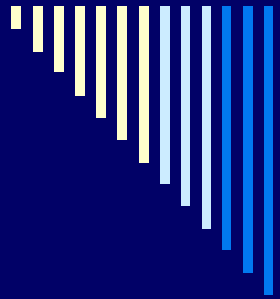



Stechiometria

**Nauka o ilościach materiałów
zużywanych i otrzymywanych w
reakcjach chemicznych**



Pojęcie mola

Liczba atomów zawarta w 12 g czystego ^{12}C

$$1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{23}$$

Liczba Avogadry



Masa molowa/masa atomowa

masa

atomowa

$$1 \text{ a.j.m.} = 1/12 m \text{ } ^{12}\text{C}$$

dla 1 atomu pierwiastka np. C

$$M_{\text{at}} = 12 \text{ a.j.m.}$$

molowa

$$1 \text{ g/mol} = 1/12 m \text{ mola } ^{12}\text{C}$$

dla 1 mola pierwiastka np. C

$$M_{\text{mol}} = 12 \text{ g/mol}$$



Implikacje definicji mola

Przykład 1 Przeliczenie a.j.m. → gram

- 1 a.j.m. – 1/12 masy 1 atomu ^{12}C
- masa 1 mola ^{12}C – 12 g/mol
- 1 mol $N=6.022 \cdot 10^{23}$ atomów ^{12}C

$$m_{1 \text{ atom}} = \frac{1 \text{ atom} \cdot 12.0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{6.022 \cdot 10^{23} \frac{\text{atomów}}{\text{mol}}} = 1.99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$1 \text{ a.j.m.} = \frac{1.99 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{12} = 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$



Wyznaczanie liczby Avogadry

Prawo Avogadry:

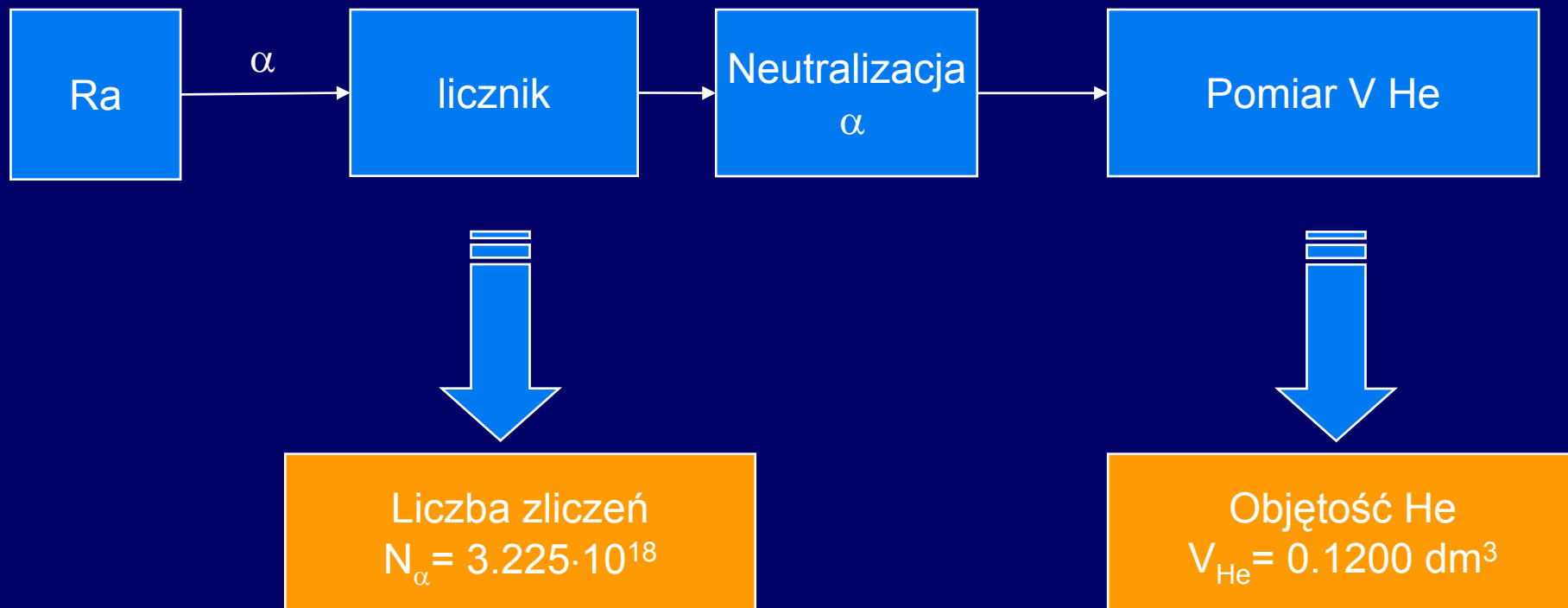
dla dowolnego gazu przy

$$p=\text{const} \text{ i } T=\text{const} \Rightarrow V=\text{const} \text{ i } N=\text{const}$$



Wyznaczanie liczby Avogadry

doświadczenie Rutheforda

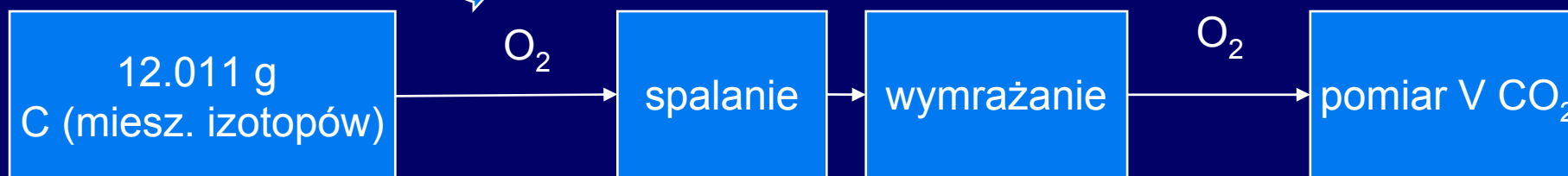


$T=0^{\circ}\text{C}$

Wyznaczanie liczby Avogadry



def. mola



prawo
Avogadry

$$\frac{0.1200 \text{ dm}^3}{22.400 \text{ dm}^3} = \frac{3.225 \cdot 10^{18}}{N}$$

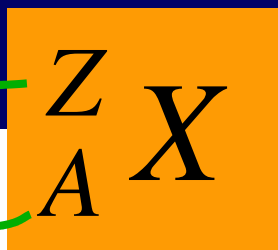
$$N = 6.022 \cdot 10^{23}$$

Objętość CO_2
 $V_{\text{CO}_2} = 22.400 \text{ dm}^3$

$T = 0^\circ\text{C}$

Język symboli - atomy

Z - masa atomowa
A - atomowa



1 H 1.00794									
3 Li 6.941	4 Be 9.012182								
11 Na 22.989770	12 Mg 24.3050								
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.955910	22 Ti 47.867	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.938049	26 Fe 55.845	27 Co 58.933200	28 Ni 58.693
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.90585	40 Zr 91.224	41 Nb 92.90638	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.90550	46 Pd 106.42
55 Cs 132.90545	56 Ba 137.327	57 La 138.9055	72 Hf 178.49	73 Ta 180.9479	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.217	78 Pt 195.078
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110 (269)

47
Ag
107.868

79
Au
196.9665

		1 H 1.00794	2 He 4.002602
7 N 14.00674	8 O 15.9994	9 F 18.9984032	10 Ne 20.1797
15 P 30.973761	16 S 32.066	17 Cl 35.4527	18 Ar 39.948
33 As 74.92160	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
51 Sb 121.760	52 Te 127.60	53 I 126.90447	54 Xe 131.29
83 Bi 208.98038	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
		116 (289)	118 (293)



Język symboli - cząsteczki

□ Liczba atomów

- w cząsteczce homoatomowej

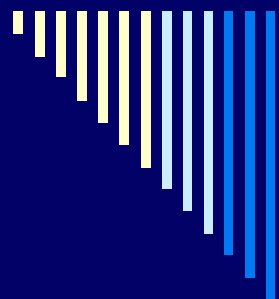


- w cząsteczce heteroatomowej



□ Ładunek jonu





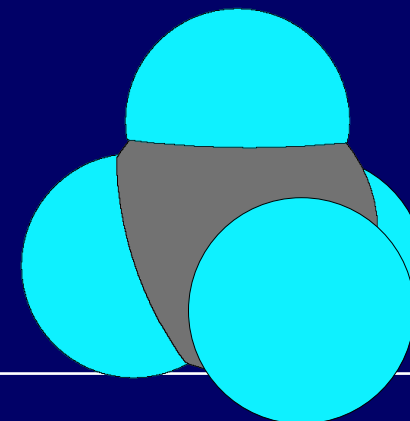
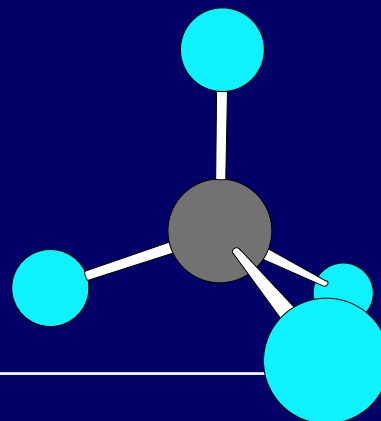
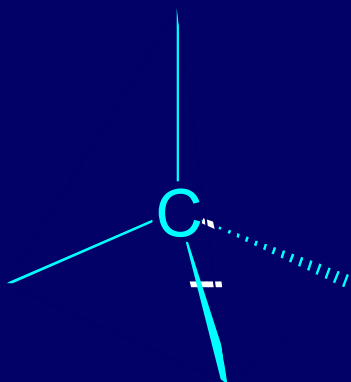
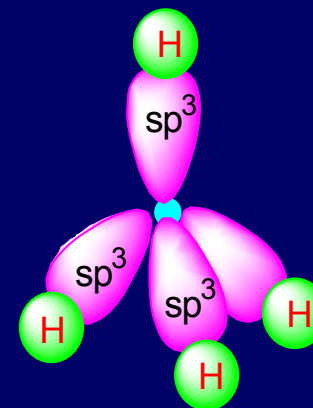
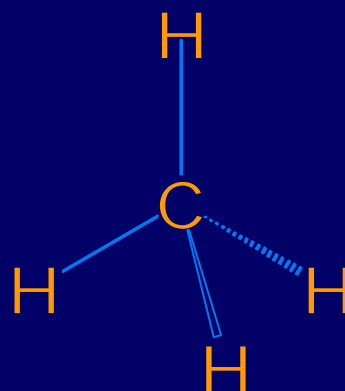
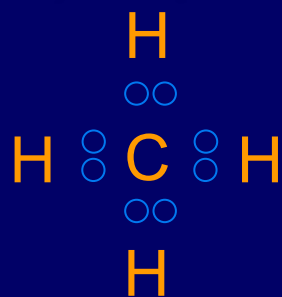
Wizualizacja cząsteczek



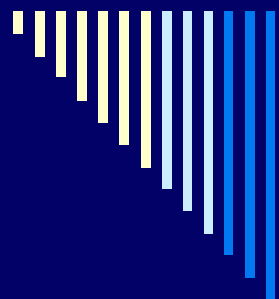
freeware

http://www.download.com/ACD-ChemSketch-Freeware/3000-2054_4-10591466.html

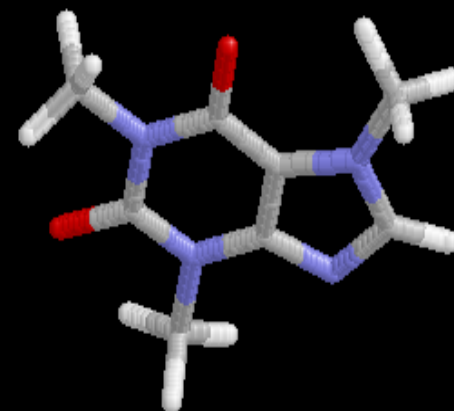
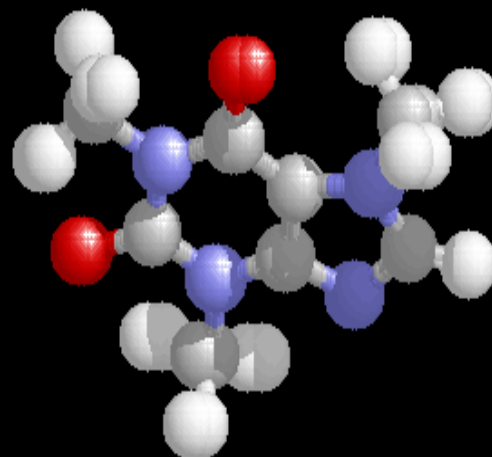
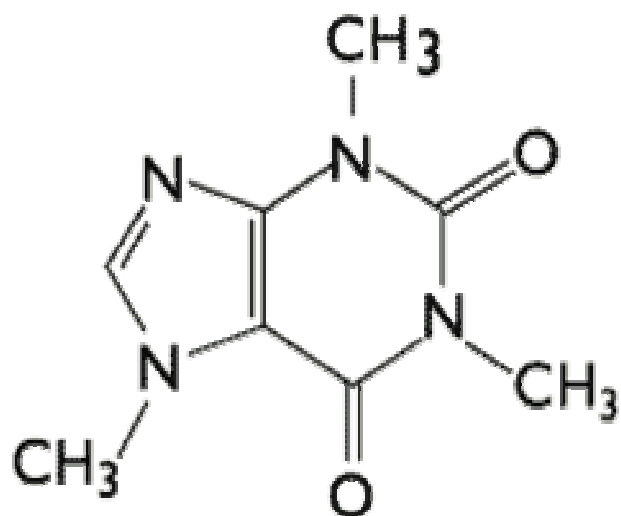
Wizualizacja cząsteczek



[../Filmy/Czasteczka_hybrid_sp3.MOV](#)



Wizualizacja cząsteczek





Skład procentowy związków

- Udział procentowy masy danego pierwiastka w związku:

$$C_{\text{pierwiastek}} = \frac{M_{\text{pierwiastek}}}{M_{\text{związek}}} 100\%$$

- Dla tlenku żelaza (III) (Fe_2O_3)

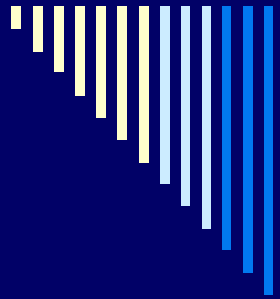
$$C_{\text{Fe}} = \frac{M_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} 100\% = \frac{2 \cdot 55.85}{159.69} 100\% = 69.94\%$$



Wzory empiryczne i rzeczywiste

wzór rzeczywisty = (wzór empiryczny)_n
[*n* = l. naturalna]

- wzór rzeczywisty = C₆H₆ = (CH)₆
- wzór empiryczny = CH



Określanie wzoru empirycznego związku

1. Oprzyj obliczenia na 100 g związku
2. Określ liczbę moli poszcz. pierwiastków w 100 g związku
3. Podziel każdą ilość moli przez najmniejszą spośród nich
4. Pomnóż otrzymane wartości przez liczbę naturalną tak by otrzymać najmniejsze całkowite wartości



Określanie wzoru empirycznego związku

Przykład

Oblicz wzór węglowodoru zawierającego 7.69 % H

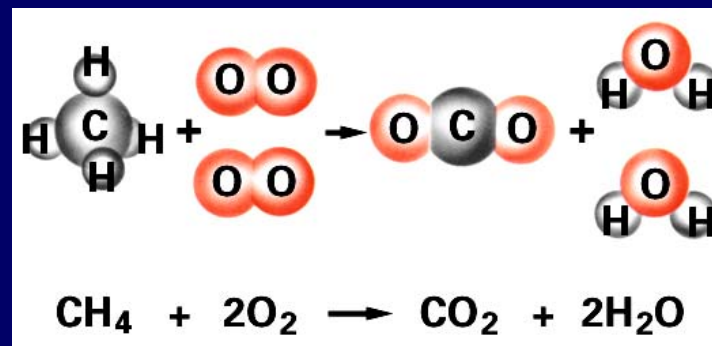
- C_xH_y - 100 g
- 7.69 g H oraz 92.31 g C \Rightarrow
- H : C = 1.000 : 1.008 \approx 1 : 1
- CH

$$n_H = \frac{7.69 \text{ g}}{1.008 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7.63 \text{ mol}$$
$$n_C = \frac{92.31 \text{ g}}{12.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7.69 \text{ mol}$$

Związek może być acetylenem C_2H_2 lub benzenem C_6H_6



Równania reakcji

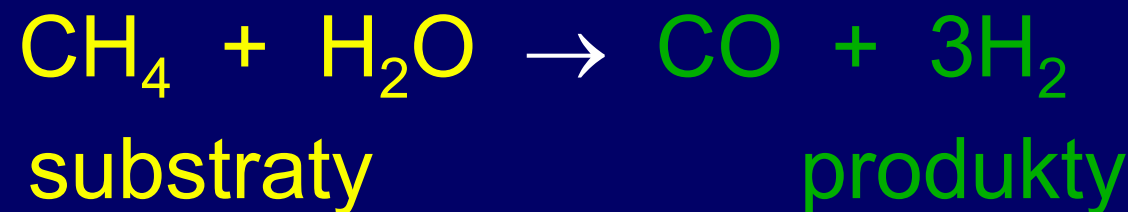


Opisują przemianę chemiczną
związaną z reorganizacją atomów w
cząsteczkach



Równanie reakcji

Reprezentacja reakcji chemicznej:



- liczba moli
- liczby cząsteczek
- masy molowe
- objętości

prawo zachowania masy



Równanie reakcji – jak czytać?



The equation is balanced.

- 1 mole of methane reacts with 1 mole of water
- to produce
- 1 mole of carbon oxide and 3 moles of hydrogen



Równanie reakcji – jak czytać?



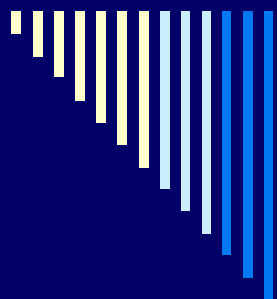
- **Number of reacting atoms and molecules**
 - molecule of ethanol reacts with 3 molecules of oxygen to produce
 - 2 molecules of carbon dioxide and molecules of water

- **Number of moles of atoms/molecules of reactants and products**
 - 1 mole of ethanol reacts with 3 moles of oxygen to produce
 - 2 moles of carbon dioxide and 3 moles of water

- **Masses of reactants and products**
 - 46 g of ethanol reacts with 96 g (3x32 g) of oxygen to produce
 - 88 g (2x44 g) of carbon dioxide and 54 g (3x18 g) of water

- **States of reactants and products**
 - Under given conditions gaseous ethanol reacts with gaseous oxygen to produce gaseous

- **Volumes of gaseous reactants and products**
 - 1 volume of ethanol reacts with 3 volumes of oxygen to produce
 - 2 volumes of carbon dioxide and 3 volumes of water



Obliczenia stechiometryczne

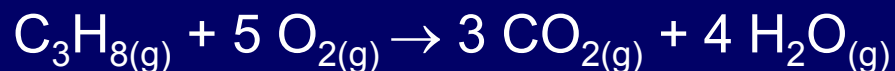
1. Zbilansuj równanie.
2. Konwertuj masy na mole.
3. Ustal stosunki molowe na podst. równania.
4. Użyj ich do obliczenia liczby reagujących moli wg danych.
5. Przelicz mole na g, jeśli potrzeba.



Obliczenia stechiometryczne

Przykład

Ile gramów CO₂ otrzymamy utleniając 96.1 g propanu (C₃H₈)



$$M_{\text{C}_3\text{H}_8} = 44.1 \text{ g/mol}, M_{\text{CO}_2} = 44.0 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{C}_3\text{H}_8} = 96.1 \text{ g} / 44.1 \text{ g/mol} = 2.18 \text{ mol}$$



$$n_{\text{CO}_2} = 3 \cdot 2.18 = 6.54 \text{ mol}$$

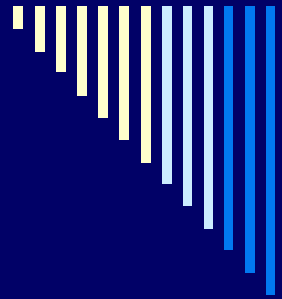
$$m_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g/mol} \cdot 6.54 \text{ mol} = 288 \text{ g}$$



Substrat limitujący

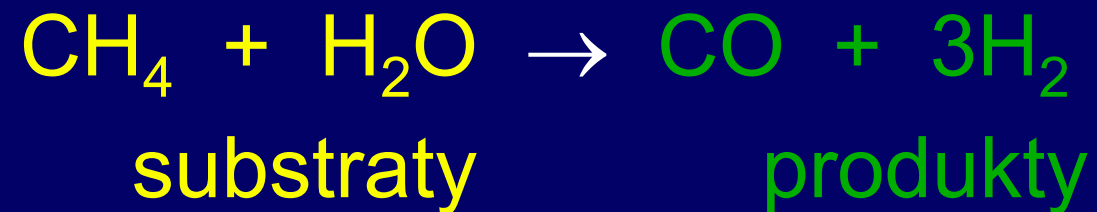
Substrat limitujący jest tym substratem, który w reakcji zużywa się pierwszy ograniczając ilość powstających produktów.

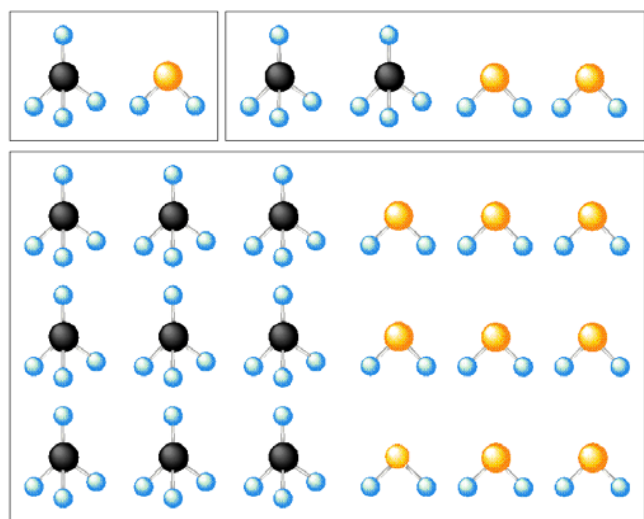
[Film1 substrat limitujacy.MOV](#)



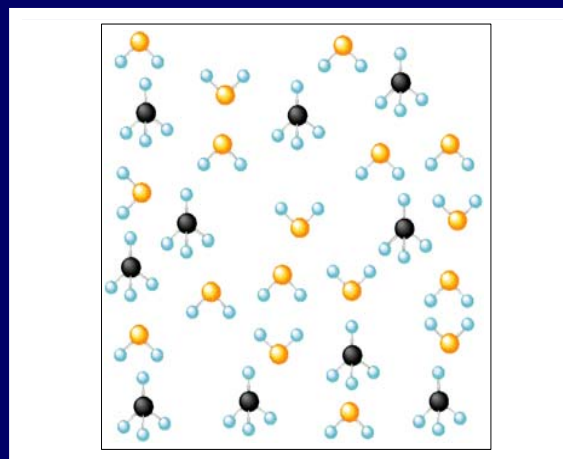
Substrat limitujący

Dla reakcji:

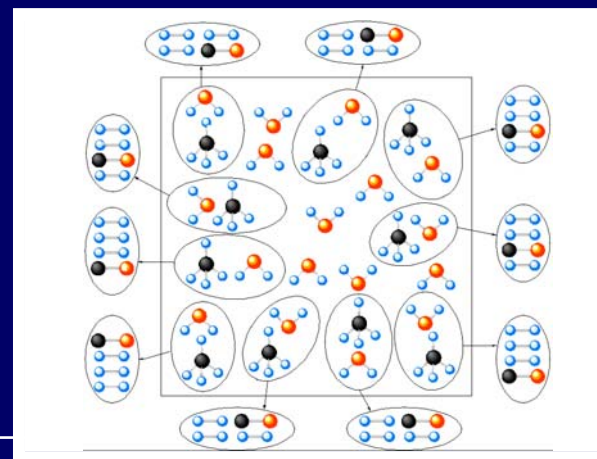


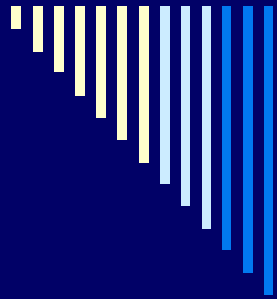


Mieszanina
stechiometryczna



Jeżeli jeden z substratów
jest w nadmiarze (H₂O) to
nie wszystkie cząsteczki
metanu przereagują



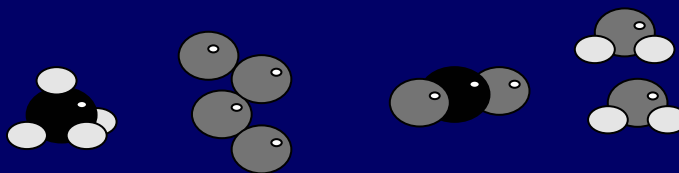


Obliczenia stechiometryczne

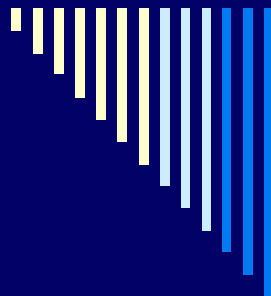
1. Zbilansuj równanie.
2. Konwertuj masy na mole.
3. Określ, który substrat jest limitujący
4. Ustal stosunki molowe na podst. równania.
5. Użyj ich do obliczenia liczby reagujących moli względem substratu limitującego.
6. Przelicz mole na g, jeśli potrzeba.

Obliczenia stechiometryczne

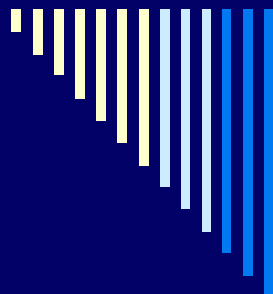
Przykład 1



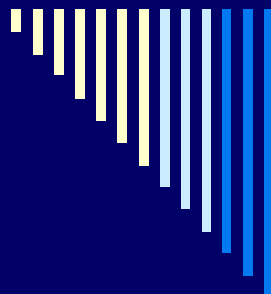
Methane is the main component of marsh gas. Heating methane in presence of sulfur produces carbon disulfide and hydrogen sulfide. Calculate the amount of carbon disulfide when 120 g of methane is reacted with an equal mass of sulfur?



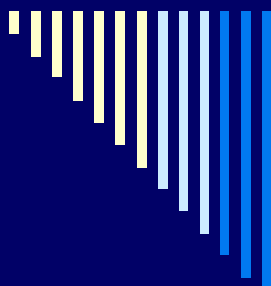
data	CH ₄	S	CS ₂	H ₂ S
m [g]	120	120	?	
M [g/mol]				
n = m/M [mol]				
stosunek substr. z danych				
z równania stech.				
rozwiązanie				
n [mol]				
m = n·M [g]				



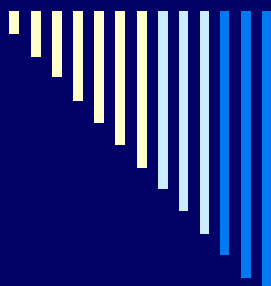
data	CH ₄	S	CS ₂	H ₂ S
m [g]	120	120	?	
M [g/mol]	16.04	32.07	76.15	
n = m/M [mol]				
stosunek substr. z danych				
z równania stech.				
rozwiązanie				
n [mol]				
m = n·M [g]				



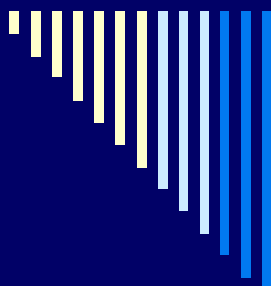
data	CH ₄	S	CS ₂	H ₂ S
m [g]	120	120	?	
M [g/mol]	16.04	32.07	76.15	
n = m/M [mol]	$\frac{120}{16.04}$ = 7.48	$\frac{120}{32.07}$ = 3.74		
stosunek substr. z danych				
z równania stech.				
rozwiązanie				
n [mol]				
m = n·M [g]				



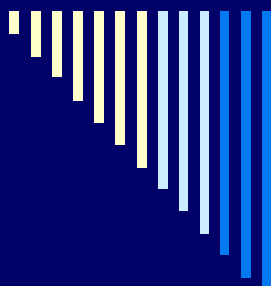
data	CH ₄	S	CS ₂	H ₂ S
m [g]	120	120	?	
M [g/mol]	16.04	32.07	76.15	
n = m/M [mol]	$\frac{120}{16.04}$ = 7.48	$\frac{120}{32.07}$ = 3.74		
stosunek substr. z danych	1	0.5		
z równania stech.				
rozwiązanie				
n [mol]				
m = n·M [g]				



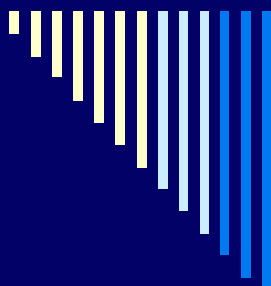
data	CH ₄	S	CS ₂	H ₂ S
m [g]	120	120	?	
M [g/mol]	16.04	32.07	76.15	
n = m/M [mol]	$\frac{120}{16.04}$ = 7.48	$\frac{120}{32.07}$ = 3.74		
stosunek substr. z danych	1	0.5		
z równania stech.	1	4	1	2
rozwiązanie				
n [mol]				
m = n·M [g]				



data	CH ₄	S	CS ₂	H ₂ S
m [g]	120	120	?	
M [g/mol]	16.04	32.07	76.15	
n = m/M [mol]	$\frac{120}{16.04}$ = 7.48	$\frac{120}{32.07}$ = 3.74		
stosunek substr. z danych	1	0.5		
z równania stech.	1	4	1	2
rozwiązanie		LR		
n [mol]				
m = n·M [g]				



data	CH ₄	S	CS ₂	H ₂ S
m [g]	120	120	?	
M [g/mol]	16.04	32.07	76.15	
n = m/M [mol]	$\frac{120}{16.04}$ = 7.48	$\frac{120}{32.07}$ = 3.74		
stosunek substr. z danych	1	0.5		
z równania stech.	1	4	1	2
rozwiązanie		LR		
n [mol]		3.74	$\frac{3.74}{4}$ = 0.935	
m = n·M [g]				



data	CH ₄	S	CS ₂	H ₂ S
m [g]	120	120	?	
M [g/mol]	16.04	32.07	76.15	
n = m/M [mol]	$\frac{120}{16.04}$ = 7.48	$\frac{120}{32.07}$ = 3.74		
stosunek substr. z danych	1	0.5		
z równania stech.	1	4	1	2
rozwiązanie		LR		
n [mol]		3.74	$\frac{3.74}{4}$ = 0.935	
m = n·M [g]			0.935·76.15 = 71.2	

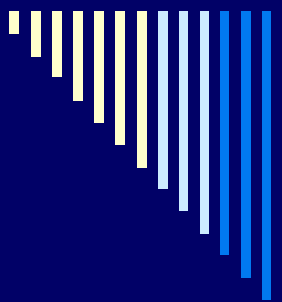


Obliczenia stechiometryczne

Przykład 2

What is the maximum mass of sulfur dioxide that can be produced by the reaction of 95.6 g of carbon disulfide with 110 g of oxygen?

CS_2	+	$3O_2$	\rightarrow	CO_2	+	$2SO_2$	
1		3		1		2	n_{stech}, mol
76.2		32.0		44.0		64.1	$M, g/mol$
95.6		110		-		?	m, g



$CS_2 + 3O_2 \rightarrow CO_2 + 2SO_2$				
1	3	1	2	n_{stech}, mol
76.2	32.0	44.0	64.1	$M, g/mol$
96.5	110	-	?	m, g
1.26	3.44	-	-	$n, mol. /1.26$
1	2.73	-	-	
-	3.44	-	$\frac{2}{3} \cdot 3.44 = 2.29$	n, mol
-	-	-	$2.29 mol \cdot 64.1 g/mol =$	
-	-	-	$146.78 \approx 146 g$	