



Instytut Matematyki, Fizyki i Chemii
Zakład Chemii

Laboratorium chemii technicznej

Ćwiczenie laboratoryjne

Właściwości pierwiastków bloku s

Opracowali:

dr inż. Andrzej Kozłowski

dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak

dr Magdalena Ślaczka-Wilk

dr inż. Konrad Ćwirko

mgr inż. Czesław Wiznerowicz

Grażyna Gorzycka

KIEROWNIK
Zakładu Chemii
Kalbarczyk-Jedynak
dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak

Szczecin 2023

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:		

	<p>a. rękawice ochronne, b. okulary ochronne, c. fartuchy ochronne.</p>
6	<p>Przebieg ćwiczenia: 1. Zapoznanie się z instrukcją stanowiskową do ćwiczeń (załącznik 2), 2. Wykonanie poszczególnych ćwiczeń zgodnie z instrukcją stanowiskową.</p>
7	<p>Sprawozdanie z ćwiczenia: 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.</p>
8	<p>Archiwizacja wyników badań: sprawozdanie z ćwiczenia złożyć w obowiązującej formie na początku kolejnych ćwiczeń laboratoryjnych</p>
9	<p>Metoda i kryteria oceny:</p> <p>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,</p> <p>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:</p> <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.

	9. Pazdro M. <i>Zbiór zadań z chemii dla szkół średnich</i> . 10. Kozłowski A., <i>Materiały dydaktyczne z chemii technicznej</i> , opracowane dla potrzeb zajęć audytoryjnych (nie publikowane). 11. Zasoby Open AGH. http://open.agh.edu.pl/open2/
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: 26

Masa atomowa [u]: 55,85

Nazwa pierwiastka: Żelazo

Elektryczność (wartość liczbową w skali Paulinga): 1,9

Symbol pierwiastka: Fe

Oznaczenie bloków zamieszczonych 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 (niebieskie) do typowo niemetalicznego (czerwone).

1	2											18																																						
H 1,008 Wodór	He 4,003 Hel																																																	
Li 6,94 Lit.	Be 9,01 Beryl											B 10,81 Bor	C 12,01 Węgiel	N 14,01 Azot	O 16,00 Tlen	F 19,00 Fluor	Ne 20,18 Neon																																	
Na 22,99 Sód	Mg 24,30 Magnez	Al 26,98 Glin	Si 28,09 Krzem	P 30,97 Fosfor	S 32,07 Siarka	Cl 35,45 Chlor	Ar 39,95 Argon																																											
K 39,10 Potas	Ca 40,08 Wapń	Sc	Ti 47,88 Tytan	V 50,94 Wanad	Cr 52,00 Chrom	Mn 54,94 Mangan	Fe 55,85 Żelazo	Co 58,93 Kobalt	Ni 58,69 Nikiel	Cu 63,55 Miedź	Zn 65,39 Cynk	Ga 69,72 Gal	Ge 72,64 German	As 74,92 Arsen	Se 78,96 Selen	Br 79,90 Brom	Kr 83,80 Krypton																																	
Rb 85,47 Rubid	Sr 87,62 Stront	Y 88,91 Itr	Zr 91,22 Cyrkon	Nb 92,91 Niob	Mo 95,94 Molibden	Tc	Ru 101,07 Ruten	Rh 102,91 Rod	Pd 106,42 Pallad	Ag 107,87 Srebro	Cd 112,41 Kadm	In 114,82 Ind	Sn 118,71 Cyna	Sb 121,76 Antymon	Te 127,60 Tellur	I 126,90 Jod	Xe 131,29 Ksenon																																	
Cs 132,91 Cez	Ba 137,33 Bar	La 138,91 Lantan	Hf 178,49 Hafn	Ta 180,95 Tantal	W 183,85 Wolfram	Re 186,21 Ren	Os 190,2 Osm	Ir 192,22 Iryd	Pt 195,08 Platyna	Au 196,97 Złoto	Hg 200,59 Rtęć	Tl 204,38 Tali	Pb 207,2 Ołów	Bi 208,98 Bismut	Po 208,98 Polon	At 209,99 Astat	Rn 222,02 Radon																																	
Fr 223,02 Franc	Ra 226,03 Radow	Ac 227,03 Aktyn	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo																																	
<table border="1" style="width: 100%;"> <tbody> <tr> <td colspan="2">LANTANOWCE</td> <td>Ce 140,12 Cer</td> <td>Pr 140,91 Praseodym</td> <td>Nd 144,24 Neodym</td> <td>Pm</td> <td>Pm</td> <td>Sm 150,36 Samaryt</td> <td>Eu 151,96 Europ</td> <td>Gd 157,25 Gadolini</td> <td>Tb 158,93 Terb</td> <td>Dy 165,50 Dysproz</td> <td>Ho 164,93 Holm</td> <td>Er 167,26 Erb</td> <td>Tm 168,93 Tul</td> <td>Yb 173,04 Iterb</td> <td>Lu 174,97 Lutec</td> </tr> <tr> <td colspan="2">AKTYNOWNICE</td> <td>Th 232,04 Tor</td> <td>Pa 231,04 Protaktyn</td> <td>U 238,03 Uran</td> <td>Np 237,05 Neptun</td> <td>Pu 244,06 Pluton</td> <td>Am 243,06 Amezyk</td> <td>Cm 247,07 Kurz</td> <td>Bk 247,07 Berkel</td> <td>Cf 251,08 Kaliforn</td> <td>Es 252,09 Einstajn</td> <td>Fm 257,09 Ferm</td> <td>Md 258,10 Mendelew</td> <td>No 259,10 Nobel</td> <td>Lr 262,11 Lorenz</td> </tr> </tbody> </table>																		LANTANOWCE		Ce 140,12 Cer	Pr 140,91 Praseodym	Nd 144,24 Neodym	Pm	Pm	Sm 150,36 Samaryt	Eu 151,96 Europ	Gd 157,25 Gadolini	Tb 158,93 Terb	Dy 165,50 Dysproz	Ho 164,93 Holm	Er 167,26 Erb	Tm 168,93 Tul	Yb 173,04 Iterb	Lu 174,97 Lutec	AKTYNOWNICE		Th 232,04 Tor	Pa 231,04 Protaktyn	U 238,03 Uran	Np 237,05 Neptun	Pu 244,06 Pluton	Am 243,06 Amezyk	Cm 247,07 Kurz	Bk 247,07 Berkel	Cf 251,08 Kaliforn	Es 252,09 Einstajn	Fm 257,09 Ferm	Md 258,10 Mendelew	No 259,10 Nobel	Lr 262,11 Lorenz
LANTANOWCE		Ce 140,12 Cer	Pr 140,91 Praseodym	Nd 144,24 Neodym	Pm	Pm	Sm 150,36 Samaryt	Eu 151,96 Europ	Gd 157,25 Gadolini	Tb 158,93 Terb	Dy 165,50 Dysproz	Ho 164,93 Holm	Er 167,26 Erb	Tm 168,93 Tul	Yb 173,04 Iterb	Lu 174,97 Lutec																																		
AKTYNOWNICE		Th 232,04 Tor	Pa 231,04 Protaktyn	U 238,03 Uran	Np 237,05 Neptun	Pu 244,06 Pluton	Am 243,06 Amezyk	Cm 247,07 Kurz	Bk 247,07 Berkel	Cf 251,08 Kaliforn	Es 252,09 Einstajn	Fm 257,09 Ferm	Md 258,10 Mendelew	No 259,10 Nobel	Lr 262,11 Lorenz																																			

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, odpowiednio do numeru grupy, stanowią:

- **1-litowce** blok s
- **2-beryllowce** blok s

PIERWIASKI BLOKU S

2.1.1. Charakterystyka litowców

Cechą wspólną litowców (Tabela 1) jest powłoka walencyjna złożona z jednego orbitalu typu s, na którym jest tylko jeden elektron (ns^1). Wartościowość litowców jest stała. Zawsze występują na +I stopniu utlenienia. Wiąże się to z trwałością konfiguracji na powłokach bliższych jądra (Tabela 2). 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

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

Charakterystyka litowców –konfiguracja elektronowa

Tabela 2

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

2.1.1.1. 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. Wchodzą w reakcje z cieczą. Oba metale przechowywane są w szklanych, próżniowych wypełnionych obojętnym gazem ampułkach.

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):



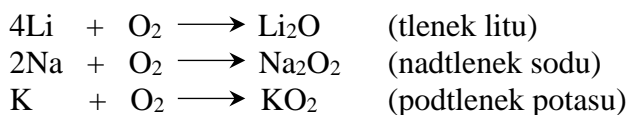
Rys. 2. Barwienie płomienia przez związki litowców
(źródło: <http://www.biologianaukaozyciu.pl/2018/07/litowce.html>; 27.01.22)

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

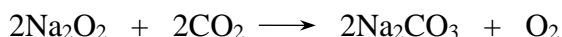
2.1.1.4. Reakcje litowców

1. Spalanie

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

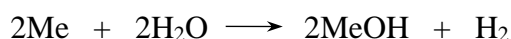


Nadtlenek sodu reaguje z dwutlenkiem węgla tworząc węglan sodu i wolny tlen:

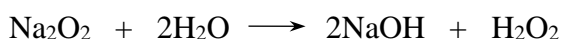


Proces ten wykorzystuje się do usuwania CO_2 z powietrza w okrętach podwodnych i aparatach do oddychania.

2. Reakcja z wodą (Me – dowolny litowiec)

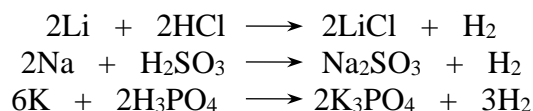


Nadtlenek sodu z wodą reaguje gwałtownie wydzielając nadtlenek wodoru:



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.

2.1.2.1. Właściwości fizyczne berylowców (Tabela 4)

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

Tabela 4

Właściwości fizyczne berylowców

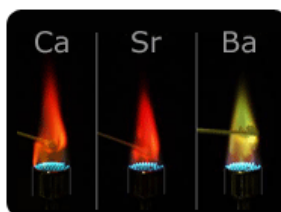
Z	Symbol	Elektrony walencyjne	Gęstość [g/cm ³]	Temp. topnienia [K]	Temp. wrzenia [K]	Promień jonu [°Å]	Energia jonizacji [(J/kmol)·10 ⁻⁶]	Energia hydratacji [(J/kmol)·10 ⁻⁶]	<i>E</i> ⁰ M ^{+/M} [V]
4	Be	2s ²	1,84	1556	2750	0,30	1780	2380	-1,70
12	Mg	3s ²	1,74	929	1400	0,65	1470	1910	-2,34
20	Ca	4s ²	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. 3):



Rys. 3. 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 (intensywna czerwień)
- 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.

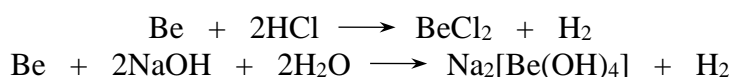
Moc i rozpuszczalność wodorotlenków berylowców rośnie ze wzrostem masy atomowej pierwiastka.

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);

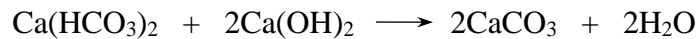
- fosforany wapnia i magnezu ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$);
- krzemiany wapnia i magnezu (CaSiO_2 , MgSiO_2);
- wodorotlenek magnezu $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

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

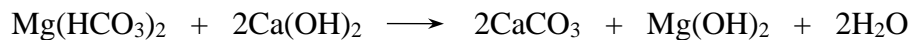


W momencie rozkładu najtrudniej rozpuszczalne węglany wytrącają się wtedy w postaci osadu (kamienia) zawierającego głównie CaCO_3 (rozpuszczalność 14 mg/dm³) i MgCO_3 (rozpuszczalność 106 mg/dm³).

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.

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 – Roztwarzanie wodorotlenku magnezu w kwasie i w roztworze soli amonowej

Materiały i odczynniki:

Statyw z probówkami, bagietka, roztwór chlorku magnezu (0,1 M $MgCl_2$), roztwór wodorotlenku sodu (0,1 M NaOH), roztwór kwasu chlorowodorowego (2 M HCl), roztwór chlorku amonu (2 M NH_4Cl).

Wykonanie:

Do dwóch probówek wprowadzić po 2 cm³ roztworu soli magnezowej (0,1 M $MgCl_2$), po czym do każdej z nich dodawać kroplami roztwór wodorotlenku sodu (0,1 M NaOH) aż do momentu powstania osadu. Do pierwszej probówki dodawać kroplami (liczyć krople) roztwór kwasu chlorowodorowego (2 M HCl) aż do całkowitego rozpuszczenia się osadu. Do drugiej probówki dodawać kroplami (liczyć krople) roztwór chlorku amonu (2 M NH_4Cl) aż do całkowitego rozpuszczenia się osadu.

Opracowanie wyników:

W którym przypadku, w celu rozpuszczenia osadu, trzeba było użyć większej objętości roztworu odczynnika? Podać cząstkowe i jonowe równania reakcji:

- 1) otrzymywania wodorotlenku magnezu,
- 2) roztwarzania wodorotlenku magnezu w kwasie,
- 3) roztwarzania wodorotlenku magnezu w roztworze soli amonowej.

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

Materiały i odczynniki:

Drucik platynowy, palnik, nasycone roztwory: azotanu(V) baru ($\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$), azotanu(V) strontu ($\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$), azotanu(V) wapnia ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$).

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 łopatką, roztwór siarczanu(VI) sodu (0,1M Na₂SO₄); roztwór kwasu chlorowodorowego (2M HCl); roztwór chlorku wapnia (0,1M CaCl₂), roztwór chlorku strontu (0,1M SrCl₂); roztwór chlorku baru (0,1M BaCl₂).

Wykonanie:

Wytrącić osady siarczanów(VI): wapnia, strontu i baru. W tym celu do trzech probówek zawierających kolejno roztwory soli: wapnia (0,1M CaCl₂), strontu (0,1M SrCl₂) i baru (0,1M BaCl₂), dodać kilka kropli (jednakowe ilości) siarczanu(VI) sodu (0,1M Na₂SO₄). Zbadać 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.

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 poprawnego sprawozdania pisemnego z wykonanego ćwiczenia (zgodnie z wytycznymi do opracowania sprawozdania wg. <https://www.am.szczecin.pl/pl/jednostki/instytut-matematyki-fizyki-i-chemii/zaklad-chemii/dydaktyka/chemia-techniczna/chemia-tech-lab/>) na następnych zajęciach.

I. Przykładowe zadania z rozwiązaniem

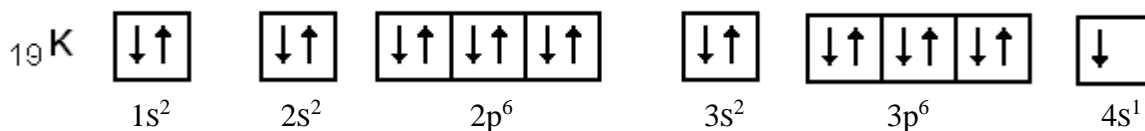
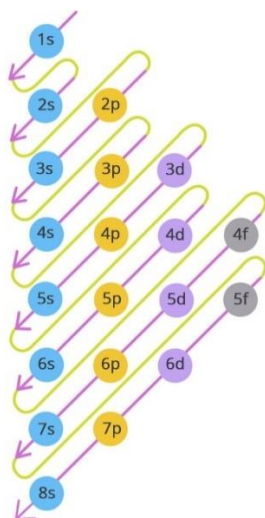
Przykład 1

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)

1. Ile gramów tlenku magnezu powstało w wyniku spalania w tlenie 15 g metalicznego magnezu?
2. Jaka masa tlenu jest potrzebna do spalenia 20 g metalicznego magnezu?
3. Omów reaktywność pierwiastków grupy 1, 2 z wodą (podaj równania reakcji z wodą, nazwy chemiczne, wartość stopni utlenienia).
4. Napisz równania chemiczne:
 - a) otrzymywania w przemyśle metalicznego magnezu z chlorku magnezu znajdującego się w wodzie morskiej;
 - b) działania wody na wapń.
5. Jaką masę tlenku wapnia można otrzymać przez termiczny rozkład 200 g węglanu wapnia?
6. 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.
7. 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.
8. Zaznacz, który zbiór właściwości charakteryzuje pierwiastek sodu:
 - a) gaz bezbarwny, bezwonny, nie podtrzymuje palenia, trudno rozpuszczalny w wodzie;
 - b) żółte ciało stałe nie przewodzące prądu elektrycznego;
 - c) srebrzystobiałe ciało stałe z połyskiem, szybko matowiejące na powietrzu, miękkie, o gęstości mniejszej od gęstości wody;
 - d) srebrzystobiałe ciało stałe z połyskiem, kruche, twarde, o gęstości większej od gęstości wody.
9. Spośród niżej podanych właściwości zaznacz te, które są prawdziwe dla wodorotlenku sodu:
 - a) rozpuszczanie go w wodzie jest procesem endoenergetycznym,
 - b) jego stężony wodny roztwór działa parząco na skórę,
 - c) jest higroskopijny,
 - d) jego roztwór jest słabym elektrolitem,
 - e) chłonie tlenek węgla(IV) z powietrza, tworząc węglan sodu.
10. 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.