

# Wykład z Chemii Ogólnej i Nieorganicznej

## Część 1

- 1.1. Podstawowe definicje**
- 1.2. Sposoby wyrażanie stężenia i zawartości substancji**
- 1.3. Podstawowe obliczenia chemiczne**
- 1.4. Podstawowe prawa chemiczne**
- 1.5. Klasyfikacja reakcji chemicznych**

# 1.1. PODSTAWOWE DEFINICJE

## 1.1.2

### **Substancje proste**

nie dające się rozłożyć na prostsze składniki - pierwiastki

### **Pierwiastek**

zbiór atomów o tej samym składzie jądra atomowego

### **Substancje złożone**

dające rozłożyć się metodami chemicznymi lub fizycznymi na składniki

### **Cząsteczka**

najmniejsza, niepodzielna jednostka materii zachowująca cechy chemiczne

### **Związek chemiczny**

zbiór cząsteczek tej samej substancji

### **Mieszanka**

zbiór cząsteczek lub atomów różnych substancji;

homogenna (homogeniczna) – niehomogenna (niehomogeniczna)



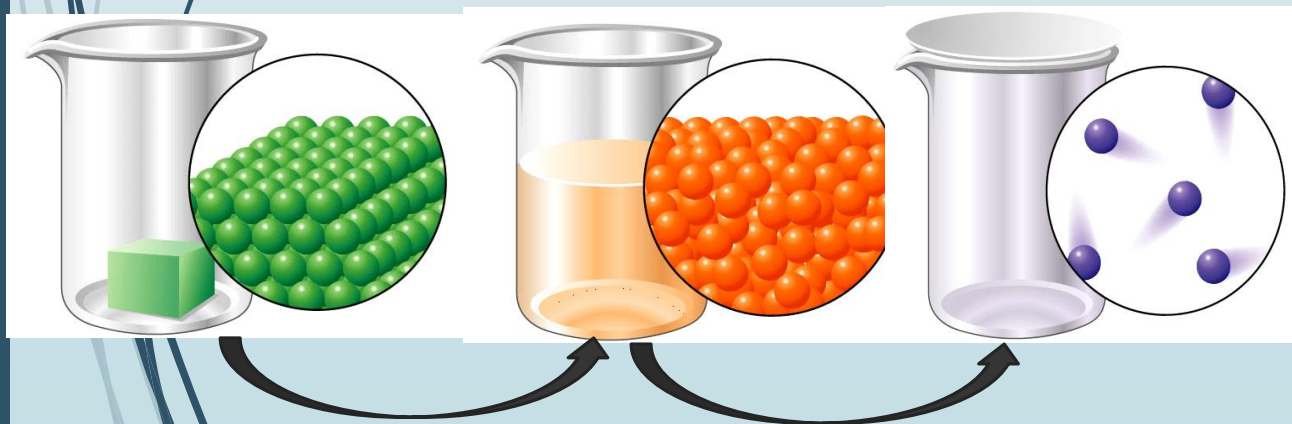
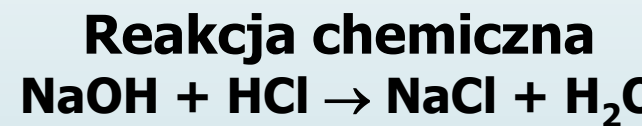
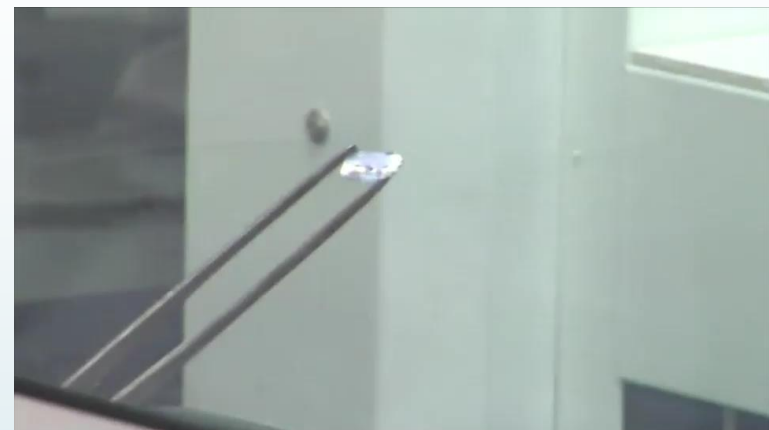
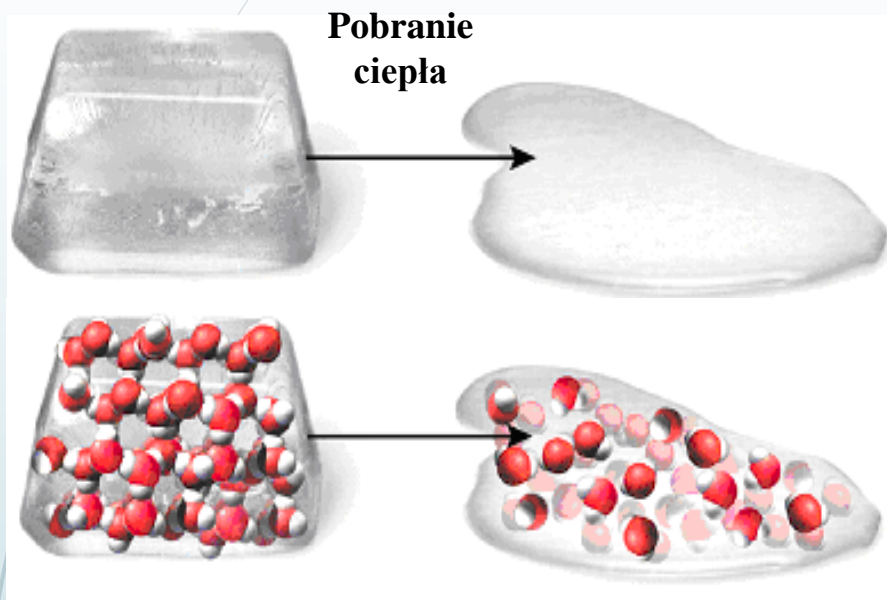
# 1.1. PODSTAWOWE DEFINICJE

## Proces fizyczny czy przemiana chemiczna?

1.1.3

### Proces fizyczny

brak zmian ilości i rodzajów wiązań chemicznych



# 1.1. PODSTAWOWE DEFINICJE

## 1.1.4

### Proces fizyczny czy przemiana chemiczna?

Zgniecenie arkusza folii aluminiowej  
Topienie kostki lodu  
Odlewanie srebra w formie  
Rozbijanie butelki  
Niszczenie papieru, Rozdzieranie kartki  
Sublimacja suchego lodu

Płonące drewno  
Kwaśnienie mleka  
Zmieszanie kwasu i zasady  
Trawienie jedzenia  
Gotowanie jajka  
Uzyskiwania karmelu  
Pieczenie ciasta  
Rdzewienie żelaza



# 1.1. PODSTAWOWE DEFINICJE

## 1.1.5

**Nukleony składniki jądra: protony, neutrony**  
**Nuklid jądro zawierające określoną ilość nukleonów**

**Liczba atomowa (Z) liczba protonów w jądrze**

**Liczba masowa sumaryczna liczba nukleonów w jądrze  $A=N+Z$**

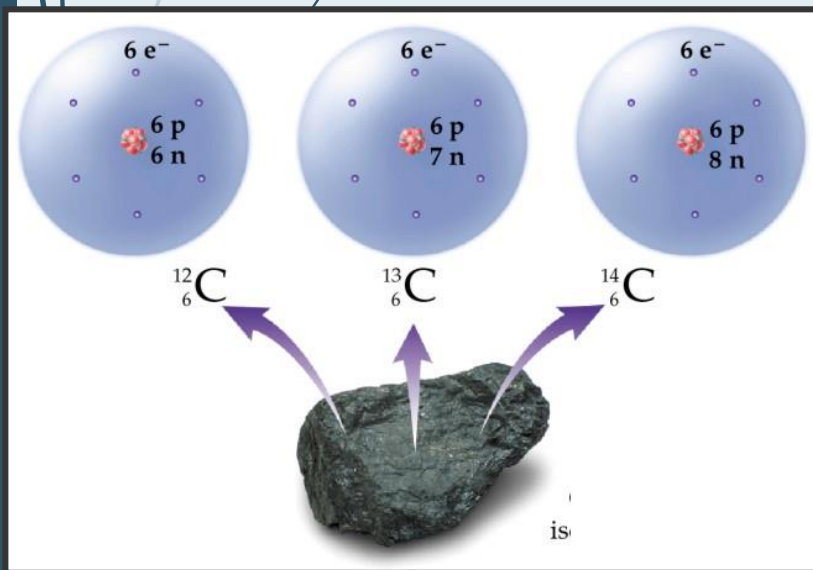
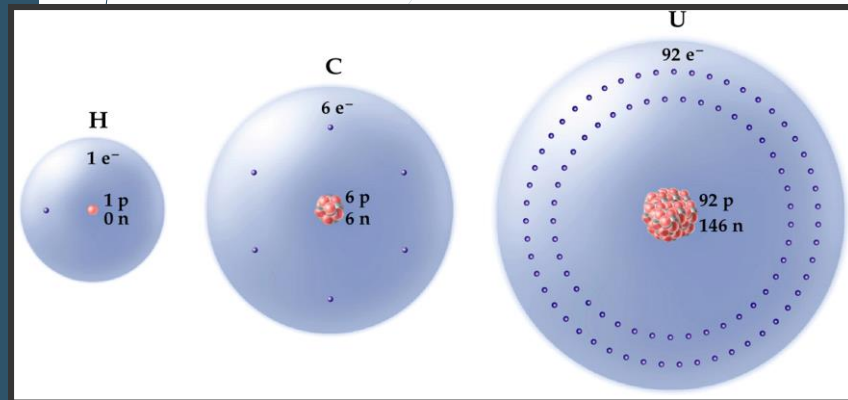
**Izotopy - to nuklidy tego samego pierwiastka różniące się liczbą neutronów**

**w jądrze (mają tę samą liczbę atomową, a inną liczbę masową). Izotopy wykazują podobne właściwości chemiczne, różnią się natomiast właściwościami fizycznymi.**

**Izobary - to nuklidy różnych pierwiastków o takiej samej liczbie masowej, czyli nuklidy o jednakowej liczbie nukleonów, a różnej liczbie protonów, np.:**



**Izotony -to nuklidy różnych pierwiastków o takiej samej liczbie neutronów**

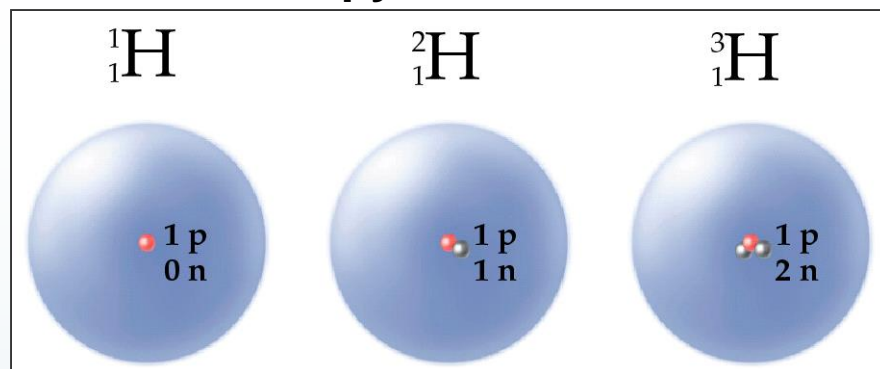




# 1.1. PODSTAWOWE DEFINICJE

1.1.6

## Izotopy wodoru



${}^1_1\text{H}$	1 Proton 0 Neutronów	99.985 %	1.00782503 jma
${}^2_1\text{H}$ (D)	1 Proton 1 Neutron	0.015 %	2.01410178 jma
${}^3_1\text{H}$ (T)	1 Proton 2 Neutrony	-----	-----

**Srednia masa atomowa wodoru wynosi: 1.008 jma [au]**

${}^3\text{H}$  jest radioaktywny o okresie rozpadu 12 lat

Izotopy wchodzą w reakcje chemiczne tworząc związki:

$\text{H}_2\text{O}$  zwykła woda,  $M=18.0$  g/mol, Temp. wrz. =  $100.00000^\circ\text{C}$

$\text{D}_2\text{O}$  ciężka woda,  $M = 20.0$  g/mol, Temp. wrz. =  $101.42^\circ\text{C}$

## Izotopy tlenu

${}^{16}_8\text{O}$	8 Protonów	8 Neutronów	99.759%	$M = 15.99491462$ jma
${}^{17}_8\text{O}$	8 Protonów	9 Neutronów	0.037%	$M = 16.9997341$ jma
${}^{18}_8\text{O}$	8 Protonów	10 Neutronów	0.204 %	$M = 17.999160$ jma

# 1.1. PODSTAWOWE DEFINICJE

## 1.1.7

**Masa atomu**  
bezwzględna lub rzeczywista masa atomu, to masa tego atomu wyrażona w jednostkach masy (kg lub g).

**Jednostka masy atomowej**  
(jma = u), zwaną też jednostką węglową, daltonem lub unitem jest to stosunek masy atomu do masy wzorca: izotop węgla  $^{12}\text{C}$ .

$$1\text{u} = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

## **Masa atomowa**

- względna masa atomu wyrażona w jednostkach masy atomowej u.
- Określa ona, ile razy masa atomu danego pierwiastka jest większa od masy atomu węgla  $^{12}\text{C}$ .
- Atomy znanych nam pierwiastków mają masy atomowe zawarte w granicach od 1 do 261 u.
- Masy atomowe większości pierwiastków nie są liczbami całkowitymi. Załedwie 20 spośród znanych pierwiastków (np.: F, Be, Al, P, Mn, Co) występuje w jednej formie nuklidu. Pozostałe spotykane są w kilku odmianach izotopowych.

**Przykład:**

**Przykład obliczenia względnej masy atomowej dla atomu magnezu  $^{24}\text{Mg}$**

**Rozwiązanie:**

$$A(^{24}\text{Mg}) = 4 \cdot 10^{-26} \text{ kg} / 1.66057 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 24$$

# 1.1. PODSTAWOWE DEFINICJE

1.1.8

## Masa cząsteczki

tw. bezwzględna, rzeczywista masa cząsteczki

## Masa cząsteczkowa

to masa cząsteczki wyrażona w jednostkach masy atomowej u (daltonach).  
Jest to suma mas atomowych wszystkich atomów tworzących cząsteczkę.

titanium 22 Ti 47.867	vanadium 23 V 50.942	chromium 24 Cr 51.996	25 Mn 54.938
zirconium 40 Zr 91.224	niobium 41 Nb 92.906	molibdenum 42 Mo 95.96	technetium 43 Tc 98.906
hafnium 72 Hf 178.49	tantalum 73 Ta 180.95	tungsten 74 W 183.84	seaborgium 75 Sg 263

## Masa atomowa pierwiastka

to średnia ważona mas atomowych, uwzględniająca procentowe występowanie wszystkich izotopów danego pierwiastka w przyrodzie.

## Uśredniona masa atomowa

Skład izotopowy naturalnego węgla:

C: 98.892 %  $^{12}\text{C}$  + 1.108 %  $^{13}\text{C}$

Średnia masa atomowa węgla C:

$(0.98892)(12\text{u}) + (0.01108)(13.00335) = \mathbf{12.011\text{ u}}$

Masy atomowe podane są w układzie okresowym

## Masa molowa pierwiastka

to średnia ważona mas atomowych, uwzględniająca procentowe występowanie

$$M = N_A \cdot m$$

M - oznacza masę molową,  
m - bezwzględną masę atomu,  
cząsteczki, jonu bądź innej cząstki.

$N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$

Średnia ważona

$$A_w = \frac{A_{w_1} \cdot \% A_{w_1} + A_{w_2} \cdot \% A_{w_2} + \dots}{100\%}$$



# 1.1. PODSTAWOWE DEFINICJE

1.1.9

**Przykład:**

Obliczyć zawartość procentową izotopów bromu znając masy atomowe jego dwóch głównych izotopów (78.918336, 80.91629) oraz średnią masę atomową (79.904).

**Rozwiązanie:**

$$X(78.918336) + Y(80.91629) = 79.904$$

$$X + Y = 1.00 \text{ stąd } X = 1.00 - Y$$

$$(1.00 - Y)(78.918336) + Y(80.91629) = 79.904$$

$$78.918336 - 78.918336 Y + 80.91629 Y = 79.904$$

$$1.997954 Y = 0.985664$$

$$Y = 0.4933$$

$$X = 1.00 - Y = 1.00 - 0.4933 = 0.5067$$

$$\%X = \% \text{ } ^{79}\text{Br} = 0.5067 \times 100\% = \mathbf{50.67\%} = \text{ } ^{79}\text{Br}$$

$$\%Y = \% \text{ } ^{81}\text{Br} = 0.4933 \times 100\% = \mathbf{49.33\%} = \text{ } ^{81}\text{Br}$$

**Jaka wspólna cech łączy poniższe przykłady?****Mol**

Jednostką określającą ilość substancji (liczność materii) jest mol, dla którego wzorcem jest liczba atomów węgla zawarta w 12 g nuklidu <sup>12</sup>C.

W 12 g węgla znajduje się  $6,022 \cdot 10^{23}$  atomów =  $N_A$  (liczba Avogadro).