

ZAPOWIEDŹ PODRĘCZNIKA



OFICyna
EDUKACYJNA
KRZYSZTOF PAZDRO

Szanowni Państwo,

z przyjemnością przekazujemy Państwu broszurę, w której przedstawiamy w skrócie najważniejsze informacje dotyczące zmian w szkołach ponadpodstawowych, wynikających z przeprowadzanej reformy oświaty, wchodzącej w życie w tych szkołach we wrześniu 2019 r. Przedstawiamy tu również zapowiedź naszej oferty wydawniczej w związku z początkiem obowiązywania nowej podstawy programowej nauczania chemii w liceach i technikach.

Zasadnicza zawartość tej broszury to prezentacja zapowiadanych podręczników **do zakresu rozszerzonego**. Przedstawia ona podział podręczników na trzy części, zawartość poszczególnych części (w postaci ramowych rozkładów materiału z proponowaną liczbą godzin na jego realizację), zastosowaną strukturę podręczników oraz przykładowe fragmenty, stanowiące zamkniętą zawartość treści lekcji o danym temacie.

Po dopuszczeniu przez MEN pierwszej części podręcznika otrzymacie Państwo bezpłatne egzemplarze.

Mamy nadzieję, że po zapoznaniu się z podręcznikami i oferowaną do nich obudową dydaktyczną, zdecydujecie się Państwo na skorzystanie z naszej oferty.

*Zespół Oficyny Edukacyjnej * Krzysztof Pazdro*

Spis treści

Reforma oświaty od roku szkolnego 2019/2020	2
Ramowy plan nauczania chemii	3
Zasadnicze zmiany w nowej podstawie programowej	3
Nasza oferta dla uczniów i nauczycieli	5
Ramowy rozkład materiału w częściach 1-3	6
Struktura i zawartość podręcznika	7
Przykładowe fragmenty podręcznika, część 1.	10
Dydaktyczna obudowa podręcznika	24
Zbiór zadań. Zakres rozszerzony	25

Reforma oświaty od roku szkolnego 2019/2020

(zgodnie z ustawą „Prawo oświatowe” z dn. 14 grudnia 2016 r.)

- Od roku szkolnego 2019/2020 absolwenci szkół podstawowych będą mogli kontynuować naukę w:
 - 4-letnich liceach ogólnokształcących („nowa” matura – w roku 2023),
 - 5-letnich technikach („nowa” matura – w roku 2024),
 - 3-letnich szkołach branżowych I stopnia.
- Uczniowie liceów i techników będą się uczyć zgodnie z nowymi ramowymi planami nauczania i według nowej podstawy programowej.
- Od początku roku szkolnego 2019/2020, równoległe z absolwentami szkół podstawowych, w tych samych obiektach naukę w pierwszych klasach liceów i techników rozpoczną ostatni absolwenci wygaszanych gimnazjów. Będą oni kończyć realizację obecnie obowiązującej podstawy programowej dla 3-letnich liceów i 4-letnich techników. Zatem w roku szkolnym 2019/2020, w pierwszych klasach wszystkich liceów i techników, nastąpi kumulacja dwóch roczników uczniów.
- Ostatnie egzaminy maturalne wg obecnej formuły („stara” matura) będą przeprowadzane, odpowiednio, w liceach – w roku 2022, w technikach – w roku 2023.

Harmonogram wprowadzania nowego ustroju szkolnego w liceach i technikach

Rok szkolny					
2018/2019	2019/2020	2020/2021	2021/2022	2022/2023	2023/2024
8. kl. szk. podst. →	I kl.	II kl.	III kl.	IV kl.	V kl.
	liceum technikum	liceum technikum	liceum technikum	lic. – „nowa” matura technikum	technikum – „nowa” matura
III kl. gim. →	I kl.	II kl.	III kl.	IV kl.	
	liceum technikum	liceum technikum	lic. – „stara” matura technikum	technikum – „stara” matura	
I kl. lic. i techn. →	II kl.	III kl.	IV kl.		
	liceum technikum	lic. – „stara” matura technikum	technikum – „stara” matura		
II kl. lic. i techn. →	III kl.	IV kl.			
	lic. – „stara” matura technikum	technikum – „stara” matura			

nowy ustrój szkolny

stary ustrój szkolny

Ramowy plan nauczania chemii w liceach i technikach

Zakres rozszerzony

Na podstawie rozporządzenia MEN z dn. 28 marca 2017 r.

Liczba godzin nauczania w zakresie rozszerzonym:

- w liceach i w technikach – 10 godzin tygodniowo w całym okresie nauczania (łącznie minimum 300 godz.), przy czym dyrektorzy tych szkół, po konsultacjach z radą pedagogiczną, radą rodziców i samorządem uczniowskim podejmują decyzję, czy przedmiot ten będzie nauczany w danej szkole,
- w przypadku pozytywnej decyzji dyrektorzy ustalają, w których klasach (w liceum: z klas 1–4, w technikum: z klas 1–5) i w jakim wymiarze godzin w danej klasie przedmiot ten będzie realizowany.

Zasadnicze zmiany w nowej podstawie programowej kształcenia chemii w liceach i technikach

(w porównaniu z podstawą obecnie obowiązującą)

Na podstawie rozporządzenia MEN z dn. 30 stycznia 2018 r.

Zakres rozszerzony

Treści nauczania (wymagania szczegółowe) ujęto w dwudziestu dwóch działach. Obejmują one treści z zakresu: chemii ogólnej, chemii fizycznej, elektrochemii, chemii nieorganicznej i chemii organicznej oraz treści dotyczące ochrony środowiska.

We wszystkich działach, tak samo brzmiących jak w zakresie podstawowym, ujęto treści z zakresu podstawowego oraz treści rozszerzające.

Treści te obejmują łącznie wszystkie treści nauczania z obecnej podstawy programowej oraz treści dodatkowe, które w większości zebrano w nowych działach, w tym:

- cały dział IX. Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza,
- cały dział XI. Zastosowania wybranych związków nieorganicznych,
- cały dział XXI. Chemia wokół nas,
- cały dział XXII. Elementy ochrony środowiska.

Pozostałe treści dodatkowe rozmieszczono w innych działach nowej p.p., np.:

- w dziale II – „kwantowo-mechaniczny model budowy atomu” oraz „interpretacja wartości liczb kwantowych”,
- w dziale III – „tworzenie orbitali zhybrydizowanych i ich wzajemne ułożenie w przestrzeni” oraz „przewidywanie budowy przestrzennej drobin metodą VSEPR”,
- w dziale IV – „określanie rzędu reakcji”, „energia aktywacji”, „standardowa entalpia przemiany”, „prawo Hessa”,
- w dziale VI – „iloczyn rozpuszczalności”, „prawo rozcieńczeń Ostwalda”,
- w dziale VIII – „przewidywanie kierunku przebiegu reakcji redox na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw”,
- w dziale XIII – „piroliza węgla kamiennego, nazwy i zastosowania produktów pirolizy”, „procesy krakingu i reformingu w przemyśle”.

Nasza oferta dla uczniów i nauczycieli chemii:

Trzyczęściowy podręcznik w zakresie rozszerzonym

Na rok szkolny 2019/2020



Na lata szkolne 2020 – 2023 (2024)



Chemia. Zakres rozszerzony

Ramowy rozkład materiału w częściach 1 – 3

Część 1.

Rozdział	Liczba godzin
1. Atomy, izotopy i przemiany jądrowe	13
2. Budowa atomu z elementami mechaniki kwantowej	11
3. Wiązania chemiczne	11
4. Budowa cząsteczek i jonów	10
5. Stechiometria	13
6. Roztwory	16
7. Termochemia	9
8. Kinetyka i równowaga chemiczna	14
	<u>Razem:</u> 98

Część 2.

Rozdział	Liczba godzin
1. Chemia roztworów wodnych	17
2. Elektrochemia	15
3. Związki nieorganiczne	20
4. Właściwości pierwiastków grup głównych i ich związków	16
5. Właściwości pierwiastków grup pobocznych i ich związków	14
	<u>Razem:</u> 82

Część 3.

Rozdział	Liczba godzin
1. Chemia organiczna – początek a terazniejszość	4
2. Związki węgla z wodorem – węglowodory	27
3. Fluorowcopolchodne węglowodorów	2
4. Hydroksylowe pochodne węglowodorów	9
5. Związki karbonylowe	7
6. Kwasy karboksylowe i ich pochodne	14
7. Związki organiczne zawierające azot	17
8. Cukry i ich pochodzenie	13
9. Organiczne związki wielkocząsteczkowe	7
10. Chemia na co dzień	12
11. Chemia a środowisko naturalne	8
	<u>Razem:</u> 120

Łącznie w całym cyklu: 300 godzin

Struktura i zawartość podręcznika

Początek części 1. podręcznika to przypomnienie, w dużym skrócie, wiedzy i umiejętności, które powinien posiadać absolwent szkoły podstawowej.

Każdy rozdział w poszczególnych częściach podręcznika dzieli się na paragrafy. Będą one osnową kolejnych lekcji, a ich tytuły mogą być tematami tych lekcji.

Tekst główny każdego paragrafu (lekcji), zgodnie z potrzebą, jest uzupełniony i zilustrowany: opisami doświadczeń, tabelami, grafami, przykładami obliczeń, zdjęciami i rysunkami. Każdy paragraf kończy się wykazem „Ważnych pojęć” w nim przedstawionych (z krótkim opisem lub definicją) oraz kilkoma zadaniami w bloku „Rozwiąż zadania”.

Po każdym rozdziale zamieszczony jest dwustronicowy sprawdzian „Sprawdź, co umiesz...”

Ważne fragmenty tekstu głównego, takie jak istotne informacje i definicje są wyróżnione na zielonym tle, wzory i różne zależności – na czerwonym, a prawa chemiczne i zasady – na tle żółtym.

Odmiany tego samego pierwiastka chemicznego o różnej liczbie neutronów w jądrze są nazywane **izotopami**.

Średnią masę atomową pierwiastka oblicza się ze wzoru:

$$A_r = \frac{A_1 \cdot p_1 + A_2 \cdot p_2 + \dots + A_n \cdot p_n}{100\%}$$

gdzie:

A_r – średnia masa atomowa pierwiastka [u],

A_1, A_2, A_n – masy izotopowe (lub liczby masowe izotopów),

p_1, p_2, p_n – procentowe zawartości izotopów.

Przemiany jądrowe podlegają dwóm zasadom. Są to:

Zasada zachowania liczby nukleonów,
zgodnie z którą:

łączna liczba nukleonów w substratach
jest równa łącznej liczbie nukleonów
w produktach.

**Zasada zachowania ładunku
elektrycznego,** zgodnie z którą:

sumaryczny ładunek wszystkich jąder
i cząstek przed przemianą jest równy
sumarycznemu ładunkowi wszystkich
produktów przemiany.

Przykłady obliczeń przedstawiają wzorcowe rozwiązania zadań lub problemów.

Przykład 1.

Oblicz średnią masę atomową boru, wiedząc, że pierwiastek ten występuje w przyrodzie w postaci mieszaniny dwóch izotopów:

- bor-10 stanowi 18,83% naturalnego boru,
- bor-11 stanowi 81,17% naturalnego boru.

Wzór na średnią masę atomową, uwzględniający dwa izotopy boru, przyjmuje postać:

$$A_r = \frac{A_1 \cdot p_1 + A_2 \cdot p_2}{100\%}$$

Po podstawieniu danych do wzoru otrzymuje się:

$$A_r = \frac{10 \cdot 18,83\% + 11 \cdot 81,17\%}{100\%} = 10,81 \text{ u}$$

Odpowiedź: Średnia masa atomowa boru wynosi 10,81 u.

Opisy doświadczeń przedstawiają, krok po kroku, kolejność czynności podczas wykonywania danego doświadczenia, i najczęściej są ilustrowane zdjęciem lub rysunkiem. Zamieszczone w opisie Obserwacje i Wnioski są dla uczniów wzorcem ich poprawnego formułowania.

Umieszczony przy tytule danego doświadczenia znak oznacza, że może ono być przeprowadzone:

U – samodzielnie przez uczniów, **N** – tylko przez nauczyciela.



Doświadczenie 3.2. Badanie rozpuszczalności azotanu(V) potasu w różnych rozpuszczalnikach

U

Do trzech kolb stożkowych lub probówek wsyp po ok. 2 g azotanu(V) potasu KNO_3 i do każdej wlej po kilka centymetrów sześciennych innej cieczy:

- wody,
- benzyny,
- tetrachlorometanu (czterochloru węgla).

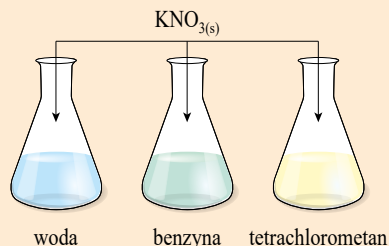
Zawartości naczyń dokładnie wymieszaj i obserwuj rezultaty.

Obserwacje:

Azotan(V) potasu szybko rozpuścił się w wodzie, ale nie rozpuścił się w żadnym z pozostałych rozpuszczalników.

Wnioski:

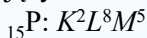
Sól ta dobrze rozpuszcza się w wodzie, ale nie rozpuszcza się w rozpuszczalnikach organicznych.



Zamieszczony przed końcem każdego paragrafu wykaz **Ważnych pojęć**, jest rodzajem jego podsumowania, systematyzującego i utrwalającego wiedzę uczniów.

Ważne pojęcia:

- **Konfiguracja powłokowa** – rozmieszczenie elektronów w powłokach. Konfigurację tę zapisuje się w postaci kolejnych liter alfabetu oznaczających powłoki (uporządkowane od najbliższej jądra do najdalszej) i prawych górnych indeksów określających liczbę elektronów w danej powłoce, np.



Zadania na końcu każdego paragrafu pozwalają sprawdzić nabytą na lekcji wiedzę i kształtować rachunkowe umiejętności uczniów.

Rozwiąż zadania (odpowiedzi nie umieszczaj w podręczniku!)

1. Zapisz konfigurację elektronową powłokową, podpowłokową i orbitalną atomów magnezu i chloru.
2. Zapisz konfigurację elektronową powłokową, podpowłokową i orbitalną atomu galu, a następnie przedstaw za pomocą czterech liczb kwantowych (n, l, m, m_s) stan kwantowy niesparowanego elektronu w atomie tego pierwiastka.



Sprawdzian „Sprawdź, co umiesz...”, zamieszczony po każdym rozdziale, zawiera dziesięć różnorodnych, punktowanych zadań. Są to zadania podobne do zadań zamieszczanych w arkuszach maturalnych. Uczniowie będą więc mogli samodzielnie sprawdzić i ocenić swoją wiedzę oraz umiejętność jej stosowania.

Do wszystkich zadań z poszczególnych sprawdzianów podano poprawne odpowiedzi!

Sprawdź, co umiesz... (odpowiedzi nie umieszczaj w podręczniku!)

Zadanie 1. (0-1p.)

Antymon jest pierwiastkiem, który występuje w przyrodzie w postaci mieszaniny dwóch izotopów. Na trzy atomy izotopu o liczbie masowej $A_1 = 121$ przypadają dwa atomy izotopu o liczbie masowej A_2 .

Oblicz liczbę masową A_2 drugiego izotopu antymonu, wiedząc, że średnia masa atomowa pierwiastka wynosi 121,76 u.

Kamil Kaznowski
Krzysztof M. Pazdro

Część

1

CHEMIA

Podręcznik do liceów i techników

ZAKRES ROZSZERZONY



OFICyna
EDUKACYJNA
KRZYSZTOF PAZDRO

Spis treści

Wstęp

Przypomnienie ze szkoły podstawowej

Regulamin szkolnej pracowni chemicznej
Zasady przeprowadzania doświadczeń chemicznych
Podstawowe szkło i sprzęt laboratoryjny

Rozdział 1. Atomy, izotopy i przemiany jądrowe

- 1.1. Składniki atomu
 - 1.2. Izotopowy skład pierwiastka
 - 1.3. Naturalne przemiany jądrowe
 - 1.4. Czas połowicznego zaniku
 - 1.5. Sztuczne przemiany jądrowe
 - 1.6. Właściwości promieniowania jądrowego
 - 1.7. Dozymetria promieniowania
 - 1.8. Energetyka jądrowa
- Sprawdzian „Sprawdź, co umiesz...”

Rozdział 2. Budowa atomu z elementami mechaniki kwantowej

- 2.1. Modele budowy atomu
 - 2.2. Kwantowy model budowy atomu
 - 2.3. Konfiguracja elektronowa atomu pierwiastka
 - 2.4. Elektrony w atomie
 - 2.5. Prawo okresowości pierwiastków
- Sprawdzian „Sprawdź, co umiesz...”

Rozdział 3. Wiązania chemiczne

- 3.1. Rodzaje wiązań
 - 3.2. Wiązanie jonowe
 - 3.3. Wiązanie kowalencyjne
 - 3.4. Wiązania koordynacyjne
 - 3.5. Energia jonizacji i powinowactwo elektronowe
 - 3.6. Oddziaływania międzycząsteczkowe
 - 3.7. Właściwości substancji jonowych i kowalencyjnych
 - 3.8. Wiązanie metaliczne
- Sprawdzian „Sprawdź, co umiesz...”

Rozdział 4. Budowa cząsteczek i jonów

- 4.1. Wiązania σ i wiązania π
- 4.2. Metoda VSEPR

- 4.3. Inne zastosowania metody VSEPR
 - 4.4. Hybrydyzacja orbitali atomowych
- Sprawdzian „Sprawdź, co umiesz...”

Rozdział 5. Stechiometria

- 5.1. Skład ilościowy związku chemicznego
 - 5.2. Mol – jednostka liczności materii
 - 5.3. Masa molowa
 - 5.4. Objętość molowa gazów
 - 5.5. Stechiometria reakcji chemicznej
- Sprawdzian „Sprawdź, co umiesz...”

Rozdział 6. Roztwory

- 6.1. Rodzaje mieszanin
 - 6.2. Koloidy
 - 6.3. Rozpuszczanie substancji
 - 6.4. Metody rozdzielania mieszanin
 - 6.5. Sposoby wyrażania stężeń roztworów
 - 6.6. Rozcieńczanie i zateżnianie roztworów
 - 6.7. Rozpuszczanie hydratów
- Sprawdzian „Sprawdź, co umiesz...”

Rozdział 7. Termochemia

- 7.1. Efekt energetyczny reakcji chemicznej
 - 7.2. Reakcje endotermiczne i egzotermiczne
 - 7.3. Entalpia tworzenia i entalpia spalania
- Sprawdzian „Sprawdź, co umiesz...”

Rozdział 8. Kinetyka i równowaga chemiczna

- 8.1. Szybkość reakcji chemicznej
 - 8.2. Czynniki wpływające na szybkość reakcji
 - 8.3. Kinetyczne teorie przebiegu reakcji
 - 8.4. Kataliza
 - 8.5. Prawo działania mas
 - 8.6. Reguła przekory
- Sprawdzian „Sprawdź, co umiesz...”

Skorowidz

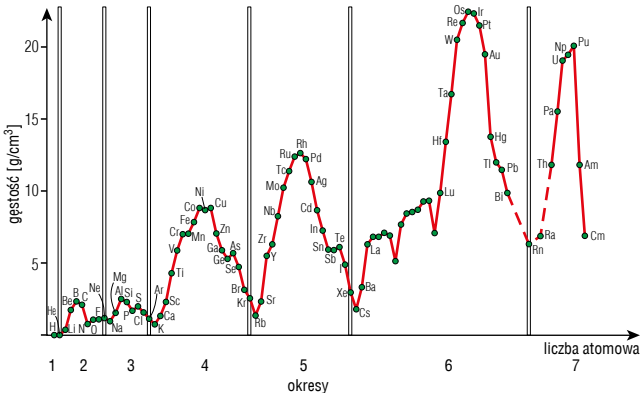
Odpowiedzi do zadań rachunkowych
Odpowiedzi do „Sprawdź, co umiesz...”

Tablice uzupełniające

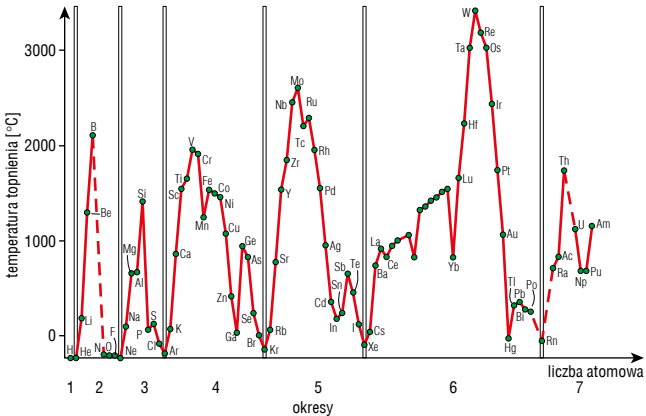
Zaznaczone w „Spisie treści” elementy są przedstawione jako przykładowe fragmenty Podręcznika. Część 1.

	1																	18	
1	¹ ₁ H	2											13	14	15	16	17	¹⁸ ₁₈ He	1
2	³ ₂ Li	⁴ ₂ Be											¹³ ₁₃ B	¹⁴ ₁₄ C	¹⁵ ₁₅ N	¹⁶ ₁₆ O	¹⁷ ₁₇ F	¹⁸ ₁₈ Ne	2
3	¹¹ ₁₁ Na	¹² ₁₂ Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	¹³ ₁₃ Al	¹⁴ ₁₄ Si	¹⁵ ₁₅ P	¹⁶ ₁₆ S	¹⁷ ₁₇ Cl	¹⁸ ₁₈ Ar	3
4	¹⁹ ₁₉ K	²⁰ ₂₀ Ca	²¹ ₂₁ Sc	²² ₂₂ Ti	²³ ₂₃ V	²⁴ ₂₄ Cr	²⁵ ₂₅ Mn	²⁶ ₂₆ Fe	²⁷ ₂₇ Co	²⁸ ₂₈ Ni	²⁹ ₂₉ Cu	³⁰ ₃₀ Zn	³¹ ₃₁ Ga	³² ₃₂ Ge	³³ ₃₃ As	³⁴ ₃₄ Se	³⁵ ₃₅ Br	³⁶ ₃₆ Kr	4
5	³⁷ ₃₇ Rb	³⁸ ₃₈ Sr	³⁹ ₃₉ Y	⁴⁰ ₄₀ Zr	⁴¹ ₄₁ Nb	⁴² ₄₂ Mo	⁴³ ₄₃ Tc	⁴⁴ ₄₄ Ru	⁴⁵ ₄₅ Rh	⁴⁶ ₄₆ Pd	⁴⁷ ₄₇ Ag	⁴⁸ ₄₈ Cd	⁴⁹ ₄₉ In	⁵⁰ ₅₀ Sn	⁵¹ ₅₁ Sb	⁵² ₅₂ Te	⁵³ ₅₃ I	⁵⁴ ₅₄ Xe	5
6	⁵⁵ ₅₅ Cs	⁵⁶ ₅₆ Ba	⁵⁷ ₅₇ La	⁷² ₇₂ Hf	⁷³ ₇₃ Ta	⁷⁴ ₇₄ W	⁷⁵ ₇₅ Re	⁷⁶ ₇₆ Os	⁷⁷ ₇₇ Ir	⁷⁸ ₇₈ Pt	⁷⁹ ₇₉ Au	⁸⁰ ₈₀ Hg	⁸¹ ₈₁ Tl	⁸² ₈₂ Pb	⁸³ ₈₃ Bi	⁸⁴ ₈₄ Po	⁸⁵ ₈₅ At	⁸⁶ ₈₆ Rn	6
7	⁸⁷ ₈₇ Fr	⁸⁸ ₈₈ Ra	⁸⁹ ₈₉ Ac																7
LANTANOWCE																			
⁵⁸ ₅₈ Ce ⁵⁹ ₅₉ Pr ⁶⁰ ₆₀ Nd ⁶¹ ₆₁ Pm ⁶² ₆₂ Sm ⁶³ ₆₃ Eu ⁶⁴ ₆₄ Gd ⁶⁵ ₆₅ Tb ⁶⁶ ₆₆ Dy ⁶⁷ ₆₇ Ho ⁶⁸ ₆₈ Er ⁶⁹ ₆₉ Tm ⁷⁰ ₇₀ Yb ⁷¹ ₇₁ Lu																			
AKTYNOWCE																			
⁹⁰ ₉₀ Th ⁹¹ ₉₁ Pa ⁹² ₉₂ U																			

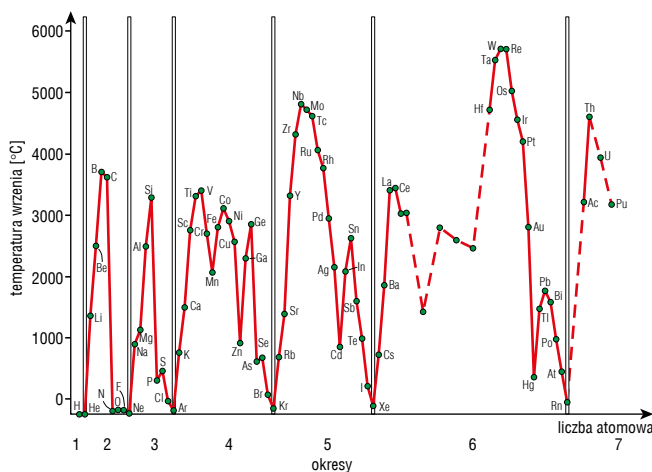
Rys. 2.15. Krótka wersja tablicy Mendelejewa



Rys. 2.16. Gęstość pierwiastków w funkcji liczby atomowej (gęstości gazów wyznaczone są po ich skropleniu w temperaturze wrzenia)



Rys. 2.17. Temperatura topnienia pierwiastka w funkcji liczby atomowej



Rys. 2.18. Temperatura wrzenia pierwiastków w funkcji liczby atomowej

Przewidywania dotyczące nieznanych pierwiastków

Dzięki odkrytym prawidłowościom Mendelejew mógł ustalić, w których miejscach brak mu pierwiastka o spodziewanych właściwościach. Na przykład gal i german nie były znane w chwili odkrycia prawa okresowości. W szeregu pierwiastków ustawionych według wzrostu masy atomowej ich miejsca zajmowały arsen i selen, które z uwagi na swoje właściwości nie powinny być umieszczone w grupach 13. i 14. Podobnie kolejny – brom wykazywał właściwości typowe dla grupy 17. a nie 15. Mendelejew umieścił arsen, selen i brom zgodnie z ich właściwościami, w grupach 15., 16. i 17., zostawiając puste miejsca w grupie 13. – pod glinem i w grupie 14. – pod krzemem. W wyniku szczegółowej analizy właściwości fizycznych i chemicznych pierwiastków, sąsiadujących z pustymi miejscami w obrębie grupy i w obrębie okresu, określił właściwości chemiczne i fizyczne tych hipotetycznych pierwiastków (tab. 2.1.). Pierwiastki te zostały odkryte w ciągu kolejnych 15 lat, a ich właściwości okazały się zdumiewająco zgodne z przewidywanymi Mendelejewa.

Tabela 2.1. Właściwości galu i germanu przewidywane przez Mendelejewa i stwierdzone doświadczalnie po ich odkryciu

	Gal odkryty w 1875 r.		German odkryty w 1886 r.	
	Przewidywania dotyczące nieznanego pierwiastka	Właściwości ustalone po odkryciu pierwiastka	Przewidywania dotyczące nieznanego pierwiastka	Właściwości ustalone po odkryciu pierwiastka
Masa atomowa [u]	68	69,9	72	72,32
Gęstość [$\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$]	6	5,96	5,5	5,47

Temperatura topnienia [°C]	niska	30	wysoka	958
Najwyższa wartościowość	III	III	IV	IV
Wzór tlenku	E_2O_3	Ga_2O_3	EO_2	GeO_2
Właściwości tlenku	łatwo się redukuje	redukuje się wodorem	biały	biały
Wzór chlorku	ECl_3	$GaCl_3$	ECl_4	$GeCl_4$

1													18						
1	H WODÓR 1766													HEL (1868) 1895		1			
2	Li LIT 1817	Be BERYL 1798															2		
3	Na SÓD 1807	Mg MAGNEZ 1808															3		
4	K POTAS 1807	Ca WAPN 1808	SKAND 1879	Ti TYTAN 1789	V WANAD 1830	Cr CHROM 1798	Mn MANGAN 1774	Fe ŻELAZO ST	Co KOBALT 1735	Ni NIKIEL 1751	Cu MIEDŹ ST	Zn CYNK ŚR	GAL 1875	GERMAN 1886	As ARSEN ŚR	Se SELEN 1818	Br BROM 1825	KRYPTON 1898	4
5	Rb RUBID 1861	Sr STRONT 1790	Y ITR 1794	Zr CYRKON 1789	Nb NIOB 1801	Mo MOLIBDEN 1778	TECHNET 1937	Ru RUTEN 1844	Rh ROD 1804	Pd PALLAD 1804	Ag SREBRO ST	Cd KADM 1817	In IND 1863	Sn CYN ST	Sb ANTYMON ŚR	Te TELLUR 1782	I JOD 1812	KSENON 1898	5
6	Cs CEZ 1860	Ba BAR 1774	La LANTAN 1839	HAFN 1922	Ta TANTAL 1802	W WOLFRAM 1781	REN 1925	Os OSM 1803	Ir IRYD 1803	Pt PLATYNA 1750	Au ZŁOTO ST	Hg RTĘC ST	Tl TAL 1861	Pb OŁÓW ST	Bi BIZMUT ŚR	POLON 1898	ASTAT 1940	RADON 1901	6
7	FRANS 1939	RAD 1898	AKTYN 1899	RUTHERFORD 1969	DUBN 1970	SEABORG 1974	BOHR 1976	HAS 1984	MEITNER 1982	DARMSTADT 1994	ROENTGEN 1994	KOPERNIK 1996	NIHONIUM 2004	FLEROW 1999	MOSCOWIUM 2004	LIVERMOR 2000	TENNESSE 2009	OGANESSON 2002	7
LANTANOWCE																			
				Ce CER 1803	PRAZEODYM 1885	NEODYM 1885	PROMET 1946	SAMAR 1878	EUROP 1901	GADOLIN 1880	Tb TERB 1843	DYSPROZ 1886	HOLM 1879	Er ERB 1843	TUL 1879	ITERB 1878	LUTET 1907		
AKTYNOWCE																			
				Th TOR 1828	PROTAKTYN 1917	U URAN 1789	NEPTUN 1940	PLUTON 1940	AMERYK 1944	KIUR 1944	BERKEL 1949	KALIFORN 1950	EINSTEIN 1952	FERM 1952	MENDELEW 1955	NOBEL 1957 (1958)	LORENS 1962		

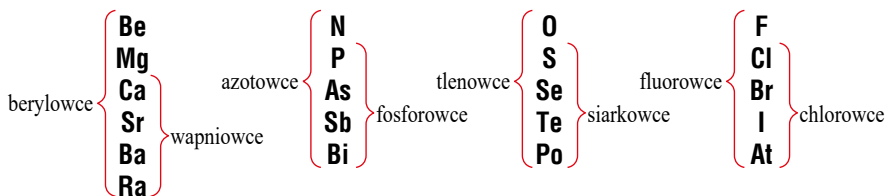
Rys. 2.19. Układ okresowy bez symboli pierwiastków odkrytych po 1869 r.

Grupy i okresy

Tablica Mendelejewa w kolumnach pionowych, zwanych **grupami**, zawiera pierwiastki o podobnych właściwościach. Każda grupa ma nazwę wywodzącą się z nazwy pierwiastka stojącego najwyżej:

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
litowce	berylowce	skandowce	tytanowce	wanadowce	chromowce	manganowce	żelazowce	kobaltowce	niklowce	miedziowce	cynkowce	borowce	węglowce	azotowce	tlenowce	fluorowce	helowce

Oprócz nazw całych grup można wprowadzać nazwy ich fragmentów utworzone z nazwy pierwiastka stojącego najwyżej w wybranym fragmencie, np.



Grupy dzielą się na **główne** (1., 2., i od 13. do 18.) oraz **poboczne** (pozostałe).

W szeregach poziomych, czyli **okresach**, znajdują się pierwiastki o właściwościach zmieniających się stopniowo – od reaktywnych metali do reaktywnych niemetali. Na końcu każdego okresu znajduje się niemetal – niereaktywny helowec.

Dwa szeregi poziome: tzw. *lantanowce* – od $_{58}\text{Ce}$ do $_{71}\text{Lu}$ i *aktynowce* – od $_{90}\text{Th}$ do $_{103}\text{Lr}$, umieszczono pod tablicą tylko w celu jej skrócenia geometrycznego. Pierwiastki te należą bowiem odpowiednio do 6. i 7. okresu i tworzą czternaście grup (dwpierwiastkowych kolumn pionowych), dla których nie wprowadzono indywidualnej numeracji.

Zmiany właściwości fizyko-chemicznych w trzecim okresie układu okresowego Mendelejewa ilustruje zestawienie:

reaktywne metale		mało reaktywne metale i niemetale			reaktywne niemetale		niereaktywny helowec
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Sód	Magnez	Glin	Krzem	Fosfor	Siarka	Chlor	Argon
metale			niemetale				

Wśród pierwiastków można wyróżnić dwa ich rodzaje: **metale** i **niemetale**. Każda z tych grup ma określony zespół właściwości fizycznych i chemicznych. Podział na metale i niemetale znajduje odzwierciedlenie w tablicy Mendelejewa.

W grupach pobocznych znajdują się wyłącznie metale. W grupach głównych granica metale – niemetale przesuwają się w prawo ze wzrostem numeru okresu, dzieląc tablicę na dwa trójkąty. Niektóre pierwiastki leżące przy linii rozgraniczającej – B, Si, Ge, As, Sb, Te, At – są często nazywane **półmetalami**, ponieważ wykazują częściowo cechy metali, a częściowo cechy niemetali:

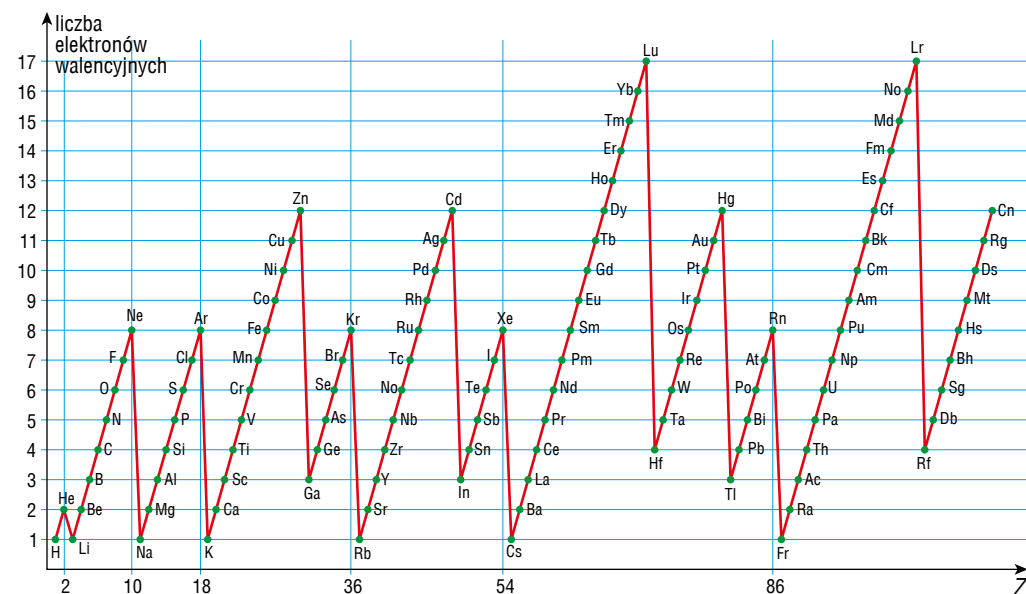
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Okresowość konfiguracji elektronowych

Przyczyny okresowych zmian właściwości, jak wszystkie przyczyny cech makroskopowych, tkwią w strukturze materii. Współczesny stan wiedzy o budowie atomu pozwala na sformułowanie prawa okresowości w ujęciu mikroskopowym.

Konfiguracje elektronowe pierwiastków są funkcją liczby atomowej.

Rysunek 2.20 przedstawia zależność między liczbą elektronów walencyjnych pierwiastka, a jego liczbą atomową. Jest to zależność okresowa. Należy pamiętać, że o właściwościach pierwiastków decyduje nie tylko liczba elektronów walencyjnych, lecz również typ konfiguracji walencyjnej i budowa rdzenia.



Rys. 2.20. Zależność liczby elektronów walencyjnych od liczby atomowej Z

W poprzednim paragrafie była już mowa o tym, że **blok konfiguracyjny** w tablicy Mendelejewa jest to zbiór pierwiastków o określonym typie podpowłokowej konfiguracji walencyjnej. Liczba grup w bloku konfiguracyjnym jest równa pojemności podpowłoki, którą zajmują kolejne, nowo przybywające elektrony w atomach pierwiastków tego bloku.

Blok s tworzą pierwiastki o konfiguracji walencyjnej ns^1 lub ns^2 , a więc wodór, hel oraz litowce i berylłowce.

Blok p tworzą pierwiastki o konfiguracji walencyjnej od $ns^2 np^1$ do $ns^2 np^6$, a więc pierwiastki grup głównych – od 13. do 18., ale bez helu.

Bloki konfiguracyjne

Blok d tworzą pierwiastki o konfiguracji walencyjnej od $ns^2 (n-1)d^1$ do $ns^2 (n-1)d^{10}$, a więc pierwiastki grup pobocznych.

Blok f tworzą pierwiastki o konfiguracji walencyjnej $ns (n-1)d (n-2)f$. W podpowłoczce $(n-2)f$ może być

blok *s*
 blok *p*
 blok *d*
 blok *f*

Rys. 2.21. Układ okresowy pierwiastków z zaznaczonymi blokami konfiguracyjnymi

Każda grupa główna (!) układu okresowego ma własną, niepowtarzalną konfigurację walencyjną, a ponadto wszystkie pierwiastki należące do danej grupy mają tyle samo elektronów walencyjnych. Prawidłowości te dla grup głównych ilustruje zestawienie:

Grupa	1	2	13	14	15	16	17	18
Konfiguracja walencyjna	ns^1	ns^2	$ns^2 np^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$	$ns^2 np^6$
Liczba elektronów walencyjnych	1	2	3	4	5	6	7	8

Pierwiastki należące do danej grupy różnią się liczbą powłok elektronowych i numerem powłoki walencyjnej. Konfiguracja ns^1 oznacza, że pierwiastek okresu pierwszego (wodór) ma konfigurację walencyjną $1s^1$. Pierwiastek tej samej grupy, ale okresu drugiego (lit) ma konfigurację walencyjną $2s^1$, a kolejne pierwiastki tej grupy: $3s^1$, $4s^1$, $5s^1$ itd.

Pierwiastki grup pobocznych mają następującą konfigurację walencyjną:

Grupa	3	4	5	...	12
Konfiguracja walencyjna	$ns^2 (n-1)d^1$	$ns^2 (n-1)d^2$	$ns^2 (n-1)d^3$	...	$ns^2 (n-1)d^{10}$
Liczba elektronów walencyjnych	3	4	5	...	12

O „architekturze” układu okresowego decyduje kolejność zapełniania elektronami poszczególnych powłok i podpowłok. Prawidłowości w konfiguracjach elektronowych stanu podstawowego prowadzą do następujących wniosków:

- Okres jest uporządkowanym według wzrastających liczb atomowych szeregiem pierwiastków, których atomy zawierają identyczną liczbę powłok elektronowych. Numer okresu określa liczbę powłok elektronowych.
- Nowy okres rozpoczyna się dlatego, że po zapełnieniu podpowłoki np energia stanów podstawowych w podpowłoce $(n + 1)s$ jest najniższa wśród energii wszystkich innych stanów podstawowych nieobsadzonych podpowłok. I to ją obsadza nowo pojawiający się elektron. Nowy okres rozpoczyna się wówczas, gdy kolejny, nowo przybywający elektron zajmuje pierwszy stan w nieobsadzonej jeszcze powłoce (za każdym razem jest to stan w podpowłoce s). W skrócie, ale umownie, można powiedzieć, że nowy okres to rozpoczęcie zabudowy nowej powłoki.
- Grupa jest uporządkowaną według wzrastających liczb atomowych kolumną pierwiastków, których atomy mają charakterystyczną konfigurację walencyjną i tę samą liczbę elektronów walencyjnych.
- Numer grupy określa liczbę elektronów walencyjnych.

1																	18
1 H 1s ¹																	2 He 1s ²
2 Li 2s ¹	3 Be 2s ²																
11 Na 3s ¹	12 Mg 3s ²																
19 K 4s ¹	20 Ca 4s ²	21 Sc 3d ¹ 4s ²	22 Ti 3d ² 4s ²	23 V 3d ³ 4s ²	24 Cr 3d ⁵ 4s ¹	25 Mn 3d ⁵ 4s ²	26 Fe 3d ⁶ 4s ²	27 Co 3d ⁷ 4s ²	28 Ni 3d ⁸ 4s ²	29 Cu 3d ¹⁰ 4s ¹	30 Zn 3d ¹⁰ 4s ²	31 Ga 4s ² 4p ¹	32 Ge 4s ² 4p ²	33 As 4s ² 4p ³	34 Se 4s ² 4p ⁴	35 Br 4s ² 4p ⁵	36 Kr 4s ² 4p ⁶
37 Rb 5s ¹	38 Sr 5s ²	39 Y 4d ¹ 5s ²	40 Zr 4d ² 5s ²	41 Nb 4d ⁴ 5s ¹	42 Mo 4d ⁵ 5s ¹	43 Tc 4d ⁵ 5s ²	44 Ru 4d ⁷ 5s ¹	45 Rh 4d ⁸ 5s ¹	46 Pd 4d ¹⁰ 5s ¹	47 Ag 4d ¹⁰ 5s ¹	48 Cd 4d ¹⁰ 5s ²	49 In 5s ² 5p ¹	50 Sn 5s ² 5p ²	51 Sb 5s ² 5p ³	52 Te 5s ² 5p ⁴	53 I 5s ² 5p ⁵	54 Xe 5s ² 5p ⁶
55 Cs 6s ¹	56 Ba 6s ²	57 La 5d ¹ 6s ²	72 Hf 5d ² 6s ²	73 Ta 5d ³ 6s ²	74 W 5d ⁴ 6s ²	75 Re 5d ⁵ 6s ²	76 Os 5d ⁶ 6s ²	77 Ir 5d ⁷ 6s ²	78 Pt 5d ⁹ 6s ¹	79 Au 5d ¹⁰ 6s ¹	80 Hg 5d ¹⁰ 6s ²	81 Tl 6s ² 6p ¹	82 Pb 6s ² 6p ²	83 Bi 6s ² 6p ³	84 Po 6s ² 6p ⁴	85 At 6s ² 6p ⁵	86 Rn 6s ² 6p ⁶
87 Fr 7s ¹	88 Ra 7s ²	89 Ac 6d ¹ 7s ²	104 Rf 6d ² 7s ²	105 Db 6d ³ 7s ²	106 Sg 6d ⁴ 7s ²	107 Bh 6d ⁵ 7s ²	108 Hs 6d ⁶ 7s ²	109 Mt 6d ⁷ 7s ²	110 Ds 6d ⁸ 7s ²	111 Rg 6d ⁹ 7s ²	112 Cn 6d ¹⁰ 7s ²	113 Nh 6d ¹⁰ 7s ²	114 Fl 6d ¹⁰ 7s ²	115 Mc 6d ¹⁰ 7s ²	116 Lv 6d ¹⁰ 7s ²	117 Ts 6d ¹⁰ 7s ²	118 Og 6d ¹⁰ 7s ²
blok s																	
blok p																	
blok d																	
blok f																	
		58 Ce 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	59 Pr 4f ³ 5d ⁰ 6s ²	60 Nd 4f ⁴ 5d ⁰ 6s ²	61 Pm 4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	62 Sm 4f ⁶ 5d ⁰ 6s ²	63 Eu 4f ⁷ 5d ⁰ 6s ²	64 Gd 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	65 Tb 4f ⁹ 5d ⁰ 6s ²	66 Dy 4f ¹⁰ 5d ⁰ 6s ²	67 Ho 4f ¹¹ 5d ⁰ 6s ²	68 Er 4f ¹² 5d ⁰ 6s ²	69 Tm 4f ¹³ 5d ⁰ 6s ²	70 Yb 4f ¹⁴ 5d ⁰ 6s ²	71 Lu 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²		
		90 Th 5f ⁰ 6d ² 7s ²	91 Pa 5f ² 6d ¹ 7s ²	92 U 5f ³ 6d ¹ 7s ²	93 Np 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	94 Pu 5f ⁶ 6d ¹ 7s ²	95 Am 5f ⁷ 6d ⁰ 7s ²	96 Cm 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	97 Bk 5f ⁹ 6d ⁰ 7s ²	98 Cf 5f ¹⁰ 6d ⁰ 7s ²	99 Es 5f ¹¹ 6d ⁰ 7s ²	100 Fm 5f ¹² 6d ⁰ 7s ²	101 Md 5f ¹³ 6d ⁰ 7s ²	102 No 5f ¹⁴ 6d ⁰ 7s ²	103 Lr 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²		

Rys. 2.22. Układ okresowy pierwiastków z konfiguracją walencyjną

Ważne pojęcia:

- **Prawo okresowości** (w ujęciu makroskopowym) mówi o tym, że właściwości pierwiastków zmieniają się okresowo ze wzrostem liczby atomowej.
- **Prawo okresowości** (w ujęciu mikroskopowym) mówi o tym, że konfiguracje elektronowe pierwiastków są funkcją okresową liczby atomowej.
- **Tablica Mendelejewa**, czyli **układ okresowy pierwiastków** – tablica wszystkich pierwiastków uporządkowanych w kolumny pionowe – grupy, i szeregi poziome – okresy. Zarówno w grupach jak i w okresach wzrasta liczba atomowa Z pierwiastków i niemal zawsze wzrasta ich masa atomowa.
- **Grupa** – pionowa kolumna zawierająca pierwiastki o podobnych właściwościach. Jest kolumną pierwiastków, których atomy mają ten sam, niepowtarzalny typ konfiguracji walencyjnej i tę samą liczbę elektronów walencyjnych. **Grupy główne:** 1., 2. i od 13. do 18. **Grupy poboczne:** od 3. do 12.
- **Okres** jest uporządkowanym według wzrastających liczb atomowych szeregiem pierwiastków o właściwościach zmieniających się stopniowo, których atomy zawierają identyczną liczbę powłok elektronowych.



Rozwiąż zadania (odpowiedzi nie umieszczaj w podręczniku!)

1. Przed rokiem 1869 podejmowano różne próby klasyfikacji pierwiastków. Sporządź w zeszycie krótką notatkę na temat *triad Döbereinera* oraz *oktaw Newlandsa* na podstawie informacji znalezionych w Internecie lub w innych źródłach wiedzy.
2. Mendelejew nie mógł uszeregować pierwiastków ze wzrostem liczby atomowej, ponieważ w 1869 roku nie posiadano wiedzy na temat budowy atomu. Wykorzystał do tego celu masę atomową. Zauważył jednak, że w kilku przypadkach musiał ułożyć pierwiastek o mniejszej masie za pierwiastkiem o większej masie, aby znalazły się one w odpowiednich grupach układu okresowego. Odszukaj w układzie okresowym dwie pary pierwiastków, które opisują problem, z którym zmierzył się Mendelejew.
3. Na podstawie podanych walencyjnych konfiguracji powłokowych zapisz walencyjne konfiguracje podpowłokowe i ustal nazwy pierwiastków:
 - a) M^6 ,
 - b) N^3 ,
 - c) $M^2 N^2$,
 - d) $M^{10} N^1$.



Sprawdź, co umiesz... (odpowiedzi nie umieszczaj w podręczniku!)**Zadanie 1.** (0-1 p.)

Zapisz konfigurację graficzną elektronów walencyjnych pierwiastka grupy 17., wiedząc, że jego elektrony rdzenia atomowego o najwyższej energii opisywane są przez główną liczbę kwantową $n = 5$.

Zadanie 2. (0-1 p.)

Ustal symbole pierwiastków, które spełniają podane warunki:

- są pierwiastkami czwartego okresu, których atomy mają podpowłokę d wypełnioną całkowicie;
- są pierwiastkami czwartego okresu, których atomy zawierają jeden elektron niesparowany.

Zadanie 3. (0-1 p.)

Atomy pierwiastków X i Y mają:

- cztery powłoki elektronowe;
- więcej niż trzy elektrony walencyjne, jednak trzy z nich w stanie podstawowym, pozostają niesparowane.

Elektrony walencyjne atomu pierwiastka Y znajdują się w jednej powłoce. Elektrony walencyjne atomu pierwiastka X znajdują się w dwóch podpowłokach dwóch różnych powłok, przy czym liczba walencyjnych elektronów sparowanych jest większa od liczby elektronów niesparowanych.

Przerysuj i uzupełnij poniższą tabelę. Wpisz symbole chemiczne pierwiastków X i Y, oraz dane dotyczące ich położenia w tablicy Mendelejewa.

Pierwiastek	Symbol pierwiastka	Numer okresu	Numer grupy	Symbol bloku
X				
Y				

Zadanie 4. (0-1 p.)

Z konfiguracji elektronowej atomu pierwiastka E wynika, że w tym atomie:

- elektrony rozmieszczone są w trzech powłokach elektronowych,
- liczba elektronów walencyjnych wynosi $n - 2$, gdzie n to maksymalna liczba elektronów, jaka może się zmieścić w podpowłoce p .

Zapisz skróconą, podpowłokową konfigurację elektronową pierwiastka E.

Zadanie 5. (0-1 p.)

O elektronie w pewnym atomie wiadomo, że zajmuje poziom energetyczny o głównej liczbie kwantowej $n = 2$.

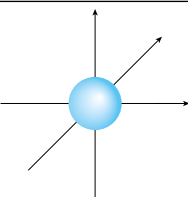
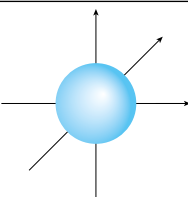
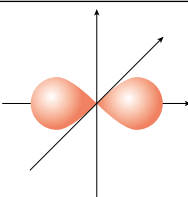
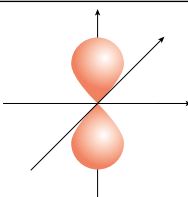
Ustal, jakie wartości pobocznej liczby kwantowej l oraz magnetycznej liczby kwantowej m opisują stan tego elektronu, jeżeli jego magnetyczna liczba kwantowa przyjmuje największą dopuszczalną wartość dla tej powłoki.

Zadanie 6. (0-1 p.)

Ustal, jaką maksymalną liczbę elektronów może pomieścić podpowłoka f , powłoka M oraz dowolny poziom orbitalny.

Zadanie 7. (0-1p.)

W tabeli przedstawiono różne poziomy orbitalne, które oznaczono literami A, B, C i D:

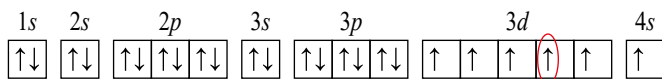
A	B	C	D
			

Oceń, czy podane zdania są prawdziwe, czy fałszywe.

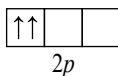
1. Poziomy orbitalne oznaczone literami A i B opisywane są przez jednakowe wartości głównej liczby kwantowej n .
2. Poziomy orbitalne oznaczone literami B i C opisywane są przez różne wartości pobocznej liczby kwantowej l .
3. Poziomy orbitalne oznaczone literami C i D opisywane są przez różne wartości magnetycznej liczby kwantowej m .

Zadanie 8. (0-1p.)

Ustal zestaw czterech liczb kwantowych – głównej n , pobocznej l , magnetycznej m i magnetycznej spinowej m_s – dla elektronu wskazanego w zapisie konfiguracji elektronowej atomu chromu. Załóż, że kolejnym poziomom orbitalnym w zapisie klatkowym odpowiadają wartości magnetycznej liczby kwantowej uporządkowane narastająco:

**Zadanie 9.** (0-1p.)

Wyjaśnij, dlaczego wskazany fragment konfiguracji elektronowej atomu węgla jest błędny.

**Zadanie 10.** (0-2p.)

Energię poziomu energetycznego w atomie wodoru (wyrażoną w elektronowoltach) można obliczyć ze wzoru:

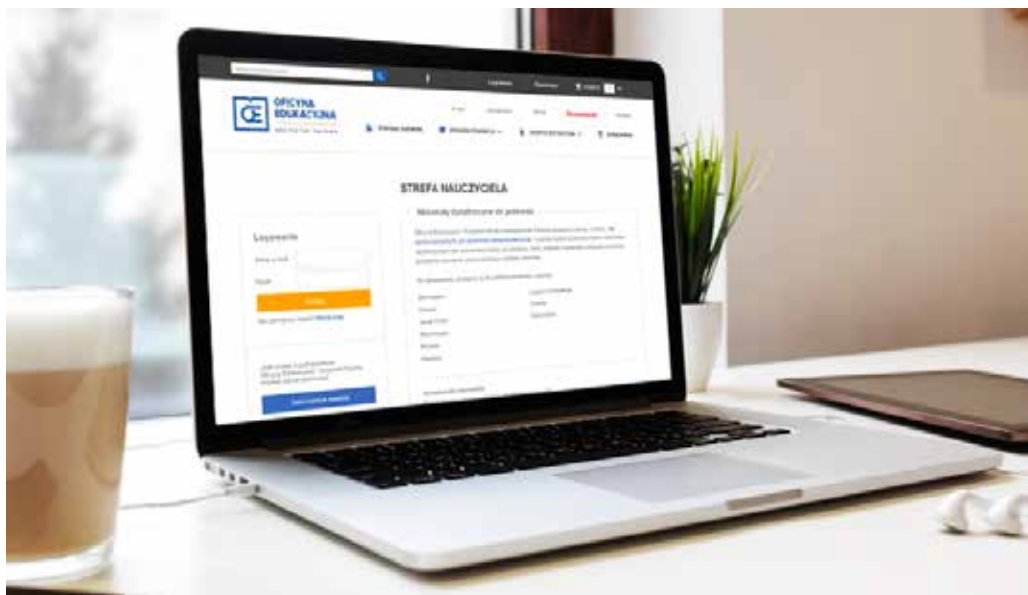
$$E = \frac{-13,60}{n^2} [\text{eV}],$$

gdzie n to numer powłoki, na której znajduje się elektron (wartość głównej liczby kwantowej).

- a) Oblicz, ile energii, wyrażonej w elektronowoltach, wyemituje elektron przechodząc z powłoki trzeciej na drugą oraz z powłoki drugiej na pierwszą.
- b) Oceń, która „odległość energetyczna” między powłokami jest większa: ta pomiędzy powłoką szóstą a piątą, czy ta pomiędzy powłoką piątą i czwartą.

Dydaktyczna obudowa podręcznika

na naszej stronie internetowej



Dla nauczyciela

- Program nauczania.
- Szczegółowy rozkład materiału z odniesieniami do treści szczegółowych w podstawie programowej.
- Plan wynikowy.
- Wymagania szczegółowe na poszczególne oceny.
- Sprawdzian „na wejściu” pomocny w ocenie poziomu wiedzy i umiejętności uczniów rozpoczynających naukę w liceum lub w technikum.
- Sprawdziany po każdym rozdziale, gotowe do pobrania i wydrukowania.
- Klasówki samodzielnie komponowane przez nauczyciela za pomocą generatora klasówek. Zadania, ich ilość, typ i rodzaj pod względem treści i stopnia trudności, będzie można pobierać z dostępnej bazy zadań, dostosowując klasówki do swoich potrzeb i możliwości uczniów.

Dla ucznia

- Filmowe wersje większości doświadczeń opisanych w podręczniku.
- Animacje.

Zbiór zadań z chemii

Zakres rozszerzony



Jest to kolejne, jedenaste wydanie powszechnie znanego od wielu lat i cenionego zbioru zadań z chemii w zakresie rozszerzonym, przeznaczonego do liceów i techników.

Zbiór ten został po raz kolejny uzupełniony o dodatkowe zadania w kilku obecnych rozdziałach (zwłaszcza w zakresie chemii organicznej), oraz poszerzony o zestaw zadań w rozdziałach nowych, które pojawiły się w podstawie programowej, obowiązującej od roku 2019, takich, jak *Chemia wokół nas* i *Elementy ochrony środowiska*.