Pierwsza Ławka · zestaw działowy · liceum i technikum

Dział 11

Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa



Wymagania: ZR IV.1, IV.3, IV.9. Osiem kart: najważniejsze wiadomości z przykładami, ćwiczenia, zadania typu maturalnego, chemia w praktyce, kartkówka (A i B) i sprawdzian (A i B) – z kluczem i zasadami oceniania.

Chemia | klasa 2 LO i technikum | Dział 11 | zakres rozszerzony (ZR)

	Karta	Rodzaj	Poziom	Zadania
1	**Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa – najważniejsze wiadomości** Teoria w pigułce, przykłady krok po kroku, rozgrzewka	Najważniejsze wiadomości	ZR	3 zad. · 4 pkt
2	**Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa – ćwiczenia podstawowe** Ćwiczę umiejętności z działu	Ćwiczenia	ZR	7 zad. · 14 pkt
3	**Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa – zadania typu maturalnego** Polecenia i punktacja jak na maturze z chemii	Zadania typu maturalnego	ZR	6 zad. · 11 pkt
4	**Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa – w praktyce** Doświadczenie i materiał źródłowy	Ćwiczenia	ZR	3 zad. · 10 pkt
5	**Kartkówka: szybkość reakcji i entalpia – grupa A** 15 minut · 7 pkt	Kartkówka	ZR	4 zad. · 7 pkt
6	**Kartkówka: szybkość reakcji i entalpia – grupa B** 15 minut · 7 pkt	Kartkówka	ZR	4 zad. · 7 pkt
7	**Sprawdzian: Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa – grupa A** 45 minut · 20 pkt	Sprawdzian	ZR	10 zad. · 20 pkt
8	**Sprawdzian: Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa – grupa B** 45 minut · 20 pkt	Sprawdzian	ZR	10 zad. · 20 pkt

PIERWSZA ŁAWKA

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)

- **ZR IV.1** definiuje i oblicza szybkość reakcji (jako zmianę stężenia reagenta w czasie);
- **ZR IV.3** na podstawie równania kinetycznego określa rząd reakcji względem każdego substratu; na podstawie danych doświadczalnych ilustrujących związek między stężeniem substratu a szybkością reakcji określa rząd reakcji i pisze równanie kinetyczne;
- **ZR IV.9** stosuje pojęcie standardowej entalpii przemiany; interpretuje zapis $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$; określa efekt energetyczny reakcji chemicznej na podstawie wartości entalpii.

Materiał oryginalny. Podstawa programowa LO i technikum w brzmieniu z 2024 r. (Dz.U. 2024 poz. 1019). Wymagania: ZR IV.1, IV.3, IV.9. Masy atomowe i stałe według „Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych" CKE. Miejsce w programach: Pazdro ZR 2024, „Chemia ogólna i nieorganiczna" – kl. 2; „To jest chemia 1" ZR (Nowa Era) – rozdz. o kinetyce, równowadze i roztworach (nazwy wydawnictw podano informacyjnie – materiał nie jest z nimi powiązany). Do użytku własnego i pracy z własnymi uczniami.

PIERWSZA ŁAWKA

Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa – najważniejsze wiadomości

Teoria w pigułce, przykłady krok po kroku, rozgrzewka

ZR KARTA 1/8

Imię i nazwisko: Klasa: Data: Wynik: ..... / 4 pkt

Najważniejsze wiadomości · 4 pkt

Przypomnij sobie

- **Szybkość średnia reakcji** to zmiana stężenia reagenta w przedziale czasu: $v = |\Delta c| : \Delta t$ (substrat – stężenie maleje, produkt – rośnie). Jednostka: $mol \cdot dm^{-3} \cdot s^{-1}$ (albo $mol \cdot dm^{-3} \cdot min^{-1}$). Dla reakcji $aA + bB \rightarrow dD$ szybkości liczone dla różnych reagentów są w stosunku współczynników: $v(A) : v(B) : v(D) = a : b : d$. Dlatego zawsze zaznacz, względem którego reagenta liczysz szybkość.
- **Równanie kinetyczne**: $v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$; k – stała szybkości (zależy od temperatury i katalizatora, nie od stężeń), m i n – rzędy reakcji względem A i B, $m + n$ – rząd ogólny. Wykładników nie odczytuje się ze współczynników równania reakcji – ustala się je doświadczalnie (np. dla $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ rzeczywiście $v = k[NO]^2[O_2]$, ale dla $H_2 + 2ICl \rightarrow I_2 + 2HCl$ – $v = k[H_2][ICl]$).
- **Rząd z danych doświadczalnych**: porównaj dwa pomiary, w których zmienia się stężenie tylko jednego substratu. Stężenie rośnie 2 razy, a szybkość –

szybkość rośnie	1 raz (bez zmian)	2 razy	4 razy	8 razy
rząd względem tego substratu	0	1	2	3

- **Jednostka stałej szybkości** zależy od rzędu ogólnego:

rząd ogólny	1	2	3
jednostka k	s^{-1}	$dm^3 \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$	$dm^6 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}$

Wynik bez jednostki albo z błędną jednostką CKE ocenia jako niepełny.

- **Szybkość po przereagowaniu części substratu**: najpierw z równania reakcji oblicz, o ile zmalało stężenie każdego substratu (stosunek współczynników), potem wstaw **aktualne** stężenia do równania kinetycznego – nie stężenia początkowe.
- **Standardowa entalpia reakcji** $\Delta H°$ – efekt cieplny reakcji przebiegającej w warunkach standardowych (ciśnienie 1000 hPa, zwykle 25 °C), odniesiony do równania reakcji z jego współczynnikami. $\Delta H° < 0$ – reakcja egzotermiczna (układ oddaje ciepło), $\Delta H° > 0$ – endotermiczna. Reakcja odwrotna ma $\Delta H°$ z przeciwnym znakiem; dla dwukrotnie większych ilości – dwa razy większe $\Delta H°$.
- **Tablice CKE** podają standardowe molowe entalpie tworzenia $\Delta_f H°$ (1 mol związku z pierwiastków; dla pierwiastków $\Delta_f H° = 0$) i entalpie spalania $\Delta_c H°$. $\Delta H° = \Sigma\, n \cdot \Delta_f H°(\text{produkty}) - \Sigma\, n \cdot \Delta_f H°(\text{substraty})$; energia wymieniona z otoczeniem: $Q = n \cdot |\Delta_c H°|$ (dla spalania n moli). Przykład: $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ $\Delta H° = -985{,}2 - (-634{,}9 - 285{,}8) = -64{,}5$ kJ.
- **Jak to sprawdza CKE:** Szybkość z równania kinetycznego po przereagowaniu części substratu sprawdzało zad. 6 (0–2) z matury 2023 (wymagania IV.1 i IV.2): 2 pkt za metodę, obliczenia i wynik z poprawną jednostką, 1 pkt m.in. za wynik bez jednostki albo z niepoprawną jednostką. W 2025 r. zad. 10.2 (0–4, wymagania IV.2 i IV.3) wymagało ustalenia z wykresów wykładników w równaniu kinetycznym, obliczenia stałej k i szybkości – wykonało je 27% zdających; błędna jednostka k albo wyniku obniżała ocenę. Standardową entalpię (IV.9) sprawdzało w 2025 r. zad. 15 (0–2): energia wydzielona przy spaleniu 1 dm^3 LPG obliczona z entalpii spalania propanu i butanu (poziom

wykonania 15%; 1 pkt tracono za jednostkę inną niż kJ, a najczęściej – według sprawozdania CKE – za wynik ze znakiem minus, choć energia wydzielona jest wartością dodatnią), oraz zad. 16 (0–1) – porównanie efektów energetycznych. Na maturach 2023–2026 sprawdzano obliczenia z entalpii spalania i interpretację znaku ΔH; obliczenia z entalpii tworzenia ćwiczymy, bo wartości są w tablicach CKE.

Przykłady z rozwiązaniem

Przykład 1. **W reakcji $2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$ stężenie N_2O_5 zmalało w ciągu 120 s z 0,160 do 0,112 mol·dm^{-3}. Oblicz średnią szybkość ubywania N_2O_5 oraz szybkość powstawania NO_2 i O_2.**

$v(N_2O_5) = (0{,}160 - 0{,}112) : 120 = 4{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol·dm^{-3}·s^{-1}

$v(NO_2) = 4/2 \cdot v(N_2O_5) = 8{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol·dm^{-3}·s^{-1}; $v(O_2) = 1/2 \cdot v(N_2O_5) = 2{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol·dm^{-3}·s^{-1}

Jak myśleć: na każde 2 mole N_2O_5 powstają 4 mole NO_2 – stężenie NO_2 rośnie dwa razy szybciej, niż maleje stężenie N_2O_5.

Przykład 2. **Dla reakcji A + B → produkty zmierzono szybkość początkową:**

nr pomiaru	[A], mol·dm^{-3}	[B], mol·dm^{-3}	v, mol·dm^{-3}·s^{-1}
1	0,10	0,10	$2{,}0 \cdot 10^{-5}$
2	0,20	0,10	$8{,}0 \cdot 10^{-5}$
3	0,10	0,30	$6{,}0 \cdot 10^{-5}$

Ustal rzędy reakcji, napisz równanie kinetyczne i oblicz stałą szybkości.

Pomiary 1 i 2: [A] × 2 → v × 4, więc rząd względem A = 2. Pomiary 1 i 3: [B] × 3 → v × 3, więc rząd względem B = 1.

$v = k[A]^2[B]$; $k = 2{,}0 \cdot 10^{-5} : (0{,}10^2 \cdot 0{,}10) = 0{,}02$ dm^6·mol^{-2}·s^{-1}

Jak myśleć: rząd ogólny 3 – stąd jednostka k: dm^6·mol^{-2}·s^{-1}.

Przykład 3. **Reakcja 2X + Y → Z przebiega zgodnie z równaniem kinetycznym $v = k[X][Y]$, k = 0,25 dm^3·mol^{-1}·s^{-1}. Stężenia początkowe: [X] = 0,50, [Y] = 0,40 mol·dm^{-3}. Oblicz szybkość reakcji w chwili, gdy przereagowało 25% substancji Y.**

Przereagowało Y: 0,25 · 0,40 = 0,10 mol·dm^{-3}, więc X: 2 · 0,10 = 0,20 mol·dm^{-3}.

[X] = 0,30, [Y] = 0,30 mol·dm^{-3}

$v = 0{,}25 \cdot 0{,}30 \cdot 0{,}30 = 2{,}25 \cdot 10^{-2}$ mol·dm^{-3}·s^{-1}

Jak myśleć: X ubywa dwa razy więcej niż Y – tak mówi równanie reakcji, nie równanie kinetyczne.

Przykład 4. **Oblicz $\Delta H°$ reakcji termitowej $Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow Al_2O_3 + 2Fe$ na podstawie entalpii tworzenia: Fe_2O_3 −824,2, Al_2O_3 −1675,7 kJ·mol^{-1}. Określ efekt energetyczny.**

$\Delta H° = -1675{,}7 - (-824{,}2) = -851{,}5$ kJ (pierwiastki: $\Delta_f H° = 0$). $\Delta H° < 0$ – reakcja egzotermiczna.

Jak myśleć: produkty „minus” substraty, każdy wyraz pomnożony przez współczynnik z równania.

Zadania

Zadanie 1. (0–2 pkt) ..... / 2

Uzupełnij zdania. Wpisz odpowiednie wartości w wykropkowanych miejscach.

1. Szybkość reakcji, w której stężenie substratu zmalało o 0,30 mol·dm^{-3} w ciągu 60 s, wynosi _____ mol·dm^{-3}·s^{-1}.
2. Jeśli $v = k[A][B]^2$, to rząd ogólny reakcji wynosi _____.

Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa – ćwiczenia podstawowe

Ćwiczę umiejętności z działu

ZR

KARTA 2/8

Imię i nazwisko: Klasa: Data: Wynik: ..... / 14 pkt

Ćwiczenia · 14 pkt

Zadanie 1. (0–3 pkt) ..... / 3

Uzupełnij zdania. Wpisz jednostki w wykropkowanych miejscach.

1. Jednostka stałej szybkości reakcji pierwszego rzędu to _____.
2. Jednostka stałej szybkości reakcji drugiego rzędu to _____.
3. Jednostka stałej szybkości reakcji trzeciego rzędu to _____.

Zadanie 2. (0–2 pkt) ..... / 2

W reakcji $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ stężenie wodoru zmalało w ciągu 40 s z 1,20 do 0,96 mol·dm^{-3}. Oblicz średnią szybkość powstawania amoniaku w tym przedziale czasu. Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

Zadanie 3. (0–2 pkt) ..... / 2

Rozkład tlenku azotu(V) przebiega zgodnie z równaniem kinetycznym $v = k[N_2O_5]$, a reakcja $2NO + Br_2 \rightarrow 2NOBr$ – zgodnie z równaniem $v = k[NO]^2[Br_2]$. Podaj rząd każdej reakcji względem każdego substratu i rząd ogólny. Wyjaśnij, dlaczego rzędu nie można odczytać ze współczynników równania reakcji.

Miejsce na odpowiedź

Zadanie 4. (0–2 pkt) ..... / 2

Reakcja przebiega zgodnie z równaniem kinetycznym $v = k[A]^2[B]$.
Uzupełnij zdania. Wpisz odpowiednie wartości w wykropkowanych miejscach.

1. Gdy stężenie A wzrośnie 3 razy (stężenie B bez zmian), szybkość wzrośnie _____ razy.
2. Gdy stężenie A zmaleje 2 razy, a stężenie B wzrośnie 4 razy, szybkość _____.

Podgląd – Pierwsza Ławka

Zadanie 5. (0–1 pkt) ..... / 1

Dokończ zdanie. Wybierz odpowiedź spośród podanych.
Dla reakcji $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ $\Delta H° = -891$ kJ. Oznacza to, że

A. spalenie 1 mola metanu pochłania z otoczenia 891 kJ.

B. spalenie 1 mola metanu wydziela do otoczenia 891 kJ.

C. spalenie 2 moli metanu wydziela 445,5 kJ.

D. entalpia produktów jest większa niż entalpia substratów.

Zadanie 6. (0–2 pkt) ..... / 2

Oblicz $\Delta H°$ reakcji $2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$. Entalpie tworzenia (tablice CKE): CO −110,5, CO_2 −393,5 $kJ \cdot mol^{-1}$. Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

Zadanie 7. (0–2 pkt) ..... / 2

Oblicz energię wydzieloną podczas całkowitego spalenia 8,02 g metanu ($\Delta_c H° = -891$ $kJ \cdot mol^{-1}$, $M = 16{,}05$ $g \cdot mol^{-1}$). Wynik podaj z dokładnością do 1 kJ. Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa – zadania typu maturalnego

Polecenia i punktacja jak na maturze z chemii

ZR

KARTA 3/8

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

Zadania typu maturalnego · 11 pkt

Zadanie 1. (0–3 pkt) ..... / 3

Dla reakcji $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ w pewnej temperaturze zmierzono szybkość początkową:

nr pomiaru	[NO], mol·dm^{-3}	[O_2], mol·dm^{-3}	v, mol·dm^{-3}·s^{-1}
1	0,020	0,050	$1{,}4 \cdot 10^{-3}$
2	0,040	0,050	$5{,}6 \cdot 10^{-3}$
3	0,040	0,100	$1{,}12 \cdot 10^{-2}$

Ustal rzędy reakcji względem obu substratów, napisz równanie kinetyczne i oblicz wartość stałej szybkości (z jednostką).

Miejsce na rozwiązanie

Zadanie 2. (0–2 pkt) ..... / 2

Reakcja A + 2B → C przebiega zgodnie z równaniem kinetycznym $v = k[A][B]^2$, $k = 0{,}50$ dm^6·mol^{-2}·s^{-1}. Stężenia początkowe: [A] = 0,40, [B] = 0,60 mol·dm^{-3}. Oblicz szybkość reakcji w chwili, gdy przereagowała połowa substancji B. Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

Zadanie 3. (0–1 pkt) ..... / 1

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

1. Stała szybkości reakcji nie zależy od stężeń substratów.	P	F
2. Dla reakcji rzędu zerowego względem substratu A zwiększenie stężenia A zwiększa szybkość reakcji.	P	F
3. Jednostka szybkości reakcji nie zależy od rzędu reakcji.	P	F

Zadanie 4. (0–1 pkt) ..... / 1

Dokończ zdanie. Wybierz odpowiedź spośród podanych.

Na podstawie entalpii spalania (tablice CKE: metan −891, propan −2219 $kJ \cdot mol^{-1}$; M: 16,05 i 44,11 $g \cdot mol^{-1}$) można stwierdzić, że

A. spalenie 1 g metanu wydziela więcej energii niż spalenie 1 g propanu.

B. spalenie 1 g propanu wydziela więcej energii niż spalenie 1 g metanu.

C. spalenie 1 mola metanu wydziela więcej energii niż spalenie 1 mola propanu.

D. oba paliwa wydzielają tyle samo energii w przeliczeniu na 1 g.

Zadanie 5. (0–2 pkt) ..... / 2

Oblicz energię, która wydzieli się podczas gaszenia 1,00 kg wapna palonego: $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$.

Entalpie tworzenia: CaO −634,9, $H_2O(c)$ −285,8, $Ca(OH)_2$ −985,2 $kJ \cdot mol^{-1}$; $M(CaO) = 56,08\ g \cdot mol^{-1}$.

Wynik podaj z dokładnością do 1 kJ. Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

Zadanie 6. (0–2 pkt) ..... / 2

Dla reakcji $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$ $\Delta H^\circ = -1203,2$ kJ.

Uzupełnij zdania. Wpisz odpowiednie wartości w wykropkowanych miejscach.

1. Dla reakcji $2MgO \rightarrow 2Mg + O_2$ ΔH° = _____ kJ.

2. Przy powstaniu 1 mola tlenku magnezu z pierwiastków do otoczenia przechodzi _____ kJ.

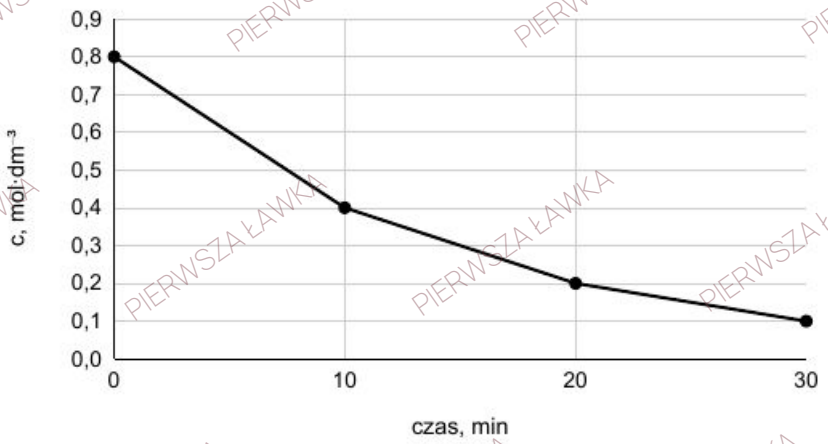
Zadanie 2. (0–4 pkt)

Przeczytaj tekst, przeanalizuj wykres i wykonaj zadania.

Jak szybko znika nadtlenek wodoru

Nadtlenek wodoru rozkłada się na wodę i tlen. Bez katalizatora w temperaturze pokojowej reakcja jest bardzo powolna, dlatego roztwory apteczne przechowuje się miesiącami. Dodatek jonów jodkowych, tlenku manganu(IV) albo enzymu katalazy przyspiesza rozkład tak bardzo, że pianę widać po kilku sekundach. W jednym z pomiarów stężenie H_2O_2 w roztworze z katalizatorem w stałej temperaturze mierzono co 10 minut. Wyniki przedstawiono na wykresie. W każdym kolejnym dziesięciominutowym przedziale ubywała połowa nadtlenku obecnego na jego początku – tak zachowują się reakcje pierwszego rzędu.

Tekst i dane własne; zachowanie reakcji pierwszego rzędu – źródła w raporcie autora.



Zadanie 2.1. (0–2 pkt)

..... / 2

Oblicz średnią szybkość rozkładu H_2O_2 w przedziałach 0–10 min i 10–20 min (w $mol \cdot dm^{-3} \cdot min^{-1}$). Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

Zadanie 2.2. (0–1 pkt)

..... / 1

Wykaż, że dane są zgodne z równaniem kinetycznym $v = k[H_2O_2]$. Wskazówka: porównaj szybkość średnią w dwóch przedziałach ze średnim stężeniem w tych przedziałach.

Miejsce na odpowiedź

PIERWSZA ŁAWKA

Sprawdzian: Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa – grupa A

45 minut · 20 pkt

ZR

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.
Jednostką stałej szybkości reakcji pierwszego rzędu jest

A. s^{-1}

B. $mol \cdot dm^{-3}$

C. $mol \cdot dm^{-3} \cdot s^{-1}$

D. $dm^3 \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$

Zadanie 2. (0–1 pkt) ..... / 1

$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$, $\Delta H^\circ = -64{,}5$ kJ.

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

1. Reakcja jest egzotermiczna.	P	F
2. Entalpia produktu jest niższa od sumy entalpii substratów.	P	F
3. Przy gaszeniu 2 moli tlenku wapnia układ pochłania 129 kJ.	P	F

Zadanie 3. (0–2 pkt) ..... / 2

W reakcji $4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$ stężenie tlenu zmalało w ciągu 25 s z 0,500 do 0,425 $mol \cdot dm^{-3}$.
Oblicz średnią szybkość powstawania tlenku azotu(II). Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

CO JESZCZE JEST W ŚRODKU

Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa – kartkówka, sprawdzian i karty pracy z powtórką, chemia, klasa 2 LO i technikum...

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

- Karta 1: Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa – najważniejsze wiadomości – 3 zadania, 4 pkt
- Karta 2: Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa – ćwiczenia podstawowe – 7 zadań, 14 pkt
- Karta 3: Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa – zadania typu maturalnego – 6 zadań, 11 pkt
- Karta 4: Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa – w praktyce – 3 zadania, 10 pkt
- Karta 5: Kartkówka: szybkość reakcji i entalpia – grupa A – 4 zadania, 7 pkt
- Karta 6: Kartkówka: szybkość reakcji i entalpia – grupa B – 4 zadania, 7 pkt
- Karta 7: Sprawdzian: Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa – grupa A – 10 zadań, 20 pkt
- Karta 8: Sprawdzian: Szybkość reakcji, równanie kinetyczne i entalpia standardowa – grupa B – 10 zadań, 20 pkt Karta 1 przypomina teorię i pokazuje przykłady rozwiązane krok po kro

Kup pełną wersję – plik od razu na e-mail
pierwszalawka.pl/material/chemia-liceum-klasa-2-zakres-rozszerzony-dzial-11-szybkosc-reakcji-rownanie-kinetycz