( $Sn^{++++}$ ), arsenu ( $As^{+++}$ ), antymonu ( $Sb^{++++}$ ). W przypadkach, w których otrzymano osad, zbadać wpływ kwasu ( $H_2SO_4$ ) i zasady ( $NaOH$ ) na osad. W przypadkach, w których osad nie powstał, powtórzyć badanie zapomocą roztworu siarczku sodu lub siarczku amonu. (Siarczki te należy przygotować przez wprowadzenie  $H_2S$  do roztworu wodorotlenku sodowego ( $NaOH$ ) lub amonjaku ( $NH_3$ ) i dodanie, po nasyceniu siarkowodore, takiej samej ilości odnośnego roztworu pierwotnego, jakiej użyto na początku).

Z badań zapomocą lakmusu wynika, że siarkowodor rozpuszczony w wodzie jest kwasem. Cząsteczka  $H_2S$  odczepia więc jon wodorowy według wzorów:



W związku z tem powinny istnieć sole typu :  $MeHS$  — sole kwaśne i  $Me_2S$  — sole obojętne ( $Me$  oznacza dowolny



metal). Każda z tych soli jest w mniejszym lub większym stopniu rozpuszczalna w wodzie. Czemu przypisać, że niektóre sole w wodzie praktycznie nierozpuszczalne (grupy 2 i 3), ulegają rozpuszczeniu w kwasach przy jednoczesnym wydzielaniu siarkowodoru? Teoria jonów daje następujące wyjaśnienia. Każdy, nawet pozornie nierozpuszczalny w wodzie siarczek metalu, jest jednak w niej w pewnym stopniu rozpuszczalny. A więc naprz.: w przypadku  $FeS$  pewne, aczkolwiek stosunkowo nieznaczne, ilości  $FeS$  ulegają rozpuszczeniu. Część rozpuszczonych cząsteczek  $FeS$  ulega dysocjacji, tworząc jony  $Fe^{++}$  i  $S^{--}$ . Pozostała część natomiast znajduje się w stanie niezdisocjowanym. Pomiedzy jonami  $Fe$  i  $S$  z jednej strony i niezdisocjowanymi cząsteczkami  $FeS$  z drugiej strony istnieje stan równowagi, wyrażający się następującym równaniem:

$$\frac{[Fe^{++}] \cdot [S^{--}]}{[FeS]} = K,$$

gdzie przez znaki chemiczne ujęte w klamry rozumiemy każdorazowe stężenie przestrzenne odpowiednich jonów lub cząsteczek, a  $K$  jest to wartość szcęgółowa, niezaleźna od każdorazowych stężeń, a więc dla danego związku chemicznego (elektrolitu) w danej temperaturze niezmienna. Jeźeli roztwór jest daną solą nasycony, wtedy mianownik wyrazu znajdujacego się po lewej stronie równania osiąga dla danej soli i danej temperatury swą największą wartość. W ten więc sposób całkowita rozpuszczalność soli jest uwarunkowana stałym stężeniem niezdisocjowanej części soli. Ta zaś niezdisocjowana część soli jest w równowadze ze stężeniem jonów tejeze soli. Dlatego więc iloczyn z stężeń jonów danej soli, odpowiadający stanowi jej nasycenia, zwano *iloczynem rozpuszczalności* tej soli. Podobnieź ma się rzecz z roztworem wodnym siarkowodoru.

I tu mamy stan równowagi pomiędzy niezdysojowanym siarkowodorem i jego jonami, mianowicie:

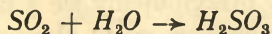
$$\frac{[H^+] \cdot [H^+] \cdot [S^{--}]}{[H_2S]} = K_1$$

I tutaj również iloczyn z stężeń jonów wodorowych  $H^+$  i jonu  $S^{--}$ , odpowiadających stanowi nasycenia wody siarkowodorem, jest wartością dla danej temperatury niezmienną, jest więc również iloczynem rozpuszczalności. Należy zapamiętać, że siarkowodor jest kwasem słabym (znacznie słabszym naprz. od  $HCl$ ) więc niezdysojowane cząsteczki siarkowodoru przeważają wybitnie nad zdysojowanymi. Jeżeli tedy do siarczku metalu mało rozpuszczalnego w wodzie dodany silnego kwasu ( $HCl$  lub  $H_2SO_4$ ), natenczas zdarzyć się może, że iloczyn z stężeń jonu  $S^{--}$  (pochodzącego od siarczku) i jonu  $H^+$  (pochodzącego od silnego kwasu) może przekroczyć iloczyn rozpuszczalności siarkowodoru, to zn. wartość graniczną, odpowiadającą stanowi nasycenia roztworu siarkowodorem (ma to miejsce w przypadku  $FeS$ ). Wtedy będzie się wywiązywał wolny siarkowodor. W miarę jednak zanikania jonów  $S^{--}$ , maleje iloczyn z stężeń jonów siarczku (dla  $FeS$  — iloczyn:  $[Fe^{++}] \cdot [S^{--}]$ ), muszą więc dalsze niezdysojowane cząsteczki ulec dysocjacji, a co za tem idzie muszą dalsze ilości siarczku ulec rozpuszczeniu, aż do wyczerpania nadmiaru jonów wodorowych. W ten więc sposób siarczki metalu ulegnie wreszcie, przy dostatecznej ilości silnego kwasu, całkowitemu rozpuszczeniu (grupa 2). Jeżeli natomiast ilości jonów  $S^{--}$ , z powodu b. nieznaczonej (niedostatecznej) rozpuszczalności siarczków metali w wodzie (ma to miejsce w przypadku  $CuS$ ), nie mogą, nawet w obecności znacznej ilości jonów wodoru, spowodować przekro-

czenie iloczynu rozpuszczalności siarkowodoru, wtedy siarczki te są w obecności kwasów nierozpuszczalne, i nie można przez działanie na nie kwasów otrzymywać z nich wolnego siarkowodoru (grupa 3). Z powyższego wynika reguła: *kwasy słabe są wypierane przez kwasy silne.*

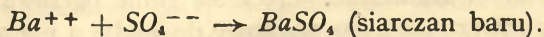
### Zad. 9. Tlenowe związki siarki.

Spalić siarkę w cylindrze. Opisać woń powstałego dwutlenku siarki ( $SO_2$ ). Wprowadzić do gazu papierek lakmусowy — suchy i zwilżony; zauważyć różnicę w działaniu. Stwierdzić odbarwiające działanie  $SO_2$  zapomocą barwnych tkanin lub papierków. Wlać do cylindra zawierającego  $SO_2$  nieco wody i silnie skłócić. Powstały w ten sposób roztwór kwasu siarkawego

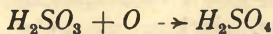


podzielić na trzy części. Do jednej części dodać trochę roztworu chloru baru ( $BaCl_2$ ). Osad? Drugą część zagotować z kilku kroplami stężonego kwasu azotowego ( $HNO_3$ ), poczem dodać kilka kropel  $BaCl_2$ . Osad? Do trzeciej części dodać kroplę nadmanganianu potasu ( $KMnO_4$ ). Po odbarwieniu się roztworu dodać chlorek baru. Osad?

Chlorek baru tworzy osad z kwasem siarkowym w myśl reakcji:



Kwas siarkowy ( $H_2SO_4$ ) powstaje z kwasu siarkawego w przypadku drugim kosztem tlenu kwasu azotowego ( $HNO_3$ ):

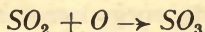


W podobny sposób kwas siarkawy *utlenia się* kosztem tlenu nadmanganianu potasu (przypadek trzeci). Kwas siarkawy ( $H_2SO_3$ ), jego bezwodnik ( $SO_2$ ), i jego sole zwane

siarczynami ( $NaHSO_3$ ,  $Na_2SO_3$  i t. p.) odbierają więc tlen innym związkom, jak kwasowi azotowemu ( $HNO_3$ ), nadmanganianowi potasu ( $KMnO_4$ ) i inn. Te związki, które odbierają tlen (utleniają się) nazywają się *związkami redukującymi*, te zaś, które tracą tlen (odtleniają się), nazywają się *związkami utleniającymi*.

Przez wyklócenie siarki z wodą i wykonanie z przesączem takich samych prób, jakie wykonano z kwasem siarkawym, przekonać się, że utlenianie siarki odbywa się również w temperaturze pokojowej. Podwyższenie temperatury (palenie siarki) nie spowodowało zatem nowej reakcji, lecz tylko przyśpieszyło tę samą reakcję przebiegającą już, aczkolwiek znacznie wolniej, w temperaturze zwykłej.

Kwas siarkowy otrzymujemy się z bezwodnika kwasu siarkowego przez utlenienie go w obecności ciał przyśpieszających reakcję czyli t. zw. katalizatorów. Proces przebiega według wzoru:



Jako katalizatory służą tlenki azotu (metoda komorowa) lub platyna (metoda kontaktowa).

Wykonać następujące doświadczenie: 1) do stężonego kwasu siarkowego (1—2 cm<sup>3</sup> w probówce) dodać kilka cm<sup>3</sup> wody i zamieszać. Ciecz się silnie ogrzewa (dlatego należy zawsze łąć kwas siarkowy do wody, a nie naodwrot, i ciągle mieszać, gdyż w przeciwnym razie kwas siarkowy zbierze się pod wodą i przy zmieszaniu się obu warstw nastąpić może gwałtowne i niebezpieczne ogrzanie!); 2) do rozcieńczonego kw. siarkowego dodać roztworu chlorku baru ( $BaCl_2$ ); 3) stwierdzić, że chlorek baru tworzy nierozpuszczalny w kwasach osad z solami kwasu siarkowego, czyli z siarczanami, naprz. z siarczanem sodu ( $Na_2SO_4$ ),



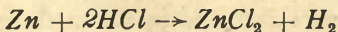
siarczanem manganu ( $MnSO_4$ ) siarczanem miedzi ( $CuSO_4$ ), siarczanem niklu ( $NiSO_4$ ) i inn.; napisać odpowiednie równania chemiczne.

**WODÓR** ( $H$ , cięż. związkowy 1,008).

Wodór w stanie wolnym znajduje się w powietrzu zwłaszcza w najwyższych warstwach atmosfery, i w gazach wulkanicznych jako  $H_2$ . Występuje w wielu związkach, m. in. w wodzie ( $H_2O$ ), w połączeniu z tlenem.

### Zad. 10. Otrzymywanie wodoru.

Ze względu na to, że wodór zmieszany z powietrzem, t. zw. gaz piorunujący, zapalony powoduje gwałtowny wybuch, należy wszelkie doświadczenia z wodorem wykonywać zdala od płomienia. Wodór otrzymuje się przez działanie kwasów na metale. Najdogodniejszym sposobem jest działanie rozcieńzonego kwasu solnego lub siarkowego na cynk lub żelazo według wzoru:



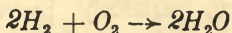
lub w postaci jonów:



Wodór w ten sposób otrzymany należy zbierać nad wodą w probówkach. Gdy probówka napełni się gazem, zbliżyć ją (dnem do góry) do płomienia. Wodór się zapali. Trzask wskazuje na to, że w probówce prócz wodoru znajdowało się powietrze. — Stwierdzić, czy w następnych probówkach znajduje się czysty wodór. Jak zachowuje się tlejące łuczywo w wodorze? Jedną z napełnionych probówek odwrócić dnem w dół i po pewnym czasie zbliżyć do płomienia. Wyciągnąć wniosek z faktu, że zawartość probówki się nie zapali. — Spróbować przelać wodór z jednej

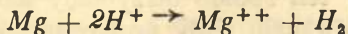
próbówki do drugiej. — Zebrać wodór do próbówki do połowy tylko napelnionej wodą. Ująć próbówkę w rękę przez chusteczkę (dlaczego?) i gaz zapalić. Jaką barwę i zapach ma wodór? — Strumień wodoru, wydobywający się z naczynia przez zwązoną na końcu rurkę, zapalić po upewnieniu się, że wodór nie zawiera domieszki powietrza (w celu uniknięcia niebezpiecznego wybuchu!); nakryć płomień suchą zlewką lub próbówką — co się tworzy na ściankach naczynia? Zbadać lakmusem.

*Wniosek:* wodór jest gazem bezbarwnym, bez zapachu, lżejszym od powietrza; wodór nie podtrzymuje palenia; wodór pali się, produktem spalania jest woda:



### Zad. 11. Oznaczenie ciężaru związkowego magnezu.

Odważyć kawałek wstęgi magnezowej (nie więcej niż 0,1 gr). Napęlnić menzurkę na 100 cm<sup>3</sup> rozcieńczonym kwasem siarkowym i zanurzyć ją dnem do góry do zlewki z wodą. Odważoną wstęgę zwinąć w rulonik i wsunąć szybko pod wylot menzurki. Wydzielili się wodór, magnez (*Mg*) zaś się rozpuści według reakcji:



Gdy reakcja dobiegnie do końca, doprowadzić poziom wody w menzurce do poziomu wody w naczyniu (dlaczego?) i odczytać objętość powstałego wodoru. Wiedząc, że gęstość wodoru w warunkach normalnych równa się 0,00009, obliczyć masę wydzielonego wodoru. Wiedząc dalej, że każdym dwom atomom wodoru odpowiada jeden atom magnezu, i przyjmując, że ciężar względny atomu wodoru (ciężar związkowy) wynosi 1 (w rzeczywistości —

1,008), obliczyć ciężar związkowy magnezu z następującej proporcji:

$$\frac{\text{masa magnezu}}{\frac{1}{2} \text{ masy wodoru}} = \frac{\text{ciężar związk. magnezu}}{\text{ciężar związk. wodoru}}$$

Zestawić wyniki w następujący sposób:

masa  $Mg = \dots$  gr

objętość  $H_2 = \dots$  cm<sup>3</sup>

temp. wody w naczyniu =  $\dots$  stopni C

ciśnienie barometr. =  $\dots$  cm rtęci

masa  $H_2 = \dots$  gr

### Zad. 12. Oznaczenie ilości wody krystalizacyjnej w kryształach.

Woda łączy się z niektórymi solami w związki krystaliczne. Związki takie tracą wodę niekiedy już w temperaturze zwykłej a zawsze przy ogrzewaniu. Zarazem z wodą tracą one swą budowę krystaliczną, dla tego też wodę tę nazwano *wodą krystalizacyjną*. Oznaczyć zawartość wody krystalizacyjnej w kryształach siarczanu miedzi ( $CuSO_4$ ), siarczanu sodu ( $Na_2SO_4$ ), i wyprowadzić odpowiednie wzory. W tym celu ogrzewać w tygielku odważoną ilość (około 1 gr) siarczanu miedzi lub siarczanu sodu (t. zw. soli glauberskiej) z początku łagodnie, a potem silniej aż do słabego żaru. Po ostygnięciu tygielek wraz z zawartością zważyć; znowu ogrzewać i znowu zważyć, dopóki ciężar tygielka po ponownem ogrzaniu więcej nie ulegnie dalszej zmianie.

Zestawić wyniki w następujący sposób:

masa próżnego tygielka =  $\dots$  gr

masa tygielka wraz z badanem ciałem =  $\dots$  gr

masa po pierwszym ogrzaniu =  $\dots$  gr

masa po drugim ogrzaniu =  $\dots$  gr      i t. d.

masa badanego ciała przed ogrzewaniem = ... gr  
 ostateczna masa badanego ciała = ... gr  
 strata na masie = ... gr

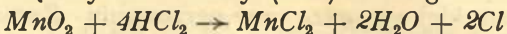
Ile cząsteczek wody odpowiada jednej cząsteczce soli?  
 Wyprowadzić wzory.

### CHLOR (*Cl*, cięż. związk. 35,46).

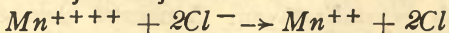
Chlor nie występuje w przyrodzie w stanie wolnym. Pospolitemi są połączenia chloru z niektórymi metalami, naprz. chlorek sodu (*NaCl*), zwany solą kamienną lub kuchenną, chlorek potasu (*KCl*), zwany sylwinem, karnalit (*KCl.MgCl<sub>2</sub>.6H<sub>2</sub>O*).

#### Zad. 13. Otrzymywanie chloru.

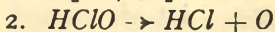
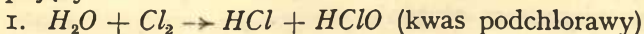
Chlor otrzymać można przez działanie braunsztynu (*MnO<sub>2</sub>*) na stężony kwas solny (*HCl*) według reakcji:



lub w postaci jonowej:



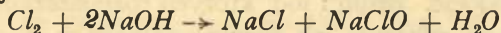
W tym celu należy oblać w kolbce braunsztyń kwasem solnym stężonym i ogrzewać. Wytwarzający się gaz należy zbierać w cylindrach przykrytych kartką papieru. Zaobserwować zapach i barwę gazu (gazu nie wdychać!) Jak się ciała palą w chlorze? Do naczynia z chlorem wrzucić barwne gałanki lub papierki, suche i zwilżone wodą. Odbarwiający działanie chloru polega na tem, że łączy się on z wodorem przy jednoczesnem wydzielaniu się tlenu w stanie atomowym (*in statu nascendi*), który z kolei łączy się z barwnikami i niszczy je. Przebieg reakcji jest następujący:





Działanie więc chloru jest działaniem utleniającem. Utleniające działanie chloru bywa często wykorzystane dla celów dezynfekcji, jak również do odwoniania. Zrobić próbę odwonienia wody siarkowodorowej.

Chlor rozpuszcza się w wodzie. Probówkę wypełnioną chlorem odwrócić i zanurzyć w wodzie. Drugą probówkę zanurzyć do roztworu ługu sodowego ( $NaOH$ ). Porównać zapach otrzymanych roztworów. Przebieg reakcji chloru z ługiem jest



obok chlorku sodu powstaje podchloryn sodu ( $NaClO$ ), t. zn. sól sodowa kwasu podchlorawego ( $HClO$ ). Przez wprowadzenie chloru do wody przygotować wodę chlorową, zbadać jej zapach, stwierdzić działanie odbarwiająca, a resztę zachować do dalszych ćwiczeń.

**BROM** ( $Br$ , cięż. związk. 79,92).

**JOD** ( $J$ , cięż. związk. 126,92).

Brom i jod w przyrodzie występują tylko w związkach, m. inn. w wodzie morskiej i w niektórych źródłach mineralnych jako jony  $Br^-$  i  $J^-$ . Brom jest cieczą barwy brunatno-czerwonej, gęstości 3,2. Pary bromu są tej samej barwy co ciecz i mają ostrą, silnie drażniącą woń. Jod jest ciałem stałym barwy ciemno-szarej o połysku metalicznym, pary jodu są fioletowe. Jod nieznacznie rozpuszcza się w wodzie, łatwo natomiast w alkoholu (jodyna). Znane jest dezynfekujące działanie jodu. Jod jest również znakomitym środkiem leczniczym.

#### Zad. 14. Otrzymywanie bromu i jodu.

Brom i jod otrzymuje się z bromków lub jodków przez działanie na nie wodą chlorową. W tym celu należy do-

dać do roztworu wodnego bromku sodu ( $NaBr$ ) lub bromku potasu ( $KBr$ ), wzgl. do roztworu jodku potasu ( $KJ$ ) parę kropeł wody chlorowej:



wydzielony brom lub jod zabarwiają roztwór. Do otrzymanej w ten sposób wody jodowej wzgl. bromowej dolać po rozcieńczeniu jej kilka kropeł dwusiarczku węgla ( $CS_2$ ) i silnie skłócić. Brom i jod, których rozpuszczalność w  $CS_2$  przewyższa znacznie ich rozpuszczalność w wodzie, przenikają z wody do dwusiarczku węgla i barwią go. Jaką barwę ma roztwór bromu w dwusiarczku węgla? Jaką — roztwór jodu? Do wykrycia nieznacznych ilości jodu służy reakcja jodu z krochmalem. Do próbówki napełnionej bardzo rozcieńczonym wodnym roztworem jodu dodać parę kropeł wodnego roztworu krochmalu (skrobi) i mieszać. Niebieska barwa świadczy o obecności jodu. Zawartość próbówki ogrzać. Gdy niebieska barwa zniknie, zanurzyć próbówkę do połowy w zimnej wodzie. Co nastąpi? Wrzucić kilka kryształków jodu do kolby i zlekka ogrzewać. Co nastąpi? Wrzucić kryształik jodu do wody. Rozpuścić jod w ługu sodowym. Napisać przebieg reakcji jodu z ługiem sodowym, wiedząc, że reakcja ta przebiega podobnie jak w przypadku chloru.

### ZWIĄZKI CHLORU, BROMU I JODU.

Chlor, brom i jod stanowią grupę pierwiastków pod względem chemicznym bardzo do siebie zbliżonych. Podobieństwo to wyraża się wybitnie w budowie ich związków. A więc mamy:  $HCl$  (chlorowodór),  $HBr$  (bromowodór),  $HJ$  (jodowodór), które w wodzie dają kwasy, a więc

obok jonów  $Cl^-$ ,  $Br^-$  i  $J^-$  tworzą jony  $H^+$ . W związku z tem analogicznie są zbudowane sole tych trzech kwasów: chlorki, bromki i jodki. Naprz.:  $NaCl$ ,  $NaBr$ ,  $NaJ$ ,  $KCl$ ,  $KBr$ ,  $KJ$ ,  $ZnCl_2$ ,  $ZnBr_2$ ,  $ZnJ_2$  i t. d. Dalej znane są podchloryny — sole kwasu podchlorawego ( $HClO$ ), podbrominy — sole kwasu podbromawego ( $HBrO$ ), podjodyny — sole kwasu podjodawego ( $HJO$ ), chlorany — sole kwasu chlorowego ( $HClO_3$ ), bromiany — sole kwasu bromowego ( $HBrO_3$ ), jodany — sole kwasu jodowego ( $HJO_3$ ) i inne. Podobieństwo chemiczne pierwiastków łączy się z podobieństwem budowy atomów. Chemja zna więcej grup podobnych pierwiastków. Tę grupę nazwano *chlorowcami*.

### Zad. 15. Otrzymywanie chlorowodoru wzgl. bromowodoru.

Do kolbki zawierającej kilka gramów chlorku sodowego ( $NaCl$ ) wzgl. bromku sodowego ( $NaBr$ ) wlać kilka-nastę cm<sup>3</sup> mocnego kwasu siarkowego (techniczny kwas siarkowy rozcieńczyć wodą w stosunku 1 : 1; co do czego należy dolewać? Ostrożnie!). Gdyby wydzielanie się gazów odbywało się zbyt powolnie, można kolbkę ogrzewać. Gazów nie wdychać! Gazy chwytac do cylindra lub probówek. Probówkę wypełnioną chlorowodorem lub bromowodorem zatkać palcem i po odwróceniu dnem do góry zanurzyć do wody. Co nastąpiło? Do innej probówki z gazem zanurzyć suchy i wilgotny papierek lakmusowy. Wyjaśnić wynik.

Wydzielanie się chlorowodoru wzgl. bromowodoru odbywa się w zależności od temperatury według jednej z dwóch reakcyj:

1.  $NaCl + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HCl$  — w niższej temp.
2.  $2NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$  — w wyższej temp.

W pierwszym przypadku powstaje obok chloro- (wzgl. bromo-) wodoru kwaśny siarczan sodowy ( $NaHSO_4$ ), w drugim — obojętny siarczan sodowy ( $Na_2SO_4$ ). Tutaj kwas siarkowy wypiera ze związków kwas solny nie dlatego, że pierwszy jest mocniejszy od drugiego, (jest raczej przeciwnie), jak to miało miejsce w przypadku siarkowodoru, lecz dlatego, że chlorowódór (wzgl. bromowódór) jest ciałem znacznie lotniejszym od kwasu siarkowego. Ściśle rzecz biorąc, zachodzi tu dystylacja związków, powstałych wskutek przekroczenia iloczynu rozpuszczalności jonów  $H^+$  i  $Cl^-$ , wzgl.  $H^+$  i  $Br^-$ .

**Zad. 16. Reakcja jonów:  $Cl^-$ ,  $Br^-$  i  $J^-$ .**

Prawie wszystkie chlorki, bromki i jodki są w wodzie rozpuszczalne. Wyjątek stanowi chlorek, bromek i jodek srebra ( $Ag$ ). Ta okoliczność została wyzyskana dla wykrycia jonów chlorowców.

Do roztworów chlorku, bromku lub jodku sodu ( $Na$ ) lub potasu ( $K$ ) dodać kilka kropel azotanu srebra ( $AgNO_3$ ). Czem różnią się powstałe osady:  $AgCl$ ,  $AgBr$  i  $AgJ$ ? Ciecze wraz z osadem\* podzielić na trzy części. Do jednej części cieczy dodać kilka kropel kwasu siarkowego lub azotowego ( $HNO_3$ ). Czy osady się rozpuściły? Do drugiej części dolać amoniaku ( $NH_3$ ). Do trzeciej części dolać roztworu tiosiarczanu sodowego ( $Na_2S_2O_3$ ). Czy osady uległy rozpuszczeniu? Czy wszystkie? Opracować na podstawie zdobytych wiadomości w tem i w poprzednich zadaniach, metodę rozpoznawania chlorowców i sprawdzić jej przydatność analityczną.

Chlorek, bromek i jodek srebra ulegają działaniu światła, co się uzewnętrznia w zmianie barwy tych soli.



Którąkolwiek z wymienionych soli zebrać do sącza, prze-  
myć wodą i po rozwinięciu sącza wystawić na działanie  
światła. Wrażliwość bromku i jodku na działanie światła  
jest podstawą nowoczesnej fotografii. W tym celu płytki  
szklane (klisze) pokrywa się warstwą bromku srebra w że-  
latynie i wystawia na działanie światła w aparacie foto-  
graficznym (ciemni optycznej). Obraz otrzymany na kliszy  
jest dla oka niewidoczny. Należy go wzmocnić za pomocą  
t. zw. wywoływaczy, które wydzielają w miejscach na-  
świetlonych czarne srebro metaliczne, przyczem szybkość  
tego procesu jest tem większa, im silniej dane miejsce kliszy  
było naświetlone. Po wywołaniu obrazu zanurza się kliszę  
do roztworu tiosiarczuanu sodu ( $Na_2S_2O_3$ ), który rozpuszcza  
w sobie nierozłożony bromek srebra i tem samym utrwala  
obraz. Klisza wywołana i utrwalona nosi nazwę *negatywu*,  
gdyż miejsca ciemne obrazu odpowiadają miejscom jasnym  
przedmiotu i naodwrot.

Reakcje wywołane przez działanie światła nazywają  
się *reakcjami fotochemicznymi*. Przystawanie dwutlenku  
węgla przez rośliny jest również procesem fotochemicznym.

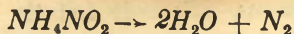
### **AZOT** (*N*, cięż. związk. 14,008).

Azot w stanie wolnym (jako  $N_2$ ) znajduje się w po-  
wietrzu, stanowiąc 78% jego objętości, w postaci zaś  
związków występuje jako składnik saletry sodowej, in. zw.  
chilijskiej ( $NaNO_3$ ), ciał białkowych (ob. zad. 31) i inn.

### **Zad. 17. Otrzymywanie azotu.**

Azot można otrzymać z powietrza, gdy się je pozbawi  
tlenu zapomocą ciał łatwo podlegających utlenieniu. Tą  
drogą uzyskany azot nie jest chemicznie czysty, zawiera

on bowiem domieszki gazów znajdujących się w powietrzu, m. inn. argonu (*A*), którego w powietrzu znajduje się około 1 % całkowitej objętości powietrza. Chemicznie czysty azot otrzymywać można przez ogrzewanie roztworu wodnego azotynu amonowego:



Ponieważ w reakcji powyższej udział biorą jony  $NH_4^+$  i  $NO_2^-$ , więc zamiast azotu amonowego można wziąć mieszaninę roztworów jakiegokolwiek azotynu i jakiegokolwiek soli amonowej.

Zmieszać stężone roztwory azotynu sodowego ( $NaNO_2$ ) i chlorku amonowego ( $NH_4Cl$ ). Mieszaninę ogrzewać i gaz chwytać nad wodą (jak tlen lub wodór). Do gazu zanurzyć płonącą zapalną, płonącą siarkę. Zauważyć, czy azot ma zapach, barwę. Określić na podstawie własnych obserwacji, czym różni się azot od poznanych dotąd gazów.

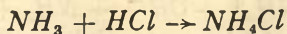
## ZWIĄZKI AZOTU.

Azot pod względem chemicznym zachowuje się nader biernie (por. zad. 17), niemniej jednak związki azotu odgrywają w przyrodzie doniosłą rolę. Z nich bowiem rośliny wytwarzają zawierające azot związki białkowe, czyli t. zw. azot organiczny — nieodłączny składnik komórki roślinnej i zwierzęcej. Jeśli azot chemicznie jest nieczynny, w jaki więc sposób mogą powstawać niezbędne dla życia związki azotu? Znane są dwa procesy, przy których azot łączy się z innymi ciałami. Pierwszy proces odbywa się w powietrzu pod wpływem wyładowań elektrycznych: azot łączy się z tlenem, tworząc tlenki azotu, które wraz z wodą deszczową przenikają do gleby. Drugi proces odbywa się przy pomocy bakterij, które, karmiąc się bez-

pośrednio azotem atmosferycznym (takie bakterje żyją naprz. na korzeniach bobu, łubinu i inn. motylkowatych), zasilają glebę w związki azotowe.

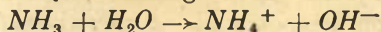
### Zad. 18. Otrzymywanie amonjaku.

Amonjak jest związkiem azotu z wodorem wzoru  $NH_3$ . Tworzy się on bezpośrednio z pierwiastków pod ciśnieniem kilkuset atmosfer w temperaturze czerwonego żaru. Powstaje również jako produkt gnicia. Laboratoryjnie otrzymywać go można ze związków amonowych przez działanie na nie silną zasadą. Zalać ługiem sodowym ( $NaOH$ ) szczyptę chlorku amonowego ( $NH_4Cl$ ) i ogrzewać. Po zapachu można stwierdzić, że wydziela się amonjak. W celu zaznajomienia się z własnościami amonjaku zmieszać w kolbce chlorek amonu z wapnem gaszonym i dolać około  $1\text{ cm}^3$  wody. Mieszaninę ogrzewać. Gaz chwytać jeden raz do cylindra zwróconego dnem do góry, a za drugim razem do cylindra zwróconego dnem na dół. Zbadać zawartość cylindrów przez włożenie palącej się zapalki, zapalonej siarki, zapomocą papierków lakmusowych suchych i wilgotnych. Wywnioskować, czy amonjak jest cięższy czy lżejszy od powietrza? Zebrać amonjak w probówce, zamknąć ją palcem i zanurzyć do naczynia z wodą. Co zaobserwowano? Jaki z badanych gazów zachowywał się w tym przypadku podobnie? Do probówki z amonjakiem zanurzyć pałeczkę szklaną zwilżoną stężonym kwasem solnym: tworzy się chlorek amonowy w myśl reakcji:



Określić na podstawie własnych obserwacji własności amonjaku.

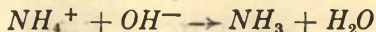
Czerwony papierek lakmusowy zanurzony do wody amonjakalnej, albo też wilgotny papierek lakmusowy zanurzony do suchego amonjaku barwi się na niebiesko. Suchy papierek lakmusowy w suchym amonjaku nie zmienia swej barwy. Wynika stąd, że amonjak z wodą tworzy jony, z których jeden musi być jonem wodorotlenowym  $OH^-$ . Odbywa się to według wzoru:



Drugim jonem jest jon amonowy  $NH_4^+$ . Pomiedzy stężeniami tych jonów w wodzie i stężeniem niezdysojowanego amonjaku w stanie nasycenia istnieje znana już zależność:

$$\frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = K$$

gdzie  $K$  jest wielkością stałą dla danej temperatury. Ponieważ ponadto w danej temperaturze również i stężenie amonjaku ( $NH_3$ ) w nasyconym roztworze wodnym jest wielkością stałą, więc stałą wielkością musi być również iloczyn ze stężeń obu jonów:  $[NH_4^+] \cdot [OH^-]$ , czyli iloczyn rozpuszczalności amonjaku. Ponieważ jednak amonjak jest zasadą słabą, to znaczy ulega dysocjacji w stopniu znacznie mniejszym, niż większość soli, więc łatwo zdarzyć się może, że przez zlanie roztworów stężonych jakiegokolwiek soli amonowej (naprz.  $NH_4Cl$ ) i jakiegokolwiek silnej zasady (naprz.  $NaOH$ ), zostanie przekroczony iloczyn rozpuszczalności  $[NH_4^+] \cdot [OH^-]$ . W następstwie przekroczenia iloczynu rozpuszczalności musi odbywać się proces:



połączony z powstaniem amonjaku. Ponieważ wreszcie ilość wytworzonego amonjaku przewyższy tę ilość, która wystarcza dla nasycenia roztworu, więc amonjak będzie



się wydzielał dopóty, dopóki nie będzie usunięty nadmiar amonjaku i tem samem osiągnięta równowaga w roztworze. Z powyższego można wysnuć następującą regułę: *silna zasada wypiera ze związków zasadę słabą.*

### Zad. 19. Reakcje amonjaku z jonami metali.

Amonjak strąca z roztworów soli niektórych metali charakterystyczne osady: wodorotlenki metali. Niekiedy powstałe osady rozpuszczają się w nadmiarze amonjaku. Z badać zachowanie się amonjaku względem jonów:  $K^+$ ,  $Na^+$ ,  $Ca^{++}$ ,  $Ba^{++}$ ,  $Mg^{++}$ ,  $Al^{+++}$ ,  $Cr^{+++}$ ,  $Ni^{++}$ ,  $Zn^{++}$ ,  $Mn^{++}$ ,  $Fe^{++}$ ,  $Fe^{+++}$ ,  $Cu^{++}$ ,  $Cd^{++}$ ,  $Pb^{++}$ ,  $Bi^{+++}$ ,  $Ag^+$  i napisać wzory otrzymanych osadów, (naprz.:  $Fe^{+++} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3$  lub  $FeCl_3 + 3NH_4OH \rightarrow Fe(OH)_3 + 3NH_4Cl$ ).

Rozpuszczenie się osadu w nadmiarze odczynnika świadczy o powstaniu nowych jonów, naprz.:  $Cu(NH_3)_4^{++}$  lub  $Ag(NH_3)_2^+$ .

### Zad. 20. Kwas azotowy i azotany.

Kwas azotowy  $HNO_3$  można otrzymać z azotanów działaniem stężonego kwasu siarkowego. Syntetycznie otrzymuje się go przez ogrzewanie powietrza w łuku lampy elektrycznej. Sole kwasu azotowego nazywają się azotanami. Azotany są łatwo rozpuszczalne w wodzie. Azotan sodowy (saletra chilijska), azotan wapniowy (saletra norweska) są b. cennym azotowym pokarmem (nawozem) roślinnym.

Ogrzewać w kwasie azotowym rozcieńczonym (w stosunku 1 : 1) kolejno skrawki: miedzi, żelaza, cynku, ołowiu, cyny i kroplę rtęci. Wszystkie wymienione metale,

prócz cyny (w stężonym kwasie azotowym) ulegają rozpuszczeniu, przyczem wydzielają się tlenki azotu  $NO$  i  $NO_2$ . Złoto i platyna nie rozpuszczają się w kwasie azotowym.

Przekonać się, że zapomocą następujących reakcyj można wykryć kwas azotowy wzgl. azotany:

a)  $HNO_3$  lub azotany (naprz.  $NaNO_3$ ) zakwaszone kwasem siarkowym odbarwiają roztwór indyga przy ogrzewaniu.

b) Do badanego roztworu dodać nasyconego roztworu siarczanu żelazawego ( $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ ), zmieszać i, nachyliwszy probówkę, dolewać po jej ściankach stężonego kwasu siarkowego. Kwas siarkowy utworzy na dnie próbówki oddzielną warstwę. W razie obecności jonów  $NO_3^-$  występuje w miejscu zetknięcia obu cieczy brunatna obrączka ( $FeSO_4 \cdot NO$ ).

c) Wziąć do próbówki około 1  $cm^3$  roztworu dwufenyloaminu ( $C_6H_5$ )<sub>2</sub>NH i dolać po ściankach próbówki bardzo rozcieńczonego roztworu azotanu sodowego (lub innego azotanu) — na granicy zetknięcia obu cieczy występuje niebieskie zabarwienie.

d) Roztwór brucyny w stężonym  $H_2SO_4$  tworzy z jonami  $NO_3^-$  zabarwienie czerwone.

### Zad. 21. Wykrywanie kwasu azotawego i jego soli.

Kwas azotawy  $HNO_3$  tworzy sole zwane azotynami. Rozpuścić azotyn sodowy ( $NaNO_2$ ) w wodzie i przerobić te same reakcje, które poprzednio przerobiono z azotanami. Stwierdzić podobieństwo i różnicę. Przekonać się, że jony  $NO_2^-$  w obecności rozcieńczonego  $H_2SO_4$  wydzielają z jodku potasu ( $KJ$ ) wolny jod, który ze skrobią barwi się na niebiesko. Sprawdzić, czy reakcja ta może służyć do rozróżniania azotynów ( $NO_2^-$ ) od azotanów ( $NO_3^-$ ).

## FOSFOR (*P*, cięż. związk. 31,04).

Fosfor występuje w przyrodzie tylko w związkach, głównie pod postacią fosforanów wapnia, narz. w minerałach apatycie i fosforycie. Przez proces wietrzenia minerałów fosfor przechodzi do gleby, a z niej do roślin. Z roślin przedostaje się do ciała zwierząt, gdzie wchodzi m. inn. w skład tkanki nerwowej i kostnej.

Jako pierwiastek fosfor występuje w kilku odmianach alotropowych. Odmiana biała jest silną trucizną, zapala się na powietrzu, wskutek czego należy ją przechowywać w wodzie. Do doświadczeń — ze względu na bezpieczeństwo — należy używać odmiany czerwonej, bardziej trwałej niż biała i zapalającej się dopiero w temp. powyżej 250°C. Nie pozostawiać resztek fosforu na stole i nie wrzucać do kosza! Najlepiej je spalić lub wrzucić do zlewu.

### Zad. 22. Własności fosforu.

Nieco fosforu czerwonego wrzucić do suchej próbówki, zatkać otwór zlekką watą i ogrzewać ostrożnie. Fosfor paruje i skrapla się na ściankach próbówki. Fosfor powstały z pary jest białą mniej trwałą odmianą fosforu, która może się sama zapalić w zetknięciu z powietrzem. Doświadczenie to jest potwierdzeniem ogólnego prawa, podług którego *przy wszystkich przemianach powstaje przede wszystkim odmiana najmniej trwała, która później przechodzi w odmianę bardziej trwałą.*

Na płytce szklanej umieścić parowniczkę z fosforem; fosfor zapalić i nakryć szklaną zlewką. Powstaje pięciotlenek fosforu ( $P_2O_5$ ). Pięciotlenek fosforu rozpuścić w wodzie. Zbadać roztwór lakmusem. Tworzy się kwas:



który przechodzi, zwłaszcza wskutek ogrzewania, w ortofosforowy ( $H_3PO_4$ ). Kwas ortofosforowy tworzy trzy rodzaje soli, naprz.  $NaH_2PO_4$  fosforan sodowy pierwszorzędny  $Na_2HPO_4$  — drugorzędny,  $Na_3PO_4$  — trzeciorzędny. Do wykrywania fosforanów służy t. zw. mieszanina magnezowa (amonjakalny roztwór siarczanu magnezu i chlorku amonu). Wykonać reakcję z otrzymanym kwasem fosforowym i, dla porównania, również z roztworem drugorzędnego fosforanu sodowego. Powstaje biały krystaliczny osad fosforanu magnezowo-amonowego ( $MgNH_4PO_4$ ).

Azot i fosfor należą do grupy pierwiastków zwanych *azotowcami*. Do tej samej grupy należą również pierwiastki arsen (*As*) i antymon (*Sb*). Wzajemną przynależność azotowców uwydatnia podobieństwo w budowie chemicznej ich związków z tlenem:  $N_2O_3$ ,  $P_2O_3$ ,  $As_2O_3$ ,  $Sb_2O_3$  lub:  $N_2O_5$ ,  $P_2O_5$ ,  $As_2O_5$ ,  $Sb_2O_5$  lub z wodorem:  $NH_3$ ,  $PH_3$ ,  $AsH_3$ ,  $SbH_3$ .

### WĘGIEL (C, cięż. związk. 12,00).

Węgiel wolny znajduje się w przyrodzie w postaci minerałów: grafitu i djamentu. Grafit i djament stanowią odmiany alotropowe węgla. Ponadto węgiel występuje w wielu związkach. Jest nieodłącznym składnikiem komórki organicznej. Dlatego też związki węgla nazywają *związkami organicznymi*.

### Zad. 23. Dwutlenek węgla.

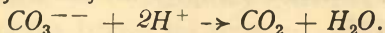
Dwutlenek węgla  $CO_2$ , zwany również bezwodnikiem kwasu węglowego, powstaje przy spalaniu węgla i jego związków, przy oddychaniu, przy gniciu. Znajduje się w powietrzu i w wodzie. Otrzymywać go można przez



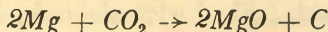
działanie silnego kwasu na wapienie (kreda piasalna, marmur i inn.):



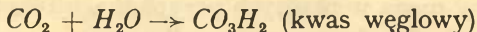
lub w postaci jonowej:



Kawałki marmuru zalać kwasem solnym. Gaz zbierać w otwartych naczyniach pokrytych papierem lub nad wodą. Zbadać zapach dwutlenku węgla. Przekonać się zwykłym sposobem, czy ciała palą się w  $CO_2$ . Zanurzyć zwiniętą spiralnie zapaloną wstęgę magnezową do gazu, nastąpi reakcja:

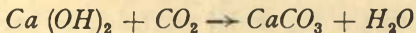


Po skończonej reakcji rozpuścić  $MgO$  w kwasie solnym i odsączyć węgiel. Spróbować przelać dwutlenek węgla do innego naczynia. Rozpuścić  $CO_2$  w wodzie, zbadać roztwór lakmusem:

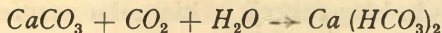


#### Zad. 24. Sole kwasu węglowego.

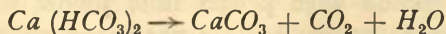
Wprowadzać dwutlenek węgla (wymyty w wodzie) do wody wapiennej (roztwór wodny wodorotlenku wapnia  $Ca(OH)_2$ ). Z początku tworzy się osad węglanu wapnia:



Przy dalszem wprowadzaniu  $CO_2$  osad się rozpuszcza, tworzy się rozpuszczalny w wodzie kwaśny węglan wapnia:



Ogrzewać roztwór kwaśnego węglanu wapnia: powstaje znowu węglan wapnia:

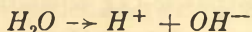


Podobny proces odbywa się na wielką skalę w przyrodzie. Wapienie (kreda) powstają na dnie oceanów za

sprawą istot zamieszkujących morza. Za sprawą zaś dwutlenku węgla powstałego z trupów tychże istot morskich, wapienie ulegają rozpuszczeniu. W odpowiednich warunkach znowu wydziela się wapień ale już o budowie krystalicznej (marmur).

W jakim związku znajduje się opisany proces ze sprawą tworzenia się kamienia kotłowego lub osadu w naczyniach kuchennych?

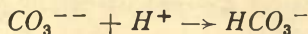
Rozpuścić w wodzie nieco węglanu sodowego czyli sody i zbadać roztwór papierkiem lakmusowym. Soda jest solą, nie zasadą. Skąd więc niebieska barwa lakmusu? Teorja jonów daje następujące wyjaśnienie: woda częściowo ulega dysocjacji, wskutek której powstają jony  $H^+$  i  $OH^-$  w myśl:



Te jony mogą w pewnych przypadkach reagować z innymi jonami. W danym przypadku rzecz ma się następująco. Soda ( $Na_2CO_3$ ) w wodzie daje jony  $Na^+$  i  $CO_3^{--}$ . Jon  $CO_3^{--}$  z jonem  $H^+$  tworzy jon  $HCO_3^-$ . Pomiedzy temi jonami istnieje stan równowagi:

$$\frac{[CO_3^{--}] \cdot [H^+]}{[HCO_3^-]} = K$$

gdzie  $K$  jest stałą o tak małej wartości, że bardzo niewielkie stężenie jonów  $H^+$  powstałych z dysocjacji wody wobec znacznego stężenia jonów  $CO_3^{--}$  powstałych z dysocjacji sody powoduje bieg reakcji w kierunku zaznaczonym poniżej:

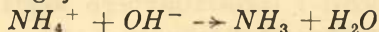


W ten sposób więc pewna ilość jonów wodorowych zanika, przez co znowu zostaje naruszona równowaga:

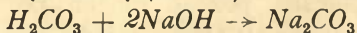
$$\frac{[OH^-] \cdot [H^+]}{[H_2O]} = K_1$$

W następstwie naruszenia równowagi dysocjują nowe cząsteczki wody, powstają nowe jony  $HCO_3^-$  i t. d. W rezultacie otrzymuje się znaczną ilość jonów  $OH^-$  wobec znikomej ilości jonów  $H^+$ . Przeważy więc działanie jonów  $OH^-$ , i stąd niebieska barwa lakmusu.

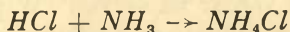
Opisana reakcja jonów soli z jonami wody nazywa się *hydrolizą*. Wskutek więc hydrolizy roztwór sody reaguje zasadowo. Również wskutek hydrolizy roztwór chlorku amonowego reaguje kwaśno:



Sodę można rozpatrywać jako sól słabego kwasu ( $H_2CO_3$ ) z mocną zasadą ( $NaOH$ ):



chlerek amonu zaś jako sól mocnego kwasu ( $HCl$ ) ze słabą zasadą ( $NH_3$ ):



Ogólnie można twierdzić, że *sole mocnych kwasów ze słabymi zasadami oddziałują kwaśno, sole zaś słabych kwasów z mocnymi zasadami — zasadowo.*

### Zad. 25. Oznaczenie ciężaru związkowego miedzi.

Węglan miedziowy  $CuCO_3$  ulega rozkładowi pod działaniem wysokiej temperatury; w myśl reakcji:

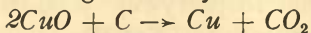


tworzy się tlenek miedzi ( $CuO$ ) i dwutlenek węgla. Prażąc nieco węglanu miedziowego w probówce przekonać się, że istotnie wydziela się dwutlenek węgla. Do odważonego tygielka porcelanowego wsypać odważoną ilość  $CuCO_3$  (około 1 gr) i prażyć na palniku. Po ostygnięciu, zważyć tygiel. Powtarzać prażenie i ważenie, aż wreszcie masa tygielka wraz z zawartością jego przy ponownem prażeniu

pozostanie bez zmiany. Strata oznacza masę powstałego dwutlenku węgla. Wiedząc, że pozostałość w tygielku jest tlenkiem miedzi, obliczyć ciężar związkowy miedzi. Wyniki zestawić jak w zad. 12. Tlenek miedzi zachować do następnych ćwiczeń.

### Zad. 26. Odtlenianie tlenków metali z pomocą węgla.

Ogrzewać na palniku w przykrytym tygielku mieszaninę tlenku miedzi i sproszkowanego węgla w stosunku 10 : 1. Tlenek miedzi ulega redukcji:



Miedź metaliczną poznać można po jej czerwonej barwie. Niezredukowany tlenek miedzi usunąć przez rozpuszczenie w rozcieńczonym (1 : 5) kwasie solnym. Nierozpuszczoną miedź zebrać na sączku. W podobny sposób, lecz w nachylonym otwartym tygielku, odtlenić (zredukować) tlenek ołowiu. Zwrócić uwagę na metaliczne kropelki ołowiu. Napisać wzór odnośnej reakcji.

Na redukującym działaniu węgla polega zastosowanie węgla w metalurgji (hutnictwie).

### Zad. 27. Adsorbpcja.

Węgiel, zwłaszcza taki, w którym została zachowana porowata struktura komórkowa, posiada, dzięki swojej w stosunku do masy dużej powierzchni, w wysokim stopniu rozwiniętą zdolność zagęszczania (adsorbowania) na swej powierzchni ciał rozpuszczonych w cieczach i gazów. Zjawisko to wspólne — aczkolwiek w stopniu mniejszym — i innym ciałom nazywa się *adsorbpcją*. Wyklócić z proszkowanym węglem drzewnym niebieski roztwór indyga i ciecz następnie odsączyć. Tak samo postąpić z bardzo rozcień-



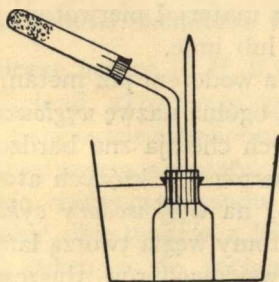
czonemi roztworami chlorku żelazowego ( $FeCl_3$ ), dwuchromianu potasowego ( $K_2Cr_2O_7$ ), amonjakalnego roztworu tlenku miedziowego.

Adsorbcyjne działanie węgla ma zastosowanie w przemyśle chemicznym (naprz. odbarwianie węglem syropu buraczanego), w lecznictwie (naprz. odkażanie przewodów pokarmowych przy dyzenterji, cholercze i inn.). Węgiel stanowi również główną część zawartości masek ochronnych.

### Zad. 28. Sucha dystylacja.

Materiały pochodzenia organicznego poddane ogrzewaniu bez dostępu powietrza, czyli t. zw. suchej dystylacji, ulegają rozkładowi, przyczem wydziela się z nich pierwiastek węgiel i jego rozmaite mniej lub bardziej lotne związki, między którymi są również ciała palne.

Do retorty szklanej włożyć nieco tłuczonego węgla i mocno ogrzewać. Produkty dystylacji chwycić do kolbki umieszczonej w wodzie (rys. 3). W kolbce skraplają



RYC. 3.

się ciekłe produkty suchej dystylacji. Przez drugą rurkę otwartą i wyciągniętą w cienki koniec wychodzi gaz. Gaz zapalić. Zbadać lakmusem reakcję cieczy wodni-

stej zebranej w kolbce. Zbadać, czy ciecz nie posiada soli amonowych. Proces, jakiemu ulega materiał węglowy poddany suchej dystalacji, jest zależny od warunków w jakich dystalację się prowadzi. Głównymi produktami są jednak zawsze: gaz świetlny, woda pogazowa, maź pogazowa (smoła) i pozostałość w stanie stałym. Głównymi składnikami gazu świetlnego jest wodór i metan, zwany inaczej gazem błotnym ( $CH_4$ ). Ponadto w skład gazu świetlnego wchodzi: etylen ( $C_2H_4$ ), acetylen ( $C_2H_2$ ), dwutlenek węgla ( $CO_2$ ), tlenek węgla ( $CO$ ) i inn. Ciecz wodnista powstała z dystalacji węgla zawiera wodę i amonjak ( $NH_3$ ), — z dystalacji drzewa: wodę, kwas octowy ( $CH_3CO_2H$ ), alkohol metylowy czyli drzewny ( $CH_3OH$ ) i inn. Ciecz smolista, t. zw. maź pogazowa, ma skład bardzo różnorodny; jej dalsza przeróbka daje związki chemiczne jak: benzen ( $C_6H_6$ ), naftalen ( $C_{10}H_8$ ), kwas karbolowy ( $C_6H_5OH$ ) i wiele innych ciał, bardzo ważnych dla przemysłu chemicznego. Pozostałość w stanie stałym (koks, węgiel drzewny) jest to ciało zawierające więcej węgla i mniej wodoru, niż materiał pierwotny, jak naprz. węgiel kamienny, drzewo lub inne.

Związki węgla z wodorem jak metan, etylen, acetylen, benzen i t. d. noszą ogólną nazwę *węglowodorów*. Wszystkie węglowodory, których chemja zna bardzo wiele, dzielą się na *węglowodory tłuszczowe*, w których atomy węgla tworzą łańcuchy otwarte, i na *węglowodory cykliczne* lub *aromatyczne*, w których atomy węgla tworzą łańcuchy zamknięte. Przedstawicielami węglowodorów tłuszczowych są metan ( $CH_4$ ), etylen ( $C_2H_4$ ), acetylen ( $C_2H_2$ ). Od tych związków wywodzą się dalsze, o ogólnym wzorze  $C_nH_{2n+2}$  (pochodne metanu),  $C_nH_{2n}$  (pochodne etylenu) i  $C_nH_{2n-2}$  (pochodne acetyleny). Przedstawicielem węglowodorów cy-

klicznych jest benzen ( $C_6H_6$ ), od którego wywodzi się długi szereg węglowodorów aromatycznych.

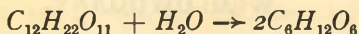
### WĘGLOWODANY.

Węglowodany są to związki węgla z wodorem i tlenem o ogólnym wzorze  $C_nH_{2m}O_m$ , w których więc stosunek wodoru do tlenu jest taki sam jak w wodzie, t. j. 2 : 1. Węglowodany, których cząsteczki zawierają  $n = 6$  atomów węgla, nazywają się *heksozami* lub *monosacharydami*. Do heksoz należą rozmaite cukry o wzorze ogólnym  $C_6H_{12}O_6$ . Heksozy noszą także nazwę *jednocukrowców* lub *monoheksoz*. Cukry o podwójnej w stosunku do heksoz ilości atomów węgla w cząsteczce noszą nazwę *bisacharydów* lub *biheksoz* lub *dwucukrowców*. Ich wzór ogólny jest:  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . Węglowodany, zawierające w cząsteczce jeszcze większą ilość atomów węgla, nazywają się *polisacharydami* lub *wielocukrowcami*, o ile jednak ilość atomów węgla w cząsteczce jest wielokrotnością sześciu.

#### Zad. 29. Własności chemiczne heksoz.

Własności chemiczne heksoz ( $C_6H_{12}O_6$ ) charakteryzują się następującymi reakcjami: 1) roztwory ogrzewane z roztw.  $NaOH$  żółkną i stają się wreszcie ciemnobrunatne, 2) ogrzewane z zasadowym roztworem siarczanu miedziowego powodują utworzenie się czerwonego osadu tlenku miedziowego ( $Cu_2O$ ). Przerobić obie reakcje z kilkoprocentowym roztworem zwykłego cukru, t. zw. sacharozą ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ). Drugą reakcję należy wykonać w następujący sposób: do roztworu cukru dolać kilka kropel roztworu  $CuSO_4$  i tyle roztworu  $NaOH$ , aż powstały osad się rozpuści; ciecz ogrzewać. Powtórzyć te same badania z roztworem sa-

charozy, jednak po uprzednim dodaniu do roztworu kilku kropeł kwasu siarkowego i zagotowaniu. Pod wpływem kwasu sacharoza reaguje z wodą według wzoru:



Z doświadczeń wynika, że sacharoza nie redukuje siarczanu miedziowego, różni się więc pod tym względem od heksoz.

W celu przekonania się, że cukier jest związkami węgla, oblać go stężonym kwasem siarkowym.

### Zad. 30. Własności chemiczne poliheksoz.

W celu wykazania stosunku pomiędzy poliheksozami i heksozami wykonać następujące badania.

Bibułę do sączenia, która jest poliheksozą (błonnikiem), rozpuścić w kilku kroplach stężonego kwasu siarkowego i szybko zalać wodą (aby uniknąć gwałtownego ogrzania). Dodać kilka kropeł roztworu  $CuSO_4$  i  $NaOH$  (j. w. — zad. 29) i zagotować. Czerwony męt wskazuje, że poliheksoza uległa pod wpływem  $H_2SO_4$  rozszczepieniu na heksozy. To samo powtórzyć z watą, która również jest błonnikiem. W celu poznania ogniw pośrednich pomiędzy błonnikiem i heksozą zmoczyć bibułę lub watę wodą, zadać kilkoma kroplami stężonego  $H_2SO_4$  i dolać kroplę roztworu jodu w jodku potasu ( $KJ$ ). Niebieskie zabarwienie świadczy o powstawaniu polisacharydów podobnych do skrobi (por. zad. 14), to jest t. zw. amylodekstryn. Zbadać, czy wata lub bibuła reagują w ten sam sposób z jodem w jodku potasu. Zbadać również, jak zachowują się heksozy i dwucukrowce wobec jodu w jodku potasu. Amylodekstryny są więc związkami pośrednimi pomiędzy błonnikiem i hek-



sozą, są one węglowodanami o mniejszej ilości atomów węgla w cząsteczce niż błonnik.

W celu przekonania się, że skrobia czyli krochmal jest również polisacharydem, gotować szczyptę skrobi w rozcieńczonym  $H_2SO_4$  i zbadać roztwór zasadowym roztworem siarczanu miedziowego (j. w.).

### **Zad. 31. Własności chemiczne ciał białkowych.**

Ciała białkowe (białka) są to związki o budowie bardzo skomplikowanej, składające się przeważnie z pięciu pierwiastków :  $C, H, O, N, S$ .

Do doświadczeń użyć roztworu białka kurzego (rozpuścić je na zimno!). Można również użyć roztworu powstałego przez staranne roztarcie kartofli z wodą: białko rozpuści się, nie rozpuszczą się węglowodany.

Reakcja na węgiel: zwęglić suche białko przez ogrzewanie.

Reakcja na wodór i węgiel: ogrzewać silnie białko w stanie stałym, zapalić wywiązujące się gazy, produktem spalania jest woda i dwutlenek węgla.

Reakcja na tlen i wodór: suche białko ogrzewać w próbce; powstaje woda na ściankach próbki.

Reakcja na siarkę: do roztworu białka dodać stężonego roztworu  $NaOH$  i kilka kropel stężonego roztworu octanu ołowiu  $[(CH_3 \cdot CO_2)_2 Pb]$  i ogrzewać. Brunatne zabarwienie lub osad ( $PbS$ ) świadczy o obecności siarki w białku.

Reakcja na azot: stężony roztwór białka gotować z  $NaOH$ ; naczynie nakryć szkiełkiem z przylegającym do niego od spodu papierkiem lakmusowym.

Reakcja na białko:

1) do roztworu białka dodać stężonego  $NaOH$  i kilka kropeł bardzo rozcieńczonego  $CuSO_4$ . Zabarwienie fioletowe. Reakcja ta służy również do rozpoznania mocznika (reakcja biuretowa).

2) do stężonego roztworu białka dodać kilka kropeł stężonego kwasu azotowego ( $HNO_3$ ); zagotować; żółty osad wzgl. żółta ciecz (reakcja ksanto-proteinowa).

3) do roztworu białka dodać roztworu chlorku rtęciowego czyli sublimatu ( $HgCl_2$ ) albo octanu ołowianego — powstaje osad białka (koagulacja czyli ścinanie białka). Na tej reakcji polega działanie mleka lub białka kurzego, jako odtrutki przeciwko zatruciu sublimatem.

4) koagulacja zapomocą mocnego kwasu azotowego dodawanego kroplami — na zimno lub po ogrzaniu.

5) koagulacja roztworu białka przez gotowanie. Przykład białka ściętego w białku jaja gotowanego.

### **KRZEM** (*Si*, cięż. związk. 28,06).

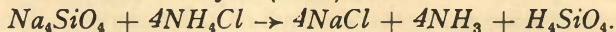
Krzem jest po tlenie pierwiastkiem najbardziej na ziemi rozpowszechnionym. Występuje on w przyrodzie w dwutlenku krzemu ( $SiO_2$ ) lub w krzemianach, to znaczy w solach kwasu krzemowego.

W połączeniach swych krzem wykazuje podobieństwo do węgla. Wskazują na to związki, jak naprz.:  $SiH_4$ ,  $SiO_2$ ,  $H_2SiO_3$  i inn.

### **Zad. 32. Związki krzemu.**

Rozpuścić krzemian sodowy ( $Na_4SiO_4$ ) w niewielkiej ilości wody. Otrzymany stężony roztwór (t. zw. szkło wodne) zadać stężonym roztworem chlorku amonu. Zapach

amonjaku wskazuje, że roztwór krzemianu sodowego reaguje zasadowo (sprawdzić z pomocą lakmusu). Hydroliza! Kwas krzemowy jest więc kwasem słabym. Powstały osad jest kwasem krzemowym (orto-):



Rozcieńczyć kupne szkło wodne wodą w stosunku 1 : 6. Zabarwić roztwór jedną kroplą fenoltaleiny. Do próbki z kilkoma cm<sup>3</sup> roztworu dodawać powoli kroplami kwas solny (1 : 4). Przed obarwieniem, a więc w roztworze wciąż jeszcze zasadowym, występuje zmętnienie, i ciecz prawie natychmiast w całej swej masie skrzepnie (koagulacja). W drugiej próbce zadać szybko pewną ilość roztworu szkła wodnego taką samą ilością kwasu solnego. Roztwór się odbarwia (reakcja na kwasy), zjawia się lekki męt, lecz ciecz nie krzepnie. Można by przypuszczać, że w drugim przypadku nastąpiło rozpuszczenie galaretowatej masy. Przekonać się, dolewając nadmiar kwasu solnego do skrzepłej cieczy z pierwszego doświadczenia, że masa galaretowata roztworzeniu nie ulega. Skrzepła galaretowata masa jest to kwas ortokrzemowy, zawierający znaczną ilość wody. Kwas ortokrzemowy wydziela się więc w roztworach słabozasadowych, nie wydziela się natomiast w roztworach mocno kwaśnych lub mocno zasadowych, a już wydzielony — nie rozpuszcza się ponownie w nadmiarze rozpuszczalnika. Jest zatem w wodzie nierozpuszczalny. Czemu więc nie wytrąca się z roztworu szkła wodnego przed dodaniem kwasu solnego? Wszak własności zasadowe roztworu wyraźnie wskazują na istnienie w nim kwasu ortokrzemowego (hydroliza!). Otóż badania ściślejsze wykazały, że kwas ortokrzemowy tworzy w wodzie nader subtelną zawiesinę, która składa się z drobnych cząstek będących skupieniem jego cząsteczek,

molekuł. Wielkość takiego skupienia jest tak nikła, że staje się ono dostrzegalne dopiero przy użyciu ultramikroskopu. Roztwór tego rodzaju nazywa się *roztworem koloidowym*, czyli *solem*. W pewnych warunkach sol ulega zamianie na masę galaretowatą czyli na tak zwany *żel*. Zamiana solu kwasu ortokrzemowego na żel, czyli *koagulacja*, odbywa się, jak to z powyższych obserwacyj wynika, w momencie całkowitego nieomal zobojętnienia zasadowego roztworu szkła wodnego. Wiele ciał rozpuszcza się tylko w stanie koloidowym — z poznanych poprzednio przedewszystkiem białko (ob. zad. 31 p. 3—5). Roztwory koloidowe, w przeciwieństwie do roztworów rzeczywistych czyli molekularnych (cząsteczkowych), wykazują m. inn. tę bardzo ważną dla procesów życiowych różnicę, że ciała z roztworów koloidowych nie przenikają przez błony roślinne lub zwierzęce.

## WAŻNIEJSZE REAKCJE NIEKTÓRYCH KATJONÓW.

$Na^+$  — nadaje bezbarwnemu płomieniowi zabarwienie żółte, z piroantymonianem tworzy w roztworze obojętnym biały osad krystaliczny piroantymonianu sodowego ( $Na_2H_2Sb_2O_7$ ).

$K^+$  — nadaje bezbarwnemu płomieniowi zabarwienie fioletowe, kwas winowy strąca biały krystaliczny osad kwaśnego winianu potasowego ( $C_4O_6H_5K$ ).

$NH_4^+$  — kwas winowy strąca osad podobny do soli potasowej; z odczynnikiem Nesslera (jodek rtęci  $HgJ_2$  rozpuszczony w jodku potasu) daje żółte zabarwienie lub osad brunatny.

$Mg^{++}$  — amonjak i wodorotlenek sodowy strącają galaretowaty osad wodorotlenku magnezu [ $Mg(OH)_2$ ] roz-



puszczalny w solach amonowych; fosforan sodowy w obecności chlorku amonu i amonjaku strąca biały krystaliczny osad fosforanu amonowomagnezowego ( $MgNH_4PO_4$ ).

$Ca^{++}$  — zabarwia nieświecący płomień na kolor pomarańczowożółty; węglan amonu strąca biały osad węglanu wapnia ( $CaCO_3$ ).

$Ba^{++}$  — zabarwia nieświecący płomień na żółtozielono; rozcieńczony kwas siarkowy strąca biały ciężki osad siarczanu baru ( $BaSO_4$ ).

$Al^{+++}$  — amonjak i siarczek amonu strącają galaretowaty osad wodorotlenku glinu [ $Al(OH)_3$ ] nierozpuszczalny w solach amonowych; wodorotlenek sodu strąca osad rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika.

$Cr^{+++}$  — amonjak i siarczek amonu strącają szarozielony galaretowaty osad wodorotlenku chromowego [ $Cr(OH)_3$ ]; wodorotlenek sodu strąca osad wodorotlenku rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika.

$Fe^{++}$  — amonjak i wodorotlenek sodowy strącają zielonkawobiały wodorotlenek żelazawy [ $Fe(OH)_2$ ], który na powietrzu szybko brunatnieje, utleniając się na wodorotlenek żelazowy [ $Fe(OH)_3$ ]; siarczek amonu strąca czarny siarczek żelazawy ( $FeS$ ); żelazocjanek potasowy wytwarza w roztworze obojętnym lub kwaśnym ciemnobłękitny osad żelazocjanu żelazowego ( $[Fe(CN)_6]_2Fe_3$ ).

$Fe^{+++}$  — amonjak i wodorotlenek sodowy strącają brunatny galaretowaty osad wodorotlenku żelazowego [ $Fe(OH)_3$ ]; siarczek amonu strąca czarny osad siarczku żelazowego ( $Fe_2S_3$ ); siarkowodor w kwaśnym roztworze redukuje jony  $Fe^{+++}$  do  $Fe^{++}$ , przyczem wydziela się siarka; żelazocjanek potasowy wytwarza w obojętnym lub kwaśnym roztworze niebieski osad żelazocjanu żelazowego ( $[Fe(CN)_6]_3Fe_4$ ).

$Mn^{++}$  — wodorotlenek sodowy wydziela biały osad wodorotlenku manganawego [ $Mn(OH)_2$ ], ciemniejący na powietrzu na skutek utleniania się; amonjak wydziela takież osad w nieobecności soli amonowych; siarczek amonowy strąca cielisty siarczek manganawy ( $MnS$ ).

$Ni^{++}$  — amonjak tworzy osad zielony rozpuszczalny z niebieskiem zabarwieniem w nadmiarze odczynnika; wodorotlenek sodowy strąca jasnozielony wodorotlenek niklawy [ $Ni(OH)_2$ ]; siarczek amonu wydziela czarny siarczek niklu ( $NiS$ ) nierozpuszczalny w rozcieńczonych kwasach; siarkowodór strąca z roztworów obojętnych siarczek niklu ( $NiS$ ).

$Zn^{++}$  — amonjak strąca biały galaretowaty wodorotlenek cynku [ $Zn(OH)_2$ ] rozpuszczalny w solach amonowych; wodorotlenek sodowy strąca wodorotlenek cynku rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika; siarczek amonowy wytrąca biały osad siarczku cynku ( $ZnS$ ); siarkowodór wydziela z roztworów obojętnych część cynku jako siarczek, a z zasadowych strąca go całkowicie.

$Cu^{++}$  — amonjak wydziela biały osad rozpuszczalny z lazurowym zabarwieniem w nadmiarze odczynnika; wodorotlenek sodowy wydziela jasno-niebieski osad wodorotlenku miedziowego [ $Cu(OH)_2$ ]; siarkowodór strąca czarny siarczek miedziowy ( $CuS$ ) nierozpuszczalny w kwasach i w zasadach; sole miedziowe barwią płomień na zielono.

$Cd^{++}$  — amonjak wydziela biały osad rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika; wodorotlenek sodowy strąca biały osad wodorotlenku kadmu [ $Cd(OH)_2$ ] nierozpuszczalny w nadmiarze odczynnika; siarkowodór strąca żółty siarczek kadmu ( $CdS$ ) nierozpuszczalny w kwasach i zasadach.

$Bi^{+++}$  — amonjak i wodorotlenek sodowy strącają biały osad wodorotlenku bizmutawego [ $Bi(OH)_3$ ]; siarko-



wodór strąca brunatny siarczek bizmutu ( $Bi_2S_3$ ) nierozpuszczalny w kwasach i w zasadach.

$Pb^{++}$  — amonjak strąca biały osad nierozpuszczalny w nadmiarze odczynnika; wodorotlenek sodowy strąca biały osad wodorotlenku ołowiawego [ $Pb(OH)_2$ ], rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika; siarkowodór strąca czarny osad siarczku ołowiawego ( $PbS$ ) nierozpuszczalny w kwasach i w zasadach; siarczany dają biały nierozpuszczalny w kwasach osad siarczanu ołowiawego ( $PbSO_4$ ).

$Hg^{++}$  — amonjak wydziela biały osad amidortęciowy; wodorotlenek sodowy wydziela żółty tlenek rtęciowy ( $HgO$ ) nierozpuszczalny w nadmiarze odczynnika; siarkowodór wydziela nierozpuszczalny w kwasach i zasadach osad siarczku rtęciowego ( $HgS$ ), który, z początku biały, brunatnieje i wreszcie czernieje.

$Ag^+$  — amonjak tworzy osad, który w nadmiarze odczynnika się rozpuszcza; wodorotlenek sodowy strąca brunatny tlenek srebra ( $Ag_2O$ ); siarkowodór wydziela czarny siarczek srebra ( $Ag_2S$ ) nierozpuszczalny w kwasach i w zasadach.

$Sn^{++++}$  — amonjak strąca biały osad kwasu cynowego ( $H_2SnO_3$ ); wodorotlenek sodowy strąca biały osad rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika; siarkowodór strąca z roztworów słabo kwaśnych żółty osad dwusiarczku cyny ( $SnS_2$ ) rozpuszczalny w wodorotlenku sodowym i w siarczku amonowym.

$As^{+++}$  i  $As^{++++}$  — siarkowodór strąca z mocno kwaśnych roztworów żółty osad siarczku arsenawego ( $As_2S_3$ ), wzgl. arsenowego ( $As_2S_5$ ), rozpuszczalny w zasadach.

$Sb^{+++}$  i  $Sb^{++++}$  — siarkowodór strąca z słabo kwaśnych roztworów pomarańczowy siarczek antymonawy ( $Sb_2S_3$ ), wzgl. antymonowy ( $Sb_2S_5$ ), rozpuszczalny w zasadach.

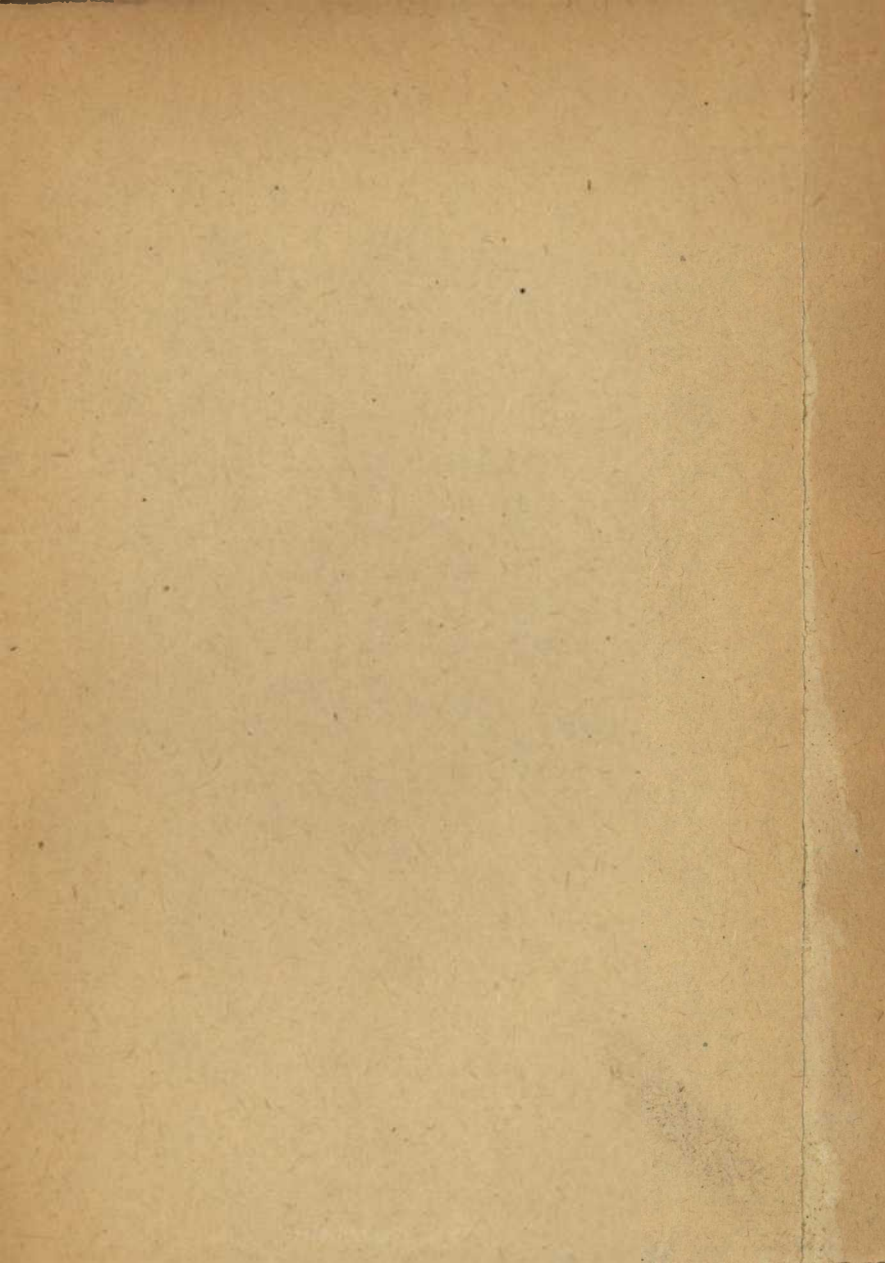
# TABLICA CIĘŻAR<sup>50</sup> ZWIĄZKOWYCH

(0 = 16,000)

Nazwa	Sym- bol	Ciężar związkowy	Numer porząd- kowy	Nazwa	Sym- bol	Ciężar związkowy	Numer porząd- kowy
Aktyn . . .	Ac	(226)	89	Molibden .	Mo	96,0	42
Antymon . .	Sb	121,08	51	Neodym . .	Nd	144,3	60
Argon . . .	A	39,88	18	Neon . . .	Ne	20,2	10
Arsen . . .	As	74,96	33	Nikiel . . .	Ni	58,68	28
Azot . . . .	N	14,008	7	Niob . . . .	Nb	93,5	41
Bar . . . . .	Ba	137,4	56	Ołów . . . .	Pb	207,2	82
Beryl . . . .	Be	9,02	4	Osm . . . . .	Os	190,9	76
Bizmut . . .	Bi	209,0	83	Palad . . . .	Pd	106,7	46
Bor . . . . .	B	10,82	5	Platyna . . .	Pt	195,2	78
Brom . . . .	Br	79,92	35	Polon . . . .	Po	210	84
Cassiopeium	Cp	175,0	71	Potas . . . .	K	39,10	19
Cer . . . . .	Ce	140,2	58	Prazeodym	Pr	140,9	59
Cez . . . . .	Cs	132,8	55	Proaktyn . .	Pa	(230)	91
Chlor . . . .	Cl	35,46	17	Rad . . . . .	Ra	226,0	88
Chrom . . . .	Cr	52,01	24	Rhenium . . .	Re	—	75
Cyna . . . .	Sn	118,7	50	Rod . . . . .	Rh	102,9	45
Cynk . . . . .	Zn	65,37	30	Rtęć . . . . .	Hg	200,6	80
Cyrkon . . .	Zr	91,2	40	Rubid . . . .	Rb	85,5	37
Dyspros . . .	Dy	162,5	66	Ruten . . . .	Ru	101,7	44
Emanacja . .	Em	222	86	Samar . . . .	Sm	150,4	62
Erb . . . . .	Er	167,7	68	Selen . . . .	Se	79,2	34
Europ . . . .	Eu	152,0	63	Siarka . . . .	S	32,07	16
Fluor . . . .	F	19,00	9	Skand . . . .	Sc	45,1	21
Fosfor . . . .	P	31,04	15	Sód . . . . .	Na	23,00	11
Gadolin . . .	Gd	157,3	64	Srebro . . . .	Ag	107,88	47
Gal . . . . .	Ga	69,72	31	Stront . . . .	Sr	87,6	38
German . . . .	Ge	72,60	32	Tal . . . . .	Tl	204,4	81
Glin . . . . .	Al	26,97	13	Tantal . . . .	Ta	181,5	73
Hafn . . . . .	Hf	178,3	72	Telur . . . . .	Te	127,5	52
Hel . . . . .	He	4,00	2	Terb . . . . .	Tb	159,2	65
Holm . . . .	Ho	163,5	67	Tlen . . . . .	O	16,000	8
Ind . . . . .	In	114,8	49	Tor . . . . .	Th	232,1	90
Iryd . . . . .	Ir	193,1	77	Tul . . . . .	Tu	169,4	69
Jod . . . . .	J	126,92	53	Tytan . . . .	Ti	48,1	22
Kadm . . . .	Cd	112,4	48	Uran . . . . .	U	238,2	92
Kobalt . . . .	Co	58,97	27	Wanad . . . .	V	51,0	23
Krypton . . .	Kr	82,9	36	Wapń . . . . .	Ca	40,07	20
Krzem . . . .	Si	28,06	14	Wegiel . . . .	C	12,00	6
Ksenon . . . .	X	130,2	54	Wodór . . . .	H	1,008	1
Lantan . . . .	La	138,9	57	Wolfram . . .	W	184,0	74
Lit . . . . .	Li	6,94	3	Yterb . . . . .	Yb	173,5	70
Magnez . . . .	Mg	24,32	12	Ytr . . . . .	Y	89,0	39
Mangan . . . .	Mn	54,93	25	Złoto . . . . .	Au	197,2	79
Masurium . .	Ma	—	43	Zelazo . . . .	Fe	55,84	28
Miedź . . . .	Cu	63,57	29				

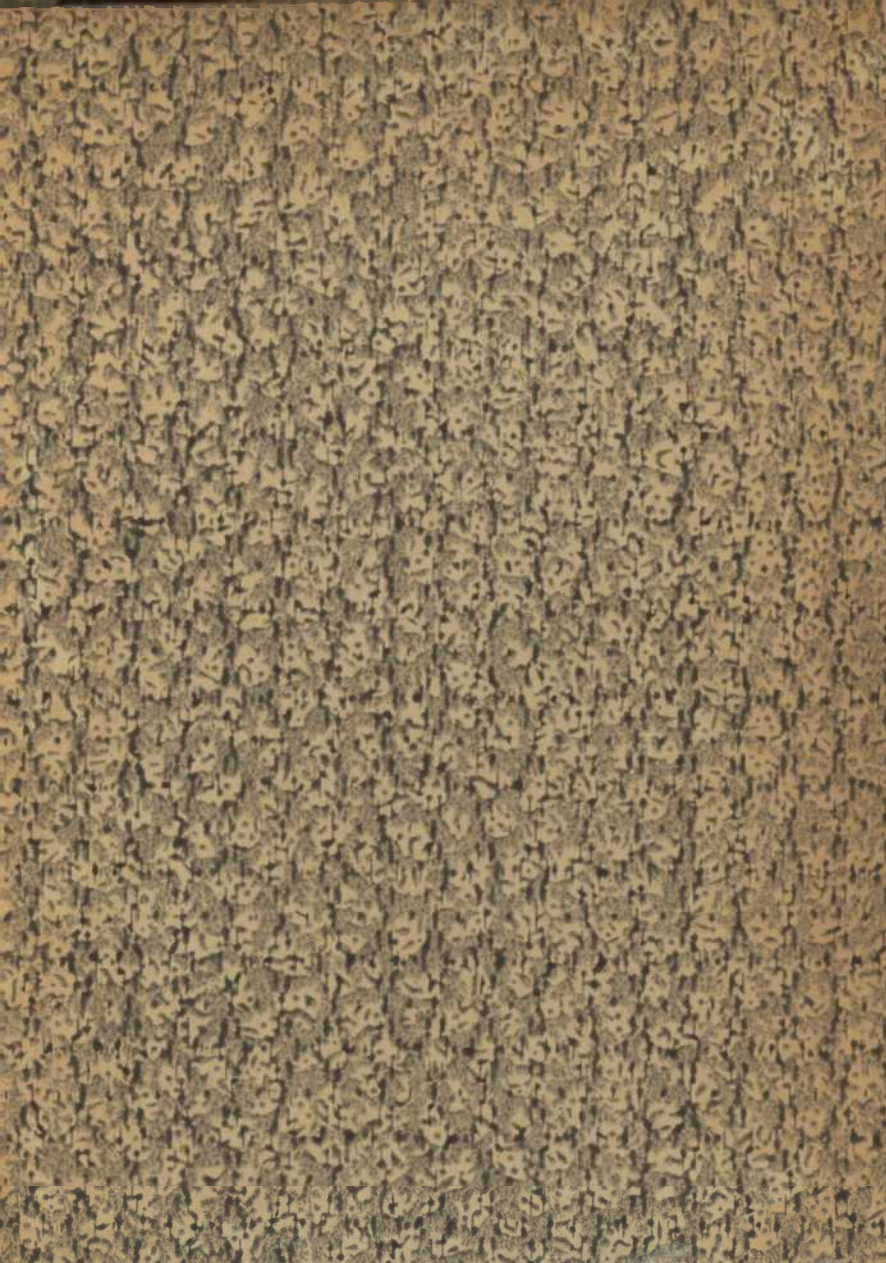












Biblioteka Uniwersytetu  
MARIi CURIE-SKŁODOWSKIEJ  
w Lublinie

A2492

BIBLIOTEKA U. M. C. S.

Do użyciu tylko w obrębie  
Biblioteki



1000174592