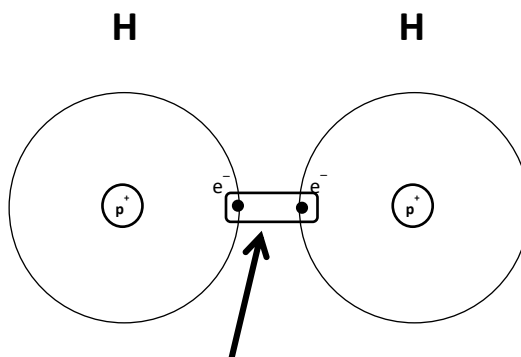


Lekcja

Temat: Wiązanie chemiczne

Wodór: H₂

DUBLET ELEKTRONOWY



WIĄZANIE - uwpólniona para elektronowa

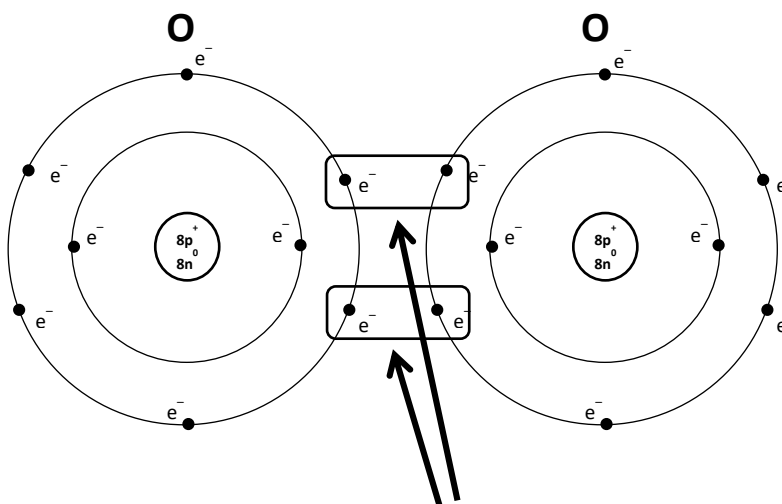
H · · H – wzór elektronowy kropkowy

H – H – wzór strukturalny/elektronowy kreskowy

H₂ – wzór sumaryczny

Tlen: O₂

OKTET ELEKTRONOWY



WIĄZANIE PODWÓJNE
- dwie uwpólnione pary elektronowe

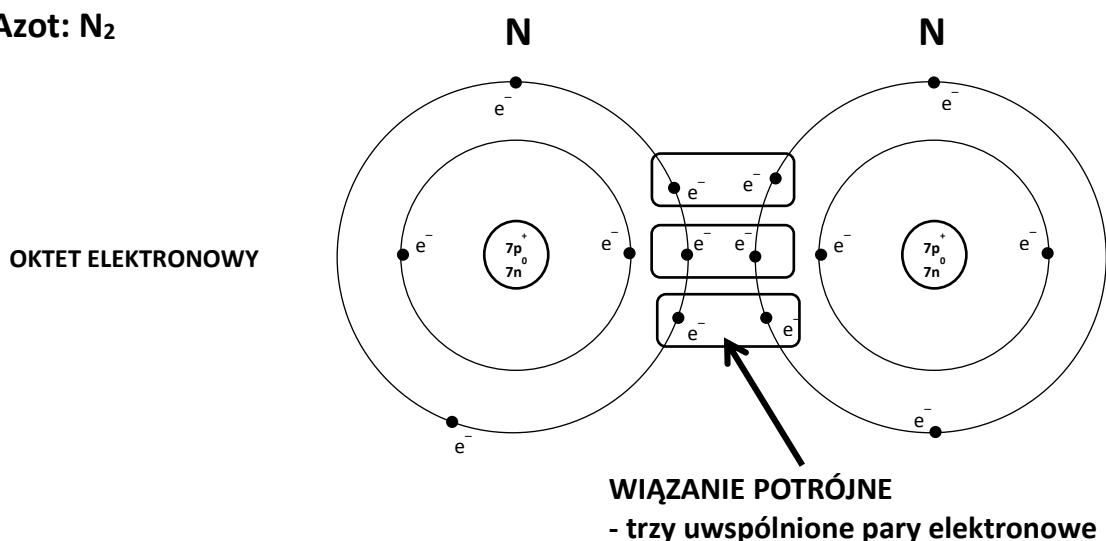
$\ddot{\text{O}}:\ddot{\text{O}}$ – wzór elektronowy kropkowy

<O=O> – wzór elektronowy kreskowy

O=O – wzór strukturalny

O₂ – wzór sumaryczny

Azot: N₂



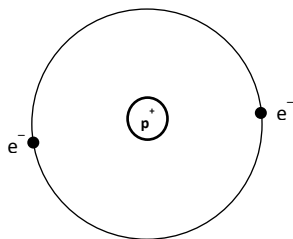
:N::N: – wzór elektronowy kropkowy

IN≡NI – wzór elektronowy kreskowy

N≡N – wzór strukturalny

N₂ – wzór sumaryczny

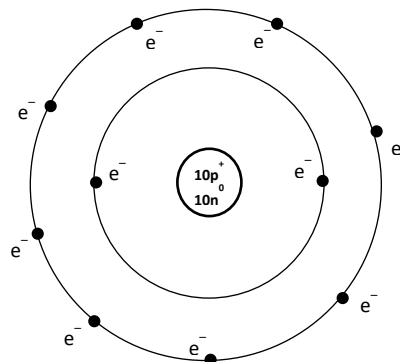
Hel – He



He:

DUBLET ELEKTRONOWY

Neon - Ne



:Ne:

OKTET ELEKTRONOWY

WIAZANIE CHEMICZNE – trwałe połączenie atomów.

DUBLET ELEKTRONOWY – 2 elektrony

OKTET ELEKTRONOWY – 8 elektronów

WIAZANIE KOWALENCYJNE – wiązanie polegające na uwspólnieniu pary lub par elektronowych pomiędzy atomami.

Uwspólniając elektrony atomy dążą do uzyskania konfiguracji elektronowej najbliższego gazu szlachetnego.

Lekcja

Temat: Wiązanie kowalencyjne i kowalencyjne spolaryzowane

ELEKTROUJEMNOŚĆ – zdolność atomu danego pierwiastka do przyciągania elektronów.

Największą elektroujemność ma fluor F: 4,0

Najmniejszą elektroujemność ma francuski francuski Fr: 0,7

Elektroujemność rośnie „w prawo” i „do góry” układu okresowego, maleje „w lewo” i „w dół”.

Rodzaj wiązania w zależności od różnicy elektroujemności

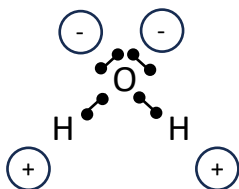
Różnica elektroujemności	Rodzaj wiązania
0	wiązanie atomowe
0-0,4	wiązanie kowalencyjne
0,4-1,7	wiązanie kowalencyjne spolaryzowane
>1,7	wiązanie jonowe

Polaryzacja wiązania – para elektronowa przesunięta jest w kierunku atomu o wyższej elektroujemności.

DIPOL (cząsteczka polarna)

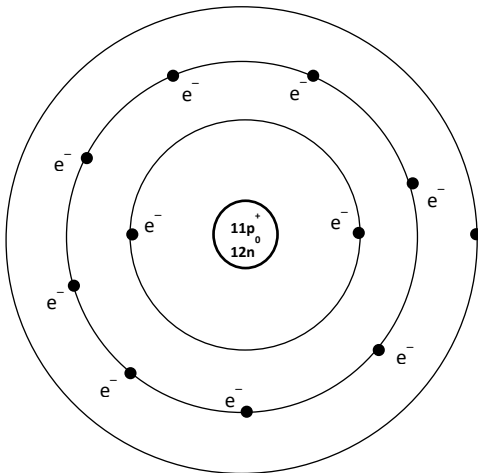
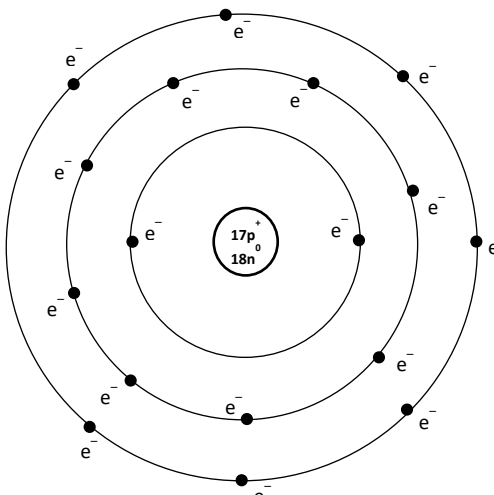
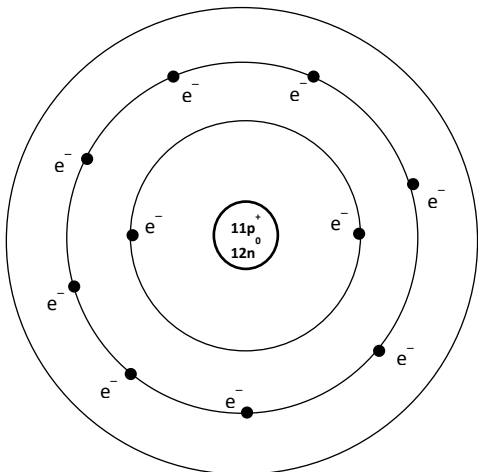
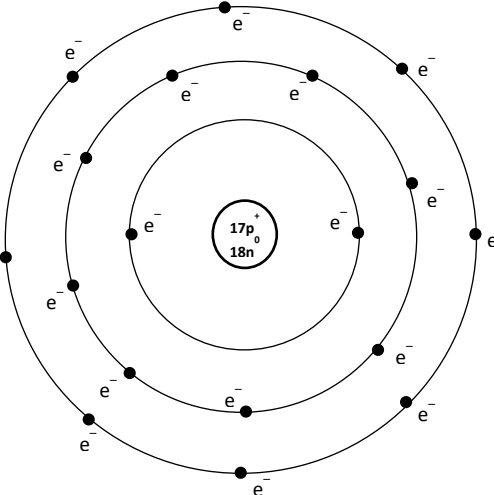
– cząsteczka mająca dwa bieguny: dodatni (+) i ujemny (-)

Cząsteczka wody jest dipolem, w cząsteczce po stronie tlenu znajdują się wolne, niewiążące pary elektronowe:

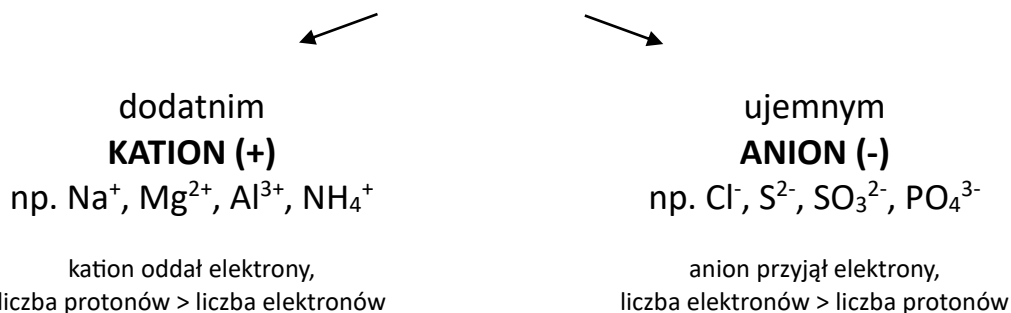


Lekcja

Temat: Wiązanie jonowe

Na – atom sodu  11 protonów, 12 neutronów, 11 elektronów $K^2L^8M^1$ $Na \bullet$	Cl – atom chloru  17 protonów, 18 neutronów, 17 elektronów $K^2L^8M^7$ $\bullet \text{Cl} \bullet$
$Na \rightarrow Na^+ + e^-$	$Cl + e^- \rightarrow Cl^-$
Na^+ – kation sodu  11 protonów, 12 neutronów, 10 elektronów K^2L^8 konfiguracja gazu szlachetnego neonu Ne Na	Cl^- – anion chloru (chlorkowy)  17 protonów, 18 neutronów, 18 elektronów $K^2L^8M^8$ konfiguracja gazu szlachetnego argonu Ar $\bullet \text{Cl} \bullet$

JON – atom lub grupa atomów obdarzona ładunkiem



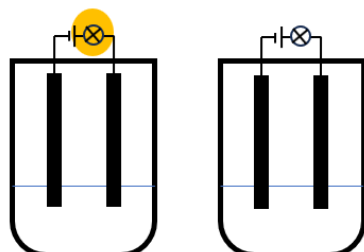
Związki jonowe nie tworzą cząsteczek, występują w postaci kryształów jonowych, które utrzymują się dzięki oddziaływaniom elektrostatycznym (przyciąganiu jonów o ładunkach dodatnich i ujemnych).

Lekcja

Temat: Wpływ rodzaju wiązania na właściwości związku chemicznego

Doświadczenie 1.

Badanie przewodnictwa prądu elektrycznego przez wodne roztwory soli i cukru.



Roztwór soli
NaCl

Roztwór
cukru

Obserwacje:

W roztworze soli żarówka świeci się, na elektrodach pojawiają się pęcherzyki gazów o ostrym, charakterystycznym zapachu, „jak na basenie”.

W roztworze cukru żarówka nie świeci się, nie widać żadnych objawów reakcji.

Wnioski:

Roztwór wodny soli kuchennej (związku jonowego) przewodzi prąd elektryczny. Roztwory związków jonowych przewodzą prąd elektryczny. Jednym z produktów reakcji elektrolizy jest gazowy chlor o charakterystycznym zapachu.

Roztwór cukru (związku kowalencyjnego) nie przewodzi prądu elektrycznego.

PORÓWNANIE WŁAŚCIWOŚCI ZWIĄZKÓW KOWALENCYJNYCH I JONOWYCH

	Związki kowalencyjne	Związki jonowe
Stan skupienia	gazowy np. O ₂ , CO ₂ ciekły, np. Br ₂ , H ₂ O stały, np. I ₂ , parafina, cukier	stały np. NaCl (sól kuchenna)
Temperatury topnienia i wrzenia	niższe	wyższe
Rozpuszczalność	związki polarne rozpuszczają się w rozpuszczalnikach polarnych, związki niepolarne rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych	w większości rozpuszczalne w rozpuszczalnikach polarnych
Przewodnictwo prądu	nie przewodzą prądu elektrycznego	stopione lub rozpuszczone w wodzie przewodzą prąd elektryczny

Lekcja

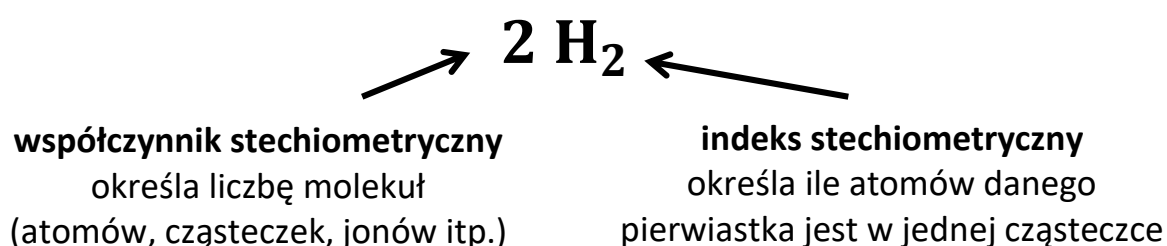
Temat: Wartościowość. Wzory i nazwy związków chemicznych.

H – jeden atom wodoru: 

2 H – dwa atomy wodoru: 

H₂ – jedna dwuatomowa cząsteczka wodoru: 

2 H₂ – dwie, dwuatomowe cząsteczki wodoru: 



Nie zapisujemy indeksów i współczynników o wartości 1.

Nawias we wzorze związku chemicznego oznacza grupę atomów występującą w takiej ilości, jaki jest indeks stechiometryczny zaraz za nawiasem:

Ca₃(PO₃)₂ (czytamy: Ca trzy PO cztery, dwa razy wzięte)

trzy atomy wapnia, dwa atomy fosforu, sześć atomów tlenu.

Wartościowość pierwiastka – ilość wiązań („łapek”), które tworzy dany pierwiastek w związku chemicznym.

Wartościowość tlenu wynosi zawsze „II”.

Tlen leży w 16 grupie – ma 6 elektronów walencyjnych – brakuje mu 2 elektronów do oktetu.

Wartościowość pierwiastków 1 grupy wynosi zawsze „I”.

W wiązaniu udział bierze zawsze 1 elektron walencyjny.

Wartościowość pierwiastków 2 grupy wynosi zawsze „II”.

W wiązaniu udział biorą zawsze 2 elektrony walencyjne.

Wartościowość pierwiastków 13 grupy (zwł. glinu – Al) wynosi „III”

W wiązaniu udział biorą 3 elektrony walencyjne.

Najwyższa wartościowość pierwiastka względem tlenu

Numer grupy	1	2	13	14	15	16	17
Liczba elektronów walencyjnych	1	2	3	4	5	6	7
Maksymalna wartościowość względem tlenu	I	II	III	IV	V	VI	VII
Wzór tlenku	Na ₂ O	CaO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	N ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇

Najwyższa wartościowość pierwiastka względem wodoru

Numer grupy	1	2	13	14	15	16	17
Liczba elektronów walencyjnych	1	2	3	4	5	6	7
Maksymalna wartościowość względem tlenu	I	II	III	IV	III	II	I
Wzór tlenku	NaH	MgH ₂	AlH ₃	SiH ₄	NH ₃	H ₂ S	HCl

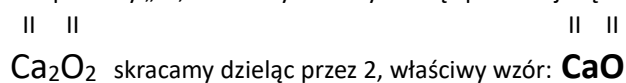
Ustalanie wzoru na podstawie wartościowości – szukamy najmniejszej wspólnej wielokrotności wartościowości obu pierwiastków (wartościowości znamy lub czytamy z nazwy/układu okresowego), a następnie dobieramy indeksy stechiometryczne tak, aby ilości wiązań utworzonych przez każdy z pierwiastków były równe:



Ustalanie wzoru na podstawie wartościowości – „na krzyż”:



Nie piszemy „1”, skracamy indeksy dzieląc przez największy wspólny dzielnik, np.:



Inny przykład:

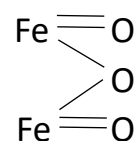


Ustalanie wzoru na podstawie wzoru strukturalnego (ilości wiązań, „łapek”):

Każdy atom ma tyle wiązań (uwspólnionych par elektronów) – „łapek” ile wynosi jego wartościowość. Żadne z wiązań nie może pozostać wolne.



wzór strukturalny związku:



We wzorach związków chemicznych, na ogół z lewej strony umieszczamy pierwiastek o niższej elektroujemności, z prawej strony – o wyższej.

Nazwy związków chemicznych – czytamy „od prawej” strony, tam gdzie nie jest to oczywiste – podajemy wartościowość: np. Fe_2O_3 to tlenek żelaza(III) (tlen ma wartościowość II, żelazo może mieć II lub III). Wartościowość podajemy w przypadku niemetalu i metali leżących „w środku” układu okresowego (gr. 3-12).

Wartościowość zapisujemy cyframi rzymskimi (I, II, III, IV, itd.). W nazwach umieszczamy w nawiasie za nazwą pierwiastka, którego dotyczy. We wzorach związków umieszczamy nad symbolem pierwiastka, którego dotyczy.

Przykłady:

II II
MgO – tlenek magnezu
(nie piszemy wartościowości „(II)”, bo magnez jest w 2. grupie i zawsze dwuwartościowy)

IV II
SO₂ – tlenek siarki(IV)
(piszemy wartościowości „(IV)”, bo siarka jest niemetalem i może mieć różne wartościowości)

III II
Fe₂S₃ – siarczek żelaza(III)
(piszemy wartościowości „(III)”, bo żelazo może mieć różne wartościowości)

III I
AlF₃ – fluorek glinu
(piszemy wartościowości „(III)”, bo żelazo może mieć różne wartościowości)

III I
NaH – wodorek sodu
(nie piszemy wartościowości, wodór i sód są w 1. grupie – zawsze jednowartościowe)

Przykłady tlenków tego samego pierwiastka o różnych wartościowościach:

I II N₂O tlenek azotu(I)	II II NO tlenek azotu(II)	III II N₂O₃ tlenek azotu(III)	IV II IV II NO₂ oraz N₂O₄ tlenek azotu(IV)	V II N₂O₅ tlenek azotu(V)	VI II NO₃ tlenek azotu(VI)
II II CrO tlenek chromu(II)	III II Cr₂O₃ tlenek chromu(III)	IV II CrO₂ tlenek chromu(IV)	VI II CrO₃ tlenek chromu(VI)	IV II SO₂ tlenek siarki(IV)	VI II SO₃ tlenek siarki(VI)
II II MnO tlenek manganu(II)	III II Mn₂O₃ tlenek manganu(III)	IV II MnO₂ tlenek manganu(IV)	VI II Mn₂O₇ tlenek chromu(VI)	II II CO tlenek węgla(II)	IV II CO₂ tlenek węgla(IV)
I II Cl₂O tlenek chloru(I)	III II Cl₂O₃ tlenek chloru(III)	IV II IV II ClO₂ oraz Cl₂O₄ tlenek chloru(IV)	V II Cl₂O₅ tlenek chloru(V)	IV II IV II ClO₃ oraz Cl₂O₆ tlenek chloru(IV)	VII II Cl₂O₇ tlenek chloru(V)

Ciekawe wyjątki, które mogą gdzieś się przydać...

V II
P₄O₁₀ – tlenek fosforu(V). Ten związek tak występuje (nie jako P_2O_5 tylko jako dimer).

? ?
Fe₃O₄ – tlenek żelaza. Nie da się tutaj określić wartościowości. W ten sposób zapisuje się czasem „rdzę”.
To sumaryczny zapis mieszaniny dwóch tlenków – tlenku żelaza(II) i tlenku żelaza(III): $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$

IV II IV II
NO₂ ⇌ N₂O₄ – tlenek azotu (IV). W zależności od temperatury ten związek występuje w jednej lub drugiej formie (lub w równowadze obu form)

Lekcja

Temat: Prawo stałości związku chemicznego. Prawo zachowania masy. Równania reakcji chemicznych.

PRAWO STAŁOŚCI SKŁADU ZWIĄZKU CHEMICZNEGO

– stosunek mas pierwiastków w danym związku chemicznym jest stały.

Dany związek chemiczny ma zawsze taki sam skład oraz wzór stechiometryczny (sumaryczny), niezależnie od sposobu czy miejsca jego otrzymywania, stanu skupienia, itp.

Korzystając z prawa stałości składu związku chemicznego możemy:

- Obliczyć ile substratów potrzeba do otrzymania konkretnej ilości produktów (ilościowo lub masowo):
 $\bigcirc + \bullet \rightarrow \bigcirc\bullet$
 np. Żeby otrzymać 10 szt. produktu, potrzebujemy 10 szt. $\bigcirc$ oraz 10 szt. $\bullet$
 Inne przykłady będą przy obliczeniach chemicznych – masowej interpretacji równań chemicznych.
- Określić czy któryś z substratów jest w nadmiarze lub czy wystarczy substratów do otrzymania konkretnej ilości produktów:
 $\bigcirc + \bullet \rightarrow \bigcirc\bullet$
 np. Jeśli mam 10 szt. $\bigcirc$ oraz 3 szt. $\bullet$ to otrzymamy 3 szt. $\bigcirc\bullet$ i pozostanie 7 szt. $\bigcirc$
 Ta ilość nie wystarczy substratów do otrzymania 10 szt. $\bigcirc\bullet$
- Określić stosunek ilościowy i masowy pierwiastków w cząsteczce:
SO₃ – tlenek siarki(VI)
 W cząsteczce tlenku siarki(IV) stosunek ilościowy liczby atomów siarki do liczby atomów tlenu wynosi **1:3**
 Stosunek masowy wynika z mas atomowych: masa siarki: 32u, masa tlenu: 3 atomy, każdy po 16u:
 3·16u=48u. Stosunek masowy siarki do tlenu wynosi więc: **32:48** lub po skróceniu: **2:3**.
 Można to też zapisać: $\frac{m_S}{m_O} = \frac{32u}{48u} = \frac{2}{3}$
- Określić wzór związku na podstawie stosunku ilościowego lub masowego:
 Stosunek masowy żelaza do tlenu w pewnym tlenku żelaza wynosi **14:6**. Określ wzór i nazwę tego tlenku.

Tlenek żelaza: Fe_xO_y

$$\frac{m_{Fe}}{m_O} = \frac{14}{6}$$

$$m_{Fe} = 56u$$

$$m_O = 16u$$

$$\frac{56u \cdot x}{16u \cdot y} = \frac{14}{6}$$

$$\frac{x}{y} = \frac{14 \cdot 16}{6 \cdot 56} = \frac{224}{336} = \frac{2}{3}$$

Szukanym tlenkiem jest **Fe₂O₃ – tlenek żelaza(III)**

- Ustalić skład procentowy związku chemicznego, lub na podstawie składu procentowego ustalić wzór:

SO₃ – tlenek siarki(VI)

$$m_{SO_3} = 32u + 3 \cdot 16u = 80u$$

$$m_S \text{ w } SO_3 = 32u$$

$$m_O \text{ w } SO_3 = 3 \cdot 16u = 48u$$

$$\frac{m_{SO_2}}{m_S} = \frac{100\%}{x} = \frac{80u}{32u}$$

$$x = \frac{100\% \cdot 32u}{80u} = 40\%$$

Skład procentowy SO₃ to: 40% siarki i 60% tlenu

PRAWO ZACHOWANIA MASY:

$$\text{masa substratów} = \text{masa produktów}$$

W układzie zamkniętym, w reakcji chemicznej, suma mas substratów jest równa sumie mas produktów.

Nic w przyrodzie nie ginie, nie znika, nie pojawia się.

UZGADNIANIE RÓWNAŃ REAKCJI CHEMICZNYCH

(bilansowanie równań, wyrównywanie równań, uzgadnianie/dobieranie współczynników stechiometrycznych)

W celu uzgodnienia równań reakcji chemicznych, dobieramy współczynniki stechiometryczne tak, aby liczba atomów danego pierwiastka była taka sama po obu stronach równania reakcji (po stronie substratów i produktów).

Wynika to z prawa zachowania masy: każdy atom ma określoną masę atomową, cząsteczka – masę cząsteczkową, a suma mas substratów musi być równa sumie mas produktów.

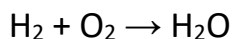
Schemat postępowania:

1. Jeżeli mamy podany słownie przebieg reakcji chemicznej, to zapisujemy ją przy pomocy symboli pierwiastków i wzorów związków chemicznych. Pamiętajmy, że niektóre pierwiastki występują w postaci cząsteczek dwuatomowych: gazy aktywne: H_2 , N_2 , O_2 oraz fluorowce: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 .
2. Po zapisaniu równania przy pomocy symboli pierwiastków i wzorów związków chemicznych, lub jeśli mamy zapisaną w ten sposób reakcję do uzgodnienia – **nie zmieniamy indeksów stechiometrycznych!**
3. Uzgadniamy współczynniki w taki sposób, żeby liczba atomów danego pierwiastka po stronie substratów była taka sama jak liczba atomów danego pierwiastka po stronie produktów. Zaczynamy od mniej typowych pierwiastków, na końcu uzgadniamy ilości wodoru, tlenu i pierwiastków, które występują jednocześnie w więcej niż jednym substracie lub produkcie.
4. Po każdej zmianie współczynnika przy związkach chemicznych, musimy mieć na uwadze, że zmieniła się liczba poszczególnych pierwiastków. Może być konieczność korekty wcześniej dobranych współczynników. Na koniec – sprawdzamy jeszcze raz, czy liczba atomów poszczególnych pierwiastków po obu stronach równania jest taka sama.

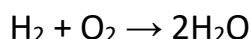
Przykłady:

Zadanie: Zapisz i uzgodnij równanie reakcji spalania wodoru w tlenie.

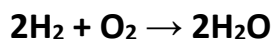
1. Zapisujemy symbolami pierwiastków i wzorami związków. Pamiętajmy, że wodór i tlen występują w postaci cząsteczek dwuatomowych:



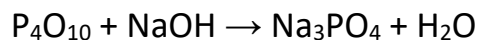
2. Mamy ustalone wzory reagentów – od tej pory nie zmieniamy nic przy indeksach stechiometrycznych.
3. Sprawdzamy ilość atomów wodoru „po lewej” stronie: 2. Sprawdzamy ilość atomów wodoru „po prawej”: 2 – OK.
4. Sprawdzamy ilość atomów tlenu „po lewej”: 2. Sprawdzamy ilość atomów tlenu „po prawej”: 1. Nie zgadza się. Dopisujemy „po prawej” stronie równania współczynnik stechiometryczny „2” przy cząsteczce zawierającej tlen:



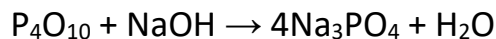
5. Sprawdzamy ponownie ilość atomów wodoru „po lewej”: 2. Sprawdzamy ilość atomów wodoru „po prawej”: 4. Nie zgadza się. Dopisujemy „po lewej” stronie równania współczynnik stechiometryczny „2” przy cząsteczce wodoru.



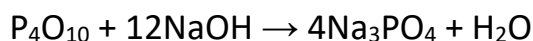
6. Sprawdzamy jeszcze raz czy wszystko się zgadza. Wodór: OK ($2 \times 2 = 4$ po lewej, $2 \times 2 = 4$ po prawej), tlen: OK (dwuatomowa cząsteczka po lewej = 2, dwa cząsteczki z jednym atomem tlenu każda po prawej). Zgadza się.

Zadanie: Uzgodnij równanie reakcji:

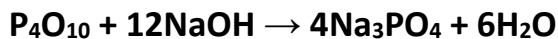
1. Mamy zapisaną reakcję przy pomocy ustalonych wzorów. Zgodnie z prawem stałości związku chemicznego – nie wolno zmieniać nic przy indeksach stechiometrycznych.
2. Tlen występuje we wszystkich reagentach – jego liczbę uzgodnimy na końcu.
3. Sprawdzamy ilość atomów fosforu (P) „po lewej” stronie: 4. Sprawdzamy ilość atomów fosforu „po prawej”: 1 – nie zgadza się. Dopisujemy „po prawej” stronie równania współczynnik stechiometryczny „4” przy cząsteczce zawierającej fosfor:



5. Sprawdzamy ilość atomów sodu (Na) „po lewej” stronie: 1. Sprawdzamy ilość atomów fosforu „po prawej”: $4 \times 3 = 12$ – nie zgadza się. Dopisujemy „po lewej” stronie równania współczynnik stechiometryczny „12” przy cząsteczce zawierającej sód:



6. Sprawdzamy ilość atomów wodoru „po lewej” stronie: 12. Sprawdzamy ilość atomów wodoru „po prawej”: 2 – nie zgadza się. Dopisujemy „po prawej” stronie równania współczynnik stechiometryczny „6” przy cząsteczce wody zawierającej wodór, tak aby liczba atomów wodoru po prawej stronie wynosiła 12:



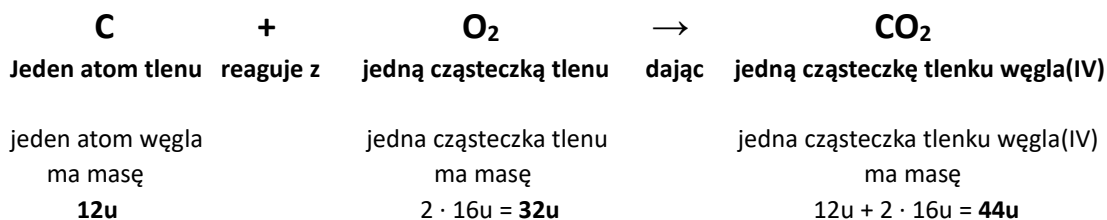
6. Sprawdzamy ilość atomów tlenu „po lewej” stronie: $10 + 12 = 22$. Sprawdzamy ilość atomów tlenu „po prawej” stronie: $4 \times 4 + 6 = 22$ – zgadza się. Sprawdzamy jeszcze raz czy wszystko się zgadza. Równanie jest uzgodnione.

Własne przykłady, ćwiczenia notatki:

Lekcja

Temat: Równania reakcji chemicznych. Obliczenia stechiometryczne.

Równania reakcji możemy interpretować w sposób ilościowy oraz masowy:



Z 12 unitów węgla i 32 unitów tlenu powstają 44 unity tlenku węgla(IV). Z prawa stałości związku chemicznego wynika, że przy większych ilościach – proporcje składników są zachowane – i są proporcjonalnie większe. Przykładowo: z 12g C i 32g O₂ powstanie 44g CO₂. Z 12 ton węgla i 32 ton tlenu powstaną 44 tony CO₂ itd.

Przykłady:

Lekcja

Temat: Powtórzenie wiadomości.

Lekcja

Temat: Sprawdzian.

Lekcja

Temat: Omówienie i poprawa sprawdzianu.