



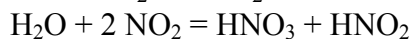
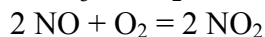
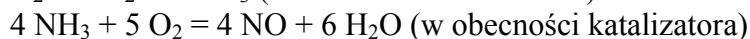
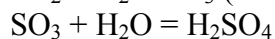
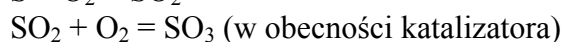
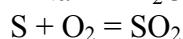
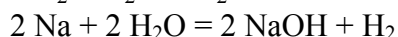
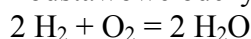
# XV Konkurs Chemiczny dla Uczniów Szkół Ponadgimnazjalnych

## Etap II – rozwiązania zadań

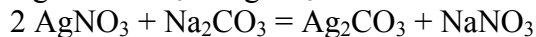
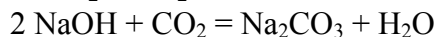
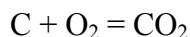
### Zad. 1

Przykładowe metody syntezy:

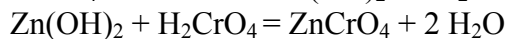
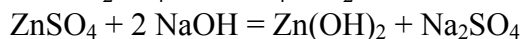
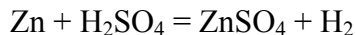
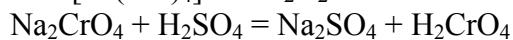
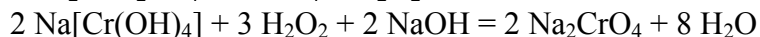
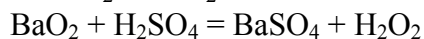
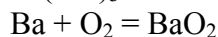
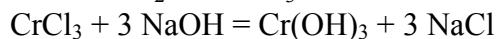
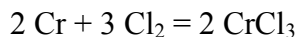
Podstawowe odczynniki, wspólne dla kilku syntez:



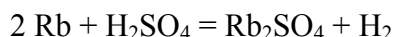
#### a.



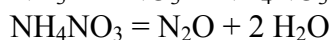
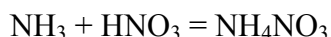
#### b.



#### c.



#### d.



*Najczęstsze błędy:*

- rozpuszczanie srebra w kwasie azotowym(V) lub węglowym(!) z wydzielaniem wodoru
- otrzymywanie tlenku azotu(V) w reakcji  $\text{N}_2$  z  $\text{O}_2$

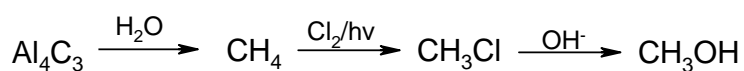
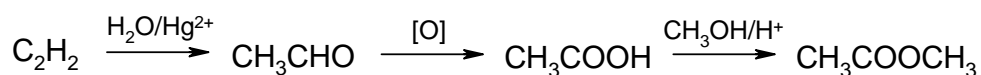
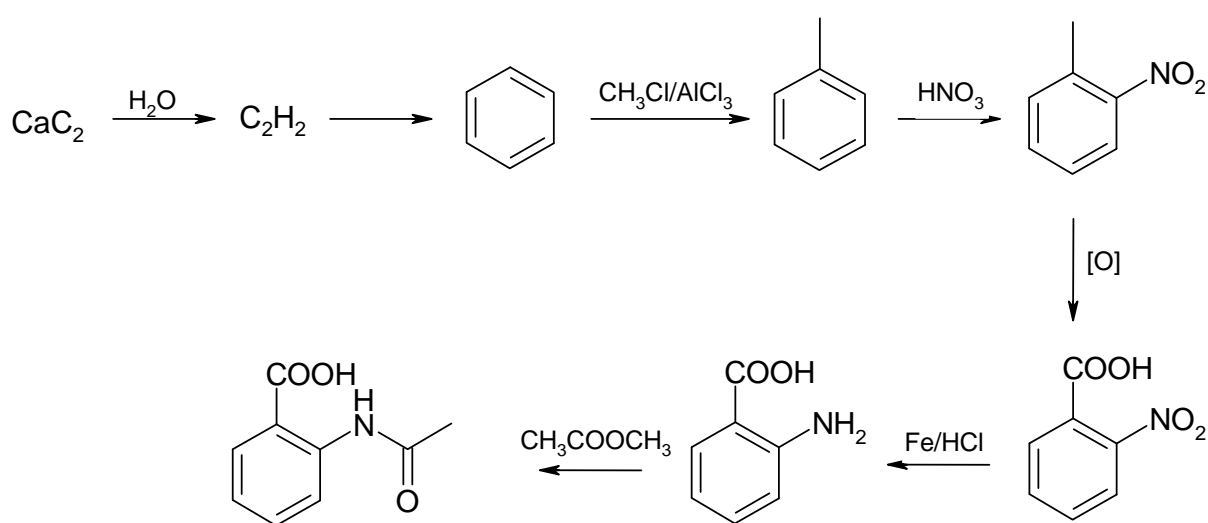
- brak katalizatora w reakcji  $\text{SO}_2$  z  $\text{O}_2$
- spalanie siarki w tlenie z wytworzeniem  $\text{SO}_3$
- spalanie chromu w tlenie z wytworzeniem  $\text{CrO}_3$

*Punktacja:*

- za zaproponowanie ciągu przemian prowadzącego do pożądanego produktu: po 2 p.
- błąd we współczynnikach w równaniu reakcji: -0,5 p
- błąd w produktach reakcji (aczkolwiek zaproponowanie reakcji prowadzącej do oczekiwanego związku): -1 p
- brak katalizatora w reakcji  $\text{SO}_2$  z  $\text{O}_2$ : -0,25 p

## Zad. 2

Propozycja syntezy:



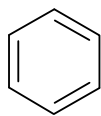
*Najczęstsze błędy:*

- utlenianie grupy  $\text{CH}_3$  do  $\text{COOH}$  po wcześniejszej redukcji  $\text{NO}_2$  do  $\text{NH}_2$
- nitrowanie kwasu benzoowego w pozycji 2

## Zad. 3

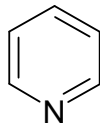
A – etanol,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

B – propanon,  $\text{CH}_3\text{COCH}_3$



C – benzen,

D – kwas etanowy, CH<sub>3</sub>COOH



E – pirydyna

*Punktacja:*

po 0,5 p za każdy wzór i nazwę

*Najczęstsze błędy:*

- podawanie nazw zwyczajowych (aceton, kwas octowy) jako nazw systematycznych
- podawanie nazwy cykloheksatrienu jako systematycznej dla benzenu

#### Zad. 4

Jeśli potrzeba 330 L/ha to na 50 ha potrzebnych jest  $330 \times 50 = 16500$  L nawozu.

Uwzględniając gęstość:  $16500 \times 1,26 = 20790$  kg nawozu, w którym zawarte jest:

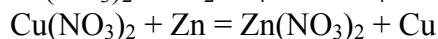
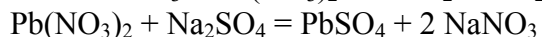
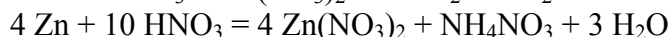
$$0,0099 \times 20790 = 205,821 \text{ kg MgO}$$

1 mol MgO zawiera tyle samo Mg co 1 mol Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> \* 6 H<sub>2</sub>O zatem:

$$\begin{array}{rcl} 205,821 \text{ kg MgO} & - & x \text{ kg Mg(NO}_3)_2 * 6 \text{ H}_2\text{O} \\ 40,3 \text{ g} & - & 256,3 \text{ g} \end{array}$$

$$x = 1308,98 \text{ kg Mg(NO}_3)_2 * 6 \text{ H}_2\text{O}$$

#### Zad. 5



Po dodaniu siarczanu(VI) sodu powstaje siarczan(VI) ołowiu(II).

0,23 g tej soli to  $0,23/303 = 7,59 \cdot 10^{-4}$  mol PbSO<sub>4</sub>, czyli  $7,59 \cdot 10^{-4} \times 207 = \mathbf{0,1571 \text{ g Pb}}$

Po dodaniu do roztworu pyłu cynkowego wydzielila się miedź.

Przereagowanie 1 mola Zn powoduje zmianę masy osadu o:

$$65,4 - 63,5 = 1,9 \text{ g}$$

zatem zmiana masy o 0,01 g związana jest z reakcją:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol Cu} & - & 1,9 \text{ g} \\ x \text{ mol} & - & 0,01 \text{ g} \end{array}$$

$$x = 5,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cu, czyli } 5,26 \cdot 10^{-3} \times 63,5 = \mathbf{0,3340 \text{ g Cu}}$$

Resztę, czyli  $1,0000 - 0,3340 - 0,1571 = \mathbf{0,5089 \text{ g}}$  stanowi Zn

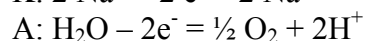
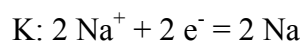
Procentowy skład stopu: 15,71 % Pb, 33,40 % Cu i 50,89 % Zn

*Punktacja:*

po 0,6 p za każde równanie reakcji

po 1 p za stężenie każdego ze składników

### **Zad. 6**



Początkowe stężenie jonów  $\text{H}^+$  wynosiło  $10^{-7} \text{ M}$ , po elektrolizie  $10^{-5} \text{ M}$ , w dalszych obliczeniach stężenie początkowe można zaniedbać.

Ponieważ elektrolit miał objętość  $1 \text{ dm}^3$ , podczas elektrolizy powstał  $10^{-5} \text{ mol}$  jonów  $\text{H}^+$ , co wiązało się z przepływem, po uwzględnieniu wydajności procesu,  $10^{-5}/0,8 = 1,25 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$  elektronów.

1 mol $\text{e}^-$	-	96500 C
$1,25 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$	-	x

$$x = 1,206 \text{ C}$$

$$\text{zatem } t = Q/I = 1,206/0,1 = 12,06 \text{ s}$$

### **Zad. 7**

$85 \mu\text{g}/1 \text{ dm}^3$  jonów  $\text{Ni}^{2+}$  odpowiada stężeniu  $1,44 \cdot 10^{-6} \text{ M Ni}$

Jeśli stężenie kwasów huminowych wynosi  $8 \text{ mg}/\text{dm}^3$ , a ilość miejsc wiązania to  $5 \text{ mmol}/\text{g}$ , odpowiada „stężeniu” miejsc wiązania wynoszącemu  $0,008 \cdot 0,005 = 4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ , zatem:

$$1,6 \cdot 10^4 = x / (1,44 \cdot 10^{-6} - x) (4 \cdot 10^{-5} - x) \text{ gdzie } x - \text{stężenie związanych jonów } \text{Ni}^{2+}$$

po obliczeniu pierwiastków równania kwadratowego otrzymujemy  $x = 0,56 \mu\text{M}$ , zatem procent wolnych jonów  $\text{Ni}^{2+}$  wynosi:

$$c = [(1,44 - 0,56) \cdot 10^{-5} / 1,44 \cdot 10^{-5}] \cdot 100\% = 61\%$$