Pierwsza Ławka · zestaw działowy · liceum i technikum

Dział 3

Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne

Wymagania: ZP I.1-5. Osiem kart: najważniejsze wiadomości z przykładami, ćwiczenia, utrwalenie, chemia w praktyce, kartkówka (A i B) i sprawdzian (A i B) – z kluczem i zasadami oceniania.



Chemia | klasa 1 LO i technikum | Dział 3 | zakres podstawowy (ZP)

	Karta	Rodzaj	Poziom	Zadania
1	**Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – najważniejsze wiadomości** Teoria w pigułce, przykłady krok po kroku, rozgrzewka	Najważniejsze wiadomości	ZP	3 zad. · 5 pkt
2	**Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – ćwiczenia podstawowe** Ćwiczę umiejętności z działu	Ćwiczenia	ZP	7 zad. · 11 pkt
3	**Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – utrwalenie** Utrwalam i łączę wiadomości	Ćwiczenia	ZP	6 zad. · 9 pkt
4	**Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – w praktyce** Doświadczenie i materiał źródłowy	Ćwiczenia	ZP	3 zad. · 9 pkt
5	**Kartkówka: mol, masa molowa i wzór empiryczny – grupa A** 15 minut · 7 pkt	Kartkówka	ZP	4 zad. · 7 pkt
6	**Kartkówka: mol, masa molowa i wzór empiryczny – grupa B** 15 minut · 7 pkt	Kartkówka	ZP	4 zad. · 7 pkt
7	**Sprawdzian: Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – grupa A** 45 minut · 20 pkt	Sprawdzian	ZP	10 zad. · 20 pkt
8	**Sprawdzian: Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – grupa B** 45 minut · 20 pkt	Sprawdzian	ZP	10 zad. · 20 pkt

Jak korzystać z zestawu

- Karta 1 przypomina najważniejsze wiadomości, pokazuje przykłady rozwiązane krok po kroku i to, jak dane wymaganie sprawdza CKE.
- Karta 2 to ćwiczenia podstawowe, karta 3 – utrwalenie (w zakresie rozszerzonym: zadania w formule matury), karta 4 – chemia w praktyce: doświadczenie i materiał źródłowy.
- Karty 5–6 to kartkówka (15 minut), karty 7–8 – sprawdzian (45 minut), w grupach A i B: te same typy zadań i ta sama punktacja, inne dane.
- Klucz na końcu zawiera odpowiedzi, przykładowe rozwiązania i zasady oceniania w stylu CKE oraz numer wymagania podstawy przy każdym zadaniu.
- Osobny plik „Powtórka" zbiera definicje, wzory, typowe błędy, informację, co jest w tablicach CKE, i test „Sprawdź się".

Oznaczenia

ZP	zakres podstawowy
ZR	zakres rozszerzony (treści tylko dla ZR)
(0–2 pkt)	liczba punktów możliwych do zdobycia za zadanie
Zadanie 4.1.	wiązka zadań do wspólnego materiału źródłowego
Jak to sprawdza CKE	typ zadania i typowy błąd ze sprawozdań CKE
Na maturze	wymagania z podstawy programowej, których dotyczy temat

Wymagania z podstawy programowej (Dz.U. 2024 poz. 1019)

- **ZP I.1** stosuje pojęcie mola i stałej Avogadra;
- **ZP I.2** odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych (nieorganicznych i organicznych) o podanych wzorach lub nazwach;
- **ZP I.3** dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym i objętościowym (dla gazów);
- **ZP I.4** ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego (nieorganicznego i organicznego) na podstawie jego składu i masy molowej;
- **ZP I.5** wykonuje obliczenia dotyczące: liczby moli oraz mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych), objętości gazów w warunkach normalnych, po zmieszaniu substratów w stosunku stechiometrycznym.

Materiał oryginalny. Podstawa programowa LO i technikum w brzmieniu z 2024 r. (Dz.U. 2024 poz. 1019). Wymagania: ZP I.1-5. Masy atomowe i stałe według „Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych" CKE. Miejsce w programach: Pazdro (Kaznowski) ZP cz. 1, rozdz. 3 „Stechiometria" – kl. 1; „To jest chemia 1" ZP (Nowa Era) – kl. 1 (nazwy wydawnictw podano informacyjnie – materiał nie jest z nimi powiązany). Do użytku własnego i pracy z własnymi uczniami.

PIERWSZA ŁAWKA

Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – najważniejsze wiadomości

Teoria w pigułce, przykłady krok po krok, rozgrzewka

ZP

KARTA 1/8

Imię i nazwisko: Klasa: Data: Wynik: ... / 5 pkt

Najważniejsze wiadomości · 5 pkt

Przypomnij sobie

- **Mol** to ilość substancji, która zawiera tyle drobin (atomów, cząsteczek, jonów), ile wynosi **stała Avogadra**: $N_A = 6{,}022\,140\,76 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$ (wartość dokładna); w obliczeniach szkolnych przyjmujemy $6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$. Zawsze mów, *czego* jest mol: 1 mol cząsteczek O_2 to 2 mole atomów tlenu.
- **Masa molowa** M – masa 1 mola substancji, w $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Liczbowo równa się sumie mas atomowych (w u) odczytanych z układu okresowego. Przykład: $M(H_2SO_4) = 2 \cdot 1{,}01 + 32{,}06 + 4 \cdot 16{,}00 = 98{,}08\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- **Trzy wzory, które łączą wielkości:** $n = m : M \cdot N = n \cdot N_A \cdot n = V : V_m$ (tylko gazy). W warunkach normalnych (0 °C, 1013,25 hPa) $V_m = 22{,}41\ \text{dm}^3\cdot\text{mol}^{-1}$ dla każdego gazu – niezależnie od jego wzoru.
- **Interpretacja równania reakcji** – współczynniki to stosunek liczby drobin i liczby moli (nie mas!):

	$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
cząsteczki	2 cząsteczki H_2 + 1 cząsteczka O_2 → 2 cząsteczki H_2O
mole	2 mol + 1 mol → 2 mol
masy	4,04 g + 32,00 g → 36,04 g (suma mas się zgadza)
objętości (w.n.)	44,82 dm^3 + 22,41 dm^3 → woda w 0 °C nie jest gazem – jej objętości nie liczymy z V_m

- **Prawo zachowania masy:** w układzie zamkniętym suma mas substratów równa się sumie mas produktów. Gdy produkt jest gazem, a naczynie otwarte – waga pokaże ubytek masy, bo gaz uchodzi do powietrza.
- **Wzór empiryczny** (elementarny) podaje najprostszy stosunek liczby atomów, **wzór rzeczywisty** – ich faktyczną liczbę w cząsteczce. Kroki: % masowy → przyjmij 100 g związku → masy pierwiastków → liczby moli → podziel przez najmniejszą → liczby całkowite. Wzór rzeczywisty = $(\text{wzór empiryczny})_k$, k = M(związku) : M(wzoru empirycznego).
- **Obliczenia z równania** zawsze w trzech krokach: (1) dana wielkość → liczba moli, (2) stosunek molowy z równania, (3) liczba moli → szukana masa, objętość albo liczba drobin. Substraty zmieszane w **stosunku stechiometrycznym** przereagują całkowicie.
- **Jak to sprawdza CKE:** Na maturze z chemii (poziom rozszerzony) w każdym arkuszu majowym 2023–2026 kilka poleceń sprawdza wymagania z działu I – najczęściej jako zadania rachunkowe za 2 pkt. Za zadanie rachunkowe CKE daje 2 pkt za poprawną metodę, obliczenia i wynik z jednostką, a 1 pkt – za poprawną metodę z błędem rachunkowym; wynik bez jednostki jest traktowany jak błędny. W 2026 r. (zad. 9.1) zdający tracili punkty, bo zaokrąglali masy molowe do liczb całkowitych, choć polecenie wymagało dokładności do dwóch miejsc po przecinku, i liczyli masę soli bezwodnej zamiast hydratu (sprawozdanie CKE 2026).

Przykłady z rozwiązaniem

Przykład 1. **Ile moli i ile cząsteczek wody zawiera 9,01 g wody?**

$M(H_2O) = 2 \cdot 1{,}01 + 16{,}00 = 18{,}02\ g \cdot mol^{-1}$

$n = m : M = 9{,}01\ g : 18{,}02\ g \cdot mol^{-1} = 0{,}5\ mol$

$N = n \cdot N_A = 0{,}5\ mol \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}\ mol^{-1} = 3{,}01 \cdot 10^{23}$ cząsteczek.

Jak myśleć: najpierw zawsze liczba moli – to „waluta", w której przelicza się masę, objętość i liczbę drobin.

Przykład 2. **Związek zawiera 40,00% węgla, 6,71% wodoru i 53,29% tlenu (procent masowy), a jego masa molowa wynosi 180 $g \cdot mol^{-1}$. Ustal wzór empiryczny i rzeczywisty.**

W 100 g związku: 40,00 g C, 6,71 g H, 53,29 g O.

$n(C) = 40{,}00 : 12{,}01 = 3{,}331\ mol \cdot n(H) = 6{,}71 : 1{,}01 = 6{,}644\ mol \cdot n(O) = 53{,}29 : 16{,}00 = 3{,}331\ mol$

Dzielimy przez najmniejszą wartość (3,331): C : H : O = 1 : 1,99 : 1 ≈ 1 : 2 : 1 → wzór empiryczny CH_2O, $M = 30{,}03\ g \cdot mol^{-1}$.

$k = 180 : 30{,}03 \approx 6$ → wzór rzeczywisty $C_6H_{12}O_6$.

Jak myśleć: wynik 1,99 to 2 (zaokrąglenia danych), ale 1,5 to sygnał, że trzeba pomnożyć wszystko przez 2.

Przykład 3. **Oblicz objętość tlenku węgla(IV) (w warunkach normalnych), który powstaje podczas całkowitego spalania 8,02 g metanu.**

Równanie: $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

$M(CH_4) = 12{,}01 + 4 \cdot 1{,}01 = 16{,}05\ g \cdot mol^{-1}$; $n(CH_4) = 8{,}02 : 16{,}05 = 0{,}4997\ mol$

Z równania 1 mol CH_4 → 1 mol CO_2, więc $n(CO_2) = 0{,}4997\ mol$

$V = 0{,}4997\ mol \cdot 22{,}41\ dm^3 \cdot mol^{-1} = 11{,}20\ dm^3$.

Przykład 4. **Ile gramów tlenku wapnia powstaje podczas całkowitego rozkładu termicznego 25,0 g węglanu wapnia?**

$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

Można liczyć „na proporcję" mas molowych: 100,09 g $CaCO_3$ → 56,08 g CaO; 25,0 g → x

$x = 25{,}0 \cdot 56{,}08 : 100{,}09 = 14{,}01$ g CaO.

Jak myśleć: proporcja jest poprawna tylko wtedy, gdy uwzględnia współczynniki – tu oba są równe 1.

Zadania

Zadanie 1. (0–3 pkt) ..... / 3

Masy molowe pierwiastków: H – 1,01, O – 16,00, Mg – 24,31, S – 32,06, K – 39,10 (w $g \cdot mol^{-1}$).
Uzupełnij zdania. Wpisz masy molowe w wykropkowanych miejscach.

1. $M(KOH)$ = _____ $g \cdot mol^{-1}$
2. $M(SO_2)$ = _____ $g \cdot mol^{-1}$
3. $M(Mg(OH)_2)$ = _____ $g \cdot mol^{-1}$

Zadanie 2. (0–1 pkt) ..... / 1

Dokończ zdanie. Wybierz odpowiedź spośród podanych.
Jeden mol cząsteczek tlenu O_2 zawiera

A. $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów tlenu.
B. $3{,}01 \cdot 10^{23}$ atomów tlenu.
C. 2 cząsteczki tlenu.
D. $6{,}02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tlenu.

Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – ćwiczenia podstawowe

Ćwiczę umiejętności z działu

ZP

KARTA 2/8

Imię i nazwisko: Klasa: Data: Wynik: ..... / 11 pkt

Ćwiczenia · 11 pkt

Zadanie 1. (0–1 pkt) ..... / 1

Masa molowa kwasu siarkowego(VI) wynosi 98,08 $g \cdot mol^{-1}$.
Uzupełnij zdanie. Wpisz odpowiednią wartość w wykropkowanym miejscu.

Masa 0,25 mola H_2SO_4 wynosi _____ g.

Zadanie 2. (0–2 pkt) ..... / 2

Oblicz, ile atomów wodoru zawiera 0,2 mola cząsteczek amoniaku NH_3. Przyjmij $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$.
Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

Zadanie 3. (0–2 pkt) ..... / 2

Dane jest równanie reakcji $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$. Masy molowe: Al – 26,98, O – 16,00 $g \cdot mol^{-1}$.
Uzupełnij zdania. Wpisz odpowiednie liczby w wykropkowanych miejscach.

1. Stosunek molowy glinu do tlenu do tlenku glinu wynosi _____ : _____ : _____.
2. Stosunek masowy: _____ g glinu reaguje z _____ g tlenu i powstaje _____ g tlenku glinu.

Zadanie 4. (0–1 pkt) ..... / 1

Uzupełnij zdanie. Wpisz odpowiednią wartość w wykropkowanym miejscu.

W warunkach normalnych 0,35 mola azotu zajmuje objętość _____ dm^3.

Zadanie 5. (0–2 pkt) ..... / 2

Tlenek żelaza zawiera 69,94% żelaza (procent masowy). Ustal jego wzór empiryczny. Masy molowe: Fe – 55,85, O – 16,00 $g \cdot mol^{-1}$. Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – utrwalenie

Utrwalam i łączę wiadomości

ZP

KARTA 3/8

Imię i nazwisko: ..... Klasa: ..... Data: ..... Wynik: ..... / 9 pkt

Ćwiczenia · 9 pkt

Zadanie 1. (0–1 pkt) ..... / 1

Dokończ zdanie. Wybierz odpowiedź spośród podanych.

Masa 0,5 mola węglanu sodu Na_2CO_3 (M = 105,99 g·mol^{-1}) wynosi

A. 26,50 g

B. 53,00 g

C. 41,50 g

D. 105,99 g

Zadanie 2. (0–1 pkt) ..... / 1

Dane jest równanie reakcji syntezy amoniaku: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$

Oceń prawdziwość poniższych informacji. Wybierz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1. 1 mol azotu reaguje z 3 molami wodoru.	P	F
2. Z 28,02 g azotu powstaje 34,08 g amoniaku.	P	F
3. Z 22,41 dm^3 azotu i 22,41 dm^3 wodoru (w.n.) powstaje 44,82 dm^3 amoniaku.	P	F

Zadanie 3. (0–2 pkt) ..... / 2

Węglowodór zawiera 85,63% węgla (procent masowy), a jego masa molowa wynosi około 56 g·mol^{-1}. Ustal wzór empiryczny i wzór rzeczywisty tego węglowodoru. Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

Zadanie 4. (0–2 pkt) ..... / 2

Cynk reaguje z kwasem solnym zgodnie z równaniem $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$. Oblicz objętość wodoru (w warunkach normalnych), która wydzieli się w reakcji 13,08 g cynku z kwasem solnym użytym w ilości stechiometrycznej. Masa molowa cynku: 65,38 $g \cdot mol^{-1}$. Wynik podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku. Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

Zadanie 5. (0–1 pkt) ..... / 1

Wzór ortofosforanu(V) wapnia to $Ca_3(PO_4)_2$.

Uzupełnij zdanie. Wpisz odpowiednie liczby w wykropkowanym miejscu.

W 1 molu tego związku jest _____ moli atomów wapnia, _____ mole atomów fosforu i _____ moli atomów tlenu.

Zadanie 6. (0–2 pkt) ..... / 2

Żelazo ogrzewano z siarką użytą w stosunku stechiometrycznym. Zaszła reakcja $Fe + S \rightarrow FeS$. Oblicz masę siarki potrzebną do reakcji z 5,60 g żelaza oraz masę powstałego siarczku żelaza(II). Masy molowe: Fe – 55,85, S – 32,06 $g \cdot mol^{-1}$. Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – w praktyce

Doświadczenie i materiał źródłowy

ZP KARTA 4/8

Imię i nazwisko: Klasa: Data: Wynik: ..... / 9 pkt

Ćwiczenia · 9 pkt

Zadanie 1. (0–3 pkt) ..... / 3

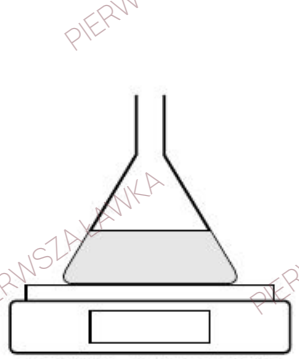
Uczniowie zbadali, czy masa substancji zmienia się w czasie reakcji. W zestawie I wsypali węglan sodu do kolby z kwasem solnym i od razu postawili kolbę na wadze. W zestawie II tę samą porcję węglanu sodu umieścili w baloniku, nałożyli balonik na wylot kolby z kwasem solnym, zważyli cały zestaw, a następnie unieśli balonik, aby proszek wsypał się do kwasu. Zaszła reakcja: $Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2$

a) Napisz, co zaobserwowano w kolbie i (w zestawie II) z balonikiem.

b) Rozstrzygnij, w którym zestawie wskazanie wagi zmalało w czasie reakcji. Wyjaśnij przyczynę.

c) Oceń, który zestaw pozwala sprawdzić prawo zachowania masy, i uzasadnij odpowiedź.

Miejsce na odpowiedź



zestaw I – kolba otwarta



zestaw II – węglan w baloniku

Zadanie 2. (0–4 pkt)

Przeczytaj tekst i wykonaj zadania.

Poduszka powietrzna

W wielu starszych modelach samochodów poduszki powietrzne napełniał gaz powstający w szybkim rozkładzie azydku sodu NaN_3. Czujnik zderzenia uruchamia zapłon i w ciągu kilkudziesięciu milisekund związek rozkłada się na sód i azot. Azot wypełnia poduszkę.

Powstający sód jest bardzo reaktywny, dlatego w ładunku znajdowały się także inne substancje, które go wiązały. Sam azydek sodu jest toksyczny, więc producenci zastąpili go w nowszych konstrukcjach innymi mieszaninami gazotwórczymi.

Tekst własny na podstawie ogólnie dostępnych informacji o azydku sodu.

Zadanie 2.1. (0–1 pkt) ..... / 1

Napisz równanie reakcji rozkładu azydku sodu na sód i azot.

Miejsce na odpowiedź

Zadanie 2.2. (0–2 pkt) ..... / 2

Oblicz masę azydku sodu, która w rozkładzie da 60 dm^3 azotu w przeliczeniu na warunki normalne. Masa molowa NaN_3: 65,02 $g \cdot mol^{-1}$. Wynik podaj w gramach, w zaokrągleniu do liczby całkowitej. Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

Zadanie 2.3. (0–1 pkt) ..... / 1

Dokończ zdanie. Wybierz odpowiedź spośród podanych.
Na podstawie równania reakcji można stwierdzić, że z 2 moli azydku sodu powstaje

A. 1 mol azotu, czyli 22,41 dm^3 azotu w warunkach normalnych.

B. 3 mole azotu, czyli 44,82 dm^3 azotu w warunkach normalnych.

C. 3 mole azotu, czyli 67,23 dm^3 azotu w warunkach normalnych.

D. 2 mole azotu, czyli 67,23 dm^3 azotu w warunkach normalnych.

PIERWSZA ŁAWKA

Sprawdzian: Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – grupa A

45 minut · 20 pkt

ZP

KARTA 7/8

Imię i nazwisko: ..... Klasa: ..... Data: ..... Wynik: ..... / 20 pkt

Sprawdzian · 20 pkt

Zadanie 1. (0–1 pkt) ..... / 1

Dokończ zdanie. Wybierz odpowiedź spośród podanych.
Liczba wszystkich atomów w 1 molu cząsteczek amoniaku NH_3 jest równa

A. $6{,}02 \cdot 10^{23}$

B. 4

C. $1{,}81 \cdot 10^{24}$

D. $2{,}41 \cdot 10^{24}$

Zadanie 2. (0–1 pkt) ..... / 1

Dokończ zdanie. Wybierz odpowiedź spośród podanych.
Objętość 0,25 mola tlenu w warunkach normalnych jest równa

A. 22,41 dm^3

B. 89,64 dm^3

C. 5,60 dm^3

D. 11,21 dm^3

Zadanie 3. (0–1 pkt) ..... / 1

Dane jest równanie reakcji: $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$

Oceń prawdziwość poniższych informacji. Wybierz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1. 2 mole tlenku siarki(IV) reagują z 1 molem tlenu.	P	F
2. 44,82 dm^3 tlenku siarki(IV) reaguje z 22,41 dm^3 tlenu (w warunkach normalnych).	P	F
3. 128,12 g tlenku siarki(IV) reaguje z 16,00 g tlenu.	P	F

Zadanie 4. (0–3 pkt) ..... / 3

Masy molowe pierwiastków (w $g \cdot mol^{-1}$): H – 1,01, N – 14,01, O – 16,00, Mg – 24,31, Al – 26,98, P – 30,97, S – 32,06, Ca – 40,08, Fe – 55,85.
Uzupełnij zdania. Wpisz masy molowe w wykropkowanych miejscach.

1. $M(Al_2(SO_4)_3)$ = _____ $g \cdot mol^{-1}$
2. $M(HNO_3)$ = _____ $g \cdot mol^{-1}$
3. $M(Ca_3(PO_4)_2)$ = _____ $g \cdot mol^{-1}$

Podgląd z Pierwszej Ławki

CO JESZCZE JEST W ŚRODKU

Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – kartkówka, sprawdzian i karty pracy z powtórką, chemia, klasa 1 LO i technikum (zakres podstawowy)

Podgląd pokazał 10 z 32 stron. Pełna wersja: 32 stron A4, PDF do druku i DOCX do edycji.

- Karta 1: Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – najważniejsze wiadomości – 3 zadania, 5 pkt
- Karta 2: Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – ćwiczenia podstawowe – 7 zadań, 11 pkt
- Karta 3: Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – utrwalenie – 6 zadań, 9 pkt
- Karta 4: Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – w praktyce – 3 zadania, 9 pkt
- Karta 5: Kartkówka: mol, masa molowa i wzór empiryczny – grupa A – 4 zadania, 7 pkt
- Karta 6: Kartkówka: mol, masa molowa i wzór empiryczny – grupa B – 4 zadania, 7 pkt
- Karta 7: Sprawdzian: Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – grupa A – 10 zadań, 20 pkt
- Karta 8: Sprawdzian: Mol i stechiometria – obliczenia chemiczne – grupa B – 10 zadań, 20 pkt

Karta 1 przypomina teorię i pokazuje przykłady rozwiązane krok po kroku, dalej ćwiczeni

Kup pełną wersję – plik od razu na e-mail
pierwszalawka.pl/material/chemia-liceum-klasa-1-dzial-03-mol-i-stechiometria-obliczenia-chemiczne