



POLITECHNIKA MORSKA W SZCZECINIE

JEDNOSTKA ORGANIZACYJNA
JEDNOSTKA MIĘDZYWYDZIAŁOWA
Instytut Matematyki, Fizyki i Chemii
Zakład Chemii

INSTRUKCJA

Ćwiczenie laboratoryjne

Właściwości pierwiastków bloku s i p

Opracowali:	dr inż. Andrzej Kozłowski dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak dr Magdalena Ślęczka-Wilk dr inż. Konrad Ćwirko mgr inż. Czesław Wiznerowicz Grażyna Gorzycka
NOzP:	dr Magdalena Ślęczka-Wilk
Zatwierdził:	dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak
Obowiązuje od 01.10.2023 r.	

KARTA ĆWICZENIA

1	Powiązanie z przedmiotami: ESO/26, DiRMiUO/26, EOUNIE/26		
	Specjalność/Przedmiot	Efekty kształcenia dla przedmiotu	Szczegółowe efekty kształcenia dla przedmiotu
	ESO/25 Chemia Techniczna	EKP1 K_W01, K_W02, K_U05 EKP2 K_U08, K_U09	SEKP3 – wykonywanie reakcji charakterystycznych dla wybranych pierwiastków bloku s i p: reakcje litowców i berylowców; reakcje metali z tlenem, reakcje metali z kwasami; reakcje metali o różnej aktywności
	ESO/26 Chemia wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP6 – Oznaczanie twardości ogólnej, wapniowej i magnezowej wody kotłowej
	DiRMiUO/26 Chemia wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP6 – Oznaczanie twardości ogólnej, wapniowej i magnezowej wody kotłowej
	EOUNIE/26 Chemia wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP6 – Oznaczanie twardości ogólnej, wapniowej i magnezowej wody kotłowej
2	Cel ćwiczenia: <ol style="list-style-type: none"> 1. Rozszerzenie wiedzy z zakresu układu okresowego pierwiastków, systematyki związków chemicznych oraz poznanie podstawowych właściwości chemicznych pierwiastków bloku s i p. 2. Utrwalenie umiejętności zapisywania reakcji chemicznych (tworzenie tlenków, wodorotlenków, kwasów). 3. Poznanie sposobu usuwania twardości wody metodą chemiczną i zapisywania odpowiednich reakcji. 4. Nabycie umiejętności oceny aktywności metali na podstawie układu okresowego szeregu napięciowego metali. 		
3	Wymagania wstępne: – ogólne wiadomości dotyczące układu okresowego pierwiastków w ujęciu makro i makroskopowym, ogólna wiedza chemiczna na temat wybranych pierwiastków bloku s i p.		
4	Opis stanowiska laboratoryjnego: Podstawowy sprzęt laboratoryjny- zestaw probówek w statywie, palnik, szczypce laboratoryjne, drucik platynowy, parownica, roztwory: 0,1M wodorotlenek sodu NaOH, 0,1M chlorek magnezu MgCl ₂ , 2M chlorek amonu, 0,1M węglan sodu, 0,1M chlorek strontu, 0,1M chlorek baru, 0,1M siarczan (VI) sodu, 0,1M chromian (VI) potasu, 2M kwas octowy, 0,1M węglan wapnia, 0,1M chlorek wapnia, nasycone roztwory: azotan (V) baru, azotan (V) strontu, azotan (V) wapnia, wskaźniki: 0,05% alkoholowy roztwór fenoloftaleiny, substancje stałe: wstążka magnezowa		
5	Ocena ryzyka*: Kontakt z roztworami soli, kwasów i zasad oraz spalanie wstęgi Mg – prawdopodobieństwo poparzenia chemicznego lub termicznego bardzo małe, skutki- nikłe. Końcowa ocena – ŚREDNIE Wymagane środki zabezpieczenia:		

	<ul style="list-style-type: none"> a. rękawice ochronne, b. okulary ochronne, c. fartuchy ochronne.
6	<p>Przebieg ćwiczenia:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Zapoznanie się z instrukcją stanowiskową do ćwiczeń (załącznik 2), 2. Wykonanie poszczególnych ćwiczeń zgodnie z instrukcją stanowiskową.
7	<p>Sprawozdanie z ćwiczenia:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Opracować ćwiczenie zgodnie z poleceniami zawartymi w instrukcji stanowiskowej. 2. Rozwiązać poleczone zadanie i/lub odpowiedzieć na pytania zamieszczone w zestawie zadań i pytań do samodzielnego wykonania przez studenta.
8	<p>Archiwizacja wyników badań:</p> <p>sprawozdanie z ćwiczenia złożyć w obowiązującej formie na początku kolejnych ćwiczeń laboratoryjnych</p>
9	<p>Metoda i kryteria oceny:</p> <ol style="list-style-type: none"> a. EKP1, EKP2 – kontrola znajomości podstawowych pojęć chemicznych oraz umiejętności wykorzystania układu okresowego podstawowych do oceny właściwości chemicznych wybranych pierwiastków dotyczących zostanie przeprowadzona podczas zajęć, b. SEKP3 – szczegółowy efekt kształcenia studenta oceniony zostanie na podstawie przedstawionych w sprawozdaniu obserwacji, wniosków oraz rozwiązań zadań i problemów poleconych do samodzielnego rozwiązania/ opracowania: <ul style="list-style-type: none"> – ocena 2,0 – student ma zbyt małą wiedzę dotyczącą układu okresowego, charakterystycznych właściwości wybranych pierwiastków bloku s i p oraz aktywności metali, albo nie potrafi wykorzystać jej do prostych zadań praktycznych związanych z wyżej wymienionych zagadnieniami; – ocena 3,0 – posiada podstawową wiedzę chemiczną dotyczącą układu okresowego i właściwości pierwiastków i szeregu aktywności metali oraz potrafi wykorzystać ją do rozwiązania prostych zadań i problemów związanych z wyżej wymienionymi zagadnieniami; – ocena 3,5 – 4,0 – posiada poszerzoną wiedzę chemiczną z zakresu właściwości chemicznych pierwiastków oraz układu okresowego i szeregu aktywności metali oraz posiada umiejętność rozwiązywania zadań złożonych dotyczących wyżej wymienionych zagadnień w swojej specjalności; – ocena 4,5 – 5,0 – posiada umiejętność stosowania złożonej wiedzy chemicznej w zakresie właściwości pierwiastków i szeregu aktywności metali oraz potrafi rozwiązywać zadania złożone i problemowe dotyczące wyżej wymienionych zagadnień w swojej dziedzinie.
10	<p>Literatura:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Stundis H., Trzeźniowski W., Żmijewska S.: <i>Ćwiczenia laboratoryjne z chemii nieorganicznej</i>. WSM, Szczecin 1995. 2. Kozłowski A., Gabriel-Pórolniczak U., Ćwirko K., <i>Instrukcja stanowiskowa do ćwiczeń laboratoryjnych: Właściwości pierwiastków bloku s i p</i>, AM Szczecin, 2013. 3. Cox P.A. przekład Z. Zawadzki: <i>Chemia nieorganiczna</i>. PWN. Warszawa 2006. 4. Drapała T.: <i>Chemia ogólna i nieorganiczna</i>. SGGW, Warszawa 1994. 5. Bielański A.: <i>Chemia ogólna i nieorganiczna</i>. PWN, Warszawa 1994. 6. Jones L., Atkins P., <i>Chemia ogólna</i>. Cząsteczki, materia reakcje, WN PWN, Warszawa 2004. 7. Mastalerz P.: <i>Elementarna chemia nieorganiczna</i>. Wydawnictwo Chemiczne. Warszawa 2000. 8. Śliwa A.: <i>Obliczenia chemiczne. Zbiór zadań</i>. PWN. Warszawa 1994.

	<p>9. Pazdro M. <i>Zbiór zadań z chemii dla szkół średnich</i>.</p> <p>10. Kozłowski A., <i>Materiały dydaktyczne z chemii technicznej</i>, opracowane dla potrzeb zajęć audytoryjnych (nie publikowane).</p> <p>11. Zasoby Open AGH. http://open.agh.edu.pl/open2/</p> <p>12. K. Pazdro, A. Rola-Noworyta, <i>Chemia Repetytorium dla przyszłych maturzystów i studentów</i>, Oficyna Edukacyjna*Krzysztof Pazdro, Warszawa 2015 r.</p>
1	Uwagi

ZAŁĄCZNIK 1 – INSTRUKCJA

1. ZAKRES ĆWICZENIA

Zagadnienia i słowa kluczowe:

- układ okresowy pierwiastków (grupy, okresy, bloki pierwiastków s, p, d, f);
- struktura elektronowa pierwiastków (powłoki, podpowłoki, zakaz Pauliego, reguła Hunda, wartościowość pierwiastków);
- właściwości chemiczne pierwiastków bloku s;
- systematyka związków nieorganicznych;
- tworzenie tlenków, wodorotlenków, kwasów i soli;
- twardość wody i jej usuwanie;
- aktywność chemiczna metali, metale nieszlachetne i szlachetne.

2. WPROWADZENIE TEORETYCZNE DO ĆWICZENIA

2.1. Prawo okresowości. Układ okresowy

Współcześnie znanych jest 118 pierwiastków, z których 88 występuje w przyrodzie w łatwo wykrywalnej ilości. Kilka następnych otrzymano za pomocą reakcji jądrowych w analitycznie oznaczalnej ilości, a kilka ostatnio wykrytych pierwiastków, jak dotychczas, otrzymano w najmniejszej nie dającej się oznaczyć ilości, lecz pomimo to ich chemiczna indywidualność została jednoznacznie udowodniona. Wszystkie pierwiastki pogrupowane są w tablicy nazywanej „Układem okresowym pierwiastków”. Już w pierwszych latach XIX wieku podejmowano próby ułożenia pierwiastków w logiczny sposób. Pierwsze próby systematyki pierwiastków nie doprowadziły do zadawalających rezultatów. Próby takie podejmowali; Döbereiner (triady), Newlands (szeregi) i Meyer (b. podobny do układu Mendelejewa). Dopiero w 1870 roku Mendelejew rozwiązał zagadnienie w sposób właściwy. Opracował on **prawo okresowości**, którego późniejszym wyrazem jest obecny układ okresowy, przedstawiony we współczesnej formie na rys. 1.

TABLICA MENDELEJEWA

Liczba atomowa

Masa atomowa [u]

Nazwa pierwiastka

Elektroujemność (wartość liczbową w skali Paulinga)

Symbol pierwiastka

Oznaczenie bloków zniekształcone nad numerami grup

- blok s
- blok p
- blok d
- blok f

Zmiany koloru tła wskazują kierunek wzrostu elektroujemności i charakteru chemicznego pierwiastków – od typowo metalicznego (niebieski) do typowo niemetalicznego (czerwone).

Rys. 1. Układ okresowy pierwiastków chemicznych (źródło: K. Pazdro, A. Rola-Noworyta, Chemia Repetytorium dla przyszłych maturzystów i studentów, Oficyna Edukacyjna* Krzysztof Pazdro, Warszawa 2015r.)

D.I. Mendelejew ułożył pierwiastki zgodnie ze wzrastającą masą atomową i ustalił, że:

- pierwiastki uszeregowane według wzrastającej masy atomowej wykazują powtarzalność (periodyczność) swoich właściwości (tzw. prawo okresowości),
- w tabeli układu okresowego pozostawia wolne miejsca dla prawdopodobnie istniejących, ale nie odkrytych jeszcze pierwiastków,
- w kilku miejscach układu należy przestawić kolejność pierwiastków, uznając za ważniejsze podobieństwo ich właściwości w tej samej grupie od ich wzrastającej masy atomowej.

Właściwości pierwiastków zmieniają się w okresie stopniowo. Poziome szeregi pierwiastków o powtarzających się właściwościach umieścił pod sobą. Stało się to podstawą do podziału tablicy pierwiastków na osiemnaście pionowych kolumn zwanych grupami pierwiastków. Wszystkie pionowe grupy mają swoją nazwę. I tak pierwiastki grup głównych bloków s i p, odpowiednio do numeru grupy, stanowią:

- 1-litowceblok s
- 2-berylowceblok s
- 13-glinowceblok p
- 14-węglowceblok p
- 15-azotowceblok p
- 16-tlenowceblok p
- 17-fluorowceblok p
- 18-helowce (gazy szlachetne)blok p

PIERWIASTKI BLOKU S

2.1.1. Charakterystyka litowców

Tabela 1

Właściwości fizyczne litowców

Z	Symbol	Elektrony walencyjne	Gęstość [g/cm ³]	Temp. topnienia [K]	Temp. wrzenia [K]	Promień jonu [°Å]	Energia jonizacji [(J/kmol)·10 ⁻⁶]	Energia hydratacji [(J/kmol)·10 ⁻⁶]	E ⁰ M ^{+/M} [V]
3	Li	2s ¹	0,53	454	1640	0,68	519	506	-3,02
11	Na	3s ¹	0,97	371	1163	0,98	496	398	-2,71
19	K	4s ¹	0,86	336	1040	1,33	419	318	-2,93
37	Rb	5s ¹	1,53	312	970	1,48	402	288	-2,99
55	Cs	6s ¹	1,90	302	958	1,67	367	260	-2,99

Cechą wspólną litowców jest powłoka walencyjna złożona z jednego orbitalu typu s, na którym jest tylko jeden elektron (**ns¹**). Wartościowość litowców jest stała. Zawsze występują na **+I** stopniu utlenienia. Wiąże się to z trwałością konfiguracji na powłokach bliższych jądra. Poczynając od litu, u każdego następnego litowca elektron ten znajduje się coraz dalej od jądra atomowego. Oderwanie więc tego elektronu jest coraz łatwiejsze, dlatego reaktywność litowców wzrasta wraz ze wzrostem masy atomowej pierwiastka. Litowce mają najmniejszą elektroujemność wśród pierwiastków układu okresowego. Ich elektroujemności odpowiednio wynoszą: **Li** -1,0; **Na** -0,9; **K** -0,8; **Rb** -0,8; **Cs** -0,7, przy czym zmniejsza się ona w miarę wzrostu odległości elektronu walencyjnego (tabela 1 i 2).

2.1.1.1. Właściwości fizyczne litowców

Budowa – krystaliczna.

Barwa – srebrzysto biała.

Połysk – metaliczny.

Gęstość – bardzo lekkie – lit, sód i potas mają gęstość mniejszą od wody.

Temperatury topnienia – niskie (30 – 180°C).

Przewodnictwo elektryczne – bardzo dobre.

Twardość – bardzo miękkie.

Metale alkaliczne są niezwykle reaktywne. Aby nie dopuścić do reakcji litowca z otoczeniem, przechowuje się go w pojemniku z naftą lub inną nie reaktywną cieczą. W przypadku rubidu i cezu to nie wystarcza. Wchodzi w reakcje z cieczą. Oba metale przechowywane są w szklanych, próżniowych wypełnionych obojętnym gazem ampułkach.

Tabela 2

Charakterystyka litowców –konfiguracja elektronowa

Pierwiastek	Symbol	Rozmieszczenie elektronów w powłokach	Konfiguracja elektronowa
Lit	Li	K ² L ¹	1s ² 2s ¹
Sód	Na	K ² L ⁸ M ¹	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹
Potas	K	K ² L ⁸ M ⁸ N ¹	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹
Rubid	Rb	K ² L ⁸ M ¹⁸ N ⁸ N ¹	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ¹
Cez	Cs	K ² L ⁸ M ¹⁸ N ¹⁸ O ⁸ P ¹	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 6s ¹
Frans	Fr	K ² L ⁸ M ¹⁸ N ³² O ¹⁸ P ⁸ Q ¹	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁶ 7s ¹

2.1.1.2. Właściwości chemiczne litowców

Litowce to najbardziej reaktywne pierwiastki chemiczne (najsilniejsze reduktory). Lit ma najniższy potencjał standardowy (tab. 3), bo ma bardzo wysoką energię hydratacji.

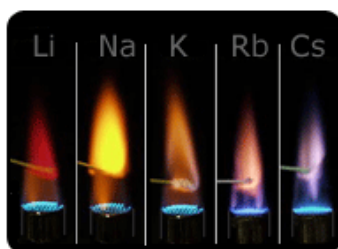
Tabela 3

Wartości potencjałów standardowych litowców

Pierwiastek	Potencjał standardowy E^0 [V]
Lit	-3,05
Sód	-2,71
Potas	-2,93
Rubid	-2,92
Cez	-2,92

2.1.1.3. Identyfikacja soli litowców metodą płomieniową

Wzbudzone atomy pierwiastków dają widmo w zakresie fal widzialnych, co jako tzw. **próba płomienia** służy do **identyfikacji pierwiastków**, gdyż barwią one płomień na charakterystyczną barwę (rys.2):



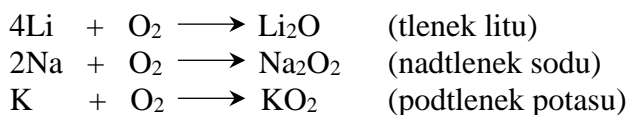
Rys. 2. Barwienie płomienia przez związki litowców
(źródło: <http://www.biologianaukaozyciu.pl/2018/07/litowce.html>; 27.01.22)

- lit – karminową,
- sód – żółtą,
- potas – fioletową,
- rubid – fioletowo-różową,
- cez – niebieską.

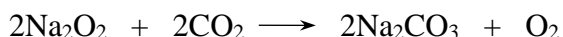
2.1.1.4. Reakcje litowców

1. Spalanie

Tylko w przypadku litu normalnym produktem spalania w powietrzu jest prosty tlenek.

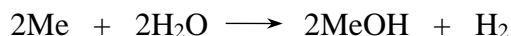


Nadtlenek sodu reaguje z dwutlenkiem węgla tworząc węglan sodu i wolny tlen:

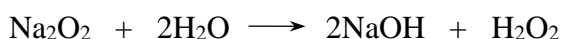


Proces ten wykorzystuje się do usuwania CO_2 z powietrza w okrętach podwodnych i aparatach do oddychania.

2. Reakcja z wodą (Me – dowolny litowiec)

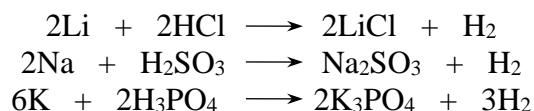


Nadtlenek sodu z wodą reaguje gwałtownie wydzielając nadtlenek wodoru:



Woda utleniona jest 3% roztworem nadtlenku wodoru, natomiast jego 30% roztwór to perhydrol. Stężony 80% nadtlenek wodoru (tzw. Ignolina) znalazł zastosowanie w technice raketowej oraz napędu turbin (np. w czasie II wojny światowej, w raketach V1 i V2 i do napędu torped).

3. Reakcje z kwasami: wszystkie litowce reagują z kwasami dając sole i wodór:



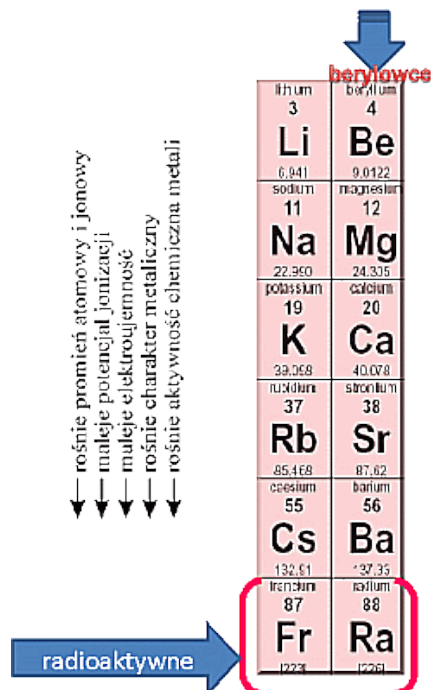
2.1.1.5. Zastosowanie litowców:

- Lit (Li) – dodatek do stopów, odtleniacz w produkcji innych metali, do wyrobu anod w bateriach o długim czasie życia (ogniwo litowe), w leczeniu (węglan litu – stosowany przy leczeniu depresji);
- Sód (Na) – metalurgia, produkcja szkła sodowego, nawozy sztuczne, chłodziwo w reaktorach atomowych, środki bielące i detergenty, kuchnia;
- Potas (K) – chłodziwo w reaktorach jądrowych, nawozy, pokrywanie wnętrza fotokomórek, szare mydło;
- Rubid (Rb) – składnik świetlówek, geochronologia i fotokomórki;
- Cez (Cs) – liczniki scyntylacyjne (jest to detektor promieniowania jonizującego), katalizatory, fotokomórki;
- Frans (Fr) – wskaźnik obecności rud uranowych.

2.1.2. Charakterystyka berylowców

Posiadają one konfigurację elektronową ns^2 – dwa elektrony walencyjne na podpowłoczce **s**. W wyniku wzbudzenia jeden z elektronów **s** przechodzi na podpowłokę **p**. W porównaniu do litowców mają mniejszą objętość (większy ładunek jądra silniej przyciąga elektrony) i większą gęstość (co wynika z poprzedniego). Reaktywność berylowców, mimo, iż mniejsza niż litowców, jest znaczna i wzrasta wraz ze wzrostem liczby atomowej. Wszystkie berylowce

występują na **+II** stopniu utlenienia. Wykazują silne właściwości redukujące. Z małymi rozmiarami atomu oraz ze stosunkowo wysoką, jak na resztę grupy, elektroujemnością berylu wiąże się jego tendencja do tworzenia wiązań o charakterze kowalencyjnym, podczas gdy pozostałe metale o znacznie większych rozmiarach atomów i niższej elektroujemności występują głównie w związkach jonowych (rys. 3).



Rys. 3. Właściwości berylowców

(źródło: https://szkolnictwo.pl/test,4,5718,14,Pierwiastki_bloku_s-Charakterystyka_berylowce%C3%B3w;27.01.22)

2.1.2.1. Właściwości fizyczne berylowców (tab. 4)

- Metale.
- Barwa srebrzysto biała.
- Niewielka gęstość.
- Łatwo topliwe.
- Miękkie (z wyjątkiem berylu).

Tabela 4

Właściwości fizyczne berylowców

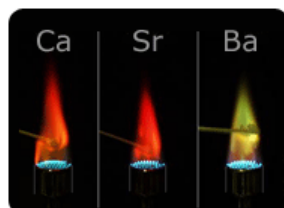
Z	Symbol	Elektrony walencyjne	Gęstość [g/cm ³]	Temp. topnienia [K]	Temp. wrzenia [K]	Promień jonu [°A]	Energia jonizacji [(J/kmol)·10 ⁻⁶]	Energia hydratacji [(J/kmol)·10 ⁻⁶]	E ⁰ M ^{+/M} [V]
4	Be	2s ²	1,84	1556	2750	0,30	1780	2380	-1,70
12	Mg	3s ²	1,74	929	1400	0,65	1470	1910	-2,34
20	Ca	4s ²	1,55	1123	1750	0,94	1140	1650	-2,87
38	Sr	5s ²	2,60	1043	1640	1,10	1050	1480	-2,89
56	Ba	6s ²	3,74	983	1950	1,29	960	1270	-2,90

2.1.2.2. Występowanie berylowców

Berylowce nie występują w stanie wolnym, ponieważ mają znaczną reaktywność. Magnez i wapń występują pospolicie w skorupie ziemskiej. Stront i bar występują rzadziej, a beryl jeszcze rzadziej. Rad występuje jedynie w śladowych ilościach (około $6 \cdot 10^{-7}$ ppm) w rudach uranu.

2.1.2.3. Właściwości chemiczne berylowców

Barwienie płomienia (rys. 4):



Rys. 4. Barwienie płomienia przez związki berylowców
(źródło: <http://little-chem-freak.blogspot.com/2015/10/berylowce.html>; 27.01.22)

- Wapń (Ca) – ceglasto czerwony,
- Stront (Sr) – karminowo czerwony,
- Bar (Ba) – żółto zielony

2.1.2.4. Reakcje berylowców

Reakcja z tlenem

- Mg – pali się jasnym płomieniem,
- Ca, Sr, Ba – z tlenem reagują gwałtownie dlatego przechowywane są pod naftą,
- Ba i Sr – tworzą również nadtlenki: $Me + O_2 \longrightarrow MeO_2$.

Żaden z berylowców nie tworzy ponadtlenków (w odróżnieniu od litowców). Nadtlenki tworzą się w bardziej drastycznych warunkach niż tlenki berylowców i jakiegokolwiek tlenki litowców.

Reakcja z wodą

- Be z wodą nie reaguje (aby reakcja berylu z wodą zaszła efektywnie należy podgrzać ją niemal do wrzenia).
- Mg reaguje tylko na gorąco.
- Ca, Ba reaguje gwałtownie jak Na i K.

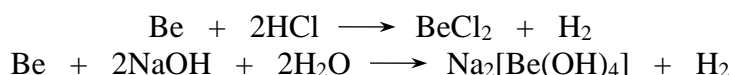
Moc i rozpuszczalność wodorotlenków berylowców rośnie ze wzrostem masy atomowej pierwiastka.

Reakcje z kwasami

Berylowce wypierają wodór z kwasów tworząc sole. Beryl nie roztwarza się na zimno w kwasie azotowym(V) (ulega pasywacji). Rozcieńczony kwas siarkowy(VI) i solny reaguje z berylem już w temperaturze pokojowej.

2.1.2.5. Amfoteryczność berylu

Beryl, jest jedynym pierwiastkiem bloku s wykazującym charakter amfoteryczny, pozostałe wykazują charakter zasadowy.



Wszystkie związki berylu mają słodki smak i są silnie trujące. Wdychanie berylu i jego związków może być przyczyną poważnych chorób układu oddechowego, a stykanie się rozpuszczalnych związków berylu ze skórą może wywoływać jej stany zapalne.

2.1.2.6. Twardość wody

Obecność różnych soli, głównie wodorowęglanów, chlorków i siarczanów wapnia i magnezu wywołuje tzw. twardość wody, która utrudnia pienienie się mydła i innych środków piorących. Podczas gotowania wody o dużej twardości może powstawać tzw. **kamień kotłowy** – osad powstały z nierozpuszczalnych związków wapnia i magnezu, który może zawierać:

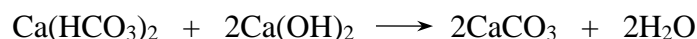
- węglany wapnia i magnezu (CaCO_3 , MgCO_3);
- siarczany wapnia i magnezu (CaSO_4 , MgSO_4);
- fosforany wapnia i magnezu ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$);
- krzemiany wapnia i magnezu (CaSiO_2 , MgSiO_2);
- wodorotlenek magnezu $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

W wyniku procesu gotowania nieuzdatnionej wody następuje rozkład jonów wodorowęglanowych HCO_3^- do węglanowych CO_3^{2-} zgodnie z reakcją:

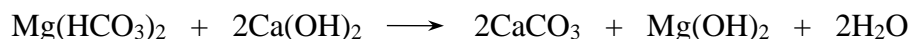


W momencie rozkładu najtrudniej rozpuszczalne węglany wytrącają się wtedy w postaci osadu (kamienia) zawierającego głównie CaCO_3 (rozpuszczalność 14 mg/dm³) i MgCO_3 (rozpuszczalność 106 mg/dm³).

Twardość wody wywołana obecnością wodorowęglanów zwana jest **twardością przemijającą**, którą poza gotowaniem wody, da się usunąć poprzez wprowadzenie roztworu zasadowego:



gdy w wodzie znajduje się wodorowęglan magnezu, strąca się jeszcze wodorotlenek magnezu:



Trwała twardość wody (czyli taka, która spowodowana jest obecnością chlorków lub siarczanów), usuwana jest poprzez destylację lub demineralizację za pomocą jonitów (wymieniaczy jonowych). Jonity to substancje wielkocząsteczkowe, o skomplikowanej budowie.

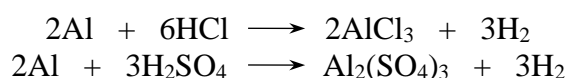
Kamień kotłowy jest niepożądany, gdyż jest powodem strat energii cieplnej i stwarza warunki korozyjne. Sprawność kotłów i wymienników ciepła jest mniejsza wówczas, gdy pojawia się kamień kotłowy. Kamień ma małą przepuszczalność cieplną – osadzając się wewnątrz elementów instalacji grzewczej obniża jej wydajność, ponieważ mniej ciepła może przeniknąć przez pokryte kamieniem ścianki urządzeń. Warstwa kamienia kotłowego o grubości 1 mm powoduje zmniejszenie wydajności o ok. 46%. Może on także powodować lokalne niedogrzenia (lub przegrzania) lub zmniejszenie przekroju rury, zmniejszenie przepływu, niestabilność przepływu, oscylację poziomu wody, a także korozję pod osadami, co może doprowadzić do awarii instalacji.

PIERWIASTKI BLOKU p

2.1.3. Glinowce

Do grupy glinowców zalicza się następujące pierwiastki: **glin (Al), gal (Ga), ind (In), tal (Tl)**. Do grupy 13 należy również bor, który jest niemetalem, a ściślej półmetalem. Pierwiastki 13 grupy mają trzy elektrony wartościowości, dwa sparowane w orbitalu s i jeden niesparowany w orbitalu p – (s^2p^1).

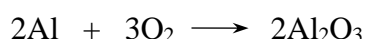
Jednym z najbardziej rozpowszechnionych w przyrodzie metali 13 grupy jest **glin**. Stanowi on 7,5% ogólnej masy pierwiastków wchodzących w skład skorupy ziemskiej zajmując trzecie miejsce po tlenie i krzemie, a pierwsze spośród metali. Glin występuje w przyrodzie jedynie w postaci różnych połączeń z innymi pierwiastkami, głównie jako składnik glinokrzemianów i tlenku glinowego. Wyglądem swoim przypomina srebro. Czysty glin jest bardziej miękki od żelaza, ma znaczną wytrzymałość na zrywanie, zginanie i nie wykazuje przy tym kruchości. Rozpuszcza się dobrze w kwasie solnym dając chlorek glinowy $AlCl_3$, słabiej w rozcieńczonym kwasie siarkowym, tworząc siarczan(VI) glinu $Al_2(SO_4)_3$.



Kwas azotowy stężony nie rozpuszcza glinu, toteż zbiorniki aluminiowe nadają się doskonale do transportu i przechowywania stężonego kwasu azotowego. Glin reaguje z roztworami wodorotlenków litowców; **w reakcji tworzą się gliniany oraz wydziela się wolny wodór:**



Glin jest metalem reaktywnym (zwróć uwagę na jego położenie w szeregu napięciowym metali); silnie ogrzewany spala się gwałtownie w powietrzu czy tlenie. Pył glinowy tworzy z powietrzem mieszaninę wybuchową. Jednak w zwykłych warunkach glin szybko pokrywa się cienką, wytrzymałą warstewką tlenku glinu, która chroni metal przed dalszą korozją. Przebieg reakcji jest następujący:



Pasywację można określić jako uodparnianie się metalu na działanie kwasu utleniającego (lub innego utleniającego czynnika). Polega na tym, że wierzchnia warstwa atomów ulega reakcji – tworzy się cienka warstewka związku, który dalej nie ulega już reakcji. Niezależnie od rodzaju pasywacji idea jest taka sama. Powierzchnia metalu ma kontakt z innym czynnikiem (np. powietrzem, kwasem) i na styku tych dwóch środowisk tworzy się warstwa związku odpornego na dalszą reakcję. Warstewka powstającego tlenku jest bardzo cienka, ale szczelna i wystarcza do tego, aby uchronić metal przed dalszą reakcją.

Tylko kilka metali ulega „prawdziwej” pasywacji – czyli tworzy warstwę już dalej nie reagującą. Są to chrom, glin i tytan. Praktycznie każdy metal można „spasywować”, ale tylko w przypadku tych trzech metali ta pasywacja jest pełna, to znaczy faktycznie powstaje „pasywny” (czyli nie reagujący z utleniającym czynnikiem) tlenek. Najczęściej przy omawianiu pasywacji wymienia się żelazo, glin i chrom. W praktyce, mimo że żelazo pokrywa się cienką warstewką tlenku, to dalej reaguje (np. na powietrzu). Żelazo staje się pasywne tylko w zasadowym środowisku przy pH około 11.

Czasem mówi się też o pasywacji powierzchni innych metali, zachodzącej pod wpływem tlenu z powietrza. Taka pasywacja jednak zazwyczaj nie hamuje całkowicie reakcji, tylko ją utrudnia. Przykładem może być powstawanie patyny na powierzchni miedzi.

Patyna to węglan dihydroksomiedzi (II): $[\text{Cu}(\text{OH})_2]\text{CO}_3$, można zaobserwować ją na starych kościołach, które mają charakterystyczny zielony dach. Tworzy się, gdy miedź ma kontakt z wilgocią i dwutlenkiem węgla. Proces tworzenia się szczelnej warstwy patyny trwa nawet kilkadziesiąt lat. Powstająca warstewka chroni metal utrudniając zachodzenie dalszych reakcji. Jeśli w powietrzu znajduje się także sporo SO_2 , wówczas może powstawać jeszcze $[\text{Cu}(\text{OH})_2]\text{SO}_4$ jednak ten związek nie stanowi już dalszej ochrony. Patynę można znaleźć także na starych monetach wykonanych ze stopu m.in. miedzi (nawet niektóre stare, zaniedbane 1, 2 lub 5 groszówki).

2.1.4. Węglowce

Do pierwiastków 14 grupy układu okresowego należą: **węgiel (C), krzem (Si), german (Ge), cyna (Sn), ołów (Pb)**. W stanie podstawowym mają konfigurację s^2p^2 . Wykazują one tendencje zarówno do oddania jak i pobierania elektronów. Wszystkie węglowce mogą tworzyć wiązania kowalencyjne. W grupie ze wzrostem masy atomowej zmienia się charakter pierwiastków.

Węgiel. Każda z odmian węgla występującego w stanie wolnym ma duże znaczenie jako surowiec do produkcji wielu produktów, które znajdują praktyczne zastosowanie w życiu codziennym człowieka jako:

- sadza – produkt spalania węglowodorów, ma zastosowanie jako wypełniacz do kauczuku w procesie produkcji gumy;
- diament – głównie stosowany do wyrobu ozdób jubilerskich. Małe diamenty otrzymane syntetycznie są używane do sporządzania materiałów ściernych i narzędzi wiertniczych;
- grafit – jest wykorzystywany do produkcji smarów, ołówków, elektrod, włókien węglowych oraz w technice jądrowej;
- koks – ma zastosowanie w hutnictwie żelaza, cynku i ołowiu oraz jako paliwo w gospodarstwie domowym.

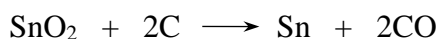
Węgiel (w postaci związków chemicznych – głównie dwutlenku węgla) ma zastosowanie jako:

- środek gaśniczy (gaśnice śniegowe);
- środek chłodniczy, tzw. „suchy lód”;
- surowiec do produkcji mocznika.

Krzem. Czysty krzem z uwagi na swoje właściwości pośredniego (nieelektronowego) przewodzenia prądu elektrycznego jest używany w elektronice półprzewodnikowej. Tutaj znajduje zastosowanie jako składnik wielu elementów półprzewodnikowych, wykorzystywanych do produkcji wielu podzespołów elektronicznych, sprzętu RTV, komputerów, itp. Jest stosowany jako dodatek do stopów żelaza i glinu, polepszając ich właściwości mechaniczne i odporność na korozję. Jednak największe zastosowanie ma krzem pod postacią związków chemicznych takich jak, dwutlenek krzemu (SiO_2) i glinokrzemiany. Wszystkie występują w przyrodzie a dwutlenek krzemu jest najbardziej rozpowszechnionym związkiem chemicznym w litosferze (ok. 12%).

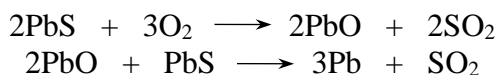
German należy do pierwiastków, którego zawartość w górnej warstwie Ziemi jest bardzo mała (0,00015%). Wolny german z minimalnymi domieszkami innych pierwiastków, np. arsenu, wykazuje własności półprzewodnikowe, dlatego znalazł szerokie zastosowanie w elektronice; buduje się z niego elementy półprzewodnikowe. Związki germanu podobne są pod względem składu chemicznego do związków węgla.

Cyna jest metalem znanym od bardzo dawna. Najważniejszym minerałem cyny występującym w przyrodzie jest tlenek cyny(IV), zwany **kasyterytem**. Z niego po usunięciu siarki i arsenu (drogą prażenia) otrzymuje się cynę metaliczną. Proces przebiega zgodnie z równaniem.

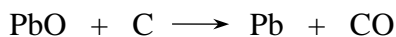


Cyna występuje w dwóch odmianach alotropowych, jako **cyna biała i cyna szara**. Stop cyny z miedzią zawierający 4-20% cyny oraz miedź nazywany jest **brązem**. Odegrał on doniosłą rolę w rozwoju kultury monetarnej ludzkości. W związkach cyna występuje jako dwu- lub czterododatnia.

Ołów występuje w przyrodzie głównie jako minerał zwany **galeną** PbS oraz jako cerusyt PbCO_3 . W stanie czystym otrzymuje się go w procesie:



Tlenek ołowiu(II) można również redukować koksem:



a otrzymany ołów hutniczy poddaje się zwykle rafinacji – głównie odsrebrzeniu i odarsenowaniu. Ołów i związki ołowiu są trujące. W organizmie ołów gromadzi się w rdzeniu kręgowym, wypierając wapń z jego związków. Praca przy produkcji lub przetwarzaniu ołowiu może być przyczyną choroby zawodowej zwanej ołowicą.

2.1.5. Azotowce

Do 15 grupy układu okresowego, tzw. azotowców należą: **azot (N), fosfor (P), arsen (As), antymon (Sb) i bizmut (Bi)**. W stanie podstawowym mają konfigurację s^2p^3 , czyli posiadają o jeden elektron więcej niż węglowce, a tym samym wykazują bardziej elektroujemny charakter. Najwyższy stopień utlenienia, jaki mogą osiągnąć, to +V.

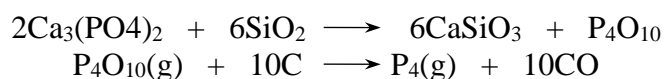
W większości związków pierwiastki te występują na +V, +III, a także na –III stopniu utlenienia, zgodnie z ogólnie zauważalną prawidłowością, że pierwiastki chemiczne nieparzystych grup występują z reguły na nieparzystych stopniach utlenienia, a pierwiastki chemiczne parzystych grup na stopniach parzystych. Pierwiastki należące do tej grupy **tworzą fosforki, arsenki, antymonki i bizmutki**, które ulegają w wodzie hydrolizie z wydzieleniem wodorków (XH_3). Wodorki antymonu i bizmutu są bardzo mało trwałe. Charakter azotowców zmienia się od niemetalicznego (azot, fosfor) do metalicznego (bizmut) dlatego tlenki azotu, fosforu, arsenu mają charakter kwasowy, tlenek antymonu ma charakter amfoteryczny, a tlenek bizmutu zasadowy.

Azot jest głównym składnikiem powietrza (78% obj. atmosfery). Prawie nie rozpuszcza się w wodzie, jest gazem obojętnym, niezbyt chętnie wchodzi w reakcje, co związane jest z występowaniem potrójnego wiązania w cząsteczce N_2 . W temperaturze pokojowej jest praktycznie nieczynny chemicznie, reaguje natomiast w podwyższonych temperaturach. W związkach występuje na stopniach utlenienia od –III (amoniak) do +V (jon azotanowy). Ważne związki azotu, to:

- **amoniak** (NH_3) – drażniący, toksyczny gaz, ze względu na swój zapach może być stosowany do cucenia osób;
- **hydrazyna** (NH_2NH_2) – oleista, bezbarwna ciecz, jest wybuchowa, stosowana, jako paliwo raketowe, a także, jako dodatek do wody używanej w kotłach parowych w celu usunięcia tlenu, którego obecność przyspiesza korozję;
- **kwas azotowodorowy** (HN_3) – związek macierzysty azydków, np. NaN_3 – azydek sodu, $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ – azydek ołowiu – stosowany, jako detonator materiałów wybuchowych;
- **tlenek(I) azotu** (N_2O) – podtlenek azotu, nietoksyczny, może być stosowany, jako środek pieniający do bitej śmietany;
- **tlenek(II) azotu** (NO) – przyczynia się do powstania kwaśnego deszczu, smogu oraz niszczenia warstwy ozonowej, syntetyzowany w znikomych ilościach w organizmie ludzkim uczestniczy w zmianach fizjologicznych, które towarzyszą podnieceniu płciowemu;
- **tlenek(IV) azotu** (NO_2) – brunatny, duszący, trujący gaz, wpływa na barwę i zapach smogu;
- **kwas azotowy(III)** (HNO_2) – szeroko stosowany w postaci wodnego roztworu w przetwórstwie produktów mięsnych-tworzy różowy kompleks z hemoglobina, co zapobiega brązowieniu mięsa;
- **kwas azotowy(V)** (HNO_3) – bezbarwna ciecz, silny utleniacz, stosowany głównie do produkcji nawozów sztucznych oraz materiałów wybuchowych.

Azot reaguje z metalami tworząc azotki. Z pierwiastkami III, IV, a także V grupy tworzy azotki, które są trwałe i ogniodopusne, z metalami przejściowymi (IV i VI podgrupa) bardzo trwałe azotki, które mają wysokie temperatury wrzenia, są bierne chemicznie (cementacja stali polega na wytwarzaniu powierzchniowej warstwy azotku śródwęzłowego). Azotki litu, berylowców i cynkowców mają charakter jonowy – w reakcji z wodą ulegają rozkładowi z wydzieleniem amoniaku.

Fosfor w wolnej postaci otrzymuje się z apatytów, które stanowią mineralne formy fosforanu wapnia $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, poprzez prażenie z piaskiem i węglem.



Fosfor występuje w kilku odmianach alotropowych, jako **fosfor biały, czerwony, fioletowy oraz czarny**.

Fosfor biały jest trujący i aktywny chemicznie (zapala się sam na powietrzu i przechodzi w tlenek P_2O_5). Pod wpływem światła i ciepła przechodzi w fosfor czerwony, który jest nietrujący i mniej aktywny. Fosfor biały wykorzystywany jest, jako środek zapalający w lotniczych bombach zapalających (napalm). Fosfor czerwony stosuje się w masach „potarkowych” pudełek zapalek. Po ogrzaniu ($t = 530^\circ C$) otrzymuje się fosfor fioletowy. Najbardziej trwałą odmianą fosforu jest **fosfor czarny**, który otrzymuje się przez rekrytalizację fosforu białego pod dużym ciśnieniem lub w obecności rtęci pełniącej funkcję katalizatora.

W wyniku spalania fosforu przy ograniczonym dostępie tlenu tworzy się P_2O_3 (trójtlenek fosforu). Zarówno P_2O_5 , jak i P_2O_3 są dimerami i poprawne ich wzory to: P_4O_{10} i P_4O_6 , dla uproszczenia jednak używa się wzorów monomerycznych. Tlenek fosforu (III) jest bezwodnikiem kwasu fosforowego (H_3PO_3). Rozpuszczając pięciotlenek fosforu (P_2O_5) w wodzie lub fosfor czerwony w kwasie azotowym stężonym uzyskuje się kwas ortofosforowy:



Pochodnymi P_2O_5 (mniej uwodnionymi) są kwas pirofosforowy ($H_4P_2O_7$) oraz kwas metafosforowy (HPO_3). Do mniej trwałych związków fosforu należą: fosforyny (pochodzą od kwasu H_3PO_4), podfosforyny (np. NaH_2PO_2 -reduktor) i fosforowodór (PH_3), który jest trującym gazem o delikatnym zapachu czosnku. Fosfor może również reagować z chlorem. Do najważniejszych halogenków fosforu należą: **trichlorek fosforu** (PCl_3) i **pentachlorek fosforu** (PCl_5 ; otrzymuje się w reakcji trichloru fosforu z chlorem). Trichlorek fosforu jest ważnym półproduktem w procesach otrzymywania pestycydów, środków zmniejszających palność, a także dodatków do olejów.

Arsen, Antymon występują w postaci siarczków, w stanie naturalnym: As_4S_4 (realgar), As_2S_3 (aurypigment), $FeAsS$ (arsenopiryty), Sb_2S_3 (antymonit). Arsen występuje w kilku odmianach alotropowych (**arsen szary, żółty, czarny**), **arsen szary** jest najbardziej trwały. **Bismut** występuje, jako siarczek oraz tlenek: Bi_2S_3 , Bi_2O_3 (ochra bizmutowa). Arsen i antymon są półmetalami i stanowią składniki stopów ołowiu, które stosowane są jako elektrody w akumulatorach. Bismut jest składnikiem leków łagodzących niestrawność, a także niskotopliwych stopów.

Arsen, antymon oraz bismut tworzą związki na +III oraz +V stopniu utlenienia. W reakcji spalania z tlenem tworzą trójtlenki (**As_2O_3 – arsenik; Sb_2O_3 ; Bi_2O_3**), które przechodzą w pięciotlenki pod wpływem silnych utleniaczy (np. stężony HNO_3). Arsen i antymon reagują również z chlorem tworząc trójchlorki i pięciochlorki (**$AsCl_3$; $AsCl_5$; $SbCl_3$; $SbCl_5$**).

2.1.6. Tlenowce

Do 16 grupy układu okresowego tzw. grupy tlenowców należą: **tlen (O), siarka (S), selen (Se), tellur (Te) oraz polon (Po)**. Pierwiastki należące do tej grupy mają w stanie podstawowym konfigurację elektronową ns^2np^4 i noszą nazwę tlenowców lub chalkogenów (z greckiego „miedziorodny” – pierwiastki tej grupy występują w rudach miedzi). Elektryczność tlenowców maleje ku dołowi grupy, natomiast ich metaliczny charakter wzrasta. Tlenowce reagują z wodorem, najważniejszym związkiem jest woda (**H_2O**), również ważnym nadtlenek wodoru (H_2O_2), który jest jasnoniebieską cieczą cięższą od wody. Jest ona silnym utleniaczem. Znajduje między innymi zastosowanie w handlu w postaci 30% roztworu,

do rozjaśniania włosów (6% roztwór), do zwalczania zanieczyszczenia środowiska (stosowany, jako utleniacz). Związki H_2X , czyli związki tlenowców – X z wodorem, z wyjątkiem wody, są **gazami trującymi o ostrym zapachu**. Porażają one nerw węchowy u człowieka, co po krótkim czasie powoduje utratę odczuwania woni.

Tlen jest najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem w skorupie ziemskiej i stanowi 23% masy atmosfery, zawartość w wodzie wynosi 89% wagowych. Jest gazem bezbarwnym, bezwonnym, bez smaku. Złożony jest z cząsteczek O_2 . W skali technicznej tlen otrzymuje się przez frakcyjną destylację skroplonego powietrza, a także przez elektrolityczny rozkład wody podczas którego otrzymuje się wodór na katodzie i tlen na anodzie. W warunkach laboratoryjnych otrzymuje się go najczęściej przez termiczny rozkład chloranu potasu ($KClO_3$) przy udziale katalizatora – MnO_2 . Tlen z wyjątkiem gazów szlachetnych tworzy związki ze wszystkimi pierwiastkami układu okresowego. Głównie występuje na –II stopniu utlenienia, rzadziej na –I (**nadtlenki**), na +II (**F_2O**).

Odmianą alotropową tlenu jest ozon (O_3), który powstaje w stratosferze w wyniku działania promieniowania słonecznego na cząsteczki O_2 oraz podczas wyładowań elektrycznych. Jego ostry zapach występuje między innymi po uderzeniu pioruna, jego obecność w powietrzu jest jedną z przyczyn ‘świeżego’ zapachu powietrza po przejściu burzy i towarzyszącego jej obfitego deszczu. Ozon jest niebieskim gazem, który można otrzymać w warunkach laboratoryjnych wywołując wyładowania elektryczne w tlenie. Ozon kondensuje w $-112^\circ C$ na wybuchową ciemnoniebieską ciecz. Ozon pojawia się również w obszarach narażonych na smog.

Siarka jest rozpowszechniona w skorupie ziemskiej przede wszystkim w postaci siarczanów (galena, PbS ; cynober, HgS ; piryt, FeS_2 ; sfaleryt, ZnS ; gips $CaSO_4 \cdot 2H_2O$; anhydryt $CaSO_4$; baryt $BaSO_4$; pirotyt FeS). Jest produktem ubocznym procesów metalurgicznych, między innymi procesu otrzymywania miedzi z jej rud siarczkowych. W dużych ilościach otrzymuje się ją wykorzystując **metodę Clausa** do usuwania związków siarki z surowej ropy naftowej.

Siarkę ze złóż otrzymuje się **metodą Frascha**. W metodzie tej tłoczy się do złoża przez współśrodkowe rury przegrzaną wodę i sprężone powietrze, co powoduje wypłynięcie siarki (stopionej) na powierzchnię. Siarka używana jest do otrzymywania kwasu siarkowego oraz wulkanizacji kauczuku. Siarka elementarna jest krystaliczną substancją o żółtej barwie. Nie rozpuszcza się w wodzie, natomiast dobrze rozpuszcza się w rozpuszczalnikach organicznych, takich jak: **benzen, eter dietylowy**.

Siarka w związkach jest dwuujemna (siarczki, siarkowodór), czterododatnia (siarczyny) oraz sześciodatnia (siarczany). W wyniku reakcji siarki z wodorem powstaje siarkowodór, **H_2S** , który jest silnie trującym gazem. Kwas siarkowodorowy jest słabym kwasem. Najtrwalszymi związkami siarki są **kwas siarkowy (VI) i siarczany (VI)**.

Selen i tellur obecne są w rudach siarczkowych. Otrzymuje się je ze szlamu anodowego, który powstaje w czasie elektrolitycznej rafinacji miedzi. Selen tworzy selenki Se^{2-} , seleniny SeO_3^{2-} oraz seleniany SeO_4^{2-} . Najtrwalszymi związkami są seleniny. Selenowodór (H_2Se) powstający z rozkładu selenków metali jest gazem o zapachu zbliżonym do siarkowodoru, ale bardziej trującym i mniej trwałym – łatwo utlenia się do selenu.

Tellur tworzy tellurki (Te^{2-}), telluryny (TeO_3^{2-}) i tellurany (TeO_4^{2-}). Związki telluru są mniej trwałe od związków selenu. Tellurowodór (H_2Te) jest trującym gazem o silnym, nieprzyjemnym zapachu, jest mniej trwały niż selenowodór.

Selen i tellur stosuje się w przyrządach fotoelektrycznych i fotokopiarkach ze względu na jego przewodność, która wzrasta w obecności światła. Zarówno selen, jak i tellur używane są do produkcji fotokomórek i prostowników prądu zmiennego.

2.1.7. Fluorowce

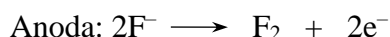
Do 17 grupy – fluorowców zalicza się następujące pierwiastki: **Fluor (F), chlor (Cl), brom (Br), Jod (I), astat (At)**. W stanie podstawowym mają konfigurację s^2p^5 . Wszystkie fluorowce są niemetalami. W warunkach normalnych **chlor i fluor są gazami, brom jest cieczą, natomiast jod ciałem stałym**. Fluorowce są pierwiastkami silnie elektroujemnymi i charakteryzują się dużym powinowactwem elektronowym. W przyrodzie występują głównie na –I stopniu utlenienia w postaci soli litowców i berylowców. Chlor, brom i jod w związkach z tlenem występują także na wyższych stopniach utlenienia: +I, +III, +IV, +V, +VII.

W stanie wolnym występują w postaci cząsteczek dwuatomowych. Tworzą ze sobą związki międzyhalogenkowe mające postać: **AX , AX_3 , AX_5 , AX_7** , gdzie **A** oznacza cięższy (mający większe atomy) fluorowiec. Brom oraz jod mogą przyłączyć więcej atomów fluorowców tworząc związki **AX_5 , AX_7** .

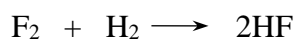
Fluorowce reagują z wodorem dając halogenki wodoru (**HF; HCl; HBr; HI**). Halogenki wodoru są bezbarwnymi gazami o ostrym zapachu. Jedynie fluorowodór jest ciekły w temperaturze niższej od 20°C. Fluorowcowodory rozpuszczają się w wodzie. Tlenowe związki fluorowców, z wyjątkiem ClO_2 , występują na nieparzystych stopniach utlenienia (+I, +III, +V, +VII). W warunkach normalnych jedynie dwa tlenki są termodynamicznie trwałe: **F_2O** (gaz) oraz **I_2O_5** (ciało stałe), pozostałe przy zetknięciu z substancjami organicznymi o właściwościach redukujących, uderzeniu, czy ogrzaniu ulegają rozkładowi prowadzącemu do eksplozji.

Fluor jest zielonożółtym gazem o charakterystycznym, przenikliwym zapachu. Występuje w minerałach, między innymi we fluorycie (CaF_2), kriolicie (Na_3AlF_6), czy fluoroapatytach ($Ca_5F(PO_4)_3$). Największe ilości tego pierwiastka używa się do otrzymywania lotnej substancji UF_6 stosowanej do rozdzielania izotopów uranu. Fluor służy także do produkcji heksafluorku siarki, który wykorzystuje się jako izolator w urządzeniach elektrycznych.

Wolny fluor jest bardzo reaktywny, co wiąże się z łatwością wchodzenia w reakcje egzotermiczne z innymi pierwiastkami i związkami. **Jest najbardziej elektroujemnym pierwiastkiem**, czyli ma największą zdolność odbierania elektronów od atomów innych pierwiastków. W związkach występuje tylko **na –I stopniu utlenienia**. Fluor posiada również zdolność tworzenia silnych wiązań wodorowych. Można go otrzymać w wyniku elektrolizy fluorków:



Reaguje gwałtownie z wodorem dając fluorowodór HF:



Fluorowodór „atakuję” szkło i krzemionkę, w połączeniu z fluorkiem amonu stosuje się go do matowania wnętrza żarówek i trawienia szkła. Fluor w połączeniu z chlorem (trójfluorek chloru) stosowany był podczas I wojny światowej jako jeden z gazów bojowych. Związek ten jest bardzo aktywny, zapala drewno, papier, „atakuję” także żelazo i stal.

Chlor jest trującym gazem (Cl_2) o ostrym zapachu i zielonożółtym kolorze. Otrzymuje się go z chlorku sodu przez elektrolizę solanki lub stopionej soli kamiennej. Znajduje zastosowanie między innymi w produkcji tworzyw sztucznych, pestycydów, rozpuszczalników. Może być również stosowany, jako środek bielący w przemyśle włókienniczym i papierniczym, a także jako środek do odkażania wody. Specyficzny zapach wody chlorowanej pochodzi od amin (grupy $-NH_2$ ulegają chlorowaniu).

W związkach spotykane są na różnych stopniach utlenienia pod tradycyjnymi nazwami: -I (chlorki; Cl^-), +I (podchloryny; ClO^-), +III (chloryny; ClO_2^-), +V (chlorany; ClO_3^-), +VII (nadchlorany; ClO_4^-). Podchloryny stosowane są głównie jako środki wybielające, utleniające, środki do odkażania wody szczególnie w domowych basenach kąpielowych (**podchloryn sodu, wapnia**). Podchloryny oraz chloryny są niezbyt trwałe i mogą się powoli przekształcać w chlorany oraz chlorki. **Chlorany** są środkami utleniającymi i stanowią między innymi źródło tlenu w sztucznych ogniach i zapalkach szwedzkich (chloran potasu).

Chlor wchodzi również w skład takich kwasów tlenowych, jak:

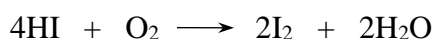
- HClO kwas chlorowy (I) – słaby kwas,
- HClO_2 kwas chlorowy (III) – słaby kwas,
- **HClO_3 kwas chlorowy (V) – mocny kwas,**
- **HClO_4 kwas chlorowy (VII) – mocny kwas.**

Kwas chlorowy (VII) oraz chlorany (VII) są silnymi utleniaczami – są stosowane w silnikach wahadłowców.

Brom jest dymiącą, ciężką cieczą o ostrym, przenikliwym zapachu i czerwonobrunatnym kolorze, złożoną z cząsteczek (Br_2). Wywołuje korozję. Jest silnym utleniaczem. Łatwo przyłącza i odrywa się od związków organicznych, co wykorzystywane jest w przemyśle chemicznym – w złożonych syntezach. Do najtrwalszych związków bromu zalicza się: **bromki** (Br^- ; stopień utlenienia -I) oraz **bromiany** (BrO_3^- ; stopień utlenienia +V). Bromiany stosuje się w bromianometrii, dziale chemii analitycznej ilościowej, związki te utleniają między innymi szereg barwników organicznych – zniknięcie barwy w czasie miareczkowania roztworem bromianów wskazuje na pojawienie się w roztworze jonu BrO_3^- albo Br_2 . Innym związkiem bromu jest bromowódor (**HBr**). Wodny roztwór HBr jest mocnym kwasem.

Związki bromu stosuje się jako środki zmniejszające palność (wprowadza się do materiałów włókienniczych bromki organiczne), a także jako pestycydy. Bromki nieorganiczne (szczególnie bromek srebra – **AgBr**) używa się do wyrobu emulsji fotograficznych, a nasycony wodny roztwór **bromku cynku** aplikuje się do kontrolowania ucieczki ropy z głębokich odwiertów.

Jod jest fioletowoczarną substancją o połysku metalicznym. Łatwo sublimuje i w temperaturze pokojowej jest całkiem lotny. Wrze w temperaturze 185°C i tworzy fioletową parę. Jest słabszym utleniaczem od pozostałych fluorowców. Stopnie utlenienia jodu to: I⁻ (jodki), +V (jodany; IO_3^-) oraz +VII (nadjodany; IO_4^-). Wodny roztwór jodowodoru (HI) jest mocnym kwasem, ale w porównaniu z kwasem solnym i kwasem bromowodorowym jest najmniej trwały, co oznacza, że najłatwiej ulega utlenieniu – tlen z powietrza utlenia HI do jodu, który barwi roztwory kwasu jodowodorowego na kolor żółty:



Z jonami srebra, miedzi (I), rtęci (I), talu (I), bizmutu oraz ołowiu jodki tworzą trudno rozpuszczalne związki.

Jod rozpuszcza się w rozpuszczalnikach organicznych – w chloroformie i benzenie rozpuszcza się z zabarwieniem fiołkowym. Alkoholowe (jodyna) i wodne roztwory jodu mają kolor brunatny. Rozpuszczalność jodu w wodzie jest ograniczona.

Jod stanowi domieszkę w saetrze chilijskiej, a także występuje w solankach w postaci jonów jodkowych. Alkoholowy roztwór jodu (jodyna) stosowany jest jako środek odkażający.

Jod, jako pierwiastek śladowy jest niezbędny do prawidłowego funkcjonowania organizmów żywych, jego brak lub nadmiar powodują poważne choroby tarczycy.

2.1.8. Helowce

Do 18 grupy układu okresowego należą gazy szlachetne; **hel (He)**, **neon (Ne)**, **argon (Ar)**, **krypton (Kr)**, **ksenon (Xe)**, **radon (Rn)**. Występują w atmosferze jako gazy jednoatomowe, niereaktywne. Gazy szlachetne oprócz helu i radonu otrzymuje się przez destylację ciekłego powietrza. Atomy helu są bardzo lekkie, wiele z nich osiąga dużą prędkość i „ucieka” z atmosfery, to powoduje, że hel występuje rzadko na Ziemi. Stanowi jednak składnik gazu ziemnego na terenie Ameryki Północnej. Gaz ten wydziela się na skalę techniczną poprzez skroplenie oraz frakcyjną destylację gazu. Radon jest promieniotwórczym gazem i produktem procesów promieniotwórczych w głębi Ziemi. Można go znaleźć w małych ilościach w wodach mineralnych.

Helowce znalazły szerokie zastosowanie, między innymi służą do chłodzenia urządzeń nadprzewodnikowych (**hel**, **neon**), używane są jako gazy ochronne przy wytopie i spawaniu (**argon**) niektórych metali (np. magnez, stal nierdzewna), do rozcieńczania tlenu w nurkowaniu głębinowym, do utrzymywania ciśnienia paliw raketowych (**hel**) oraz do napełniania wnętrza żarówek o dużej mocy. W wyniku wzbudzenia polem elektrycznym emitują światło: hel – światło żółte, neon – światło czerwono pomarańczowe, argon – światło czerwone lub niebieskie, ksenon i krypton – światło białe.

Neon dzięki emisji czerwonego światła stosowany jest w reklamach świetlnych.

Krypton (emisja białego światła) używany jest do oświetlania pasów startowych na lotnisku. **Ksenon** aplikuje się w żarówkach halogenowych do reflektorów samochodowych, a także w fotograficznych lampach błyskowych.

Gazy szlachetne są chemicznie bierne, mają niskie temperatury wrzenia i topnienia, w fazie gazowej ich atomy nie łączą się w cząsteczki dwuatomowe wskutek całkowitego wypełnienia podpowłok s i p. Związki gazów szlachetnych mogą istnieć tylko w szczególnych warunkach. Jedynie ksenon tworzy związki z tlenem i fluorem. Tlenki ksenonu (XeO_3) są bardzo silnymi utleniaczami, natomiast fluorki ksenonu (XeF_4) zaliczane są do silnych środków fluorujących.

2.2. Szereg napięciowy pierwiastków

Szereg napięciowy (rys. 5), ułożenie pierwiastków według wzrastającej wartości potencjału standardowego półogniwa (utworzonego przez ten pierwiastek). Szereg napięciowy oparty na reakcjach w półogniwach z aktywną elektrodą metalową nosi nazwę szeregu napięciowego metali. Metale biorące udział w reakcjach, którym odpowiada ujemna wartość potencjału standardowego, noszą nazwę **metali nieszlachetnych** – z reguły ulegają one korozji (łatwo utleniają się), wypierają wodór z roztworów kwasów, są aktywne chemicznie. Metale o dodatniej wartości potencjału nazywa się **metalami szlachetnymi** – zazwyczaj nie ulegają one korozji, nie reagują z kwasami beztlenowymi (nie wypierają wodoru z kwasów), z reguły są mało aktywne chemicznie. Metale o niższym potencjale wypierają metale o wyższym potencjale z roztworów ich soli.

Szereg napięciowy pierwiastków.
Potencjały normalne E^0 (potencjały redukcyjne)
odniesione do normalnej elektrody wodorowej w temperaturze 25°C

Elektroda	Reakcja elektrodowa				E^0 w woltach	
Li⁺/Li	Li⁺	+	e⁻	⇌	Li	- 3,000
K⁺/K	K⁺	+	e⁻	⇌	K	- 2,922
Ba²⁺/Ba	Ba²⁺	+	2e⁻	⇌	Ba	- 2,920
Ca²⁺/Ca	Ca²⁺	+	2e⁻	⇌	Ca	- 2,840
Na⁺/Na	Na⁺	+	e⁻	⇌	Na	- 2,713
Mg²⁺/Mg	Mg²⁺	+	2e⁻	⇌	Mg	- 2,370
Al³⁺/Al	Al³⁺	+	3e⁻	⇌	Al	- 1,660
Mn²⁺/Mn	Mn²⁺	+	2e⁻	⇌	Mn	- 1,180
Zn²⁺/Zn	Zn²⁺	+	2e⁻	⇌	Zn	- 0,763
Cr³⁺/Cr	Cr³⁺	+	3e⁻	⇌	Cr	- 0,710
Fe²⁺/Fe	Fe²⁺	+	2e⁻	⇌	Fe	- 0,441
Cd²⁺/Cd	Cd²⁺	+	2e⁻	⇌	Cd	- 0,402
Co²⁺/Co	Co²⁺	+	2e⁻	⇌	Co	- 0,277
Ni²⁺/Ni	Ni²⁺	+	2e⁻	⇌	Ni	- 0,236
Sn²⁺/Sn	Sn²⁺	+	2e⁻	⇌	Sn	- 0,136
Pb²⁺/Pb	Pb²⁺	+	2e⁻	⇌	Pb	- 0,126
Fe³⁺/Fe	Fe³⁺	+	3e⁻	⇌	Fe	- 0,040
2H₃O⁺/H₂+2H₂O	2H₃O⁺	+	2e⁻	⇌	H₂+2H₂O	0,000
Cu²⁺/Cu	Cu²⁺	+	2e⁻	⇌	Cu	+ 0,368
Cu⁺/Cu	Cu⁺	+	e⁻	⇌	Cu	+ 0,522
I₂/2I⁻	I₂	+	2e⁻	⇌	2I⁻	+ 0,536
Hg₂²⁺/2Hg	Hg₂²⁺	+	2e⁻	⇌	2Hg	+ 0,798
Ag⁺/Ag	Ag⁺	+	e⁻	⇌	Ag	+ 0,799
Hg²⁺/Hg	Hg²⁺	+	2e⁻	⇌	Hg	+ 0,854
Br₂/2Br⁻	Br₂	+	2e⁻	⇌	2Br⁻	+ 1,066
Pt²⁺/Pt	Pt²⁺	+	2e⁻	⇌	Pt	+ 1,200
Cl₂/2Cl⁻	Cl₂	+	2e⁻	⇌	2Cl⁻	+ 1,359
Au³⁺/Au	Au³⁺	+	3e⁻	⇌	Au	+ 1,420
Au⁺/Au	Au⁺	+	e⁻	⇌	Au	+ 1,680
F₂/2F⁻	F₂	+	2e⁻	⇌	2F⁻	+ 2,850

↑ **wzrost reaktywności**
↓ **zwiększenie**

Rys. 5. Szereg napięciowy pierwiastków

3. WYKONANIE ĆWICZENIA

Doświadczenie 1 – Spalanie magnezu, reakcja tlenku metalu z wodą

Materiały i odczynniki:

Wstążka magnezowa, palnik, parownica, 0,05% alkoholowy roztwór fenoloftaleiny.

Wykonanie:

Ok. 2 – 3 cm wstążki magnezowej chwycić w szczypce i zapalić w płomieniu palnika. Natychmiast po zapaleniu się magnezu wyjąć wstążkę z płomienia i trzymać nad parownicą tak, aby utworzony tlenek magnezu opadł do pustej parownicy. Następnie do parownicy wprowadzić kilka kropli wody destylowanej, wymieszać całość bagietką i przelać zawartość parownicy do probówki. Dodać kroplę fenoloftaleiny.

Opracowanie wyników:

1. Opisać zaobserwowane zjawisko.
2. Podać równanie reakcji tworzenia się tlenku podczas spalania magnezu metalicznego w płomieniu oraz reakcję zachodzącą między tlenkiem magnezu a wodą.
3. Wskazać, jakie jony wywołują zmianę zabarwienia fenoloftaleiny?

Doświadczenie 2 – Spalanie siarki, reakcja tlenku niemetalu z wodą

Materiały i odczynniki:

Siarka w formie stałej, łyżka do spalań, palnik, papierek uniwersalny.

Wykonanie:

Na łyżce do spalań zapalić w płomieniu palnika małą ilość siarki i szybko przenieść łyżkę z płonąca siarką do wnętrza stożkowej kolby Erlenmayera, wcześniej przepłukanej w środku wodą. Dodać następnie małą ilość wody i za pomocą wskaźnika uniwersalnego zbadać odczyn roztworu.

Opracowanie wyników:

1. Opisać obserwowane zjawisko.
2. Napisać reakcje z przeprowadzonego doświadczenia.
3. Wyjaśnić zmianę odczynu roztworu.
4. Czy końcowy produkt reakcji jest kwasem siarkowym(VI).
5. Co należałoby w dalszej części przeprowadzić i w jakich warunkach, aby w efekcie otrzymać H_2SO_4 ?

Doświadczenie 3 – Barwienie płomienia przez sole berylowców (wzbudzenie atomów)

Materiały i odczynniki:

Drucik platynowy, palnik, nasycone roztwory: azotanu(V)baru ($Ba(NO_3)_2$), azotanu(V) strontu ($Sr(NO_3)_2$), azotanu(V) wapnia ($Ca(NO_3)_2$).

Wykonanie:

Drucik platynowy, zakończony pętelką, dokładnie oczyścić, zanurzając go w stężonym kwasie azotowym(V) (stęż. HNO_3), a następnie wyżarzając w utleniającej strefie płomienia palnika (czysty drucik platynowy nie powinien zabarwiać płomienia).

Następnie oczyszczony drucik platynowy zanurzyć w nasyconym roztworze azotanu(V) baru ($\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$), i ponownie wprowadzić do płomienia palnika, zwracając uwagę na charakterystyczne zabarwienie płomienia. Doświadczenie powtórzyć z nasyconymi roztworami azotanów(V) strontu ($\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$) i wapnia ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$). Przed każdym doświadczeniem drucik należy przemyć w stężonym kwasie azotowym(V) (stęż. HNO_3) i wyżarzyć w płomieniu palnika.

Opracowanie wyników:

1. Wyjaśnić na podstawie teorii Bohra barwienie płomienia przez sole berylowców.
2. Dlaczego niektóre sole barwią płomień a inne nie?
3. W jakich dziedzinach techniki ma zastosowanie barwienie płomienia i analizowanie barw wysyłanych przez rozgrzane metale.

Doświadczenie 4 – Strącanie osadów węglanowych**Materiały i odczynniki:**

Statyw z probówkami, mikrołopatka, roztwór węglanu sodu (0,1M Na_2CO_3); roztwór kwasu chlorowodorowego (2M HCl); roztwór chlorku wapnia (0,1M CaCl_2), roztwór chlorku strontu (0,1M SrCl_2); roztwór chlorku baru (0,1M BaCl_2).

Wykonanie:

Wytrącić osad węglanów: wapnia, strontu i baru. W tym celu do trzech probówek, zawierających kolejno roztwory soli wapnia (0,1M CaCl_2), strontu (0,1M SrCl_2) i baru (0,1M BaCl_2), dodać roztwór węglanu sodu (0,1M Na_2CO_3) (aż do otrzymania osadu). Następnie zbadać rozpuszczalność otrzymanych węglanów w roztworze kwasu chlorowodorowego (2M HCl). Roztwór kwasu należy dodawać ostrożnie pojedynczymi kroplami.

Opracowanie wyników:

1. Napisz cząsteczkowe i jonowe równania reakcji otrzymanych osadów oraz reakcje ich roztwarzania w kwasie.

Doświadczenie 5 – Strącanie osadów siarczanowych**Materiały i odczynniki:**

Statyw z probówkami, mikro łopatka, roztwór siarczanu(VI) sodu (0,1M Na_2SO_4); roztwór kwasu chlorowodorowego (2M HCl); roztwór chlorku wapnia (0,1M CaCl_2), roztwór chlorku strontu (0,1M SrCl_2); roztwór chlorku baru (0,1M BaCl_2).

Wykonanie:

Wytrącić osady siarczanów(VI): wapnia, strontu i baru. W tym celu do trzech probówek zawierających kolejno roztwory soli: wapnia (0,1M CaCl_2), strontu (0,1M SrCl_2) i baru (0,1M

BaCl₂), dodać kilka kropli (jednakowe ilości) siarczanu(VI) sodu (0,1M Na₂SO₄). Z badać rozpuszczalność otrzymanych osadów w roztworze kwasu chlorowodorowego (2M HCl).

Opracowanie wyników:

1. Zapisz cząsteczkowe i jonowe równania reakcji otrzymanych siarczanów.
2. Porównaj rozpuszczalność otrzymanych siarczanów(VI) w 2M roztworze HCl.

Doświadczenie 6 – Reakcje glinu z solami

Materiały i odczynniki:

Probówki, folia aluminiowa, roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) (1% CuSO₄), roztwór chlorku miedzi(II) (1% CuCl₂), chlorek sodu (NaCl).

Wykonanie:

Do pierwszej probówki wlać ok. 5 cm³ siarczanu(VI) miedzi(II) (1% CuSO₄), a do drugiej tyle samo roztworu chlorku miedzi(II) (1% CuCl₂). Następnie do obu probówek wrzucić po takim samym kawałku folii aluminiowej. Obserwować szybkość reakcji oraz zmiany zachodzące w obu probówkach. Po kilku minutach do pierwszej probówki dodać szczyptę chlorku sodu (NaCl) i obserwować jej wpływ na reakcję.

Opracowanie wyników:

1. Zapisz zachodzące reakcje.
2. Wyjaśnij różnice w przebiegu reakcji w obu przypadkach (bez dodatku soli) wykorzystując swoją wiedzę na temat pasywacji aluminium.
3. Jaki wpływ na szybkość zachodzącej reakcji probówce 1a miał dodatek NaCl i jaką rolę w roztworze pełniły jony chlorkowe Cl⁻?

Tabela 5

Tabela wyników do doświadczenia 6

Nr probówki	Zawartość	Barwa początkowa	Barwa końcowa	Aktywniejszy metal	Zachodząca reakcja	Szybkość reakcji (duża/mała)	Jony będące stymulacją reakcji
1.	siarczan(VI) miedzi(II) +Al						
1a	siarczan(VI) miedzi(II) + Al + chlorek sodu						
2.	chlorek miedzi(II) +Al						

4. OPRACOWANIE ĆWICZENIA

1. Opracować sprawozdanie zgodnie z wytycznymi zawartymi w części doświadczalnej.
2. Formatkę z tematem ćwiczenia i nazwiskami członków zespołu umieścić jako pierwszą stronę sprawozdania.
3. Po zwięzłym opracowaniu części teoretycznej w sprawozdaniu umieścić opracowanie poszczególnych doświadczeń oraz rozwiązane zadanie/zadania dodatkowe podane przez prowadzącego.

5. FORMA I WARUNKI ZALICZENIA ĆWICZENIA LABORATORYJNEGO

1. Zaliczenie tzw. „wejściówki” przed przystąpieniem do wykonania ćwiczenia.
2. Złożenie na najbliższych zajęciach poprawnego sprawozdania z wykonanego ćwiczenia zgodnie z wytycznymi zawartymi na stronie:
<https://www.am.szczecin.pl/pl/jednostki/instytut-matematyki-fizyki-i-chemii/zaklad-chemii/dydaktyka/chemia/>

I. Przykładowe zadania z rozwiązaniem

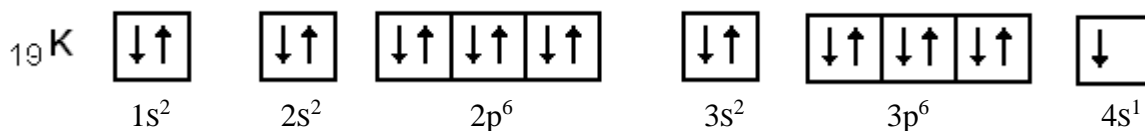
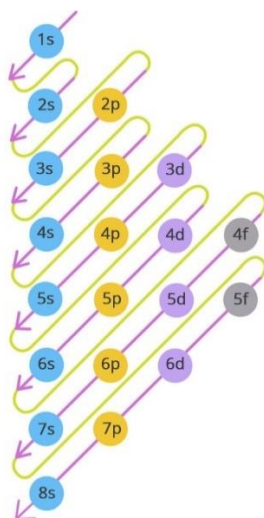
Przykład 1

Rozpisz w sposób graficzny (za pomocą klatek) strukturę elektronową pierwiastka o liczbie atomowej 19 (bez korzystania z układu okresowego pierwiastków). Na podstawie jego struktury elektronowej określ:

- ilość elektronów walencyjnych,
- okres,
- grupę,
- blok pierwiastków,
- ilość elektronów niesparowanych.

Rozwiązanie

Liczba atomowa podanego pierwiastka $19X$ informuje nas, że w jego jądrze atomowym znajduje się 19 protonów. Ponieważ w stanie wolnym pierwiastek jest obojętny znaczy to, że na swoich powłokach posiada on również **19 elektronów**. Przy rozpisywaniu struktury elektronowej możemy wykorzystać „piramidkę”, która ułatwia nam wypełnianie poziomów energetycznych orbitali kolejnymi elektronami.



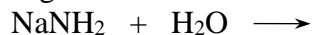
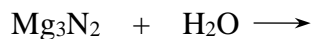
Z rozpisanej struktury elektronowej wynika:

- 1) pierwiastek posiada cztery powłoki (bo najwyższą powłoką jest $4s^1$) – a więc będzie znajdował się w **4 okresie**;
- 2) jego ostatnią powłoką (walencyjną) jest powłoka $4s^1$, na której znajduje się **1 elektron walencyjny**;
- 3) Skoro pierwiastek posiada na ostatniej powłoce **1 elektron walencyjny** – będzie znajdował się więc znajdował w **grupie 1 (IA)**;
- 4) ponieważ jego ostatnią, najbardziej oddaloną od jądra, powłoką jest $4s^1$, pierwiastek będzie należał do **bloku s**.

II. Zadania i pytania do samodzielnego wykonania przez studenta

Zadania (blok s i p)

1. Uzgodnij równania, podaj nazwy chemiczne substratów i produktów reakcji:



2. Uzgodnij równania, podaj nazwy chemiczne substratów i produktów reakcji:



3. Ile gramów tlenku magnezu powstało w wyniku spalenia w tlenie 15 g metalicznego magnezu?
4. Jaka masa tlenu jest potrzebna do spalenia 20 g metalicznego magnezu?
5. Omów reaktywność pierwiastków grupy 1, 2 z wodą (podaj równania reakcji z wodą, nazwy chemiczne, wartość stopni utlenienia).
6. Napisz równania chemiczne:
- otrzymywania w przemyśle metalicznego magnezu z chlorku magnezu znajdującego się w wodzie morskiej;
 - działania wody na wapń.
7. Jaką masę tlenku wapnia można otrzymać przez termiczny rozkład 200 g węglanu wapnia?
8. Poniżej wymieniono pięć właściwości fizycznych tlenku magnezu. Spośród nich wybierz i podkreśl dwie, uzasadniające zastosowanie tego związku do obudowy wnętrza pieców hutniczych.
- ma wysoką temperaturę topnienia; ma wysoką temperaturę wrzenia;
 - jest ciałem stałym; stopiony przewodzi prąd elektryczny; jest białej barwy.
9. Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji zachodzącej w żołądku po zażyciu przez osobę cierpiącą na nadkwasotę leku zawierającego tlenek magnezu.
Określ, jaki charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy, obojętny) przejawia tlenek magnezu w tej reakcji.
10. Zaznacz, który zbiór właściwości charakteryzuje pierwiastek sodu:
- gaz bezbarwny, bezwonny, nie podtrzymuje palenia, trudno rozpuszczalny w wodzie;
 - żółte ciało stałe nie przewodzące prądu elektrycznego;
 - srebrzystobiałe ciało stałe z połyskiem, szybko matowiejące na powietrzu, miękkie, o gęstości mniejszej od gęstości wody;
 - srebrzystobiałe ciało stałe z połyskiem, kruche, twarde, o gęstości większej od gęstości wody.

11. Spośród niżej podanych właściwości zaznacz te, które są prawdziwe dla wodorotlenku sodu:
- rozpuszczanie go w wodzie jest procesem endoenergetycznym,
 - jego stężony wodny roztwór działa parząco na skórę,
 - jest higroskopijny,
 - jego roztwór jest słabym elektrolitem,
 - chłonie tlenek węgla(IV) z powietrza, tworząc węglan sodu.
12. Chlorek wapnia jest jedną z soli, której obecność w wodzie powoduje tak zwaną twardość trwałą wody. Można ją usunąć, dodając do wody niewielką ilość węglanu sodu.
Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, która prowadzi do usunięcia za pomocą węglanu sodu twardości trwałej wywołanej obecnością chlorku wapnia.

Zadania – aktywność metali

- Dokończ reakcje i uzupełnij współczynniki stechiometryczne:

$$\text{Cu} + \text{MgCl}_2 \longrightarrow$$

$$\text{Zn} + \text{SnCl}_2 \longrightarrow$$

$$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ stęż.} \longrightarrow$$
- Dokończ reakcje i uzupełnij współczynniki stechiometryczne:

$$\text{Fe} + \text{HCl} \longrightarrow$$

$$\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ rozc.} \longrightarrow$$

$$\text{Zn} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow$$
- Dokończ reakcje i uzupełnij współczynniki stechiometryczne:

$$\text{Mg} + \text{HCl} \longrightarrow$$

$$\text{Sn} + \text{MgCl}_2 \longrightarrow$$

$$\text{Fe} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow$$
- Dokończ reakcje i uzupełnij współczynniki stechiometryczne:

$$\text{Al} + \text{HCl} \longrightarrow$$

$$\text{Mg} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow$$

$$\text{Cu} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow$$
- Korzystając z tablicy elektrojemności, oblicz różnicę elektrojemności magnezu i tlenu, a następnie określ rodzaj wiązania chemicznego w tlenku magnezu.
- Wiedząc że pasywacja chromu i żelaza zachodzi podobnie jak glinu – zapisz reakcje pasywacji jakie zachodzą podczas działania na chrom i żelazo stężonym i rozcieńczonym kwasem azotowym(V).
- Jak i dlaczego zmienia się zdolność redukująca metali grupy II w kierunku ku dołowi grupy?
- Do roztworu AgNO_3 zanurzono płytkę niklową o masie 150 g. Masa próbki po wyjęciu z roztworu, wymyciu i wysuszeniu wynosiła 158 g. Ile gramów srebra wydzieliło się na płytce niklowej?