



Konsultacje Stechiometria
1 marca 2022

dr Monika Tomczyk

ZAKŁAD CHEMII ORGANICZNEJ



Ministerstwo
Edukacji i Nauki



DOFINANSOWANO ZE ŚRODKÓW BUDŻETU PAŃSTWA
PROGRAM SPOŁECZNA ODPOWIEDZIALNOŚĆ NAUKI
- POPULARYZACJA NAUKI I PROMOCJA SPORTU MINISTRA EDUKACJI I NAUKI
Biologia i Chemia po akademicku
DOFINANSOWANIE
40 000 zł
CAŁKOWITA WARTOŚĆ
45 000 zł

Stechiometria

dział chemii zajmujący się stosunkami ilościowymi przemian związków chemicznych zachodzących w czasie reakcji chemicznych.

Obliczenia stechiometryczne

- są to obliczenia chemiczne oparte o prawa chemiczne, wzory sumaryczne oraz zbilansowane równania reakcji chemicznych

Równanie chemiczne

- przedstawia jakościowy i ilościowy charakter zmian zachodzących podczas reakcji chemicznej, zapisany przy pomocy symboli pierwiastków i wzorów związków chemicznych.

Do obliczeń stechiometrycznych niezbędne są:

- znajomość wzorów chemicznych
- umiejętność uzgadniania współczynników w reakcjach chemicznych
- znajomość chemicznych jednostek masy
- znajomość podstawowych praw chemicznych i fizycznych

Stosując obliczenia stechiometryczne można obliczyć:

- skład procentowy związku chemicznego
- ilości substratów niezbędne do przeprowadzenia reakcji chemicznej
- ilości produktów otrzymanych w wyniku reakcji
- wydajność reakcji chemicznej

Podstawowe pojęcia wykorzystywane w stechiometrii:

- **Jednostka masy atomowej** oznaczana: **u** lub **j.m.a.**

$$u = 1,66057 \times 10^{-27} \text{kg} = 1,66 \times 10^{-24} \text{g}$$

- Za atomową jednostkę masy (u) przyjęto 1/12 masy izotopu węgla ^{12}C .
- Masę atomu wyrażoną w unitach nazywamy **masą atomową (względna masa atomowa)** - jest to liczba określająca ile razy masa atomu danego pierwiastka chemicznego jest większa od 1/12 masy atomu izotopu węgla ^{12}C ,
- Masę cząsteczki wyrażoną w unitach nazywamy **masą cząsteczkową**.
- **Bezwzględna masa atomu** (cząsteczki) to masa wyrażona w gramach.
- **Masa molowa**, to masa jednego mola atomów, bądź cząsteczek, bądź jonów, wyrażona w gramach/mol; Masa molowa odpowiada liczbowo masie atomowej lub masie cząsteczkowej.

Podstawowe pojęcia wykorzystywane w stechiometrii:

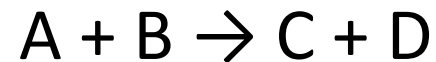
- **Mol** - podstawowa w układzie SI jednostka liczności materii; jest to liczba atomów, cząsteczek, jonów, elektronów i innych cząstek elementarnych równa ilości atomów zawartych w 12 gramach izotopu węgla ^{12}C ilość substancji
- **Liczba Avogadro** - jest to liczba atomów, cząsteczek, jonów, elektronów i innych cząstek elementarnych równa ilości atomów zawartych w jednym molu substancji i wynosi $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

Podstawowe prawa chemiczne wykorzystywane w stechiometrii:

- Prawo zachowania masy (Łomonosow, Lavoisier – XVIIIw)
- Prawo stałości składu (prawo stałych stosunków wagowych) (Proust – 1799)
- Prawo wielokrotnych stosunków wagowych (Dalton 1803)
- Prawo Avogadra (Avogadro – 1811)
- Prawo prostych stosunków objętościowych (Gay–Lussac 1808)

Prawo zachowania masy

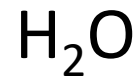
- W układzie zamkniętym masa substratów wchodzących w reakcję chemiczną równa jest masie jej produktów, czyli masa substancji biorących udział w reakcji chemicznej nie zmienia się.



$$m_A + m_B = m_C + m_D$$

Prawo stałości składu (prawo stałych stosunków wagowych)

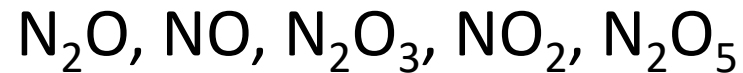
- Stosunek ilości wagowych (mas) pierwiastków wchodzących w skład danego związku chemicznego jest zawsze stały i charakterystyczny dla tego związku



$$\text{H} : \text{O} = 2 \times 1\text{u} : 1 \times 16\text{u} = 1 : 8$$

Prawo wielokrotnych stosunków wagowych

- Gdy dwa pierwiastki tworzą ze sobą więcej niż jeden związek chemiczny, to ilości wagowe jednego pierwiastka przypadające na tę samą ilość wagową drugiego pierwiastka można wyrazić przy pomocy stosunku (najczęściej niewielkich) liczb całkowitych



na 14 g azotu przypada odpowiednio: 8, 16, 24, 32, 40 g tlenu

stosunek ilości wagowych tlenu związanego z jednakową ilością wagową azotu wyraża się prostymi liczbami całkowitymi 1 : 2 : 3 : 4 : 5

Prawo Avogadra

- Jednakowe objętości gazów zawierają w tej samej temperaturze i pod tym samym ciśnieniem jednakową liczbę cząsteczek

w warunkach normalnych

$$V = 22,4 \text{ dm}^3 \text{ gazu}$$

zawiera

$6,02 \times 10^{23}$ cząsteczek lub atomów

Prawo prostych stosunków objętościowych (prawo Gay-Lussaca)

- Jeżeli reagujące ze sobą substancje znajdują się w stanie gazowym, to objętości poszczególnych gazów zarówno substratów jak i gazowych produktów reakcji, pozostają do siebie w stosunku niewielkich liczb całkowitych.

Równanie stanu

- określa wzajemny związek między parametrami układu termodynamicznego, takimi jak ciśnienie, temperatura, ilość (lub gęstość) materii, objętość.
- Dla gazu doskonałego równaniem stanu jest **równanie Clapeyrona**

$$\frac{p \cdot V}{T} = n \cdot R$$

gdzie:

- p - ciśnienie,
- T – temperatura
- V – objętość
- n– liczba moli
- R – stała gazowa.

Równanie Clapeyrona

- związek między ciśnieniem, temperaturą i liczbą cząstek gazu:
- n moli (taka sama liczba cząstek) gazu, przy danej temperaturze i ciśnieniu panującym w naczyniu zajmuje zawsze taką samą objętość, niezależnie od budowy chemicznej tego gazu ($V = nRT/p$).
- w danej objętości, przy danym ciśnieniu i temperaturze, znajduje się zawsze taka sama liczba moli cząsteczek gazu, niezależnie od jego budowy chemicznej ($n = pV/RT$)
- n moli gazu zamkniętych w naczyniu o określonej objętości, przy określonej temperaturze, będzie wywierał na jego ścianki zawsze jednakowe ciśnienie, niezależnie od tego, jaki to jest gaz ($p = nRT/V$).

Objętość gazu w warunkach normalnych

Problem: jaką objętość ma 1 mol gazu w warunkach normalnych?

Szukana to objętość 1 mola gazu. Korzystamy z równania Clapeyrona:

$$\frac{p \cdot V}{T} = n \cdot R$$

Wynik: 1 mol każdego gazu ma w warunkach normalnych objętość (22,4 dm³)

$$V_0 = \frac{n \cdot R \cdot T_0}{p_0} = \frac{1 \cdot 8,31 \cdot 273,15}{1,01325 \cdot 10^5} \left[\frac{\text{mol} \cdot \text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot \frac{\text{K} \cdot \text{m}^2}{\text{N}} \right] = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 22,4 \text{ dm}^3$$

Warunki normalne zdefiniowane są następująco:

- **Warunki normalne** to wartości temperatury i ciśnienia (przyjęte umownie) jako punkt odniesienia dla niektórych obliczeń i wartości wielkości fizycznych i chemicznych. Warunki normalne zdefiniowane są następująco:
 - **Ciśnienie normalne: 101 325 Pa = 1013,25 hPa** (średnie ciśnienie atmosferyczne na poziomie morza)
 - **Temperatura normalna: $T = 273,15 \text{ K}$ ($t=0^\circ\text{C}$),** czyli (temperatura krzepnięcia wody przy ciśnieniu normalnym).

Czy warunki normalne i standardowe to to samo?

- **Nie**
- **IUPAC** Międzynarodowa Unia Chemii Czystej i Stosowanej za warunki standardowe przyjęła:
 - Warunki standardowe to $p=1000$ hPa i $T=273,15$ K (0°C)
 - Przed rokiem 1990 IUPAC uznawał za warunki standardowe ciśnienie 1 atm., czyli 1013,25 hPa i temperaturę 273,15K.
- **NIST**, czyli Narodowy Instytut Standaryzacji i Technologii definiuje te warunki w następujący sposób:
 - temperatura 293,15K (20°C),
 - ciśnienie 1 atm 1013,25hPa.

Pojęcie wzoru elementarnego i wzoru rzeczywistego

- **Wzór elementarny** (empiryczny, najprostszy), to wzór w którym indeksy stechiometryczne pozostają w stosunku możliwie najmniejszych liczb całkowitych
- **Wzór rzeczywisty** to wzór sumaryczny określający faktyczne liczby atomów w cząsteczce danego związku chemicznego
- Wzorowi elementarnemu CH_3 odpowiada wzór rzeczywisty C_2H_6

Wydajność reakcji chemicznej

- **Wydajność reakcji chemicznej** (W) jest to stosunek masy produktu (W_p) otrzymanej w wyniku przeprowadzenia reakcji chemicznej do masy tego produktu (W_t) wynikającej z równania reakcji. Wydajność podaje się w procentach.

$$W = \frac{W_P}{W_t} \cdot 100\%$$

Zadanie 1 Trzy naczynia zawierają próbki trzech różnych gazów: etenu, butenu i tlenku węgla(II), każda o masie 7 gramów.

Oceń, czy podane poniżej informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1	Próbki etenu i tlenku węgla(II) zajmują w warunkach normalnych jednakową objętość.	P	F
2	Próbka tlenku węgla(II) zawiera $1,505 \cdot 10^{23}$ atomów tlenu.	P	F
3	Próbka butenu zawiera większą masę węgla niż próbka etenu.	P	F

1	Próbki etenu i tlenku węgla(II) zajmują w warunkach normalnych jednakową objętość.	P	F
2	Próbka tlenku węgla(II) zawiera $1,505 \cdot 10^{23}$ atomów tlenu.	P	F
3	Próbka butenu zawiera większą masę węgla niż próbka etenu.	P	F

Zadanie 2 Przeprowadzono ciąg przemian chemicznych, w wyniku których z karbidu zawierającego 20% zanieczyszczeń otrzymano kwas etanowy (octowy). Przemiany te można przedstawić poniższym schematem.



Wydajności kolejnych przemian (etapów) były odpowiednio równe: $W_{\text{I}} = 85\%$, $W_{\text{II}} = 80\%$, $W_{\text{III}} = 95\%$. **Oblicz całkowitą wydajność opisanego procesu.**

Dane:

$$W_{\text{I}} = 85\%$$

$$W_{\text{II}} = 80\%$$

$$W_{\text{III}} = 95\%$$

$$W_{\text{C}} = 0,85 \cdot 0,80 \cdot 0,95 \cdot 100\% = 64,6\%$$

Szukane:

$$W_{\text{C}}$$

$$W_{\text{C}} = \frac{85\%}{100\%} \cdot \frac{80\%}{100\%} \cdot \frac{95\%}{100\%} \cdot 100\% = 64,6\%$$

Odpowiedź: Całkowita wydajność procesu wynosi **64,6%**.

Zadanie 3 Witaminę C otrzymano w czteroetapowym procesie. Poszczególne etapy miały wydajność:

$$W_I = 92,0\%$$

$$W_{II} = 91,0\%$$

$$W_{III} = 92,0\%$$

$$W_{IV} = 91,0\%$$

Na podstawie: J. McMurry, Chemia organiczna, Warszawa 2005.

Wybierz i zaznacz poprawne dokończenie zdania. Całkowita wydajność procesu otrzymywania witaminy C była równa:

A. 91,5%

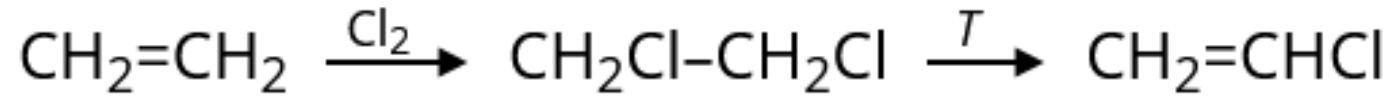
B. 90,0%

C. 80,0%

D. 70,1%

$$W = W_I \cdot W_{II} \cdot W_{III} \cdot W_{IV} (\cdot 100\%) = 0,92 \cdot 0,91 \cdot 0,92 \cdot 0,91 (\cdot 100\%) = 0,7009 (\cdot 100\%) = \underline{\underline{70,1\%}}$$

Zadanie 4 Chlorek winylu (chloroeten) jest monomerem służącym do produkcji jednego z najpopularniejszych tworzyw sztucznych – PVC, czyli poli(chlorku winylu). Chlorek winylu można otrzymać w wyniku ciągu przemian opisanych poniższym schematem:



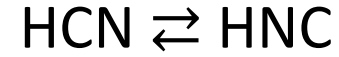
Oblicz, ile m^3 – w przeliczeniu na warunki normalne – zajmie eten potrzebny do wyprodukowania 1000 kg chlorku winylu. Przyjmij, że w opisanych przemianach dichloroetan powstaje z wydajnością równą 80%, a wydajność jego rozkładu w temperaturze T jest równa 90%.

Wydajność procesu $0,8 \cdot 0,9 = 0,72$

$22,4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ etenu — $0,72 \cdot 62,5 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$ chlorku winylu

$x \text{ m}^3$ etenu — 1000 kg chlorku winylu $x = \underline{\underline{497,8 \text{ m}^3}}$

Zadanie 5 Cyjanowódór jest lotną cieczą. Występuje w postaci dwóch izomerycznych odmian, które pozostają ze sobą w równowadze:



cyjanowódór izocyjanowódór

W temperaturze pokojowej na 99 cząsteczek HCN przypada jedna cząsteczka HNC.

Na podstawie: A. Bielański, Podstawy chemii nieorganicznej, Warszawa 2010.

Oblicz, ile cząsteczek izocyjanowodoru znajduje się w temperaturze pokojowej w próbce mieszaniny cyjanowodoru i izocyjanowodoru o masie 1,35 g zawierającej obie odmiany w stanie równowagi.

$$M_{\text{HNC}} = 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\%_{\text{HNC}} \text{ — 1 cząsteczka HNC}$$

$$100\% \text{ — 99+1}$$

$$\%_{\text{HNC}} = 1\% = 0,01$$

$$m_{\text{HNC}} = 0,01 \cdot 1,35 = 0,0135 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol — } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek HNC}$$

$$0,0005 \text{ mola — } N \text{ cząsteczek HNC}$$

$$n_{\text{HNC}} = \frac{m_{\text{HNC}}}{M_{\text{HNC}}} = \frac{0,0135 \text{ g}}{27 \text{ g/mol}} = 0,0005 \text{ mola}$$

$$N = \underline{\underline{0,00301 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{20} \text{ cząsteczek}}}$$

Zadanie 6 Wodorowęglan amonu rozkłada się na amoniak, tlenek węgla (IV) i parę wodną. Oblicz łączną objętość gazów powstałych po reakcji rozkładu 1 g wodorowęglanu amonu w temperaturze 500 K i pod ciśnieniem normalnym.



$$M_{\text{NH}_4\text{HCO}_3} = 79\text{g/mol}^{-3}$$

$$79\text{ g NH}_4\text{HCO}_3 \text{ — } 17\text{ g NH}_3$$

$$1\text{ g} \text{ — } x \text{ NH}_3 \quad x \text{ NH}_3 = 0,22\text{ g}$$

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{m_{\text{NH}_3}}{M_{\text{NH}_3}} = \frac{0,22\text{g}}{17\text{g}} = 0,01\text{mola}$$

$$M_{\text{CO}_2} = 44\text{g/mol}^{-3}$$

$$79\text{ g NH}_4\text{HCO}_3 \text{ — } 44\text{ g CO}_2$$

$$1\text{ g} \text{ — } y \text{ CO}_2 \quad y \text{ CO}_2 = 0,56\text{ g}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{0,56\text{g}}{44\text{g}} = 0,01\text{mola}$$

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 18\text{g/mol}^{-3}$$

$$m_{\text{NH}_4\text{HCO}_3} = 1\text{g}$$

$$T = 500\text{K}$$

$$79\text{ g NH}_4\text{HCO}_3 \text{ — } 18\text{ g H}_2\text{O}$$

$$1\text{ g} \text{ — } z \text{ H}_2\text{O} \quad z \text{ H}_2\text{O} = 0,23\text{ g}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,23\text{g}}{18\text{g}} = 0,01\text{mola}$$

$$p = 1013\text{ hPa}$$

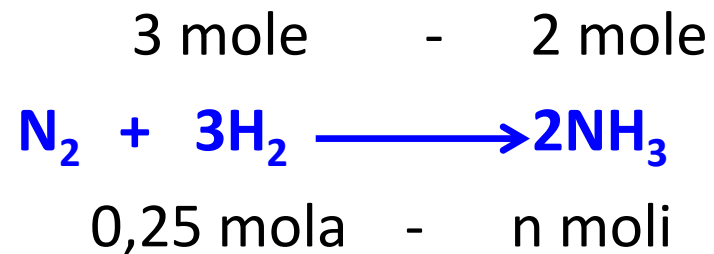
Szukane:

$$V_{\text{NH}_3} = V_{\text{CO}_2} = V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,01 \cdot 83,1 \cdot 500}{1013} = \frac{415,5}{1013} = 0,41\text{ dm}^3$$

$$V = ?$$

$$V_c = V_{\text{NH}_3} + V_{\text{CO}_2} + V_{\text{H}_2\text{O}} = 3 \cdot 0,41\text{ dm}^3 = \underline{\underline{1,23\text{ dm}^3}}$$

Zadanie 7 Czy 0,25 mola wodoru wystarczy do otrzymania 0,2 mola amoniaku. Odpowiedź poprzyj odpowiednimi obliczeniami.



$$n = \frac{0,25 \cdot 2}{3} = 0,17 \text{ mola}$$
$$0,17 < 0,2$$



Odp.: 0,25 mola wodoru nie wystarczy do otrzymania 0,2 mola amoniaku.

Zadanie 8 Do 816 g mieszaniny zawierającej Na_2CO_3 i $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ dodano nadmiar kwasu solnego. W wyniku tej reakcji wydzielono się 6 moli dwutlenku węgla. Oblicz, ile gramów bezwodnej soli było w mieszaninie przed reakcją z kwasem solnym.

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 2 \cdot 23 + 1 \cdot 12 + 3 \cdot 16 = 106 \text{ g/mol}$$



$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{1 \cdot 6}{1} = \mathbf{6 \text{ moli}} \text{ Na}_2\text{CO}_3 \text{ znajdowało się w początkowej mieszaninie}$$

(sumarycznie w formie hydratu i soli bezwodnej)

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = n \cdot M = 6 \text{ mol} \cdot 106 \text{ g/mol} = 636 \text{ g}$$

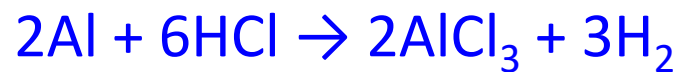
$$m_{\text{hydr. H}_2\text{O}} = 816 \text{ g} - 636 \text{ g} = 180 \text{ g}$$

$$n_{\text{hydr. H}_2\text{O}} = \frac{180}{18} = 10 \equiv \mathbf{1 \text{ mol}} \text{ Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{pozostały węglan sodu}$$

występował jako sól bezwodna:

$$\mathbf{6 \text{ moli}} - \mathbf{1 \text{ mol}} = 5 \text{ mol} \quad \rightarrow \quad m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 5 \text{ mol} \cdot 106 \text{ g/mol} = \mathbf{530 \text{ g}}$$

Zadanie 9 Na stop glinu i magnezu o masie 1,05 g podziałano stężonym kwasem solnym, otrzymując 1,232 dm³ wodoru. Jaka była procentowa zawartość glinu w stopie?



$$1 \text{ mol H}_2 \text{ — } 22,4 \text{ dm}^3$$



$$n \text{ moli H}_2 \text{ — } 1,232 \text{ dm}^3$$

$$n_{\text{H}_2} = 0,055 \text{ mola moli H}_2$$

$$M_{\text{Al}} = 27 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{Mg}} = 24 \text{ g/mol}$$

x – liczba moli glinu w stopie

y – liczba moli magnezu w stopie

$$1,05 \text{ g} = 27x + 24y$$

$$0,055 \text{ mola} = \frac{3}{2}x + y$$

$$x = 0,03$$

$$y = 0,01$$

$$\text{procentowa zawartość glinu w stopie : } \frac{0,03 \cdot 27}{1,05} = \underline{\underline{77,14\%}}$$

Zadanie 10 Spalając 27 g pewnego alkanu, otrzymano tlenek węgla (IV) oraz 40,5 g wody. Ustal, na podstawie odpowiednich obliczeń wzór sumaryczny spalane go alkanu.



Obliczamy ile g H znajduje się w 40,5 g H₂O:

40,5 g H ₂ O	- y g H	
18 g H ₂ O	- 2 g H	x = 4,5 g H

Obliczamy masę węgla: $m_C = 27 - 4,5 = 22,5 \text{ g}$

Obliczamy ilości moli węgla i wodoru: $n_C = \frac{22,5}{12} = 1,875$ $n_H = \frac{4,5}{1} = 4,5$

Ustalamy stosunek liczby moli węgla do wodoru:

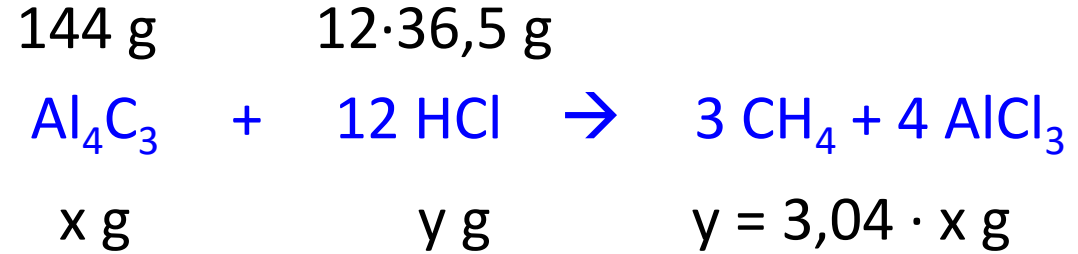
$$n_C : n_H = 1,875 : 4,5 = 1:2,4 = 5:12$$

Wzór sumaryczny spalane go alkanu: **C₅H₁₂**.

Zadanie 11 Oblicz objętość metanu, w przeliczeniu na warunki normalne, jaką można uzyskać w wyniku reakcji stechiometrycznej ilości węgliku glinu i 20% wodnego roztworu kwasu solnego o łącznej masie 460 gramów. Wydajność opisanej reakcji wynosi 88%.

$$M_{Al_4C_3} = 144 \text{ g/mol}$$

$$M_{HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$$



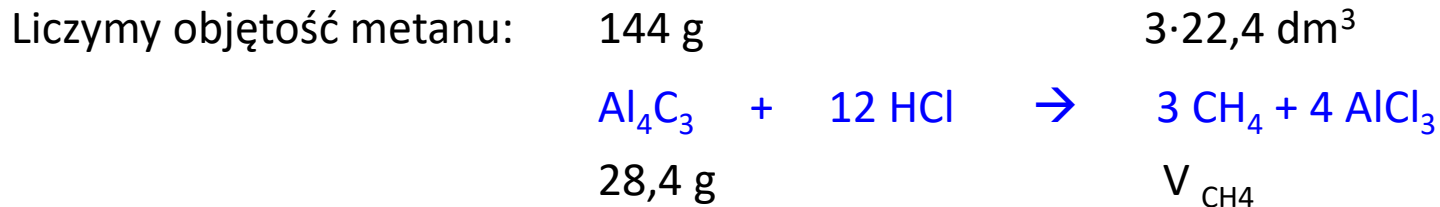
$$y = 3,04 \cdot x \text{ g}$$

masa HCl, która reaguje z Al_4C_3

$$C_p = \frac{m_s}{m_r} \times 100\% \quad m_r = \frac{3,04x \times 100\%}{20\%} = 15,2x$$

- masa wodnego roztworu HCl

Masa mieszaniny = 460 g , liczymy masę Al_4C_3 : $x + 15,2x = 460 \quad x = 28,4 \text{ g}$



$$V_{CH_4} = 13,25 \text{ dm}^3$$

Po uwzględnieniu wydajności: $V_{CH_4 \text{ końcowa}} = 13,25 \cdot 0,88 = 11,66 \text{ dm}^3$

100% - 13,25 dm³

Objętość metanu wynosi **11,66 dm³**

88% - $V_{CH_4 \text{ końcowa}}$

Koniec

