

Budowa atomu

Opracowanie: dr U. Lelek-Borkowska, dr inż. K. Moskwa, dr J. Zawada, mgr A. Tąta

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.

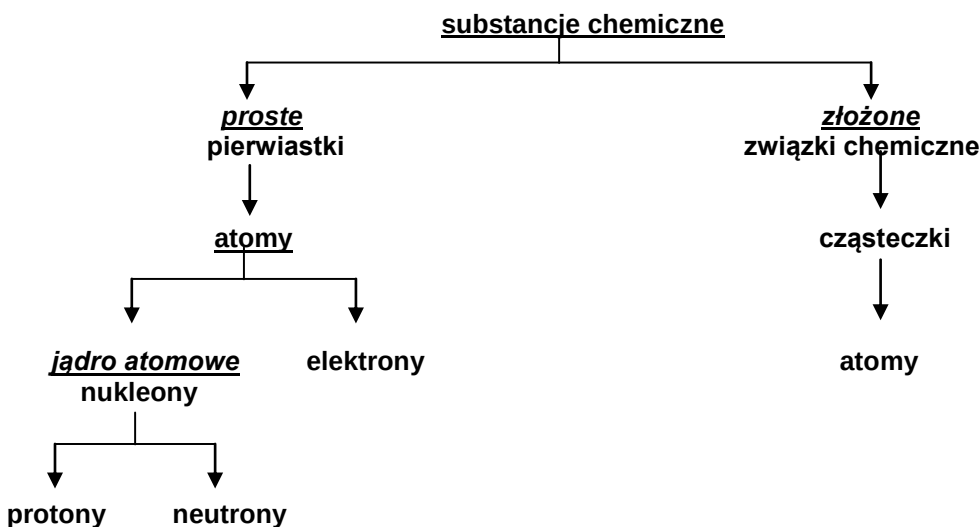


Tabela 1. Charakterystyka podstawowych cząstek elementarnych

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

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

$$Z \rightarrow \text{liczba atomowa} = \text{ilość protonów} = \text{ilość elektronów w atomie}$$

$$A \rightarrow \text{liczba masowa} = \text{suma ilości protonów i neutronów w jądrze}$$

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

Przykład: ${}_{8}^{16}\text{O}$ – 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 ionem dodatnim lub **kationem**.

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

Atomy tego samego pierwiastka mogą różnić się ilością neutronów w jądrze, czyli masą atomową. Nazywamy je **izotopami**. Np. izotopy wodoru: ${}_1^1\text{H}$ - wodór, ${}_1^2\text{H}$ (${}_1^2\text{D}$) – deuter, ${}_1^3\text{H}$ (${}_1^3\text{T}$) – tryt, izotopy węgla: ${}_6^{12}\text{C}$, ${}_6^{13}\text{C}$, ${}_6^{14}\text{C}$.

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	s	p	d	f	g	h
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 oznaczyć $+1/2$ 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.”

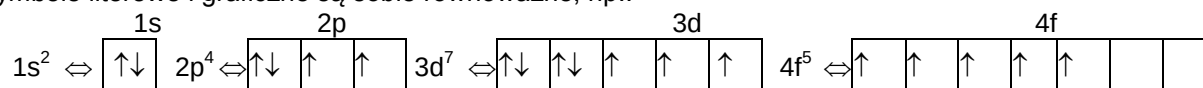
Struktura orbitalowa atomów

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

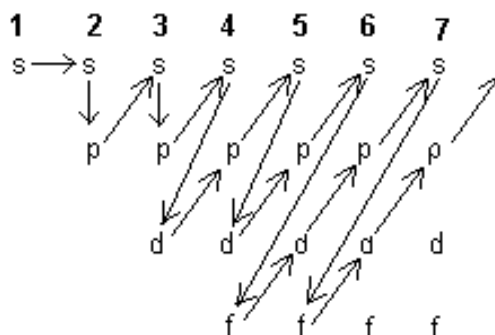
$$nl^x$$

gdzie: n – główna liczba kwantowa, l - poboczna liczba kwantowa wyrażona symbolem typu orbitalu (s, p, d, ...), 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.:

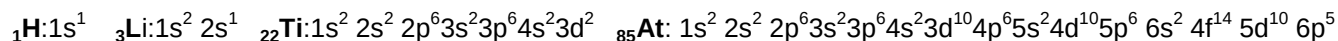


Elektrony zapełniają w pierwszej kolejności orbitale o niższej energii, a następnie orbitale o wyższych energiach. Kolejność zapełniania poszczególnych orbitali pokazano na rys.1.



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.:



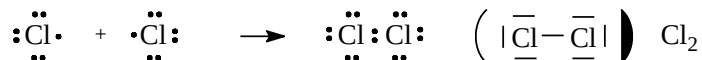
Dla własności chemicznych pierwiastka największe znaczenie posiadają elektrony znajdujące się na najwyższym poziomie energetycznym nazywane **elektronami walencyjnymi**, są to najczęściej elektrony z ostatnich, jeszcze nie w pełni zabudowanych powłok.

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.

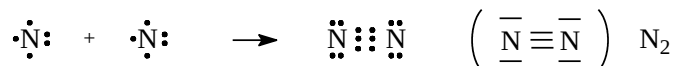
2.1. Wiązania atomowe

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.



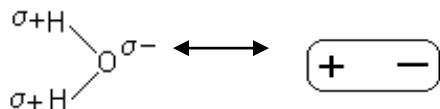
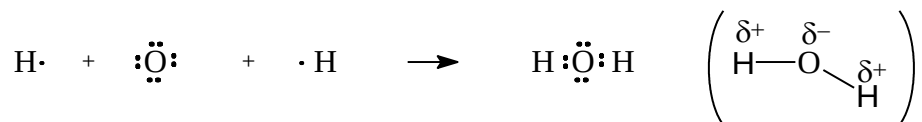
· - elektron, :↔— - para elektronów

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:



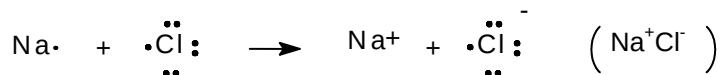
2.2. Wiązanie atomowe spolaryzowane

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 (δ^-), natomiast atom o niższej wartości elektroujemności zyskuje częściowy ładunek dodatni (δ^+).



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.



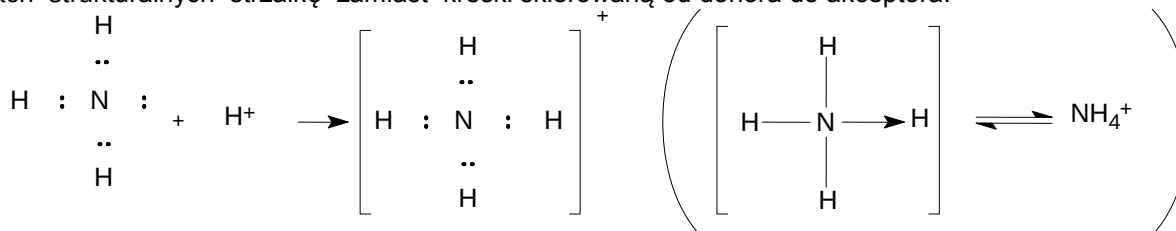
2.4. Wiązanie metaliczne

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 zębów 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. Wiązająca para elektronowa może pochodzić od jednego atomu - donora, natomiast drugi atom zwany akceptorem uzupełnia tę parę 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:

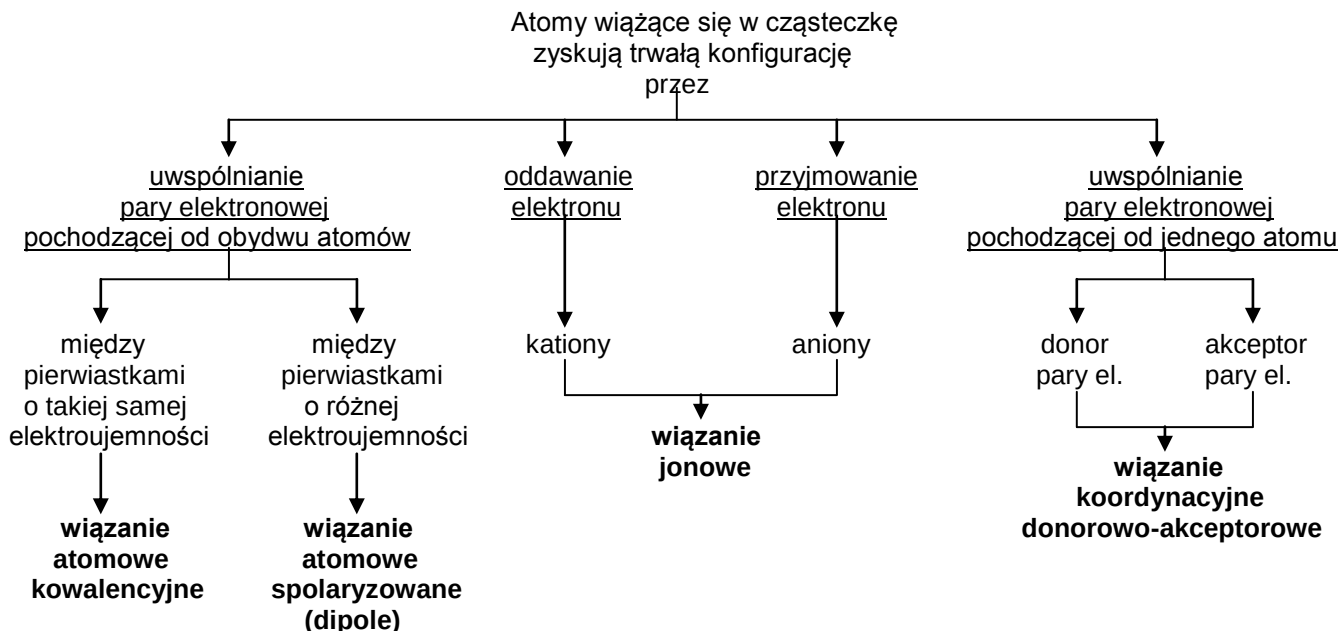


Donorami elektronów mogą być atomy lub jony posiadające wolne pary elektronowe (N, S, O, F⁻, Cl⁻, Br⁻, I⁻, OH⁻, CN⁻, SCN⁻, C₂O₄²⁻, H₂O, CO, NH₃, itp.). Akceptorami są zwykle jony wodorowe oraz atomy mające wolne orbitale (np. metale przejściowe, czyli pierwiastki bloku d, itp.).

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 (Budowa atomu)

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



3. Właściwości chemiczne metali

3.1. Charakterystyka stanu metalicznego.

Najliczniej wśród pierwiastków reprezentowane są metale. W układzie okresowym znajdujemy ponad 80 pierwiastków metalicznych. Bloki *s*, *d*, *f* tablicy układu okresowego są wypełnione wyłącznie przez metale (z wyjątkiem helu i wodoru). Jedynie w bloku *p* metale są mniej licznie reprezentowane.

Ze względu na właściwości metale znalazły szerokie zastosowanie w gospodarce i życiu codziennym. O właściwościach fizycznych metali decyduje występujące w nich **wiązanie metaliczne**. Sieć krystaliczną metali stanowią rdzenie atomów, które oddziałują z elektronami walencyjnymi tworzącymi chmurę elektronową, zdolną do swobodnego przemieszczania się, co jest przyczyną **dobrego przewodnictwa prądu elektrycznego**. Tą ruchliwością elektronów można tłumaczyć też **dobre przewodnictwo cieplne metali**; energia cieplna może być bowiem szybko przenoszona przez elektrony z jednej części metalu do innej.

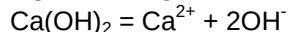
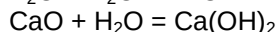
Obecność chmury elektronowej w metalu pozwala na wyjaśnienie charakterystycznego dla metali **połysku**. Strumień światła padający na metal wprawia w ruch oscylacyjny znajdujące się na powierzchni metalu elektrony, które następnie oddają energię elektromagnetyczną w postaci światła. Jego strumień odbija się od powierzchni metalu dając charakterystyczny efekt połysku. Metale wykazują dużą zdolność odbijania światła pod wszystkimi kątami.

Inne cechy metali takie jak **twardość**, **kowalność**, **ciągliwość** można wyjaśnić istnieniem sił, które utrzymują sieć krystaliczną. Siły przyciągania między jonami metalu a chmurą elektronową działają we wszystkich kierunkach, nie ma kierunku uprzywilejowanego. Rezultatem tego jest duża łatwość przesunięcia jonu w sieci z jednego położenia w inne.

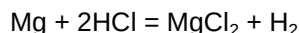
Temperatury topnienia i wrzenia metali są zróżnicowane: od -39°C dla rtęci, $28,5^{\circ}\text{C}$ dla cezu do 3370°C dla wolframu (pod ciśnieniem normalnym).

3.2. Właściwości chemiczne metali bloku s

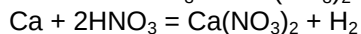
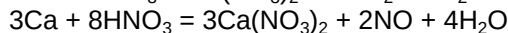
Właściwości chemiczne pierwiastków są funkcją ich konfiguracji elektronowej. Metale bloku s mają konfigurację elektronów walencyjnych ns^1 i ns^2 . Przejście w stan jonowy atomu mającego jeden lub dwa elektrony walencyjne jest możliwe już przy niewielkim nakładzie energii. Metale bloku s są aktywne chemicznie. Tlenki tych metali w reakcji z wodą tworzą wodorotlenki o charakterze typowo zasadowym:



Metale bloku s są dobrymi reduktorami, właściwości redukujące zaś zwiększają się ze wzrostem liczby atomowej pierwiastka w grupie. Właściwości redukujące metali bloku s przejawiają się w ich reakcjach z wodą, tlenem, chlorem, wodorem a w reakcji z kwasami nieutleniającymi wydzielają gazowy wodór, np.



Z kwasami utleniającymi metale te reagują, w zależności od stężenia kwasu, oprócz soli metalu, tlenki azotu na niższym stopniu utlenienia np.



stężenie kwasu maleje



Metale bloku s i ich związki wprowadzone do płomienia nadają mu charakterystyczne zabarwienie:

lit – karminowe

wapń - ceglastoczerwone

sód – żółte

stront - karminowe

potas – różowofioletowe
bar - żółtozielone
rubid – jasnofioletowe
rad - karminowoczerwone
cez – niebieskofioletowe

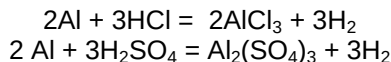
Ogrzewane substancje absorbują energię z płomienia. W wyższym stanie energetycznym atomy lub jony przebywają przez bardzo krótki czas (rzędu 10^{-8} s), a następnie powracają do stanu podstawowego emitując kwanty energii, odpowiadające różnym długościom fali. Promieniowanie o różnych długościach fal obserwujemy jako różne barwy płomienia.

3.3. Właściwości chemiczne metali bloku p

Pierwiastki występujące w bloku *p* mają elektrony walencyjne rozmieszczone na ostatniej zewnętrznej powłoce. Nie wszystkie z nich są pierwiastkami metalicznymi. Metale bloku *p* to Al (glin), Sn (cyna), Pb (ołów), Bi (bismut). Wszystkie z nich mają właściwości amfoteryczne. Z wymienionych metali największe znaczenie ma glin.

Czysty glin jest mało wytrzymały pod względem mechanicznym, ale jego stopy z innymi metalami (np. duraluminium) oznaczają się dużą wytrzymałością. Mimo aktywności chemicznej aluminium jego stopy są odporne na korozję, ponieważ na jego powierzchni powstaje ochronna warstewka tlenkowa (warstewka pasywna).

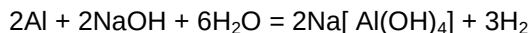
Glin jest dobrym reduktorem ze względu na jego niski potencjał normalny (-1,66 V). Łatwo rozтворя się w kwasie solnym i rozcieńczonym kwasie siarkowym z wydzielaniem wodoru:



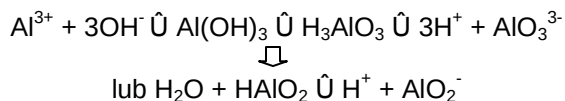
W reakcji ze stężonym kwasem siarkowym(VI) i azotowym(V) czyli w reakcji z kwasami utleniającymi powstaje pasywna warstewka tlenku glinu z równoczesną redukcją siarki lub azotu na niższe stopnie utlenienia.



Glin jest pierwiastkiem amfoterycznym, co oznacza, że reaguje nie tylko z kwasami, ale też rozтворя się w mocnych zasadach:

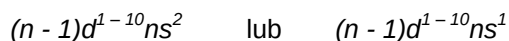


Wodorotlenek glinu otrzymany przez działanie zasad na sole glinu, wykazuje też właściwości amfoteryczne – słabej zasady lub słabego kwasu w zależności od środowiska:



3.4. Właściwości chemiczne metali bloku d

Pierwiastki występujące w bloku *d* czyli w grupach 3 – 12, mają elektrony walencyjne rozmieszczone na dwóch powłokach zewnętrznych – ostatniej i przedostatniej. Konfigurację elektronów walencyjnych metali bloku *d* można przedstawić następująco:



Pierwiastki o takiej konfiguracji elektronów walencyjnych występują na wielu różnych dodatnich stopniach utlenienia. W przypadku grup 3 – 7 maksymalna wartość stopnia utlenienia odpowiada numerowi

grupy, w której leży pierwiastek. Prawidłowość ta nie jest spełniona w przypadku pierwiastków grup 8 – 11, z wyjątkiem rutenu i osmu.

Atomy metali bloku *d* stosunkowo łatwo oddają elektrony walencyjne z podpowłoki *s* tworząc związki o budowie jonowej i występują w postaci jonów prostych. Większość związków metali bloku *d* posiada intensywne zabarwienie np:

sole miedzi(II) – barwa niebieska
sole żelaza(II) - barwa bladzielona
sole żelaza(III) - barwa żółta
sole kobaltu(II) - barwa różowa
sole kobaltu(III) - barwa niebieska
sole chromu(II) - barwa niebieska
sole chromu(III) - barwa fioletowa

Właściwość ta wiąże się z pochłanianiem kwantów światła przez elektrony znajdujące się na częściowo zapełnionej podpowłoczce *d*. Przy całkowicie zapełnionej podpowłoczce *d* lub przy braku elektronów *d* jony proste metali tego bloku są bezbarwne np. sole cynku(II), tytanu(IV).

Na wyższych stopniach utlenienia tworzą związki kowalencyjne, w których występują w jonach złożonych.

Zróżnicowany udział wiązania jonowego w związkach tych metali jest przyczyną ich odmiennych właściwości. Poznamy je na przykładzie związków cynku, żelaza i miedzi.

3.4.1. Związki żelaza

Żelazo leży w ósmej grupie układu okresowego w bloku *d* ma więc elektrony walencyjne na podpowłoczce *4s* i *3d*

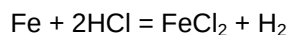


Stosunkowo łatwo atom żelaza oddaje 2 lub 3 elektrony i przechodzi w jony Fe^{2+} lub Fe^{3+} . Uzyskiwanie wyższych stopni wymaga znacznych nakładów energetycznych i zachodzi bardzo trudno.

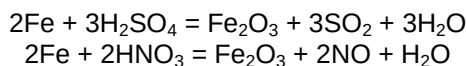
Żelazo jest pierwiastkiem dość aktywnym, wchodzi w reakcje z wieloma substancjami, m.in. siarką, chlorem, tlenem w obecności pary wodnej i z samą parą wodną. Nie reaguje z tlenem w suchej atmosferze.

Związki żelaza z tlenem to: FeO – tlenek żelaza(II), Fe_2O_3 – tlenek żelaza(III), Fe_3O_4 – tlenek żelaza(II, III) tzw. tlenek magnetyczny.

Z kwasami nieutleniającymi żelazo reaguje tworząc sole żelaza(II) i wydzielając wodór;



Z kwasami utleniającymi (np. stężony kwas siarkowy(VI), kwas azotowy(V)) reakcja zachodząca początkowo gwałtownie ulega szybko zahamowaniu wskutek pasywacji żelaza.

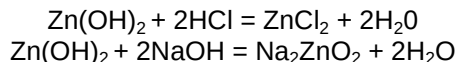


3.4.2. Cynkowce

Cynkowce: Zn (cynk), Cd (kadm), Hg (rtęć) leżą w 12 grupie układu okresowego. Konfigurację elektronów walencyjnych można przedstawić następująco:

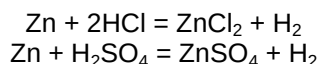
$$(n-1)d^{10}ns^2$$

Reaktywność cynkowców maleje ze wzrostem masy atomowej pierwiastków. Pierwiastki tej grupy są dwudodatnie, (Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+}). Wyjątkowo rtęć tworzy również kationy Hg_2^{2+} , które odpowiadają pierwszemu stopniowi utlenienia rtęci. Wodorotlenki cynkowców są słabymi zasadami i również słabo rozpuszczają się w wodzie. Wodorotlenek cynku wykazuje właściwości amfoteryczne, tzn. reaguje zarówno z kwasem jak i z mocną zasadą:

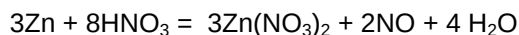
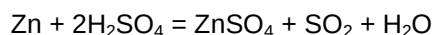


Cynkowce wykazują dobre własności metaliczne. Cynk na powietrzu lekko matowieje, gdyż wytwarza się warstewka tlenku (ZnO), wodorotlenku ($Zn(OH)_2$) lub węglanu cynku ($ZnCO_3$).

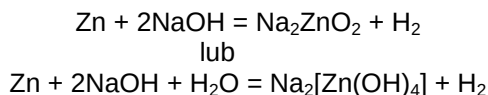
Cynk z rozcieńczonymi kwasami nieutleniającymi łatwo reaguje (roztwarza się) i wydziela się gazowy wodór;



Z kwasami utleniającymi, czyli ze stężonym H_2SO_4 i stężonym HNO_3 cynk reaguje redukując siarkę lub azot na niższy stopień utlenienia.



Cynk metaliczny reaguje również z ługiem wg schematu:



Podobnie jak inne pierwiastki przejściowe cynk i cynkowce mają dużą skłonność do tworzenia trwałych jonów kompleksowych.

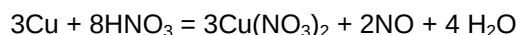
3.4.3. Miedziowce

Miedziowce: Cu (miedź), Ag (srebro), Au (złoto) leżą w 11 grupie układu okresowego. Konfigurację elektronów walencyjnych można przedstawić następująco:

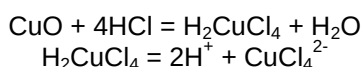
$$(n-1)d^{10}ns^1$$

Miedziowce to typowe metale ciężkie, miękkie, kowalne i ciągliwe, o wysokich temperaturach topnienia i wrzenia, bardzo dobrze przewodzące elektryczność i ciepło.

Miedziowce są usytuowane w szeregu elektrochemicznym za wodorem. Pod względem chemicznym metale tej grupy wykazują małą aktywność, są słabszymi reduktorami niż wodór, nie wypierają więc wodoru z kwasów - nie reagują z kwasami nieutleniającymi. Miedź i srebro reagują z kwasami utleniającymi wg schematu:



Spośród miedziowców tylko miedź reaguje z tlenem i tworzy tlenki: czarny CuO i ceglastoczerwony Cu_2O . Tlenek miedzi(II) reaguje ze stężonym kwasem solnym tworząc kwas tetrachloromiedziowy(II) o zabarwieniu zielonym.



4. Podsumowanie (właściwości chemiczne metali)

Aktywność chemiczna metali ↓	Blok	Metal	Związki z tlenem	Związki z aktywnym niemetalem	Produkt reakcji z kwasem nieutleniającym (HCl)	Produkt reakcji z kwasem utleniającym (HNO ₃)	Produkt reakcji z zasadą (NaOH)
	s	K	K ₂ O, K ₂ O ₂	KCl, K ₂ S	KCl	KNO ₃	-
		Mg	MgO	MgCl ₂ , MgS	MgCl ₂	Mg(NO ₃) ₂	-
		Na	Na ₂ O, Na ₂ O ₂	NaCl, Na ₂ S	NaCl	NaNO ₃	-
	p	Al	Al ₂ O ₃	AlCl ₃ , Al ₂ S ₃	AlCl ₃	Al ₂ O ₃ *	Na[Al(OH) ₄]
	d	Mn	MnO ₂ , Mn ₂ O ₃	MnCl ₂ , MnS	MnCl ₂	Mn(NO ₃) ₂	-
		Zn	ZnO	ZnCl ₂ , ZnS	ZnCl ₂	Zn(NO ₃) ₂	Na ₂ [Zn(OH) ₄]
		Cr	CrO, Cr ₂ O ₃ , CrO ₃	CrCl ₂ , CrS	CrCl ₂	Cr(NO ₃) ₃ *	-
		Fe	FeO, Fe ₂ O ₃ , Fe ₃ O ₄	FeCl ₂ , FeS	FeCl ₂	Fe ₂ O ₃ *	-
		Cu	Cu ₂ O, CuO	CuCl ₂ , CuS	-	Cu(NO ₃) ₂	-
		Ag	-	AgCl, Ag ₂ S	-	AgNO ₃	-