# Kurs zadaniowy z chemii

Maturalis i Kamil Kaznowski

**Lekcja 9/25 – 13 stycznia 2023 r.**

Temat: Chemia fizyczna – utrwalenie wiadomości

**Zadanie 1.**

Do roztworu, w którym znajdowały się następujące jony o stężeniach: $[Ag^+] = 0{,}2\ mol\cdot dm^{-3}$, $[Fe^{2+}] = 0{,}1\ mol\cdot dm^{-3}$ i $[Fe^{3+}] = 0{,}2\ mol\cdot dm^{-3}$, wprowadzono blaszkę ze srebra.

**Oblicz stężenia molowe jonów w stanie równowagi dynamicznej:**

$$Ag^+_{(aq)} + Fe^{2+}_{(aq)} \rightleftharpoons Ag_{(s)} + Fe^{3+}_{(aq)}$$

$K = 3$

$$K = \frac{[Fe^{3+}]}{[Ag^+]\cdot[Fe^{2+}]}$$

Obliczenia:

| | $C_0$ | $\Delta$ | $C_R$ |
|---|---|---|---|
| $Ag^+$ | 0,2 | x | 0,2 − x |
| $Fe^{2+}$ | 0,1 | x | 0,1 − x |
| $Fe^{3+}$ | 0,2 | x | 0,2 + x |

$$\frac{3}{1} = \frac{0{,}2 + x}{(0{,}2 - x)(0{,}1 - x)}$$

$$0{,}2 + x = 3(0{,}02 - 0{,}2x - 0{,}1x + x^2)$$

$$0{,}2 + x = 3(0{,}02 - 0{,}3x + x^2)$$

$$0{,}2 + x = 0{,}06 - 0{,}9x + 3x^2$$

$$0{,}2 + x - 0{,}06 + 0{,}9x - 3x^2 = 0$$

$$\underset{a}{-3}x^2 + \underset{b}{1{,}9}x + \underset{c}{0{,}14} = 0$$

$$\Delta = 1{,}9^2 - 4\cdot(-3)\cdot 0{,}14$$

$$\Delta = 5{,}29$$

$$\sqrt{\Delta} = 2{,}3$$

$$x_1 = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a}$$

$$x_1 = \frac{-1{,}9 - 2{,}3}{-6}$$

$$x_1 = 0{,}7$$

$$x_2 = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2a}$$

$$x_2 = \frac{-1{,}9 + 2{,}3}{-6}$$

$$x_2 = -0{,}067$$

$$[Ag^+] = 0{,}2 - x = 0{,}2 - (-0{,}067) = 0{,}267\ mol/dm^3$$

$$[Fe^{2+}] = 0{,}1 - x = 0{,}1 - (-0{,}067) = 0{,}167\ mol/dm^3$$

$$[Fe^{3+}] = 0{,}2 + x = 0{,}2 + (-0{,}067) = 0{,}133\ mol/dm^3$$

**Zadanie 2.**
Średnia szybkość pewnej reakcji wynosi $4 \cdot 10^{-4}$ mol·dm$^{-3}$·s$^{-1}$. Po upływie 20 minut od chwili zainicjowania reakcji, stężenie substratu wynosiło 5 mol·dm$^{-3}$.
**Oblicz, jakie było początkowe stężenie substratu. Wynik podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.**

Obliczenia:

$A \longrightarrow B$

$$v_{śr} = -\frac{\Delta c_A}{\Delta t} = \frac{\Delta c_B}{\Delta t}$$

$\Delta c_A = c_k - c_p$

$\Delta t = t_k - t_o$

$t = 0 \qquad t_k = 20\ min$

$\Delta t = 20\ min = 20 \cdot 60 = 1200\ s$

$c_p = ? \qquad c_k = 5$

$\Delta c = c_k - c_p$

$$4 \cdot 10^{-4} = -\frac{(5 - c_p)}{1200} \quad / \cdot 1200$$

$0{,}48 = -5 + c_p$

$c_p = 0{,}48 + 5$

$c_p = 5{,}48\ mol/dm^3$

**Zadanie 3.**

Pewna reakcja chemiczna przebiega według równania stechiometrycznego:

$$2\ NO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2\ NOCl_{(g)}$$

Równanie kinetyczne reakcji przyjmuje postać:

$$v = k \cdot [NO]^2 \cdot [Cl_2]$$

gdzie stała szybkości reakcji w temp. 25°C wynosi 8,6 $dm^6 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}$.

Stężenia początkowe substratów wynosiły: $[Cl_2] = 4\ mol \cdot dm^{-3}$, $[NO] = 6\ mol \cdot dm^{-3}$.

**Oblicz, jak zmieni się szybkość reakcji, jeśli przereaguje 25% początkowej ilości chloru.**

Obliczenia:

$V_0 = 8{,}6 \cdot 6^2 \cdot 4 = 1238{,}4 \ \frac{mol}{dm^3 \cdot s}$

$4 \cdot 0{,}25 = 1 \ \frac{mol}{dm^3}$ (tyle przereagowało)

$[Cl_2] = 4 - 1 = 3$

stechiometria $NO : Cl_2 \rightarrow 2 : 1$

$2 \ \frac{mol}{dm^3} \rightarrow$ tyle przereagowało NO

$[NO] = 6 - 2 = 4$

$V_2 = 8{,}6 \cdot 4^2 \cdot 3 = 412{,}8 \ \frac{mol}{dm^3 \cdot s}$

$\frac{V_0}{V_2} = \frac{1238{,}4}{412{,}8} = 3$

Szybkość zmalała 3 razy.

**Zadanie 4.**

Fosfor występuje w postaci kilku odmian alotropowych. Są to m.in. fosfor biały i fosfor czerwony. Ciepło spalania fosforu białego $P_4$ i fosforu czerwonego $P_4$ są odpowiednio równe: $-9{,}91\ kJ \cdot mol^{-1}$ $-8{,}78\ kJ \cdot mol^{-1}$.

**Oblicz molową entalpię przejścia fosforu białego w fosfor czerwony.**

Obliczenia:

$P_4(biały) \longrightarrow P_4(czerwony) \quad \Delta H = ?$

$P_4(biały) + 5O_2 \longrightarrow P_4O_{10} \quad \Delta H_1 = -9{,}91$

$P_4(czerwony) + 5O_2 \longrightarrow P_4O_{10} \quad \Delta H_2 = -8{,}78$

$P_4(biały) + \cancel{5O_2} \longrightarrow \cancel{P_4O_{10}} \quad \Delta H_1 = -9{,}91$

$\cancel{P_4O_{10}} \longrightarrow \cancel{5O_2} + P_4(czerwony) \quad \Delta H_2 = 8{,}78$

$\Delta H = -1{,}13\ kJ$

## Zadanie 5.

Reakcje odwracalne nie przebiegają do końca, ponieważ po pewnym czasie ustala się stan równowagi chemicznej, charakteryzujący się tym, że obok siebie istnieją zarówno substraty jak i produkty reakcji. Przykładem takiej reakcji jest poniższa reakcja:

$$2H_2S_{(g)} + 3O_{2(g)} \leftrightarrow 2SO_{2(g)} + 2H_2O_{(c)} \qquad \Delta H = -1106kJ$$

Jak przesunie się równowaga reakcji (w prawo czy w lewo), jeśli do układu wprowadzimy następujące zmiany:

| Zmiany w układzie: | Przesunięcie równowagi: |
|---|---|
| użycie katalizatora | nie wpływa |
| zwiększenie ciśnienia | w prawo |
| usunięcie siarkowodoru | w lewo |
| podwyższenie temperatury | w lewo |

## Zadanie 6.

Badano kinetykę reakcji utleniania jonów bromkowych jonami bromianowymi(V) w środowisku kwasowym, która przebiega zgodnie z równaniem:

$$5Br^- + BrO_3^- + 6H^+ \rightarrow 3Br_2 + 3H_2O$$

Na podstawie pomiarów kinetycznych ustalono następującą zależność między szybkością tej reakcji a stężeniami reagentów: $v = k \cdot [Br^-] \cdot [BrO_3^-] \cdot [H^+]^2$

$v = k \cdot c^4 \rightarrow k = \frac{v}{c^4} = \frac{\frac{mol}{dm^3 \cdot s}}{\left(\frac{mol}{dm^3}\right)^4} = \frac{mol}{dm^3 \cdot s} \cdot \frac{dm^{12}}{mol^4} = \frac{dm^9}{mol^3 \cdot s}$

Stała szybkości reakcji w zależności od postaci równania kinetycznego może mieć różny wymiar. Niżej przedstawiono przykładowe wyrażenia oznaczone literami A–D.

A. $\frac{dm^6}{mol^2 \cdot s}$ +

B. $\frac{dm^9}{mol^3 \cdot s}$

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

D. $\frac{1}{s}$

**Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i zaznacz jedną odpowiedź spośród podanych w każdym nawiasie.**

Stała szybkości reakcji utleniania jonów bromkowych jonami bromianowymi(V) ma jednostkę oznaczoną literą (A / B / C / D). Jedno z podanych wyrażeń nie może być jednostką stałej szybkości reakcji. To wyrażenie oznaczono literą (A / B / C / D).

$v \left[\frac{mol}{dm^3 \cdot czas}\right]$ | $k \rightarrow$ zależy od rozpuszczalności

**Zadanie 7.**

Zbadano wpływ zmian temperatury (doświadczenie I) i zmian ciśnienia (doświadczenie II) w układzie na wydajność otrzymywania produktu X w reakcji opisanej schematem:

$$a\,A\,(g) + b\,B\,(g) \rightleftarrows x\,X\,(g)$$

Wyniki pomiarów zamieszczono w poniższych tabelach. Zawartość produktu X w mieszaninie równowagowej wyrażono w procentach objętościowych.

Doświadczenie I

| Ciśnienie, MPa | Temperatura, °C | Zawartość produktu X w mieszaninie równowagowej |
|---|---|---|
| 20 | 300 | 63% |
| | 500 | 18% |
| | 700 | 4% |

egzo
$\Delta H < 0$

Doświadczenie II

| Temperatura, °C | Ciśnienie, MPa | Zawartość produktu X w mieszaninie równowagowej |
|---|---|---|
| 400 | 0,1 | 0,4% |
| | 10 | 26% |
| | 60 | 66% |

Na podstawie: K-H. Lautenschläger i in. *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007.

**Na podstawie przedstawionych wyników pomiarów wybierz spośród wymienionych poniżej proces, który zachodził w badanym układzie. Napisz numer wybranego procesu. Odpowiedź uzasadnij.**

| Numer procesu | Równanie reakcji | $\Delta H°$, kJ |
|---|---|---|
| 1 | $N_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftarrows 2NO\,(g)$ | 182,6 |
| 2 | $2F_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftarrows 2F_2O\,(g)$ | 49,0 |
| 3 | $N_2\,(g) + 3H_2\,(g) \rightleftarrows 2NH_3\,(g)$ | – 91,8 • |
| 4 | $Cl_2\,(g) + H_2\,(g) \rightleftarrows 2HCl\,(g)$ | – 184,6 • |

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 2004.

Numer procesu: 3

Uzasadnienie: Ze wzrostem temperatury maleje wydajność reakcji. Ze wzrostem ciśnienia w układzie rośnie wydajność reakcji (liczba moli gazowych substratów > liczba moli gazowego produktu).

**Zadanie 8.**

Reakcja rozkładu azotanu(V) ołowiu(II) jest procesem endoenergetycznym i przebiega zgodnie z równaniem:

$$2Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2PbO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

Wartości standardowych entalpii tworzenia związków biorących udział w opisanej reakcji podano w poniższej tabeli.

| | $Pb(NO_3)_2$ | $PbO$ | $NO_2$ |
|---|---|---|---|
| standardowa entalpia tworzenia $\Delta H^o$, $kJ \cdot mol^{-1}$ | –449,2 | –218,6 | 34,2 |

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 2013.

**Oblicz, ile energii na sposób ciepła należy dostarczyć, aby całkowicie rozłożyć 3,31 g $Pb(NO_3)_2$.**

Obliczenia:

$Pb + N_2 + 3O_2 \rightarrow Pb(NO_3)_2$ $\quad \Delta H_1 = -449,2$

$Pb + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow PbO$ $\quad \Delta H_2 = -218,6$

$\frac{1}{2}N_2 + O_2 \rightarrow NO_2$ $\quad \Delta H_3 = 34,2$

$2Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2Pb + 2N_2 + 6O_2$ $\quad \Delta H_1 = 898,4$

$2Pb + O_2 \rightarrow 2PbO$ $\quad \Delta H_2 = -437,2$

$2N_2 + 4O_2 \rightarrow 4NO_2$ $\quad \Delta H_3 = 136,8$

$\Delta H = 598\ kJ$

$M_{Pb(NO_3)_2} = 331\ g/mol$

662 g $Pb(NO_3)_2$ — 598 kJ

3,31 g — X

$X = 2,99\ kJ$

maturalis kaznowski.maturalnie maturalis.pl kurskaznowski.pl

$\Delta H = \sum \Delta H_{tw}^{pr} - \sum \Delta H_{tw}^{sub}$ $\quad \Delta H = \sum \Delta H_{sp}^{sub} - \sum \Delta H_{sp}^{prod.}$ $\quad \Delta H = \sum E_{wiąz}^{sub} - \sum E_{wiąz}^{pr.}$

**Zadanie 9.**

Do reaktora wprowadzono próbkę $N_2O_4$ o masie równej 4,14 g. W reaktorze utrzymywano stałe ciśnienie równe 1000 hPa i stałą temperaturę 298 K, natomiast zmianie mogła ulegać pojemność. W warunkach prowadzenia eksperymentu ustaliła się równowaga chemiczna opisana równaniem:

$$N_2O_4 \rightleftarrows 2NO_2$$

Objętość mieszaniny obu tlenków, po ustaleniu się stanu równowagi, była równa 1,32 $dm^3$.

**Oblicz stężeniową stałą równowagi $K_c$ przemiany w opisanych warunkach. Stała gazowa $R$ = 83,14 hPa · $dm^3$ · $mol^{-1}$ · $K^{-1}$. Przyjmij, że $NO_2$ i $N_2O_4$ są gazami doskonałymi.**

Obliczenia:

$M_{N_2O_4} = 92\ g/mol$

92 g — 1 mol

4,14 g — x

$x = 0,045\ mol\ N_2O_4$

$pV = nRT$

$n = \frac{pV}{RT}$

$n = \frac{1000 \cdot 1,32}{83,14 \cdot 298} = 0,053\ mol$

$\underbrace{0,045 - x}_{\text{liczba moli } N_2O_4} + \underbrace{2x}_{\text{liczba moli } NO_2} = 0,053$

$K = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$

$0,045 + x = 0,053$

$x = 0,008$

Stan równowagi:

$n_{N_2O_4} = 0,045 - x = 0,037\ mol \rightarrow C = \frac{0,037}{1,32} = 0,028$

$n_{NO_2} = 2x = 0,016\ mol \rightarrow C = \frac{0,016}{1,32} = 0,012$

$K = \frac{0,012^2}{0,028} = 5,14 \cdot 10^{-3}$

**Zadanie 10.**

Tlenek azotu(IV) $NO_2$ można zredukować katalitycznie za pomocą amoniaku. Przebieg tej reakcji opisano równaniem:

$$6NO_2 + 8NH_3 \xrightarrow{\text{katalizator, } T} 7N_2 + 12H_2O$$

Na podstawie: K. Schmidt-Szałowski, M. Szafran, E. Bobryk, J. Sentek, *Technologia chemiczna. Przemysł nieorganiczny*, Warszawa 2013.

W 5,0 $m^3$ powietrza znajdowało się 18 g tlenku azotu(IV) $NO_2$. Do tego powietrza wprowadzono 8,0 g amoniaku i przeprowadzono katalityczną redukcję zgodnie z powyższym równaniem. Ta reakcja zaszła z wydajnością równą 80 %. Tlenek azotu(IV) był jedynym składnikiem powietrza reagującym z amoniakiem.

**Oblicz, ile $dm^3$ azotu w przeliczeniu na warunki normalne powstało w wyniku opisanej redukcji $NO_2$. Następnie uzupełnij zdanie – napisz nazwę lub wzór substancji, której w opisanym procesie użyto w nadmiarze.**

Obliczenia:

Należy sprawdzić, której substancji użyto w nadmiarze:

$M_{NH_3} = 17\ g/mol$ $M_{NO_2} = 46\ g/mol$

$8 \cdot 17g\ NH_3 \text{ — } 7 \cdot 22,4dm^3\ N_2$ $6 \cdot 46g\ NO_2 \text{ — } 7 \cdot 22,4dm^3\ N_2$

$8g\ NH_3 \text{ — } x$ $18g\ NO_2 \text{ — } x$

$x = 9,22\ dm^3\ N_2$ $x = 10,23\ dm^3\ N_2$

↳ tyle $N_2$ powstałoby przy wydajności 100%

$9,22 \cdot 0,8 = 7,376\ dm^3$

$NO_2$ użyto w nadmiarze

Zadanie 11.

Ważnym etapem produkcji kwasu siarkowego(VI) jest katalityczne utlenianie tlenku siarki(IV) do tlenku siarki(VI) opisane równaniem:

$$2SO_2(g) + O_2(g) \underset{}{\overset{\text{katalizator, } T}{\rightleftharpoons}} 2SO_3(g)$$

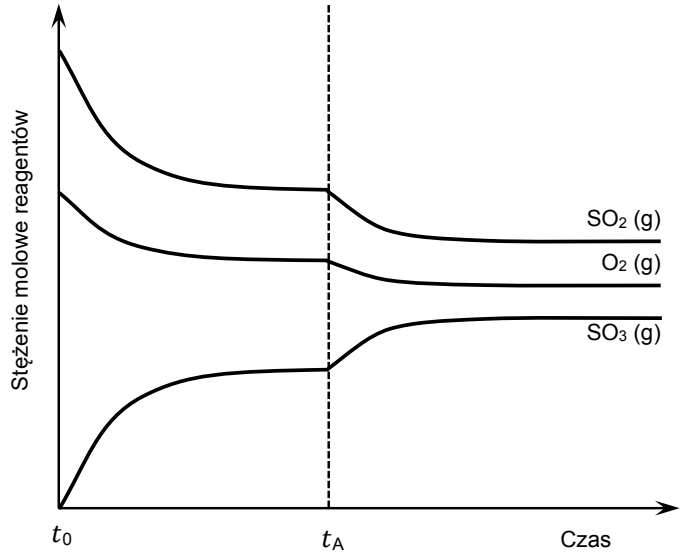
W tabeli podane są wartości stałej równowagi tej reakcji w wybranych temperaturach.

| Temperatura, °C | 450 | 500 | 600 | 700 |
|---|---|---|---|---|
| Stała równowagi | $0{,}35 \cdot 10^5$ | $0{,}52 \cdot 10^4$ | $0{,}22 \cdot 10^3$ | $0{,}23 \cdot 10^2$ |

egzo !

Na podstawie: Z. Sarbak, *Reakcje i procesy katalityczne*, „LAB. Laboratoria. Aparatura. Badania", nr 6, Katowice 2010.

Na poniższym wykresie przedstawiono zmiany stężenia molowego reagentów w trakcie opisanej reakcji prowadzonej w dwóch różnych temperaturach $T_1$ i $T_2$. Zmiana temperatury z $T_1$ do $T_2$ nastąpiła po ustaleniu się stanu równowagi w momencie zaznaczonym przerywaną linią i oznaczonym jako $t_A$.



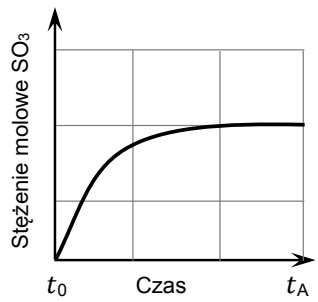

**Rozstrzygnij, czy w momencie $t_A$ nastąpiło podwyższenie, czy – obniżenie temperatury. Odpowiedź uzasadnij. W uzasadnieniu uwzględnij efekt energetyczny opisanej reakcji.**

Rozstrzygnięcie: obniżenie temperatury

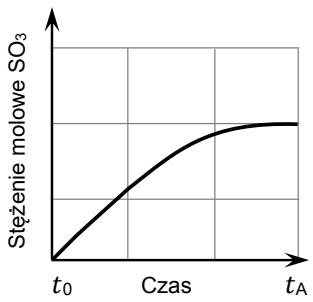
Uzasadnienie: Obniżenie temperatury dla procesu egzotermicznego zwiększa wydajność reakcji (wzrost ilości $SO_3$).

Na poniższych wykresach przedstawiono zmiany stężenia reagenta do ustalenia stanu równowagi. Na wykresie 1. powtórzono z poprzedniego wykresu (s. 4) krzywą ilustrującą zmianę stężenia molowego $SO_3$ w temperaturze $T_1$ – od momentu zapoczątkowania reakcji do momentu zmiany temperatury na $T_2$. Obok przedstawiono wykresy 2. i 3. Osie na wykresach 1.–3. są wyskalowane tak samo.

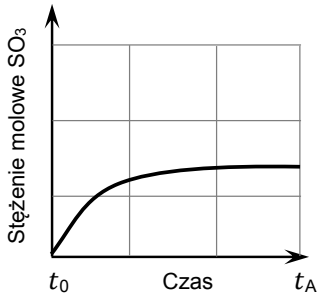
Wykres 1.




Wykres 2.




Wykres 3.




**Wybierz wykres (2. albo 3.), który może odpowiadać reakcji utleniania $SO_2$ do $SO_3$ w temperaturze $T_1$ prowadzonej <u>bez udziału katalizatora</u>, i napisz jego numer. Wybór uzasadnij.**

Numer wykresu: 2

Uzasadnienie: Katalizator nie wpływa na wydajność reakcji (tworzy się tyle samo $SO_3$).

**Zadanie 12.**

Do reaktora o pojemności 1,0 $dm^3$ wprowadzono pewną liczbę moli substancji A oraz pewną liczbę moli substancji B. Reaktor zamknięto i zainicjowano reakcję chemiczną, która przebiegała w stałej temperaturze $T$ zgodnie z równaniem:

$$A\,(g) + B\,(g) \rightleftarrows C\,(g) + D\,(g)$$

Do momentu ustalenia stanu równowagi przereagowało 20 % substancji A. W tych warunkach stężeniowa stała równowagi opisanej reakcji jest równa 2,0.

**Oblicz, jaki procent liczby moli wyjściowej mieszaniny stanowiła substancja A.**

Obliczenia:

| | $n_0$ | $\Delta$ | $n_R$ |
|---|---|---|---|
| A | 1 | 0,2 | 0,8 |
| B | • | 0,2 | • |
| C | — | 0,2 | 0,2 |
| D | — | 0,2 | 0,2 |

Zakładam, że wprowadzono 1 mol A

$$K = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

$$[B] = \frac{[C]\cdot[D]}{[A]\cdot K}$$

$$[B] = \frac{0,2 \cdot 0,2}{0,8 \cdot 2} = 0,025$$

$$[B]_0 = 0,025 + 0,2 = 0,225$$

$$\frac{1}{1+0,225} \cdot 100\% = 81,6\%$$

**Zadanie 13.**

Synteza amoniaku przebiega w fazie gazowej zgodnie z równaniem: $3H_2 + N_2 \rightleftarrows 2NH_3$. Równanie kinetyczne opisujące zależność szybkości tej reakcji od stężeń substratów ma postać: $v = k \cdot (c_{H_2})^3 \cdot c_{N_2}$

**Wykonaj odpowiednie obliczenia i określ, jak zmieni się (wzrośnie czy zmaleje i ile razy) szybkość tej reakcji, jeżeli przy niezmienionej ilości reagentów i niezmienionej temperaturze ciśnienie reagujących gazów zmaleje dwukrotnie.**

Obliczenia:

$V_0 = k \cdot 1^3 \cdot 1 = 1k$

$V_1 = k \cdot \left(\frac{1}{2}\right)^3 \cdot \frac{1}{2} = 0{,}0625k$

$\frac{V_0}{V_1} = \frac{1k}{0{,}0625k} = 16$

Szybkość reakcji zmaleje 16 razy.