

# Budowa atomu i związki kompleksowe

Opracowanie: dr Maria Kilarska, dr Urszula Lelek-Borkowska

## CZĘŚĆ TEORETYCZNA

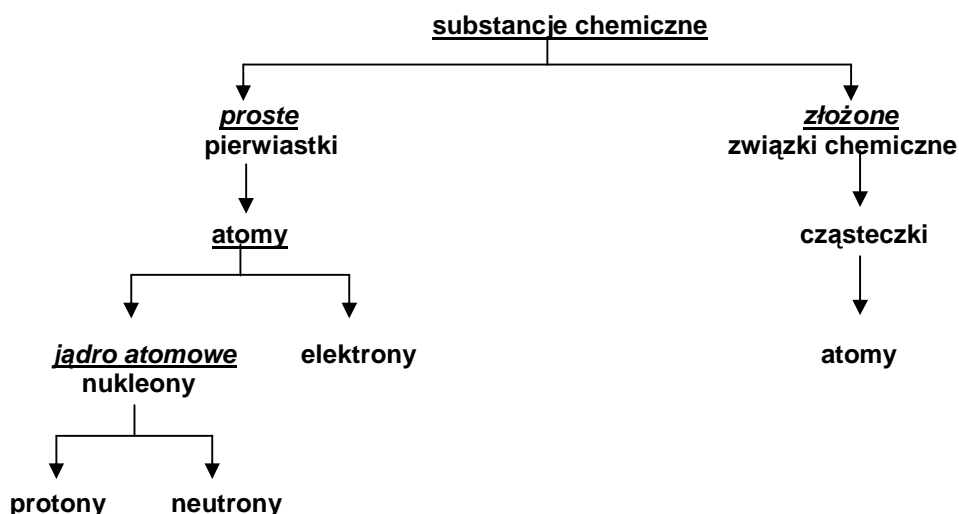
### 1. Budowa atomu

**Substancja chemiczna** jest to taki gatunek materii, który we wszystkich swoich próbkach posiada takie same właściwości fizyczne i chemiczne. Wszystkie substancje, które spotykamy możemy podzielić na substancje proste i złożone.

Substancje proste są to substancje, których nie można rozłożyć na prostsze składniki, w języku chemicznym nazywane są one **pierwiastkami**. Najmniejszą częścią **pierwiastka** zachowującą takie same jak on właściwości chemiczne jest **atom**. Wszystkie atomy tego samego pierwiastka są podobne i posiadają te same własności. Atomy różnych pierwiastków różnią się między sobą.

Substancje złożone, które ulegają rozkładowi na drodze przemian chemicznych na substancje proste – pierwiastki, nazywane są **związkami chemicznymi**. Najmniejszą częścią **związku chemicznego** zachowującą jego właściwości jest **cząsteczka** (molekuła). Wszystkie cząsteczki tego samego związku chemicznego zawierają tę samą ilość takich samych atomów.

Atom złożony jest z najmniejszych cząstek, zwanych **elementarnymi cząstkami materii**. Cząstki elementarne, wchodzące w skład atomów to: skupione są w jądrze atomowym i związane siłami jądrowymi **nukleony**, czyli dodatnie **protony** i obojętne elektrycznie **neutrony** oraz krążące wokół jądra atomowego ujemne **elektrony**. Charakterystykę tych cząstek przedstawiono w tab.VIII.1.



Tab.1. Charakterystyka podstawowych cząstek elementarnych

nazwa cząsteczki	masa [u]	ładunek [e]	symbol
proton	1	+1	<b>p</b>
neutron	1	0	<b>n</b>
elektron	$\frac{1}{1840}$	-1	<b>e</b>

1u (jednostka masy atomowej) = 1/12 masy izotopu węgla  $^{12}_6\text{C} = 1,67 \times 10^{-24}\text{g}$ .

Z powyższej tabeli wynika, że prawie cała masa atomu skupiona jest w jego jądrze, jądro ma ładunek dodatni, a w elektrycznie obojętnym atomie liczba dodatnich protonów jest równa liczbie ujemnych elektronów.

Atomy różnych pierwiastków różnią się pomiędzy sobą przede wszystkim ilością protonów w jądrze. Liczba protonów nazywana jest **liczbą atomową** i oznaczana symbolem **Z**. Jak już wcześniej zaznaczono, elektrycznie obojętny atom posiada taką samą liczbę protonów i elektronów, więc liczba atomowa Z podaje zarówno liczbę protonów, jak i elektronów w atomie. Liczbę tę podaje się w lewym dolnym indeksie symbolu danego pierwiastka.

Atomy tego samego pierwiastka muszą posiadać tę samą ilość protonów w jądrze, mogą natomiast różnić się ilością neutronów. Całkowita liczba protonów i neutronów (nukleonów) w jądrze określa **liczbę masową A**. Liczbę tę umieszcza się w lewym górnym indeksie symbolu pierwiastka. Różnica liczby masowej i atomowej podaje, więc ilość neutronów w jądrze.

Mając podany symbol pierwiastka z liczbą masową w indeksie górnym i liczbą atomową w indeksie dolnym można określić dokładną liczbę cząstek elementarnych, z których zbudowany jest dany atom.

**Z** → liczba atomowa = ilość protonów = ilość elektronów w atomie

**A** → liczba masowa = suma ilości protonów i neutronów w jądrze

${}^A_Z X \rightarrow Z \text{ protonów}, Z \text{ elektronów}, (A - Z) \text{ neutronów}$

Przykład:  ${}^{16}_8\text{O}$  – atom tlenu zawierający: 8 protonów, 8 elektronów oraz  $16 - 8 = 8$  neutronów

Atom, który posiada niedobór elektronów w stosunku do liczby protonów (czyli nadmiar ładunku dodatniego nad ujemnym) nazywamy jonem dodatnim lub **kationem**.

Atom posiadający nadmiar elektronów (ładunków ujemnych) w stosunku do protonów (ładunków dodatnich) nazywamy jonem ujemnym lub **anionem**.

Atomy tego samego pierwiastka mogą różnić się ilością neutronów w jądrze, czyli masą atomową.

Nazywamy je **izotopami**. Np. izotopy wodoru:  ${}^1_1\text{H}$ - wodor,  ${}^2_1\text{H}$ ( ${}^2_1\text{D}$ ) – deuter,  ${}^3_1\text{H}$ ( ${}^3_1\text{T}$ ) – tryt, izotopy węgla:  ${}^{12}_6\text{C}$ ,  ${}^{13}_6\text{C}$ ,  ${}^{14}_6\text{C}$ .

Dalszym ważnym problemem dotyczącym budowy atomu jest odpowiedź na pytanie: jak rozmieszczone są elektrony w atomach? Okazuje się, że dla elektronu nie można określić ściśle jego toru, tak jak dla cząsteczki klasycznej, a jedynie prawdopodobieństwo znalezienia go w różnych obszarach przestrzeni, w różnych odległościach od jądra.

Z funkcji falowych opisujących stan elektronów w atomach wynika opis każdego elektronu przy użyciu czterech liczb kwantowych:

**n - główna liczba kwantowa** kwantuje energię elektronu, może ona przybierać wartości kolejnych liczb naturalnych, czyli  $n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots, \infty$ . Poziomy o tej samej głównej liczbie kwantowej nazywamy **powłoką elektronową**. Każda powłoka oznaczona jest symbolem literowym:

wartość n	1	2	3	4	5	6	7
symbol literowy powłoki	K	L	M	N	O	P	Q
maks. liczba elektronów	2	8	18	32	50	72	98

**l - poboczna liczba kwantowa** określa dokładniej energię (oznacza ona podpowłokę, którą zajmuje elektron) i wyznacza kształt orbitali atomowych, może przyjmować wartości całkowite od zera do  $(n - 1)$ :

poboczna liczba kwantowa l	0	1	2	3	4	5
symbol podpowłoki	<b>s</b>	<b>p</b>	<b>d</b>	<b>f</b>	<b>g</b>	<b>h</b>
maks. liczba elektronów	2	6	10	14	18	22

**m - magnetyczna liczba kwantowa** określa wzajemne położenie orbitali w przestrzeni, a tym samym ilość orbitali na danym podpoziomiu, może przyjmować wartości:  $-l, 0, +l$ . Na przykład w podpowłoce **p** dla  $l = 1$  dopuszczalne wartości **m** wynoszą  $-1, 0, +1$  (trzy prostopadłe do siebie orientacje przestrzenne  $p_x, p_y, p_z$ ).

Każdy elektron oprócz tego, że porusza się wokół jądra, kręci się także wokół własnej osi. Kręt ten nazywamy **spinem** elektronu.

$m_s$  - magnetyczna spinowa liczba kwantowa może przyjmować wartości:  $-1/2$  lub  $+1/2$ . Zamiast oznaczeń  $+1/2$  i  $-1/2$  orientacje oznacza się często strzałkami  $\uparrow$  i  $\downarrow$ . Na każdym orbitalu elektronowym mogą znajdować się dwa elektrony różniące się między sobą liczbą spinową. Wynika to z przyjętej zasady Pauliego, mówiącej że: „W danym atomie nie mogą znajdować się dwa elektrony mające te same wartości wszystkich czterech liczb kwantowych, muszą różnić się co najmniej jedną liczbą kwantową.”

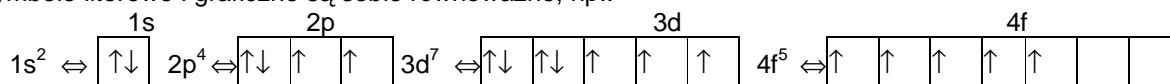
### Struktura orbitalowa atomów

Orbitale można opisać za pomocą odpowiednich symboli. Ogólny zapis orbitalowy można przedstawić:

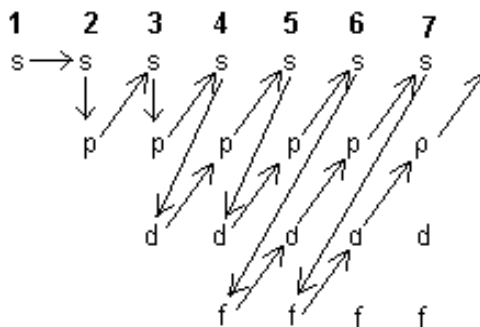
$$nl^x$$

gdzie:  $n$  – główna liczba kwantowa,  $l$  - poboczna liczba kwantowa wyrażona symbolem typu orbitalu ( $s, p, d, \dots$ ),  $x$  – ilość elektronów znajdujących się na danej podpowłoce.

Elektrony można przedstawić w postaci strzałek:  $\uparrow\downarrow$ , odwrotne kierunki symbolizują różne spiny. Symbole literowe i graficzne są sobie równoważne, np.:

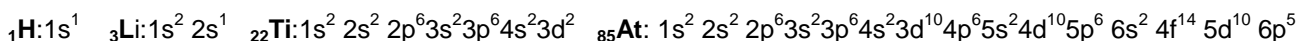


Elektrony zapełniają w pierwszej kolejności orbitale o niższej energii, a następnie orbitale o wyższych energiach. Kolejność zapełniania poszczególnych orbitali pokazano na rys.1.



Rys.1. Kolejność zapełniania poziomów energetycznych w atomach.

Konfiguracja elektronowa pierwiastka jest to symboliczny zapis wszystkich elektronów, które wchodzi w jego skład. I tak konfiguracja kilku wybranych pierwiastków, zgodnie z powyższym schematem kolejności zapełniania powłok wygląda następująco:



Dla pierwiastków o wyższych liczbach atomowych stosuje się zapis skrócony, w którym podaje się konfigurację najbliższej położonego gazu szlachetnego poprzedzającego dany pierwiastek, np.:



Dla własności chemicznych pierwiastka największe znaczenie posiadają elektrony znajdujące się na najwyższym poziomie energetycznym nazywane **elektronami walencyjnymi**, są to najczęściej elektrony z ostatnich, jeszcze nie w pełni zabudowanych powłok.

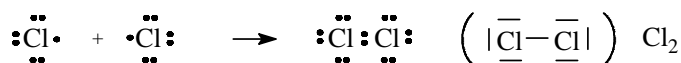
## 2. Wiązania chemiczne

Dążenia atomów do uzyskiwania energetycznie trwałego rozmieszczenia elektronów wokół jądra, czyli uzyskania trwałej konfiguracji elektronowej najbliższego dla danego pierwiastka gazu szlachetnego (dubletu lub oktetu elektronów) prowadzi do tworzenia się odpowiednich wiązań chemicznych a tym samym do wchodzenia w reakcje i powstawanie odpowiednich związków chemicznych.

### 2.1. Wiązania atomowe

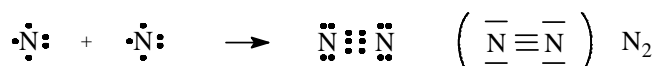
Wiązanie atomowe powstaje pomiędzy atomami tego samego pierwiastka lub pomiędzy atomami pierwiastków, które różnią się wartością elektroujemności (zdolności do przyciągania elektronów) nie więcej niż

0,4. Każdy z atomów oddaje po jednym elektronie, które tworzą łączącą parę wiążącą. Para ta znajduje się dokładnie pomiędzy jądrami obydwu atomów wodoru i jest obejmowana zasięgiem ich przyciągania.



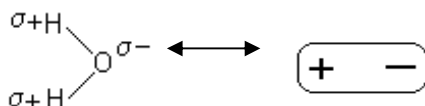
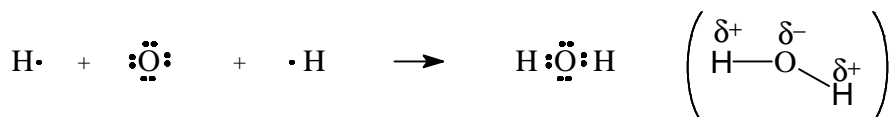
· - elektron, :↔ — - para elektronów

Jeżeli uwspólnienie jednej pary elektronów nie wystarcza do osiągnięcia oktetu elektronów, pomiędzy atomami tworzą się wiązania wielokrotne – podwójne, jak w przypadku cząsteczki tlenu, czy potrójne, jak w cząsteczce azotu:



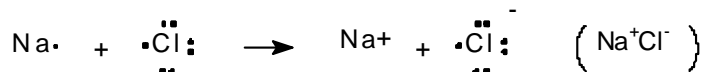
## 2.2. Wiązanie atomowe spolaryzowane

Jeżeli różnica elektroujemności łączących się pierwiastków zawiera się pomiędzy 0,4 i 1,7 to pierwiastki te tworzą wiązanie spolaryzowane. Oznacza to, że wiążąca para elektronów jest przesunięta w stronę atomu bardziej elektroujemnego (silniej przyciągającego elektrony). Atom ten zyskuje częściowy ładunek ujemny ( $\delta^-$ ), natomiast atom o niższej wartości elektroujemności zyskuje częściowy ładunek dodatni ( $\delta^+$ ).



## 2.3. Wiązania jonowe

Wiązanie jonowe powstaje wówczas, gdy reagują ze sobą atomy pierwiastka elektrododatniego o małej energii jonizacji z atomami pierwiastka elektroujemnego o dużym powinowactwie elektronowym. Reagujące atomy osiągają konfigurację oktetową przez przesunięcie elektronów od elektrododatniego do elektroujemnego atomu.



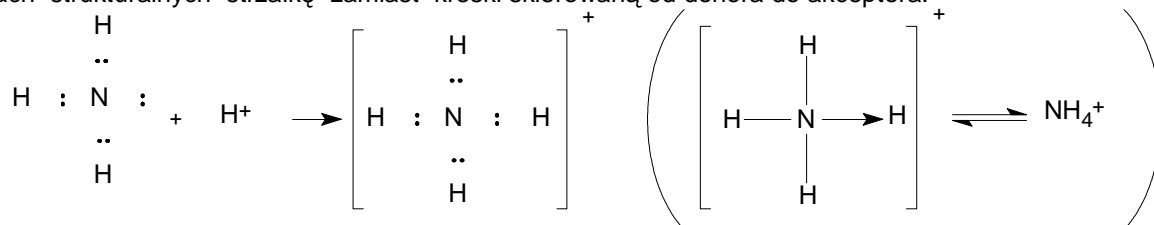
## 2.4. Wiązanie metaliczne

Powstawanie wiązania metalicznego polega na przekształceniu się atomów tego samego metalu lub atomów różnych metali w zbiór kationów obsadzających węzły sieci krystalicznej i swobodnie poruszających się między nimi elektronów. W związku z tym metale można traktować jako kryształy zawierające w węzłach sieci krystalicznej pewną liczbę dodatnich zrębów atomowych, a w przestrzeni międzywęzłowej równoważną im liczbę tzw. elektronów zdelokalizowanych, tj. nie należących do określonego jonu. Z tego względu mówi się o **chmurze elektronowej** lub **gazie elektronowym**, w którym zanurzone są zręby atomowe metalu, tworząc wiązanie metaliczne. Uporządkowany ruch gazu elektronowego związany jest z przepływem prądu elektrycznego.

## 2.5. Wiązania koordynacyjne

Do utworzenia wiązania atomowego nie zawsze potrzebne są elektrony pochodzące od dwóch atomów. Wiążąca para elektronowa może pochodzić od jednego atomu - donora, natomiast drugi atom zwany akceptorem uzupełnia tą parą swoją powłokę elektronową do konfiguracji najbliższego gazu

szlachetnego. W rezultacie powstaje wiązanie typu kowalencyjnego określane jako **donorowo-akceptorowe** albo **koordynacyjne**. Dobrym przykładem może tu być reakcja pomiędzy amoniakiem, kiedy to dodatni jon wodorowy, posiadający wolne orbitale, akceptuje jako wspólną parę elektronową pochodzącą od atomu azotu w cząsteczce amoniaku. Aby zaznaczyć, że dane wiązanie jest donorowo-akceptorowe, stosuje się często we wzorach strukturalnych strzałkę zamiast kreski skierowaną od donora do akceptora:

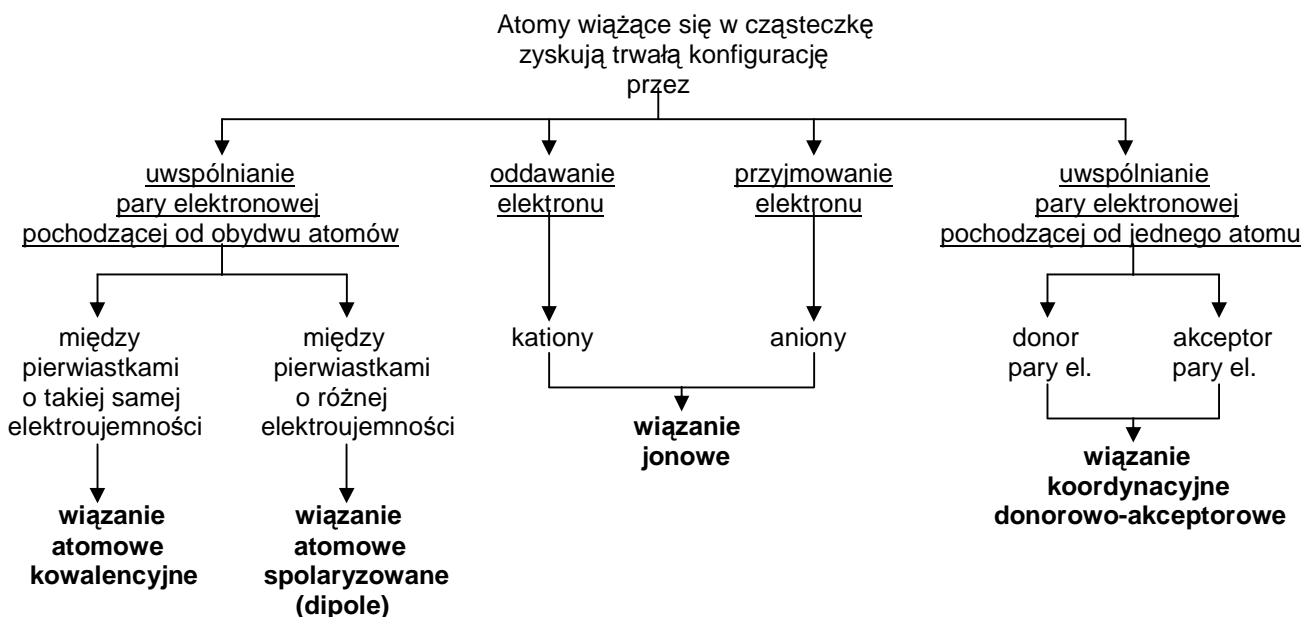


Donorami elektronów mogą być atomy lub jony posiadające wolne pary elektronowe (N, S, O, F<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>, OH<sup>-</sup>, CN<sup>-</sup>, SCN<sup>-</sup>, C<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup>, H<sub>2</sub>O, CO, NH<sub>3</sub>, itp.). Akceptorami są zwykle jony wodorowe oraz atomy mające wolne orbitale (np. metale przejściowe, czyli pierwiastki bloku d, itp.).

Bardzo liczną grupę akceptorów stanowią jony metali przejściowych. Powstają wtedy związki o bardziej złożonej budowie zwane związkami kompleksowymi. Chemia związków kompleksowych jest w zasadzie chemią metali przejściowych (pkt.3.)

## 2.6. Podsumowanie

Poniższy diagram ukazuje schemat, jakimi drogami pierwiastki mogą uzyskać konfigurację najbliższego gazu szlachetnego, czyli uzyskać najbardziej dogodny energetycznie stan.

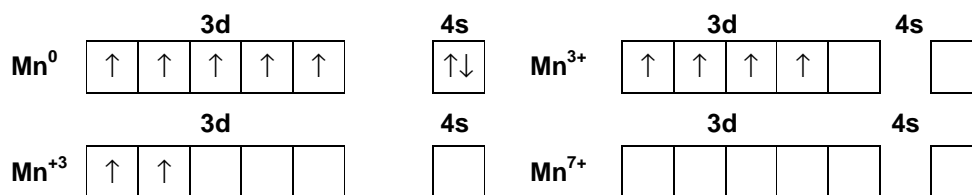


## 3. Pierwiastki d- elektronowe i przejściowe

W miarę rozbudowy powłok elektronowych od wodoru do coraz cięższych pierwiastków, w czwartym okresie pojawia się pierwiastek o liczbie atomowej  $Z = 21$  (skand), który rozpoczyna serię 10-ciu pierwiastków d-elektronowych (Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn). Takie same serie pojawiają się w okresie V i VI (patrz układ okresowy).

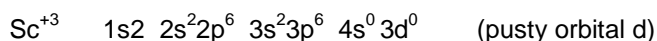
Elektrony walencyjne pierwiastków d-elektronowych są rozmieszczone na podpoziomach  $(n - 1)d$  i  $ns$ . Dwuelektronowe zapelnienie najwyższego podpoziomu ( $ns$ ) (oprócz Cu i Cr) jest przyczyną, że wszystkie pierwiastki podgrup są metalami o najniższym stopniu utlenienia +2 (u miedziowców na skutek przejścia jednego elektronu z podpoziomu  $s$  na  $d$  pojawia się trwałe +1 stopień utlenienia).

Liczba elektronów walencyjnych (n-1)d i ns jest zgodna z numerem grupy. Na przykład mangan oddając kolejne elektrony osiąga najwyższy +7 stopień utlenienia:



Elektrony podpoziomu **s** ulegają łatwo jonizacji tworząc charakterystyczny dla stanu metalicznego "gaz elektronowy", dlatego pierwiastki te są dobrymi przewodnikami ciepła i elektryczności. Pozostałe nie sparowane elektrony **d** mogą tworzyć z podobnymi elektronami **d** sąsiednich atomów wiązania kowalencyjne zwiększając twardość i kruchość metali. Jeżeli pierwiastki **d** elektrony tworzą chociaż jeden względnie trwały jon o niekompletnie zapełnionej powłoce **d** zaliczane są do **metali (pierwiastków) przejściowych**.

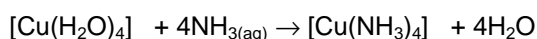
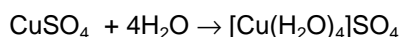
Jony metali grupy 3 (skandowce) i 12 (cynkowce) nie mają elektronów walencyjnych typu **d**, gdyż skandowce występują tylko na +3 stopniu utlenienia, a cynkowce na +2, nie są więc zaliczane do pierwiastków przejściowych, chociaż należą do bloku **d**.



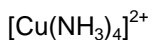
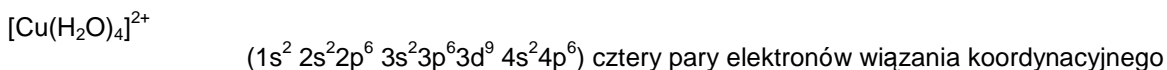
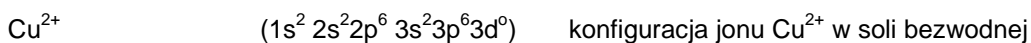
Jedną z najbardziej uderzających cech pierwiastków przejściowych jest zmienność ich stopni utlenienia. Wiązania pierwiastków na niższych stopniach utlenienia są z reguły jonowe, a na wyższych kowalencyjne.

#### 4. Związki kompleksowe.

Jeżeli bezbarwny, bezwodny siarczan(VI) miedzi(II)  $CuSO_4$  rozpuścimy w wodzie, jon miedzi  $Cu$  ulega hydratacji przyłączając cząsteczki wody. Jon  $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$  przyjmuje barwę niebieską. Gdy do takiego roztworu dodamy amoniaku i cząsteczki wody zostaną zastąpione cząsteczkami amoniaku, roztwór uzyskuje barwę lazuruwo-niebieską:



Powstające tutaj wiązanie koordynacyjne pomiędzy kationem metalu zwanym **atomem centralnym** lub **jonem centralnym** a koordynowanymi cząsteczkami lub jonami ujemnymi mającymi wolną parę elektronów zwanymi **ligandami** nazywamy wiązaniem kompleksowym.



Adsorpcję światła przez związki nieorganiczne w zakresie widzialnym obserwuje się przede wszystkim u jonów mających niecałkowicie wypełniony podpoziom **d** osłonięty wyższym podpoziomem zapełnionym przez elektrony (jony barwne).

Liczbę atomów ligandowych bezpośrednio koordynowanych przez jon centralny nazywa się **liczbą koordynacyjną (LK)** i jest ona charakterystyczna dla danego atomu centralnego.

Wartość liczby koordynacyjnej (najczęściej 2, 4 lub 6) wynika z liczby wolnych miejsc dla elektronów w atomie lub w jonie centralnym, z drugiej strony zależy od rozmiarów jonu centralnego i ligandów. Ligandy rozmieszczone są symetrycznie wokół atomu lub jonu centralnego tworząc odpowiednią figurę geometryczną.

Tab.2. Liczba koordynacyjna i budowa przestrzenna jonów kompleksowych.

Jon metalu	Liczba koordynacyjna	Konfiguracja przestrzenna	Przykład
Ag <sup>+</sup> , Au <sup>+</sup> , Cu <sup>+</sup>	2	liniowa	[Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ] <sup>+</sup>
Cu <sup>2+</sup> , Ni <sup>2+</sup> , Pd <sup>2+</sup> , Pt <sup>2+</sup>	4	kwadrat	[Pt(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup>
Al <sup>3+</sup> , Au <sup>+</sup> , Cd <sup>2+</sup> , Co <sup>2+</sup> , Cu <sup>2+</sup> , Ni <sup>2+</sup> , Zn <sup>2+</sup>	4	czworościan	[Zn(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup>
Al <sup>3+</sup> , Co <sup>2+</sup> , Co <sup>3+</sup> , Cr <sup>3+</sup> , Cu <sup>2+</sup> , Fe <sup>2+</sup> , Fe <sup>3+</sup> , Ni <sup>2+</sup> , Pt <sup>4+</sup>	6	ośmiościan	[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup>

#### 4.1. Nomenklatura związków kompleksowych

Formułując wzory związków kompleksowych umieszcza się symbole zarówno jonu centralnego jak i otaczających go ligandów w nawiasie kwadratowym. Nawias obejmuje zatem sferę koordynacji. Kompleks może być kationem, np. [Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]<sup>+</sup>, cząsteczką obojętną, np. [PtCl<sub>2</sub>(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]<sup>-</sup> lub anionem, np. [Fe(CN)<sub>6</sub>]<sup>3-</sup>.

Słownictwo związków kompleksowych opiera się na następujących zasadach:

- 1) Najpierw wymienia się liczbę i nazwę ligandów, przy czym pierwszeństwo mają ligandy ujemne, a po nich ligandy obojętne (ligandy nieorganiczne przed organicznymi).
- 2) Stopień utlenienia jonu centralnego oznacza się cyfrą rzymską (po nazwie kompleksu).
- 3) Nazwy anionów kompleksowych tworzy się przez podanie liczby ligandów oraz nazwy pierwiastka z końcówką -an i stopnia utlenienia jonu centralnego w nawiasach.
- 4) W kompleksach kationowych oraz o wypadkowym ładunku równym zero nazwy atomu centralnego nie zmienia się.
- 5) Nazwę związku koordynacyjnego podaje się wg ogólnych zasad ustalonych dla związków nieorganicznych a więc, jeśli jon kompleksowy jest anionem rozpoczyna nazwę związku. Natomiast gdy jest kationem, wówczas znajduje się w nazwie związku na miejscu drugim.
- 6) Nazwy związków kompleksowych, które nie zawierają jonów tworzy się podając nazwę atomu centralnego w pierwszym przypadku.

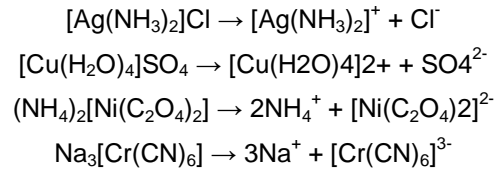
Nazwy najczęściej spotykanych ligandów i przykłady związków kompleksowych podano w tabeli 3.

Tab.3. Nazwy najczęściej spotykanych ligandów oraz przykłady związków kompleksowych:

Wzór	Nazwa ligandu	Przykład związku kompleksowego	Nazwa związku
Cl <sup>-</sup>	chloro	K <sub>3</sub> [CoCl <sub>4</sub> ]	czterochlorokobaltan(II) potasu
F <sup>-</sup>	fluoro	Na <sub>2</sub> [CoF <sub>6</sub> ]	sześciofluorokobaltan(IV) sodu
Br <sup>-</sup>	bromo	K[AuBr <sub>4</sub> ]	czterobromozłocian(III) potasu
I <sup>-</sup>	jodo	K[BiI <sub>4</sub> ]	czterojodobizmutan(II) potasu
OH <sup>-</sup>	hydroksy	Li <sub>2</sub> [Sn(OH) <sub>6</sub> ]	sześciohydroksycynian(IV) litu
H <sub>2</sub> O	akwa	[Co(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ]Cl <sub>2</sub>	chlerek sześćoakwakobaltu(II)
CN <sup>-</sup>	cyjano	[Ni(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sub>2</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	sześciocyjanożelazian(II) sześćoaminaniklu(II)
SCN <sup>-</sup>	tiocyjaniano (rodano)	K <sub>3</sub> [Fe(SCN) <sub>6</sub> ]	sześciorodanożelazian(III) potasu
C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	szczawiano	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> [(Ni(C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> )]	dwuszczawianoniklan(II) amonu
CO	karbonylo	Hg[Fe(CO) <sub>4</sub> ]	czterokarbonylożelazian(II) rtęci(II)
NH <sub>3</sub>	amina	[CrCl(NH <sub>3</sub> ) <sub>5</sub> ]Cl <sub>2</sub>	chlerek chloropięcioaminachromu(III)

## 4.2. Dysocjacja związków kompleksowych

Związki kompleksowe ulegają dysocjacji, tak jak zwykłe sole, na (w zależności od budowy) kation metalu i anion kompleksowy lub kation kompleksowy i anion reszty kwasowej. Przykłady dysocjacji związków kompleksowych:



### PYTANIA KONTROLNE

1. Z jakich elementarnych cząstek składa się atom?
2. Podaj, z jakich cząsteczek elementarnych składa się atom manganu  $^{56}_{25}\text{Mn}$  ?
3. Jak rozmieszczone są elektrony w atomach?
4. Zapisać strukturę elektronową następujących atomów: Na, Cl, N, Ca, S, Fe.
5. Opisać na dowolnym przykładzie wiązanie jonowe, atomowe, metaliczne i koordynacyjne.
6. Opisać wiązania występujące w cząsteczce  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
7. Opisać wiązania występujące w jonach  $\text{H}_3\text{O}^+$  i  $\text{NH}_4^+$ .
8. Zdefiniować pojęcia: liczba koordynacyjna, atom centralny, ligandy.
9. Podać wartościowość i liczbę koordynacyjną pierwiastka kompleksotwórczego oraz nazwę następujących związków:
  - a)  $\text{K}[\text{AuBr}_4]$ ,
  - b)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,
  - c)  $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$ ,
  - d)  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ ,
  - e)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ ,
  - f)  $[\text{Co}(\text{OH})_6]\text{Cl}_2$ .
10. Zapisać równania dysocjacji powyższych związków kompleksowych.



## CZĘŚĆ DOŚWIADCZALNA

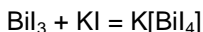
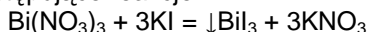
### Ćw. 1. Otrzymywanie czterojodobizmutanu(III) potasu.

Sprzęt: - próbówki w statywie

Odczynniki: - 1M Bi(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>,  
- 0,5M KI

Opis ćwiczenia:

Do próbówki zawierającej 3-4 krople roztworu azotanu(V) bizmutu(III) dodawać kroplami 0,5M roztworu jodku potasu. Powstały osad jodku bizmutu(III) rozpuścić w nadmiarze KI, dodając jeszcze kilka kropli roztworu tego odczynnika. Zachodzą następujące reakcje:



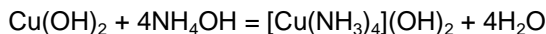
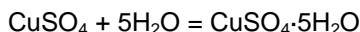
### Ćw. 2. Otrzymywanie wodorotlenku czteroaminamiedzi(II).

Sprzęt: - próbówki w statywie

Odczynniki: - bezwodny CuSO<sub>4</sub>,  
- 25% NH<sub>4</sub>OH

Opis ćwiczenia:

Do próbówki zawierającej 1cm<sup>3</sup> wody dodać niewielką ilość bezwodnego siarczanu(VI) miedzi(II). Po rozpuszczeniu soli dodać 25% roztworu amoniaku do całkowitego rozpuszczenia wytrącającego się początkowo osadu wodorotlenku miedzi. Obserwować zmiany zabarwienia spowodowane powstawaniem związku kompleksowego. Zachodzą następujące reakcje:



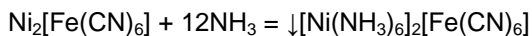
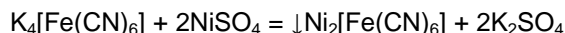
### Ćw. 3. Otrzymywanie związku o kationie i anionie kompleksowym

Sprzęt: - próbówki w statywie

Odczynniki: - 1M K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>],  
- 1M NiSO<sub>4</sub>,  
- 25% NH<sub>4</sub>OH

Opis ćwiczenia:

Do próbówki wlać 2 krople szesciocyanożelazianu(II) potasu K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] i 4 krople roztworu siarczanu(VI) niklu(II). Do otrzymanego osadu dodać 25% roztworu amoniaku do rozpuszczenia się osadu cyjanozelazianu(II) niklu(II). Równocześnie zwrócić uwagę na strącanie się jasno fioletowych kryształów soli kompleksowej [Ni(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]<sub>2</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>].



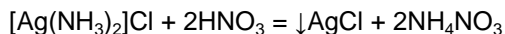
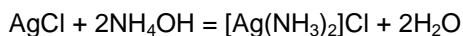
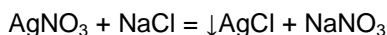
### Ćw. 4. Badanie trwałości jonów kompleksowych.

Sprzęt: - próbówki w statywie

Odczynniki: - 1M AgNO<sub>3</sub>,  
- 1M NaCl,  
- 25% NH<sub>4</sub>OH,

Opis ćwiczenia:

Do próbówki wlać 4-5 kropli roztworu azotanu(V) srebra i taką samą objętość chlorku sodu. Otrzymany osad chlorku srebra rozpuścić w 25% roztworze amoniaku. Do otrzymanego roztworu soli kompleksowej dodać 2M roztworu kwasu azotowego(V) aż do utworzenia się białego osadu chlorku srebra.



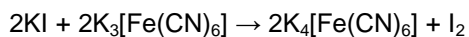
### Ćw. 5. Redukcja sześciocyjanożelazianu(III) potasu.

Sprzęt: - próbówki w statywie

Odczynniki: - 1M KI,  
- 2M KCl,  
- benzen,  
- krystaliczny  $K_3[Fe(CN)_6]$

Opis ćwiczenia:

Do próbówki wprowadzić 8-10 kropli roztworu jodku potasu, 6-8 kropli 2M roztworu kwasu solnego i 5-6 kropli benzenu. Zwrócić uwagę, że warstwa benzenu pozostaje bezbarwna. Dodać kilka kryształków sześciocyjanożelazianu(III) potasu  $K_3[Fe(CN)_6]$  i roztwór zamieszać bagietką. Wydzielający się wolny jod zabarwia warstwę benzenu.



### Ćw. 6. Sztuczna krew

Sprzęt: - próbówki w statywie

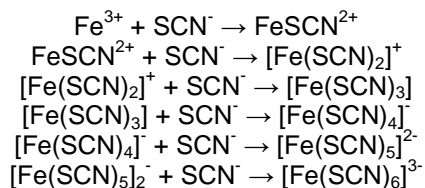
Odczynniki: - 1M  $FeCl_3$ ,  
- 1M KSCN

Opis ćwiczenia:

Wlać do próbówki ok.  $1\text{ cm}^3$  chlorku żelaza, następnie dodać ok.  $1\text{ cm}^3$  rodanku potasu. Zapisać obserwacje.



Nadmiar jonów  $SCN^-$  powoduje pogłębienie barwy spowodowane stopniowym powstawaniem kompleksów aż do  $[Fe(SCN)_6]^{3-}$ .



### Opracowanie wyników:

Wyniki zebrać w tabeli w arkuszu sprawozdania, podając:

1. Zapis jonowy przebiegających reakcji.
2. Reakcje dysocjacji powstałych kompleksów.
3. Liczbę koordynacyjną (LK) jonu centralnego.
4. Zabarczenia tworzących się związków kompleksowych.

20...../..... Wydz.	Nazwisko, imię:	Zaliczenie
Gr.	Temat: <b>BUDOWA ATOMU I ZWIĄZKI KOMPLEKSOWE</b>	

Nr ćw.	Zapis jonowy przebiegających reakcji oraz reakcje dysocjacji kompleksów	Postać i zabarwienie	LK atomu centralnego
1			
2			
3			
4			
5			
6			