ROZDZIAŁ 3

# Kinetyka, równowaga chemiczna i energetyka reakcji

Chemia. Zbiór zadań maturalnych temat po temacie. Poziom rozszerzony 2027

## W tym rozdziale

| | |
|---|---|
| **Zakres** | IV. Kinetyka i statyka chemiczna. Energetyka reakcji chemicznych (podstawa programowa, zakres rozszerzony) |
| **R. Repetytorium** | Szybkość reakcji i czynniki, które na nią wpływają; Równanie kinetyczne i rząd reakcji; Energia aktywacji i katalizator; Entalpia reakcji i równania termochemiczne; Stan równowagi i stała równowagi; Reguła przekory (Le Chateliera–Brauna); ramki „Na maturze" i „Typowe błędy" |
| **A. Zadania wprowadzające** | zadania 1–5 · 12 punktów |
| **B. Zadania maturalne** | zadania 6–14 · 33 punkty |
| **C. Zadania trudniejsze** | zadania 15–18 · 15 punktów |
| **Razem** | 18 zadań (43 polecenia, w tym 14 rachunkowych), 60 punktów |
| **Rozwiązania** | osobny plik: klucz do zadań zamkniętych, przykładowe odpowiedzi, rozwiązania etapowe zadań rachunkowych i zasady oceniania w układzie CKE (z wymaganiami podstawy programowej przy każdym poleceniu) |

## Jak pracować z rozdziałem

| | |
|---|---|
| **A** | Zadania sprawdzające podstawowe pojęcia, wzory i typy reakcji działu. |
| **B** | Zadania w formule egzaminu maturalnego (Formuła 2023): wiązki do wspólnego materiału, doświadczenia, równania reakcji, zadania rachunkowe. |
| **C** | Zadania wymagające łączenia wiadomości z kilku działów, wieloetapowych obliczeń i analizy złożonych danych. |
| **Obliczenia** | W zadaniach rachunkowych zapisz tok rozumowania i wynik z jednostką. Masy molowe i stałe bierz z tablic CKE. |
| **Pomoce** | Jak na maturze: *Wybrane wzory i stałe fizykochemiczne na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*, linijka, kalkulator naukowy. |

Opracowanie własne „Pierwsza Ławka". Zakres zgodny z podstawą programową kształcenia ogólnego – chemia, zakres rozszerzony (Dz.U. 2024 poz. 1019) i z Informatorem o egzaminie maturalnym z chemii od roku szkolnego 2024/2025. Zbiór nie jest materiałem Centralnej Komisji Egzaminacyjnej. Typy zadań i zasady oceniania wzorowane na egzaminie maturalnym CKE.


Podgląd • Pierwsza Ławka

# R Repetytorium

## Szybkość reakcji i czynniki, które na nią wpływają

Średnia szybkość reakcji to zmiana stężenia reagenta w czasie, podzielona przez jego współczynnik stechiometryczny:

$v = -\Delta c_{\text{substratu}} / (a \cdot \Delta t) = \Delta c_{\text{produktu}} / (b \cdot \Delta t)$, jednostka: $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$

Zawsze sprawdzaj, o szybkość **czego** pyta polecenie.

| Czynnik | Zmiana | Skutek dla szybkości | Wyjaśnienie (model zderzeń) |
|---|---|---|---|
| stężenie (ciśnienie gazów) | wzrost | rośnie | więcej zderzeń w jednostce czasu |
| temperatura | wzrost | rośnie | większy udział cząsteczek o energii $\geq E_a$, częstsze zderzenia |
| rozdrobnienie ciała stałego | wzrost | rośnie | większa powierzchnia kontaktu reagentów |
| katalizator | dodanie | rośnie | inna droga reakcji o niższej energii aktywacji |

## Równanie kinetyczne i rząd reakcji

Dla reakcji $aA + bB \rightarrow$ produkty równanie kinetyczne ma postać $v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$. Wykładniki $x$, $y$ (rzędy względem reagentów) wyznacza się **doświadczalnie** – nie muszą być równe współczynnikom stechiometrycznym. Rząd całkowity $= x + y$.

- Porównuj dwa pomiary, w których zmienia się stężenie **tylko jednego** reagenta: gdy stężenie rośnie 2 razy, a szybkość 1, 2 albo 4 razy – rząd wynosi odpowiednio 0, 1, 2.
- Stała szybkości $k$ zależy od temperatury i obecności katalizatora, nie zależy od stężeń. Jej jednostka zależy od rzędu: rząd 1 – $\text{s}^{-1}$; rząd 2 – $\text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$; rząd 3 – $\text{dm}^6 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$.
- Zmniejszenie objętości mieszaniny gazów $n$ razy zwiększa stężenie każdego gazu $n$ razy. Zmieszanie dwóch roztworów rozcieńcza każdy z nich – do równania kinetycznego wstawiaj stężenia **po** zmieszaniu.
- W reakcji pierwszego rzędu stężenie substratu maleje w równych odstępach czasu o tę samą **część** (np. o połowę).


Podgląd • Pierwsza Ławka

## Energia aktywacji i katalizator

Energia aktywacji $E_a$ to różnica między energią kompleksu aktywnego (maksimum na profilu energetycznym) a energią substratów. Na profilu zaznacza się ją strzałką od poziomu substratów do maksimum. Efekt energetyczny reakcji $\Delta H$ to różnica energii produktów i substratów.

| | Reakcja egzoenergetyczna | Reakcja endoenergetyczna |
|---|---|---|
| poziom produktów | niżej niż substratów | wyżej niż substratów |
| $\Delta H$ | $< 0$ (ciepło oddawane do otoczenia) | $> 0$ (ciepło pobierane z otoczenia) |
| temperatura otoczenia (przy wymianie ciepła z otoczeniem) | rośnie | maleje |
| $E_a$ reakcji prostej | mniejsza niż $E_a$ reakcji odwrotnej | większa niż $E_a$ reakcji odwrotnej |

Katalizator obniża energię aktywacji reakcji w obu kierunkach o tę samą wartość. Nie zmienia poziomu energii substratów ani produktów, a więc nie zmienia $\Delta H$. Po reakcji katalizator jest odtwarzany w niezmienionej ilości.

## Entalpia reakcji i równania termochemiczne

Zapis termochemiczny podaje stany skupienia i $\Delta H$ dla liczby moli wynikającej ze współczynników. Pomnożenie równania przez liczbę mnoży $\Delta H$; odwrócenie równania zmienia znak $\Delta H$.

- $\Delta H < 0$ – reakcja egzoenergetyczna; $\Delta H > 0$ – reakcja endoenergetyczna.
- **Energia wydzielona** to wielkość dodatnia: $Q = n \cdot |\Delta H|$, gdzie $n$ odnosi się do liczby moli, której dotyczy podana wartość $\Delta H$. Znak minus przy $\Delta H$ mówi tylko o kierunku przepływu ciepła.
- Gdy zadanie podaje wzór $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$ i ciepło właściwe, z pomiaru temperatury oblicza się ciepło pobrane przez roztwór lub wodę.

## Stan równowagi i stała równowagi

W stanie równowagi dynamicznej reakcje w obu kierunkach zachodzą z jednakową szybkością, więc stężenia reagentów są stałe. Dla reakcji $aA + bB \rightleftarrows cC + dD$:

$K_c = [C]^c \cdot [D]^d / ([A]^a \cdot [B]^b)$

- Do wyrażenia wstawia się stężenia **równowagowe** ($mol \cdot dm^{-3}$), nie liczby moli i nie stężenia początkowe. Ciał stałych i rozpuszczalnika (wody w roztworze) nie umieszcza się w wyrażeniu.
- $K_c$ zależy tylko od temperatury.
- Tabela „początek – przereagowało – równowaga” (w molach lub $mol \cdot dm^{-3}$): zmiany są proporcjonalne do współczynników stechiometrycznych. Gdy $\Delta n_{gazów} = 0$, objętość naczynia skraca się w wyrażeniu na $K_c$.
- W naczyniu o stałej objętości i temperaturze ciśnienie jest proporcjonalne do łącznej liczby moli gazów: $p/p_0 = n/n_0$.


Podgląd • Pierwsza Ławka

## Reguła przekory (Le Chateliera–Brauna)

Układ w stanie równowagi poddany działaniu czynnika zewnętrznego reaguje tak, aby zmniejszyć skutki tego działania.

| Zmiana warunków | Przesunięcie stanu równowagi | Czy zmienia się $K_c$? |
|---|---|---|
| zwiększenie stężenia substratu / usunięcie produktu | w stronę produktów | nie |
| podwyższenie temperatury | w stronę reakcji endoenergetycznej | tak |
| obniżenie temperatury | w stronę reakcji egzoenergetycznej | tak |
| zwiększenie ciśnienia (zmniejszenie objętości) | w stronę mniejszej liczby moli gazów | nie |
| zmiana ciśnienia, gdy $\Delta n_{\text{gazów}} = 0$ | brak przesunięcia | nie |
| dodanie katalizatora | brak przesunięcia (szybciej ustala się równowaga) | nie |

**Na maturze**

**Jak CKE formułuje polecenia z tego działu.** „Oblicz stężeniową stałą równowagi…”, „Oblicz, ile razy wzrośnie szybkość…”, „Napisz równanie kinetyczne…”, „Określ, jak zmieni się (wzrośnie, zmaleje, nie zmieni się)…”, „Oceń, czy…” i „Uzasadnij…”.

- Za obliczenie za 2 pkt: 1 pkt za poprawną metodę (np. poprawne wyrażenie na $K_c$ ze stężeniami równowagowymi), drugi za poprawne obliczenia i wynik **z jednostką** (jeśli wielkość ją ma) i z wymaganą dokładnością.
- Rząd reakcji i równanie kinetyczne – tylko na podstawie danych z zadania, nie ze współczynników równania.
- „Wyjaśnij, stosując regułę przekory” wymaga wskazania kierunku przesunięcia **i** przyczyny (np. mniejsza liczba moli gazów).
- Energia wydzielona lub pochłonięta – liczba dodatnia z jednostką; entalpia – ze znakiem.
- Obserwacje opisują to, co widać lub mierzy się termometrem (barwa, osad, pęcherzyki, zmiana temperatury), a nie nazwy produktów.


Podgląd • Pierwsza Ławka

## Typowe błędy

| Tak traci się punkty | Tak jest dobrze | Dlaczego |
|---|---|---|
| Stężenia równowagowe przyjęte tak, jakby przereagował ten sam procent każdego substratu | Tabela „początek – przereagowało – równowaga" ze zmianami w stosunku współczynników stechiometrycznych | ubytki reagentów wynikają z równania reakcji, a nie z procentu podanego dla mieszaniny |
| Spadek ciśnienia w naczyniu o stałej objętości potraktowany jako zmiana objętości reaktora | $p/p_0 = n/n_0$ przy stałych $V$ i $T$ – zmienia się łączna liczba moli gazów | objętość reaktora jest stała; ciśnienie mówi o liczbie moli gazów |
| „Wydzieli się –520 kJ" | „Wydzieli się 520 kJ" albo „$\Delta H = -520$ kJ" | energia oddana do otoczenia jest liczbą dodatnią; znak minus dotyczy tylko entalpii |
| Masy molowe zaokrąglone do liczb całkowitych (np. $M(SO_2) = 64\ g\cdot mol^{-1}$) mimo wymaganej dokładności wyniku | Masy atomowe z tablic CKE z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku: $M(SO_2) = 64{,}06\ g\cdot mol^{-1}$ | zaokrąglone dane przesuwają wynik poza przedział akceptowany w kluczu |
| Do równania kinetycznego wstawione stężenia odczytane z wykresu, a nie stężenia w warunkach opisanych w zadaniu | Najpierw obliczenie stężeń w opisanym momencie (po zmieszaniu, po przereagowaniu części substratu), potem $v = k\cdot[A]^x\cdot[B]^y$ | szybkość zależy od stężeń w danej chwili |
| Rząd reakcji ustalony z dwóch dowolnych punktów albo ze współczynników równania; szybkość podana bez jednostki | Porównanie pomiarów, w których zmienia się stężenie jednego reagenta; wynik z jednostką $mol\cdot dm^{-3}\cdot s^{-1}$ | rząd jest wielkością doświadczalną, a wynik bez jednostki traci punkt |


Podgląd • Pierwsza Ławka

### Zadanie 3.2. (0–1)

Oceń prawdziwość poniższych zdań dotyczących układu, w którym ustaliła się równowaga reakcji 1. Zaznacz P, jeśli zdanie jest prawdziwe, albo F – jeśli jest fałszywe.

| | | | |
|---|---|---|---|
| **1.** | W stanie równowagi szybkość tworzenia NOBr jest równa szybkości jego rozkładu. | **P** | **F** |
| **2.** | Jeżeli do układu w stanie równowagi wprowadzi się dodatkową porcję $Br_2$, to w nowym stanie równowagi (w tej samej temperaturze) wartość wyrażenia $[NOBr]^2 / ([NO]^2 \cdot [Br_2])$ będzie większa niż przed dodaniem bromu. | **P** | **F** |
| **3.** | Wartość $K_c$ reakcji 1. zmienia się wraz z temperaturą. | **P** | **F** |

### Zadanie 4. (0–3)

Spalanie wodoru opisuje równanie termochemiczne:

$2H_2\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2H_2O\,(c) \quad \Delta H^\circ = -571{,}6\ kJ$

Standardowa molowa entalpia spalania metanolu (ciekłego) jest równa $-726\ kJ \cdot mol^{-1}$.

### Zadanie 4.1. (0–1)

Oceń prawdziwość poniższych zdań dotyczących przedstawionego równania. Zaznacz P, jeśli zdanie jest prawdziwe, albo F – jeśli jest fałszywe.

| | | | |
|---|---|---|---|
| **1.** | W warunkach standardowych podczas powstawania 1 mol wody ciekłej z pierwiastków wydziela się 285,8 kJ energii. | **P** | **F** |
| **2.** | Standardowa entalpia rozkładu 2 mol wody ciekłej na wodór i tlen jest równa +571,6 kJ. | **P** | **F** |
| **3.** | Spalenie 1 mol wodoru w tlenie w warunkach standardowych (powstaje woda ciekła) wydziela 571,6 kJ energii. | **P** | **F** |

### Zadanie 4.2. (0–2)

Oblicz, ile energii wydzieli się do otoczenia podczas całkowitego spalenia 12,0 g metanolu w warunkach standardowych. Wynik podaj w kilodżulach z dokładnością do jedności.

Obliczenia:

Odpowiedź: .....


Podgląd • Pierwsza Ławka

## Zadanie 10. (0–4)

Pentachlorek fosforu w podwyższonej temperaturze ulega odwracalnemu rozkładowi:

$PCl_5\ (g) \rightleftarrows PCl_3\ (g) + Cl_2\ (g)$

Do opróżnionego naczynia o stałej pojemności 3,00 $dm^3$ wprowadzono 0,600 mol $PCl_5$ i ogrzano do temperatury *T*. Po ustaleniu się stanu równowagi naczynie zawierało 0,150 mol chloru.

## Zadanie 10.1. (0–2)

Oblicz stężeniową stałą równowagi $K_c$ tej reakcji w temperaturze *T*. Wynik podaj z dokładnością do trzech cyfr znaczących.

Obliczenia:

$K_c$ = .....

## Zadanie 10.2. (0–1)

Dokończ zdanie. Zaznacz właściwą odpowiedź spośród podanych.

Do naczynia, w którym ustaliła się równowaga, wprowadzono dodatkową porcję chloru (temperatura i objętość nie uległy zmianie). Po ustaleniu się nowego stanu równowagi

A. liczba moli $PCl_5$ wzrosła i wartość $K_c$ wzrosła.

B. liczba moli $PCl_5$ wzrosła, a wartość $K_c$ nie zmieniła się.

C. liczba moli $PCl_5$ zmalała, a wartość $K_c$ nie zmieniła się.

D. liczba moli $PCl_3$ wzrosła, a wartość $K_c$ zmalała.

## Zadanie 10.3. (0–1)

Do układu w stanie równowagi wprowadzono katalizator rozkładu $PCl_5$. Wyjaśnij, dlaczego nie zmieniło to składu mieszaniny równowagowej.

.....

.....

.....



Podgląd • Pierwsza Ławka

CO JESZCZE JEST W ŚRODKU

# Matura 2027 z chemii (poziom rozszerzony) – zbiór zadań, rozdział 3: Kinetyka, równowaga chemiczna i energetyka reakcji – zadania z rozwiązaniami

Podgląd pokazał 7 z 23 stron. Pełna wersja: 23 stron A4, PDF do druku.

- Zadania (23 strony): repetytorium działu (Szybkość reakcji i czynniki, które na nią wpływają, Równanie kinetyczne i rząd reakcji, Energia aktywacji i katalizator, Entalpia reakcji
- Rozwiązania (19 stron): klucz do zadań zamkniętych, rozwiązania zadań rachunkowych krok po kroku, przykładowe odpowiedzi do zadań otwartych i zasady oceniania w układzie CKE – za c

Kup pełną wersję – plik od razu na e-mail
pierwszalawka.pl/material/chemia-matura-zbior-zadan-rozdzial-03-kinetyka-rownowaga-energetyka