Pierwsza Ławka · zestaw działowy · liceum i technikum

Dział 12

Równowaga chemiczna i reguła przekory

Wymagania: ZR IV.6-8, XVII.3. 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 12 | zakres rozszerzony (ZR)

	Karta	Rodzaj	Poziom	Zadania
1	**Równowaga chemiczna i reguła przekory – najważniejsze wiadomości** Teoria w pigułce, przykłady krok po kroku, rozgrzewka	Najważniejsze wiadomości	ZR	3 zad. · 3 pkt
2	**Równowaga chemiczna i reguła przekory – ćwiczenia podstawowe** Ćwiczę umiejętności z działu	Ćwiczenia	ZR	6 zad. · 12 pkt
3	**Równowaga chemiczna i reguła przekory – zadania typu maturalnego** Polecenia i punktacja jak na maturze z chemii	Zadania typu maturalnego	ZR	6 zad. · 10 pkt
4	**Równowaga chemiczna i reguła przekory – w praktyce** Doświadczenie i materiał źródłowy	Ćwiczenia	ZR	4 zad. · 11 pkt
5	**Kartkówka: równowaga chemiczna – grupa A** 15 minut · 6 pkt	Kartkówka	ZR	5 zad. · 6 pkt
6	**Kartkówka: równowaga chemiczna – grupa B** 15 minut · 6 pkt	Kartkówka	ZR	5 zad. · 6 pkt
7	**Sprawdzian: Równowaga chemiczna i reguła przekory – grupa A** 45 minut · 20 pkt	Sprawdzian	ZR	10 zad. · 20 pkt
8	**Sprawdzian: Równowaga chemiczna i reguła przekory – 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.6** wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej i stała równowagi; pisze wyrażenie na stałą równowagi danej reakcji;
- **ZR IV.7** oblicza wartość stałej równowagi reakcji odwracalnej; oblicza stężenia równowagowe albo stężenia początkowe reagentów;
- **ZR IV.8** wymienia czynniki, które wpływają na stan równowagi reakcji; wyjaśnia, dlaczego obecność katalizatora nie wpływa na wydajność przemiany; stosuje regułę Le Chateliera- Brauna (regułę przekory) do jakościowego określenia wpływu zmian temperatury, stężenia reagentów i ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej;
- **ZR XVII.3** wskazuje wpływ różnych czynników na położenie stanu równowagi reakcji estryfikacji lub hydrolizy estru;

Materiał oryginalny. Podstawa programowa LO i technikum w brzmieniu z 2024 r. (Dz.U. 2024 poz. 1019). Wymagania: ZR IV.6-8, XVII.3. 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

Równowaga chemiczna i reguła przekory – najważniejsze wiadomości

Teoria w pigułce, przykłady krok po kroku, rozgrzewka

ZR KARTA 1/8

Imię i nazwisko: ..... Klasa: ..... Data: ..... Wynik: ..... / 3 pkt

Najważniejsze wiadomości · 3 pkt

Przypomnij sobie

- **Stan równowagi dynamicznej**: w układzie zamkniętym reakcja odwracalna przebiega w obu kierunkach z jednakową szybkością, dlatego stężenia reagentów się nie zmieniają, choć cząsteczki wciąż reagują. Do równowagi można dojść zarówno od substratów, jak i od produktów.
- **Stała równowagi** dla $aA + bB \rightleftarrows cC + dD$: $K = [C]^c[D]^d / ([A]^a[B]^b)$ – stężenia równowagowe, wykładniki = współczynniki. Substancji stałych i rozpuszczalnika (wody w roztworze rozcieńczonym) nie wpisuje się: dla $CaCO_3(s) \rightleftarrows CaO(s) + CO_2(g)$ $K = [CO_2]$. K zależy tylko od temperatury.
- **Duże K** (np. 10^3) – w równowadze przeważają produkty; **małe K** (np. 10^{-3}) – substraty. Dla reakcji odwrotnej stała wynosi $1/K$.
- **Tabela „początek – zmiana – równowaga”**: zmiany stężeń są w stosunku współczynników (np. ubywa x N_2, $3x$ H_2, przybywa $2x$ NH_3). Gdy dane są liczby moli, podziel je przez objętość reaktora. Z jednej wartości równowagowej obliczysz x, a z niego – K albo stężenia początkowe.
- **Reguła przekory (Le Chateliera–Brauna)**: układ w równowadze poddany zmianie warunków przesuwa równowagę tak, by tę zmianę zmniejszyć.

zmiana	przesunięcie równowagi
dodanie substratu / usunięcie produktu	w prawo (w stronę produktów)
wzrost ciśnienia (zmniejszenie objętości)	w stronę mniejszej liczby moli gazów; gdy jest ich tyle samo po obu stronach – bez zmian
wzrost temperatury	w stronę reakcji endotermicznej (dla $\Delta H < 0$ – w lewo); zmienia się K
katalizator	brak przesunięcia – przyspiesza obie reakcje jednakowo, skraca czas dojścia do równowagi

- **Katalizator nie zmienia wydajności**: obniża energię aktywacji reakcji w prawo i w lewo o tę samą wartość, więc nie zmienia K ani składu mieszaniny równowagowej.
- **Estryfikacja** $CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftarrows CH_3COOC_2H_5 + H_2O$ (katalizator – stężony H_2SO_4) jest odwracalna, $K \approx 4$: z 1 mola kwasu i 1 mola alkoholu powstaje ok. 2/3 mola estru. Wydajność estru rośnie po dodaniu nadmiaru alkoholu (albo kwasu) i po usuwaniu wody lub estru z mieszaniny (np. odparowanie estru, środek wiążący wodę). Odwrotnie: nadmiar wody sprzyja hydrolizie estru.
- **Jak to sprawdza CKE:** Na maturze 2023 zad. 21 (0–1, IV.8) wymagało wyjaśnienia wpływu ciśnienia na wydajność z odwołaniem do stechiometrii (liczby moli gazów) – bez tego odpowiedź nie była uznawana; zad. 22 (0–1) – rozstrzygnięcia na podstawie wpływu temperatury, że reakcja jest egzotermiczna; zad. 28 (0–2, IV.7) – obliczenia stałej równowagi. W 2024 r. zad. 13.1–13.2 (IV.6–IV.8) dotyczyło równowagi z K i obliczenia początkowych liczb moli substratów, a zad. 23 (0–1) – porównanie przebiegu estryfikacji chlorkiem kwasowym i kwasem karboksylowym pod względem odwracalności. W 2025 r. zad. 13 (0–2) – obliczenie stałej równowagi syntezy amoniaku z danych o spadku ciśnienia – wykonało 12% zdających; najczęstsze błędy (sprawozdanie CKE 2025): związek ciśnienia ze stężeniem, stechiometria i błędne wyrażenie na K.

Przykłady z rozwiązaniem

Przykład 1. **Do reaktora o objętości 1,00 dm^3 wprowadzono po 1,00 mola wodoru i jodu. Po ustaleniu się równowagi $H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$ w temperaturze T było 1,56 mola HI. Oblicz *K*.**

Przybyło 1,56 HI → ubyło po 0,78 H_2 i I_2; w równowadze $[H_2] = [I_2] = 0{,}22\ mol \cdot dm^{-3}$.

$K = 1{,}56^2 / (0{,}22 \cdot 0{,}22) = 50{,}3$

Jak myśleć: liczba moli gazów po obu stronach jest równa, więc *K* jest bezwymiarowa.

Przykład 2. **W temperaturze T dla $N_2O_4 \rightleftarrows 2NO_2$ $K = 0{,}36\ mol \cdot dm^{-3}$. Do reaktora wprowadzono N_2O_4 o stężeniu $0{,}10\ mol \cdot dm^{-3}$. Oblicz stężenia równowagowe.**

$[N_2O_4] = 0{,}10 - x$, $[NO_2] = 2x$; $4x^2 / (0{,}10 - x) = 0{,}36 \rightarrow 4x^2 + 0{,}36x - 0{,}036 = 0 \rightarrow x = 0{,}06$.

$[NO_2] = 0{,}12\ mol \cdot dm^{-3}$, $[N_2O_4] = 0{,}04\ mol \cdot dm^{-3}$.

Jak myśleć: drugi pierwiastek równania kwadratowego jest ujemny – odrzucamy go.

Przykład 3. **Jak wpłynie na położenie równowagi $N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$ ($\Delta H < 0$): a) wzrost ciśnienia, b) wzrost temperatury, c) dodanie katalizatora?**

a) w prawo – po prawej 2 mole gazów, po lewej 4; b) w lewo – reakcja w prawo jest egzotermiczna, wzrost temperatury sprzyja endotermicznej; c) bez zmian – równowaga ustala się szybciej.

Jak myśleć: zawsze napisz, do czego się odwołujesz – liczby moli gazów albo znaku ΔH.

Przykład 4. **Zmieszano 1 mol kwasu etanowego i 2 mole etanolu ($K = 4$). Oblicz liczbę moli estru w równowadze.**

$x^2 / ((1 - x)(2 - x)) = 4 \rightarrow 3x^2 - 12x + 8 = 0 \rightarrow x = 0{,}85$ mola.

Jak myśleć: przy równomolowej mieszaninie byłoby 0,67 mola – nadmiar alkoholu przesuwa równowagę w prawo (reguła przekory).

Zadania

Zadanie 1. (0–1 pkt) ..... / 1

Napisz wyrażenie na stałą równowagi reakcji $2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3$.

Miejsce na odpowiedź

Zadanie 2. (0–1 pkt) ..... / 1

Dokończ zdanie. Wybierz odpowiedź spośród podanych.
Katalizator dodany do układu w stanie równowagi

A. zwiększa wartość stałej równowagi.

B. nie zmienia składu mieszaniny równowagowej.

C. przesuwa równowagę w stronę produktów.

D. przesuwa równowagę w stronę reakcji egzotermicznej.

Zadanie 3. (0–1 pkt) ..... / 1

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

1. W stanie równowagi dynamicznej reakcje w obu kierunkach przebiegają z jednakową szybkością.	P	F
2. Usuwanie wody z mieszaniny reakcyjnej zwiększa wydajność estryfikacji.	P	F
3. Stała równowagi zależy od stężeń początkowych reagentów.	P	F

Równowaga chemiczna i reguła przekory – ćwiczenia podstawowe

Ćwiczę umiejętności z działu

ZR

KARTA 2/8

Imię i nazwisko: ..... Klasa: ..... Data: ..... Wynik: ..... / 12 pkt

Ćwiczenia · 12 pkt

Zadanie 1. (0–2 pkt) ..... / 2

Napisz wyrażenia na stałe równowagi reakcji: a) $C(s) + H_2O(g) \rightleftarrows CO(g) + H_2(g)$, b) $N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$.

Miejsce na odpowiedź

Zadanie 2. (0–2 pkt) ..... / 2

Do reaktora o objętości 2,0 dm^3 wprowadzono 1,00 mol PCl_5. Po ustaleniu się równowagi $PCl_5 \rightleftarrows PCl_3 + Cl_2$ w temperaturze T było w nim 0,40 mola chloru. Oblicz stałą równowagi. Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

Zadanie 3. (0–2 pkt) ..... / 2

W temperaturze T dla reakcji $H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$ $K = 64$. Do reaktora wprowadzono wodór i jod, każdy o stężeniu 0,50 $mol \cdot dm^{-3}$. Oblicz stężenia równowagowe wszystkich reagentów. Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

Równowaga chemiczna i reguła przekory – zadania typu maturalnego

Polecenia i punktacja jak na maturze z chemii

ZR

KARTA 3/8

Imię i nazwisko: Klasa: Data: Wynik: ..... / 10 pkt

Zadania typu maturalnego · 10 pkt

Zadanie 1. (0–2 pkt) ..... / 2

W reaktorze o objętości 1,0 dm^3 umieszczono 1,0 mol CO i pewną ilość pary wodnej. W temperaturze T ustaliła się równowaga $CO + H_2O \rightleftarrows CO_2 + H_2$, $K = 4{,}0$, a w mieszaninie było 0,80 mola CO_2. Oblicz początkową liczbę moli pary wodnej. Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

Zadanie 2. (0–2 pkt) ..... / 2

W temperaturze T dla reakcji $N_2O_4 \rightleftarrows 2NO_2$ $K = 0{,}36\ mol \cdot dm^{-3}$. W reaktorze umieszczono N_2O_4 o stężeniu $0{,}30\ mol \cdot dm^{-3}$. Oblicz stężenia równowagowe NO_2 i N_2O_4. Wyniki podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku. 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. Dla reakcji $CaCO_3(s) \rightleftarrows CaO(s) + CO_2(g)$ stała równowagi ma postać $K = [CO_2]$.	P	F
2. Wzrost ciśnienia nie zmienia położenia równowagi $H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$ (wszystkie reagenty gazowe).	P	F
3. Podwyższenie temperatury nie zmienia wartości stałej równowagi.	P	F

Zadanie 2.1. (0–1 pkt) ..... / 1

Napisz wyrażenie na stałą równowagi estryfikacji kwasu octowego etanolem.

Miejsce na odpowiedź

Zadanie 2.2. (0–2 pkt) ..... / 2

Oblicz liczbę moli estru w stanie równowagi, jeśli zmieszano po 1 molu kwasu i alkoholu, a $K = 4$. Wynik podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku. Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

Zadanie 2.3. (0–1 pkt) ..... / 1

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

1. Oddestylowywanie estru z mieszaniny przesuwa równowagę w stronę produktów.	**P**	**F**
2. Kwas siarkowy(VI) zwiększa wydajność estryfikacji także dlatego, że wiąże wodę.	**P**	**F**
3. Dodanie wody do mieszaniny równowagowej zwiększa ilość estru.	**P**	**F**

Zadanie 3. (0–3 pkt) ..... / 3

Synteza metanolu: $CO + 2H_2 \rightleftarrows CH_3OH$ (wszystkie reagenty gazowe, $\Delta H° < 0$).
Uzupełnij zdania. Wpisz odpowiednie określenia w wykropkowanych miejscach.

1. Aby zwiększyć wydajność, ciśnienie należy _____.
2. Aby zwiększyć wydajność, temperaturę należy _____ (choć wtedy reakcja przebiega wolniej).
3. Katalizator stosuje się po to, aby _____.

Zadanie 4. (0–1 pkt) ..... / 1

Dokończ zdanie. Wybierz odpowiedź spośród podanych.
W zamkniętym naczyniu o stałej objętości (stała temperatura) ustaliła się równowaga $2NO_2 \rightleftarrows N_2O_4$. Po wprowadzeniu dodatkowej porcji NO_2 i ponownym ustaleniu się równowagi

A. stężenie N_2O_4 jest większe niż przed dodaniem NO_2.

B. stężenie N_2O_4 jest mniejsze niż przed dodaniem NO_2.

C. wartość stałej równowagi jest większa.

D. równowaga przesunęła się w lewo.

Sprawdzian: Równowaga chemiczna i reguła przekory – grupa A

45 minut · 20 pkt

ZR

KARTA 7/8

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

Sprawdzian · 20 pkt

Zadanie 1. (0–2 pkt) ..... / 2

Napisz wyrażenia na stałe równowagi reakcji: a) $2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2$, b) $CaCO_3(s) \rightleftarrows CaO(s) + CO_2(g)$.

Miejsce na odpowiedź

Zadanie 2. (0–1 pkt) ..... / 1

Dokończ zdanie. Wybierz odpowiedź spośród podanych.

Obecność katalizatora nie wpływa na wydajność reakcji odwracalnej, ponieważ katalizator

A. nie bierze udziału w reakcji.

B. jednakowo obniża energię aktywacji reakcji w obu kierunkach.

C. zmienia efekt energetyczny reakcji.

D. zmienia tylko wartość stałej równowagi.

Zadanie 3. (0–1 pkt) ..... / 1

Reakcja $2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3$, $\Delta H^\circ < 0$.

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

1. Usuwanie SO_3 z układu zwiększa wydajność.	P	F
2. Obniżenie temperatury zwiększa wartość K.	P	F
3. Zwiększenie objętości reaktora zwiększa wydajność.	P	F

Zadanie 4. (0–3 pkt) ..... / 3

Reakcja $CO + Cl_2 \rightleftarrows COCl_2$ (wszystkie reagenty gazowe) jest egzotermiczna.

Uzupełnij zdania. Wpisz w prawo, w lewo albo nie przesunie się w wykropkowanych miejscach.

1. Po dodaniu chloru równowaga przesunie się _____.
2. Po zwiększeniu objętości reaktora równowaga przesunie się _____.
3. Po podwyższeniu temperatury równowaga przesunie się _____.

Zadanie 8. (0–2 pkt) ..... / 2

Podaj dwa sposoby (bez zmiany temperatury) zwiększenia ilości estru otrzymanego z danej porcji etanolu w reakcji z kwasem metanowym. Uzasadnij jeden z nich regułą przekory.

Miejsce na odpowiedź

Zadanie 9. (0–2 pkt) ..... / 2

Zmieszano 1 mol kwasu etanowego i 4 mole etanolu ($K = 4$). Oblicz liczbę moli estru w stanie równowagi. Wynik podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku. Napisz obliczenia.

Miejsce na rozwiązanie

Zadanie 10. (0–3 pkt) ..... / 3

Zatopioną ampułkę z mieszaniną brunatnego NO_2 i bezbarwnego N_2O_4 ($N_2O_4 \rightleftarrows 2NO_2$) przeniesiono z gorącej wody do wody z lodem; barwa zjaśniała. Druga taka ampułka po przeniesieniu z wody z lodem do gorącej wody pociemniała. a) Napisz, w którą stronę przesunęła się równowaga (dla zapisanego równania) w każdej ampułce. b) Wyjaśnij to regułą przekory. c) Określ znak ΔH reakcji rozpadu N_2O_4.

Miejsce na odpowiedź

CO JESZCZE JEST W ŚRODKU

Równowaga chemiczna i reguła przekory – kartkówka, sprawdzian i karty pracy z powtórką, chemia, klasa 2 LO i technikum (zakres rozszerzony)

Podgląd pokazał 9 z 29 stron. Pełna wersja: 29 stron A4, PDF do druku i DOCX do edycji.

- Karta 1: Równowaga chemiczna i reguła przekory – najważniejsze wiadomości – 3 zadania, 3 pkt
- Karta 2: Równowaga chemiczna i reguła przekory – ćwiczenia podstawowe – 6 zadań, 12 pkt
- Karta 3: Równowaga chemiczna i reguła przekory – zadania typu maturalnego – 6 zadań, 10 pkt
- Karta 4: Równowaga chemiczna i reguła przekory – w praktyce – 4 zadania, 11 pkt
- Karta 5: Kartkówka: równowaga chemiczna – grupa A – 5 zadań, 6 pkt
- Karta 6: Kartkówka: równowaga chemiczna – grupa B – 5 zadań, 6 pkt
- Karta 7: Sprawdzian: Równowaga chemiczna i reguła przekory – grupa A – 10 zadań, 20 pkt
- Karta 8: Sprawdzian: Równowaga chemiczna i reguła przekory – grupa B – 10 zadań, 20 pkt

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

Kup pełną wersję – plik od razu na e-mail
pierwszalawka.pl/material/chemia-liceum-klasa-2-zakres-rozszerzony-dzial-12-rownowaga-chemiczna-i-regula-prz