

IV Ogólnopolska Olimpiada Chemiczna

Olimpiady chemiczne w Polsce cieszą się dużą popularnością wśród młodzieży i nauczycieli szkół licealnych. Ministerstwu Oświaty, które pokrywa wszelkie koszty tej imprezy, zależy na zainteresowaniu młodzieży chemią oraz na podniesieniu poziomu nauczania tego przedmiotu w szkołach średnich.

Cel ten olimpiady chemiczne osiągają, co zresztą potwierdzają wypowiedzi uczniów i nauczycieli na uroczystych zakończeniach olimpiad. W nr 7-8 Chemika z 1957 r. opisałem III Ogólnopolską Olimpiadę Chemiczną. Podobnie została zorganizowana IV Ogólnopolska Olimpiada Chemiczna.

W skład Komitetu Głównego weszli: przewodniczący *Tadeusz Pukasz* zastępca prof. Politechniki Śląskiej, zastępca przewodniczącego *Leon Małkowski* dyrektor Pałacu Młodzieży w Katowicach, kierownik naukowy *Tymoteusz Szarszaniewicz* kierownik Chemii WODKO w Katowicach. Członkami Komitetu Głównego byli: dr *Tadeusz Stobiecki* przedstawiciel przemysłu chemicznego, *Alojzy Paciorek* przedstawiciel Ministerstwa Oświaty, dr *Cz. Troszkiewicz* przedstawiciel Politechniki Śląskiej, dr *T. Kwapniewski* przedstawiciel Wyższej Szkoły Pedagogicznej w Katowicach, *Andrzej Tylek* przedstawiciel nauczycieli szkół licealnych. Skład Sekretariatu: *A. Klucznik* i *Z. Hoffman*.

W lutym 1958 r. ukazała się broszura pt. „Olimpiady Chemiczne”, składająca się z 2 części: Część I (46 stron) zawiera szczegółowe sprawozdanie z próbnej olimpiady chemicznej odbytej w 1953/54 r. oraz z trzech następnych olimpiad chemicznych z lat 1954/55, 1955/56,

1956/57, opracowane przez *Tymoteusza Szarszaniewicza*. Część II (90 stron) jest zbiorem zadań z odbytych olimpiad i przykładowych rozwiązań zadań chemicznych, opracowanych przez *Tadeusza Pukasa*. Broszurę wydał Komitet Główny Olimpiady Chemicznej oraz Wojewódzki Ośrodek Doskonalenia Kadr Oświatowych w Katowicach.

Pierwsze eliminacje do IV Ogólnopolskiej Olimpiady Chemicznej rozpoczęły się zawodami I stopnia w październiku 1957 r. i trwały do grudnia 1957 r. W tym czasie zgłoszeni zawodnicy ze 188 liceów ogólnokształcących w siedmiu okręgach (Gdańsk, Katowice, Lublin, Łódź, Poznań, Warszawa, Szczecin) musieli rozwiązać 12 zadań z zakresu stechiometrii i podstawowych praw chemii ogólnej. Oprócz rozwiązanych zadań zawodnicy byli obowiązani do przedłożenia sprawozdań z 2 prac laboratoryjnych o charakterze preparatywnym i analitycznym oraz wykonania dowolnej pomocy naukowo-dydaktycznej z zakresu chemii (przyrząd, zestaw odczynników, tablica poglądowa itp.). Rozwiązanie 12 tematów zmusiło ucznia do powtórzenia całego materiału chemii obowiązującego w szkole średniej, a nieraz uczniowie musieli korzystać z lektury dodatkowej i ze wskazówek nauczyciela.

Tematy zawodów I stopnia

1. Obliczyć procentową zawartość węgliku wapnia CaC_2 w karbidzie technicznym, jeżeli wiadomo, że z próbki 2,5 g otrzymano 0,72 l acetylenu w temperaturze 18°C i przy ciśnieniu atmosferycznym 753 mm słupa rtęci.

2. Obliczyć skład procentowy mieszaniny $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, K_2CO_3 i $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, jeżeli wiadomo, że z 1,5 g tej mieszaniny uzyskano 0,271 g CO_2 i 0,328 g NH_3 . (Ciężary cząsteczkowe zaokrąglić do liczb całkowitych).

3. Jakie ilości azotu (przeliczyć na procent czystego azotu) zawierają następujące nawozy azotowe: 98% $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, 96% NH_4Cl , 100% $2\text{NH}_4\text{NO}_3 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, 94% $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

Obliczyć ile kilogramów poszczególnych nawozów powinna zakupić spółdzielnia rolnicza posiadająca 400 hektarów ziemi ornej, jeżeli agrotechnik wyliczył, że na każdy hektar należy dostarczyć 15 kg czystego azotu.

4. Kolbę odwróconą dnem do góry napełniono suchym amoniakiem w temperaturze 23°C i przy ciśnieniu 74 cm słupa rtęci. Następnie wstawiono ją szybką do naczynia z wodą. Kolba napełniła się wodą szybko i całkowicie.

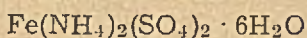
Obliczyć:

a) ilu normalny wytworzył się roztwór zasady amonowej,

b) ile ml 0,1 n roztworu kwasu solnego należy zużyć do zobojętnienia 1 l tego roztworu.

5. 25 g opilek żelaza rozpuszczono w 200 ml 20-procentowego kwasu solnego (c. wł. 1,1 g/ml). Ile ml 20-procentowego kwasu solnego oraz ile ml 30-procentowej wody utlenionej (perhydrolu o c. wł. 1,1122) należy dodać, by otrzymać roztwór chlorku żelazowego. Ile wreszcie dodać wody, by sporządzić roztwór 2 normalny.

6. 40-procentowego kwasu siarkowego (c. wł. 1,308 g/ml) użyto do rozpuszczenia 40 g opilek żelaza i sporządzenia roztworu siarczanu amonowego z węglanu amonowego $(\text{NH}_4)_2 \cdot \text{CO}_3$. Po zlaniu dwóch otrzymanych roztworów a następnie po odparowaniu uzyskano w ten sposób pewną ilość soli Mohra.



Obliczyć:

a) objętość zużytego kwasu siarkowego 95,6% (c. wł. 1,84 g/ml),

b) ilość zużytego węglanu amonowego,

c) ilość otrzymanej soli,

d) ile dolano (w przybliżeniu) ml wody, by w 80°C i przed przesączeniem sól była całkowicie rozpuszczona wiedząc, że w tej temperaturze 100 ml wody rozpuszcza 73 g soli.

7. Wodny roztwór siarczanu miedzi zawiera 1,54 g wolnych jonów miedzi Cu^{2+} w 1 l roztworu. Stopień dysocjacji siarczanu miedzi w tym roztworze wynosi 38%.

Wyliczyć:

a. Ile wody i ile gramów CuSO_4 znajduje się w 1 l tego roztworu?

b. Ile znajduje się w danej ilości roztworu wolnych gramojonów miedzi dwuwartościowej?

c. Ilu molarnej i normalnej jest dany roztwór?

8. W słoiku nieuszczelnie zamkniętym znajdował się wodorotlenek sodu. Podczas zajęć na kółku chemicznym stwierdzono, że zawiera on pewien procent węglanu sodu. W celu oznaczenia procentu czystego wodorotlenku sodowego odważono próbkę tego wodorotlenku w ilości

0,5932 g i rozpuszczono w wodzie otrzymując 100 ml roztworu. 25 ml tego roztworu zobojętniono wobec oranżu metylowego 16,48 ml 0,2 n kwasu solnego. Drugą próbkę 25 ml zadano w pierw roztworem kwasu solnego, przy czym zużyto 10,5 ml 0,2 n kwasu solnego.

Obliczyć:

a) skład mieszaniny w gramach,

b) procentową zawartość wodorotlenku sodu i węglanu sodu w mieszaninie,

c) wypisać odpowiednie równania reakcji chemicznych.

9. Przy otrzymaniu etanolu z acetyleny podaje się uwodornieniu otrzymany uprzednio aldehyd octowy.

a) wypisać odpowiednie równania reakcji chemicznych,

b) wyliczyć ile ml wodoru potrzebnego do zredukowania 10 g aldehydu octowego należy zebrać w eudiometrze nad wodą w temperaturze 18°C , przy ciśnieniu 734 mm Hg.

10. Zdolność przetwórcza pieca do utleniania amoniaku na tlenki azotu wynosi 15 t amoniaku na dobę. Jak wielka jest produkcja 45-procentowego kwasu azotowego przy 92% wydajności jednego pieca na dobę? O ile zwiększy się produkcja kwasu przy wzroście wydajności do 96% wskutek zastosowania lepszego katalizatora (siatki platynoworodowej). Wypisz odpowiednie równania reakcji chemicznych zachodzących podczas procesu otrzymywania kwasu azotowego z amoniaku.

11. Obliczyć wzór cząsteczkowy związku, jeżeli:

a) związek zawiera w swym składzie C, H, N i O,

b) ze spalenia 0,325 g substancji otrzymano 0,314 g CO_2 , 0,16 g H_2O i 43,8 ml azotu, który został zebrany w eudiometrze ponad roztworem KOH ok. 20% przy wyrównanych poziomach cieczy w naczyniach,

c) do wyznaczenia masy cząsteczkowej związku użyto 0,182 g substancji (o temperaturze wrzenia 87°C) i w przyrządzie Meyera otrzymano 49,6 ml powietrza, wypchniętego do eudiometru przy różnicy poziomów wody 7,5 cm (słup wody w eudiometrze),

d) pomiarów dokonano w temperaturze 18°C i przy ciśnieniu atmosferycznym 753 mm słupa rtęci.

W temperaturze 18°C prężność nasyconej pary wodnej wynosi 15,5 mm słupa rtęci, ponad 20% roztworu KOH tylko 13 mm. Gęstość rtęci wynosi 13,5 g/cm³.

12. Pewna fabryka kwasu solnego wyrabia na dobę 15 t siarczanu sodowego 98,6%, przy czym w zanieczyszczeniu znajduje się 0,5% chlorku sodu. Otrzymuje się podczas produkcji kwas solny 33-procentowy. Zużycie paliwa wynosi 16% ciężaru siarczanu sodowego bezwodnego.

a) wypisać równania reakcji chemicznych,

b) wyliczyć zużycie chlorku sodu potrzebnego do produkcji, wiedząc, że jest on 95-procent-

towy, kwasu siarkowego (93-procentowy) oraz ilość wyprodukowanego kwasu solnego,

c) wyliczyć ilu molarny jest dany kwas, przyjmując jego ciężar właściwy z tablic,

d) wyliczyć zużycie węgla w tonach.

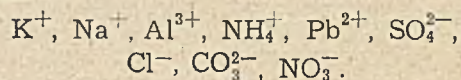
Do zawodów II stopnia zakwalifikowało się 263 osoby ze 101 szkół, w tym 195 chłopców i 68 dziewcząt, z następujących okręgów: Gdańsk — 31 osób, Katowice — 78, Lublin — 29, Łódź — 32, Poznań — 46, Warszawa — 38, Szczecin — 9.

Zawody II stopnia odbyły się 14 i 15 marca 1958 r., jednocześnie w siedzibach poszczególnych okręgów. W pierwszym dniu uczestnicy rozwiązywali zadania laboratoryjne, a w drugim zadania chemiczne obliczeniowe.

Tematy zawodów II stopnia

Zadanie laboratoryjne:

Za pomocą odczynników znajdujących się na stole laboratoryjnym wykryj substancje znajdujące się w 8 próbkach. W otrzymanych ponumerowanych próbkach mogą się znajdować niektóre z następujących kationów i anionów



Zadania obliczeniowe:

1. Na 0,4 g mieszaniny opilek magnezu, glinu i miedzi podziałano rozcieńczonym kwasem solnym. W warunkach normalnych otrzymano 358,4 ml wodoru.

Wiadomo, że z tej samej ilości mieszaniny można uzyskać 0,05 g tlenku miedziowego. Obliczyć skład procentowy mieszaniny. Jakim sposobem z mieszaniny można wydzielić miedź w postaci CuO ? Wypisać odpowiednie równania reakcji i objaśnić procesy chemiczne (ciężary at. zaokrąglić do liczb całkowitych $\text{Mg} — 24$, $\text{Al} — 27$, $\text{Cu} — 64$).

2. Prędkość przepływu mieszaniny dwutlenku siarki z powietrzem przez 1 m^3 katalizatora wynosi $1000 \text{ m}^3/\text{godz}$. Ile dwutlenku siarki nie przereaguje przy tym, gdy wiadomo, że użyto 8 m^3 katalizatora wanadowego. Wydajność katalizatora wynosi 96%, a zawartość dwutlenku

siarki w mieszaninie 5% (objętościowo). Jakie będą straty SO_2 w ciągu doby? O ile by się one zwiększyły, gdyby katalizator wanadowy zastąpić tlenkiem żelazowym o wydajności 65%.

3. Na 60,04 g mieszaniny nadtlenu barowego z tlenkiem barowym podziałano H_2SO_4 12,3% ($d = 1,085 \text{ g/ml}$).

Po ukończeniu reakcji nadmiar kwasu zobojętniono 2,5 n roztworem $\text{Ba}(\text{OH})_2$, którego zużyto 80 ml, i po odsączeniu osadu uzyskano 351,33 g roztworu. Do 5 g próbki tego roztworu wkraplano zakwaszony roztwór KMnO_4 i zbierano wydzielający się tlen, którego uzyskano 108,2 ml pod ciśnieniem 740 mm Hg i w temperaturze 17°C . Obliczyć:

a) stężenie w procentach wagowych uzyskanej wody utlenionej,

b) zawartość procentową BaO w mieszaninie,

c) objętość zużytego roztworu kwasu siarkowego.

4. Rurkę zamykaną obustronnie kranami wypełniono dokładnie Cl_2 , a następnie przez jeden z kranów puszczano 15 ml wody amoniakalnej i wytrząsano z chlorem przez dłuższy okres czasu, następnie rurkę wstawiono do roztworu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ i otwarto kran. Roztwór wypełnił częściowo rurkę, a po chwili zmętniał. W rurce pozostał bezbarwny bezwonny gaz nierozpuszczalny w wodzie, niepalny i nie podtrzymujący palenia. Po zrównoważeniu poziomu cieczy na zewnątrz rurki gaz zajął objętość 30,4 ml (przyjmujemy, że utlenianie $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ nastąpi tylko do siarki). Należy:

a) wyjaśnić za pomocą równań reakcji zjawiska zachodzące w rurce,

b) obliczyć stężenie normalne zużytej wody amoniakalnej wiedząc, że ciśnienie wynosi 730 mm Hg, temperatura 15°C , a prężność pary wodnej nasyconej w tej temperaturze 13 mm Hg.

Do zawodów III stopnia zakwalifikowało się 106 zawodników, w tym 87 chłopców i 19 dziewcząt z 59 szkół ogólnokształcących z okręgów: Gdańsk — 13 osób, Katowice — 39, Lublin — 16, Łódź — 10, Poznań — 13, Warszawa — 11, Szczecin — 3.

Zawody III stopnia odbyły się w laboratorium Pałacu Młodzieży w Katowicach w dniach 11 i 12 kwietnia 1958 r.

Tematy zawodów III stopnia

Zadania laboratoryjne:

1. Cztery kolejno numerowane próbki od 5 do 8 zawierają mieszaniny dwóch soli tego samego kwasu, w każdej jednak inne. Następne cztery próbki od 1 do 4 zawierają roztwory następujących substancji: BaCl_2 , Na_2SO_4 , Na_2HPO_4 , NaCl . Posługując się otrzymanymi roztworami jako odczynnikami oraz pospolitymi kwasami i zasadami zidentyfikuj jakie sole znalazłeś w poszczególnych próbkach, jeżeli wiesz jeszcze, że w skład mieszanin wchodzi chlorki, siarczany, azotany i węglany następujących metali: Ag , Al , Ba , Ca , Mg , Pb i Zn .



Delegat Ministerstwa Oświaty Adam Romanowski przemawia do zwycięzców

2. W sposób najprostszy i najdostępniejszy, posługując się pospolitymi kwasami i zasadami, otrzymać z $ZnCl_2$ — $ZnSO_4$ i $Zn(NO_3)_2$. Poza tym wydzielić w czystej postaci produkty uboczne poszczególnych operacji, gdzie tylko to będzie możliwe i łatwe do wykonania.

3. Na całą otrzymaną próbkę podanego metalu podziałaj 20 ml $2nHCl$ i wydzielony wodór zbierz w cylindrze miarowym ponad wodą. Zadanie wykonaj w przygotowanym przyrządzie według podanych wskazówek. Z objętości uzyskanego H_2 oblicz masę kawałka metalu, który otrzymałeś. Wielkości potrzebne do rozwiązania zadania odczytaj z przyrządów pomiarowych lub z tablic.

Zadanie pisemne:

1. Do roztworu zawierającego KJ i KJO_3 wlane 100 ml roztworu kwasu siarkowego, który przereagował ilościowo.

a. Obliczyć stężenie normalne roztworu użytego kwasu siarkowego, jeżeli wiadomo, że wydzielony wolny jod przereagował ilościowo z 0,1 mola $Na_2S_2O_3$. Obliczenia oprzeć o równania reakcji chemicznych utlenienia i redukcji.

b. Który kwas jest mocniejszy i dlaczego: $HClO_3$ czy HJO_3 .

c. Który kwas jest mocniejszy i dlaczego: HCl czy HJ .

2. Oblicz skład procentowy mieszaniny kwaśnego i obojętnego węglanu sodowego ($NaHCO_3 + Na_2CO_3$), jeżeli wiesz, że z 1 g mieszaniny otrzymano przez prażenie 5,6 ml CO_2 obliczone w warunkach normalnych (760 mm Hg i temperatura $0^\circ C$), następnie zaś przez działanie kwasem 168 ml CO_2 obliczone również w warunkach normalnych. Ile procent zanieczyszczeń znajduje się w mieszaninie.

3. Siarczek pewnego pierwiastka zawiera 28,84% siarki, jego zaś związek z wodorem jest gazem o gęstości 3,614 g/l w warunkach normalnych. Ustalić o jaki pierwiastek tu chodzi. Podać jego nazwę i ciężar atomowy. Opisz jego



Przedstawiciel Ministerstwa Oświaty Ałojzy Paciorek wręcza nagrodę i dyplom

własności i podaj ważniejsze związki na podstawie układu okresowego.

4. W eudiometrze spalono 4 ml węglowodoru w 16 ml tlenu. Objętość gazów po reakcji wynosiła 12 ml. Po usunięciu wytworzonego CO_2 za pomocą roztworu KOH pozostało w eudiometrze 4 ml tlenu. Ustal jaki węglowódor występujący w warunkach doświadczenia w stanie gazowym został wprowadzony do eudiometru i oblicz jego gęstość. Napisz co wiesz o tym węglowodorze.

5. Jakie związki mógłbyś otrzymać z alunu glinowo-amonowego korzystając tylko z wodotlenku sodowego, H_2SO_4 i H_2O . Ułóż plan pracy, opisz i wyjaśnij sposoby postępowania. Napisz odpowiednie równania reakcji chemicznych. Oblicz w przybliżeniu ile gramów poszczególnych substancji mógłbyś teoretycznie otrzymać w każdym przypadku z 75 g alunu oraz ile g $NaOH$ i ile H_2SO_4 należałoby w każdej reakcji zużyć.

Komitet Główny przyznał 21 dyplomów zwycięskich (18 chłopcom i 3 dziewczętom) oraz wyróżnił 22 osób. Nazwiska pierwszych 10 zwycięzców i ich nauczycieli:

Nr p.	Nazwisko i imię zwycięzcy	Klasa	Szkola i adres	Nazwisko nauczyciela
1	Pietrzyk Stanisław	XI	Liceum Ogólnokształcące Andrychów, ul. Dąbrowskiego 137	Zieliński Marian
2	Majkowski Stefan	X	II Liceum Ogólnokształcące Katowice, ul. 3 Maja	Dobrowolski M.
3	Stuglik Krzysztof	XI	Liceum Ogólnokształcące Andrychów, ul. Dąbrowskiego 137	Zieliński Marian
4	Sadlej Andrzej	X	I Liceum Ogólnokształcące Gdynia-Orłowo, ul. Folwarczna 2	Zacharska Janina
5	Biń Andrzej	XI	V Liceum Ogólnokształcące Szczecin, ul. Małopolska 22	Biegański Jan
6	Kański Ryszard	X	Liceum Ogólnokształcące Mięchów ul. Raclawicka 23	Zięba Józef
7	Maruszewski Jan	X	I Liceum Ogólnokształcące Gdynia-Orłowo, ul. Folwarczna 2	Zacharska Janina
8	Kurosad Jacek	XI	II Liceum Ogólnokształcące Ostrów Świętokrz., ul. Traugutta 13	Kujszczyk Marian
9	Wróbel Gertruda	XI	Liceum dla Pracujących Gdańsk Orunia, Brzegi 50	Supera Józef
10	Maskos Karol	X	VI Liceum Ogólnokształcące Katowice, ul. Katowicka 54	Kalusowa Olga

Zestawienie okręgami przedstawia się następująco:

Gdańsk	6 szkół	5 zwycięzców	3 wyróżnionych
Katowice	12 „	9 „	4 „
Lublin	6 „	4 „	4 „
Łódź	3 „	1 „	4 „
Poznań	3 „	—	3 „
Warszawa	4 „	1 „	4 „
Szczecin	1 „	1 „	— „
Razem	35 szkół	21 zwycięzców	22 wyróżnionych

Uroczyste zakończenie IV Ogólnopolskiej Olimpiady Chemicznej odbyło się dnia 10. V. 1958 r. Przewodniczący Głównego Komitetu Olimpiady Chemicznej powitał zwycięzców, wyróżnionych oraz zaproszonych gości. Ministerstwo Oświaty reprezentował wizytator *Adam Romanowski*, Ministerstwo Szkolnictwa Wyższego naczelnik Wydziału *Teofil Borkowski*, Politechnikę Śląską prorektor docent dr *Tadeusz Mazoński*, Ministerstwo Przemysłu Chemicznego mgr *Stanisław Rautenstrauch*.

Kierownik Olimpiady Chemicznej *Tymoteusz Szarszaniewicz* złożył zwięzłe sprawozdanie

z przebiegu IV Ogólnopolskiej Olimpiady Chemicznej. *Tadeusz Pukas* wygłosił referat naukowy na temat „Układy utleniająco-redukujące”. Następnie rozdano cenne nagrody oraz dyplomy zwycięzcom i wyróżnionym. Trzej pierwsi zwycięzcy otrzymali piękne nagrody ufundowane przez Ministerstwo: Oświaty, Szkolnictwa Wyższego i Przemysłu Chemicznego. Następnich 18 zwycięzców otrzymało nagrody ufundowane przez Komitet Główny Olimpiady Chemicznej.

Zwycięzcy Olimpiady Chemicznej, zgodnie z zarządzeniem Ministrów Szkolnictwa Wyższego, Oświaty i Zdrowia (*Monitor Polski* z dnia 22. VI. 1955, Nr 63 poz. 747), zostaną przyjęci na wyższe uczelnie bez zdawania egzaminu wstępnego.

Komitet Główny rozdał nagrody pieniężne nauczycielom zwycięzców i wyróżnionych.

Uroczystość zakończyła się przemówieniem pierwszego zwycięzcy *Stanisława Pietrzyka* i jego nauczyciela *Marian Zielińskiego*, rozdaniem kwiatów i wspólnym obiadem.

Tadeusz Pukas