SPRAWDZIAN · CHEMIA

Sprawdzian z kinetyki i równowagi chemicznej **Grupa A**

Chemia: szybkość reakcji, kataliza i stan równowagi

Imię i nazwisko: _____

Klasa: _____

Data: _____

Punkty: _____ / 23

10 zadań, 23 pkt. Czytaj uważnie polecenia. W zadaniach otwartych zapisz obliczenia.

Zadanie 1. (0–1 pkt)

Dla reakcji $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$, wyrażenie na stałą równowagi K_c jest:

Ⓐ $K_c = \frac{[NH_3]}{[N_2][H_2]}$

Ⓑ $K_c = \frac{[N_2][H_2]^3}{[NH_3]^2}$

Ⓒ $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$

Ⓓ $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^2[H_2]^3}$

Zaznacz jedną poprawną odpowiedź.

Zadanie 2. (0–1 pkt)

Czas półtrwania $t_{1/2}$ reakcji PIERWSZEGO RZĘDU JEST:

Ⓐ zależny od początkowego stężenia substratu

Ⓑ stały — niezależny od stężenia, równy $\ln 2/k$

Ⓒ równy $1/(k \cdot [A]_0)$ (zależy od stężenia)

Ⓓ dwukrotnie dłuższy niż dla reakcji zerowego rzędu

Zaznacz jedną poprawną odpowiedź.

Zadanie 3. (0–1 pkt)

Stała szybkości reakcji ma jednostkę $dm^3/(mol \cdot s)$. Reakcja jest:

Ⓐ rzędu zerowego

Ⓑ rzędu pierwszego

Ⓒ rzędu drugiego

Ⓓ rzędu trzeciego

Zaznacz jedną poprawną odpowiedź.

Zadanie 4. (0–4 pkt)

Oceń wpływ danego czynnika na szybkość reakcji.

1.	Wzrost ciśnienia w reakcji z udziałem gazów zwiększa ich stężenie, więc przyspiesza reakcję.	**P**	**F**
2.	Rozdrobnienie stałego substratu (np. sproszkowanie) zwiększa szybkość reakcji, bo zwiększa powierzchnię kontaktu.	**P**	**F**
3.	Wzrost temperatury o 10°C zwykle zwiększa szybkość reakcji 2-3 razy (reguła van't Hoffa).	**P**	**F**
4.	Katalizator zużywa się w trakcie reakcji.	**P**	**F**

Przy każdym zdaniu zakreśl P (prawda) albo F (fałsz).

Zadanie 5. (0–4 pkt)

Oceń stwierdzenia o STAŁEJ RÓWNOWAGI K i STECHIOMETRII:

1.	Stała K_c zmienia się po dodaniu katalizatora do układu w równowadze	**P**	**F**
2.	Wzrost temperatury przesuwa równowagę reakcji egzotermicznej ($\Delta H < 0$) w stronę produktów	**P**	**F**
3.	Substancje stałe i ciekłe wchodzą do wyrażenia na K_c jako ich stężenia molarne	**P**	**F**
4.	Dla reakcji $\mathrm{N_2 + 3\,H_2 \rightleftharpoons 2\,NH_3}$ wyrażenie na $K_c = \dfrac{[\mathrm{N_2}][\mathrm{H_2}]^3}{[\mathrm{NH_3}]^2}$	**P**	**F**

Przy każdym zdaniu zakreśl P (prawda) albo F (fałsz).

Zadanie 6. (0–4 pkt)

Dopasuj typ mechanizmu reakcji organicznej do opisu.

1.	E2	…	A. dwuetapowa: dysocjacja do karbokationu + atak nukleofila, I rząd w substracie, bez stereoswoistości (wod. t-BuCl)
2.	SN2	…	B. dwuetapowa: karbokation + odszczepienie protonu (eliminacja), I rząd, w alkoholach III-rzędowych
3.	E1	…	C. jednoetapowy atak nukleofila od strony przeciwnej do grupy odchodzącej, z inwersją konfiguracji (inwersja Waldena), II rząd, preferuje I-rzędowy atom C
4.	SN1	…	D. jednoetapowa eliminacja synchroniczna, II rząd, preferowany układ antyperiplanarny (np. but-2-en z 2-bromobutanu)

Przy każdym numerze wpisz literę pasującego elementu.

Zadanie 7. (0–2 pkt)

Wyjaśnij różnicę między katalizą homogeniczną a heterogeniczną.

Zadanie 8. (0–2 pkt)

Narysuj (opisowo) diagram energetyczny reakcji BEZ i Z katalizatorem. Jak katalizator wpływa na: (a) energię aktywacji E_a, (b) entalpię reakcji ΔH?

Zadanie 9. (0–2 pkt)

Wyjaśnij, dlaczego reakcje enzymatyczne przy WYSOKICH stężeniach substratu mają RZĄD ZEROWY (szybkość niezależna od stężenia).

Zadanie 10. (0–2 pkt)

W zamkniętym naczyniu ustaliła się równowaga $2\,\mathrm{SO_2\,(g)} + \mathrm{O_2\,(g)} \rightleftharpoons 2\,\mathrm{SO_3\,(g)}$. Jak zmieni się położenie równowagi i wydajność $\mathrm{SO_3}$ po: (a) zmniejszeniu objętości naczynia (zwiększeniu ciśnienia)? (b) dodaniu katalizatora $\mathrm{V_2O_5}$?

Rozwiąż ten sprawdzian online, z wyjaśnieniem każdej odpowiedzi: matury-online.pl/sprawdzian/chemia/kinetyka-i-rownowaga-chemiczna

SPRAWDZIAN · CHEMIA

Sprawdzian z kinetyki i równowagi chemicznej **Grupa B**

Chemia: szybkość reakcji, kataliza i stan równowagi

Imię i nazwisko: _____

Klasa: _____

Data: _____

Punkty: _____ / 23

10 zadań, 23 pkt. Czytaj uważnie polecenia. W zadaniach otwartych zapisz obliczenia.

Zadanie 1. (0–1 pkt)

Reakcja, dla której $\Delta H = -890$ kJ/mol (np. spalanie metanu), jest:

Ⓐ egzoenergetyczna — energia wydziela się do otoczenia

Ⓑ endoenergetyczna — energia pobierana z otoczenia

Ⓒ termoneutralna

Ⓓ niemożliwa do zajścia

Zaznacz jedną poprawną odpowiedź.

Zadanie 2. (0–1 pkt)

Który czynnik NIE wpływa na szybkość reakcji chemicznej?

Ⓐ kolor reagentów

Ⓑ temperatura

Ⓒ stężenie substratów

Ⓓ obecność katalizatora

Zaznacz jedną poprawną odpowiedź.

Zadanie 3. (0–1 pkt)

Stała szybkości reakcji ROŚNIE wraz ze wzrostem temperatury. Zależność tę opisuje równanie ARRHENIUSA. Wzrost temperatury o 10°C powoduje zwykle (reguła van't Hoffa):

Ⓐ Spadek szybkości reakcji 2-krotnie

Ⓑ Brak zmiany szybkości — zależy tylko od katalizatora

Ⓒ Wzrost szybkości reakcji 2–4-krotnie

Ⓓ Wzrost szybkości dokładnie 10-krotnie

Zaznacz jedną poprawną odpowiedź.

Zadanie 4. (0–4 pkt)

Oceń stwierdzenia o równowadze chemicznej.

1.	Im większa wartość K, tym bardziej równowaga przesunięta w stronę substratów.	**P**	**F**
2.	W stanie równowagi dynamicznej reakcje w przód i w tył zachodzą z równą szybkością — makroskopowo nic się nie zmienia.	**P**	**F**
3.	Stała równowagi K zależy tylko od temperatury (i od zdefiniowanej reakcji).	**P**	**F**
4.	Dodanie katalizatora przesuwa równowagę w stronę produktów.	**P**	**F**

Przy każdym zdaniu zakreśl P (prawda) albo F (fałsz).

Zadanie 5. (0–4 pkt)

Oceń stwierdzenia dotyczące termochemii i prawa Hessa.

1. Reakcja egzotermiczna nie musi być samorzutna — decyduje o tym ΔG, zależne też od temperatury.	**P**	**F**
2. Entalpia jest funkcją stanu — zależy tylko od aktualnego stanu, nie od drogi dojścia.	**P**	**F**
3. Jeśli odwrócimy reakcję, ΔH zmienia znak.	**P**	**F**
4. Pomnożenie równania reakcji przez 2 zwiększa ΔH 2-krotnie.	**P**	**F**

Przy każdym zdaniu zakreśl P (prawda) albo F (fałsz).

Zadanie 6. (0–4 pkt)

Dopasuj enzym do jego funkcji.

1. Lipaza	...	A. trawienie tłuszczów (hydroliza estrów na kwasy tłuszczowe i glicerynę)
2. Proteaza (np. pepsyna, trypsyna)	...	B. rozkład H_2O_2 (neutralizacja reaktywnych form tlenu)
3. Amylaza	...	C. trawienie skrobi (rozkład wiązań α-1,4-glikozydowych)
4. Katalaza	...	D. trawienie białek (rozkład wiązań peptydowych)

Przy każdym numerze wpisz literę pasującego elementu.

Zadanie 7. (0–2 pkt)

W reakcji endotermicznej ($\Delta H > 0$) podniesiono temperaturę. Co stanie się z: (a) wartością stałej równowagi K, (b) wydajnością reakcji? Uzasadnij, odwołując się do reguły Le Chateliera.

Zadanie 8. (0–2 pkt)

Do roztworu H_2O_2 (perhydrol) dodano MnO_2. Obserwuje się gwałtowne wydzielanie gazu i piany. Napisz równanie reakcji i wyjaśnij rolę MnO_2.

Zadanie 9. (0–2 pkt)

Dla reakcji $2\,\mathrm{NO} + \mathrm{O_2} \longrightarrow 2\,\mathrm{NO_2}$ zmierzono zależność szybkości od stężeń: gdy $[NO]$ podwaja się (a $[O_2]$ stałe), szybkość rośnie 4 razy. Gdy $[O_2]$ podwaja się (a $[NO]$ stałe), szybkość rośnie 2 razy. Wyznacz równanie kinetyczne i rząd reakcji.

Zadanie 10. (0–2 pkt)

W równowadze HETEROGENICZNEJ $\mathrm{CaCO_3\,(s)} \rightleftharpoons \mathrm{CaO\,(s)} + \mathrm{CO_2\,(g)}$ wyrażenie na stałą równowagi zawiera TYLKO ciśnienie (stężenie) $\mathrm{CO_2}$. Wyjaśnij dlaczego.

Rozwiąż ten sprawdzian online, z wyjaśnieniem każdej odpowiedzi: matury-online.pl/sprawdzian/chemia/kinetyka-i-rownowaga-chemiczna

Sprawdzian z kinetyki i równowagi chemicznej

Grupa A

1. (1 pkt) **C**

2. (1 pkt) **B**

3. (1 pkt) **C**

4. (4 pkt) **1. P; 2. P; 3. P; 4. F** — po 1 pkt za zdanie

5. (4 pkt) **1. F; 2. F; 3. F; 4. F** — po 1 pkt za zdanie

6. (4 pkt) **1–D, 2–C, 3–B, 4–A** — po 1 pkt za parę

7. (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: W katalizie homogenicznej katalizator znajduje się w tej samej fazie termodynamicznej co substraty (np. jest z nimi rozpuszczony). W katalizie heterogenicznej jest w innej fazie niż co najmniej jeden substrat (np. osadzony na powierzchni ciała stałego).
Punktacja: Kataliza homogeniczna – katalizator w tej samej fazie co substraty (1 pkt); kataliza heterogeniczna – katalizator w innej fazie niż jeden lub wszystkie substraty (1 pkt).

8. (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: Bez katalizatora: wysoka bariera energetyczna (kompleks aktywny o energii znacznie wyższej niż substraty). Z katalizatorem: ALTERNATYWNA ścieżka reakcji przez niższy kompleks przejściowy. (a) Katalizator OBNIŻA E_a — zarówno dla reakcji w przód jak i w tył (o taką samą wartość). (b) ΔH pozostaje BEZ ZMIAN (różnica energii substratów i produktów) — katalizator NIE może zmienić termodynamicznego bilansu reakcji. Dlatego katalizator zwiększa szybkość osiągania równowagi, ale nie przesuwa samej równowagi.
Punktacja: Wpływ na E_a (1 pkt) + wpływ na ΔH (1 pkt).

9. (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: Enzym E wiąże substrat S tworząc kompleks ES, który rozkłada się do produktu P i odtwarza E: $\mathrm{E + S \rightleftharpoons ES \longrightarrow E + P}$. Przy NISKICH [S]: enzym ma wolne miejsca aktywne, szybkość zależy od [S] (I rząd). Przy WYSOKICH [S]: wszystkie cząsteczki enzymu są „zajęte" (NASYCONE) — dalsze zwiększanie [S] nie pomoże, bo wszystkie aktywne miejsca są już pełne. Szybkość = stała = $V_{max} = k_{cat} \cdot [E]_0$, niezależna od [S] → RZĄD ZEROWY. Opis przez równanie Michaelisa-Menten. Stała Michaelisa K_M to stężenie substratu, przy którym szybkość wynosi połowę V_{max}.
Punktacja: Mechanizm enzymatyczny + wyjaśnienie zerowego rzędu (2 pkt).

10. (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: (a) Lewa strona: 3 mole gazu (2 SO_2 + 1 O_2). Prawa: 2 mole gazu (2 SO_3). Zwiększenie ciśnienia (zmniejszenie V) przesuwa równowagę w stronę MNIEJSZEJ liczby moli gazu — w prawo, w stronę SO_3. Wydajność ROŚNIE. (b) Katalizator V_2O_5 NIE przesuwa równowagi (obniża E_a dla obu kierunków o tę samą wartość). Wydajność BEZ ZMIAN, ale RÓWNOWAGA OSIĄGANA SZYBCIEJ. W praktyce proces kontaktowy: T ~450°C (kompromis szybkość/wydajność), V_2O_5 jako katalizator.
Punktacja: Odpowiedź dla (a) z uzasadnieniem (1 pkt) + dla (b) (1 pkt).

Grupa B

1. (1 pkt) **A**

2. (1 pkt) **A**

3. (1 pkt) **C**

4. (4 pkt) **1. F; 2. P; 3. P; 4. F** — po 1 pkt za zdanie

5. (4 pkt) **1. P; 2. P; 3. P; 4. P** — po 1 pkt za zdanie

6. (4 pkt) **1–A, 2–D, 3–C, 4–B** — po 1 pkt za parę

7. (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: (a) K ROŚNIE. Reakcja endotermiczna pochłania ciepło — dostarczenie ciepła z otoczenia (wzrost T) układ 'zużywa' przesuwając równowagę w prawo (w stronę produktów), zgodnie z regułą Le Chateliera. Więcej produktów w stosunku do substratów → K większe. (b) Wydajność ROŚNIE — większa ilość produktów oznacza większą wydajność. W reakcji egzotermicznej byłoby odwrotnie: wzrost T obniża K i wydajność.
Punktacja: Wpływ na K + uzasadnienie (1 pkt). Wpływ na wydajność (1 pkt).

8. (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: Równanie: $2\,\mathrm{H_2O_2} \xrightarrow{\mathrm{MnO_2}} 2\,\mathrm{H_2O} + \mathrm{O_2}\uparrow$. H_2O_2 jest metastabilny — rozkłada się samoistnie, ale BARDZO POWOLI w temp. pokojowej. MnO_2 jest KATALIZATOREM HETEROGENICZNYM — dostarcza powierzchni, na której rozkład zachodzi znacznie szybciej (obniża E_a). Sam MnO_2 NIE zużywa się w reakcji (bada się powierzchnię po reakcji — niezmieniony chemicznie). Gwałtowne wydzielanie O_2 + piana (jeśli np. płyn zawiera mydło) = 'słoniowa pasta do zębów' (popularny eksperyment szkolny). INNE KATALIZATORY rozkładu H_2O_2: enzym KATALAZA (m.in. we krwi i tkankach — dlatego 3% woda utleniona pieni się na ranie).
Punktacja: Równanie + rola katalizatora (2 pkt).

9. (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: Podwojenie $[NO]$ → szybkość 4× = 2^2, więc rząd względem NO = 2. Podwojenie $[O_2]$ → szybkość 2× = 2^1, więc rząd względem O_2 = 1. Równanie kinetyczne: $v = k[NO]^2[O_2]$. Rząd całkowity = 2 + 1 = 3 (reakcja trzeciego rzędu).
Punktacja: Równanie kinetyczne (1 pkt) + rząd reakcji (1 pkt).

10. (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: W równowadze heterogenicznej ciała STAŁE i CIECZE CZYSTE nie wchodzą do wyrażenia na stała równowagi, ponieważ ich 'stężenie' (aktywność) jest STAŁE (gęstość ciała stałego nie zmienia się). Włącza się je do stałej. Dla $\mathrm{CaCO_3\,(s) \rightleftharpoons CaO\,(s) + CO_2\,(g)}$: $K_p = p_{CO_2}$. Oznacza to, że w danej T istnieje JEDNA, ściśle określona wartość ciśnienia $\mathrm{CO_2}$, która utrzymuje równowagę — niezależnie od ilości CaCO3 i CaO (byleby oba były obecne). Jeżeli ciśnienie CO2 spadnie poniżej K_p → CaCO3 rozpada się (prawo → większa), jeżeli wzrośnie → CO2 reaguje z CaO (w lewo).
Punktacja: Wyjaśnienie pominięcia ciał stałych (1 pkt) + wyrażenie na K (1 pkt).

Skala ocen (orientacyjna, 23 pkt w każdej grupie)

bardzo dobry (5)	21–23 pkt
dobry (4)	18–20 pkt
dostateczny (3)	12–17 pkt
dopuszczający (2)	7–11 pkt
niedostateczny (1)	0–6 pkt

Progi: 90%, 75%, 50%, 30%. Progi w Twojej szkole mogą być inne. W zadaniach otwartych uznaj każdą odpowiedź poprawną merytorycznie, także sformułowaną inaczej niż przykład.

Ten sprawdzian online, z wyjaśnieniem każdej odpowiedzi: **matury-online.pl/sprawdzian/chemia/kinetyka-i-rownowaga-chemiczna**. Nauczyciele i korepetytorzy ułożą własną kartę z banku ponad 20 tys. zadań: **matury-online.pl/dla-korepetytorow**.