

# V Ogólnopolska Olimpiada Chemiczna

Olimpiada Chemiczna w Polsce ma już 5-letnie doświadczenie i tradycję, jest imprezą popularną i wysoce pożyteczną. Podnosi ona poziom nauczania chemii w szkole średniej. Garną się do niej uczniowie i popierają ją nauczyciele zamiłowani w przedmiocie chemii.

Na Wydziale Chemicznym Politechniki Śląskiej w Gliwicach studiuje 22 osoby zwycięzcy Olimpiady Chemicznej i wyróżnieni w niej — wszyscy od I roku studiów należą do najlepszych lub dobrych studentów Wydziału Chemicznego, tak w zakresie przedmiotów teoretycznych jak i w laboratoriach chemicznych.

Komitetowi Głównemu Olimpiady Chemicznej od 5 lat przewodniczy Tadeusz Pukas, kierownik Katedry Chemii Nieorganicznej Wydziału Chemicznego Politechniki Śląskiej. Przewodniczącym zastępuje Leon Małkowski, dyrektor Pałacu Młodzieży w Katowicach. Kierownikiem naukowym od początku jest Tymoteusz Szarszaniewicz. Natomiast członkami są: Alojzy Paciorek — przedstawiciel Ministerstwa Oświaty, prof. Cz. Troszkiewicz, dr Tadeusz Stobiecki, dr Zb. Kwapniewski, Andrzej Tylek. Sekretariat prowadzi: Alfreda Klucznik i Zofia Hofman.

Komitet Główny czuwa nad całością imprezy, opracowuje tematy zawodów I, II i III stopnia.

Zawody I i II stopnia odbyły się w 7 okręgach: gdańskim, katowickim, lubelskim, łódzkim, poznańskim, szczecińskim i warszawskim.

Przewodniczącym Komitetu Okręgowego jest zwykle pracownik naukowy wyższej uczelni.

Zawody I stopnia rozpoczęły się w październiku i trwały do końca roku 1958. Zgłoszeni zawodnicy mieli rozwiązać po 4 zadania w każdym miesiącu, a więc razem 12 zadań. Do zawodów I stopnia zgłosiło się 781 osób — uczniów liceów ogólnokształcących (481 chłopców, 300 dziewcząt) z 217 szkół. Z okręgu:

|                |     |
|----------------|-----|
| gdańskiego     | 81  |
| katowickiego   | 228 |
| lubelskiego    | 125 |
| łódzkiego      | 116 |
| poznańskiego   | 118 |
| szczecińskiego | 43  |
| warszawskiego  | 70  |
| razem          | 781 |

## Tematy zawodów I stopnia

(październik, listopad, grudzień 1958 r.):

1. Zbiornik zawiera 40 litrów etanu o temperaturze  $20^{\circ}\text{C}$  i ciśnieniu 3,5 atmosfery. Zawarty w zbiorniku gaz poddano spaleniowi w tlenie przy normalnym ciśnieniu. Oblicz ilość tlenu potrzebną do spaleniowi tej ilości etanu, przyjmując temperaturę tlenu na  $25^{\circ}\text{C}$  oraz ciśnienie 760 mm Hg.

2. Mieszaninę 3,750 g chlorku sodowego z siarczanem sodowym zadano stężonym kwasem siarkowym i otrzymano 4,234 g siarczanu sodowego. Jaki jest skład procentowy mieszaniny?

3. Wyprowadź najprostsze wzory cząsteczkowe następujących minerałów i podaj ich nazwy (jako minerałów):

- siarczek miedzi zawiera 79,5% Cu i 20,5% S,
- siarczek żelaza zawiera 60,5% Fe i 39,5% S,
- fluorek glinowo-sodowy zawiera 32,9% Na, 12,9% Al i 54,2% F,
- glinokrzemian potasu zawiera 14,0% K, 9,7% Al, 30,5% Si i 45,8% O.

4. 40 g  $KClO_3$  o czystości 98% zmieszano z 5 g  $MnO_2$  i poddano prażeniu. Otrzymany tlen zebrano w cylindrze nad wodą w temperaturze 22 °C i ciśnieniu 742 mm Hg. Różnica poziomów wody w cylindrze i wannie pneumatycznej wynosiła 14 cm. Jaką ilość tlenu otrzymano w warunkach normalnych?

5. Mieszanie 0,4934 g bromku potasowego i chlorku potasowego rozpuszczono w wodzie i zadano roztworem azotanu srebra aż do całkowitego strącenia się bromku i chlorku srebra. Otrzymany osad zredukowano do metalicznego srebra i wysuszono do stałej wagi. Masa otrzymanego srebra wynosiła 0,5494 g. Jaki był skład procentowy mieszaniny?

6. Oblicz ile litrów wody twardej (po przeliczeniu składników powodujących twardość zawierającej 0,036 g  $CaCO_3$  w litrze, można zmiękczyć przy użyciu 700 g permutytu (glinokrzemianu) o wzorze  $NaAlSi_2O_6$  oraz

- wypisz odpowiednie równanie reakcji chemicznych zachodzących w czasie zmiękczenia wody permutytem
- wylicz ile kg chlorku sodowego należy zużyć do regeneracji zużytego permutytu.

7. Przy reakcji 2,75 g potasu metalicznego z alkoholem etylowym otrzymano pewną ilość wodoru. Wyznacz objętość otrzymanego wodoru w temperaturze 20 °C i ciśnieniu 770 mm Hg, przy czym różnica poziomów wody w cylindrze, w którym zbierano wodór i w wannie pneumatycznej wynosi 12 cm. Oblicz ile powstało etylanu potasowego, ile gramów zużyto alkoholu etylowego, ile powstanie moli wodorotlenku potasowego na skutek hydrolizy etylanu potasowego, jakie będzie stężenie otrzymanego wodorotlenku, jeżeli objętość roztworu wynosi 75 ml?

8. Dane są trzy pierwiastki A, B, C. Pierwiastki A i B łączą się z sobą w temperaturze kilkuset stopni w związek, który przy działaniu nań wodą ulega hydrolizie, przy czym wydziela się gaz palny o nieprzyjemnej woni. A i C tworzą połączenie należące do jednych z najtwardszych. B i C tworzą gaz rozpuszczalny w wodzie, roztwór wodny zmienia barwę lakmusa na czerwono. Połączenie wszystkich trzech pierwiastków daje sól bezbarwną, rozpuszczalną w wodzie, przy czym sól ta ulega hydrolizie. Podaj o jakie pierwiastki chodzi, wypisz dla tworzących się poszczególnych połączeń odpowiednie równania chemiczne oraz podaj zwięźle, co wiesz o danych pierwiastkach i połączeniach wymienionych w zadaniu.

9. Uczniowie pewnej szkoły mieli do dyspozycji 2 kg siarczanu miedziowego i 3 kg alunu glinowo-potasowego. Z tych substancji prowadzący kółko polecił przygotować tlenki, chlorki, azotany miedzi i glinu. Prowadzący kółko zalecił, aby ilość soli otrzymanych wynosiła w przybliżeniu  $\frac{3}{4}$  masy substratów. Należy również otrzymać w stanie krystalicznym produkty uboczne.

- Wypisz i objaśnij równania odpowiednich reakcji chemicznych zachodzących w poszczególnych procesach.
- Wylicz w molach ilości otrzymanych soli produktów ubocznych.
- Wylicz w gramach ilości potrzebnych kwasów i zasad do otrzymania danej ilości soli.

10. Cukrownia zużywa przy wyrobie cukru 2,5 kg wapna palonego na każde 100 kg przerobionych buraków.

- Oblicz ile węgla wapnia o czystości 85% przerobi cukrownia w czasie całej kampanii, zakładając, że kampania trwa 93 dni, a dzienny przerób buraków wynosi 15 000 kwintali.
- Objaśnij w jakich procesach przy wyrobie cukru stosujemy wapno palone?
- Wylicz ile ton czystego  $CO_2$  otrzyma się z tej ilości węgla wapniowego oraz jakie ma on zastosowanie w cukrownictwie?

11. Ile a) gramorównoważników, b) litrów 0,2 n roztworu, c) gramów i d) moli  $KMnO_4$  można zredukować w środowisku zakwaszonym  $H_2SO_4$  przy użyciu 50 litrów  $SO_2$  w temperaturze 25 °C i ciśnieniu 720 mm Hg. Wypisz odpowiednie równania reakcji chemicznych utleniania i redukcji.

12. Oblicz wzory sumaryczne — tlenkowe dla dwóch rodzajów szkła o następującym składzie procentowym:

- szkło jenajskie 65%  $SiO_2$ , 8,5%  $Na_2O$ , 4,5%  $Al_2O_3$ , 11%  $B_2O_3$ , 11%  $ZnO$ ,
- szkło specjalne 15%  $K_2O$ , 11%  $Al_2O_3$ , 5%  $B_2O_3$ , 57%  $P_2O_5$  i 12%  $MgO$ .

Do zawodów II stopnia zakwalifikowano 330 uczniów ze 135 szkół (215 chłopców i 115 dziewcząt). W okręgu:

|              |          |
|--------------|----------|
| gdańskim     | 33       |
| katowickim   | 100      |
| lubelskim    | 69       |
| łódzkim      | 43       |
| poznańskim   | 33       |
| szczecińskim | 18       |
| warszawskim  | 34       |
| razem        | 330 osób |

#### Tematy zawodów II stopnia

##### Tematy pisemne:

1. Mieszana tlenku wapnia i węgla wapnia traci w wyniku wyprażenia 15% swej masy. Określić:

- procentową zawartość składników mieszaniny przed wyprażeniem,

b) ile ml 2 n HCl należy użyć w reakcji z 200 g tej mieszaniny, aby otrzymać chlorek wapniowy?

2. Do litra 2 n roztworu  $\text{AgNO}_3$  wprowadzono pręt cynkowy. Metaliczne srebro osadziło się ilościowo na pręcie. Masa wyjętego pręta po reakcji wzrosła o 75,192 g. Roztwór pozostały rozcieńczono do 15 litrów. Obliczyć stężenie jonów srebra w gramojonach na litr w powstałym roztworze.

3. Podać przynajmniej 5 sposobów otrzymania chloru z chlorku sodowego na skalę laboratoryjną. Każdy ze sposobów przedstawić równaniem chemicznym.

4. Podczas elektrolizy rozcieńczonego kwasu siarkowego w eudiometrze Hoffmana otrzymano 12  $\text{cm}^3$  wodoru i odpowiednią ilość tlenu. Temperatura wynosiła  $t = 17^\circ\text{C}$ , ciśnienie otoczenia  $p_b = 752$  mm Hg. Po zakończeniu elektrolizy różnica poziomów kwasu w zbiorniku i w rurkach wynosiła:  $h_1 = 21$  cm,  $h_2 = 27$  cm. Obliczyć jaką objętość zajmie mieszanina tych gazów w warunkach normalnych. Gęstość roztworu  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $d_1 = 1,15$   $\text{g/cm}^3$ , zaś rtęci  $d_2 = 13,6$   $\text{g/cm}^3$ . Prężność pary roztworu kwasu siarkowego  $p_{\text{H}_2\text{SO}_4}$  wynosi 0,9 prężności pary wodnej w danej temperaturze. Prężność pary wodnej w temperaturze  $17^\circ\text{C}$   $p_{\text{H}_2\text{O}} = 14,52$  mm Hg.

#### Tematy laboratoryjne:

1. Wykrywanie kationów: W jednej próbówce znajduje się woda destylowana, a w 9 próbkach znajdują się następujące kationy:  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ . Przy użyciu odczynników roztworów wodnych  $\text{NaClO}_4$ ,  $\text{KJ}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_3$  wykryć poszczególne kationy. Wyniki zanotować w następującej tabeli:

| Nr próbki | Równanie reakcji uzasadniające obecność danego kationu | Symbol kationu | Uwagi |
|-----------|--|----------------|-------|
|-----------|--|----------------|-------|

2. Wykrywanie anionów: Mając do dyspozycji odczynniki zadania 1 i roztwory wykrytych kationów, wykryć w 5 próbkach następujące aniony:  $\text{J}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ,  $\text{AsO}_4^{3-}$  (względnie  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ).

Do zawodów III stopnia zakwalifikowano z 69 szkół 123 osoby, w tym 104 chłopców i 19 dziewcząt z następujących okręgów:

|          |    |
|----------|----|
| Gdańsk   | 14 |
| Katowice | 46 |
| Lublin   | 21 |
| Łódź     | 16 |
| Poznań   | 14 |
| Szczecin | 2  |
| Warszawa | 10 |

Razem 123 osoby

Zawody III stopnia odbyły się 10 i 11 kwietnia 1959 r. w pracowniach chemicznych Pałacu Młodzieży w Katowicach.

#### Tematy zawodów III stopnia

##### Zadania pisemne:

1. Z jednego kilograma 84,2-procentowego hydrolitu (wodorku wapnia) działając nadmiarem wody otrzymano wodór, który ilościowo połączono z chlorem. Otrzymany chlorowodór ilościowo wprowadzono do wody. Objętość powstałego roztworu HCl wynosiła 100 litrów. Obliczyć:

- stężenie molarne chlorowodoru,
- stężenie jonów wodorowych w gramojonach na litr, zakładając, że stopień dysocjacji wynosi 90 procent,
- ilość ml 0,1 n roztworu NaOH potrzebną do zobojętnienia 10 ml tego roztworu HCl.

2. Na 150 litrów solanki naturalnej o gęstości 1,07 kg/litr zawierającej jodek potasowy zużyto po odpowiednim zakwaszeniu 1200 ml roztworu azotynu sodowego o stężeniu 10% wagowych i o gęstości 1,04 g/ml. Zakładając, że reakcja pomiędzy jodkiem potasowym a azotynem sodowym zaszła ilościowo, obliczyć zawartość jodu w procentach wagowych w solance naturalnej.

3. Do reakcji chemicznej z nadmiarem wody użyto kostkę sześcienną rubidu o krawędzi  $l = 17,736$  cm, zakładając, że kostka nie była pokryta tlenkiem, i że reakcja przeszła bez strat, oraz że objętość atomowa rubidu wynosi 55,8  $\text{cm}^3$  obliczyć:

- ilość moli powstałego wodorotlenku rubidu,
- prężność wydzielonego wodoru zebranego ilościowo do butli stalowej o pojemności 10 litrów w temp.  $27^\circ\text{C}$ ,
- gęstość wodoru w warunkach podanych w punkcie b).

4. Opierając się o naturalny układ pierwiastków chemicznych wg D. Mendelejewa podać i zwięźle uzasadnić:

- który pierwiastek jest najbardziej elektrododatni,
- który pierwiastek jest najbardziej elektroujemny,
- czy tlenki  $\text{PbO}$  i  $\text{PbO}_2$  są amfoteryczne,
- który tlenek posiada charakter bardziej kwasowy  $\text{As}_2\text{O}_3$  czy  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ ,
- jak i dlaczego  $\text{As}_2\text{S}_3$  reaguje z  $\text{Na}_2\text{S}$ .

##### Zadania laboratoryjne

1. Wykrywanie kationów w roztworze wodnym kilku soli stosując tylko podane odczynniki chemiczne: HCl,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , NaOH,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ .

- Próbka nr 1 może zawierać następujące kationy:  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Hg}_2^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ .
- Próbka nr 2 może zawierać następujące kationy:  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{NH}_4^+$ .

Wykryć i uzasadnić równaniami reakcji chemicznych, które z wymienionych kationów za-

wierają badane próbki. Można zastosować tylko następujące roztwory 5-ciu odczynników chemicznych:  $2n$  HCl,  $2n$  H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>,  $2n$  NaOH,  $2n$  NH<sub>4</sub>OH, świeży roztwór (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S. Przed rozpoczęciem analizy należy opracować metodę i tok postępowania, tak dla zadania a), jak i dla zadania b).

2. Miarowe oznaczenie nadmanganianu potasowego, przy użyciu jodku potasowego i mianowanego roztworu 0,1 n tiosiarczanu sodowego. Do otrzymanej próbki wrzucić 1 g KJ, wlać 3 ml stężonego kwasu solnego i miarować 0,1 n roztworem Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Dwie próbki zawierają tę samą ilość KMnO<sub>4</sub>. Oznaczenie pierwszej próbki jest orientacyjne, wyniki należy wyliczyć z miareczkowania próbki drugiej.

Obliczyć ile gramów KMnO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>O, Mn albo MnO badana próbka zawiera, względnie można z niej uzyskać.

Komitet Główny przyznał 21 osobom (19 chłopcom i 2 dziewczynkom) zwycięstwo, a 24 osobom (22 chłopcom i 2 dziewczynkom) dyplomy wyróżnienia, wg następujących okręgów:

| Okręg    | Zwycięzcy | Wyróżnieni |
|----------|-----------|------------|
| Gdańsk   | 2         | 6          |
| Katowice | 9         | 10         |
| Lublin   | 4         | 2          |
| Łódź     | 2         | 4          |
| Poznań   | 3         | 2          |
| Szczecin | —         | —          |
| Warszawa | 1         | —          |
| Razem    | 21 osób   | 24 osób    |

#### Nazwiska zwycięzców V Olimpiady Chemicznej:

|                    |                |     |          |
|--------------------|----------------|-----|----------|
| Sadlej Andrzej     | Gdynia Orłowo  | I   | Lic. Og. |
| Paryzek Zdzisław   | Poznań         | I   | "        |
| Dąbrowska Janina   | Katowice       | II  | "        |
| Krakiwiak Zdzisław | Kutno          |     | "        |
| Łuka Andrzej       | Chorzów Batory | III | "        |
| Pomarański Józef   | Zamość         | I   | "        |
| Majkowski Stefan   | Katowice       | II  | "        |
| Sohelski Marian    | Bytom          | II  | "        |
| Skrzypek Jerzy     | Chorzów Batory | III | "        |
| Pilitowski Bogdan  | Gdynia Orłowo  | I   | "        |
| Bieliński Jerzy    | Lublin         | VI  | "        |

|                       |           |                                      |
|-----------------------|-----------|--------------------------------------|
| Matelowski Jerzy      | Krosno    | Lic. Og.                             |
| Chromik Erwin         | Katowice  | II "                                 |
| Ufnalski Waldemar     | Pszczyna  | " "                                  |
| Nagórski Wiktor       | Warszawa  | 28 "                                 |
| Kański Ryszard        | Miechów   | " "                                  |
| Olszanowski Jerzy     | Poznań    | I "                                  |
| Kuczyński Lech        | Wołów     | " "                                  |
| Frankowski Wojciech   | Radom     | Liceum im.<br>J. Kocha-<br>nowskiego |
| Inglot Antoni         | Łańcut    | I Lic. Og.                           |
| Chocianowska Krystyna | Andrychów | " "                                  |

Dnia 9 maja 1959 r. odbyło się uroczyste zakończenie V Ogólnopolskiej Olimpiady Chemicznej w salach Pałacu Młodzieży w Katowicach. Przewodniczący Głównego Komitetu powitał zwycięzców, wyróżnionych, nauczycieli, przedstawiciela Ministerstwa Przemysłu Chemicznego, przedstawicieli Kuratorium śląskiego i krakowskiego, dyrektorów liceum i innych gości. Kierownik naukowy złożył sprawozdanie z przebiegu V Olimpiady Chemicznej. Prof. Tadeusz Pukas wygłosił referat naukowy na temat „Kompleksy, kompleksony i kompleksometria”. Po referacie nastąpiło rozdanie dyplomów i pięknych nagród ufundowanych przez

Komitet Główny, Ministerstwo Szkolnictwa Wyższego, Ministerstwo Oświaty, Ministerstwo Przemysłu Chemicznego. Największą radość przeżywali zwycięzcy, ponieważ przysługuje im prawo wstępu na wyższe uczelnie bez zdawania egzaminu wstępnego.

Przewodniczący złożył specjalne gratulacje i podziękowanie za włożoną pracę nauczycielom zwycięzców mgr Janinie Zacharskiej z Gdańska za 2 zwycięzców i 2 wyróżnionych, mgr Janinie Winkler z Poznania za 2 zwycięzców, mgr Mieczysławowi Dobrowolskiemu z Katowic za 3 zwycięzców i 2 wyróżnionych oraz mgr Rudolfowi Kieszkowskiemu z Chorzowa za 2 zwycięzców i 2 wyróżnionych.

Wszyscy nauczyciele zwycięzców i wyróżnionych otrzymali nagrody pieniężne.

Na zakończenie uroczystości przemówił trzykrotny zwycięzca Olimpiady Chemicznej Andrzej Sadlej oraz jego nauczycielka mgr Janina Zacharska.

*Tadeusz Pukas*