

## 6.5 Przebieg reakcji po zmieszaniu substratów w stosunku niestechiometrycznym

W poprzednich notatkach:

- 6.2 Molowy stosunek stechiometryczny reagentów
  - 6.3 Masowy stosunek stechiometryczny reagentów
  - 6.4 Objętościowy stosunek stechiometryczny reagentów
- } zmieszanie *substratów* w  
stosunku stechiometrycznym
- 6.5 Przebieg reakcji po zmieszaniu substratów w **stosunku niestechiometrycznym**

ilości liczby **moli** reagentów biorących udział w reakcji chemicznej nie odpowiadają proporcjom wynikającym z równania reakcji.

### stosunek stechiometryczny VS stosunek niestechiometryczny:

ilości *reagentów* są dokładnie zgodne z równaniem reakcji, wszystkie *reagenty* ulegają całkowitemu zużyciu.

ilości *reagentów* nie są zgodne z równaniem reakcji, jeden z reagentów zostaje po reakcji (jest w **nadmiarze**), a inny zużywa się całkowicie (jest reagentem ograniczającym - w **niedomiarze**)

**Reagent w niedomiarze** - zużywa się całkowicie (jako pierwszy); wyznacza maksymalną ilość **produktu** do otrzymania.

**Reagent w nadmiarze** - nie zużywa się całkowicie (zostaje po reakcji)

~ Dlaczego **reagent w niedomiarze** wyznacza maksymalną ilość **produktu** do otrzymania ?

Założmy sytuację, gdzie chcemy zrobić hot-dogi. Mamy 5 kiełbasek i 4 bułki. **Reagentem** w **niedomiarze** są bułki przez co stworzymy tylko 4 hot dogi, a **reagent** w **nadmiarze** - kiełbaska zostanie po reakcji (1 sztuka).

Chemicznie ujmując, w reakcji  $A + B \rightarrow C$ . **Produkt** powstaje gdy substrat A łączy się z substratem B. Gdy zabraknie np. substratu B to reakcja nie będzie zachodziła tzn. powstawał **produkt C** dopóki się nie wyczerpał substrat B, a substrat A zostanie w **nadmiarze** w *mieszaniu poreakcyjnej* [notatki z działu 7 - "Stechiometria mieszanin"].

Podsumowując:

- w **stosunku niestechiometrycznym** jeden **substrat** będzie w **niedomiarze**, a drugi **substrat** będzie w **nadmiarze**
- od **substratu** w **niedomiarze** zależy ilość otrzymanego **produktu**

#Wskazówka:

- jak w zadaniu są podane **masy** substratów bez **masy** produktu to powinien być to sygnał że należy sprawdzić, który substrat jest w **nadmiarze**, a który w **niedomiarze** [nie można się powołać na **prawo zachowania masy**]

~ Dlaczego nie można się powołać wyłącznie na **prawo zachowania masy** ?

Ponieważ, nie jesteśmy stanie rozróżnić stosunku stechiometrycznego i niestechiometrycznego.

Stwierdzenie **masa substratów = masa produktów** jest prawdziwe zawsze, ale powinno służyć jako sprawdzenie obliczeń w rozbudowanych zadaniach.

- w przypadku gdy *substraty* są w **stosunku stechiometrycznym** to oba *reagenty* się zużywają całkowicie, a **masa produktów = masa substratów** (przed rozpoczęciem reakcji)
- w przypadku gdy *substraty* są w **stosunku niestechiometrycznym** to **nadmiar** jednego z *reagentów* trzeba doliczyć do **masy** końcowej, a **masa produktów + nadmiar = masa substratów**

Na przykładzie równania reakcji:  $2\text{H}_2 + 1\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ , odczytujemy że **stosunek molowy** reakcji chemicznej wynosi **2 : 1 : 2**, czyli aby całkowicie przereagowały *substraty* potrzeba **2 moli** wodoru i **1 mola** tlenu.

Rozważmy przypadek że ktoś użył **6,5 moli** wodoru i **2,5 mole** tlenu.

Aby, sprawdzić który z *reagentów* został użyty w **niedomiarze** / **nadmiarze** układamy proporcje.

2 mole  $\text{H}_2$  — 1 mol  $\text{O}_2$  [stosunek molowy]

x — 2,5 moli  $\text{O}_2$

lub

2 mole  $\text{H}_2$  — 1 mol  $\text{O}_2$  [stosunek molowy]

6,5 moli  $\text{H}_2$  — x

x = **5 moli  $\text{H}_2$**

to oznacza, że **2,5 mola** tlenu reaguje maksymalnie z **5 molami** wodoru

skoro ktoś użył **6,5 mola** wodoru a wystarczy tylko **5 moli** (na **2,5 mola  $\text{O}_2$** )  
to **wodór** jest w **nadmiarze**

to **tlen** musi być w **niedomiarze**, skoro nie wystarczyło go do całkowitego przereagowania wodoru

x = **3,25 moli  $\text{O}_2$**

to oznacza, że **6,5 mola** wodoru reaguje maksymalnie z **3,25 molami** tlenu

skoro ktoś użył **2,5 mola** tlenu, a potrzeba **3,25 moli** (na **6,5 mola  $\text{H}_2$** ) to  
**tlen** jest w **niedomiarze**

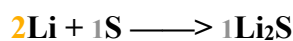
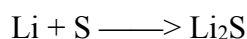
to **wodór** musi być w **nadmiarze**, skoro wystarczyło go do niecałkowitego przereagowania tlenu

#Wskazówka:

- niezależnie jaką ścieżkę wybierzesz otrzymasz te same wnioski

#6.5.1

Ustal potwierdzając obliczeniami, który **reagent** został użyty w **nadmiarze**, a który w **niedomiarze** w wyniku reakcji 0,2 mola litu z 0,09 mola siarki.



2 mole litu — 1 mol siarki [stosunek molowy] 2 mole litu — 1 mol siarki  
0,2 mola litu — x                      lub                      x — 0,09 mol siarki

x = 0,1 moli siarki



to oznacza, że 0,2 mola litu  
reaguje maksymalnie z  
0,1 molami siarki



skoro mamy 0,09 mola reagenta,  
to siarka jest w **niedomiarze**  
(ponieważ jeszcze 0,01 mola powinno  
jeszcze zareagować: 0,1 - 0,09 = 0,01)



więc **lit** jest w **nadmiarze**

x = 0,18 moli litu



to oznacza, że 0,09 mola  
siarki reaguje maksymalnie z  
0,18 molami litu



skoro mamy 0,2 mola reagenta, to  
**lit** jest w **nadmiarze**  
(ponieważ 0,02 mola jest za dużo:  
0,2 - 0,18 = 0,02)



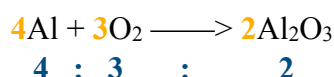
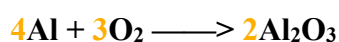
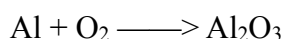
więc **siarka** jest w **niedomiarze**

W podanej reakcji chemicznej **lit** jest w **nadmiarze**, a **siarka**  
w **niedomiarze**.

1. Zapisz schemat reakcji chemicznej.
2. Dobierz **współczynniki**  
**stechiometryczne**.
3. Ustal **stosunek molowy** reakcji  
chemicznej.
4. Zapisz **proporcję** pozwalającą ustalić:  
- **reagent w niedomiarze** i **reagent w**  
**nadmiarze**
5. Dokonaj **interpretacji molowej**.
6. Napisz odpowiedź.

#6.5.2

Ustal potwierdzając obliczeniami, który **reagent** został użyty w **nadmiarze**, a który w **niedomiarze** w wyniku reakcji 2,1g glinu z 1,2g tlenu.



$M_{\text{Al}} = 27 \text{ g/mol}$   
 $M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol}$

$m_{\text{Al}} = 4 \cdot 27 \text{ g} = 108 \text{ g}$   
 $m_{\text{O}_2} = 3 \cdot 32 \text{ g} = 96 \text{ g}$

1. Zapisz schemat reakcji chemicznej.
2. Dobierz **współczynniki**  
**stechiometryczne**.
3. Ustal **stosunek molowy** reakcji  
chemicznej.
4. Oblicz **masy** reagentów korzystając  
ze **stosunku molowego**.

108g glinu — 96g tlenu

2,1g glinu — x

lub

108g glinu — 96g tlenu

x — 1,2g tlenu

x = 1,9g tlenu



to oznacza, że 2,1g glinu reaguje  
maksymalnie z 1,9g tlenu



skoro mamy 1,2g reagenta, to tlen  
jest w niedomiarze

(ponieważ 0,7g powinno jeszcze  
zareagować: 1,9g - 1,2g = 0,7g)



więc glin jest w nadmiarze

x = 1,35g glinu



to oznacza, że 1,2g tlenu reaguje  
maksymalnie z 1,35g glinu



skoro mamy 2,1g reagenta, to glin  
jest w nadmiarze

(ponieważ 0,75g jest za dużo:  
2,1g - 1,35g = 0,75g)



więc tlen jest w niedomiarze

W podanej reakcji chemicznej glin jest w nadmiarze, a tlen  
w niedomiarze.

5. Zapisz proporcję pozwalającą ustalić:

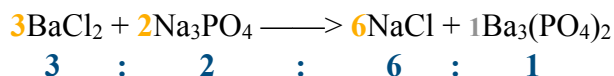
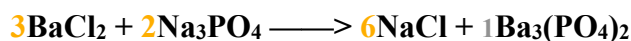
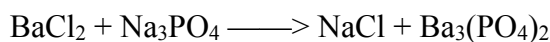
- reagent w niedomiarze i reagent w  
nadmiarze

6. Dokonaj interpretacji molowej.

7. Napisz odpowiedź.

#6.5.3

Oblicz ilość w miligramach reagenta użytego w nadmiarze w reakcji 8g chlorku baru - BaCl<sub>2</sub> z 4,5g  
fosforanu (V) sodu - Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.



M<sub>BaCl<sub>2</sub></sub> = 208 g/mol

M<sub>Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></sub> = 164 g/mol

m<sub>BaCl<sub>2</sub></sub> = 3 · 208g = 624g

m<sub>Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></sub> = 2 · 164g = 328g

624g BaCl<sub>2</sub> — 328g Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

8g BaCl<sub>2</sub> — x

lub

624g BaCl<sub>2</sub> — 328g Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

x — 4,5g Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

x = 4,21g Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>



to oznacza, że 8g BaCl<sub>2</sub> reaguje  
maksymalnie z 4,21g Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>



skoro mamy 4,5g reagenta, to  
Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> jest w nadmiarze



więc BaCl<sub>2</sub> jest w nadmiarze

x = 8,56g BaCl<sub>2</sub>



to oznacza, że 4,5g Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> reaguje  
maksymalnie z 8,56g BaCl<sub>2</sub>



skoro mamy 8,5g reagenta, to  
BaCl<sub>2</sub> jest w nadmiarze



więc Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> jest w nadmiarze

1. Zapisz schemat reakcji  
chemicznej.

2. Dobierz współczynniki  
stechiometryczne.

3. Ustal stosunek molowy reakcji  
chemicznej.

4. Oblicz masy reagentów  
korzystając z stosunku molowego.

5. Zapisz proporcję pozwalającą  
ustalić:

- reagent w niedomiarze i reagent w  
nadmiarze

6. Dokonaj interpretacji molowej.

$\text{Na}_3\text{PO}_4$  jest **reagentem** użytym w **nadmiarze**. Z proporcji wynika, że wystarczy **4,21g**, a w reakcji użyto **4,5g**.

$$4,5\text{g} - 4,21\text{g} = \mathbf{0,29\text{g}}$$
 [ilość reagenta użytego w nadmiarze]  

$$\mathbf{0,29\text{g} = 290\text{ mg}}$$
 [1g = 1000mg]

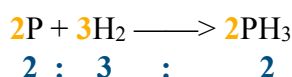
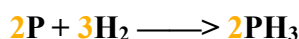
Reagenta w nadmiarze -  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  użyto o **0,29g** za dużo.

7. Oblicz **ilość reagenta** użytego w **nadmiarze**.

8. Napisz odpowiedź.

#6.5.4

Oblicz **masę fosforowodoru** -  $\text{PH}_3$ , który powstał w wyniku **152,5g fosforu** z **15g wodoru**.



$$M_{\text{P}} = \mathbf{31\text{ g/mol}}$$

$$M_{\text{H}_2} = \mathbf{2\text{ g/mol}}$$

$$m_{\text{P}} = \mathbf{2 \cdot 31\text{g} = 62\text{g}}$$

$$m_{\text{H}_2} = \mathbf{3 \cdot 2\text{g} = 6\text{g}}$$

62g fosforu — 6g wodoru  
 152,5g fosforu — x

lub

62g fosforu — 6g wodoru  
 x — 15g wodoru

$$x = \mathbf{14,8\text{g wodoru}}$$



to oznacza, że **152,5g fosforu** reaguje maksymalnie z **14,8g wodoru**



skoro mamy **15g** reagenta, to **wodór** jest w **nadmiarze**



więc **fosfor** jest w **niedomiarze**

$$M_{\text{PH}_3} = \mathbf{34\text{ g/mol}}$$

$$x = \mathbf{155\text{g fosforu}}$$



to oznacza, że **15g wodoru** reaguje maksymalnie z **155g fosforu**



skoro mamy **152,5g** reagenta, to **fosfor** jest w **niedomiarze**



więc **wodór** jest w **nadmiarze**

$$m_{\text{P}} = \mathbf{2 \cdot 34\text{g} = 68\text{g}}$$

62g fosforu (2 mole) — 68g  $\text{PH}_3$  (2 mole)

152,5g fosforu — x

$$x = \mathbf{167,3\text{g PH}_3}$$

**Masa** fosforowodoru -  $\text{PH}_3$  otrzymanego w wyniku syntezy **152,5g fosforu** i **15g wodoru** wynosi **167,3g**.

1. Zapisz schemat reakcji chemicznej.

2. Dobierz **współczynniki** **stechiometryczne**.

3. Ustal **stosunek molowy** reakcji chemicznej.

4. Oblicz **masy** reagentów korzystając z **stosunku molowego**.

5. Zapisz proporcję pozwalającą ustalić:

- **reagent w niedomiarze** i **reagent w nadmiarze**

6. Dokonaj **interpretacji molowej**.

7. Oblicz **masę** produktu korzystając z **stosunku molowego**.

8. Zapisz proporcję pozwalającą ustalić:

- **masę** produktu [zawsze się odwołujemy do **reagenta w niedomiarze**]

9. Napisz odpowiedź.

#Wskazówka:

- dla sprawdzenia możemy się odwołać do *prawa zachowania masy*
- Gdyby reakcja chemiczna przebiegała w sposób *stechiometryczny*:  $2\text{P} + 3\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{PH}_3$  to  

$$\begin{array}{ccc} 62\text{g} & + & 6\text{g} \\ & = & 68\text{g} \end{array}$$
*prawo zachowania masy* działa wg schematu: **masa substratów = masa produktów**
- Jednak ta reakcja chemiczna przebiegała w sposób *niestechiometryczny*:  $2\text{P} + 3\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{PH}_3$   

$$\begin{array}{ccc} 152,5\text{g} & + & 15\text{g} \\ & \neq & 167,3\text{g} \end{array}$$
to *prawo zachowania masy* zadziała wg schematu: **masa substratów = masa produktów + nadmiar**

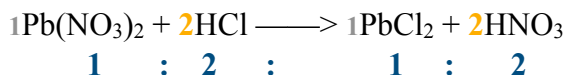
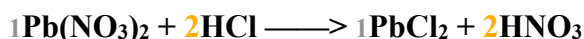
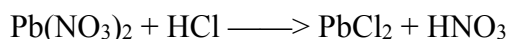
Reagentem w nadmiarze był wodór (z proporcji w kroku 5 wynika że potrzeba go tylko 14,8g), więc

$$15\text{g} - 14,8\text{g} = 0,2\text{g nadmiaru}$$

Możemy zapisać roboczo przebieg reakcji jako:  $2\text{P} + 3\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{PH}_3 + \text{nadmiar H}_2$  i się zgadza  

$$\begin{array}{ccc} 152,5\text{g} & + & 15\text{g} \\ & = & 167,3\text{g} + 0,2\text{g} \end{array}$$

#6.5.5 Oblicz *masę* wydzielonego osadu, który powstał podczas reakcji roztworu azotanu (V) ołowiu (II) -  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  zawierającego 0,1 mola tej substancji z 6 dm<sup>3</sup> chlorowodoru -  $\text{HCl}_{(\text{g})}$  odmierzzonego w temperaturze 288 K pod ciśnieniem 1000 hPa.



#### SPOSÓB I

$$\begin{aligned} V &= 6 \text{ dm}^3 = 0,006 \text{ m}^3 \\ p &= 1000 \text{ hPa} = 100000 \text{ Pa} \\ T &= 288 \text{ K} \\ R &= 8,314 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \end{aligned}$$

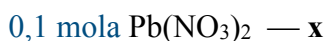
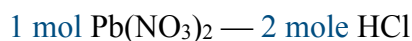
$$n = \frac{100000 \cdot 0,006}{8,314 \cdot 288}$$

#### SPOSÓB II

$$\begin{aligned} V &= 6 \text{ dm}^3 \\ p &= 1000 \text{ hPa} \\ T &= 288 \text{ K} \\ R &= 83,14 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \end{aligned}$$

$$n = \frac{1000 \cdot 6}{83,14 \cdot 288}$$

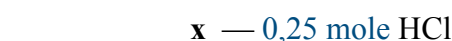
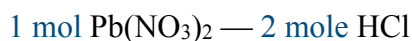
$$n = 0,25 \text{ mola HCl}_{(\text{g})}$$



$$x = 0,2 \text{ moli HCl}$$



to oznacza, że 0,1 mol  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  reaguje maksymalnie z 0,2 mol HCl



$$x = 0,125 \text{ moli Pb}(\text{NO}_3)_2$$



to oznacza, że 0,25 mol HCl reaguje maksymalnie z 0,125 moli  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

- Zapisz schemat reakcji chemicznej.
- Dobierz współczynniki *stechiometryczne*.
- Ustal *stosunek molowy* reakcji chemicznej.
- Oblicz liczbę *mol*i  $\text{HCl}_{(\text{g})}$  korzystając z przekształconego równania Clapeyrona

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

- Zapisz *proporcję* pozwalającą ustalić:
  - reagent w *niedomiarze* i reagent w *nadmiarze*
- Dokonaj *interpretacji molowej*.

skoro mamy 0,25 mola reagenta, to

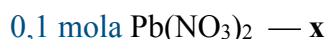
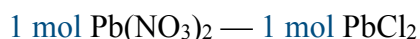
HCl jest w **nadmiarze**

więc  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  jest w **niedomiarze**

skoro mamy 0,1 mola reagenta, to

$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  jest w **niedomiarze**

więc HCl jest w **nadmiarze**



$$x = 0,1 \text{ moli } \text{PbCl}_2$$

$$M_{\text{PbCl}_2} = 278 \text{ g/mol}$$



$$x = 27,8 \text{ g } \text{PbCl}_2$$

$$m = 0,1 \cdot 278 \text{ g} = 27,8 \text{ g } \text{PbCl}_2$$

**Masa** wydzielonego osadu, który powstał podczas reakcji 0,1 mola azotanu (V) ołowiu (II) -  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  z 6 dm<sup>3</sup> chlorowodoru -  $\text{HCl}_{(\text{g})}$  odmierzonego w niestandardowych warunkach wynosi **27,8g**.

7. Zapisz proporcję pozwalającą obliczyć:

- liczbę **moli** osadu -  $\text{PbCl}_2$  [zawsze się odwołujemy do **reagenta** w **niedomiarze**]

**proporcja / wzór**

8. Zapisz proporcję pozwalającą obliczyć:

- **masę**  $\text{PbCl}_2$

8. Użyj wzoru pozwalającego obliczyć:

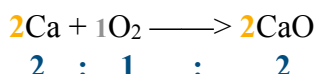
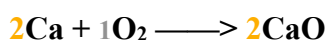
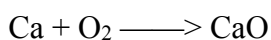
- **masę**  $\text{PbCl}_2$

$$m = n \cdot M$$

9. Napisz odpowiedź.

#6.5.6

Oblicz, ile **gramów** tlenku wapnia - CaO otrzymamy w wyniku reakcji **14g** wapnia i **160 mmol** tlenu.



$$160 \text{ mmol tlenu} = 0,16 \text{ mol tlenu} \quad [1 \text{ mol} = 1000 \text{ mmol}]$$

$$M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol}$$



$$x = 5,12 \text{ g } \text{O}_2$$

$$m = 0,16 \cdot 32 \text{ g} = 5,12 \text{ g } \text{O}_2$$

$$M_{\text{Ca}} = 40 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{Ca}} = 2 \cdot 40 \text{ g} = 80 \text{ g}$$

$$M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{O}_2} = 1 \cdot 32 \text{ g} = 32 \text{ g}$$

1. Zapisz schemat reakcji chemicznej.

2. Dobierz **współczynniki** **stechiometryczne**.

3. Ustal **stosunek molowy** reakcji chemicznej.

4. Zamień **milimole** tlenu na **mole** tlenu.

**proporcja / wzór**

5. Zapisz proporcję pozwalającą obliczyć:

- **masę** tlenu

5. Użyj wzoru pozwalającego obliczyć:

- **masę** tlenu

$$m = n \cdot M$$

6. Oblicz **masy** reagentów korzystając z **stosunku molowego**.

80g wapnia — 32g tlenu

14g wapnia — x

lub

80g wapnia — 32g tlenu

x — 5,12g tlenu

x = 5,6g tlenu



to oznacza, że 14g wapnia reaguje  
maksymalnie z 5,6g tlenu



skoro mamy 5,12g reagenta, to  
tlen jest w niedomiarze



więc wapń jest w nadmiarze

x = 12,8g wapnia



to oznacza, że 5,12g tlenu reaguje  
maksymalnie z 12,8g wapnia



skoro mamy 14g reagenta, to  
wapń jest w nadmiarze



więc tlen jest w niedomiarze

$M_{O_2} = 32 \text{ g/mol}$

32g tlenu (1 mol) — 112g CaO (2 mole)

$M_{CaO} = 56 \text{ g/mol}$

5,12g tlenu — x

x = 17,9g CaO

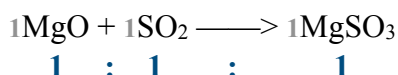
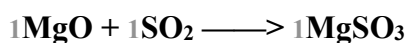
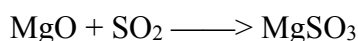
Masa tlenku wapnia - CaO otrzymanego w wyniku syntezy  
14g wapnia i 160 mmol wodoru wynosi 17,9g CaO.

#Wskazówka:

- krok 8 możesz rozbić na 2 etapy: 1' obliczyć liczbę moli CaO; 2' obliczyć masę CaO

#6.5.7

Oblicz, ile kilogramów siarczanu (IV) magnezu -  $MgSO_3$  otrzymamy w wyniku reakcji 0,001kmol  
tlenku magnezu -  $MgO$  i 0,066kg tlenku siarki (IV) -  $SO_2$ .



$$0,001 \text{ kmol } MgO = 1 \text{ mol } MgO \quad [1 \text{ kmol} = 1000 \text{ mol}]$$

$M_{MgO} = 40 \text{ g/mol}$

$M_{SO_2} = 64 \text{ g/mol}$

$m_{MgO} = 1 \cdot 40g = 40g$

$m_{SO_2} = 1 \cdot 64g = 64g$

40g MgO — 64g  $SO_2$

40g MgO — x

lub

40g MgO — 64g  $SO_2$

x — 66g  $SO_2$

x = 64g  $SO_2$

x = 41,3g MgO

7. Zapisz proporcję pozwalającą  
ustalić:

- reagent w niedomiarze i reagent w nadmiarze

8. Dokonaj interpretacji molowej.

9. Zapisz proporcję pozwalającą  
obliczyć:

- masę CaO [zawsze się odwołujemy do reagenta w niedomiarze]

10. Napisz odpowiedź.

1. Zapisz schemat reakcji chemicznej.

2. Dobierz współczynniki  
stechiometryczne.

3. Ustal stosunek molowy reakcji  
chemicznej.

4. Zamień kilomole  $MgO$  na mole  
 $MgO$ .

5. Oblicz masy reagentów korzystając  
ze stosunku molowego.

6. Zapisz proporcję pozwalającą  
ustalić:

- reagent w niedomiarze i reagent w nadmiarze

$$x = 64\text{g SO}_2$$



to oznacza, że 40g MgO reaguje  
maksymalnie z 64g SO<sub>2</sub>



skoro mamy 66g reagenta, to SO<sub>2</sub>  
jest w nadmiarze



więc MgO jest w niedomiarze

$$\text{lub } x = 41,3\text{g MgO}$$



to oznacza, że 66g SO<sub>2</sub> reaguje  
maksymalnie z 41,3g MgO



skoro mamy 40g reagenta, to  
MgO jest w niedomiarze



więc SO<sub>2</sub> jest w nadmiarze

$$M_{\text{MgO}} = 40 \text{ g/mol} \quad 40\text{g MgO (1 mol)} \text{ — } 104\text{g MgSO}_3 \text{ (1 mol)}$$

$$M_{\text{MgSO}_3} = 104 \text{ g/mol} \quad 40\text{g MgO} \text{ — } x$$

$$x = 104\text{g MgSO}_3$$

$$104\text{g} = 0,104 \text{ kg} \quad [1\text{kg} = 1000\text{g}]$$

Masa siarczanu (IV) magnezu - MgSO<sub>3</sub> otrzymanego w  
wyniku syntezy 0,066kg tlenku siarki (IV) - SO<sub>2</sub> i 0,001 kmol  
tlenku magnezu - MgO wynosi 0,104 kg.

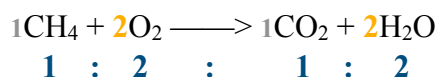
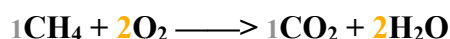
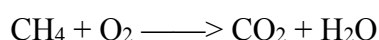
8. Dokonaj *interpretacji molowej*.

9. Zapisz proporcję pozwalającą obliczyć:  
- masę MgSO<sub>3</sub> [zawsze się odwołujemy do  
reagenta w niedomiarze]

10. Napisz odpowiedź.



#6.5.8 Oblicz, ile milimoli tlenku węgla (IV) - CO<sub>2</sub> można otrzymać w wyniku zmieszania 15cm<sup>3</sup> metanu -  
CH<sub>4</sub> i 250cm<sup>3</sup> powietrza, w którym zawarte jest 21% objętościowych tlenu w warunkach normalnych.



$$250\text{cm}^3 \text{ powietrza} \text{ — } 100\%$$

$$x \text{ — } 21\%$$

$$x = 52,5\text{cm}^3 \text{ tlenu}$$

$$1 \text{ mol gazu w warunkach normalnych} = 22,4 \text{ dm}^3 = 22400 \text{ cm}^3$$

PROPORCJA 1'  $22400 \text{ cm}^3 \text{ CH}_4 \text{ (1 mol)} \text{ — } 44800 \text{ cm}^3 \text{ tlenu (2 mole)}$   
 $15 \text{ cm}^3 \text{ CH}_4 \text{ — } x$

$$x = 30 \text{ cm}^3 \text{ tlenu}$$

PROPORCJA 2'  $22400 \text{ cm}^3 \text{ CH}_4 \text{ (1 mol)} \text{ — } 44800 \text{ cm}^3 \text{ tlenu (2 mole)}$   
 $x \text{ — } 52,5 \text{ cm}^3 \text{ tlenu}$

$$x = 26,25 \text{ cm}^3 \text{ CH}_4$$

1. Zapisz schemat reakcji chemicznej.

2. Dobierz współczynniki  
stechiometryczne.

3. Ustal stosunek molowy reakcji  
chemicznej.

4. Zapisz proporcję pozwalającą  
obliczyć:

- objętość tlenu w powietrzu

5. Zapisz proporcję pozwalającą  
ustalić:

- reagent w niedomiarze i reagent w  
nadmiarze

### PROPORCJA 1'

$$x = 30 \text{ cm}^3 \text{ tlenu}$$



to oznacza, że  $15 \text{ cm}^3 \text{ CH}_4$  reaguje  
maksymalnie z  $30 \text{ cm}^3 \text{ O}_2$

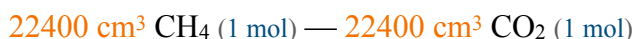


skoro mamy  $52,5 \text{ cm}^3$  reagenta, to

tlen jest w **nadmiarze**



więc  $\text{CH}_4$  jest w **niedomiarze**



$$x = 15 \text{ cm}^3 \text{ CO}_2$$



$$x = 0,00067 \text{ moli CO}_2$$

$$0,00067 \text{ moli CO}_2 = 0,67 \text{ mmol CO}_2 \quad [1 \text{ mol} = 1000 \text{ mmol}]$$

W wyniku zmieszania  $15 \text{ cm}^3$  metanu -  $\text{CH}_4$  i  $250 \text{ cm}^3$  powietrza w  
warunkach normalnych powstało  $0,67 \text{ mmol}$  tlenku węgla (IV) -  $\text{CO}_2$ .

### PROPORCJA 2'

$$x = 26,25 \text{ cm}^3 \text{ CH}_4$$



to oznacza, że  $52,5 \text{ cm}^3$  tlenu reaguje  
maksymalnie z  $26,25 \text{ cm}^3 \text{ CH}_4$



skoro mamy  $15 \text{ cm}^3$  reagenta, to

$\text{CH}_4$  jest w **niedomiarze**



więc tlen jest w **nadmiarze**

6. Dokonaj *interpretacji molowej*.

7. Zapisz proporcję pozwalającą obliczyć:

- objętość  $\text{CO}_2$  [zawsze się odwołujemy do reagenta w niedomiarze]

8. Zapisz proporcję pozwalającą obliczyć:

- liczbę moli  $\text{CO}_2$  [prawo Avogadro]

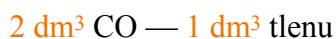
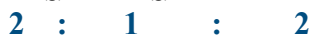
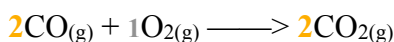
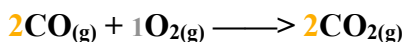
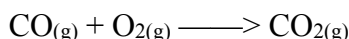
9. Napisz odpowiedź.

#Wskazówka:

- nie musisz wykonywać na obliczeń  $\text{cm}^3$ , możesz zamienić objętość gazów na  $\text{dm}^3$

#6.5.9

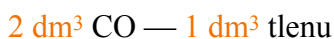
Oblicz objętość gazów po reakcji, wiedząc że zmieszano  $5 \text{ dm}^3$  tlenu i  $8 \text{ dm}^3$  tlenku węgla (II) -  $\text{CO}$ .



$$x = 10 \text{ dm}^3 \text{ CO}$$



to oznacza, że  $5 \text{ dm}^3$  tlenu reaguje  
maksymalnie z  $10 \text{ dm}^3 \text{ CO}$



$$x = 4 \text{ dm}^3 \text{ tlenu}$$



to oznacza, że  $8 \text{ dm}^3 \text{ CO}$  reaguje  
maksymalnie z  $4 \text{ dm}^3$  tlenu

1. Zapisz schemat reakcji chemicznej.

2. Dobierz współczynniki  
stechiometryczne.

3. Ustal stosunek molowy i stosunek  
objętościowy reakcji chemicznej.

4. Zapisz proporcję pozwalającą  
ustalić:

- reagent w niedomiarze i reagent w nadmiarze

5. Dokonaj *interpretacji molowej*.

↓  
skoro mamy  $8 \text{ dm}^3$  reagenta, to CO  
jest w **niedmiarze**  
↓  
więc tlen jest w **nadmiarze**

↓  
skoro mamy  $5 \text{ dm}^3$  reagenta, to  
tlen jest w **nadmiarze**  
↓  
więc CO jest w **niedmiarze**

Tlen jest **reagentem** użytym w **nadmiarze**. Z proporcji wynika, że wystarczy  $4 \text{ dm}^3$ , a w reakcji użyto  $5 \text{ dm}^3$ .

$$5 \text{ dm}^3 - 4 \text{ dm}^3 = 1 \text{ dm}^3 \text{ [objętość reagenta użytego w nadmiarze]}$$

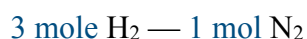
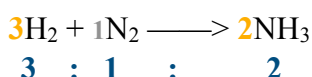
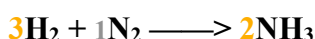
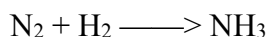


$$8 \text{ dm}^3 + 1 \text{ dm}^3 = 9 \text{ dm}^3 \text{ [łączna objętość gazów po reakcji]}$$

Objętość gazów po reakcji syntezy  $5 \text{ dm}^3$  tlenu i  $8 \text{ dm}^3$  tlenku węgla (II) - CO wynosi  $9 \text{ dm}^3$ .

- Oblicz **objętość reagenta** użytego w **nadmiarze**.
- Zapisz proporcję pozwalającą obliczyć:
  - **objętość**  $\text{CO}_2$  [zawsze się odwołujemy do **reagenta w niedmiarze**]
- Oblicz łączną **objętość** gazów *po reakcji*
  - produkt gazowy + **nadmiar**
- Napisz odpowiedź.

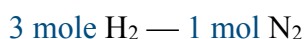
**#6.5.10** Oblicz, ile **cząsteczek** amoniaku -  $\text{NH}_3$  powstałoby, gdyby użyto do syntezy takiej **objętości** wodoru, w której znajduje się  $1,5 \cdot 10^{24}$  **cząsteczek** wodoru oraz takiej **objętości** azotu, w której znajduje się  $3 \cdot 10^{23}$  **cząsteczek** azotu.



to oznacza, że **0,5 mola** azotu reaguje maksymalnie z **1,5 mola** wodoru



skoro mamy **2,5 mola** reagenta, to **wodór** jest w **nadmiarze**



to oznacza, że **2,5 mol** wodoru reaguje maksymalnie z **0,83 mol** azotu



skoro mamy **0,5 mola** reagenta, to **azot** jest w **niedmiarze**

- Zapisz schemat reakcji chemicznej.
- Dobierz **współczynniki** **stechiometryczne**.
- Ustal **stosunek molowy** reakcji chemicznej.
- Zapisz proporcję pozwalającą obliczyć:
  - liczbę **moli** azotu i wodoru [**stała Avogadro**]
- Zapisz proporcję pozwalającą ustalić:
  - **reagent w niedmiarze** i **reagent w nadmiarze**
- Dokonaj **interpretacji molowej**.

więc azot jest w **niedomiarze**

więc wodór jest w **nadmiarze**

$$6,02 \cdot 10^{23} \text{ cz. N}_2 (1 \text{ mol}) \text{ — } 12,04 \cdot 10^{23} \text{ cz. NH}_3 (2 \text{ mole})$$

$$3 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek N}_2 (0,5 \text{ mola}) \text{ — } x$$

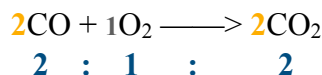
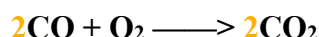
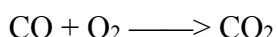
$$x = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek NH}_3$$

W podanej reakcji syntezy amoniaku -  $\text{NH}_3$ , w której użyto  $1,5 \cdot 10^{24}$  cząsteczek wodoru i  $3 \cdot 10^{23}$  cząsteczek azotu powstałoby  $6,02 \cdot 10^{23}$  cząsteczek amoniaku -  $\text{NH}_3$

#Wskazówka:

- krok 7 możesz rozbić na 2 etapy: 1' obliczyć liczbę **moli**  $\text{NH}_3$ ; 2' liczbę **cząsteczek**  $\text{NH}_3$

**#6.5.11** Oblicz, czy  $12\text{g}$  tlenku węgla (II) - CO wystarczy do całkowitego przereagowania  $8\text{g}$  tlenu cząsteczkowego, aby powstał tlenek węgla (IV) -  $\text{CO}_2$ .



$$M_{\text{CO}} = 28 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol}$$

$$2 \cdot 28\text{g CO (2 mole)} \text{ — } 1 \cdot 32\text{g tlenu (1 mol)}$$

$$12\text{g CO} \text{ — } x$$

$$x = 6,86\text{g tlenu}$$

lub

$$2 \cdot 28\text{g CO (2 mole)} \text{ — } 1 \cdot 32\text{g tlenu (1 mol)}$$

$$x \text{ — } 8\text{g tlenu}$$

$$x = 13,5\text{g CO}$$

$$x = 6,86\text{g tlenu}$$

to oznacza, że  $6,86\text{g}$  tlenu reaguje  
maksymalnie z  $12\text{g}$  CO

skoro mamy  $8\text{g}$  reagenta, to **tlen** jest  
w **nadmiarze**

więc CO jest w **niedomiarze**

$$x = 13,5\text{g CO}$$

to oznacza, że  $13,5\text{g}$  CO reaguje  
maksymalnie z  $8\text{g}$  tlenu

skoro mamy  $12\text{g}$  reagenta, to **CO**  
jest w **niedomiarze**

więc **tlen** jest w **nadmiarze**

$12\text{g}$  tlenku węgla (II) - CO **nie wystarczy** do całkowitego  
przereagowania  $8\text{g}$  tlenu ( $13,5\text{g} - 12\text{g} = 1,5\text{g}$  za mało CO)

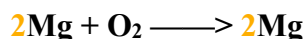
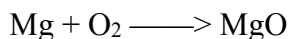
7. Zapisz proporcję pozwalającą obliczyć:
  - liczbę **cząsteczek**  $\text{NH}_3$  [zawsze się odwołujemy do **reagenta** w **niedomiarze**]
8. Napisz odpowiedź.

1. Zapisz schemat reakcji chemicznej.
2. Dobierz **współczynniki** **stechiometryczne**.
3. Ustal **stosunek molowy** reakcji chemicznej.
4. Zapisz proporcję pozwalającą ustalić:
  - **reagent** w **niedomiarze** i **reagent** w **nadmiarze**
6. Dokonaj *interpretacji molowej*.

12g tlenku węgla (II) **nie wystarczy do całkowitego przereagowania** 8g tlenu cząsteczkowego, aby powstał tlenek węgla (IV) - CO<sub>2</sub>.

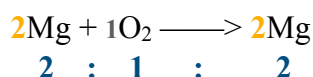


#6.5.12 Oblicz, czy 35g magnezu wystarczy do całkowitego przereagowania 20g tlenu cząsteczkowego, aby powstał tlenek magnezu - MgO.



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

$M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol}$



2 · 24g magnezu (2 mole) — 1 · 32g tlenu (1 mol)

35g magnezu — x

x = 23,3g tlenu

lub

2 · 24g magnezu (2 mole) — 1 · 32g tlenu (1 mol)

x — 20g tlenu

x = 30g magnezu

x = 23,3g tlenu



to oznacza, że 23,3g tlenu reaguje maksymalnie z 35g magnezu



skoro mamy 20g reagenta, to tlen jest w **niedomiarze**



więc magnez jest w **nadmiarze**

35g magnezu **wystarczy do całkowitego przereagowania** 20g tlenu  
(23,3g - 20g = 3,3g za dużo tlenu)

x = 30g magnezu



to oznacza, że 30g magnezu reaguje maksymalnie z 20g tlenu



skoro mamy 35g reagenta, to magnez jest w **nadmiarze**



więc tlen jest w **niedomiarze**

35g magnezu **wystarczy do całkowitego przereagowania** 20g tlenu cząsteczkowego, aby powstał tlenek magnezu - MgO.

7. Napisz odpowiedź.

1. Zapisz schemat reakcji chemicznej.

2. Dobierz **współczynniki stechiometryczne**.

3. Ustal **stosunek molowy** reakcji chemicznej.

4. Zapisz **proporcję** pozwalającą ustalić:

- **reagent w niedomiarze** i **reagent w nadmiarze**

6. Dokonaj **interpretacji molowej**.

7. Napisz odpowiedź.