

WŁAŚCIWOŚCI CHEMICZNE METALI

Opracowanie: dr inż. Krystyna Moskwa, dr Jadwiga Zawada, mgr Agnieszka Tąta

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 ciepła 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.

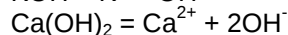
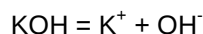
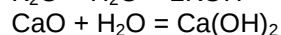
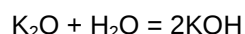
Inne cechy metali takie jak **twardość, kowalność, ciągliwość** można wyjaśnić istnieniem sił, które utrzymują sieć krystaliczną. Siły przyciągania między jonami metalu, a chmurą elektronową działają we wszystkich kierunkach, nie ma kierunku uprzywilejowanego. Rezultatem tego jest duża łatwość przesunięcia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

z jednego położenia w inne.

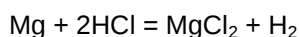
Temperatury topnienia i wrzenia metali są zróżnicowane: od -39°C dla rtęci, $28,5^{\circ}\text{C}$ dla cezu do 3370°C dla wolframu (pod ciśnieniem normalnym).

2. Właściwości chemiczne metali bloku s

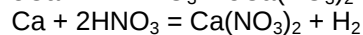
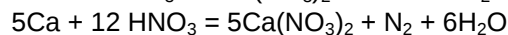
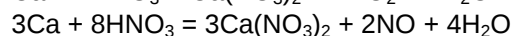
Właściwości chemiczne pierwiastków są funkcją ich konfiguracji elektronowej. Metale bloku *s* mają konfigurację elektronów walencyjnych ns^1 i ns^2 . Przejście w stan jonowy atomu mającego jeden lub dwa elektrony walencyjne jest możliwe już przy niewielkim nakładzie energii. Metale bloku *s* są aktywne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



Z kwasami tlenowymi metale te reagują, w zależności od stężenia kwasu.



stężenie kwasu maleje

↓

↓

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

lit – karminowe

sód – żółte

potas – różowofioletowe

rubid – jasnofioletowe

cez – niebieskofioletowe

wapń - ceglastoczerwone

stront - karminowe

bar - żółtozielone

rad – karminowoczerwone

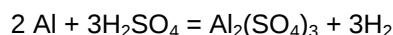
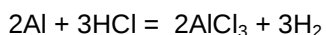
Ogrzewane substancje absorbują energię z płomienia. W wyższym stanie energetycznym atomy lub jony przebywają przez bardzo krótki czas (rzędu 10^{-8} s), a następnie powracają do stanu podstawowego emitując kwanty energii, odpowiadające różnym długościom fali. Promieniowanie o różnych długościach fal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

3. Właściwości chemiczne metali bloku p

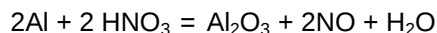
Pierwiastki występujące w bloku **p** mają elektrony walencyjne rozmieszczone na ostatniej zewnętrznej powłoce. Nie wszystkie z nich są pierwiastkami metalicznymi. Metale bloku **p** to Al (glin), Sn (cyna), Pb (ołów), Bi (bismut). Wszystkie z nich mają właściwości amfoteryczne. Z wymienionych metali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

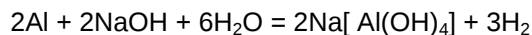
Glin jest dobrym reduktorem ze względu na jego niski potencjał normalny (-1,66 V). Łatwo roztwarza się w kwasie solnym i rozcieńczonym kwasie siarkowym z wydzieleniem wodoru:



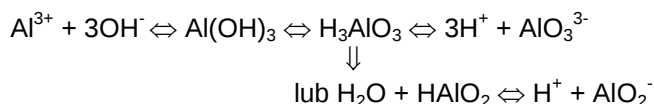
W reakcji ze stężonym kwasem siarkowym(VI) i azotowym(V) czyli w reakcji z kwasami utleniającymi powstaje pasywna warstewka tlenku glinu z równoczesną redukcją siarki lub azotu na niższe stopnie utlenienia.



Glin jest pierwiastkiem amfoterycznym, co oznacza, że reaguje nie tylko z kwasami, ale też roztwarza 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:



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. Prawdopodobnie 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 powłoki **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) - "	bladzielona
sole żelaza(III) - "	żółta
sole kobaltu(II) - "	różowa
sole kobaltu(III) - "	niebieska
sole chromu(II) - "	niebieska

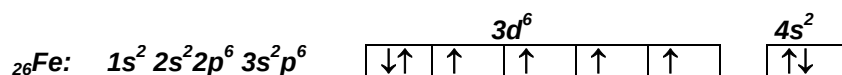
Właściwość ta wiąże się z pochłanianiem kwantów światła przez elektrony znajdujące się na częściowo zajętej podpowłoczce **d**. Przy całkowicie zajętej podpowłoczce **d** lub przy braku elektronów **d** jony proste metali tego bloku są bezbarwne np. sole cynku(II), tytanu(IV).

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

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

4.1. Związki żelaza

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

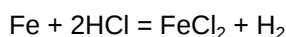


Stosunkowo łatwo atom żelaza oddaje 2 lub 3 elektrony i przechodzi w jony Fe^{2+} lub Fe^{3+} . Uzyskiwanie wyższych stopni wymaga znacznych nakładów energetycznych i zachodzi bardzo trudno.

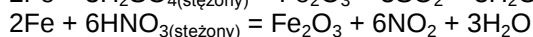
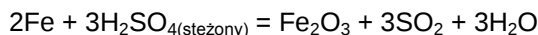
Żelazo jest pierwiastkiem dość aktywnym, wchodzi w reakcje z wieloma substancjami, m.in. siarką, chlorem, tlenem w obecności pary wodnej i z samą parą wodną. Nie reaguje z tlenem w suchej atmosferze.

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 beztlenowymi żelazo reaguje tworząc sole żelaza(II) i wydzielając wodór;

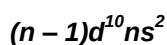


Z kwasami tlenowymi (np. stężony kwas siarkowy(VI), kwas azotowy(V)) reakcja zachodząca początkowo gwałtownie ulega szybko zahamowaniu wskutek pasywacji żelaza.

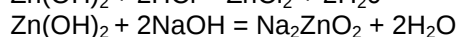
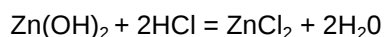


4.2. Cynkowce

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

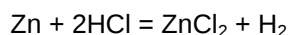


Reaktywność cynkowców maleje ze wzrostem masy atomowej pierwiastków. Kationy pierwiastków tej grupy są dwudodatnie, (Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+}). Wyjątkowo rtęć tworzy również kationy Hg_2^{2+} , które odpowiadają pierwszemu stopniowi utlenienia rtęci. Wodorotlenki cynkowców są słabymi zasadami i również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

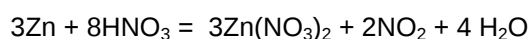


Cynkowce wykazują dobre własności metaliczne. Cynk na powietrzu lekko matowieje, gdyż wytwarza się warstewka tlenku (ZnO), wodorotlenku ($\text{Zn}(\text{OH})_2$) lub węglanu cynku (ZnCO_3).

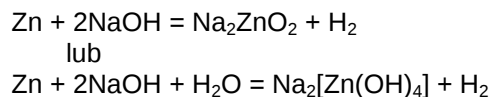
Cynk łatwo reaguje z rozcieńczonymi kwasami beztlenowymi, produktem reakcji jest między innymi gazowy wodór.



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



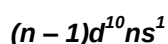
Cynk metaliczny reaguje również z ługiem wg schematu:



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

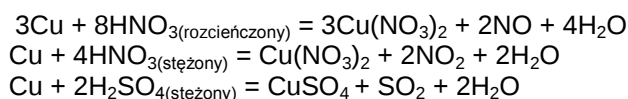
4.3. Miedziowce

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



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 beztlenowymi. Miedź i srebro reagują z kwasami utleniającymi wg schematu:



Spośród miedziowców tylko miedź reaguje z tlenem i tworzy tlenki: czarny CuO i ceglastoczerwony Cu₂O. Tlenek miedzi(II) reaguje ze stężonym kwasem solnym tworząc kwas tetrachloromiedziowy(II) o zabarwieniu zielonym.



5. Podsumowanie

	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)
Aktywność chemiczna metali maleje ↓ ↓	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	-

* W stężonych roztworach kwasów utleniających ulega pasywacji