

SEM. I - CHEMIA ZAKRES PODSTAWOWY LO

Dział I. Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych.

1. Budowa atomu

Atom jest zbudowany z jądra i poruszających się wokół niego elektronów (ujemnie naładowanych cząstek). Jądro atomowe zajmuje centrum atomu i składa się z nukleonów, którymi są protony (cząstki o ładunku dodatnim) i neutrony (cząstki, które nie posiadają ładunku elektrycznego).

2. Budowa atomu a położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym

Każdy pierwiastek w Układzie Okresowym opisany jest dwoma liczbami, które charakteryzują skład jądra atomowego:

- **liczba atomowa (Z)** (zwana inaczej liczbą porządkową) podaje liczbę protonów w jądrze atomowym, a tym samym liczbę elektronów w atomie (w obojętnym atomie liczba protonów - cząstek dodatnich jest równa liczbie elektronów - cząstek ujemnych).

- **liczba masowa (A)** podaje liczbę nukleonów (łącznie liczbę protonów i neutronów) w jądrze atomowym



gdzie:

E - symbol dowolnego pierwiastka

A - liczba masowa

Z - liczba atomowa

Aby obliczyć liczbę neutronów, należy od liczby masowej (A) liczbę atomową (Z).

Np. sód (Na) opisany jest w Układzie Okresowym dwoma liczbami, liczbą 11 znajdującą się w lewym dolnym rogu symbolu (liczba atomowa) oraz liczbą 22, 98977, którą zaokrąglamy do liczby całkowitej - 23 (liczba masowa). Liczbę masową podajemy zawsze w postaci liczby całkowitej (pamiętamy o zasadach zaokrąglania - od liczby 5 zaokrąglamy w górę). A więc:



Z = 11
11 protonów
11 elektronów
A = 23
23 nukleony (protony + neutrony)
12 neutronów (23 nukleony – 11 protonów; A–Z)

Istnieje związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym. Numer okresu informuje o tym, z ilu powłok elektronowych składa się atom pierwiastka, a numery grup pomagają określić liczbę elektronów walencyjnych w atomach poszczególnych pierwiastków chemicznych.

3. Konfiguracja elektronowa atomów.

Badania spektrofotometryczne umożliwiają określenie energii elektronów znajdujących się wokół jądra atomowego. Ponieważ każdy pierwiastek można wprowadzić w stan wzbudzenia (dostarczając odpowiednio wysokiej energii np. poprzez ogrzanie), możliwe jest obserwowanie tzw. widm emisyjnych.

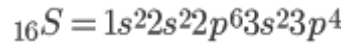
Widma emisyjne to promieniowanie o odpowiedniej długości fali emitowane podczas powrotu do stanu podstawowego. Niektóre substancje emitują fale w zakresie widzialnym. Wówczas, aby obserwować widmo emisyjne, wystarczy wprowadzić je do palnika gazowego. Lit, sód, potas po wprowadzeniu do płomienia świecą odpowiednio na karminowo, żółto oraz różowo-fioletowo. Jest to tzw. próba płomieniowa i może być stosowana jako metoda wykrywania w związkach większości litowców czy berylówców. Jak wiadomo stan elektronu opisują liczby kwantowe, a zbiór elektronów o tej samej głównej liczbie kwantowej nazywa się powłoką elektronową.

Konfiguracją elektronową nazywamy zapis przedstawiający poszczególne powłoki i podpowłoki oraz orbitale wraz z obsadzającymi je elektronami. O kolejności zapełniania powłok decydują trzy podstawowe zasady:

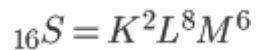
1. Układ dąży do osiągnięcia minimalnej energii, dlatego elektrony obsadzają powłoki i podpowłoki rozpoczynając od stanu o najniższej energii
2. W danym atomie nie mogą istnieć elektrony o tych samych wartościach wszystkich liczb kwantowych - Zakaz Pauliego
3. W danej podpowłoce liczba niesparowanych elektronów powinna być maksymalna, niesparowane elektrony tej samej podpowłoki powinny mieć jednakową orientację spinu, do sparowania dochodzi dopiero po zajęciu przez elektrony niesparowane (pojedyncze) wszystkich poziomów orbitalnych danej podpowłoki - Reguła Hunda. Elektrony, które decydują o właściwościach chemicznych atomu to elektrony walencyjne, znajdują się na

ostatniej powłoce elektronowej. Elektrony niewalencyjne oraz jądro atomowe nazywamy natomiast **rdzeniem atomowym**.

Konfigurację elektronową dla atomu siarki można przedstawić jako:



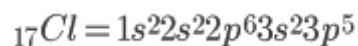
W formie skróconej, gdzie nie wyróżniamy podpowłok zapis można przedstawić jako:



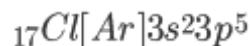
Powłokę dla $n=1$ nazywamy K, dla $n=2$ nazywamy L, dla $n=3$ nazywamy M, dla $n=4$ nazywamy N.

Oprócz formy symbolicznej zapisu, którą przedstawiono dla siarki, można stosować również formę skróconą (z zapisaniem konfiguracji zrębu atomowego jako np. symbolu gazu szlachetnego) oraz w formie graficznej.

Forma symboliczna podstawowa:



Forma symboliczna skrócona:



Każdy z powyższych zapisów odnosi się do stanu podstawowego (stanu o najniższej energii). Każdy stan o wyższej energii to stan wzbudzony. Poniżej przedstawiono w formie graficznej dwa przykładowe stany wzbudzone atomu chloru.

4. Elektroujemność to zdolność atomu do przyciągania elektronów tworzących wiązanie chemiczne. Elektroujemność rośnie ku prawej stronie układu okresowego w obrębie okresu i zwykle maleje ku dołowi w obrębie grupy. Jest to wielkość podstawowa przy określaniu rodzaju wiązania chemicznego tworzącego się między atomami. Stworzono kilka skal elektroujemności:

Skala elektroujemności Paulinga przy jej tworzeniu wykorzystano obserwacje doświadczalną, z której wynikało, że najtrwalsze połączenia zwykle powstają między atomami o znacznej różnicy elektroujemności. Jest to najstarsza skala elektroujemności, pozostaje też najszerzej używaną skalą.

5. Wartość różnicy elektroujemności a rodzaj wiązania - istnieje zależność między wartością różnicy elektroujemności a rodzajem wiązania chemicznego. Przedstawia się ona następująco:

1. **Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane** - wiązanie, które występuje najczęściej w pierwiastkach, które tworzą cząsteczki dwuatomowe. Różnica elektroujemności dla takiego wiązania prezentuje się następująco:

$$0 \leq \Delta E < 0,4$$

2. **Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane** - wiązanie, które powstaje na skutek polaryzacji wiązań chemicznych. Najczęściej występuje w związkach, które składają się z dwóch różnych niemetalu. Różnica elektroujemności dla takiego wiązania prezentuje się następująco:

$$0,4 \leq \Delta E < 1,7$$

3. **Wiązanie jonowe** - wiązanie, które tworzy się najczęściej między atomami metali a niemetalu. Różnica elektroujemności dla takiego wiązania prezentuje się następująco:

$$\Delta E \geq 1,7$$

6. Zależność między wartością różnicy elektroujemności a temperaturą topnienia -

przyjmuje się, że wraz ze wzrostem wartości elektroujemności rośnie temperatura topnienia. Najwyższą mają związki o wiązaniu jonowym, a najmniejszą związki o wiązaniu kowalencyjnym niespolaryzowanym.

7. Wiązania kowalencyjne

Wiązanie kowalencyjne (atomowe) polega na współlnieniu pary elektronowej pomiędzy atomami. Każdy pierwiastek chemiczny, o ile to możliwe, dąży do uzyskania konfiguracji elektronowej najbliższego w układzie okresowym gazu szlachetnego. Wiązania kowalencyjne tworzą atomy niemetalu np.: wodor to pierwiastek chemiczny, którego atomy nie są wolne, lecz zawsze połączone w pary za pomocą wiązania chemicznego. Wiązanie to polega na tym, że atomy wodoru oddają do wspólnego użytku po 1 elektronie. Mówi się, że współlniają elektrony, które nazywa się **wspólną parą elektronową** lub **wiązującą parą elektronową**. Symbolicznie wiązanie tworzone przez 2 atomy wodoru można przedstawić jako **H : H**. Dzięki współlnieniu elektronów każdy z atomów wodoru uzyskuje konfigurację elektronową (liczbę elektronów), jaką ma najbliższy w układzie okresowym gaz szlachetny – hel (2 elektrony). Opisane wiązanie łączące 2 atomy wodoru za pomocą wspólnej pary elektronowej jest przykładem wiązania nazywanego [wiązaniem kowalencyjnym](#) lub [wiązaniem atomowym](#). Wiązanie to polega na współlnianiu elektronów i tworzeniu tak zwanych wiążących par elektronów, które należą w jednakowym stopniu do obu atomów. Tego typu wiązania kowalencyjne tworzą się między atomami tego samego niemetalu. Struktury, które powstają w wyniku połączenia się atomów za pomocą wiązań kowalencyjnych (wiązań atomowych), nazywa się cząsteczkami. Dwa atomy wodoru związane jedną parą elektronową noszą nazwę cząsteczki wodoru, a połączone ze sobą 2 atomy chloru stanowią cząsteczkę chloru. **W przyrodzie** występuje bardzo dużo różnorodnych cząsteczek, które mogą zawierać od dwóch do ponad miliona atomów. Omawiane na tym wykładzie cząsteczki wodoru i chloru są przykładami niewielkich układów atomów – cząsteczek dwuatomowych: **Cl₂, H₂**. Oprócz

wiązących par elektronowych, w cząsteczkach mogą znajdować się także tzw. niewiążące pary elektronowe. Nie biorą one bezpośredniego udziału w tworzeniu wiązania chemicznego.

8. Wiązanie jonowe

Wiązanie jonowe tworzy się najczęściej pomiędzy metalami i niemetalami. Różnica elektroujemności pomiędzy atomami powinna wynosić więcej niż 1,7. Jednak od tej reguły są wyjątki, a wartość różnicy elektroujemności powyżej 1,7 jest dość orientacyjna.

Aby jednoznacznie potwierdzić wiązanie jonowe w związku chemicznym, należy wziąć pod uwagę również jego stan skupienia w warunkach normalnych, temperaturę wrzenia, topnienia, rozpuszczalność w wodzie, przewodnictwo elektryczne itd. czyli właściwości fizyczne.

Przykładowo siarczek sodu czyli Na_2S – różnica elektroujemności wynosi 1,6 ale mimo to jest to związek jonowy! Dlaczego? Bo w warunkach normalnych jest ciałem stałym, posiada wysoką temperaturę topnienia. Poniżej wyjątki od reguły metal-niemetal + różnica elektroujemności powyżej 1,7, które warto pamiętać:

- HF – różnica elektroujemności – 1,9, mimo to nie posiada wiązania jonowego lecz kowalencyjne spolaryzowane
- sól AlBr_3 – metal + niemetal, różnica elektroujemności – 1,3, nie posiada wiązania jonowego, lecz kowalencyjne spolaryzowane
- sól AlCl_3 – metal + niemetal, różnica elektroujemności – 1,5

9. Wiązania metaliczne

Jak sama nazwa wskazuje, występują one pomiędzy atomami metali. Tworzone są na skutek **oddziaływania elektrostatycznego** pomiędzy dodatnio naładowanymi jądrami **atomów metali a ujemnymi elektronami walencyjnymi występującymi w strukturze metalu** w formie **chmury zdelokalizowanych elektronów**. Charakter wiązania ma bezpośredni wpływ na właściwości metali tj. ich wysokie temperatury wrzenia oraz topnienia, dobrej przewodności elektrycznej czy kowalności.

10. Wiązania wodorowe, chociaż oficjalnie nie są zaliczane do wiązań chemicznych.

Są rodzajem **oddziaływań elektrostatycznych** pomiędzy atomem wodoru a atomem silnie elektroujemnego pierwiastka, posiadającego wolne pary elektronów takich jak tlen czy azot. Wiązania wodorowe są najczęściej oddziaływaniami międzycząsteczkowymi i mają charakter stabilizujący, np. wpływają na właściwości reologiczne wody oraz usztywniają struktury białek.

Graficznie przedstawia się je w formie linii przerywanej:

A – H --- Y – B

11. Wpływ rodzaju wiązania chemicznego na właściwości substancji.

Rodzaj wiązania chemicznego występującego w substancji decyduje o jej właściwościach fizycznych i chemicznych. Wpływa na:

- stan skupienia substancji,
- rodzaj kryształu,
- temperaturę wrzenia i topnienia związków chemicznych,
- rozpuszczalność substancji,
- lotność substancji.

Dział II. Systematyka związków nieorganicznych.

1. Tlenki

Tlen tworzy związki chemiczne prawie ze wszystkimi innymi pierwiastkami. Związki te należą do najbardziej trwałych związków dwuskładnikowych i nazywane są tlenkami. Wyróżnia się trzy grupy tlenków: tlenki proste, tlenki mieszane oraz nadtlenki.

Tlenki proste są to, jak sama nazwa wskazuje, najprostsze połączenia tlenu. Tlen występuje w nich jako pierwiastek dwuwartościowy, a zatem tworzy z pozostałymi pierwiastkami wiązania podwójne. Przykładem może być związek składający się z dwóch pierwiastków takich jak tlen i potas. Tlen utworzy w tym związku dwa wiązania, potas ma wartościowość I, więc połączy się jednym wiązaniem z tlenem.

K- O –K K₂O nazwa: tlenek potasu

Dla pierwiastków takich jak np. siarka, która posiada więcej niż jedną wartościowość, po nazwie związku w nawiasie dopisujemy wartościowość. Przykładem może być związek tlenu z siarką, np. SO₂, który nazywamy tlenkiem siarki (IV) lub ditlenkiem siarki bądź SO₃ nazywany tlenkiem siarki (VI). Wzory strukturalne tych tlenków wyglądają w sposób następujący:



Tlenki mieszane są to takie tlenki, w których część atomów metalu ma inną wartościowość niż pozostałe, na przykład Fe₃O₄ czyli tlenek żelaza (II,III) bądź tetratlenek trżelaza, w którym dwa atomy żelaza są trójwartościowe, a jeden dwuwartościowy.

Nadtlenki czyli takie tlenki, w których powstaje nietypowe wiązanie nazywane wiązaniem nadtlenkowym. Polega ono na połączeniu ze sobą dwóch atomów tlenu, tak jak przedstawia się to w związku H_2O_2 nazywanym ditlenkiem wodoru bądź nadtlenkiem wodoru (H-O-O-H). Nadtlenki są nietrwałe, silnie utleniające, zdarzają się również wybuchowe.

2. Związki pierwiastków chemicznych z wodorem.

Wodorki, jak sama nazwa wskazuje, to związki chemiczne wodoru z dowolnym pierwiastkiem. Wzór ogólny wodorków możemy zapisać w zależności od tego, w której grupie znajduje się pierwiastek (E –element-pierwiastek) tworzący związek:

- wodorki pierwiastków należących do grup od 1. do 15 o wzorze ogólnym:



np. NH_3

- wodorki pierwiastków należących do grup 16. i 17., których wzór ogólny przedstawia się następująco:



np. H_2S .

Nazewnictwo wodorków

Nazwy wodorków, których pierwiastki należą do grup od 1. do 15. tworzy się analogicznie do nazw tlenków, tj. dodając końcówkę –ek oraz nazwę pierwiastka, np. CaH_2 – **wodorek wapnia**. W przypadku wodorków, których pierwiastki należą do grup 16. i 17. Nazwa powstaje poprzez połączenie nazwy pierwiastka z wyrazem wodór literą „o”, np. H_2S – siarkowodór. Istnieje kilka wodorków, które posiadają swoje nazwy zwyczajowe i tylko tych się powszechnie używa, są to np. związki węgla z wodorem takie jak CH_4 – metan, NH_3 – amoniak.

W zależności od pierwiastka tworzącego związek, wodorki dzieli się na grupy.

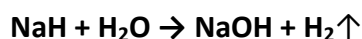
Wodorki metali to najczęściej wodorki o budowie jonowej, zawierające w sieci krystalicznej jon wodorkowy H^- , stąd też nazywane są wodorkami jonowymi (typu soli).

Wodorki niemetalii mają wiązania kowalencyjne, czyli atom wodoru jest związany z atomem innego pierwiastka wiązaniem kowalencyjnym.

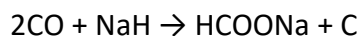
Kolejną grupę tworzą tzw. **wodorki metaliczne**. Między wodorkami metali a niemetalami nie ma ostrej granicy. W miarę wzrostu elektroujemności pierwiastków, zmienia się charakter wiązania od typowo jonowego z wodorem w postaci anionu H^- i ujemnym stopniem utlenienia, aż do kowalencyjnego, silnie spolaryzowanego z dodatnim ładunkiem cząstkowym na wodorze i dodatnim stopniem utlenienia.

Wodorki jonowe czyli solopodobne

Wodorki solopodobne są w stanie tworzyć jedynie pierwiastki o bardzo małej elektroujemności, czyli takie, które mogą oddawać elektrony atomowi wodoru. Są to zazwyczaj substancje stałe tworzące sieci jonowe, mające wysokie temperatury topnienia. Wodorki jonowe mają większą gęstość niż odpowiadające im metale. Są zawsze związkami stechiometrycznymi o dużym cieple tworzenia. W stanie stopionym przewodzą prąd elektryczny; w wyniku ich elektrolizy na anodzie wydzielą się wodór, co jest dowodem na posiadanie jonu wodorkowego H^- . W reakcji z wodą wydzielą się wodór, np.:



Wodorki są również silnymi reduktorami, szczególnie w wysokich temperaturach, np.



Wodorki kowalencyjne (cząsteczkowe)

Wodorki te tworzone są przez pierwiastki o dużej elektroujemności, co ułatwia powstawanie wiązania kowalencyjnego. Wodorki kowalencyjne mają cząsteczkową sieć krystaliczną zbudowaną z indywidualnych, nasyconych cząsteczek kowalencyjnych połączonych ze sobą tylko słabymi oddziaływaniami van der Waalsa (w niektórych przypadkach wiązaniami wodorowymi). Wodorki te charakteryzują się małą twardością, niskimi temperaturami topnienia i wrzenia oraz tym, że nie przewodzą prądu elektrycznego.

Wodorki metaliczne (międzywęzłowe)

Wodorkami metalicznymi nazywa się tą grupę wodorków, którą tworzą tzw. metale przejściowe (pierwiastki bloku d) reagujące z wodorem. Wodorki te mają mniejszą gęstość niż odpowiednie metale. Skład chemiczny wodorków metalicznych jest zmienny, są więc związkami niestechiometrycznymi. W większości przypadków właściwości tych wodorków są zbliżone do właściwości metali macierzystych.

Otrzymywanie wodorków

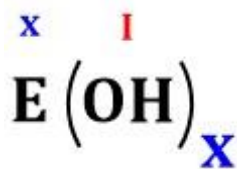
Większość wodorków otrzymuje się przez bezpośrednią syntezę pierwiastka z wodorem (wyjątek stanowi fluor, który samorzutnie reaguje z wodorem tworząc HF). Poszczególne wodorki wymagają różnych warunków potrzebnych do przebiegu reakcji, np. do otrzymania HCl potrzeba światła, H₂O – płomienia inicjującego reakcję, H₂S – katalizatora, jeszcze inne – wysokiego ciśnienia i ogrzewania.

3. Wodorotlenki

Wodorotlenki – związki chemiczne zawierające stabilny kation oraz anion wodorotlenowy OH⁻. Wodorotlenki mogą tworzyć zarówno kationy metali o różnej wartościowości, kation amonowy NH₄⁺, jak również kationy organiczne, najczęściej czwartorzędowe związki amoniowe, np. wodorotlenek tetrametyloamoniowy (CH₃)₄N⁺OH⁻.

Wodorotlenki to związki chemiczne zbudowane z kationów metali i anionów wodorotlenkowych o wzorze ogólnym: M(OH)_n. Wodorotlenki otrzymuje się jako efekt działania tlenków metali aktywnych (tlenków zasadowych) na wodę oraz niektórych metali na wodę.

Wodorotlenki to związki, w których metal łączy się z grupą wodorotlenową (hydroksylową). Połączenie pomiędzy kationem takiego metalu a grupą —OH jest natury **jonowej**. Możemy zatem zapisać wzór ogólny dla wodorotlenków :



Wzór ogólny wodorotlenków.

Po pierwsze, jak widzimy, wartościowość grupy wodorotlenowej wynosi 1. Czyli pisanie wzorów wodorotlenków będzie bardzo proste. Popatrzmy zatem na kilka różnych wzorów wodorotlenków :

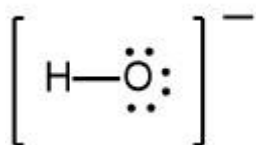
NaOH	Ca(OH) ₂	Al(OH) ₃
wodorotlenek sodu	wodorotlenek wapnia	wodorotlenek glinu

Przykłady wodorotlenków wraz z ich nazwami

Jeśli dany metal może przyjmować różne wartościowości, to musimy to uwzględnić w nazwie. Czyli przykładowo :

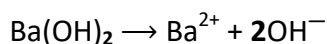
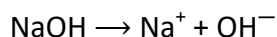
Fe(OH)_2	Fe(OH)_3
wodorotlenek żelaza (II)	wodorotlenek żelaza (III)

Zobaczmy teraz na wzór elektronowy anionu OH^- , czyli naszej grupy hydroksylowej.



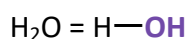
Wzór elektronowy anionu hydroksylowego.

Koniecznienależy wspomnieć o [dysocjacji](#) wodorotlenków. **Zanim zdysocjujesz wodorotlenek musisz się upewnić, że jest on dobrze rozpuszczalny!**



2. Jak się otrzymuje wodorotlenki ?

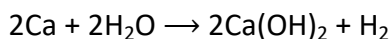
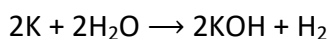
Reakcje otrzymywania wodorotlenków są bardzo proste, o ile będziemy traktować wodę jako połączenie wodoru z grupą —OH . Czyli :



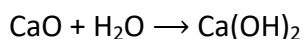
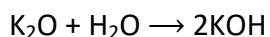
Zatem woda ma już w sobie zawartą grupę hydroksylową, więc teraz potrzebujemy po prostu jakiegoś metalu, który tą grupę przyjmie.

Wodorotlenki I i II grupy można otrzymać jeśli podzielimy wodę na :

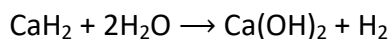
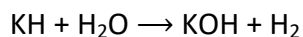
a) metale



b) tlenki metali



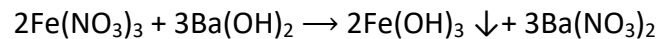
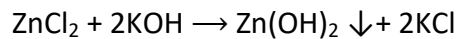
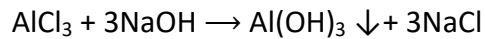
c) wodorki metali



Przeanalizujmy te reakcje w ramach schematu, który pomoże nam zrozumieć te reakcje.

Inne wodorotlenki są osadami i otrzymujemy je w reakcjach strąceniowych dobrze rozpuszczalnych soli danego metalu z mocnymi zasadami.

To czy wodorotlenek jest osadem jak doskonale wiesz, możesz sprawdzić w tablicy rozpuszczalności. Czyli wystarczy wziąć dobrze rozpuszczalną sól i dodajemy do niej jakiś wodorotlenek (mocną zasadę), klasycznie to będzie KOH czy NaOH.



niektóre wodorotlenki są dobrze rozpuszczalne (wodorotlenki metali I oraz II grupy, oprócz Be(OH)_2 oraz Mg(OH)_2), a niektóre (w sumie większość) jest trudno rozpuszczalna. A jak coś jest trudnorozpuszczalne, to będzie się w reakcji strącało jako osad, co będzie cieszyło nasze maturalne oczy, bo **będziemy mieć co wpisać w obserwacjach.**

Wśród wodorotlenków możemy wyróżnić jeszcze te, które są **zasadowe**, a więc naturalnie będą reagowały z kwasami (a także tlenkami kwasowymi) oraz wodorotlenki **amfoteryczne**. Ze względu na to, że są one takie ważne, to wodorotlenki amfoteryczne zostaną omówione w osobnym poście.