NOTATKA MATURALNA · ROZDZIAŁ 3

Kinetyka, równowaga chemiczna i energetyka reakcji

IV. Kinetyka i statyka chemiczna. Energetyka reakcji chemicznych (podstawa programowa, zakres rozszerzony)

Notatka dla ucznia przygotowana do matury z chemii na poziomie rozszerzonym (podstawa programowa 2024, Dz.U. 2024 poz. 1019). Oryginalne opracowanie – nie jest materiałem Centralnej Komisji Egzaminacyjnej. Do użytku własnego ucznia.

Szybkość reakcji

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

Przy współczynniku różnym od 1 zawsze sprawdź, szybkość **czego** podaje polecenie. W reakcji $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$ tlen powstaje dwa razy wolniej, niż ubywa nadtlenku wodoru, ale po podzieleniu przez współczynniki szybkość reakcji jest jedna.

Czynnik	Skutek	Wyjaśnienie (model zderzeń)
stężenie substratów (ciśnienie gazów)	wzrost stężenia – szybkość rośnie	więcej zderzeń w jednostce czasu
temperatura	wzrost – szybkość rośnie	więcej cząsteczek o energii ≥ E_a, częstsze zderzenia
rozdrobnienie ciała stałego	większe – szybkość rośnie	większa powierzchnia kontaktu
katalizator	dodanie – szybkość rośnie	inna droga reakcji, niższa E_a

Doświadczenie: magnez z kwasami

Typowy układ: Mg (wiórki lub proszek) + HCl(aq) lub CH_3COOH(aq), czyli $Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$. Szybkość oceniasz po pęcherzykach wodoru.

- Zmieniasz **jedną** zmienną: stopień rozdrobnienia magnezu, rodzaj lub stężenie kwasu, temperaturę. Reszta układu musi być taka sama.
- Obserwacja to to, co widać (pęcherzyki, tempo ich wydzielania, zmiana temperatury), a nie nazwa produktu.
- Hipoteza jest zdaniem twierdzącym, problem badawczy – pytaniem. Nie zamieniaj ich miejscami.
- Kwas octowy reaguje wolniej niż solny o takim samym stężeniu, bo w jego roztworze jest mniej jonów H^+. Samo „jest słabszy” nie wystarcza.

Równanie kinetyczne i rząd reakcji

Dla a A + b B → produkty: $v = k\cdot[A]^x\cdot[B]^y$. Wykładniki x i y (rzędy względem reagentów) wyznacza się **doświadczalnie**; nie muszą być równe współczynnikom stechiometrycznym. Rząd całkowity to $x + y$.

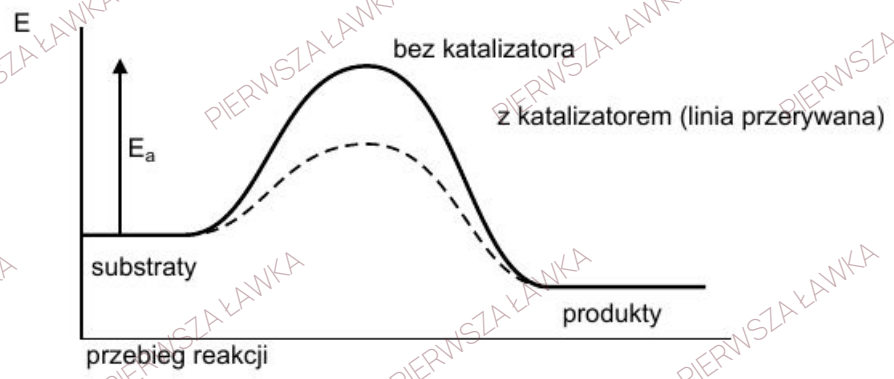
- Porównuj dwa pomiary, w których zmienia się stężenie **tylko jednego** reagenta. Stężenie ×2 i szybkość ×1, ×2, ×4 oznaczają rząd 0, 1, 2.
- Przykład: gdy [A] rośnie 3 razy, a szybkość 9 razy, to $x = 2$, bo $3^2 = 9$.
- Stała szybkości k zależy od temperatury i katalizatora, nie od stężeń. Jej jednostka zależy od rzędu: rząd 1 – s^{-1}, rząd 2 – $\text{dm}^3\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.
- Do równania wstawiasz stężenia z opisanej chwili. Po zmieszaniu roztworów każdy z nich jest rozcieńczony, a zmniejszenie objętości gazów n razy zwiększa stężenie każdego n razy.
- W reakcji pierwszego rzędu stężenie maleje w równych odstępach czasu o tę samą część (np. o połowę).

Energia aktywacji i katalizator

Energia aktywacji E_a to różnica energii kompleksu aktywnego (maksimum profilu) i substratów. Na schemacie rysujesz ją strzałką od poziomu substratów do szczytu krzywej. Efekt energetyczny ΔH to energia produktów minus energia substratów.

	egzoenergetyczna	endoenergetyczna
produkty względem substratów	niżej	wyżej
ΔH	< 0, ciepło oddawane	> 0, ciepło pobierane
temperatura otoczenia	rośnie	maleje
E_a reakcji prostej	mniejsza niż odwrotnej	większa niż odwrotnej

Katalizator obniża energię aktywacji reakcji w obu kierunkach o tę samą wartość, nie zmienia poziomów substratów i produktów, więc nie zmienia ΔH. Po reakcji zostaje odtworzony, ale w niej uczestniczy. Odczyt z profilu: $E_a(\text{odwrotna}) = E_a(\text{prosta}) + |\Delta H|$ dla reakcji egzoenergetycznej.



Entalpia i energia wydzielona

- Standardowa entalpia przemiany ΔH° jest podana dla liczby moli wynikającej ze współczynników równania.
- Pomnożenie równania przez liczbę mnoży ΔH, odwrócenie równania zmienia jej znak.
- Energia wydzielona jest dodatnia: $Q = n \cdot |\Delta H|$, gdzie n liczysz w odniesieniu do liczby moli, której dotyczy ΔH. Przykład: $\Delta H = -24{,}8$ kJ dla 1 mol Fe_2O_3 – z 2 mol wydzieli się 49,6 kJ.
- Gdy zadanie podaje $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$ i ciepło właściwe, z pomiaru temperatury obliczasz ciepło pobrane przez wodę lub roztwór.

Stan równowagi i stała równowagi

W **równowadze dynamicznej** reakcje w obu kierunkach zachodzą z jednakową szybkością, więc stężenia reagentów są stałe (a nie równe). Dla $a\,A + b\,B \rightleftarrows c\,C + d\,D$:

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

- Wstawiasz stężenia **równowagowe** w $\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$, nie liczby moli. Ciał stałych i wody jako rozpuszczalnika nie zapisujesz.
- K_c zależy tylko od temperatury. Duże K_c oznacza przewagę produktów w stanie równowagi.
- W naczyniu o stałych V i T: $p/p_0 = n/n_0$ (ciśnienie odpowiada łącznej liczbie moli gazów).

Tabela: początek – przereagowało – równowaga

Ubytki i przyrosty są w stosunku współczynników. Przykład: $A + B \rightleftarrows 2C$, początkowo 1,00 mol A i 1,00 mol B w naczyniu 1,00 dm^3, w równowadze 1,00 mol C.

	A	B	C
początek, mol	1,00	1,00	0
przereagowało / powstało	$-x$	$-x$	$+2x$
równowaga, mol	$1{,}00 - x$	$1{,}00 - x$	$2x = 1{,}00$

Stąd $x = 0{,}50$ mol, więc $[A] = [B] = 0{,}50$ $\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$, $[C] = 1{,}00$ $\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ i $K_c = 1{,}00^2 / (0{,}50 \cdot 0{,}50) = 4{,}00$. Gdy Δn gazów $= 0$, objętość naczynia skraca się w wyrażeniu na K_c, w innych przypadkach musisz ją uwzględnić. Wydajność liczysz względem substratu użytego w niedomiarze.

Gdy dane jest K_c, a szukasz stężeń: przyjmij x jako niewiadomą, podstaw wyrażenia z tabeli do K_c i rozwiąż równanie (wzory na równanie kwadratowe są na karcie CKE). Stężenia początkowe odtwarzasz, dodając ubytek do równowagowych.

Reguła przekory

Układ w równowadze poddany zmianie warunków reaguje tak, aby zmniejszyć skutek tej zmiany.

Zmiana	Przesunięcie równowagi	Zmiana K_c
więcej substratu lub usunięcie produktu	w prawo (do produktów)	nie
wzrost temperatury	w stronę reakcji endoenergetycznej	tak
spadek temperatury	w stronę reakcji egzoenergetycznej	tak
wzrost ciśnienia (mniejsza objętość)	w stronę mniejszej liczby moli gazów	nie
zmiana ciśnienia przy Δn gazów = 0	brak przesunięcia	nie
katalizator	brak przesunięcia, szybciej ustala się równowaga	nie

Przykład: $2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3$ – po lewej 3 mol gazów, po prawej 2 mol, więc wzrost ciśnienia przesuwa równowagę w prawo. Katalizator przyspiesza obie reakcje jednakowo, dlatego nie zmienia składu mieszaniny równowagowej.

Doświadczenie: Fe^{3+} i SCN^-

$Fe^{3+} + SCN^- \rightleftarrows [Fe(SCN)]^{2+}$; kompleks jest czerwony, a oba jony w rozcieńczeniu prawie bezbarwne.

- Dodatek soli żelaza(III) lub tiocyjanianu: równowaga w prawo, barwa **intensywniejsza**.
- Dodatek NaOH: $Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow$ usuwa Fe^{3+}, równowaga w lewo, barwa nad osadem **jaśniejsza**.
- Probówka z samym roztworem wyjściowym jest **próbą kontrolną**: pozwala porównać barwę.
- W obserwacji piszesz o barwie i osadzie, a nie „powstaje kompleks”.

Jak czytać dane i wykresy

- **Wykres stężenia w czasie:** szybkość w danej chwili to nachylenie stycznej do krzywej, a średnia szybkość w przedziale – zmiana stężenia podzielona przez długość przedziału. Krzywa spłaszcza się, gdy substrat się wyczerpuje.
- **Tabela szybkości dla różnych stężeń:** wybierz dwa wiersze różniące się stężeniem jednego reagenta, podziel szybkości i porównaj z ilorazem stężeń. Potem zrób to samo dla drugiego reagenta, a k oblicz z dowolnego wiersza po wstawieniu rzędów.
- **Wiele reakcji naraz:** jeśli objętość mieszaniny zmieniła się po zmieszaniu, najpierw przelicz stężenia, dopiero potem porównuj szybkości.
- **Dwa profile na jednym wykresie** (bez katalizatora i z katalizatorem): ten sam poziom substratów i produktów, niższy szczyt krzywej z katalizatorem.
- **Równowaga w gazach:** z ciśnienia przy stałych V i T policz łączną liczbę moli, z niej ubytek substratu, a potem wypełnij tabelę z x. Dopiero wtedy podstaw stężenia do K_c.

Słowa kluczowe z zasad oceniania

Polecenie / temat	Co musi paść w odpowiedzi, żeby dostać punkt
Oblicz stałą równowagi	wyrażenie ze stężeniami równowagowymi (produkty w liczniku, potęgi = współczynniki), wynik; przy $\Delta n \neq 0$ liczby moli zamiast stężeń dają zły wynik
Napisz równanie kinetyczne	wykładniki z danych doświadczalnych, nie ze współczynników równania
Określ rząd reakcji	porównanie pomiarów, w których zmienia się jedno stężenie
Oblicz energię wydzieloną	liczba dodatnia z jednostką; ΔH – ze znakiem
Wyjaśnij, stosując regułę przekory	kierunek przesunięcia i przyczyna (np. mniejsza liczba moli gazów, usunięcie substratu)
Wyjaśnij rolę katalizatora	obniża energię aktywacji obu reakcji jednakowo, nie zmienia składu równowagowego
Zaznacz energię aktywacji	strzałka od poziomu substratów do maksimum krzywej
Oceń / uzasadnij	rozstrzygnięcie plus argument z danych lub z budowy układu
Sformułuj obserwację	barwa, osad, pęcherzyki, temperatura; nie nazwy produktów
Wynik obliczenia	z jednostką i wymaganą dokładnością; masy molowe z tablic CKE do dwóch miejsc po przecinku

Podgląd • Pierwsza Ławka

CO JESZCZE JEST W ŚRODKU

Notatki do matury z chemii (poziom rozszerzony) – rozdział 3: Kinetyka, równowaga chemiczna i energetyka reakcji, dla ucznia

Podgląd pokazał 3 z 4 stron. Pełna wersja: 4 stron A4, PDF do druku.

- Szybkość reakcji
- Doświadczenie: magnez z kwasami
- Równanie kinetyczne i rząd reakcji
- Energia aktywacji i katalizator
- Entalpia i energia wydzielona
- Stan równowagi i stała równowagi
- Tabela: początek – przereagowało – równowaga
- Reguła przekory
- Doświadczenie: Fe^{3+} i SCN^-
- Jak czytać dane i wykresy
- ramka „Słowa kluczowe z zasad oceniania” – czego wymaga klucz CKE przy poleceniach z tego działu,
- ramka „Najczęstsze błędy na maturze” – tak traci się punkty i tak jest dobrze,
- ramka „Zapamiętaj” – reguły i skróty do szybkiej powtórki.

Kup pełną wersję – plik od razu na e-mail

pierwszalawka.pl/material/chemia-matura-notatka-rozdzial-03-kinetyka-rownowaga-energetyka