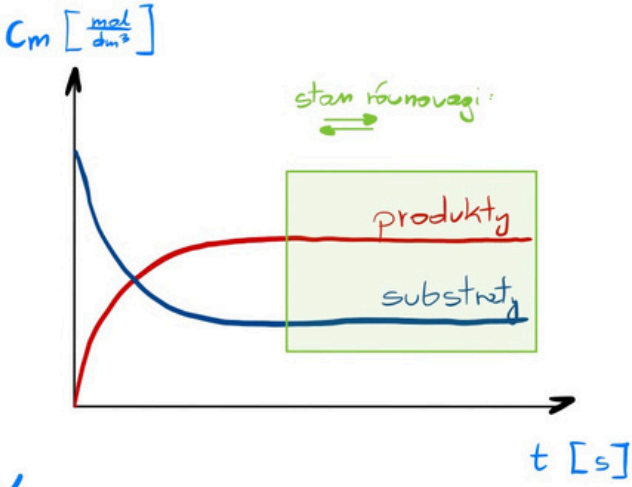
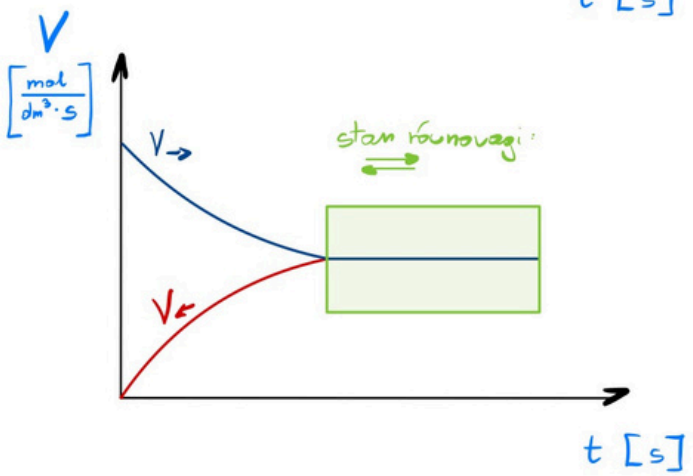
Szybkość reakcji chemicznej

To zmiana stężenia molowego reagenta w czasie jednej sekundy $v \left[\frac{mol}{dm^3 \cdot s}\right]$



W czasie trwania reakcji ubywa substratów więc szybkość reakcji v → maleje.

Dla reakcji odwracalnych w tym czasie przybywa produktu więc szybkość reakcji v ← rośnie.



W czasie trwania reakcji chemicznej ubywa substratu więc maleje szybkość reakcji v prawą stronę ($V_{\rightarrow}$) i jednocześnie rośnie stężenie produktu więc szybkość reakcji v lewą stronę ($V_{\leftarrow}$) też rośnie.

W stanie równowagi $V_{\rightarrow} = V_{\leftarrow}$ a stężenia molowe reagentów przestają się zmieniać w czasie.

Szybkość reakcji

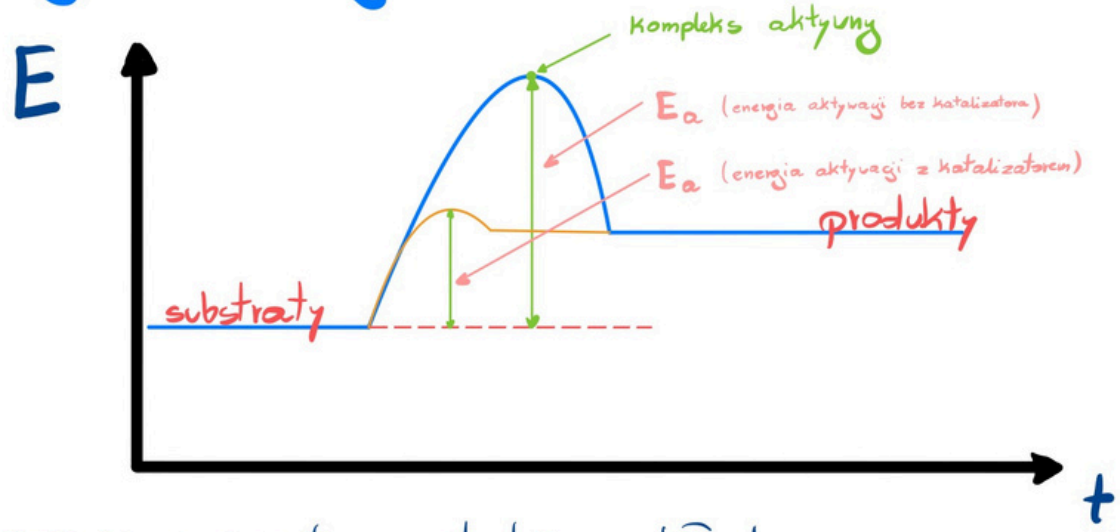
ŚREDNIĄ
Średnia szybkość reakcji w danym przedziale czasu.

CHWILOWĄ
Obliczana dla danej sekundy przy aktualnych stężeniach reagentów.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Aby doszło do reakcji niezbędne są **zderzenia efektywne** czyli zderzenia drobin odpowiednim miejscem i drobin o dostatecznie wysokiej energii, aby w wyniku zderzenia doszło do osiągnięcia bariery energetycznej - energii aktywacji reakcji chemicznej (E_a)



Na energię wewnętrzną drobiny składa się między innymi energia kinetyczna, która rośnie wraz ze wzrostem prędkości z jaką porusza się drobina. Zazwyczaj w układzie drobiny poruszają się z różną prędkością - większość tych drobin nie posiada wystarczającej energii do pokonania bariery E_a - takie zderzenia nazywamy nieefektywnymi.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Chwilowa szybkość reakcji chemicznej

Możemy ją obliczyć jeśli znamy stężenia substratów w danej sekundzie trwania reakcji chemicznej o ile znamy **równanie kinetyczne** które opisuje zależność szybkości reakcji od stężenia i jest równaniem wyznaczanym doświadczalnie, przez co często nie odzwierciedla równania reakcji chemicznej.

$2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$ ← równanie chemiczne

$$V = k \cdot C_{NO}^2 \cdot C_{O_2}$$ ← równanie kinetyczne

V – szybkość chwilowa $\left[\frac{mol}{dm^3 \cdot s}\right]$

k – stała szybkości reakcji [jednostka zależy od rzędu reakcji]

$C_{NO}^2 \cdot C_{O_2}$ – stężenia molowe substratów $\left[\frac{mol}{dm^3}\right]$

$C_m = \frac{n}{V}$

Zauważ

równanie kinetyczne ma te same potęgi przy stężeniach substratów co współczynniki stechiometryczne z równania reakcji chemicznej. Taka sytuacja może być przypadkowa lub reakcja jest elementarnym procesem jednoetapowym.

k stała szybkości, zależy od temperatury, nie zależy od stężeń.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

inny przykład:

$$2H_{2(g)} + 2NO_{(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

$$V = k \cdot C_{H_2} \cdot C_{NO}^2$$

Zauważ

że równanie kinetyczne nie ma tej samej potęgi przy stężeniu H_2 co oznacza, że równanie reakcji chemicznej nie jest procesem elementarnym i zachodzi w więcej niż jednym etapie.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6926

1.1

Informacja do zadań 13.–14.

W celu wyznaczenia równania kinetycznego reakcji opisanej równaniem:

$$2H_2(g) + 2NO(g) \rightleftarrows N_2(g) + 2H_2O(g)$$

do sześciu reaktorów wprowadzono jednocześnie tlenek azotu(II) i wodór. Początkowe stężenia obu reagentów oraz początkowe szybkości reakcji w każdym reaktorze (w temperaturze T) podane są w poniższej tabeli.

Reaktor	Stężenie, $mol \cdot dm^{-3}$		Początkowa szybkość reakcji, $mol \cdot dm^{-3} \cdot s^{-1}$
	NO	H_2	
I	0,005	0,001	v
II	0,005	0,002	$2v$
III	0,005	0,003	$3v$
IV	0,001	0,005	$0{,}2v$
V	0,002	0,005	$0{,}8v$
VI	0,003	0,005	$1{,}8v$

Zadanie 14. *(1 pkt)*

Przeanalizuj dane umieszczone w powyższej tabeli i napisz równanie kinetyczne opisanej w informacji reakcji, zastępując wykładniki potęg x i y w poniższym zapisie

$$v = k \cdot c_{NO}^{x} \cdot c_{H_2}^{y}$$

odpowiednimi wartościami liczbowymi.

.....

1.2

Zadanie 15.

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6927

Równanie kinetyczne reakcji opisanej równaniem:

$$2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$$

ma postać:

$$v = k \cdot c_{NO}^{2} \cdot c_{O_2}$$

Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2004.

Szybkość reakcji chemicznej v, wyrażona w jednostce: $mol \cdot dm^{-3} \cdot s^{-1}$, zależy od stężeń molowych substratów reakcji oraz od stałej szybkości reakcji k – współczynnika charakterystycznego dla danej reakcji. Stała szybkości reakcji zależy od temperatury, a nie zależy od stężenia substratów.

Zadanie 15.1. (0–1)

Napisz jednostkę stałej szybkości reakcji k w równaniu kinetycznym opisanej reakcji.

.....



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1.3

Zadanie 16. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6951

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: $v = k \cdot [Br^-] \cdot [BrO_3^-] \cdot [H^+]^2$

Zadanie 16.1. (0–1)

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).



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1.4

Informacja do zadań 8.–10. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6952

Reakcja syntezy pewnego związku XY jest opisana równaniem:

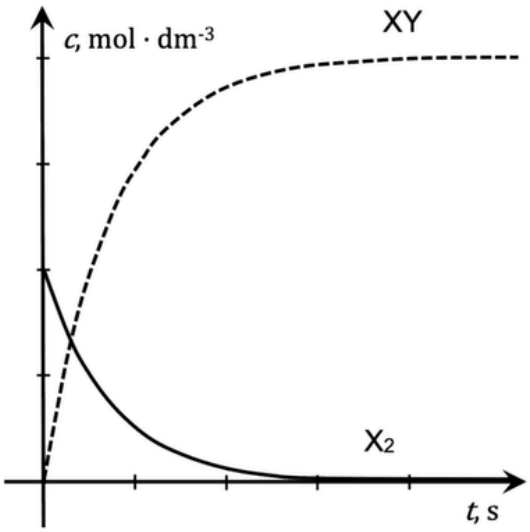
$$X_2(g) + Y_2(g) \rightleftarrows 2XY(g)$$

Stężeniowa stała równowagi tej przemiany w temperaturze T jest równa $K_c = 4{,}0$.

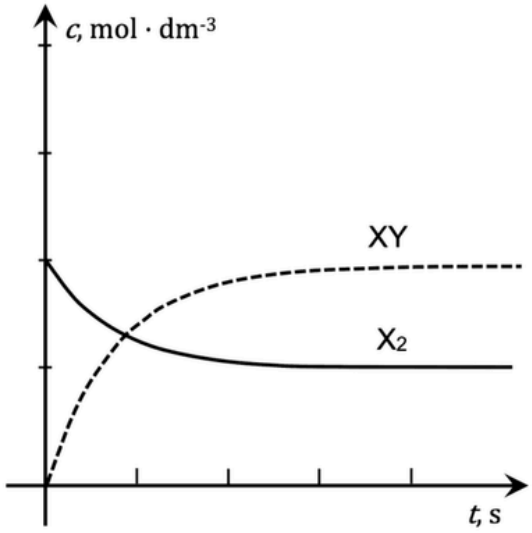
Zadanie 8. (0–1)

Spośród poniższych wykresów wybierz ten, który może przedstawiać zmianę stężenia substratu X_2 i produktu XY w czasie, przy założeniu, że substraty reakcji zmieszano w stosunku stechiometrycznym. Zaznacz literę A, B, C albo D.

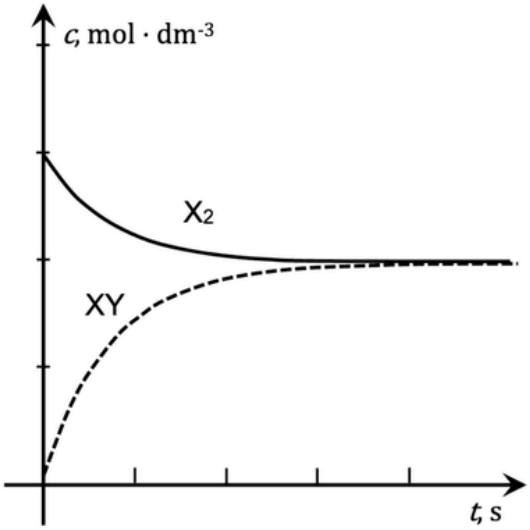
A.



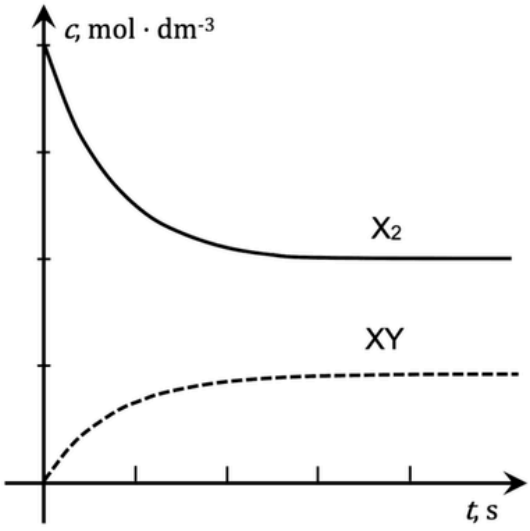
B.



C.



D.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1.5

Informacja do zadań 12. i 13.

W odpowiednich warunkach cyklopropan przekształca się w propen według schematu

$$\text{cyklopropan (g)} \rightarrow \text{propen (g)}$$

Zadanie 13. *(2 pkt)*

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6928

Szybkość przemiany cyklopropanu w propen jest wprost proporcjonalna do stężenia molowego cyklopropanu i wyraża się równaniem $v = k \cdot c_{\text{cyklopropanu}}$. W temperaturze 500 °C stała szybkości tej reakcji k wynosi około 7 s^{-1}.

Na podstawie: P.W. Atkins, *Chemia fizyczna*, Warszawa 2001.

W reaktorze o objętości równej 1 dm^3 umieszczono 12 moli cyklopropanu i ogrzano do temperatury 500 °C. Stwierdzono, że po 17 minutach od momentu zapoczątkowania reakcji liczba moli cyklopropanu wyniosła 6, po 34 minutach wyniosła 3, a po 51 minutach była równa 1,5.

13.1. Oblicz szybkość opisanej reakcji w następujących momentach:

- **początkową, v_0**
- **po 17 minutach od momentu zapoczątkowania reakcji, v_1**
- **po 34 minutach od momentu zapoczątkowania reakcji, v_2**
- **po 51 minutach od momentu zapoczątkowania reakcji, v_3.**

Wypełnij poniższą tabelę.

Czas, minuty	0	17	34	51
Szybkość, $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$	$v_0 =$	$v_1 =$	$v_2 =$	$v_3 =$

1.6

Zadanie 33. *(2 pkt)*

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6929

Szybkość reakcji

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{\text{T,kat.}} 2SO_3$$

wyraża się równaniem kinetycznym $V = k[SO_2]^2[O_2]$

Oblicz, jak zmieni się szybkość tej reakcji, jeżeli do przeprowadzenia procesu, przy niezmienionej ilości reagentów, zastosuje się naczynie o trzykrotnie mniejszej objętości.

Obliczenia:

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1.7

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6930

Zadanie 15. (*2 pkt*)

Tlenek azotu(II) reaguje z tlenem, tworząc tlenek azotu(IV):

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

Szybkość tej reakcji opisuje równanie kinetyczne: $v = k\,[NO]^2[O_2]$

Oblicz, ile razy należy zwiększyć stężenie tlenku azotu(II), nie zmieniając stężenia tlenu i warunków przebiegu procesu, aby szybkość reakcji wzrosła czterokrotnie.

Obliczenia:

Odpowiedź:

1.8

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6931

Zadanie 24. (*2 pkt*)

Szybkość pewnej reakcji zachodzącej w fazie gazowej wyraża się równaniem kinetycznym $v = k \cdot c_A^2 \cdot c_B$.

Przedstaw zależność między początkową i końcową szybkością tej reakcji oraz oblicz, jak zmieni się szybkość reakcji, jeżeli przy niezmienionej ilości reagentów i niezmienionej temperaturze ciśnienie reagujących gazów zmaleje dwukrotnie.

Zależność między początkową i końcową szybkością reakcji (obliczenia):

Odpowiedź:



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1.9

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6932

Zadanie 15. *(2 pkt)*

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:

Odpowiedź:

1. 10

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6933

Informacja do zadań 13.–14.

W celu wyznaczenia równania kinetycznego reakcji opisanej równaniem:

$$2H_2(g) + 2NO(g) \rightleftarrows N_2(g) + 2H_2O(g)$$

do sześciu reaktorów wprowadzono jednocześnie tlenek azotu(II) i wodór. Początkowe stężenia obu reagentów oraz początkowe szybkości reakcji w każdym reaktorze (w temperaturze *T*) podane są w poniższej tabeli.

Reaktor	Stężenie, $mol \cdot dm^{-3}$		Początkowa szybkość reakcji, $mol \cdot dm^{-3} \cdot s^{-1}$
	NO	H_2	
I	0,005	0,001	v
II	0,005	0,002	$2v$
III	0,005	0,003	$3v$
IV	0,001	0,005	$0{,}2v$
V	0,002	0,005	$0{,}8v$
VI	0,003	0,005	$1{,}8v$

Zadanie 13. *(1 pkt)*

Podaj, ile razy zwiększy się początkowa szybkość reakcji, jeżeli w temperaturze *T*

– stężenie wodoru podwoi się przy niezmienionym stężeniu tlenku azotu(II).

.....

– stężenie tlenku azotu(II) wzrośnie trzykrotnie przy niezmienionym stężeniu wodoru.

.....



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1. 11

Zadanie 8. (0–2) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6934

Reakcja redukcji tlenku azotu(II) wodorem przebiega zgodnie z równaniem:

$$2NO(g) + 2H_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$$

Szybkość tej reakcji wyraża się następującym równaniem kinetycznym:

$$v = k \cdot c_{NO}^2 \cdot c_{H_2}$$

W tym równaniu k jest współczynnikiem proporcjonalności zwanym stałą szybkości reakcji, c_{NO} i c_{H_2} oznaczają stężenia molowe odpowiednio tlenku azotu(II) i wodoru. Stała szybkości k jest charakterystyczna dla danej reakcji, zależy od temperatury, ale nie zależy od stężenia substratów.

Na podstawie: K. Pigoń, Z. Ruziewicz, *Chemia fizyczna. Podstawy fenomenologiczne*, Warszawa 2007.

W zamkniętym reaktorze o pojemności 2 dm^3 zmieszano 6 moli tlenku azotu(II) i 4 mole wodoru. Podczas reakcji utrzymywano stałą temperaturę.

Oblicz stosunek szybkości opisanej reakcji w chwili, gdy przereaguje 50% początkowej ilości tlenku azotu(II), do szybkości początkowej tej reakcji.

Obliczenia:

1. 12

Zadanie 6. *(2 pkt)* https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6935

Szybkość pewnej reakcji chemicznej zachodzącej zgodnie z równaniem stechiometrycznym

$$A + B \rightarrow C$$

opisuje równanie kinetyczne

$$v = k \cdot c_A \cdot c_B$$

Stała szybkości tej reakcji w temperaturze 20 °C ma wartość $k = 0{,}1\ dm^3 \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$.
Sporządzono roztwór, w którym początkowe stężenie substancji A wynosiło 0,2 $mol \cdot dm^{-3}$, a początkowe stężenie substancji B było równe 0,4 $mol \cdot dm^{-3}$. Temperatura roztworu była utrzymywana na poziomie 20 °C.

Oblicz szybkość reakcji substancji A i B (w temperaturze 20 °C) w momencie, w którym stężenie molowe substratu A zmalało do połowy jego początkowej wartości. Pamiętaj o podaniu wyniku z jednostką.

Obliczenia:

Odpowiedź:



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1. 13

Zadanie 7. *(2 pkt)* https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6936

Synteza jodowodoru przebiega zgodnie z równaniem:

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$$

Równanie kinetyczne tej syntezy jest następujące: $v = k \cdot c_{H_2} \cdot c_{I_2}$, gdzie c_{H_2} i c_{I_2} oznaczają stężenie substratów. W temperaturze 400 °C stała szybkości tej reakcji $k = 2,42 \cdot 10^{-2}\ mol^{-1} \cdot dm^3 \cdot s^{-1}$.

Na podstawie: P.W. Atkins, *Chemia fizyczna*, Warszawa 2001.

W temperaturze 400 °C do reaktora o stałej pojemności równej 2 dm^3 wprowadzono mieszaninę dwóch moli gazowego wodoru i jednego mola gazowego jodu. Po zamknięciu reaktora zainicjowano reakcję, przy czym utrzymywano stałą temperaturę 400 °C.

Oblicz szybkość syntezy jodowodoru w momencie, gdy reakcji uległa połowa początkowej ilości jodu.

Obliczenia:

1. 14

Zadanie 15. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6937

Równanie kinetyczne reakcji opisanej równaniem:

$$2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$$

ma postać:

$$v = k \cdot c_{NO}^2 \cdot c_{O_2}$$

Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2004.

Szybkość reakcji chemicznej v, wyrażona w jednostce: $mol \cdot dm^{-3} \cdot s^{-1}$, zależy od stężeń molowych substratów reakcji oraz od stałej szybkości reakcji k – współczynnika charakterystycznego dla danej reakcji. Stała szybkości reakcji zależy od temperatury, a nie zależy od stężenia substratów.

Zadanie 15.2. (0–2)

W zamkniętym reaktorze o pojemności 2 dm^3 zmieszano 6 moli tlenku azotu(II) i 4 mole tlenu. Podczas reakcji utrzymywano stałą temperaturę T.

Oblicz, ile razy zmaleje szybkość opisanej reakcji w stosunku do szybkości początkowej, w momencie, w którym stężenie tlenu zmniejszy się o 1 $mol \cdot dm^{-3}$.

Obliczenia:

1. 15

Zadanie 19. *(3 pkt)*

Reakcja A + 2B ⇄ C przebiega w temperaturze T według równania kinetycznego $v = k \cdot c_A \cdot c_B^2$. Początkowe stężenie substancji A było równe 2 mol · dm^{-3}, a substancji B było równe 3 mol · dm^{-3}. Szybkość początkowa tej reakcji była równa 5,4 mol · dm^{-3} · s^{-1}.

a) Oblicz stałą szybkości reakcji w temperaturze T, wiedząc, że dla reakcji przebiegającej według równania kinetycznego $v = k \cdot c_A \cdot c_B^2$ stała szybkości k ma jednostkę: mol^{-2} · dm^{6} · s^{-1}.

Obliczenia:

Odpowiedź:

b) Korzystając z powyższych informacji, oblicz szybkość reakcji w momencie, gdy przereaguje 60% substancji A. Wynik podaj z dokładnością do czwartego miejsca po przecinku.

Obliczenia:

Odpowiedź:



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1. 16

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6939

Zadanie

$A_2 + B_2 \longrightarrow 2AB \qquad V = k \cdot [A_2] \cdot [B_2]^2$

Do reaktora o pojemności $1\,dm^3$ wprowadzono 4 mole cząsteczek A_2 i a moli cząsteczek B_2. W pewnym momencie stwierdzono, że 25% cząsteczek A_2 przereagowało a szybkość reakcji zmalała 2 razy. Ustal liczbę moli a.

1. 17

Informacja do zadań 5.–6. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6953

W roztworze alkoholowo-wodnym zawierającym bromometan oraz wodorotlenek sodu przebiega reakcja opisana równaniem:

$$CH_3Br + OH^- \rightarrow CH_3OH + Br^-$$

Zależność szybkości tej reakcji od stężeń reagentów przedstawia równanie kinetyczne:

$$v = k \cdot c_{CH_3Br} \cdot c_{OH^-}$$

W temperaturze 55 °C wartość k jest równa $2{,}14 \cdot 10^{-2}\ dm^3 \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$.

Na podstawie: R.T. Morrison, R.N. Boyd, *Chemia organiczna*, Warszawa 1996.

Zadanie 6. (0–2)

Reakcję CH_3Br z NaOH prowadzono w temperaturze 55 °C. Po pewnym czasie stężenie jonów OH^- – wskutek przebiegu reakcji chemicznej – zmalało z $0{,}060\ mol \cdot dm^{-3}$ do wartości $0{,}050\ mol \cdot dm^{-3}$, a szybkość reakcji wynosiła $1{,}07 \cdot 10^{-5}\ mol \cdot dm^{-3} \cdot s^{-1}$.

Oblicz początkowe stężenie molowe bromometanu.

Obliczenia:



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1. 18

Informacja do zadań 5.–6. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6954

W roztworze alkoholowo-wodnym zawierającym bromometan oraz wodorotlenek sodu przebiega reakcja opisana równaniem:

$$CH_3Br + OH^- \rightarrow CH_3OH + Br^-$$

Zależność szybkości tej reakcji od stężeń reagentów przedstawia równanie kinetyczne:

$$v = k \cdot c_{CH_3Br} \cdot c_{OH^-}$$

W temperaturze 55 °C wartość k jest równa $2{,}14 \cdot 10^{-2}\ dm^3 \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$.

Na podstawie: R.T. Morrison, R.N. Boyd, *Chemia organiczna*, Warszawa 1996.

Zadanie 5. (0–1)

Opisaną reakcję otrzymywania metanolu prowadzono w jednakowej temperaturze w dwóch roztworach (I i II) o równej początkowej liczbie moli jonów OH^- i bromometanu. Wskutek użycia większej ilości rozpuszczalnika objętość roztworu II była dwukrotnie większa.
Trzej uczniowie – oznaczeni jako A, B i C – sformułowali wnioski dotyczące wpływu różnicy objętości roztworów na początkową szybkość reakcji. Wnioski poszczególnych uczniów zapisano w tabeli.

Uczeń	Wniosek
A	Początkowa szybkość reakcji w roztworze I jest dwukrotnie większa od początkowej szybkości reakcji w roztworze II.
B	Początkowa szybkość reakcji w roztworze I jest czterokrotnie większa od początkowej szybkości reakcji w roztworze II.
C	Początkowa szybkość reakcji w roztworze I jest taka sama jak początkowa szybkość reakcji w roztworze II.

Rozstrzygnij, który uczeń (A, B czy C) sformułował poprawny wniosek. Odpowiedź uzasadnij.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1. 19

Informacja do zadań 18.–19. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6955

Tiosiarczan(VI) sodu występuje w postaci hydratu o wzorze $Na_2S_2O_3 \cdot xH_2O$. Podczas ogrzewania rozpuszcza się on w wodzie krystalizacyjnej i tworzy roztwór o stężeniu 63,71 % masowych. Pod wpływem kwasu roztwór tiosiarczanu(VI) sodu przyjmuje mleczne zabarwienie wskutek pojawienia się koloidalnej siarki, a ponadto wydziela się tlenek siarki(IV).

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004.

Zadanie 19. (0–1)

Do czterech probówek I, II, III i IV wlano kolejno 1 cm^3, 2 cm^3, 4 cm^3, 8 cm^3 wodnego roztworu tiosiarczanu(VI) sodu o stężeniu 0,008 mol · dm^{-3} i dodano wody destylowanej do objętości 12 cm^3. Do każdej probówki wprowadzono po 5 cm^3 kwasu solnego o stężeniu 10 % masowych i zawartość każdej probówki wymieszano. Następnie mierzono czas, który upłynął od wymieszania roztworu do pojawienia się zmętnienia. Podczas doświadczenia utrzymywano stałą temperaturę T.

Dane dotyczące doświadczenia przedstawiono w poniższej tabeli:

Numer probówki	Objętość roztworu $Na_2S_2O_3$ o stężeniu 0,008 mol · dm^{-3}, cm^3	Objętość wody destylowanej, cm^3	Objętość końcowa roztworu, cm^3	Objętość dodanego HCl (aq), cm^3
I	1	11	12	5
II	2	10		
III	4	8		
IV	8	4		

Napisz, w której probówce czas od zmieszania reagentów do pojawienia się zmętnienia był najdłuższy. Uzasadnij swoją odpowiedź.

Numer probówki: .....

Uzasadnienie: .....

.....



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1. 20

Zadanie 26. ***(1 pkt)***

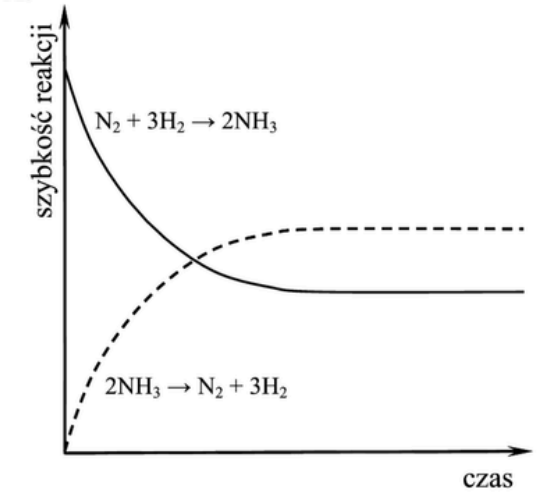
W zamkniętym reaktorze zmieszano znane ilości azotu i wodoru. Utrzymując wysoką, stałą temperaturę, mierzono zmiany stężeń azotu, wodoru i amoniaku aż do osiągnięcia przez układ stanu równowagi i pewien czas po tym momencie. Na podstawie wyników tych pomiarów wykonano wykres zależności szybkości reakcji od czasu.

Z poniższych wykresów wybierz ten, który ilustruje zmiany szybkości reakcji tworzenia amoniaku i szybkości reakcji rozkładu amoniaku w czasie opisanego eksperymentu (zaznacz wykres A, B, C lub D).

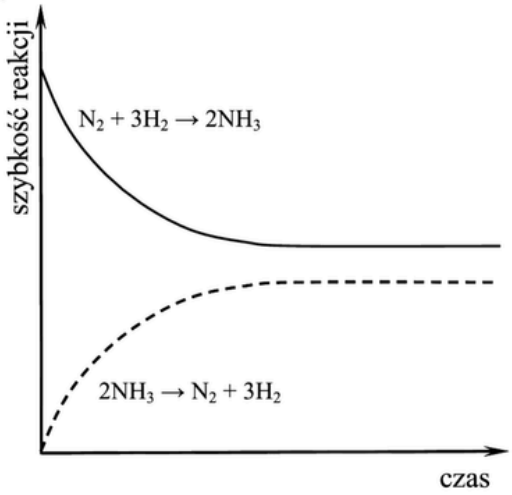
——— *oznacza szybkość reakcji tworzenia amoniaku*

- - - - - - - - *oznacza szybkość rozkładu amoniaku na azot i wodór*

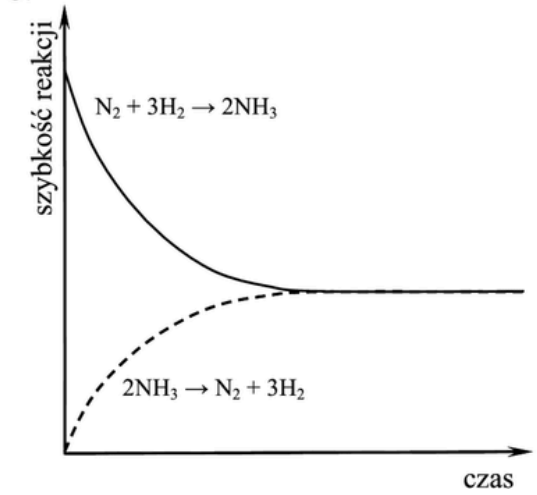
A.



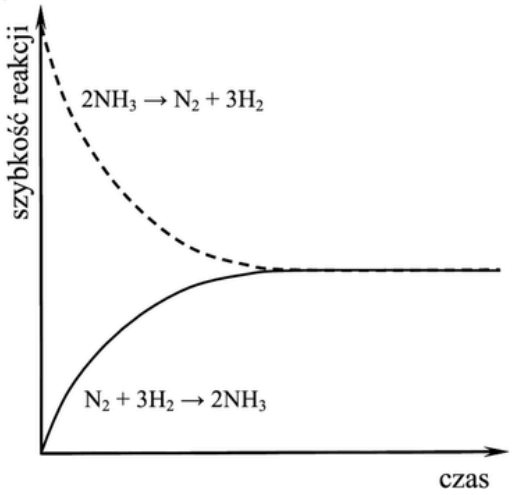
B.



C.



D.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6940

Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej:

E_a, katalizator, T, p (dla gazów)
stopień rozdrobnienia (c.st.), mieszanie.

Energia aktywacji, czyli najmniejsza porcja energii potrzebna do zainicjowania reakcji chemicznej. Można powiedzieć, że im mniejsza E_a, tym szybciej przebiega reakcja chemiczna.

Katalizator - drobina chemiczna, która będąc w układzie obniża energię aktywacji co zwiększa szybkość reakcji chemicznej (więcej cząsteczek chemicznych o niższej energii jest w stanie wziąść udział w reakcji.)

- katalizator bierze udział w reakcji chemicznej i zostaje odtworzony w jednym z jej etapów
- katalizator nie zaburza stanu dynamicznej równowagi, tylko przyspiesza moment jej ustanowienia.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

2.1

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6941

Zadanie 6. ***(2 pkt)***

Pewna reakcja chemiczna zachodzi w trzech następujących po sobie etapach.

Etap 1. $I^- + H_2O_2 \rightarrow IO^- + H_2O$

Etap 2. $IO^- + I^- + 2H^+ \rightarrow I_2 + H_2O$

Etap 3. $I_2 + 2S_2O_3^{2-} \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2I^-$

a) Przeanalizuj podany mechanizm reakcji i na jego podstawie napisz sumaryczne równanie przemiany w formie jonowej skróconej. Podaj wzór drobiny, która pełni funkcję katalizatora.

Równanie reakcji: .....

Wzór katalizatora: .....

b) Napisz wzory wszystkich produktów przejściowych opisanej przemiany.

.....

2.2

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6942

Zadanie 10. ***(2 pkt)***

Pewna przemiana chemiczna przebiega w obecności katalizatora w dwóch etapach.

Etap I: $CH_3CHO + I_2 \rightarrow CH_3I + HI + CO$

Etap II: $CH_3I + HI \rightarrow CH_4 + I_2$

Ustal wzór katalizatora opisanej przemiany oraz napisz sumaryczne równanie reakcji.

Wzór katalizatora: .....

Sumaryczne równanie reakcji:

.....

2.3

Zadanie 6. (0–1) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6943

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

Działanie katalizatora prowadzi do (obniżenia / podwyższenia) energii aktywacji katalizowanej reakcji. Obecność katalizatora (wpływa / nie wpływa) na wydajność procesu. Katalizatory (zmieniają szybkość / nie zmieniają szybkości), z jaką układ osiąga stan równowagi.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6944

2.4

Informacja do zadań 14.–15.

Energia aktywacji określa wielkość bariery energetycznej, którą muszą pokonać reagujące drobiny, aby doszło do reakcji chemicznej. Im mniejsza jest energia aktywacji dla danej reakcji, tym szybciej zachodzi przemiana. Dużą energię aktywacji reakcji można zmniejszyć, jeżeli wprowadzi się do układu katalizator.
Nadtlenek wodoru ulega reakcji rozkładu według równania:

$$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$$

W temperaturze pokojowej szybkość rozkładu H_2O_2 jest mała. W poniższej tabeli podano wartości energii aktywacji reakcji rozkładu H_2O_2 bez udziału katalizatora oraz z udziałem różnych katalizatorów.

Nazwa katalizatora	Energia aktywacji rozkładu H_2O_2 w temperaturze T, $kJ \cdot mol^{-1}$
bez katalizatora	75
peroksydaza (enzym)	23
platyna	49
tlenek manganu(IV)	58

Na podstawie: E. A. Moelwyn-Hughes, *Physical Chemistry*, London, New York, Paris 2012.

Zadanie 14. *(1 pkt)*

Oceń, którego katalizatora spośród wymienionych w informacji należy użyć, aby reakcja rozkładu nadtlenku wodoru w temperaturze *T* przebiegła z największą szybkością. Napisz nazwę tego katalizatora.

.....

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6945

2.5

Zadanie 9. *(1 pkt)*

Napisz, czy zastosowanie katalizatora ma wpływ na wartość i znak entalpii reakcji.

.....



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

2.6

Zadanie 5. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6946

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

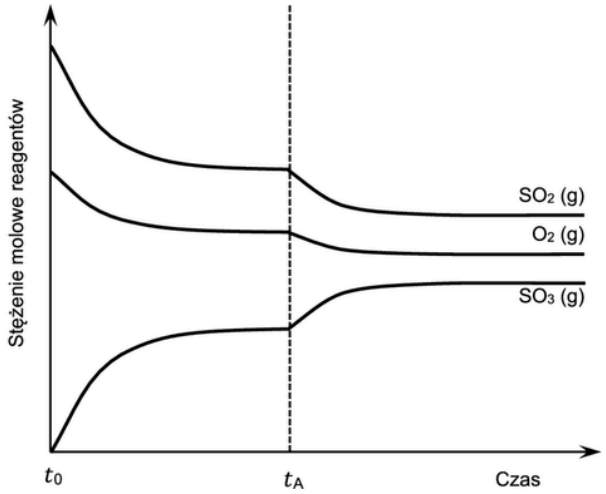
$$2SO_2(g) + O_2(g) \underset{}{\overset{\text{katalizator, } T}{\rightleftharpoons}} 2SO_3(g)$$

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

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

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

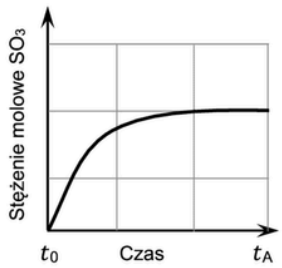
Na poniższym wykresie przedstawiono zmiany stężenia molowego reagentów w trakcie opisanej reakcji prowadzonej w dwóch różnych temperaturach T_1 i T_2. Zmiana temperatury z T_1 do T_2 nastąpiła po ustaleniu się stanu równowagi w momencie zaznaczonym przerywaną linią i oznaczonym jako t_A.



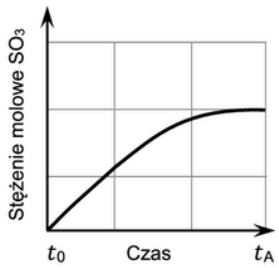
Zadanie 5.2. (0–1)

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.

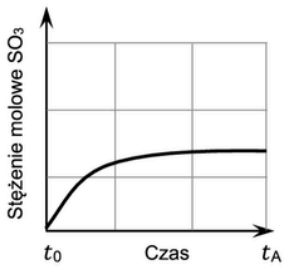
Wykres 1.



Wykres 2.



Wykres 3.



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

Numer wykresu: .....

Uzasadnienie: .....

.....

Kurs maturalny- Stechiometria
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

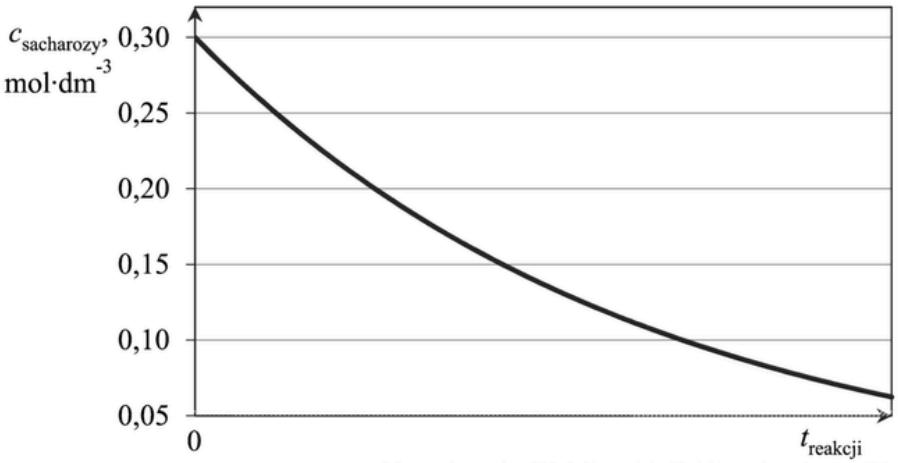
2.7

Zadanie 39. (0–1) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6947

Przygotowano wodny roztwór sacharozy, który zakwaszono kwasem siarkowym(VI) i przeprowadzono reakcję hydrolizy sacharozy w temperaturze 298 K. Ta reakcja przebiega zgodnie ze schematem:

$$\text{sacharoza} + \text{woda} \xrightarrow{H^+} \text{glukoza} + \text{fruktoza}$$

W czasie doświadczenia mierzono stężenie sacharozy w mieszaninie reakcyjnej i wyniki tych pomiarów przedstawiono na poniższym wykresie.



Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 1997.

Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	Szybkość hydrolizy sacharozy była największa w momencie rozpoczęcia reakcji.	**P**	**F**
2.	W momencie, w którym stężenie sacharozy wyniosło 0,15 $mol \cdot dm^{-3}$, stężenie glukozy było równe 0,75 $mol \cdot dm^{-3}$.	**P**	**F**
3.	W opisanej reakcji hydrolizy kwas siarkowy(VI) pełni funkcję katalizatora.	**P**	**F**

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

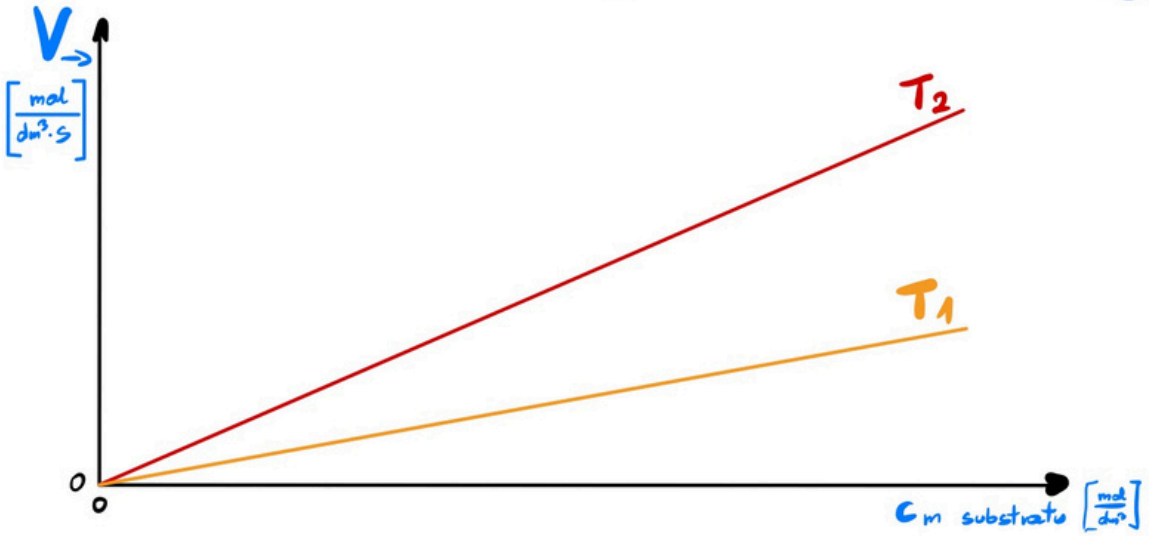
https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6982

Temperatura

Wzrost temperatury powoduje wzrost szybkości każdej reakcji chemicznej - zarówno endotermicznej jak i egzotermicznej.

Tłumaczymy ten fakt wzrostem ruchliwości drobin w wyższej temperaturze co oznacza wzrost ich energii kinetycznej i w efekcie więcej zderzeń osiąga barierę energii aktywacji w tym samym czasie.

- wzrost temp. o każde 10 stopni powoduje wzrost szybkości reakcji od 2 do 4 razy.



$T_2 > T_1$



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Ciśnienie (dla gazów)

Przy stałej ilości gazu ($n = const.$) i stałej temperaturze ($T = const.$) wzrost ciśnienia wywołany zmniejszeniem objętości naczynia reakcyjnego powoduje wzrost szybkości reakcji. Dochodzi do wzrostu liczby zderzeń aktywnych poprzez wzrost stężenia molowego reagentów ($C_m = \frac{n}{V}$ ← $n = const$, ← V maleje).

Stężenie molowe

Wzrost stężenia molowego wywołany wprowadzeniem dodatkowej ilości substratu powoduje każdorazowo wzrost szybkości reakcji chemicznej. Większe stężenie molowe substratów oznacza większą liczbę zderzeń aktywnych.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Stopień rozdrobnienia (dla ciał stałych)

Im większy stopień rozdrobnienia ciała stałego tym szybciej zachodzi reakcja chemiczna co tłumaczymy co tłumaczymy większą powierzchnią styku między reagującymi fazami.

Mieszanie

Przyspiesza reakcję chemiczną poprzez zwiększanie energii kinetycznej mieszanych drobin, co skutkuje większą liczbą zderzeń aktywnych w czasie 1 sekundy.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

2.8

Zadanie 8. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6973

W procesie reformingu metan reaguje z parą wodną w obecności katalizatora, w podwyższonej temperaturze i pod ciśnieniem około 3 MPa zgodnie z równaniem:

$$CH_4 + H_2O \xrightleftharpoons{p,\,T,\,\text{katalizator}} CO + 3H_2$$

Na podstawie: K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007.

Zadanie 8.2. ***(1 pkt)***

Opisana reakcja wymaga ogrzewania i prowadzona jest w obecności katalizatora.

Wybierz i podkreśl w każdym nawiasie poprawne uzupełnienie poniższych zdań.

1. Ogrzewanie układu (skutkuje zwiększeniem szybkości / skutkuje zmniejszeniem szybkości / nie ma wpływu na szybkości) reakcji.
2. Obecność katalizatora skutkuje (zwiększeniem / zmniejszeniem) szybkości reakcji.

2.9

Zadanie 8. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6974

W zakresie temperatury 800–900 °C i w obecności katalizatora amoniak reaguje z tlenem zgodnie z równaniem:

$$4NH_3\,(g) + 5O_2\,(g) \xrightarrow{T,\,\text{katalizator}} 4NO(g) + 6H_2O(g)$$

Ta reakcja – mimo że prowadzi się ją w podwyższonej temperaturze – jest reakcją egzotermiczną.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010.

Zadanie 8.2. ***(1 pkt)***

Wybierz i podkreśl w każdym nawiasie poprawne uzupełnienie poniższych zdań.

1. Wprowadzenie katalizatora poskutkuje (zwiększeniem / zmniejszeniem) szybkości opisanej reakcji.
2. Prowadzenie opisanej reakcji amoniaku z tlenem w temperaturze niższej niż 800–900 °C (poskutkuje zwiększeniem szybkości / poskutkuje zmniejszeniem szybkości / nie wpłynie na szybkość) tej reakcji.

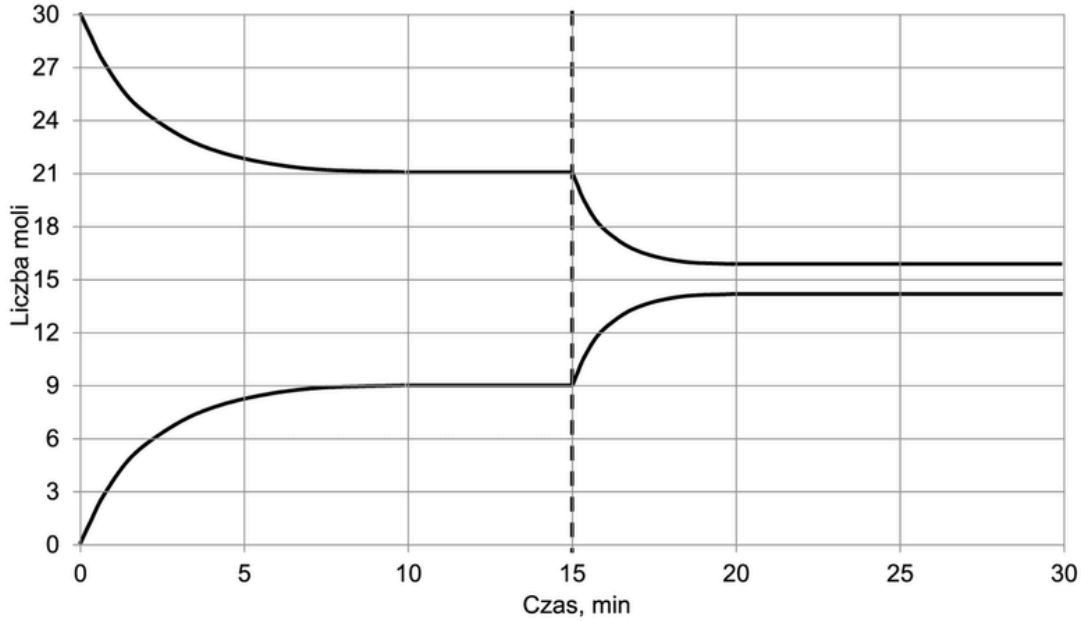
2.10

Informacja do zadań 6.–9. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6975

Do reaktora, w którym znajdowała się stała substancja X, wprowadzono pod ciśnieniem atmosferycznym gazową substancję Y i zapoczątkowano reakcję chemiczną, w wyniku której powstawał gaz Z. Po 10 minutach, w temperaturze T_1, ustaliła się równowaga opisana równaniem:

$$X\,(s) + Y\,(g) \rightleftarrows Z\,(g)$$

Na wykresie przedstawiono wyniki pomiaru liczby moli gazowych reagentów w trakcie trwania procesu oraz po ustaleniu się stanu równowagi w temperaturze T_1. W piętnastej minucie eksperymentu zmieniono w układzie temperaturę na T_2 wyższą od T_1, czego konsekwencją było ustalenie się nowego stanu równowagi po dwudziestu minutach eksperymentu, co także zilustrowano na poniższym wykresie.



Zadanie 6. (0–1)

Rozstrzygnij, czy w temperaturze T_2 – w porównaniu z przemianą zachodzącą w temperaturze T_1 – następuje:

- **wzrost szybkości reakcji tworzenia substancji Z;**

.....

- **spadek szybkości reakcji rozkładu substancji Z.**

.....

Odpowiedzi uzasadnij.

.....

.....

2.11

Zadanie 11. *(1 pkt)* https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6976

Uzupełnij poniższe zdania. Podkreśl właściwe określenie spośród wymienionych w każdym nawiasie.

Reakcja chemiczna biegnie tym szybciej, im jej energia aktywacji jest (niższa / wyższa). Na szybkość reakcji wpływ ma (stężenie / stopień rozdrobnienia) substratu w stałym stanie skupienia, (ciśnienie / stężenie) substratu w roztworze, (ciśnienie / stopień rozdrobnienia) gazów.



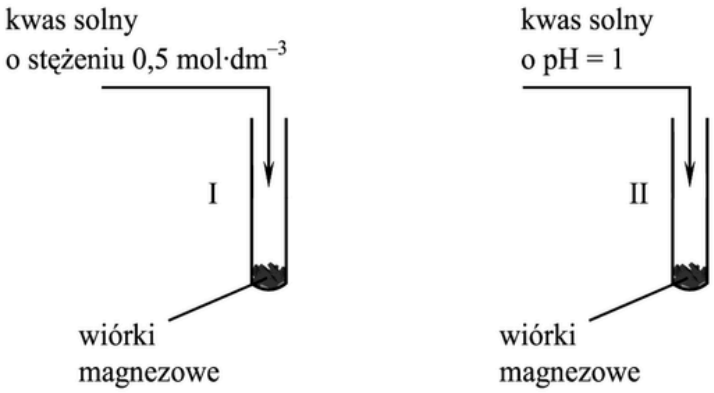
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

2.
12

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6977

Zadanie 6. ***(1 pkt)***

W dwóch probówkach oznaczonych numerami I i II umieszczono taką samą ilość wiórków magnezowych. Następnie do probówek wprowadzono jednakowe objętości kwasu solnego o temperaturze 25 °C ale różnych stężeniach. Przebieg doświadczenia ilustruje poniższy rysunek.



Napisz numer probówki, w której reakcja kwasu solnego z magnezem zaszła szybciej.

Reakcja zaszła szybciej w probówce numer .....

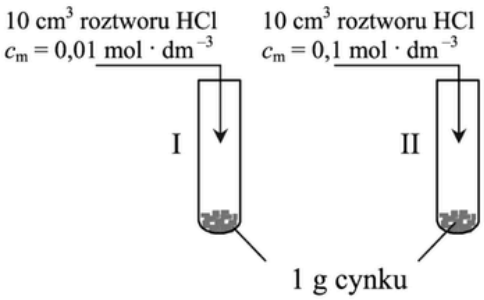
2.
13

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6979

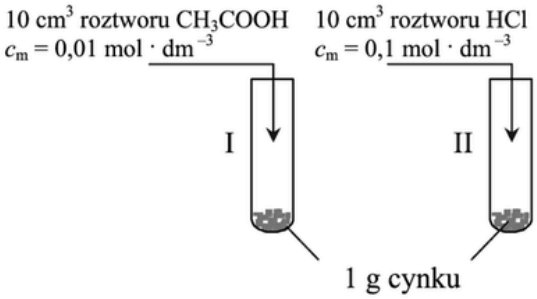
Zadanie 44.

Przeprowadzono dwa doświadczenia A i B zilustrowane poniższymi rysunkami. W każdej probówce znajdowały się kawałki blaszki cynkowej o masie 1 g i jednakowym stopniu rozdrobnienia.

Doświadczenie A



Doświadczenie B



a) Podaj numer probówki, w której w doświadczeniu A i w doświadczeniu B szybkość reakcji była większa. Uzasadnij swój wybór.

Reakcja kwasu octowego z cynkiem przebiega zgodnie z równaniem:

$$Zn + 2CH_3COOH \rightarrow (CH_3COO)_2Zn + H_2$$

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

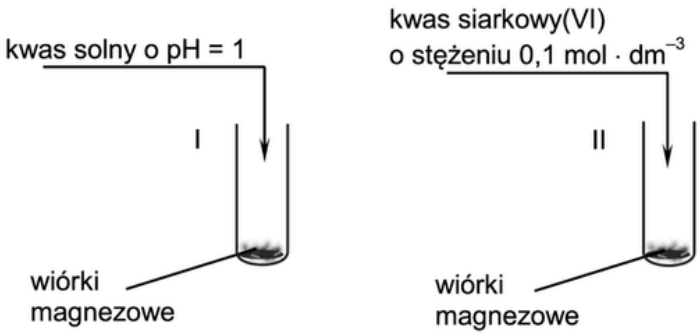
2.
14

Informacja do zadań 9.–10. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6978

W dwóch probówkach oznaczonych numerami I i II umieszczono jednakową ilość wiórków magnezowych o tym samym stopniu rozdrobnienia. Następnie do probówek wprowadzono jednakowe objętości roztworów o tej samej temperaturze:

- do probówki I – kwas solny o pH = 1
- do probówki II – wodny roztwór kwasu siarkowego(VI) o stężeniu 0,1 mol · dm^{-3}.

Przebieg doświadczenia zilustrowano poniższym rysunkiem.



Podczas opisanego doświadczenia w każdej probówce wiórki magnezowe uległy całkowitemu roztworzeniu i powstały klarowne, bezbarwne roztwory, ale w jednej z probówek reakcja przebiegła szybciej.

Zadanie 9.1. (0–1)

Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, która zaszła podczas opisanego doświadczenia w obu probówkach. Wskaż numer probówki (I albo II), w której wiórki magnezowe roztworzyły się szybciej.

Równanie reakcji: .....

Wiórki magnezowe roztworzyły się szybciej w probówce numer .....

Zadanie 9.2. (0–1)

Uzupełnij poniższe zdanie – wybierz i zaznacz jedną odpowiedź spośród podanych w każdym nawiasie.

Stężenie molowe roztworów obu kwasów było (równe / różne), a stężenie jonów H^+ w tych roztworach było (równe / różne), dlatego opisane doświadczenie pozwoliło określić wpływ (stężenia molowego / pH) roztworów użytych kwasów na szybkość reakcji.

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6981

2.15

Zadanie

Reguła van't Hoffa pozwala określić zmianę szybkości reakcji pod wpływem zmiany temperatury:

"wzrost temperatury o 10 stopni powoduje wzrost szybkości 2-4 krotny.

$$\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}} \quad , \quad \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$$

V_{T_2}, V_{T_1} - szybkości reakcji

k_{T_2}, k_{T_1} - stałe szybkości reakcji

$\Delta T = T_2 - T_1$

W 363 K $k_1 = 8 \cdot 10^{-4}\ h^{-1}$ a w temperaturze 373K $k_2 = 5{,}56 \cdot 10^{-7}\ s^{-1}$. Jak wynosi współczynnik temperaturowy γ ?

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6980

2.16

$2\,AB_{(g)} + C_{2(g)} \longrightarrow A_2B + C_2B \qquad v = k[AB]^2[C_2]$

Podniesienie temperatury o 10 stopnii powoduje dwukrotny wzrost szybkości reakcji. Ile razy zwiększy się szybkość reakcji, jeśli temperaturę podniesiemy z 298 K do 318 K oraz podwoimy stężenie C_2.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Rząd reakcji

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6983

całkowity - to suma potęg przy stężeniach molowych substratów w równaniu kinetycznym. Rząd reakcji podobnie jak równanie kinetyczne jest wartością empiryczną i dotyczy tylko do konkretnych warunków.

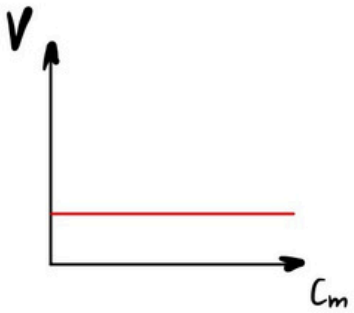
$V = k$ reakcja zerowego rzędu

$V = k \cdot C_A$ reakcja pierwszego rzędu

$V = k \cdot C_A^2$ lub $V = k \cdot C_A \cdot C_B$ reakcja drugiego rzędu

$V = k \cdot C_A^2 \cdot C_B$ reakcja trzeciego rzędu

Zapamiętaj
wykres szybkości reakcji od stężenia i przekształcanie wzoru w celu wyznaczenia jednostki k:

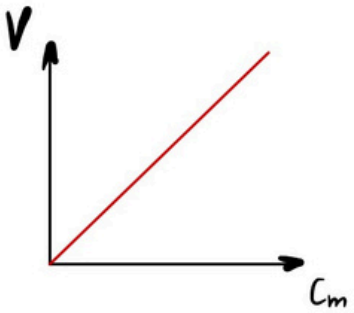


0 rząd reakcji

np. $V = k \cdot C_A^0$

$V = k$

$k = \frac{mol}{dm^3 \cdot s}$



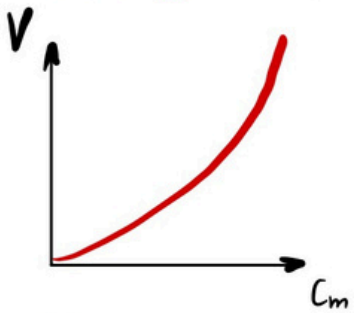
I rząd reakcji

np $V = k \cdot C_A^1$

$k = V / C_A$

$k = \frac{mol}{dm^3 \cdot s} \cdot \frac{dm^3}{mol}$

$k = [s^{-1}]$



II rząd reakcji

np. $V = k \cdot C_A^2$

$k = V / C_A^2$

$k = \frac{mol}{dm^3 \cdot s} \cdot \frac{(dm^3)^2}{mol^2}$

$k = \left[\frac{dm^3}{mol \cdot s}\right]$



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Rząd reakcji stanowi informację o liczbie drobin, które podczas zderzeń aktywnych przechodzą w produkt/y

Zauważ

I rząd → 1 drobina → $V = k \cdot C_A$

II rząd → 2 drobiny → $V = k \cdot C_A^2$ lub $V = k \cdot C_A \cdot C_B$

~~Prędkość reakcji chemicznej~~ Źle

Szybkość reakcji chemicznej DOBRZE

Prędkość to pojęcie stosowane do objektów materialnych (atomy, cząsteczki, kationy, aniony itd.)

Reakcja chemiczna jest pojęciem niematerialnym.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6984

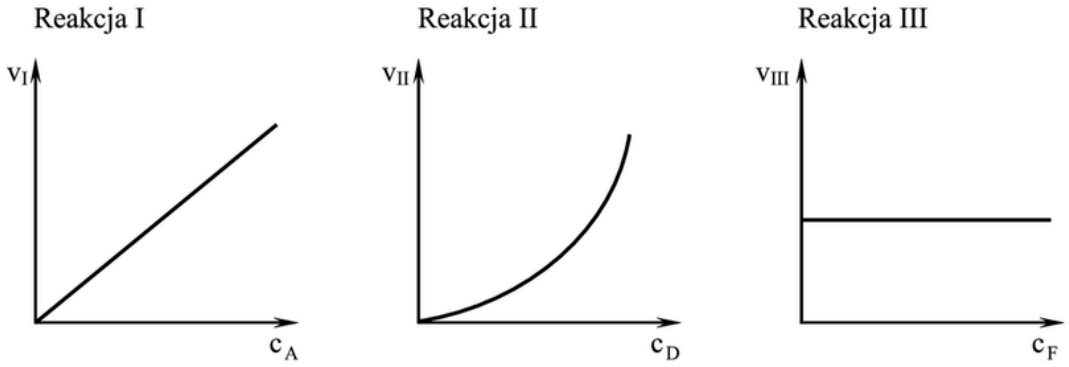
3.1

Zadanie 17. *(2 pkt)*

Badano szybkość trzech reakcji chemicznych zachodzących zgodnie z równaniami:

Reakcja I: $A \rightarrow B$
Reakcja II: $2D \rightarrow E$
Reakcja III: $F + G \rightarrow H$

Na wykresach przedstawiono zależność szybkości tych reakcji od stężeń molowych ich substratów oznaczonych symbolami A, D i F.



v_I, v_{II}, v_{III} – szybkości reakcji I, II i III
c_A, c_D, c_F – stężenia molowe substratów A, D i F

Rząd reakcji ze względu na wybrany substrat to wykładnik potęgi, w której stężenie molowe danego substratu występuje w równaniu kinetycznym tej reakcji.

a) Przeanalizuj powyższe wykresy i uzupełnij tabelę, określając rząd reakcji I ze względu na substrat A oraz rząd reakcji III ze względu na substrat F.

Reakcja	I	II	III
Rząd reakcji		drugi	

b) Dokończ poniższy zapis, tak aby otrzymać równanie kinetyczne reakcji II.

$$v_{II} = k \cdot .....$$

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6985

3.2

🕮 Informacja do zadań 31.–33.

Reakcja kwasu etanowego (octowego) z etanolem prowadzona w obecności mocnego kwasu jest reakcją odwracalną, która przebiega według równania:

$$CH_3COOH + CH_3CH_2OH \underset{}{\overset{H^+}{\rightleftharpoons}} CH_3COOCH_2CH_3 + H_2O$$

Stężeniowa stała równowagi tej reakcji w temperaturze 25 °C wynosi $K_c = 4{,}0$.
Badając kinetykę reakcji kwasu etanowego z etanolem w środowisku wodnym, stwierdzono, że względny rząd reakcji dla etanolu i kwasu etanowego wynosi 1, a całkowity rząd reakcji jest równy 2. Rząd reakcji ze względu na wybrany substrat to wykładnik potęgi, w której stężenie molowe danego substratu występuje w równaniu kinetycznym tej reakcji.

Na podstawie: P. Mastalerz, *Chemia organiczna*, Wrocław 2000.

Zadanie 31. *(1 pkt)*

Napisz równanie kinetyczne opisanej reakcji estryfikacji.

.....

Kurs maturalny- Stechiometria
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

3.3

Zadanie

Reakcja chemiczna zapisana poniżej jest reakcją trzeciego rzędu. Zmiana stężenia reagenta B nie wpływa na szybkość reakcji. W wyniku trzykrotnego zmniejszenia objętości naczynia reakcyjnego szybkość reakcji wzrosła 27 razy.

$$2A_{(g)} + 2B_{(s)} + C_{(s)} \longrightarrow D_{(g)}$$

a) zapisz równanie kinetyczne:

b) do reaktora wprowadzono po 10 moli każdego substratu. Jak zmieni się szybkość reakcji, gdy przereaguje 20% C. $V_{reaktora} = 1 dm^3$.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6986

ŚREDNIA SZYBKOŚĆ REAKCJI

W celu wyznaczenia pobieramy w określonych odstępach czasu próbki reagującego układu i oznaczamy stężenia i podstawiamy do wzoru:

$$V_{śr.} = \frac{|\Delta C_{substratu}|}{|\Delta t|} \quad \text{lub} \quad V_{śr.} = \frac{|\Delta C_{produktu}|}{|\Delta t|}$$

Pamiętaj

stężenia substratów i produktów w czasie reakcji zmieniają się stechiometrycznie a więc proporcjonalnie do stosunku odczytanego z równania reakcji.

np. $2\,CO + O_2 \longrightarrow 2\,CO_2$

pomiar [CO] w 0s i 20s wyniósł $0{,}1 \frac{mol}{dm^3}$ i $0{,}074 \frac{mol}{dm^3}$

$\Delta[CO] = 0{,}1 - 0{,}074 = 0{,}026\ mol/dm^3$

skoro $0{,}026 \frac{mol}{dm^3}$ CO przereagowało to w tym samym czasie przereagowało 2x mniej O_2 czyli $0{,}013\ mol/dm^3$ i powstało tyle samo CO_2 czyli $0{,}026\ mol/dm^3$.

$$V_{śr\ CO} = \frac{|0{,}026|}{|0-20|} = 0{,}0013 \frac{mol}{dm^3 \cdot s}$$

$$V_{śr\ O_2} = \frac{|0{,}013|}{|0-20|} = 0{,}00065 \frac{mol}{dm^3 \cdot s}$$

mówimy średnia szybkość ubywania CO / O_2

$$V_{śr\ CO_2} = \frac{|0{,}026|}{|0-20|} = 0{,}0013 \frac{mol}{dm^3 \cdot s}$$

mówimy średnia szybkość powstawania CO_2



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6949

4.1

Zadanie

Przeprowadzono trzy reakcje chemiczne. W tym samym czasie reakcji powstało: A - 3,6 g H_2O, B - 1,6 g O_2, C - 1,8 g N_2. Uszereguj reaktory A, B, C zgodnie ze wzrostem szybkości reakcji

Inne schematy zadań

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7019

4.2

Zadanie

Katalizator homogeniczny tworzy z reagentami jedną fazę. Katalizator heterogeniczny przeciwnie. Zaznacz P jeśli zdanie jest prawdziwe lub F jeśli zdanie jest fałszywe:

1. Nikiel katalizując syntezę amoniaku z pierwiastków jest katalizatorem homogenicznym P / F

2. $H_2SO_{4\,(stężony)}$ katalizujący reakcję kwasu octowego z etanolem jest homogeniczny P / F

3. MnO_2 katalizujący rozkład nadtlenku wodoru jest katalizatorem heterogenicznym P / F



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7020

4.3

Zadanie

Amoniak rozkłada się zgodnie z równaniem:

$$2NH_3 \rightarrow N_2 + 3H_2$$

W pewnym momencie szybkość zaniku NH_3 była równa $6 \cdot 10^{-3} \frac{mol}{dm^3 \cdot s}$. Jaka była w tym momencie szybkość tworzenia N_2?

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7021

4.4

Zadanie

Pewien sztuczny nuklid $^{42}_{20}E$ ulega przemianie β^- z czasem połowicznego rozpadu 13,4 h

a) zapisz równanie tej przemiany

b) oblicz czas po jakim zostanie 25% początkowej ilości tego nuklidu.

c) oblicz czas po jakim zostanie 5% początkowej ilości tego nuklidu. Wynik podaj w godzinach w zaokrągleniu do dwóch cyfr znaczących.

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

4.5

Zadanie

Pełna reakcja chemiczna: $A \longrightarrow B + C$ charakteryzuje się w temp. 80°C stałą szybkości reakcji równą $8 \cdot 10^{-1}\ mol \cdot dm^{-3} \cdot s^{-1}$

W chwili rozpoczęcia reakcji stężenie A wynosiło 2 mole/dm^3. Po jakim czasie stężenie osiągnie wartość 0,05 mol/dm^3 ?



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6991

Termochemia - energia i układ

Układ stanowią wyodrębnione substancje w określonym fragmencie przestrzeni

Otoczenie to wszystko co znajduje się poza układem.



$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$

Wyróżniamy trzy typy układów:

zamknięty - wymienia energię z otoczeniem, nie wymienia masy z otoczeniem.

otwarty - wymienia energię i masę z otoczeniem.

izolowany - nie wymienia energii i masy z otoczeniem.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

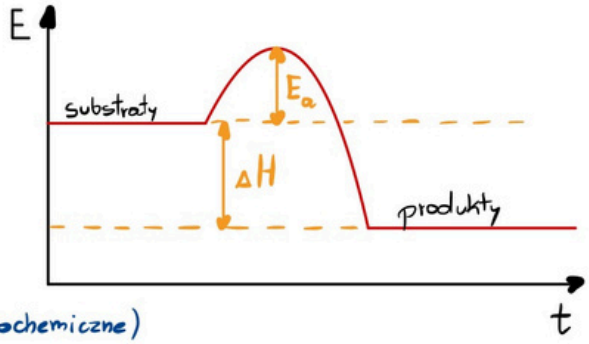
ZMIANA ENTALPII UKŁADU ΔH

to wymiana energii w postaci ciepła między układem a otoczeniem. ΔH często nazywamy efektem energetycznym reakcji, który dzieli procesy na:

egzotermiczne ($\Delta H < 0$)

energia cieplna jest przekazywana z układu do otoczenia

($E_{produktów} < E_{substratów}$).



np. $NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^- \quad \Delta H < 0$ lub

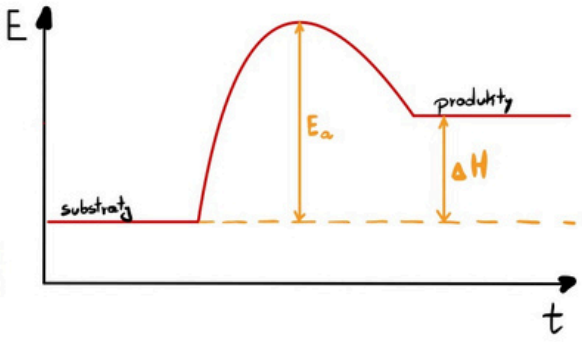
$NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^- + E$ (równanie termochemiczne)

podczas rozpuszczania $NaOH$ w H_2O energia jest przekazywana do wody, woda ogrzewa naczynie i w ten sposób ciepło jest przekazywane z układu do otoczenia.

endotermiczne ($\Delta H > 0$)

energia cieplna jest pobierana do układu z otoczenia

($E_{produktów} > E_{substratów}$).



np. $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2 \quad \Delta H = 89\ kJ$

$CaCO_3 + 89\ kJ \longrightarrow CaO + CO_2$

Reakcja zachodzi w wyniku ogrzewania tygla zawierającego stały $CaCO_3$. Bez ogrzewania reakcja nie zachodzi.



Kurs maturalny- Stechiometria
samurajchemiczny.elms.pl

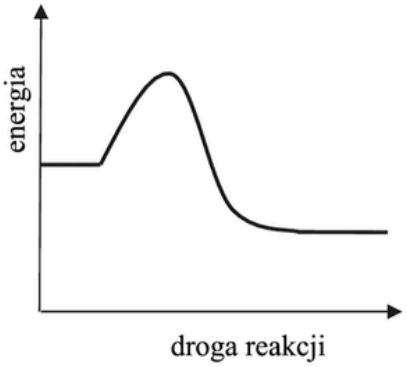
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

5.1

Zadanie 8. ***(2 pkt)*** https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6992

Na poniższym wykresie przedstawiono zmiany energii układu podczas pewnej reakcji.

8.1. Zaznacz na wykresie energię aktywacji zachodzącego procesu (E_a) oraz zmianę entalpii tej reakcji (ΔH).



8.2. Uzupełnij zdania – wpisz typ procesu opisanego w podpunkcie 8.1. ze względu na efekt energetyczny (zdanie 1.) i podkreśl odpowiednie wyrażenie dotyczące zmiany entalpii tej reakcji (zdanie 2.).

1. Na wykresie przedstawiono zmiany energii układu podczas reakcji ..... .
2. Zmianę entalpii opisanego procesu przedstawia nierówność ($\Delta H < 0$ / $\Delta H > 0$).

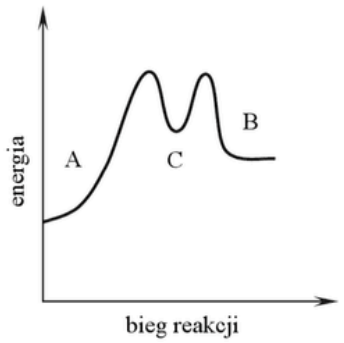
Zadanie 17. (0–1)

Pewien proces, w którym związek A zostaje przekształcony w związek B, przebiega w dwóch etapach.

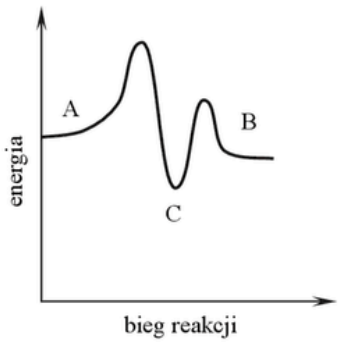
Etap 1.	A → C	$\Delta H < 0$
Etap 2.	C → B	$\Delta H > 0$

Przeanalizuj poniższe wykresy i ustal, który z nich odpowiada opisanej przemianie.

I



II



Opisaną przemianę poprawnie zilustrowano na wykresie ..... .

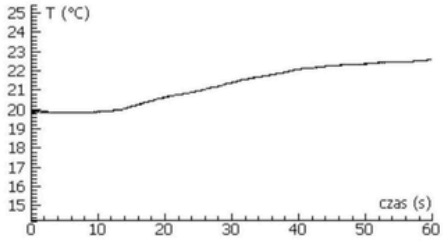
Kurs maturalny- Stechiometria
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

5.2

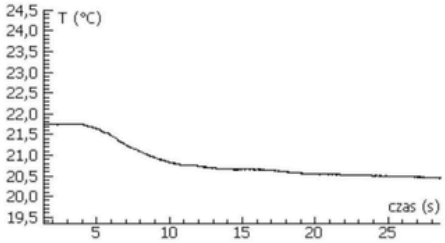
https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6993

🕮 *Informacja do zadań 10. – 12.*

Przeprowadzono doświadczenie, w którym rejestrowano wartości temperatury podczas rozpuszczania wodorotlenku sodu a następnie azotanu(V) amonu w wodzie. Rezultaty wykonanych pomiarów przedstawiają poniższe wykresy.



Wykres 1. Wskazania termometru w czasie rozpuszczania wodorotlenku sodu w wodzie.



Wykres 2. Wskazania termometru w czasie rozpuszczania azotanu(V) amonu w wodzie.

Zadanie 10. *(2 pkt)*

Określ efekt energetyczny rozpuszczania w wodzie wodorotlenku sodu i azotanu(V) amonu. W tym celu uzupełnij następujące zdania.

Rozpuszczanie wodorotlenku sodu w wodzie jest procesem .....,

ponieważ w czasie tego procesu temperatura .....

Rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie jest procesem .....,

ponieważ w czasie tego procesu temperatura .....

Zadanie 11. *(1 pkt)*

Spośród poniższych zdań wybierz to, które jest poprawnie sformułowanym wnioskiem na temat efektów energetycznych procesów rozpuszczania związków jonowych w wodzie, jaki można wyciągnąć na podstawie tego doświadczenia.

A. Na podstawie wyników tego doświadczenia nie można wnioskować o efekcie cieplnym rozpuszczania związków jonowych w wodzie, ponieważ wodorotlenek sodu i azotan(V) amonu nie są związkami jonowymi.
B. Rozpuszczaniu związków jonowych w wodzie zawsze towarzyszy wydzielenie ciepła.
C. Rozpuszczaniu związków jonowych w wodzie zawsze towarzyszy pochłonięcie ciepła.
D. Rozpuszczaniu związków jonowych w wodzie może towarzyszyć wydzielenie lub pochłonięcie ciepła.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6994

5.3

🕮 *Informacja do zadań 35. – 37.*

W reakcji przebiegającej według równania $2CO_{2(g)} \rightleftarrows 2CO_{(g)} + O_{2(g)}$ *w pewnych warunkach ciśnienia i temperatury ustalił się stan równowagi. Entalpia tego procesu* $\Delta H > 0$.

Zadanie 36. *(1 pkt)*

Określ, czy reakcja rozkładu tlenku węgla(IV) w tych warunkach ciśnienia i temperatury jest reakcją egzotermiczną, czy endotermiczną.

.....

Zadanie 13. *(1 pkt)*

Efekt energetyczny pewnej reakcji scharakteryzowano następująco: nastąpiło przekazanie energii z otoczenia do układu; energia wewnętrzna układu wzrosła.

Analizując tekst określ, czy reakcja jest egzoenergetyczna czy endoenergetyczna.

Reakcja jest: .....

Zadanie 8. *(1 pkt)*

W dwóch probówkach znajdowała się woda destylowana o temperaturze 25 °C. Do probówki I wprowadzono pewną liczbę moli soli A, a do probówki II – taką samą liczbę moli soli B. Stwierdzono, że w probówce I powstały roztwór jest cieplejszy od użytej wody destylowanej, natomiast zawartość probówki II nieco ochłodziła się w czasie rozpuszczania w niej soli B.

Wiedząc, że do przygotowania roztworów użyto chlorku magnezu i azotanu(V) amonu, a standardowe entalpie rozpuszczania w wodzie tych soli wynoszą

$\Delta H^o (MgCl_2) = -154\ kJ \cdot mol^{-1}$

$\Delta H^o (NH_4NO_3) = 26\ kJ \cdot mol^{-1}$

napisz wzór soli, której roztwór otrzymano w probówce I.

Na podstawie: K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007

W probówce I otrzymano roztwór .....

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6995

5.4

Zadanie 8. *(3 pkt)*

Reakcja sodu z wodą zachodzi natychmiast po wprowadzeniu metalu do wody. Reakcja siarki z tlenem wymaga ogrzania siarki w celu zapoczątkowania procesu. Obydwie opisane przemiany są egzotermiczne.

a) Napisz <u>w formie cząsteczkowej</u> równanie procesu, który ma <u>niższą</u> energię aktywacji.

.....



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6996

5.5

Zadanie 13. *(1 pkt)*

Przeczytaj poniższe zdania i zakwalifikuj opisane reakcje (1, 2 i 3) do egzotermicznych lub endotermicznych.

1. W wyniku spalania tlenku węgla(II) powstaje tlenek węgla(IV). Tlenek węgla(II) jest wysokoenergetycznym paliwem.
2. W wyniku ogrzewania manganianu(VII) potasu otrzymuje się tlen. Przerwanie ogrzewania powoduje zaprzestanie wydzielania się gazu.
3. Podczas reakcji cynku z kwasem solnym można zaobserwować wzrost temperatury reagentów w probówce.

Reakcja 1. .....

Reakcja 2. .....

Reakcja 3. .....

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6997

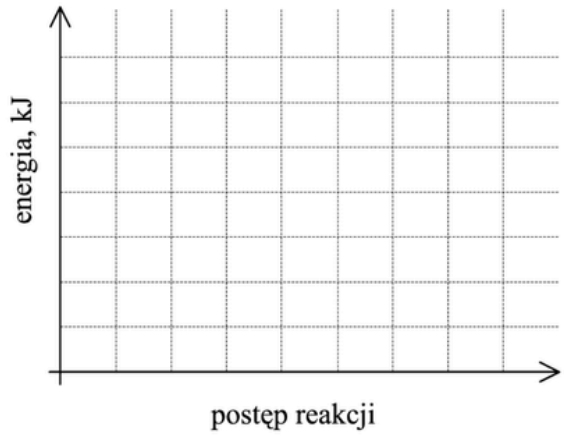
5.6

Zadanie 8. *(3 pkt)*

Reakcja sodu z wodą zachodzi natychmiast po wprowadzeniu metalu do wody. Reakcja siarki z tlenem wymaga ogrzania siarki w celu zapoczątkowania procesu. Obydwie opisane przemiany są egzotermiczne.

b) Wykonaj wykres ilustrujący zmiany energii reagentów podczas przebiegu jednej z opisanych w informacji reakcji. Zaznacz na wykresie odcinek odpowiadający energii aktywacji.

Wykres:



Zadanie 7. *(2 pkt)*

Reakcję otrzymywania amoniaku z azotu i wodoru można opisać równaniem

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \rightleftarrows 2NH_{3\,(g)} \qquad \Delta H^o = -91{,}88\ kJ$$

a) Określ, czy reakcja syntezy amoniaku jest egzotermiczna, czy endotermiczna.

.....

b) Ustal wartość standardowej entalpii tworzenia amoniaku.

Odpowiedź:

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

5.7

🕮 Informacja do zadania 8. i 9.

Wapno gaszone, składnik zaprawy wapiennej, powstaje w reakcji wapna palonego CaO z wodą. Zaprawa wapienna twardnieje dzięki reakcji wapna gaszonego z tlenkiem węgla(IV) zawartym w powietrzu.

Zadanie 9. *(1 pkt)*

Uzupełnij poniższe zdanie. Wybierz i podkreśl właściwe określenie spośród podanych w nawiasie.

Reakcja otrzymywania wapna gaszonego jest przemianą egzotermiczną, co oznacza, że podczas tej przemiany energia w postaci ciepła jest (pochłaniana / wydzielana).

Informacja do zadań 31.–32.

Glukoza jest syntetyzowana przez rośliny zielone podczas procesu fotosyntezy, w którym światło słoneczne dostarcza energię niezbędną do wytworzenia tego monosacharydu. Wiele cząsteczek glukozy łączy się następnie wiązaniami chemicznymi, w wyniku czego tworzy materiał budulcowy lub zapasowy rośliny.

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow{\text{światło słoneczne}} \underset{\text{glukoza}}{6O_2 + C_6H_{12}O_6} \longrightarrow \text{celuloza, skrobia}$$

Organizm ludzki nie wytwarza enzymów koniecznych do trawienia celulozy, więc dla człowieka źródłem węglowodanów jest skrobia. Jest ona trawiona w ustach i żołądku przez enzymy *glikozydazy*, w których obecności rozkłada się na glukozę.

Na podstawie: John McMurry, *Chemia organiczna*, Warszawa 2000.

Zadanie 31. *(1 pkt)*

Określ, czy reakcja fotosyntezy jest endoenergetyczna, czy – egzoenergetyczna.

.....

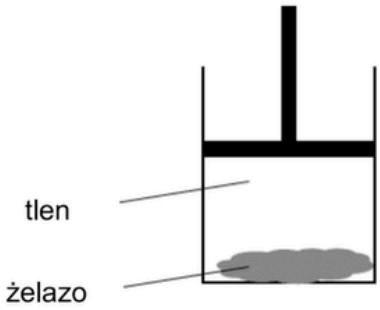


Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

5.8

Zadanie 8. (0–1) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/6999

Przeprowadzono doświadczenie, którego celem była obserwacja zmian energii wewnętrznej badanego układu w wyniku przemiany chemicznej. W procesie przeprowadzonym w warunkach izotermiczno-izobarycznych wprowadzono do cylindra gazowy tlen oraz sproszkowane żelazo i zamknięto ten cylinder ruchomym tłokiem. Schemat doświadczenia przedstawiono na poniższym rysunku.



W warunkach doświadczenia reakcja zachodziła z niewielką szybkością. Ścianki cylindra umożliwiały wymianę ciepła z otoczeniem.

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

W wyniku przebiegu opisanego procesu tlen się zużywa, a tłok przesuwa się (w dół / w górę), wykonując pracę nad układem. Przemianie żelaza w tlenek żelaza(III) towarzyszyło odprowadzenie ciepła do otoczenia, co oznacza, że ta reakcja jest procesem (endoenergetycznym / egzoenergetycznym).

5.9

Zadanie 21. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7000

W celu zbadania efektu cieplnego reakcji chemicznych przeprowadzono cztery doświadczenia oznaczone numerami I–IV. Mieszano po $100\ cm^3$ wodnych roztworów substancji, wymienionych w odpowiednich wierszach tabeli, o stężeniu molowym $0,2\ mol \cdot dm^{-3}$ i o początkowej temperaturze równej 25 °C. Następnie zmierzono temperaturę każdej z otrzymanych mieszanin.

Numer doświadczenia	Substancja rozpuszczona w 1. roztworze	Substancja rozpuszczona w 2. roztworze
I	chlorek baru	siarczan(VI) sodu
II	kwas solny	wodorotlenek potasu
III	wodorotlenek baru	kwas siarkowy(VI)
IV	kwas azotowy(V)	wodorotlenek sodu

Zaobserwowano, że w każdym doświadczeniu temperatura uzyskanych mieszanin była wyższa niż temperatura użytych roztworów i że przyrost temperatury ΔT w niektórych doświadczeniach był taki sam.

Zadanie 21.2. (0–1)

Napisz numery wszystkich doświadczeń, w których zaobserwowany wzrost temperatury ΔT był jednakowy.

.....

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7001

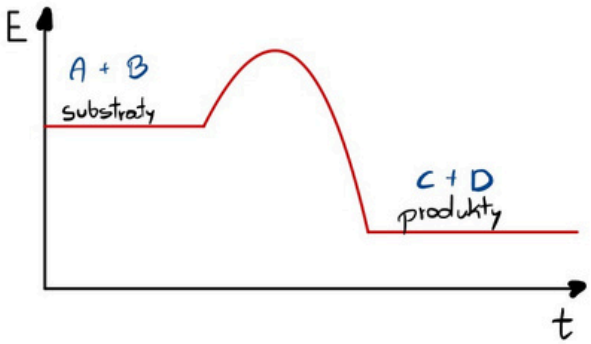
Prawo Lavoisiera - Laplace'a

Entalpia reakcji rozkładu do składników prostych ma taką samą wartość jak reakcja do niej odwrotna, ale przeciwny znak.

Możemy to uogólnić do każdej reakcji, nie tylko reakcji syntezy i analizy:

$$\Delta H_{\text{procesu odwrotnego}} = -\Delta H_{\text{procesu odwrotnego}}$$

Dlatego wykres dla procesu $A + B \rightleftarrows C + D$ jest wykresem czytanym $\nu \rightarrow$ dla $A+B \rightarrow C+D$ a czytany $\nu \leftarrow$ dla $C+D \rightarrow A+B$



$A + B \rightarrow C + D \quad \Delta H = -X$

$C + D \rightarrow A + B \quad \Delta H = X$

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7002

6.1

Zadanie 8. *(1 pkt)*

Podaj wartość standardowej entalpii reakcji B (ΔH°_B), znając wartość standardowej entalpii reakcji A (ΔH°_A).

A. $2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightarrow 2H_2O_{\,(g)}$ $\qquad \Delta H^\circ_A = -484$ kJ

B. $H_2O_{\,(g)} \rightarrow H_{2\,(g)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)}$

Standardowa entalpia reakcji B ΔH°_B = ...

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7003

6.2

Zadanie 30. *(1 pkt)*

Benzen wrze pod ciśnieniem 1000 hPa (1 bar) w temperaturze 352,2 K. Standardowa molowa entalpia parowania benzenu w temperaturze przemiany wynosi 30,8 kJ · mol^{-1}.

P.W. Atkins, *Chemia fizyczna*, Warszawa 2001.

Na podstawie powyższej informacji oceń, czy <u>skraplanie</u> benzenu w temperaturze 352,2 K jest przemianą egzo- czy endotermiczną.

.....

6.3

Zadanie 7. *(1 pkt)*

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7004

Entalpia reakcji przebiegającej zgodnie z równaniem:

$$2O_{3\,(g)} \rightarrow 3O_{2\,(g)}$$

jest równa $\Delta H^\circ = -285$ kJ.

Na podstawie: M. Sienko, R. Plane, *Chemia*, Warszawa 1996.

7.1. Określ, czy przemiana opisana równaniem jest egzotermiczna, czy endotermiczna.

.....

7.2. Napisz wzór tej odmiany alotropowej tlenu, która jest trwalsza.

.....

7.3. Podaj wartość (z jednostką) standardowej entalpii tworzenia ozonu.

.....

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7005

Entalpia z energii wiązań

Efekt energetyczny reakcji możemy obliczyć sumując energię potrzebną do rozerwania wiązań z energią która się uwolni w wyniku stworzenia wiązania. Proces rozrywania wiązań traktujemy jako endoenergetyczny.
Proces tworzenia wiązań jako egzoenergetyczny.

np. $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

$N \equiv N$: 947 kJ/mol
$N-H$: 390 kJ/mol
$H-H$: 436 kJ/mol

$$\Delta H = 947 + 3 \cdot 436 + 2 \cdot 3 \cdot (-390)$$

$$\Delta H = \underline{\underline{-85\ kJ/mol}}$$

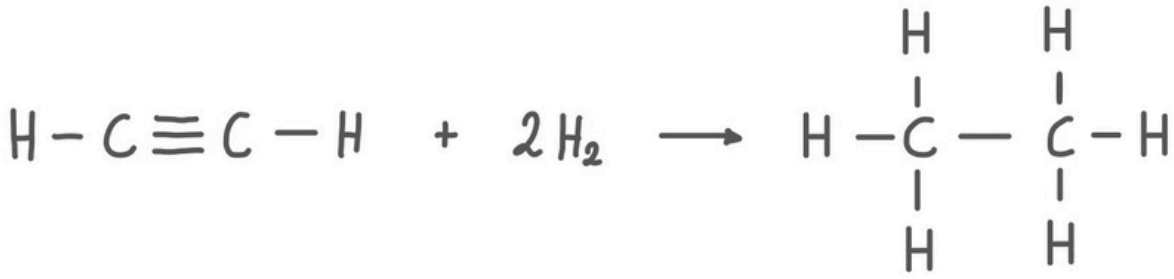


Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Zadanie 7.1

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7006

Oblicz entalpię reakcji:



Znając energię wiązań:

wiązanie	C≡C	C—H	C-C	H—H
energia [kJ/mol]	830	412	338	432

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

PRAWO HESSA

Ciepło reakcji chemicznej, gdy V = const. i p = const., nie zależy od tego jaką drogą przebiega reakcja a jedynie od stanu początkowego i końcowego



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7008

8.1

Zadanie 8. ***(2 pkt)***

Oblicz standardową entalpię (ΔH^0) reakcji opisanej równaniem:

$$Al_2O_{3\,(korund)} + 3SO_{3\,(g)} \rightarrow Al_2(SO_4)_{3\,(krystaliczny)}$$

znając standardowe entalpie tworzenia:

1) $2Al_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2\,(g)} \rightarrow Al_2O_{3\,(korund)}$ $\quad \Delta H_1^o = -1671{,}0\ kJ \cdot mol^{-1}$

2) $S_{(rombowa)} + \frac{3}{2}O_{2\,(g)} \rightarrow SO_{3\,(g)}$ $\quad \Delta H_2^o = -395{,}5\ kJ \cdot mol^{-1}$

3) $2Al_{(s)} + 3S_{(rombowa)} + 6O_{2\,(g)} \rightarrow Al_2(SO_4)_{3\,(krystaliczny)}$ $\quad \Delta H_3^o = -3437{,}4\ kJ \cdot mol^{-1}$

Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

Obliczenia:

Odpowiedź:

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7009

8.2

Zadanie 37. ***(2 pkt)***

Oblicz entalpię tworzenia (ΔH_X) tlenku węgla(II)

$$C_{(grafit)} + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CO_{(g)}$$

na podstawie entalpii następujących reakcji:

$C_{(grafit)} + O_2 \rightarrow CO_{2(g)}$ $\quad \Delta H_1 = -393{,}5\ kJ \cdot mol^{-1}$

$CO_{(g)} + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CO_{2(g)}$ $\quad \Delta H_2 = -283{,}0\ kJ \cdot mol^{-1}$

Obliczenia:

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7010

8.3

Informacja do zadania 41. i 42.

W silnikach spalinowych – w wysokiej temperaturze – przebiegają różne reakcje uboczne. Powstające spaliny w kontakcie z tlenem ulegają dalszym przemianom. Ze względu na szkodliwość produktów, do najważniejszych należą procesy:

$$\text{I. } N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} \qquad \Delta H^{\circ}_{298\,K} = 182{,}5\ \text{kJ}$$

$$\text{II. } 2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)} \qquad \Delta H^{\circ}_{298\,K} = -114{,}1\ \text{kJ}$$

Zadanie 42. *(2 pkt)*

Oblicz standardową entalpię reakcji:

$$N_{2(g)} + 2O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

Obliczenia:

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7011

8.4

Zadanie 13. *(2 pkt)*

W tabeli podano wartości standardowej molowej entalpii trzech reakcji.

Równanie reakcji	Standardowa molowa entalpia
$C_2H_6\,(g) + 3\frac{1}{2}O_2\,(g) \rightarrow 2CO_2\,(g) + 3H_2O\,(c)$	$\Delta_{sp}H^{\circ}_{C_2H_6} = -1560{,}7\,\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
$C_2H_4\,(g) + 3O_2\,(g) \rightarrow 2CO_2\,(g) + 2H_2O\,(c)$	$\Delta_{sp}H^{\circ}_{C_2H_4} = -1411{,}2\,\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
$H_2\,(g) + \frac{1}{2}O_2\,(g) \rightarrow H_2O\,(c)$	$\Delta_{tw}H^{\circ}_{H_2O} = -285{,}8\,\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2001.

Na podstawie powyższych danych oblicz standardową molową entalpię reakcji uwodornienia etenu ΔH°_{x}, która zachodzi zgodnie z równaniem:

$$C_2H_4\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow C_2H_6\,(g)$$

Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

Obliczenia:

Odpowiedź:



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7012

8.5

Zadanie 10. *(2 pkt)*

Oblicz standardową entalpię tworzenia etanolu z pierwiastków. Skorzystaj z podanych równań reakcji i z wartości standardowych entalpii spalania. Wynik podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

$$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(c) \qquad \Delta H_1^o = -285{,}83\ kJ \cdot mol^{-1}$$

$$C\ (grafit) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H_2^o = -393{,}51\ kJ \cdot mol^{-1}$$

$$C_2H_5OH(c) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(c) \qquad \Delta H_3^o = -1357{,}20\ kJ \cdot mol^{-1}$$

Na podstawie: Witold Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 1997.

Obliczenia:

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7013

8.6

Zadanie 24. *(3 pkt)*

Napisz równanie reakcji otrzymywania benzenu z pierwiastków, a następnie oblicz standardową entalpię tworzenia benzenu (w postaci cieczy), znając standardowe entalpie spalania grafitu, wodoru i benzenu.

$$C_{grafit} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \qquad \Delta H_1^o = -393{,}50\ kJ/mol$$

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(c)} \qquad \Delta H_2^o = -285{,}84\ kJ/mol$$

$$C_6H_{6(c)} + \frac{15}{2}O_{2(g)} \rightarrow 6CO_{2(g)} + 3H_2O_{(c)} \qquad \Delta H_3^o = -3267{,}60\ kJ/mol$$

Równanie reakcji: .....

Obliczenia:



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Obliczanie entalpii gdy równania nie są zapisane

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7014

8.7

Zadanie 31. ***(2 pkt)***

W tabeli podano wartości standardowej molowej entalpii tworzenia etanolu oraz produktów jego całkowitego spalania.

Związek	Standardowa entalpia tworzenia $\Delta_{tw}H°$
$C_2H_5OH\,(c)$	$-287{,}0\ kJ \cdot mol^{-1}$
$H_2O\,(c)$	$-285{,}8\ kJ \cdot mol^{-1}$
$CO_2\,(g)$	$-393{,}5\ kJ \cdot mol^{-1}$

Na podstawie: K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007.

Oblicz wartość standardowej molowej entalpii spalania etanolu $\Delta_{sp}H°$

$$C_2H_5OH\,(c) + 3O_2\,(g) \rightarrow 2CO_2\,(g) + 3H_2O\,(c)$$

Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

Obliczenia:



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

8.8

Zadanie 17. ***(3 pkt)*** https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7015

W tabeli podano wartości standardowej entalpii spalania metanu, wodoru i węgla.

	$\Delta_{sp}H°$, kJ·mol^{-1}
metan*	− 891
węgiel	− 394
wodór*	− 286

*Produktem spalania jest woda ciekła.

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 2003.

Oblicz standardową entalpię tworzenia metanu. Oceń, czy poprawne jest twierdzenie, że w reakcji syntezy metanu z pierwiastków produkt ma energię wyższą od substratów. Uzasadnij swoją ocenę.

Obliczenia:

Ocena wraz z uzasadnieniem:

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

8.9

Zadanie 27. *(2 pkt)*

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7016

Poniżej podano wartości standardowej entalpii spalania acetylenu i benzenu.

C_2H_2 (g) $\quad \Delta_{sp} H° = -1300{,}3\ kJ \cdot mol^{-1}$

C_6H_6 (c) $\quad \Delta_{sp} H° = -3268{,}4\ kJ \cdot mol^{-1}$

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

Na podstawie powyższych danych oblicz entalpię ΔH°_{x} reakcji trimeryzacji acetylenu, która zachodzi zgodnie z równaniem:

$$3C_2H_2\,(g) \rightarrow C_6H_6\,(c)$$

Obliczenia:

8. 10

Zadanie 23. *(2 pkt)*

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7017

Standardowa molowa entalpia reakcji spalania kwasu benzoesowego opisanej równaniem

$$C_6H_5COOH\,(s) + 7\tfrac{1}{2}O_2\,(g) \rightarrow 7CO_2\,(g) + 3H_2O\,(c)$$

wynosi $\Delta_{sp}H^{\circ}_{C_6H_5COOH} = -3227\ kJ \cdot mol^{-1}$. Standardowa entalpia tworzenia wody w ciekłym stanie skupienia ma wartość $\Delta_{tw}H^{\circ}_{H_2O} = -286\ kJ \cdot mol^{-1}$, a standardowa entalpia tworzenia gazowego tlenku węgla(IV) wynosi $\Delta_{tw}H^{\circ}_{CO_2} = -394\ kJ \cdot mol^{-1}$.

Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2001.

Na podstawie powyższych danych oblicz standardową entalpię tworzenia kwasu benzoesowego w stałym stanie skupienia $\Delta_{tw}H^{\circ}_{x}$. Wynik podaj w zaokrągleniu do jedności.

Obliczenia:

Odpowiedź:

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

8.
11

Zadanie 23. *(2 pkt)*

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7023

Standardowa molowa entalpia reakcji spalania glicerolu opisanej równaniem:

$$C_3H_5(OH)_3\,(c) + 3\tfrac{1}{2}O_2\,(g) \rightarrow 3CO_2\,(g) + 4H_2O\,(c)$$

wynosi $\Delta_{sp}H^{\circ}_{C_3H_5(OH)_3} = -1655\ kJ \cdot mol^{-1}$. Standardowa entalpia tworzenia wody w ciekłym stanie skupienia $\Delta_{tw}H^{\circ}_{H_2O} = -286\ kJ \cdot mol^{-1}$, a standardowa entalpia tworzenia gazowego tlenku węgla(IV) $\Delta_{tw}H^{\circ}_{CO_2} = -394\ kJ \cdot mol^{-1}$.

Źródło: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2001.

Na podstawie powyższych danych oblicz standardową entalpię tworzenia glicerolu w ciekłym stanie skupienia $\Delta_{tw}H^{\circ}_{x}$.

Obliczenia:

8.
12

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7024

Zadanie 28. *(2 pkt)*

Oblicz standardową entalpię uwodornienia propenu ΔH^0_x, jeżeli standardowa entalpia tworzenia propanu ΔH^0_1 wynosi $-104{,}7\ kJ/mol$, a standardowa entalpia tworzenia propenu ΔH^0_2 wynosi $20{,}0\ kJ/mol$.

Na podstawie: W. Mizerski „Tablice chemiczne", Warszawa 1997

Obliczenia:

Odpowiedź:

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

8.
13

Zadanie 7. (0–1) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7025

Rozstrzygnij, czy na podstawie wartości entalpii tworzenia CO oraz CO_2 można stwierdzić, że reakcja spalania tlenku węgla(II) jest egzotermiczna. Uzasadnij swoją odpowiedź.

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

.....

.....

.....



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Entalpia ze stosunków

8.
14

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7026

Zadanie 22. ***(2 pkt)***

Standardowa molowa entalpia spalania etenu $C_2H_4\,(g)$ wynosi $\Delta_{sp}H° = -1411{,}2\ kJ \cdot mol^{-1}$, a standardowa molowa entalpia spalania etynu $C_2H_2\,(g)$ wynosi $\Delta_{sp}H° = -1301{,}1\ kJ \cdot mol^{-1}$.

Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne,* Gdańsk 2001.

Oceń, w którym przypadku można uzyskać więcej energii wydzielonej na sposób ciepła: podczas izobarycznego spalania całkowitego 20 gramów etenu czy podczas izobarycznego spalania całkowitego 20 gramów etynu. Wykonaj odpowiednie obliczenia w odniesieniu do warunków standardowych.

Obliczenia:

Odpowiedź:

8.
15

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7027

Zadanie 7. ***(2 pkt)***

Poniżej podano wartości standardowej entalpii tworzenia trzech związków chemicznych.

$CO_{2\,(g)}$ $\quad \Delta H_1^\circ = -394\ kJ \cdot mol^{-1}$

$CaO_{\,(s)}$ $\quad \Delta H_2^\circ = -635\ kJ \cdot mol^{-1}$

$CaCO_{3\,(s)}$ $\quad \Delta H_3^\circ = -1207\ kJ \cdot mol^{-1}$

Na podstawie: K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007

Korzystając z powyższych danych, oblicz wartość entalpii ΔH_x° reakcji rozkładu <u>50 gramów</u> węglanu wapnia, która zachodzi zgodnie z równaniem

$$CaCO_{3\,(s)} \rightarrow CaO_{\,(s)} + CO_{2\,(g)}$$

Obliczenia:

Odpowiedź:



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

8.16

Zadanie 9. (0–2)

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7028

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 ΔH^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:

8.17

Informacja do zadań 57–58.

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7029

W pracującym ogniwie paliwowym zasilanym bezpośrednio metanolem na elektrodach biegną reakcje chemiczne:

reakcja 1: $O_2\ (g) + 4H^+\ (aq) + 4e^- \rightarrow 2H_2O\ (c)$

reakcja 2: $CH_3OH\ (g) + H_2O\ (c) \rightarrow CO_2\ (g) + 6H^+\ (aq) + 6e^-$

Zadanie 58. (0–2)

Oblicz efekt cieplny sumarycznego procesu przebiegającego w opisanym ogniwie paliwowym w przeliczeniu na 1 mol metanolu. Przyjmij, że w warunkach pracy ogniwa:

$\Delta H_{tw.}(CH_3OH\ (g)) = -201{,}0\ kJ \cdot mol^{-1}$,

$\Delta H_{tw.}(H_2O\ (c)) = -285{,}8\ kJ \cdot mol^{-1}$,

$\Delta H_{tw.}(CO_2\ (g)) = -393{,}5\ kJ \cdot mol^{-1}$.

Obliczenia:

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

8.
18

Zadanie

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7018

Standardowa entalpia rozkładu HJ na pierwiastki wynosi −26,5 kJ/mol. Podczas rozkładu 20g HJ uzyskano 2 kJ ciepła. Oblicz wydajność opisanej reakcji.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7126

Stan dynamicznej równowagi

Reakcje chemiczne mogą przebiegać w jedną stronę ($\rightarrow$) lub w obie strony ($\rightleftharpoons$). Obecnie gdy widzisz "$\rightleftharpoons$" rozumiesz, że reakcja jest odwracalna a więc może zachodzić w obie strony. Pora ten obraz rozszerzyć!

Przeanalizuj tabelkę ilustrującą zmiany stężeń reagentów w czasie:

$$2CO + O_2 \rightleftharpoons 2CO_2$$

czas [s]	0	10	15	20	25	30	35
C_m CO $\left[\frac{mol}{dm^3}\right]$	20	18	16	14	12	12	12
C_m O_2 $\left[\frac{mol}{dm^3}\right]$	12	11	10	9	8	8	8
C_m CO_2 $\left[\frac{mol}{dm^3}\right]$	0	2	4	6	8	8	8

Od 25 sekundy nie zmieniają się stężenia reagentów co oznacza, że układ osiągnął stan dynamicznej równowagi

Od 0 do 25 sekundy stężenia reagentów zmieniają się stechiometrycznie, a więc zgodnie ze stosunkiem odczytanym z równania reakcji chemicznej:
2 mole CO – 1 mol O_2 – 2 mole CO_2. Zobacz - od 0-25s przereagowało 20-12 = = 8 moli CO – 4 mole O_2 – 8 moli CO_2
(20-12=8) (12-4=8) (0+8=8)

Brak zmiany stężeń reagentów od 25 sekundy nie oznacza, że reakcje ustały. Wręcz przeciwnie, reakcje chemiczne nadal zachodzą z tym że szybkości tych reakcji są sobie równe.

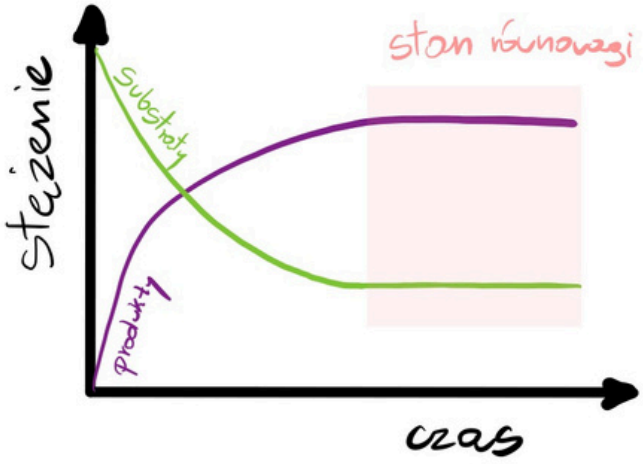


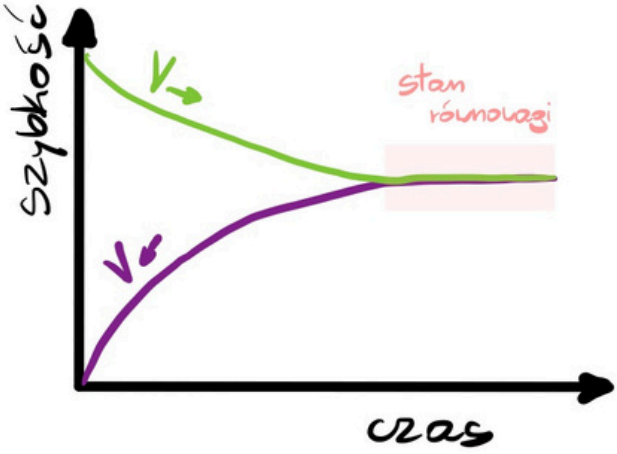
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

⇌ oznaczają, że układ znajduje się w stanie dynamicznej równowagi co oznacza, że:

- reakcje w stronę prawą i lewą nadal zachodzą;
- szybkość reakcji w prawo = szybkości reakcji w lewą stronę;
- stężenia reagentów po osiągnięcia stanu równowagi przestają się zmieniać.

Znajdźmy stan równowagi na wykresach:





Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

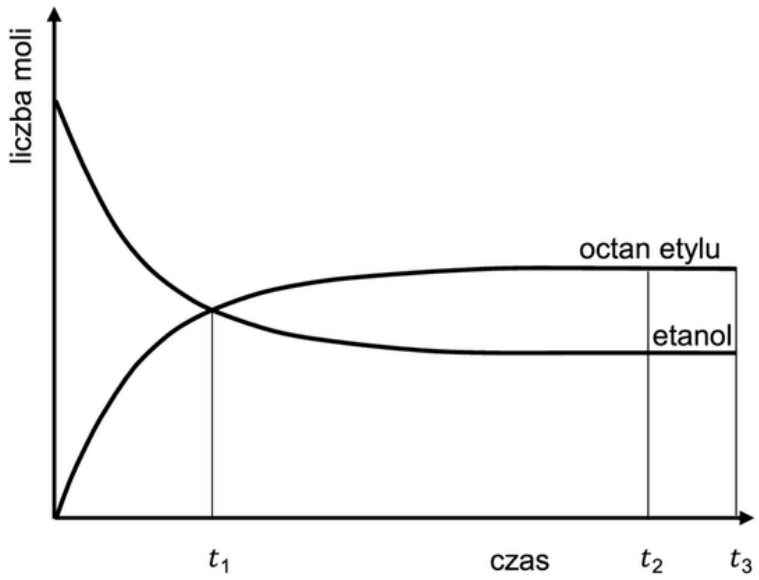
9.1

Zadanie 26. (0–1) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7032

Do mieszaniny kwasu octowego i etanolu dodano stężony kwas siarkowy(VI) i całość ogrzano. Zaszła reakcja opisana poniższym równaniem.

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \underset{}{\overset{H_2SO_4}{\rightleftharpoons}} CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

Na wykresie została przedstawiona zależność liczby moli etanolu i octanu etylu w mieszaninie reakcyjnej w funkcji czasu.



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

W chwili t_1 w układzie (nie ustalił / ustalił) się stan równowagi chemicznej. W chwili t_2 w mieszaninie reakcyjnej (zachodzą reakcje estryfikacji i hydrolizy estru / nie zachodzi żadna reakcja). Aby w chwili t_3 zaczęła w mieszaninie rosnąć liczba moli etanolu, należy do mieszaniny dodać (kwas octowy / wodę).

9.2

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7033

Zadanie 11. ***(2 pkt)***

W naczyniu umieszczono 1 mol kwasu octowego i 1 mol etanolu. Po dodaniu katalizatora zaczęto ogrzewać mieszaninę reakcyjną. Powstawanie estru kontrolowano, mierząc ilość kwasu octowego pozostającego w mieszaninie. Wyniki pomiarów zamieszczono w poniższej tabeli.

Czas, min	0	10	20	30	40	50	60	70
Ilość kwasu, mol	1	0,6	0,4	0,38	0,35	0,33	0,33	0,33

b) Podaj, ile moli estru powstało po ustaleniu się stanu równowagi opisanej reakcji.

.....

9.3

Informacja do zadań 47.–52.
Stężeniowa stała równowagi reakcji przebiegającej zgodnie z równaniem:

$$H_2\,(g) + CO_2\,(g) \rightleftarrows CO\,(g) + H_2O\,(g) \qquad \Delta H_r^\circ = 41{,}17\ kJ \cdot mol^{-1}$$

w temperaturze 800 K wynosi 0,24.
Do zamkniętego reaktora o stałej objętości wprowadzono 2 mole CO_2 i 2 mole H_2. W reaktorze, w którym utrzymywano temperaturę 800 K, ustalił się stan równowagi opisanej reakcji.

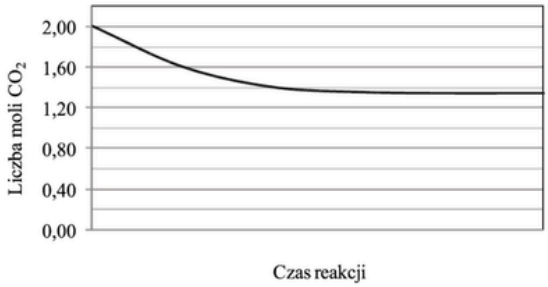
Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 1997, s. 144.

Zadanie 49.
Zaznacz wykres, który ilustruje zmiany liczby moli CO_2 w reaktorze (patrz → informacja do zadań 47.–52.) **od momentu zapoczątkowania reakcji do osiągnięcia przez układ stanu równowagi.**

Wykres A



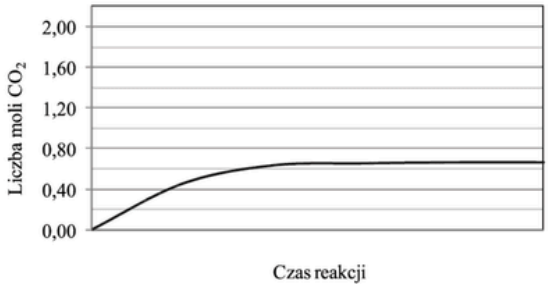
Wykres B



Wykres C



Wykres D



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

9.4

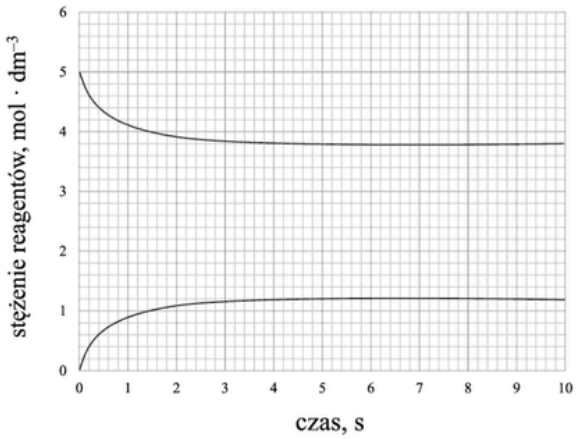
Zadanie 17.

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7034

Do reaktora wprowadzono pod ciśnieniem atmosferycznym gazową substancję X i zapoczątkowano reakcje chemiczną, w wyniku której powstał gaz Y. Po pewnym czasie, w temperaturze T_1, ustaliła się równowaga opisana równaniem:

$$X\,(g) \rightleftarrows Y\,(g) \qquad \Delta H > 0$$

Na wykresie przedstawiono wyniki pomiaru stężeń reagentów X i Y w trakcie trwania procesu oraz po ustaleniu się stanu równowagi dynamicznej w temperaturze T_1.

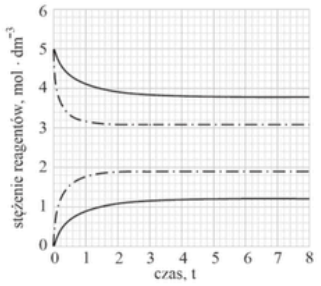


Następnie powtórzono ten eksperyment przy tym samym stężeniu początkowym substancji X i tym samym ciśnieniu, ale w temperaturze T_2 wyższej od temperatury T_1.

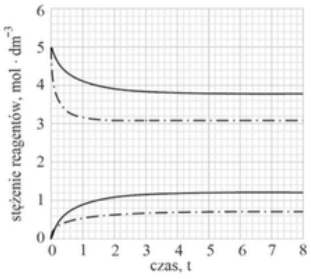
Zadanie 17.1. *(1 pkt)*

Zaznacz wykres, który przedstawia zmianę stężenia reagentów w czasie trwania procesu pod ciśnieniem atmosferycznym w temperaturze T_2 (linia przerywana), wyższej niż temperatura T_1 (linia ciągła).

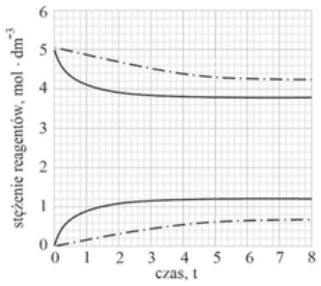
A.



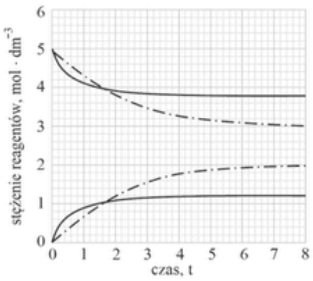
B.



C.



D.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

9.5

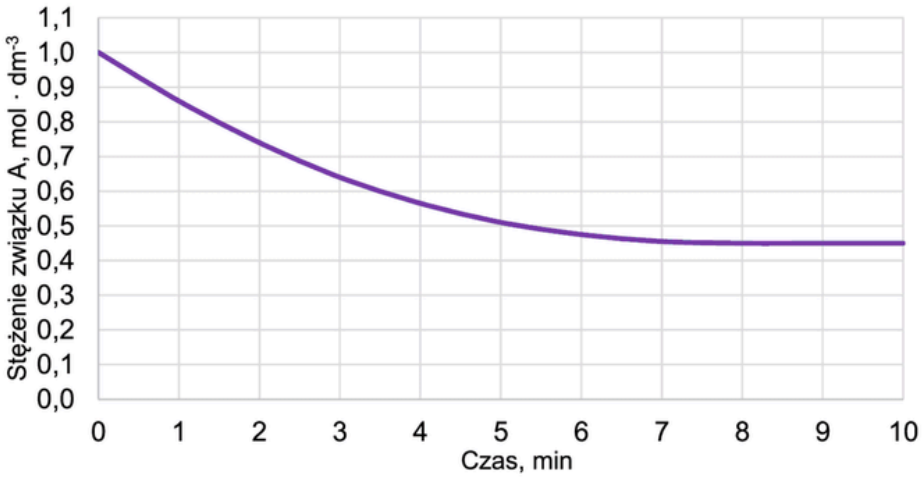
Zadanie 10. (0–1)

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7035

Do reaktora o stałej pojemności, z którego usunięto powietrze, wprowadzono próbkę gazowego związku A i zainicjowano reakcję. W zamkniętym reaktorze ustaliła się równowaga opisana równaniem:

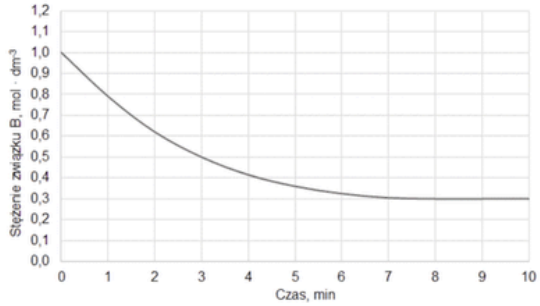
$$A\ (g) \rightleftarrows 2B\ (g)$$

Mierzono stężenie związku A w czasie trwania reakcji. Tę zależność przedstawiono na poniższym wykresie:

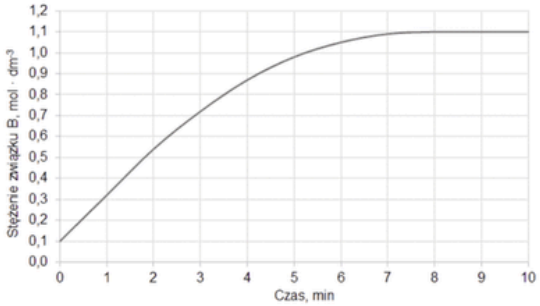


Z poniższych wykresów wybierz ten, który jest ilustracją zależność stężenia związku B od czasu trwania reakcji. Zaznacz wykres A, B, C albo D i uzasadnij swój wybór.

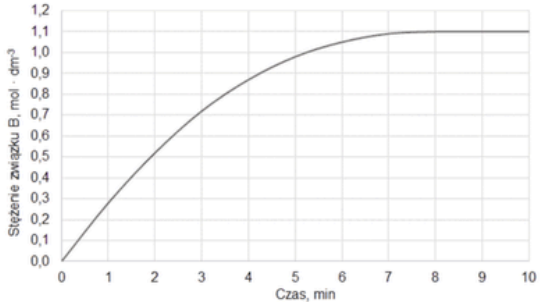
A.



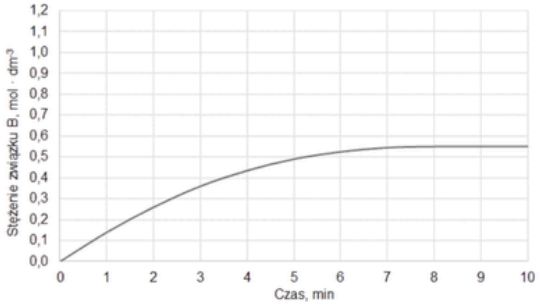
B.



C.



D.



9.6

Informacja do zadań 11.–13.

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7036

Skład mieszaniny można wyrazić za pomocą ułamków molowych. Ułamek molowy składnika A, $x_n(\mathrm{A})$, to iloraz liczby moli tego składnika, n_A, i sumy liczb moli wszystkich składników mieszaniny. Np. dla mieszaniny trójskładnikowej A, B, C:

$$x_n(\mathrm{A}) = \frac{n_\mathrm{A}}{n_\mathrm{A} + n_\mathrm{B} + n_\mathrm{C}}$$

W pewnych warunkach ciśnienia i temperatury sporządzono mieszaninę dwóch gazowych substancji: wodoru i jodu, w zamkniętym reaktorze o objętości $V = 20{,}0\ \mathrm{dm^3}$.

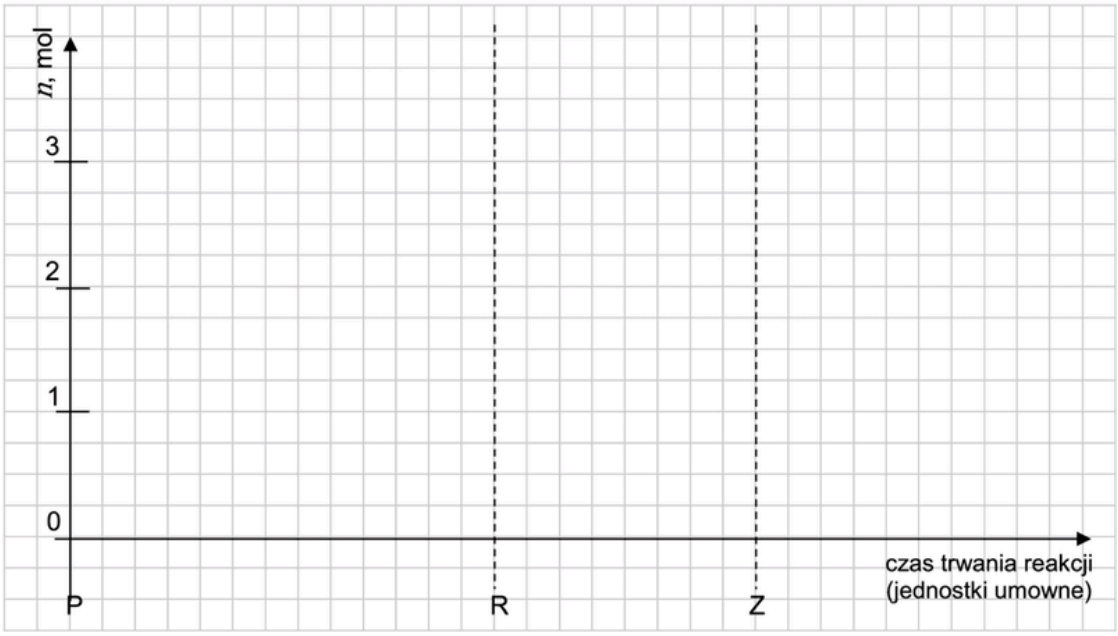
Po zainicjowaniu procesu opisanego równaniem:

$$\mathrm{H_2\ (g) + I_2\ (g) \rightleftarrows 2HI\ (g)} \qquad \Delta H = 26{,}5\ \frac{\mathrm{kJ}}{\mathrm{mol\ HI\ (g)}}$$

uzyskano w stanie równowagi mieszaninę o składzie: $m(\mathrm{I_2}) = 381$ g, $n(\mathrm{HI}) = 1{,}50$ mol oraz pewną ilość wodoru. Sumaryczna liczba moli wszystkich składników uzyskanej mieszaniny równowagowej wynosiła 6,00 moli.

Zadanie 12. (0–1)

Narysuj wykres przedstawiający zmiany liczby moli wszystkich reagentów w czasie trwania reakcji: od momentu rozpoczęcia eksperymentu – P, przez moment, w którym układ osiągnął stan równowagi – R, do momentu zakończenia eksperymentu – Z. W tym celu narysuj trzy krzywe obrazujące zmiany liczb moli reagentów i wprowadź oznaczenia tych krzywych: $n(\mathrm{H_2})$, $n(\mathrm{I_2})$ oraz $n(\mathrm{HI})$.



https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7037

Reguła Przekory (Reguła Le Chateliera - Brauna)

Jeżeli na układ w stanie równowagi ($\rightleftharpoons$) zadziała czynnik zewnętrzny to wywoła naruszenie stanu równowagi i zajdą w układzie takie zmiany, które będą dążyły do zmniejszania wpływu tego czynnika i ponownego ustalenia się stanu równowagi dynamicznej

Naruszenie stanu równowagi to **przesunięcie** stanu równowagi reakcji chemicznej w kierunku produktów lub substratów (odpowiednio "w prawą" lub "w lewą stronę")

Co to znaczy "przesunięcie"?

Załóżmy, że do układu w stanie równowagi chemicznej:

$H_2 + Cl_2 \rightleftharpoons 2HCl$, gdzie $v_{\rightarrow} = k_1 \cdot [H_2] \cdot [Cl_2]$, $v_{\leftarrow} = k_2 \cdot [HCl]^2$

Wprowadzimy dodatkową porcję H_2. Zwiększymy $[H_2]$ więc wzrośnie $v_{\rightarrow} = k_1 \cdot [H_2][Cl_2]$. Układ przestanie być w równowadze i do czasu jej ponownego ustalenia będzie zmniejszać się stężenie substratów i rosnąć stężenie produktów. Tym samym będzie maleć $v_{\rightarrow}$ i rosnąć $v_{\leftarrow}$ aż do chwili gdy $v_{\rightarrow} = v_{\leftarrow}$.

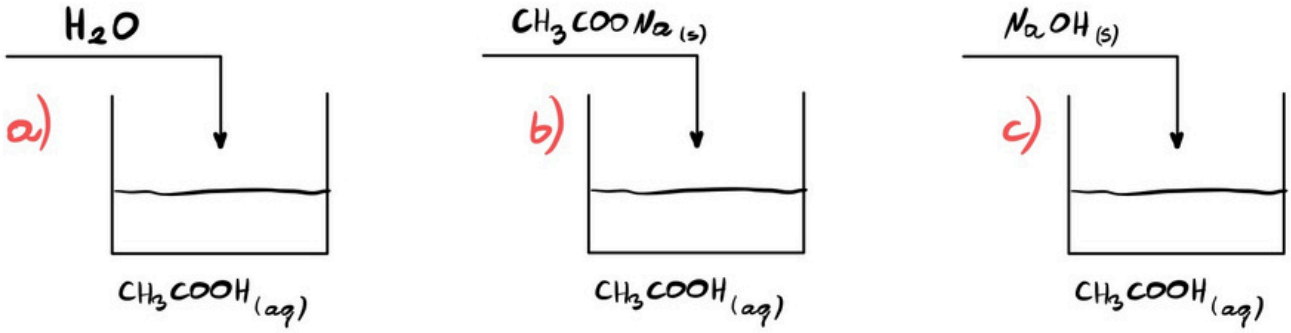


Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Zewnętrzne czynniki:

1. Stężenia reagentów (usuwanie lub wprowadzanie do układu)
2. Temperatura (ogrzewanie lub ochładzanie układu)
3. Ciśnienie (zwiększanie lub zmniejszanie pojemności)

Ad 1. wpływ stężenia: $C_m = \frac{n}{V}$



$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$$

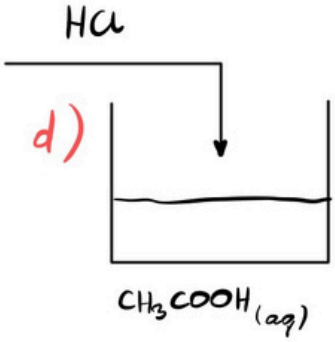
(a) dodanie wody destylowanej zaburzy równowagę reakcji w układzie - część cząsteczek kwasu rozpadnie się na jony ($\downarrow C_m$ ku i $\uparrow C_m$ $^{CH_3COO^-}_{H_3O^+}$)
Stan dynamicznej równowagi reakcji został przesunięty w stronę produktów.

(b) dodanie CH_3COONa zaburzy równowagę reakcji w układzie - wzrośnie ilość jonów CH_3COO^- co spowoduje, że część cząsteczek CH_3COO^- połączy się z H_3O^+ przechodząc w CH_3COOH.
Stan dynamicznej równowagi reakcji został przesunięty w stronę substratów.

(c) dodanie $NaOH$ zaburzy równowagę reakcji w układzie - zmaleje ilość jonów H_3O^+ w wyniku reakcji chemicznej $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$, w efekcie część cząsteczek kwasu rozpadnie się na jony
Stan dynamicznej równowagi reakcji został przesunięty w stronę produktów.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com



HCl to mocny kwas, dysocjuje w jedną stronę całkowicie ($\alpha = 100\%$):

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$$

d) Dodanie kwasu HCl zaburzy równowagę reakcji w układzie - wzrośnie stężenie jonu H_3O^+ powstałego w wyniku dysocjacji HCl w wyniku tego część cząsteczek CH_3COO^- połączy się z H_3O^+ i zwiększy się wtedy liczba cząsteczek CH_3COOH

Stan dynamicznej równowagi reakcji został przesunięty w stronę substratów.

Możemy więc powiedzieć, że dodanie mocnego kwasu do wodnego roztworu słabego kwasu cofa dysocjację słabego kwasu.

Kurs maturalny- Stechiometria
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

10.1

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7038

Informacja do zadań 29.–30.

Do kolby kulistej wprowadzono 2 mole pewnego ciekłego estru R_1COOR_2, 2 mole wody i 1 mol bezwodnego ciekłego kwasu karboksylowego R_1COOH. Naczynie zamknięto korkiem z osadzoną chłodnicą zwrotną i ogrzewano do temperatury T wyższej od temperatury panującej w laboratorium. W kolbie zachodził proces opisany równaniem:

$$R_1COOR_2\,(c) + H_2O\,(c) \rightleftharpoons R_1COOH\,(c) + R_2OH\,(c)$$

Reakcję przerwano, kiedy w kolbie ustalił się stan równowagi dynamicznej. W warunkach doświadczenia stężeniowa stała równowagi hydrolizy estru R_1COOR_2 jest równa 1,0.

Zadanie 30. (0–1)

Poniżej wymieniono cztery modyfikacje opisanego doświadczenia.

I Wprowadzenie do kolby dwóch moli zamiast jednego mola kwasu karboksylowego R_1COOH.
II Wprowadzenie do kolby trzech moli zamiast dwóch moli wody.
III Wprowadzenie do kolby jednego mola zamiast dwóch moli estru R_1COOR_2.
IV Wprowadzenie do kolby stężonej zasady sodowej.

Spośród wymienionych modyfikacji doświadczenia wybierz te, które spowodują zwiększenie ilości otrzymywanego alkoholu R_2OH w wyniku opisanej hydrolizy estru. Napisz numery, którymi je oznaczono.

.....

10.2

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7039

Zadanie 8. (0–2)

Wodór na skalę przemysłową można otrzymać w wyniku konwersji węglowodorów parą wodną w obecności katalizatorów. W pierwszym etapie powstaje tlenek węgla(II) i wodór. Drugi etap tego procesu przebiega zgodnie z równaniem:

$$CO\,(g) + H_2O\,(g) \rightleftarrows CO_2\,(g) + H_2\,(g) \qquad \Delta H = -42\ kJ$$

Na podstawie: H.E. Avery, D.J. Shaw, *Ćwiczenia rachunkowe z chemii fizycznej,* Warszawa 1974.

Zadanie 8.2. (0–1)

Oceń, jak na wydajność przemiany CO w CO_2 wpłynie dodawanie większej ilości drugiego substratu, oraz podaj inny przykład zewnętrznego działania, które odniesie taki sam skutek.

.....

.....

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7040

10.3

Informacja do zadań 47.–52.
Stężeniowa stała równowagi reakcji przebiegającej zgodnie z równaniem:

$$H_2(g) + CO_2(g) \rightleftarrows CO(g) + H_2O(g) \qquad \Delta H_r^\circ = 41{,}17\ kJ \cdot mol^{-1}$$

w temperaturze 800 K wynosi 0,24.
Do zamkniętego reaktora o stałej objętości wprowadzono 2 mole CO_2 i 2 mole H_2. W reaktorze, w którym utrzymywano temperaturę 800 K, ustalił się stan równowagi opisanej reakcji.

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 1997, s. 144.

Zadanie 52.
Do reaktora, w którym ustalił się stan równowagi opisanej reakcji (patrz → informacja do zadań 47.–52.) w temperaturze 400 K, wprowadzono stały bezwodny chlorek wapnia. Związek ten jest substancją silnie higroskopijną. Temperatura topnienia chlorku wapnia wynosi 1048 K.
Oceń, czy wprowadzenie chlorku wapnia do reaktora wpłynęło na wydajność tworzenia CO i H_2O w opisanej reakcji. Odpowiedź uzasadnij.

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7041

10.4

📖 Informacja do zadań 31.–33.
Reakcja kwasu etanowego (octowego) z etanolem prowadzona w obecności mocnego kwasu jest reakcją odwracalną, która przebiega według równania:

$$CH_3COOH + CH_3CH_2OH \overset{H^+}{\rightleftharpoons} CH_3COOCH_2CH_3 + H_2O$$

Stężeniowa stała równowagi tej reakcji w temperaturze 25 °C wynosi $K_c = 4{,}0$.
Badając kinetykę reakcji kwasu etanowego z etanolem w środowisku wodnym, stwierdzono, że względny rząd reakcji dla etanolu i kwasu etanowego wynosi 1, a całkowity rząd reakcji jest równy 2. Rząd reakcji ze względu na wybrany substrat to wykładnik potęgi, w której stężenie molowe danego substratu występuje w równaniu kinetycznym tej reakcji.

Na podstawie: P. Mastalerz, *Chemia organiczna*, Wrocław 2000.

Zadanie 33. ***(1 pkt)***
Podkreśl wszystkie wymienione poniżej działania, które spowodują zwiększenie wydajności opisanej reakcji estryfikacji w temperaturze 25 °C.

dodanie etanolu dodanie wody dodanie katalizatora

dodanie obojętnej wobec reagentów substancji higroskopijnej



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Zmiana ciśnienia zaburza równowagę w procesach w których ze stechiometrii reakcji chemicznej sumaryczna liczba moli gazowych substratów jest różna od sumarycznej liczby moli gazowych produktów.

a) $Cl_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$

Sumaryczna liczba moli gazowych substratów (1 + 1 = 2) = Sumarycznej liczbie moli gazowych produktów (2)

↑p lub ↓p nie wpływa na położenie stanu równowagi.

b) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$

Sumaryczna liczba moli gazowych substratów (1 + 3 = 4) > Sumarycznej liczbie moli gazowych produktów (2)

↑p (ciśnienia) w układzie zaburzy równowagę - zacznie przybywać produktu NH_3 i ubywać substratów, ponieważ układ będzie dążył do zmniejszenia ciśnienia poprzez zmniejszenie liczby moli cząsteczek gazu w układzie.

Stan dynamicznej równowagi reakcji został przesunięty w stronę produktów

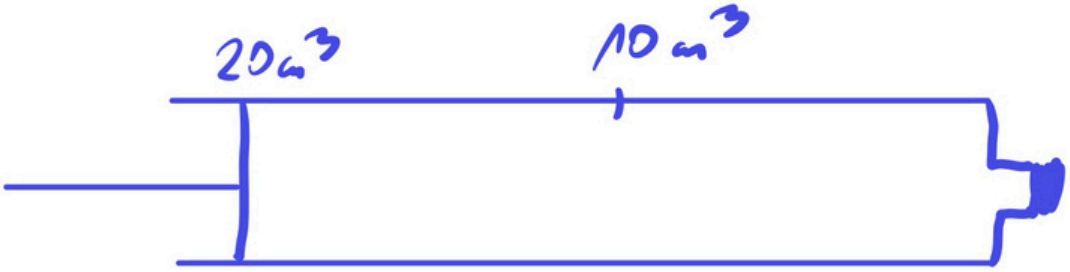
↓p (ciśnienia) w układzie zaburzy równowagę - zacznie ubywać produktu NH_3 i przybywać substratów, ponieważ układ będzie dążył do zwiększania ciśnienia poprzez zwiększenie liczby moli cząsteczek gazu w układzie.

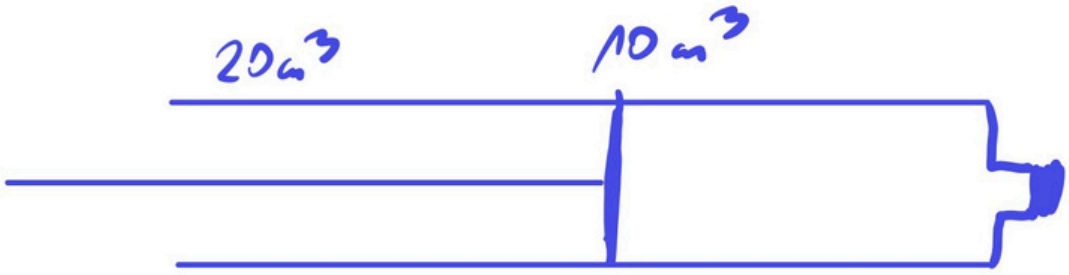
Stan dynamicznej równowagi reakcji został przesunięty w stronę substratów.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$





Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

c) $CO_{2(g)} + C_{(s)} \rightleftarrows 2CO_{(g)}$

sumaryczna liczba moli gazowych substratów (1 + 0 = 1) < sumarycznej liczbie moli gazowych produktów (2)

↑ p (ciśnienia) w układzie zaburzy równowagę - zacznie przybywać substratów i ubywać produktu CO, ponieważ układ będzie dążył do zmniejszenia ciśnienia poprzez zmniejszenie liczby moli cząsteczek gazów w układzie.

Stan dynamicznej równowagi reakcji został przesunięty w stronę substratów.

↓ p (ciśnienia) w układzie zaburzy równowagę - zacznie ubywać substratów i przybywać produktu CO, ponieważ układ będzie dążył do zwiększenia ciśnienia poprzez zwiększenie liczby moli cząsteczek gazów w układzie.

Stan dynamicznej równowagi reakcji został przesunięty w stronę produktów

UWAGA na **KATALIZATOR**

NIE zaburza równowagi w układzie!

Katalizator przyspiesza ustalenie się stanu dynamicznej równowagi



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

10.5

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7043

Zadanie 6. ***(1 pkt)***

Poniżej podano równania dwóch reakcji chemicznych prowadzących do powstania tlenku węgla(IV).

A. $2CO_{(g)} + O_{2\,(g)} \rightleftarrows 2CO_{2\,(g)}$

B. $CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftarrows CO_{2\,(g)} + H_{2\,(g)}$

Wskaż reakcję (A lub B), w której wzrost ciśnienia spowoduje wzrost jej wydajności.

Wzrost ciśnienia spowoduje wzrost wydajności reakcji oznaczonej literą .....

10.6

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7044

Zadanie 7. ***(2 pkt)***

W poniższej tabeli podano schematyczne zapisy równań i informacje o przebiegu dwóch reakcji chemicznych.

	Schematyczny zapis równania reakcji	Informacja dotycząca przebiegu reakcji
Reakcja 1.	$2AB_{(g)} \rightleftarrows A_{2\,(g)} + B_{2\,(g)}$	Podwyższenie temperatury układu znajdującego się w stanie równowagi powoduje spadek wydajności reakcji otrzymywania substancji A_2.
Reakcja 2.	$X_{2\,(g)} + 3Y_{2\,(g)} \rightleftarrows 2XY_{3\,(g)}$	Podczas otrzymywania produktu XY_3 ciepło jest przekazywane z układu do otoczenia.

b) Wskaż numer reakcji, której wydajność nie zmieni się po zmianie ciśnienia panującego w układzie.

.....

10.7

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7045

Informacja do zadań 47.–52.

Stężeniowa stała równowagi reakcji przebiegającej zgodnie z równaniem:

$$H_2\,(g) + CO_2\,(g) \rightleftarrows CO\,(g) + H_2O\,(g) \qquad \Delta H_r^\circ = 41{,}17\ \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

w temperaturze 800 K wynosi 0,24.

Do zamkniętego reaktora o stałej objętości wprowadzono 2 mole CO_2 i 2 mole H_2. W reaktorze, w którym utrzymywano temperaturę 800 K, ustalił się stan równowagi opisanej reakcji.

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 1997, s. 144.

Zadanie 50.

Określ, czy zmniejszenie o połowę objętości zamkniętego reaktora, do którego wprowadzono 2 mole CO_2 i 2 mole H_2, spowoduje w temperaturze 800 K wzrost wydajności tworzenia CO i H_2O w wyniku tej reakcji (patrz → informacja do zadań 47.–52.). **Odpowiedź uzasadnij.**

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

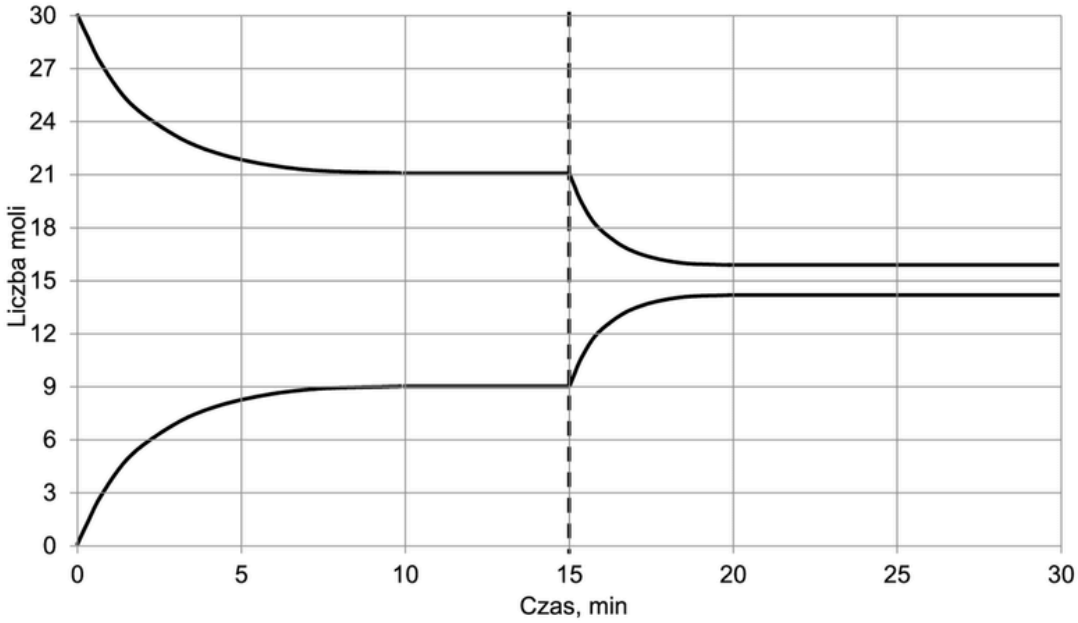
10.
8

Informacja do zadań 6.–9. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7046

Do reaktora, w którym znajdowała się stała substancja X, wprowadzono pod ciśnieniem atmosferycznym gazową substancję Y i zapoczątkowano reakcję chemiczną, w wyniku której powstawał gaz Z. Po 10 minutach, w temperaturze T_1, ustaliła się równowaga opisana równaniem:

$$X\,(s) + Y\,(g) \rightleftarrows Z\,(g)$$

Na wykresie przedstawiono wyniki pomiaru liczby moli gazowych reagentów w trakcie trwania procesu oraz po ustaleniu się stanu równowagi w temperaturze T_1. W piętnastej minucie eksperymentu zmieniono w układzie temperaturę na T_2 wyższą od T_1, czego konsekwencją było ustalenie się nowego stanu równowagi po dwudziestu minutach eksperymentu, co także zilustrowano na poniższym wykresie.



Zadanie 9. (0–1)

Uzupełnij poniższe zdanie. Wybierz i zaznacz jedną odpowiedź spośród podanych w nawiasie.

Wraz ze zmniejszeniem ciśnienia w układzie w warunkach izotermicznych wydajność reakcji otrzymywania substancji Z (wzrośnie / zmaleje / się nie zmieni).

10.
9

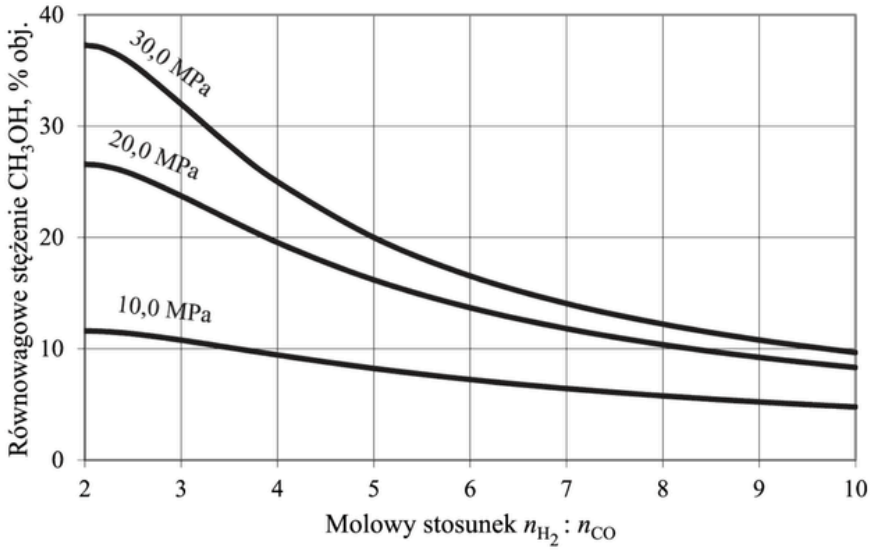
Zadanie 10. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7047

W przemyśle metanol otrzymuje się z gazu syntezowego w katalitycznej reakcji

$$CO + 2H_2 \rightleftarrows CH_3OH$$

Stężenie metanolu w mieszaninie równowagowej zależy od temperatury, ciśnienia oraz stosunku molowego $n_{H_2} : n_{CO}$ w gazie syntezowym.

Zależność równowagowego stężenia metanolu w mieszaninie gazowej od stosunku molowego $n_{H_2} : n_{CO}$ i ciśnienia w temperaturze T przedstawiono na poniższym wykresie.



Na podstawie: E. Grzywa, J. Molenda, *Technologia podstawowych syntez organicznych*, Warszawa 2008.

Zadanie 10.2. (0–1)

Na podstawie analizy wykresu uzupełnij poniższe zdania.

Im większą wartość ma stosunek molowy $n_{H_2} : n_{CO}$, tym równowagowe stężenie alkoholu (% obj.) jest ..... . Dla każdej wartości ciśnienia zwiększenie wartości stosunku molowego $n_{H_2} : n_{CO}$ powoduje zmianę równowagowego stężenia metanolu, tzn. ..... stężenia metanolu. Wpływ wartości stosunku molowego $n_{H_2} : n_{CO}$ na równowagowe stężenie metanolu jest najwyraźniej widoczny dla ciśnienia ..... MPa.

Kurs maturalny- Stechiometria
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

10.
10

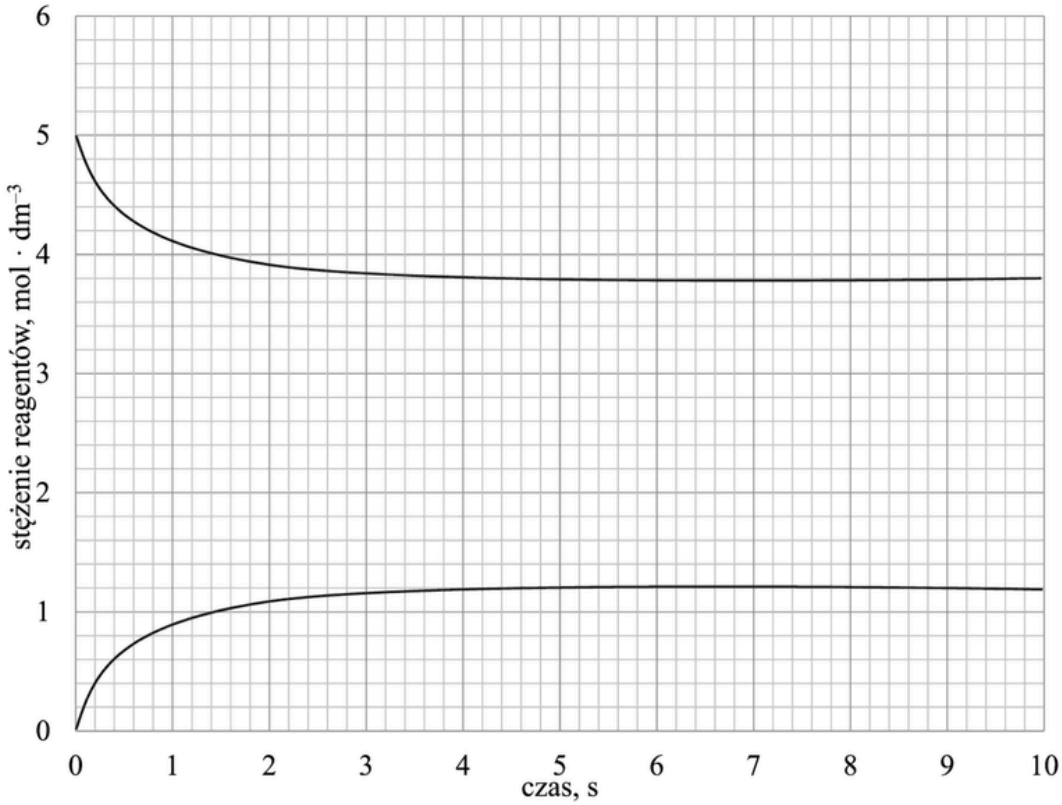
Zadanie 17.

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7048

Do reaktora wprowadzono pod ciśnieniem atmosferycznym gazową substancję X i zapoczątkowano reakcje chemiczną, w wyniku której powstał gaz Y. Po pewnym czasie, w temperaturze T_1, ustaliła się równowaga opisana równaniem:

$$X\,(g) \rightleftarrows Y\,(g) \qquad \Delta H > 0$$

Na wykresie przedstawiono wyniki pomiaru stężeń reagentów X i Y w trakcie trwania procesu oraz po ustaleniu się stanu równowagi dynamicznej w temperaturze T_1.



Następnie powtórzono ten eksperyment przy tym samym stężeniu początkowym substancji X i tym samym ciśnieniu, ale w temperaturze T_2 wyższej od temperatury T_1.

Zadanie 17.2. *(1 pkt)*

Oceń, czy zmieni się (wzrośnie albo zmaleje), czy też nie ulegnie zmianie wydajność reakcji otrzymywania substancji Y, jeśli w układzie będącym w stanie równowagi nastąpi wzrost ciśnienia w warunkach izotermicznych. Odpowiedź uzasadnij.

.....

.....

.....

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

10.
11

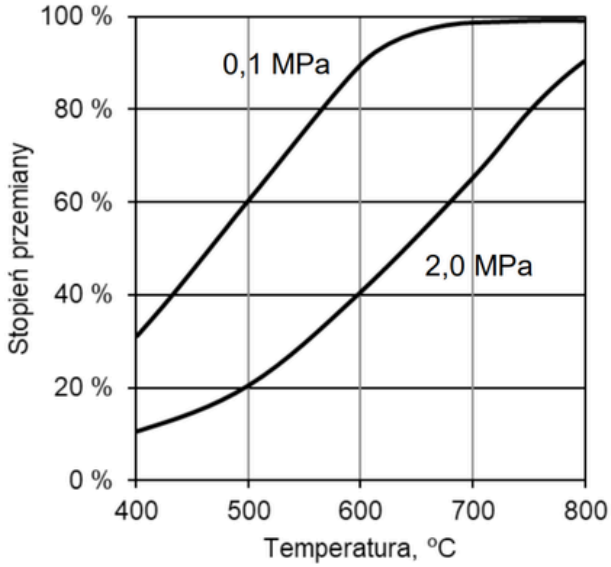
Zadanie 4. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7049

Gaz syntezowy, czyli mieszanina CO i H_2, jest otrzymywany w przemyśle różnymi metodami. Niżej podano równania dwóch reakcji, w których powstaje taka mieszanina.

I $CH_4 + CO_2 \rightarrow 2CO + 2H_2$ $\Delta H<0$

II $CH_4 + H_2O \rightarrow CO + 3H_2$ $\Delta H>0$

Na poniższym wykresie przedstawiono zależność stopnia przemiany metanu od temperatury dla dwóch różnych wartości ciśnienia dla jednej z tych reakcji. Stopień przemiany metanu jest miarą wydajności reakcji – im większy stopień przemiany, tym większa wydajność reakcji.



Na podstawie: M. Pańczyk, T. Borowiecki, *Otrzymywanie i zastosowanie gazu syntezowego*, Lublin 2013.

Zadanie 4.2. (0–1)

Uzupełnij zdanie o wpływie ciśnienia na stopień przemiany metanu – wybierz i zaznacz jedną odpowiedź spośród podanych w nawiasie. Wyjaśnij przedstawioną na wykresie zależność stopnia przemiany metanu od ciśnienia.

W stałej temperaturze wzrost ciśnienia skutkuje (wzrostem / spadkiem) stopnia przemiany metanu.

Wyjaśnienie: .....

.....

10.
12

Informacja do zadań 24.–25.

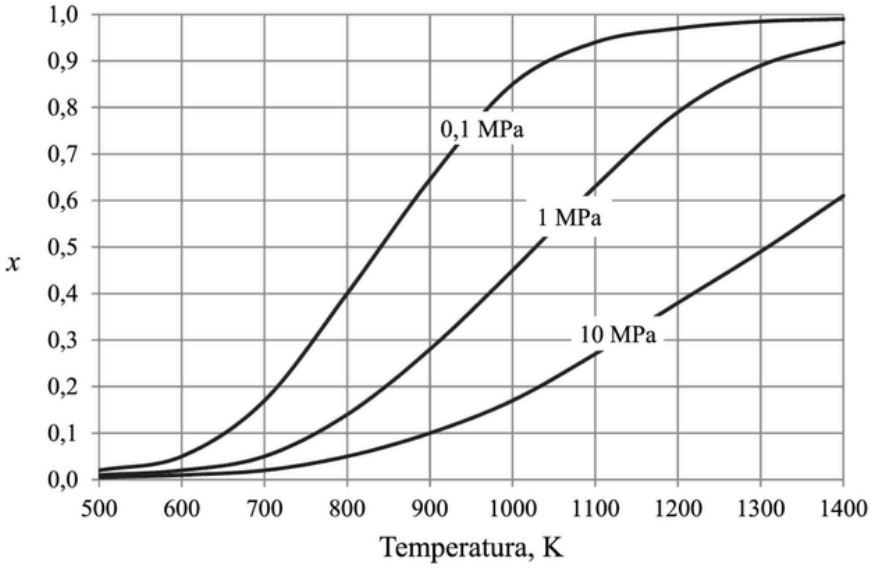
W wysokiej temperaturze może zachodzić rozkład metanu na substancje proste zgodnie z równaniem:

$$CH_4\,(g) \rightleftarrows C\,(s) + 2H_2\,(g)$$

Miarą wydajności tej reakcji jest równowagowy stopień przemiany metanu x, który wyraża się wzorem:

$$x = \frac{n_0[CH_4] - n[CH_4]}{n_0[CH_4]}$$

W tym wzorze $n_0[CH_4]$ oznacza początkową liczbę moli metanu, a $n[CH_4]$ – liczbę moli tego gazu pozostałego po ustaleniu się stanu równowagi. Poniżej przedstawiono zależność równowagowego stopnia przemiany metanu x od temperatury dla trzech wartości ciśnienia.



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

Zadanie 25. (0–1)

Wyjaśnij, dlaczego wydajność opisanej reakcji maleje ze wzrostem ciśnienia.

.....

.....

.....

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

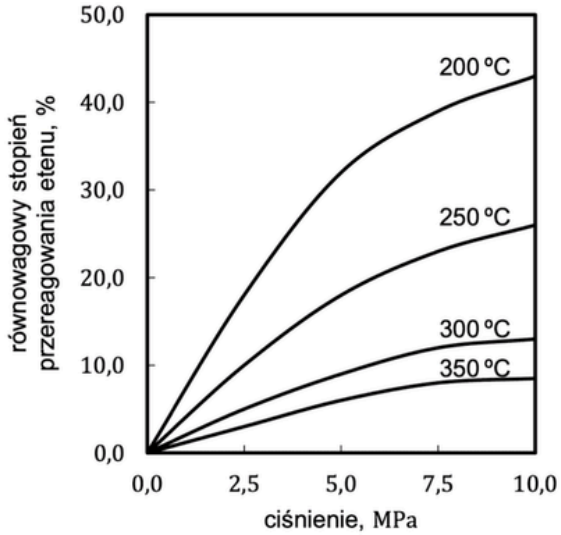
10.
13

Informacja do zadań 21.–22. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7051

Reakcję hydratacji (uwodnienia) etenu opisuje równanie:

$$CH_2{=}CH_2\,(g) + H_2O\,(g) \underset{}{\overset{\text{katalizator, } p, T}{\rightleftharpoons}} CH_3CH_2OH\,(g)$$

Równowagowy stopień przereagowania etenu, który jest miarą wydajności przedstawionej reakcji, zależy od warunków prowadzenia procesu: temperatury i ciśnienia. Tę zależność przedstawiono na poniższym wykresie.



Na podstawie: E. Grzywa, J. Molenda, *Technologia podstawowych syntez organicznych*, Warszawa 2008.

Zadanie 21. (0–1)

Wyjaśnij, dlaczego w danej temperaturze równowagowy stopień przereagowania etenu w opisanej reakcji jest tym większy, im wyższe jest ciśnienie, pod którym prowadzona jest reakcja.

.....

.....

.....

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Ad 2 wpływ temperatury:

Zmiana temperatury zaburza równowagę w procesach egzo- i endotermicznych.

a) proces egzotermiczny

$$C_2H_5OH_{(c)} + 3O_{2(g)} \underset{\Delta H>}{\overset{\Delta H<0}{\rightleftharpoons}} 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(c)} \quad + 1357{,}2\,kJ$$

$\Delta H^\circ = -1357{,}2\ kJ/mol$

Zapisana reakcja pod względem efektu cieplnego jest egzotermiczna (ciepło jest wydzielane do otoczenia). Reakcja odwrotna ma odwrotny efekt cieplny $\Delta H_{procesu\ odwrotnego} = -\Delta H_{procesu\ pierwotnego}$, a więc jest endotermiczna (ciepło jest pobierane z otoczenia).

Niezależnie od ΔH (efektu cieplnego), szybkość reakcji rośnie wraz ze wzrostem temperatury. Jednak wzrost szybkości procesu pierwotnego i odwrotnego nie jest identyczny.

↑ T w procesie egzotermicznym ($\Delta H<0$):

zaburzy równowagę panującą w układzie - zacznie ubywać produktów i zwiększać się ilość substratów, ponieważ układ będzie dążył do schłodzenia układu poprzez zużywanie energii w procesie endotermicznym.

Stan dynamicznej równowagi reakcji został przesunięty w stronę substratów.

↓ T w procesie egzotermicznym ($\Delta H<0$):

zaburzy równowagę panującą w układzie - zacznie ubywać substratów i przybywać produktów, ponieważ układ będzie dążył do ogrzania układu poprzez wytwarzanie energii w procesie egzotermicznym.

Stan dynamicznej równowagi reakcji został przesunięty w stronę produktów.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

b) proces endotermiczny

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} \quad \Delta H = 182{,}5\ kJ$$

↑T w procesie endotermicznym ($\Delta H > 0$)

zaburzy równowagę panującą w układzie - zacznie ubywać substratów i przybywać produktów, układ będzie dążył do schłodzenia poprzez zużywanie energii w procesie endotermicznym.

Stan dynamiczny równowagi reakcji został przesunięty w stronę produktów.

↓T w procesie endotermicznym ($\Delta H > 0$)

zaburzy równowagę panującą w układzie - zacznie ubywać produktów i przybywać substratów, układ będzie dążył do ogrzania poprzez produkcję energii w procesie egzotermicznym.

Stan dynamiczny równowagi reakcji został przesunięty w stronę substratów.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

10.14

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7054

Zadanie 41. ***(1 pkt)***

Znajdujący się w stanie równowagi układ:

$$A + B \rightleftarrows C + D$$

jest ogrzewany. W wyniku tego równowaga reakcji przesuwa się w lewo.

Czy reakcja $A + B \rightleftarrows C + D$ jest procesem egzotermicznym czy endotermicznym?

.....

.....

10.15

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7055

Zadanie 5. (0–1)

Poniżej przedstawiono informacje o efektach energetycznych reakcji przeprowadzonych w dwóch odrębnych układach I i II.

I $2H_2O\,(c) + O_2\,(g) \rightarrow 2H_2O_2\,(c)$ $\quad \Delta H_1^o = 196$ kJ

II $3H_2\,(g) + N_2\,(g) \leftrightarrows 2NH_3\,(g)$ $\quad \Delta H_2^o = -92$ kJ

Uzupełnij poniższe zdania, podkreślając właściwe określenie w każdym nawiasie.

Reakcja zachodząca w układzie I (wymaga / nie wymaga) dostarczenia energii, ponieważ jest procesem (egzoenergetycznym / endoenergetycznym).

Ogrzanie w warunkach izobarycznych układu II, który osiągnął stan równowagi, spowoduje (wzrost / spadek) wydajności otrzymywania amoniaku.

10.16

Zadanie 8. (0–2)

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7056

Wodór na skalę przemysłową można otrzymać w wyniku konwersji węglowodorów parą wodną w obecności katalizatorów. W pierwszym etapie powstaje tlenek węgla(II) i wodór. Drugi etap tego procesu przebiega zgodnie z równaniem:

$$CO\,(g) + H_2O\,(g) \rightleftarrows CO_2\,(g) + H_2\,(g) \qquad \Delta H = -42 \text{ kJ}$$

Na podstawie: H.E. Avery, D.J. Shaw, *Ćwiczenia rachunkowe z chemii fizycznej,* Warszawa 1974.

Zadanie 8.1. (0–1)

Określ, jak na stałą równowagi, a – w konsekwencji – na wydajność powyższej reakcji, wpłynie ogrzewanie mieszaniny reakcyjnej. Odpowiedź uzasadnij.

.....

.....



10. 17

Zadanie 3. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7057

W czasie pożarów lasów, wyładowań elektrycznych, podczas pracy urządzeń grzewczych lub silników spalinowych możliwa jest reakcja zachodząca między dwoma składnikami powietrza – azotem i tlenem. Te gazy łączą się z wytworzeniem tlenku azotu(II) zgodnie z równaniem:

$$N_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2NO(g) \qquad \Delta H^o > 0$$

Powstały bezbarwny i bezwonny tlenek azotu(II) łatwo utlenia się do tlenku azotu(IV) NO_2, który jest brunatnym gazem o ostrym zapachu. Tlenek azotu(IV) dimeryzuje z utworzeniem tetratlenku diazotu N_2O_4, który jest gazem bezbarwnym:

$$2NO_2(g) \rightleftarrows N_2O_4(g) \qquad \Delta H^o < 0$$

Na podstawie: G.W. vanLoon, S.J. Duffy, *Chemia środowiska*, Warszawa 2007, oraz W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 1997.

Zadanie 3.1. (0–1)

Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i zaznacz jedno właściwe określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

Reakcja syntezy tlenku azotu(II) jest reakcją (endotermiczną / egzotermiczną), o czym świadczy (dodatnia / ujemna) wartość ΔH^o.

Reakcja dimeryzacji tlenku azotu(IV) ma tym większą wydajność, w im (niższej / wyższej) temperaturze zachodzi. Po ochłodzeniu zabarwienie zawartości zamkniętego naczynia, do którego wprowadzono świeżo otrzymany tlenek azotu(IV) NO_2, (nie ulegnie zmianie / stanie się mniej intensywne / stanie się bardziej intensywne).

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7058

10. 18

Informacja do zadań 9.–10.

Tlenek siarki(IV) na skalę techniczną można otrzymać w wyniku redukcji siarczanu(VI) wapnia (anhydrytu) węglem w temperaturze 900 °C. Proces ten opisano poniższym równaniem.

$$2CaSO_4 + C \xrightarrow{T} 2CaO + CO_2 + 2SO_2 \qquad \Delta H = 1090\ kJ$$

Na podstawie: H. Koneczny, *Podstawy technologii chemicznej*, Warszawa 1973.

Zadanie 10. (0–1)

Uzupełnij poniższe zdania. Podkreśl właściwe określenie spośród wymienionych w każdym nawiasie.

Podniesienie temperatury, w której prowadzony jest proces otrzymywania tlenku siarki(IV), będzie przyczyną (zmniejszenia / zwiększenia) wydajności reakcji, gdyż jest to proces (egzoenergetyczny / endoenergetyczny). Stopień rozdrobnienia anhydrytu i węgla (ma wpływ / nie ma wpływu) na szybkość tej reakcji.

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7059

10. 19

Zadanie 9. ***(2 pkt)***

Bezbarwny tetratlenek diazotu ulega przemianie zilustrowanej równaniem:

$$N_2O_4\,(g) \rightleftarrows 2NO_2\,(g) \qquad \Delta H = 62{,}8\ kJ$$

Uzupełnij poniższe zdania dotyczące tej przemiany. Wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

1. Obniżenie o kilkanaście stopni temperatury mieszaniny tlenków NO_2 i N_2O_4 będących w stanie równowagi w temperaturze pokojowej spowoduje (wzrost / zmniejszenie) intensywności brunatnopomarańczowej barwy mieszaniny.
2. Zachodzi wówczas w większym stopniu proces (dysocjacji / asocjacji) (N_2O_4 / NO_2).
3. Stała równowagi (asocjacji / dysocjacji) (N_2O_4 / NO_2) maleje.

10. 20

Informacja do zadań 11.–13. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7060

Skład mieszaniny można wyrazić za pomocą ułamków molowych. Ułamek molowy składnika A, $x_n(A)$, to iloraz liczby moli tego składnika, n_A, i sumy liczb moli wszystkich składników mieszaniny. Np. dla mieszaniny trójskładnikowej A, B, C:

$$x_n(A) = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C}$$

W pewnych warunkach ciśnienia i temperatury sporządzono mieszaninę dwóch gazowych substancji: wodoru i jodu, w zamkniętym reaktorze o objętości $V = 20{,}0\ dm^3$.

Po zainicjowaniu procesu opisanego równaniem:

$$H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightleftarrows 2HI\,(g) \qquad \Delta H = 26{,}5\ \frac{kJ}{mol\ HI\,(g)}$$

uzyskano w stanie równowagi mieszaninę o składzie: $m(I_2) = 381$ g, $n(HI) = 1{,}50$ mol oraz pewną ilość wodoru. Sumaryczna liczba moli wszystkich składników uzyskanej mieszaniny równowagowej wynosiła 6,00 moli.

Zadanie 13. (0–1)

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

1.	Wraz ze wzrostem temperatury, w warunkach izobarycznych, wartość stałej równowagi reakcji syntezy jodowodoru będzie malała.	**P**	**F**
2.	Wraz ze wzrostem temperatury, w warunkach izobarycznych, wartość ułamka molowego jodowodoru w mieszaninie równowagowej będzie wzrastała.	**P**	**F**
3.	Szybkość reakcji $H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightarrow 2HI\,(g)$ na początku eksperymentu jest większa od szybkości reakcji $2HI\,(g) \rightarrow H_2\,(g) + I_2\,(g)$ mierzonej w tym samym momencie.	**P**	**F**

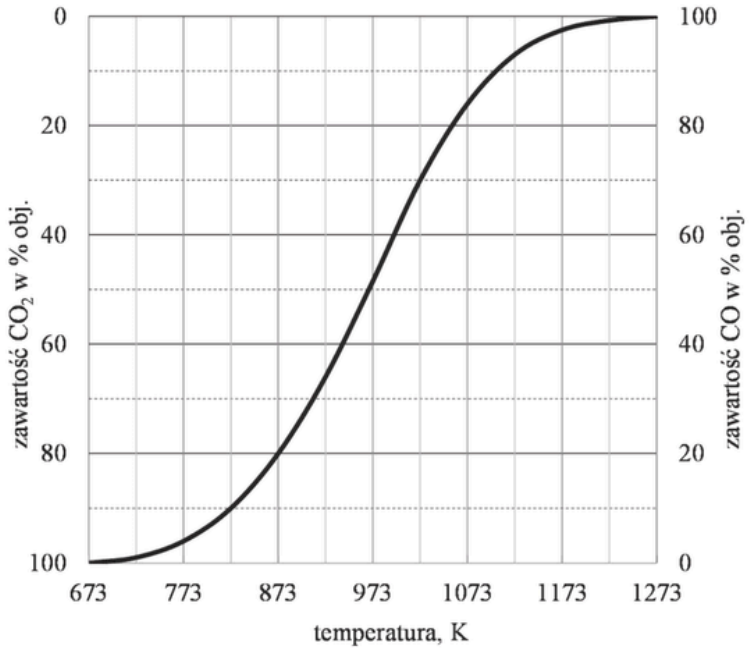
10.
21

Informacja do zadań 5.–6. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7062

W wysokiej temperaturze węgiel reaguje z tlenkiem węgla(IV) i ustala się równowaga chemiczna:

$$CO_2\,(g) + C\,(s) \rightleftarrows 2CO\,(g)$$

Objętościową zawartość procentową CO i CO_2 w gazie pozostającym w równowadze z węglem w zależności od temperatury (pod ciśnieniem atmosferycznym 1013 hPa) przedstawiono na poniższym wykresie.



Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004.

Zadanie 5. (0–1)

Oceń, czy reakcja pomiędzy tlenkiem węgla(IV) i węglem jest procesem endo- czy egzoenergetycznym. Odpowiedź uzasadnij.

.....

.....

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

10.
22

Informacja do zadań 24.–25.

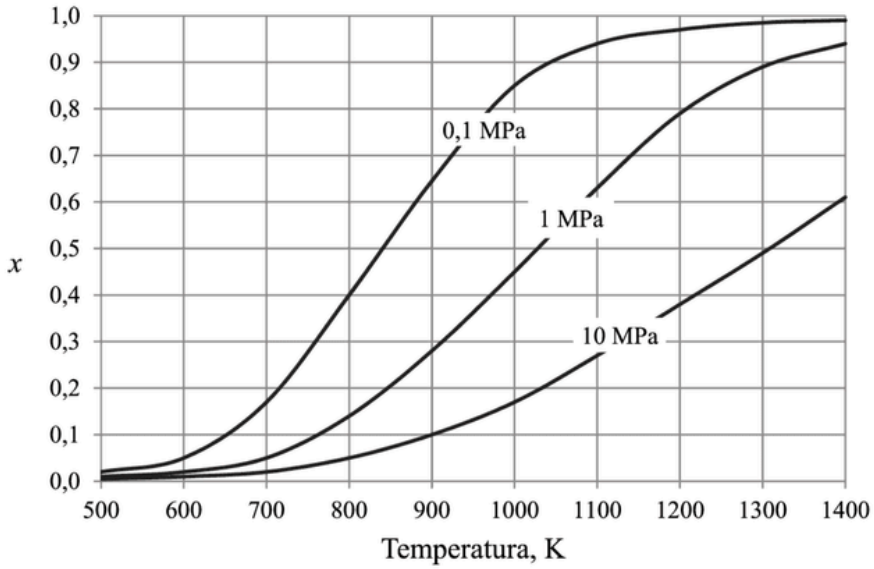
W wysokiej temperaturze może zachodzić rozkład metanu na substancje proste zgodnie z równaniem:

$$CH_4\,(g) \rightleftarrows C\,(s) + 2H_2\,(g)$$

Miarą wydajności tej reakcji jest równowagowy stopień przemiany metanu x, który wyraża się wzorem:

$$x = \frac{n_0[CH_4] - n[CH_4]}{n_0[CH_4]}$$

W tym wzorze $n_0[CH_4]$ oznacza początkową liczbę moli metanu, a $n[CH_4]$ – liczbę moli tego gazu pozostałego po ustaleniu się stanu równowagi. Poniżej przedstawiono zależność równowagowego stopnia przemiany metanu x od temperatury dla trzech wartości ciśnienia.



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

Zadanie 24. (0–1)

Określ, czy ΔH opisanej reakcji rozkładu metanu jest większa od zera, czy – mniejsza od zera. Odpowiedź uzasadnij.

.....

.....

.....

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

10.
23

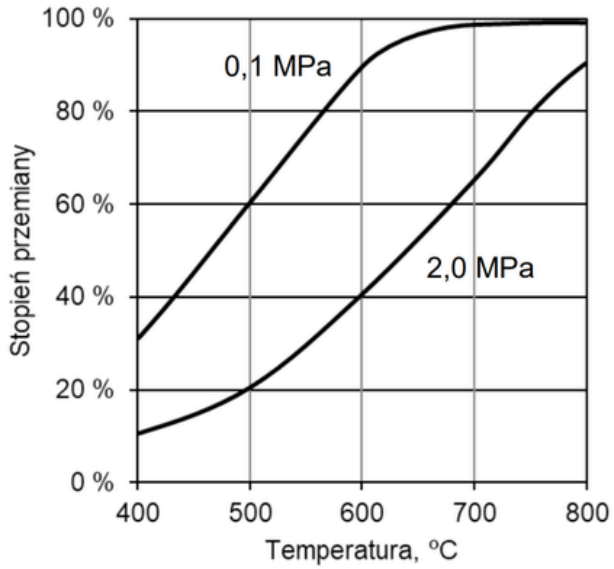
Zadanie 4. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7064

Gaz syntezowy, czyli mieszanina CO i H_2, jest otrzymywany w przemyśle różnymi metodami. Niżej podano równania dwóch reakcji, w których powstaje taka mieszanina.

I $CH_4 + CO_2 \rightarrow 2CO + 2H_2$ $\Delta H<0$

II $CH_4 + H_2O \rightarrow CO + 3H_2$ $\Delta H>0$

Na poniższym wykresie przedstawiono zależność stopnia przemiany metanu od temperatury dla dwóch różnych wartości ciśnienia dla jednej z tych reakcji. Stopień przemiany metanu jest miarą wydajności reakcji – im większy stopień przemiany, tym większa wydajność reakcji.



Na podstawie: M. Pańczyk, T. Borowiecki, *Otrzymywanie i zastosowanie gazu syntezowego*, Lublin 2013.

Zadanie 4.1. (0–1)

Napisz numer reakcji (I albo II), do której odnosi się powyższy wykres stopnia przemiany metanu. Odpowiedź uzasadnij – uwzględnij efekt energetyczny reakcji.

Numer reakcji: .....

Uzasadnienie: .....

.....

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

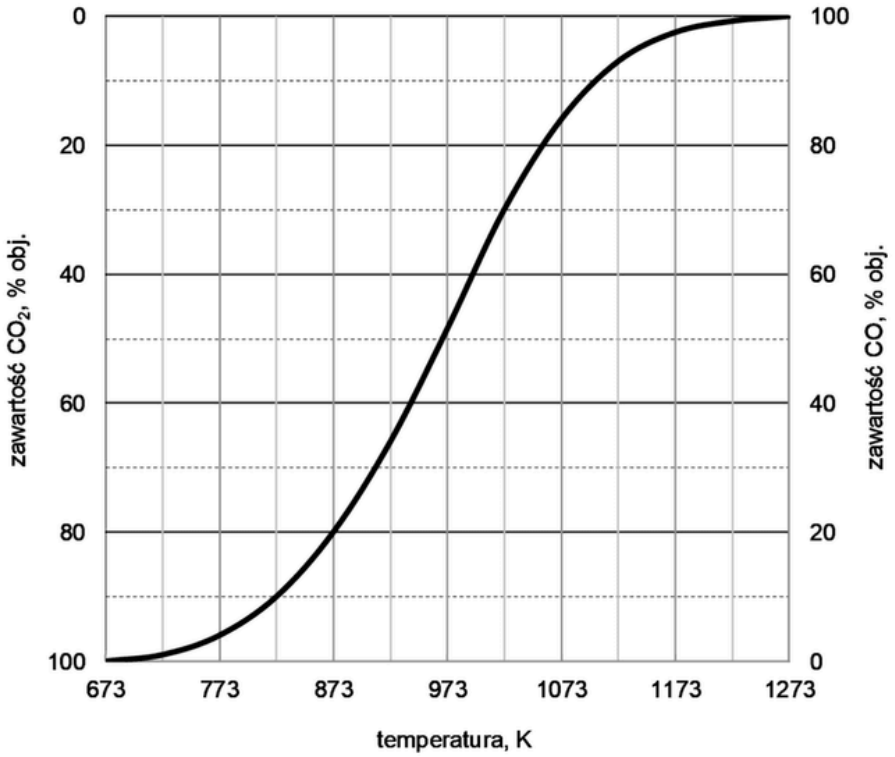
10.
24

Informacja do zadań 5.–6. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7065

W wysokiej temperaturze węgiel reaguje z tlenkiem węgla(IV) i ustala się równowaga chemiczna:

$$CO_2\,(g) + C\,(s) \rightleftarrows 2CO\,(g)$$

Objętościową zawartość procentową CO i CO_2 w gazie pozostającym w równowadze z węglem w zależności od temperatury (pod ciśnieniem atmosferycznym 1013 hPa) przedstawiono na poniższym wykresie.



Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004.

Zadanie 5. (0–1)

Rozstrzygnij, czy reakcja pomiędzy tlenkiem węgla(IV) i węglem jest procesem egzoenergetycznym. Uzasadnij swoją odpowiedź.

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

.....

.....

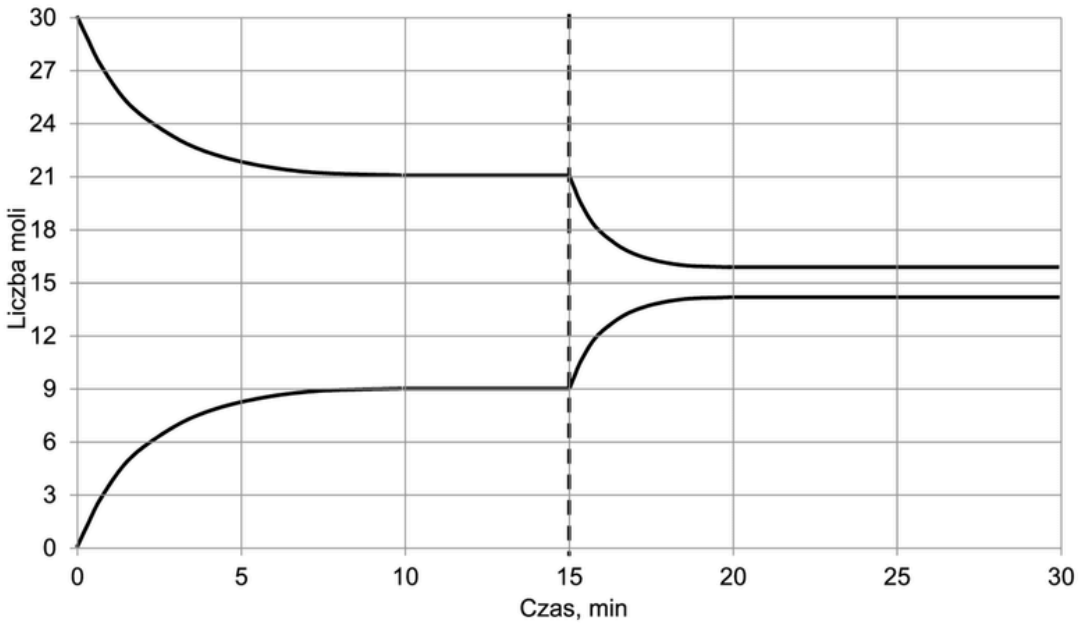
10.25

Informacja do zadań 6.–9. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7066

Do reaktora, w którym znajdowała się stała substancja X, wprowadzono pod ciśnieniem atmosferycznym gazową substancję Y i zapoczątkowano reakcję chemiczną, w wyniku której powstawał gaz Z. Po 10 minutach, w temperaturze T_1, ustaliła się równowaga opisana równaniem:

$$X\,(s) + Y\,(g) \rightleftarrows Z\,(g)$$

Na wykresie przedstawiono wyniki pomiaru liczby moli gazowych reagentów w trakcie trwania procesu oraz po ustaleniu się stanu równowagi w temperaturze T_1. W piętnastej minucie eksperymentu zmieniono w układzie temperaturę na T_2 wyższą od T_1, czego konsekwencją było ustalenie się nowego stanu równowagi po dwudziestu minutach eksperymentu, co także zilustrowano na poniższym wykresie.



Zadanie 7. (0–1)

Rozstrzygnij, czy reakcja tworzenia związku Z jest procesem endoenergetycznym. Odpowiedź uzasadnij.

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

.....

10.26

Zadanie 7. (0–1) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7067

Poniżej przedstawiono równanie reakcji syntezy amoniaku.

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3 \qquad \Delta H = -91{,}8\ kJ$$

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

Wzrost temperatury w układzie reakcyjnym poskutkuje (spadkiem / wzrostem) wydajności syntezy amoniaku. Dodanie do reaktora większej ilości wodoru przyczyni się do (spadku / wzrostu) ilości amoniaku w mieszaninie poreakcyjnej. Obniżenie ciśnienia w układzie reakcyjnym poskutkuje (spadkiem / wzrostem) wydajności syntezy amoniaku.

10.27

Informacja do zadań 14.–15. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7068

Dwa gazy A i B zmieszane w stosunku molowym $n_A : n_B = 1 : 4$ zajmują w warunkach normalnych objętość 1 dm^3. Tę mieszaninę umieszczono w reaktorze o stałej pojemności 1 dm^3 i w temperaturze T zainicjowano reakcję. W tej temperaturze ustalił się stan równowagi opisany równaniem:

$$A\,(g) + 2B\,(g) \rightleftarrows 2C\,(g) \qquad \Delta H < 0$$

W stanie równowagi stężenie substancji C było równe 0,004 mol · dm^{-3}.

Zadanie 15. (0–1)

Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	W stałej temperaturze T ciśnienie w reaktorze w stanie równowagi było niższe niż w chwili początkowej.	**P**	**F**
2.	W warunkach izotermicznych (T = const) wzrost ciśnienia wywołany sprężeniem mieszaniny gazów w stanie równowagi poskutkuje spadkiem wydajności otrzymywania substancji C.	**P**	**F**
3.	W warunkach izobarycznych (p = const) wzrost temperatury mieszaniny gazów w stanie równowagi poskutkuje spadkiem wydajności otrzymywania substancji C.	**P**	**F**

10.28

Zadanie 8. *(1 pkt)* https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7069

Na poniższym wykresie zilustrowano zmianę energii potencjalnej podczas reakcji opisanej równaniem $X_2\,(g) + Y_2\,(g) \rightleftarrows 2XY\,(g)$.



Oceń, czy zmieni się (wzrośnie albo zmaleje), czy też nie ulegnie zmianie wydajność reakcji otrzymywania produktu XY, jeżeli w układzie będącym w stanie równowagi nastąpi

- **wzrost temperatury w warunkach izobarycznych (p = const)**

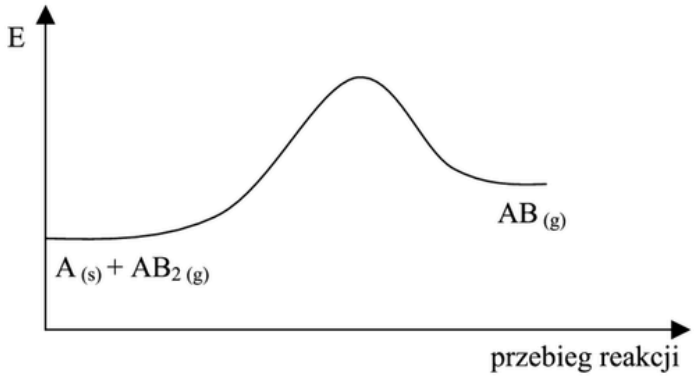
.....

- **wzrost ciśnienia w warunkach izotermicznych (T = const).**

.....

Zadanie 13. ***(1 pkt)***

Na poniższym wykresie zilustrowano zmianę energii podczas przebiegu reakcji opisanej równaniem $A_{(s)} + AB_{2\,(g)} \rightleftarrows 2AB_{(g)}$.



Oceń, jak zmieni się (wzrośnie czy zmaleje) wydajność reakcji otrzymywania produktu AB, jeżeli w układzie będącym w stanie równowagi nastąpi

a) wzrost temperatury w warunkach izobarycznych (p = const).

.....

b) wzrost ciśnienia w warunkach izotermicznych (T = const).

.....

10. 29

Zadanie 6. (0–1) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7070

W przemyśle wodór można otrzymać w procesie konwersji metanu będącego głównym składnikiem gazu ziemnego. W mieszaninie gazu ziemnego i pary wodnej w pewnej temperaturze T i w obecności katalizatora niklowego zachodzą m.in. reakcje opisane poniższymi równaniami.

I $\quad CH_4\,(g) + H_2O\,(g) \rightleftarrows CO\,(g) + 3H_2\,(g)$

II $\quad CH_4\,(g) + 2H_2O\,(g) \rightleftarrows CO_2\,(g) + 4H_2\,(g)$

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004.

Oceń, czy podane poniżej informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	Obniżenie ciśnienia w warunkach izotermicznych (T = const) w reaktorze skutkuje wzrostem wydajności otrzymywania wodoru w reakcjach I i II.	**P**	**F**
2.	Wzbogacenie gazu ziemnego metanem skutkuje spadkiem wydajności otrzymywania wodoru w reakcjach I i II.	**P**	**F**
3.	Gdy do mieszaniny reakcyjnej w stanie równowagi wprowadzi się katalizator niklowy, to nastąpi wzrost wydajności otrzymywania wodoru w reakcjach I i II.	**P**	**F**

Kurs maturalny- Stechiometria
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

10.
30

Zadanie 10. (0–1) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7071

Reakcję syntezy tlenku azotu(II) ilustruje równanie:

$$N_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2NO(g)$$

W tabeli podano wartości stężeniowej stałej równowagi K_c reakcji syntezy NO w różnych temperaturach.

Temperatura, K	1000	2000	3000	4000
K_c	$6{,}8 \cdot 10^{-9}$	$4{,}6 \cdot 10^{-4}$	$1{,}7 \cdot 10^{-2}$	$8{,}3 \cdot 10^{-2}$

Na podstawie: K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007.

Oceń, czy opisana reakcja jest procesem egzo- czy endotermicznym, oraz spośród poniższych sposobów prowadzenia reakcji wybierz ten powodujący zwiększenie wydajności tworzenia tlenku azotu(II).

I Użycie odpowiedniego katalizatora.
II Zmniejszenie objętości mieszaniny reakcyjnej (sprężenie gazów).
III Prowadzenie reakcji w możliwie wysokiej temperaturze.
IV Prowadzenie reakcji pod możliwie niskim ciśnieniem.

Opisana reakcja jest procesem .....

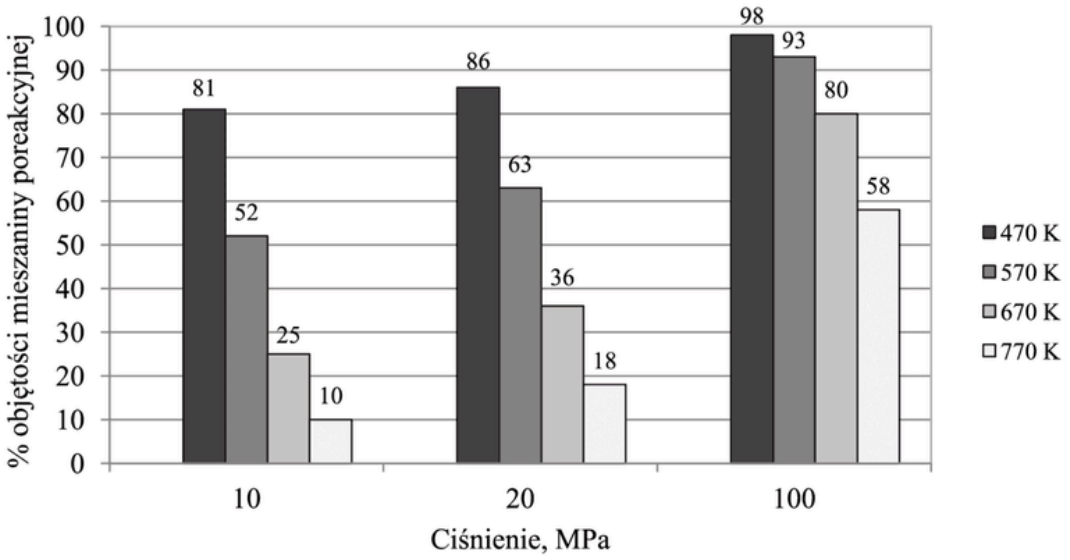
Numer sposobu zwiększenia wydajności tworzenia tlenku azotu(II): .....

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

10.
31

Informacja do zadań 5.–7.

W wyniku pewnej odwracalnej reakcji chemicznej z dwóch substratów powstaje jeden produkt. Przemiana przebiega w fazie gazowej, co oznacza, że oba substraty i produkt są gazami. Reakcję tę przeprowadzono w zamkniętym reaktorze przy użyciu stechiometrycznych ilości substratów w różnych temperaturach i pod różnym ciśnieniem. Na poniższym diagramie przedstawiono, jaki procent objętości mieszaniny poreakcyjnej w reaktorze stanowiła objętość produktu tej reakcji w zależności od warunków temperatury i ciśnienia, w jakich przebiegała.



Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010.

Zadanie 5. (0–1)

Na podstawie analizy diagramu określ, czy w czasie opisanej reakcji układ oddaje energię do otoczenia, czy przyjmuje ją od otoczenia. Odpowiedź uzasadnij.

.....

.....

.....

Zadanie 6. (0–1)

Na podstawie analizy diagramu określ, czy w równaniu stechiometrycznym opisanej reakcji łączna liczba moli substratów jest mniejsza, czy – większa od liczby moli produktu, czy też – równa liczbie moli produktu. Odpowiedź uzasadnij.

.....

.....

.....

Zadanie 7. (0–1)

Spośród reakcji, których równania przedstawiono poniżej, wybierz tę, do której mógłby odnosić się przedstawiony diagram. Zaznacz wybraną odpowiedź.

A. $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftarrows 2HCl(g)$ $\Delta H < 0$

B. $H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2HI(g)$ $\Delta H > 0$

C. $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftarrows 2NH_3(g)$ $\Delta H < 0$

D. $2Cl_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2Cl_2O(g)$ $\Delta H > 0$

Kurs maturalny- Stechiometria
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

10.
32

Zadanie 5. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7073

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

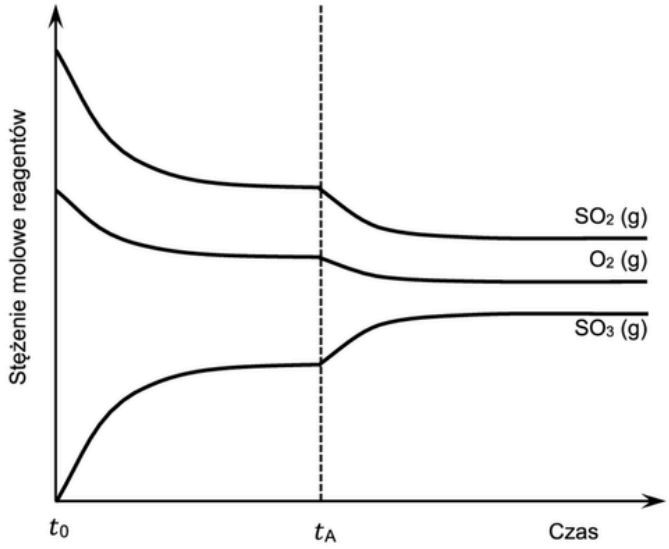
$$2SO_2(g) + O_2(g) \xrightleftharpoons{\text{katalizator, } T} 2SO_3(g)$$

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

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

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.



Zadanie 5.1. (0–1)

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

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

.....

.....

10.
33

Zadanie 7. (0–2) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7074

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%

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: .....

Uzasadnienie: .....

.....

.....

.....



https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7075

Wyprowadzanie wzoru na K_c :

Dla reakcji $2CO + O_2 \rightleftarrows 2CO_2$

Jeśli $V_{\rightarrow} = V_{\leftarrow}$

i $V_{\rightarrow} = k_1 \cdot C_{CO}^2 \cdot C_{O_2}$

$V_{\leftarrow} = k_2 \cdot C_{CO_2}^2$

to:

$$V_{\rightarrow} = V_{\leftarrow}$$

$$k_1 \cdot C_{CO}^2 \cdot C_{O_2} = k_2 \cdot C_{CO_2}^2$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{C_{CO_2}^2}{C_{CO}^2 \cdot C_{O_2}} = K_c$$

stała stężeniowa

We wzorze na K_c pomijamy reagenty w stałym stanie skupienia:

$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftarrows CO_2 \qquad K_c = \frac{[CO_2]}{[O_2]}$



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Wzór na K_c znany jest jako Prawo działania mas lub Prawem Guldberga Waagego:

Stosunek iloczynu stężeń produktów w stanie równowagi do iloczynu stężeń substratów w stanie równowagi, podniesionych do odpowiednich potęg, odpowiadających współczynnikom stechiometrycznym równania reakcji chemicznej, jest wielkością stałą.

K_c zależy wyłącznie od temperatury.

K_c nie zależy od stężeń – stężenia mogą się zmieniać ale wartość K_c pozostaje bez zmian pod warunkiem identycznej temperatury ($T = const.$). Dodanie katalizatora lub zmiana ciśnienia również nie wpływają na K_c, o ile $T = const.$



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

11.
1

🕮 *Informacja do zadań 35. – 37.*

W reakcji przebiegającej według równania $2CO_{2(g)} \rightleftarrows 2CO_{(g)} + O_{2(g)}$ *w pewnych warunkach ciśnienia i temperatury ustalił się stan równowagi. Entalpia tego procesu* $\Delta H > 0$.

Zadanie 35. *(1 pkt)*

Napisz wyrażenie na stężeniową stałą równowagi powyższej reakcji.

.....

Zadanie 34. *(1 pkt)*

Dane jest równanie reakcji: $A_{2(g)} + 3B_{2(g)} \leftrightarrows 2AB_{3(g)}$

Podaj wyrażenie na stężeniową stałą równowagi dla tego procesu.

.....

.....

.....

Informacja do zadania 5. i 6.

W pewnych warunkach podczas rozkładu tlenku siarki(VI) opisanego równaniem

$$2\,SO_{3\,(g)} \rightleftharpoons 2\,SO_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \qquad \Delta H > 0$$

w naczyniu zamkniętym ustala się stan równowagi.

Zadanie 5. *(1 pkt)*

Zapisz wyrażenie na stężeniową stałą równowagi reakcji opisanej powyżej.

.....

Informacja do zadań 47.–52.

Stężeniowa stała równowagi reakcji przebiegającej zgodnie z równaniem:

$$H_2\,(g) + CO_2\,(g) \rightleftarrows CO\,(g) + H_2O\,(g) \qquad \Delta H_r^\circ = 41{,}17\ \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

w temperaturze 800 K wynosi 0,24.

Do zamkniętego reaktora o stałej objętości wprowadzono 2 mole CO_2 i 2 mole H_2. W reaktorze, w którym utrzymywano temperaturę 800 K, ustalił się stan równowagi opisanej reakcji.

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 1997, s. 144.

Zadanie 47.

Napisz wyrażenie na stałą równowagi opisanej reakcji



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

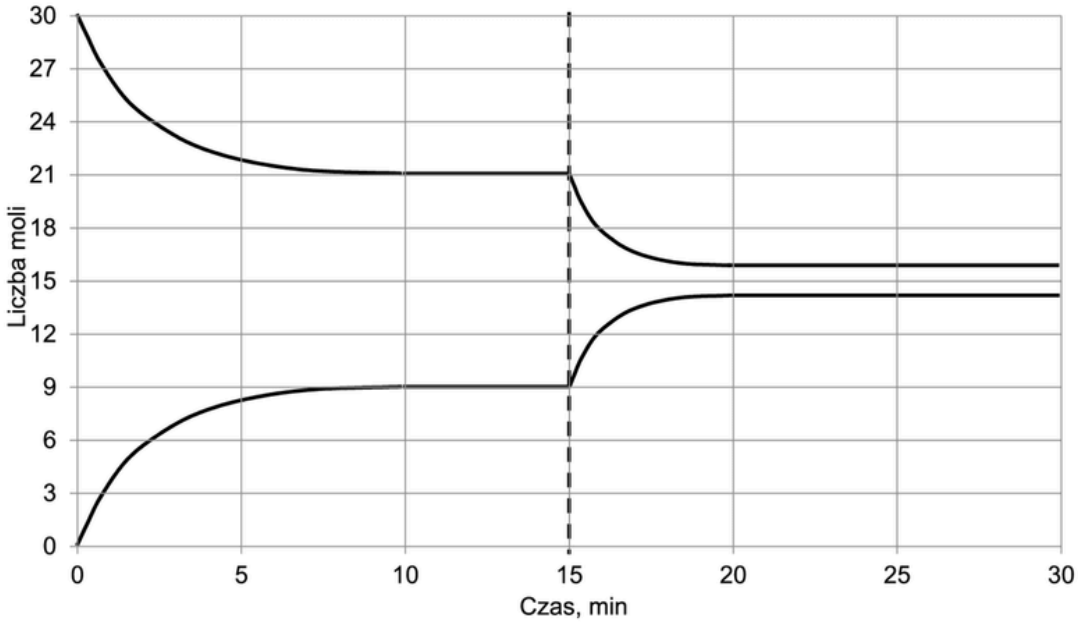
11.2

Informacja do zadań 6.–9. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7077

Do reaktora, w którym znajdowała się stała substancja X, wprowadzono pod ciśnieniem atmosferycznym gazową substancję Y i zapoczątkowano reakcję chemiczną, w wyniku której powstawał gaz Z. Po 10 minutach, w temperaturze T_1, ustaliła się równowaga opisana równaniem:

$$X\,(s) + Y\,(g) \rightleftarrows Z\,(g)$$

Na wykresie przedstawiono wyniki pomiaru liczby moli gazowych reagentów w trakcie trwania procesu oraz po ustaleniu się stanu równowagi w temperaturze T_1. W piętnastej minucie eksperymentu zmieniono w układzie temperaturę na T_2 wyższą od T_1, czego konsekwencją było ustalenie się nowego stanu równowagi po dwudziestu minutach eksperymentu, co także zilustrowano na poniższym wykresie.



Zadanie 8. (0–1)

Napisz wyrażenie na stężeniową stałą równowagi reakcji tworzenia związku Z i oszacuj jej wartość w temperaturze T_1. Uwzględnij fakt, że w wyrażeniu na stałą równowagi tej reakcji pomija się stężenie substancji stałej.

Wyrażenie na stałą równowagi: .....

Oszacowana wartość stałej równowagi: .....

11.3

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7078

Informacja do zadań 53. i 54.

Dysocjacja kwasu ortoarsenowego(V) w roztworach wodnych przebiega trójstopniowo.

Etap	Równanie reakcji	Stała dysocjacji
I	$H_3AsO_4 + H_2O \rightleftarrows H_2AsO_4^- + H_3O^+$	$K_{a1} = 5{,}6 \cdot 10^{-3}$
II	$H_2AsO_4^- + H_2O \rightleftarrows HAsO_4^{2-} + H_3O^+$	$K_{a2} = 1{,}7 \cdot 10^{-7}$
III	$HAsO_4^{2-} + H_2O \rightleftarrows AsO_4^{3-} + H_3O^+$	$K_{a3} = 3{,}0 \cdot 10^{-12}$

Podane wartości stałych dysocjacji odnoszą się do temperatury 25 °C.

Na podstawie: F. Cotton, G. Wilkinson, P. Gaus, *Chemia nieorganiczna*, Warszawa 2002.

Zadanie 53.

Napisz wzór jonu, którego stężenie w roztworze wodnym kwasu ortoarsenowego(V) jest największe i wzór jonu, którego stężenie w tym roztworze jest najmniejsze (patrz → informacja do zadań 53. i 54.).



Kurs maturalny- Stechiometria
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7079

Wpływ temperatury na K_c

$$2CO + O_2 \rightleftharpoons 2CO_2 \qquad \Delta H < 0$$

Taki zapis oznacza że $\Delta H < 0$ dla reakcji $\rightarrow$, a więc efekt energetyczny reakcji odwrotnej w lewą $\leftarrow$ jest $\Delta H > 0$.

Wzrost temperatury zawsze zwiększa szybkość reakcji chemicznej z tym, że bardziej wzrasta szybkość reakcji endotermicznej ($\Delta H > 0$). Skoro bardziej wzrasta szybkość reakcji w lewą stronę to w nowym stanie równowagi będzie mniej produktów i więcej substratów a więc K_c będzie miało mniejszą wartość:

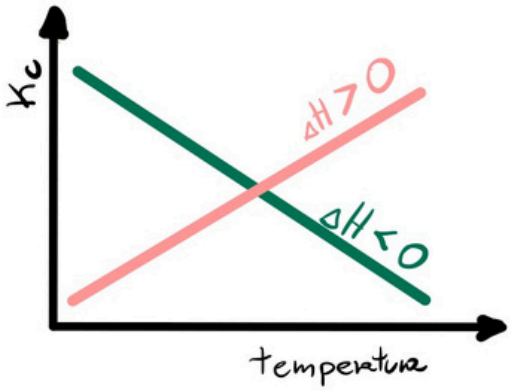
$$\frac{c_{CO_2}^2 \downarrow}{c_{CO}^2 \cdot c_{O_2} \uparrow} = K_c \downarrow$$

przypomnij sobie wyprowadzanie wzoru na K_c:

$$V_{\rightarrow} = V_{\leftarrow}$$

$$k_1 \cdot c_{CO}^2 \cdot c_{O_2} = k_2 \cdot c_{CO_2}^2$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{c_{CO_2}^2}{c_{CO}^2 \cdot c_{O_2}} = K_c$$



Zmiana temp wpływa na K_c ponieważ wpływa na wartości k_1 i k_2 — wartość jednej z nich zwiększa bardziej niż wartość drugiej, w zależności od ΔH:

- $\uparrow T$ dla $\Delta H > 0$ zwiększa k_2 bardziej niż k_1 dla procesu o $\Delta H < 0$.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

12.1

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7080

Zadanie 7. *(1 pkt)*

W poniższej tabeli podano wartości stałej równowagi dwóch reakcji w wybranych temperaturach i pod ciśnieniem 1013 hPa.

Reakcja	Równanie reakcji	Wartość stałej równowagi w temperaturze			
		298 K	400 K	600 K	800 K
I	$CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightleftarrows CH_3OH_{(g)}$	$2{,}50 \cdot 10^{4}$	1,92	$1{,}14 \cdot 10^{-4}$	$6{,}95 \cdot 10^{-7}$
II	$2CH_{4(g)} \rightleftarrows C_2H_{2(g)} + 3H_{2(g)}$	$3{,}27 \cdot 10^{-55}$	$2{,}72 \cdot 10^{-38}$	$1{,}92 \cdot 10^{-21}$	$7{,}81 \cdot 10^{-13}$

Na podstawie: W. Mizerski: *Tablice chemiczne*, Warszawa 1997

Analizując zmianę stałych równowagi ze wzrostem temperatury, określ, czy reakcje I i II są egzo- czy endotermiczne.

Reakcja I jest .....

Reakcja II jest .....

12.2

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7081

Zadanie 7. *(1 pkt)*

Rozkład tlenku azotu(IV) zachodzi zgodnie z równaniem:

$$NO_2\,(g) \rightleftharpoons NO\,(g) + \frac{1}{2}O_2\,(g)$$

W tabeli podano wartości stałej równowagi reakcji rozkładu tlenku azotu(IV) w różnych temperaturach.

Temperatura, K	298	400	600	800	1000	1500
Stała równowagi	$6{,}60 \cdot 10^{-7}$	$2{,}39 \cdot 10^{-4}$	$7{,}96 \cdot 10^{-2}$	1,47	8,42	84,50

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 2003.

Przeanalizuj podane informacje i napisz, czy reakcja rozkładu tlenku azotu(IV) jest egzotermiczna, czy endotermiczna.

.....

12.3

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7082

Informacja do zadań 47.–52.

Stężeniowa stała równowagi reakcji przebiegającej zgodnie z równaniem:

$$H_2\,(g) + CO_2\,(g) \rightleftarrows CO\,(g) + H_2O\,(g) \qquad \Delta H_r^{\circ} = 41{,}17\ \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

w temperaturze 800 K wynosi 0,24.

Do zamkniętego reaktora o stałej objętości wprowadzono 2 mole CO_2 i 2 mole H_2. W reaktorze, w którym utrzymywano temperaturę 800 K, ustalił się stan równowagi opisanej reakcji.

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 1997, s. 144.

Zadanie 51.

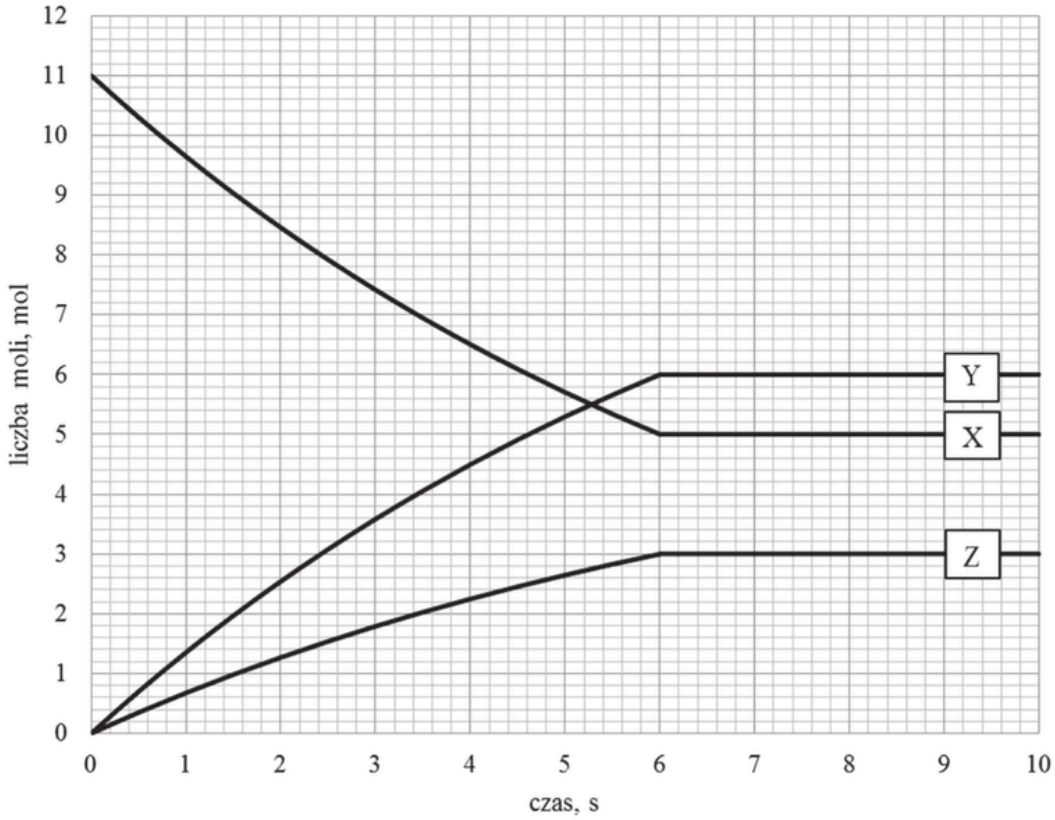
Określ, czy w temperaturze 400 K stężeniowa stała równowagi opisanej reakcji (patrz → informacja do zadań 47.–52.) **jest większa, czy mniejsza od 0,24. Odpowiedź uzasadnij.**

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

12.
4

Informacja do zadań 22.–24.
W zamkniętym naczyniu pomiędzy substancjami X, Y oraz Z, które w temperaturze T i pod ciśnieniem p są gazami, ustala się stan równowagi chemicznej.

Zmianę liczby moli reagentów X, Y oraz Z w trakcie procesu przedstawia poniższy wykres.



Zadanie 24. *(2 pkt)*

Podczas reakcji, dla której zmianę liczby moli reagentów przedstawiono na wykresie, wydziela się ciepło. Naczynie reakcyjne, w którym został osiągnięty stan równowagi, podgrzano do temperatury T_1 wyższej od temperatury T.

Poniżej przedstawiono opinię dotyczącą szybkości reakcji chemicznych w stanie równowagi dynamicznej w temperaturze T_1 oraz wartości K_{c_1} w tej temperaturze.

„Po podgrzaniu układu do temperatury T_1 ustala się nowy stan równowagi dynamicznej. Wartość K_{c_1} w tej temperaturze jest większa od wartości K_c w temperaturze T. W stanie równowagi dynamicznej w wyższej temperaturze następuje wzrost szybkości reakcji przekształcenia substratu w produkty oraz spadek szybkości reakcji odwrotnej (w porównaniu do analogicznych wartości szybkości reakcji w stanie równowagi opisanych wartością K_c)”.

Oceń, czy informacja jest poprawna. Podkreśl właściwe określenie w każdym nawiasie i uzasadnij swoją ocenę.

Informacja (jest / nie jest) poprawna.

1. Wartość K_{c_1} w temperaturze T_1 jest (większa / mniejsza) od wartości K_c w temperaturze T.

Uzasadnienie: .....

.....

2. W stanie równowagi układu w temperaturze T_1 szybkość reakcji przekształcania substratu X w produkty jest (większa / mniejsza) niż w temperaturze T. W temperaturze T_1 szybkość reakcji odwrotnej jest (większa / mniejsza) niż w temperaturze T.

Uzasadnienie: .....

.....



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7084

α, ω a K_c

α - stopień przereagowania

ω - wydajność reakcji chemicznej

$$2CO + O_2 \rightleftharpoons 2CO_2 \qquad \Delta H < 0$$

Δn_{CO} – liczba moli CO która przereagowała, a więc przekształciła się w produkt.

stopień przereagowania → $\alpha_{CO} = \frac{\Delta n_{CO}}{n_{p\,CO}} \cdot 100\%$

$n_{p\,CO}$ – liczba moli CO początkowa, a więc użyta do reakcji.

$$\alpha_{O_2} = \frac{\Delta n_{O_2}}{n_{p\,O_2}} \cdot 100\%$$

wydajność reakcji → $\omega_{CO_2} = \frac{n_{k\,CO_2}}{n_{obliczona,\,CO_2}} \cdot 100\%$

$n_{k\,CO_2}$ – liczba moli CO_2 która powstała w reakcji (gdy układ osiągnął stan równowagi)

$n_{obliczona,\,CO_2}$ – liczba moli CO_2 która mogłaby powstać, gdyby substrat użyty w niedomiarze przereagował całkowicie.

$$K_c = \frac{c^2_{CO_2}}{c^2_{CO} \cdot c_{O_2}}$$

Jeśli rośnie wartość K_c to oznacza, że rośnie c_{CO_2} przy jednoczesnym spadku c_{CO} i c_{O_2} w stanie równowagi. Tak więc rośnie ilość otrzymanego produktu $n_{k\,CO_2}$ a więc rośnie też ω_{CO_2}. α_{CO} i α_{O_2} również rosną, ponieważ zwiększa się liczba moli substratów które ulegają reakcji Δn_{CO} i Δn_{O_2} i przekształcają się w produkt reakcji.

im ↑ K_c tym ↑ ω i ↑ α



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Czy K_c posiada jednostkę ?

NIE, K_c jest wielkością bezjednostkową nawet gdy w wyniku skracania jednostek pozostanie jakaś.

Działania na jednostkach możemy wykorzystać do podjęcia decyzji, czy możemy do wzoru na K_c wstawić zamiast stężeń molowych liczbę moli.

np. $H_2 + Cl_2 \rightleftarrows 2HCl$

$$K_c = \frac{[HCl]^2}{[H_2][Cl_2]} = \frac{\left(\frac{mol}{dm^3}\right)^2}{\frac{mol}{dm^3} \cdot \frac{mol}{dm^3}} = \text{brak jednostki}$$

do wzoru na K_c możemy podstawić n i C_m w stanie równowagi:

np. $n_{H_2} = 2$ $n_{Cl_2} = 2$ $n_{HCl} = 4$ $V = 2\ dm^3$

$$K_c = \frac{4^2}{2 \cdot 2} = \frac{16}{4} = \frac{4}{1}$$

lub

$$K_c = \frac{2^2}{1 \cdot 1} = \frac{4}{1}$$

//

np. $2CO + O_2 \rightleftarrows 2CO_2$

$$K_c = \frac{[CO_2]^2}{[CO]^2[O_2]} = \frac{\left(\frac{mol}{dm^3}\right)^2}{\left(\frac{mol}{dm^3}\right)^2 \cdot \frac{mol}{dm^3}} = \frac{dm^3}{mol}$$

Do wzoru na K_c możemy wstawić jedynie C_m w równowadze:

np. $n_{CO} = 2$ $n_{O_2} = 2$ $n_{CO_2} = 4$ $V = 2\ dm^3$

$$K_c = \frac{4^2}{2^2 \cdot 2} = \frac{16}{8} = \frac{2}{1}$$

XX

$$K_c = \frac{2^2}{1^2 \cdot 1} = \frac{4}{1}$$



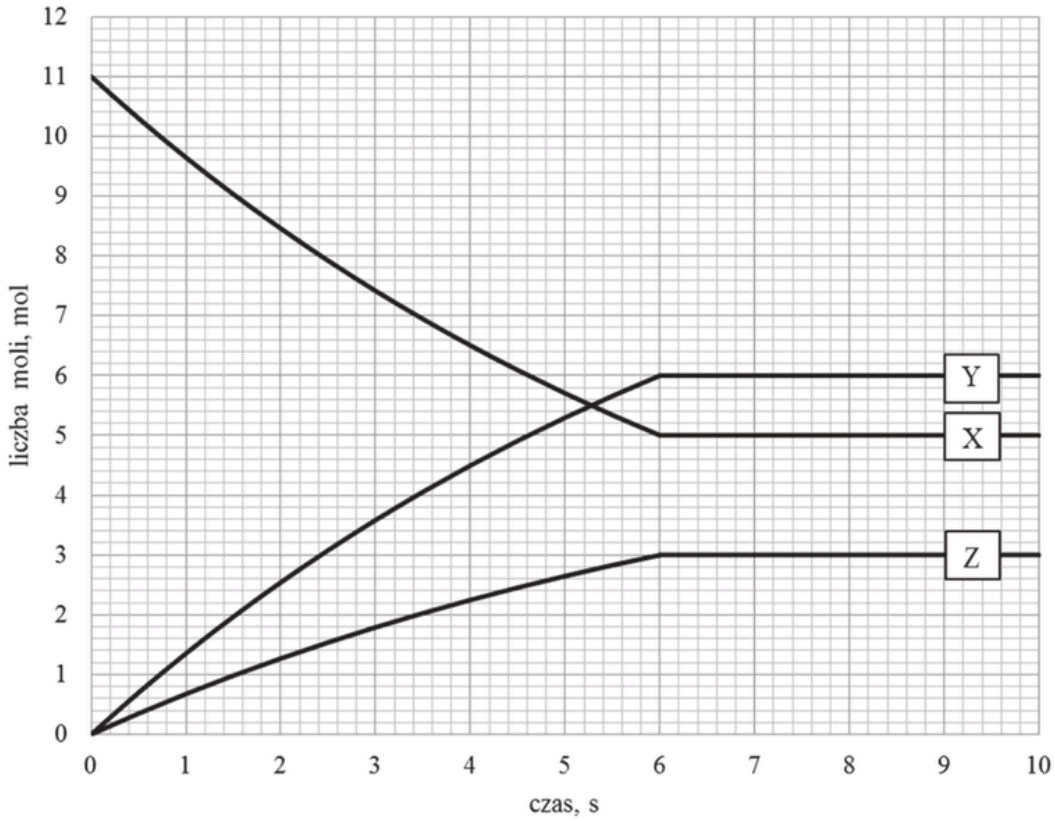
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.
1

Informacja do zadań 22.–24.

W zamkniętym naczyniu pomiędzy substancjami X, Y oraz Z, które w temperaturze T i pod ciśnieniem p są gazami, ustala się stan równowagi chemicznej.

Zmianę liczby moli reagentów X, Y oraz Z w trakcie procesu przedstawia poniższy wykres.



Zadanie 23. (0–2)

Reakcja, dla której zmianę liczby moli reagentów przedstawiono na wykresie, przebiegała w reaktorze o pojemności 4 dm^3. W temperaturze T i pod ciśnieniem p do reaktora wprowadzono substrat reakcji X i badano zmiany liczby moli reagentów w trakcie trwania procesu prowadzącego do ustalenia stanu równowagi dynamicznej.

Oblicz stężeniową stałą równowagi K_c opisanego procesu w temperaturze T.

Obliczenia:

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

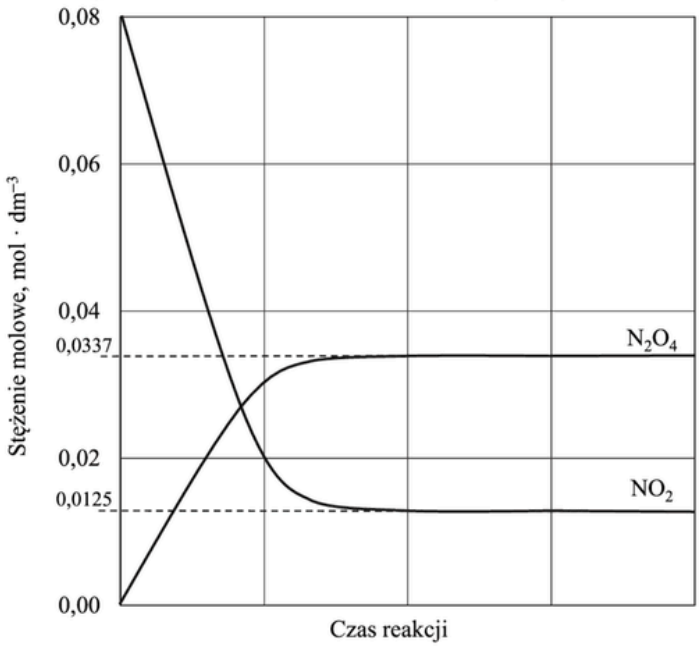
13.
2

Zadanie 12. (0–2) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7086

Do zbiornika, z którego wypompowano powietrze, wprowadzono tlenek azotu(IV) o wzorze NO_2 i po zamknięciu utrzymywano temperaturę 25 °C do momentu osiągnięcia przez układ stanu równowagi opisanej poniższym równaniem:

$$2NO_2 \rightleftarrows N_2O_4 \qquad \Delta H < 0$$

Zmiany stężenia obu reagentów przedstawiono na poniższym wykresie.



Na podstawie: J. McMurry, R. Fay, *Chemistry*, Upper Saddle River 2001.

Oblicz stężeniową stałą równowagi opisanej reakcji w temperaturze 25 °C oraz uzupełnij zdanie – wybierz i podkreśl jedną odpowiedź spośród podanych w nawiasie.

Obliczenia:

Stężeniowa stała równowagi opisanej reakcji w temperaturze wyższej niż 25 °C jest (mniejsza niż / większa niż / taka sama jak) stężeniowa stała równowagi tej reakcji w temperaturze 25 °C.

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.3

Zadanie 10. ***(2 pkt)*** https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7087

W temperaturze 1000 K przeprowadzono reakcję opisaną równaniem:

$$CO(g) + H_2O(g) \rightleftarrows CO_2(g) + H_2(g)$$

Mieszaninę zawierającą 2,00 mole tlenku węgla(II) i 8,00 moli pary wodnej umieszczono w reaktorze o stałej pojemności równej 1 dm^3 i zainicjowano reakcję, przy czym utrzymywano temperaturę 1000 K. Po ustaleniu się równowagi stwierdzono, że powstało 1,68 mola tlenku węgla(IV).

Oblicz stężeniową stałą równowagi opisanej reakcji w temperaturze 1000 K.

Obliczenia:

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7088

13.4

Informacja do zadań 31.–33.

Reakcja kwasu etanowego (octowego) z etanolem prowadzona w obecności mocnego kwasu jest reakcją odwracalną, która przebiega według równania:

$$CH_3COOH + CH_3CH_2OH \underset{}{\overset{H^+}{\rightleftharpoons}} CH_3COOCH_2CH_3 + H_2O$$

Stężeniowa stała równowagi tej reakcji w temperaturze 25 °C wynosi $K_c = 4{,}0$.

Badając kinetykę reakcji kwasu etanowego z etanolem w środowisku wodnym, stwierdzono, że względny rząd reakcji dla etanolu i kwasu etanowego wynosi 1, a całkowity rząd reakcji jest równy 2. Rząd reakcji ze względu na wybrany substrat to wykładnik potęgi, w której stężenie molowe danego substratu występuje w równaniu kinetycznym tej reakcji.

Na podstawie: P. Mastalerz, *Chemia organiczna*, Wrocław 2000.

Zadanie 32. ***(2 pkt)***

W naczyniu o objętości V zmieszano w temperaturze 25 °C 1 mol kwasu etanowego i 1 mol etanolu. Do otrzymanej mieszaniny dodano niewielką ilość stężonego kwasu siarkowego(VI).

Oblicz, ile moli kwasu etanowego pozostało w mieszaninie po ustaleniu się stanu równowagi.

Obliczenia:

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.5

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7089

Zadanie 12. ***(2 pkt)***

W reaktorze o objętości 1 dm^3 przebiegła przemiana zgodnie z równaniem $A + B \rightleftarrows C + D$. Do reakcji użyto 2 mole substancji A i nadmiar substancji B. Po ustaleniu się stanu równowagi stwierdzono, że w mieszaninie poreakcyjnej znajduje się 0,4 mola substancji A. Stała równowagi tej reakcji w temperaturze prowadzenia procesu jest równa 1.

Oblicz, ile moli substancji B użyto do tej reakcji. Wynik podaj z dokładnością do liczby całkowitej.

Obliczenia:

Odpowiedź:

13.6

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7090

Zadanie 29. (0–2)

Przeprowadzono reakcję estryfikacji kwasu etanowego (octowego) etanolem, która zachodzi zgodnie z równaniem:

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \overset{H^+}{\rightleftharpoons} CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

Do reakcji użyto 1,25 mola bezwodnego kwasu etanowego, 2,00 mole bezwodnego etanolu oraz niewielką ilość stężonego H_2SO_4. Mieszaninę reakcyjną utrzymywano w temperaturze T do osiągnięcia stanu równowagi.

Oblicz liczbę moli powstałego etanianu etylu (octanu etylu), jeżeli stała równowagi reakcji K_c w temperaturze T jest równa 4.

Obliczenia

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.7

Zadanie 7. *(2 pkt)* https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7091

W temperaturze 800 K stężeniowa stała równowagi reakcji przebiegającej zgodnie z równaniem

$$CO\,(g) + H_2O\,(g) \rightleftarrows CO_2\,(g) + H_2\,(g)$$

jest równa 4.

Oblicz, ile moli wody (w postaci pary wodnej) należy wprowadzić do reaktora o pojemności 1 dm^3, w którym znajduje się 30 moli tlenku węgla(II), aby otrzymać 10 moli wodoru w temperaturze 800 K. Reakcja pary wodnej i tlenku węgla(II) przebiega w zamkniętym reaktorze.

Obliczenia:

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7092

13.8

Informacja do zadań 29.–30.

Do kolby kulistej wprowadzono 2 mole pewnego ciekłego estru R_1COOR_2, 2 mole wody i 1 mol bezwodnego ciekłego kwasu karboksylowego R_1COOH. Naczynie zamknięto korkiem z osadzoną chłodnicą zwrotną i ogrzewano do temperatury T wyższej od temperatury panującej w laboratorium. W kolbie zachodził proces opisany równaniem:

$$R_1COOR_2\,(c) + H_2O\,(c) \rightleftharpoons R_1COOH\,(c) + R_2OH\,(c)$$

Reakcję przerwano, kiedy w kolbie ustalił się stan równowagi dynamicznej. W warunkach doświadczenia stężeniowa stała równowagi hydrolizy estru R_1COOR_2 jest równa 1,0.

Zadanie 29. (0–2)

Oblicz, ile moli alkoholu R_2OH znajdowało się w kolbie w momencie osiągnięcia stanu równowagi dynamicznej przez układ.

Obliczenia:

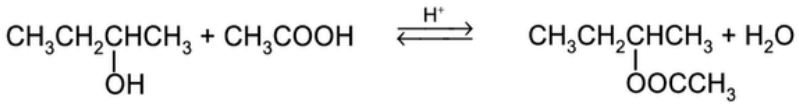


Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.
9

Informacja do zadań 30.–31. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7093

Reakcja estryfikacji, w której uczestniczą kwas etanowy i butan-2-ol, zachodzi w środowisku kwasowym zgodnie z równaniem:



W temperaturze T stężeniowa stała równowagi tej reakcji $K_c = 2{,}12$.

Na podstawie: *Estryfikacja*, https://tsl.wum.edu.pl [dostęp 09.01.2020]

Zadanie 30. (0–2)

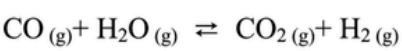
Oblicz, ile gramów bezwodnego kwasu etanowego należy użyć do reakcji z jednym molem butan-2-olu w temperaturze T, aby przereagowało 85% początkowej ilości butan-2-olu.

Obliczenia:

13.
10

Informacja do zadania 14 i 15 https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7094

W temperaturze 700 K stężeniowa stała równowagi reakcji opisanej równaniem:



ma wartość 9,0.

Do reakcji tej użyto pary wodnej (H_2O) oraz gazu syntezowego, czyli mieszaniny CO i H_2, zamiast czystego CO. Reakcję prowadzono w układzie zamkniętym. Po osiągnięciu stanu równowagi w temperaturze 700 K stężenia CO, CO_2, H_2 były odpowiednio równe:

$[CO] = 0{,}3$ mol/dm^3, $[CO_2] = 6{,}3$ mol/dm^3, $[H_2] = 12{,}9$ mol/dm^3.

Zadanie 14. ***(2 pkt)***

Oblicz stężenie równowagowe pary wodnej w temperaturze 700 K. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

Obliczenia:



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.
11

Zadanie 5. (0–2) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7095

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:

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7096

13.
12

Informacja do zadań 19.–20.

W reaktorze o pojemności 1 dm^3 umieszczono 2,00 mole substancji A oraz 6,00 moli substancji B i w temperaturze T przeprowadzono reakcję egzotermiczną, która przebiegła zgodnie z poniższym schematem.

$$A\,(g) + 2B\,(g) \rightleftarrows 2C\,(g)$$

Po osiągnięciu stanu równowagi stwierdzono, że substancja A przereagowała w 78%.

Zadanie 19. *(2 pkt)*

Oblicz stężeniową stałą równowagi w temperaturze T prowadzenia procesu. Wynik zaokrąglij do drugiego miejsca po przecinku.

Obliczenia:

Odpowiedź:



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.
13

Zadanie 14. (0–4) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7097

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 $R = 83{,}14\ hPa \cdot dm^3 \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$. Przyjmij, że NO_2 i N_2O_4 są gazami doskonałymi.

Obliczenia:

13.
14

Informacja do zadań 28.–30. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7098

Fosgen to silnie trujący związek o wzorze $COCl_2$. W reakcjach fosgenu z alkoholami otrzymuje się odpowiednie estry kwasu węglowego, a w procesach polikondensacji z udziałem fosgenu powstają poliwęglany – szeroko stosowane tworzywa zastępujące szkło.
Substratami do otrzymywania fosgenu są tlenek węgla(II) i chlor. W mieszaninie tych gazów zachodzi – pod wpływem światła – odwracalna reakcja opisana równaniem:

$$CO\,(g) + Cl_2\,(g) \rightleftarrows COCl_2\,(g)$$

Zadanie 28. (0–2)

Do reaktora o pojemności $4{,}0\ dm^3$ wprowadzono gazowe substraty: $0{,}40\ mol$ CO i $0{,}20\ mol\ Cl_2$. Gdy w temperaturze T ustaliła się równowaga, stwierdzono, że przereagowało 80 % chloru.

Oblicz stężeniową stałą równowagi syntezy fosgenu w temperaturze T.

Obliczenia:



https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7099

Czy możemy ustalić w którą stronę będzie zachodzić reakcja z większą szybkością po zainicjowaniu reakcji?

TAK, przeanalizuj przykład:

opcja 1:

$$H_2 + Cl_2 \rightleftharpoons 2HCl$$

Cm_p: 1 2 1 $K_c = 4$

podstawiamy stężenia do wzoru na K_c i sprawdzamy wynik z K_c:

$$\frac{[HCl]^2}{[H_2][Cl_2]} = \frac{1^2}{1 \cdot 2} = \frac{\uparrow 1}{\downarrow 2}$$

układ dąży do K_c → $\frac{4}{1}$

Aby układ osiągnął ⇌ to licznik musi wzrosnąć a mianownik zmaleć tak więc

Po zainicjowaniu reakcje będą zachodzić w obie strony. Szybkość reakcji w prawą stronę będzie z każdą sekundą maleć a szybkość reakcji w lewą stronę będzie rosnąć aż do chwili gdy $V_{\rightarrow} = V_{\leftarrow}$ a więc układ osiągnie stan dynamicznej równowagi.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.1

Zadanie 15. *(2 pkt)* https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7112

W zamkniętym reaktorze o stałej pojemności umieszczono *n* moli jodowodoru i utrzymywano stałą temperaturę. W reaktorze zachodziła reakcja rozkładu jodowodoru opisana równaniem:

$$2HI\,(g) \rightleftarrows H_2\,(g) + I_2\,(g)$$

Po ustaleniu się stanu równowagi stwierdzono, że rozkładowi uległo 16,7% początkowej liczby moli jodowodoru.

Oblicz stężeniową stałą równowagi rozkładu jodowodoru w opisanych warunkach.

Obliczenia:

Odpowiedź:

14.2

Zadanie 7. (0–2) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7113

Podczas ogrzewania w zamkniętym naczyniu o stałej pojemności mieszaniny tlenku węgla(IV) i wodoru w temperaturze 850 °C ustaliła się równowaga reakcji

$$CO_2\,(g) + H_2\,(g) \rightleftarrows CO\,(g) + H_2O\,(g)$$

dla której stała równowagi $K = 1$.

Oblicz, jaki procent masy tlenku węgla(IV) ulegnie przemianie w tlenek węgla(II), jeżeli reakcji poddano 1 mol tlenku węgla(IV) i 5 moli wodoru.

Obliczenia:

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.3

Zadanie 9. (0–2) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7114

Reakcja tlenku węgla(II) z parą wodną przebiega zgodnie z równaniem:

$$CO(g) + H_2O(g) \rightleftarrows H_2(g) + CO_2(g)$$

W temperaturze 800 K stężeniowa stała równowagi tej reakcji jest równa 4,0.

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

W zamkniętym reaktorze o stałej pojemności zmieszano 1 mol tlenku węgla(II) z parą wodną w ilości trzykrotnie większej od ilości stechiometrycznej. Mieszaninę utrzymywano w temperaturze 800 K aż do osiągnięcia stanu równowagi dynamicznej przez układ.

Oblicz liczbę moli każdej substancji znajdującej się w reaktorze po ustaleniu się stanu równowagi opisanej reakcji.

Obliczenia:

14.4

Zadanie 34. (0–2) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7115

W temperaturze 25 °C do 1 mola kwasu etanowego dodano 1 mol etanolu i uzyskano mieszaninę o objętości V. Do otrzymanej mieszaniny dodano niewielką ilość stężonego kwasu siarkowego(VI). Przebiegła reakcja i w temperaturze 25 °C ustalił się stan równowagi, co zilustrowano równaniem:

$$CH_3COOH + CH_3CH_2OH \overset{H^+}{\rightleftarrows} CH_3COOCH_2CH_3 + H_2O$$

Stężeniowa stała równowagi tej reakcji w temperaturze 25 °C jest równa $K_c = 4$.

Oblicz wydajność opisanej reakcji estryfikacji w temperaturze 25 °C.

Obliczenia:



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.5

Zadanie 4. (0–2) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7116

Stężeniowa stała równowagi reakcji

$$CO\,(g) + H_2O\,(g) \rightleftarrows CO_2\,(g) + H_2\,(g)$$

w temperaturze 1000 K jest równa 1.

Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2001.

W reaktorze o stałej pojemności znajdowało się 6 moli tlenku węgla(II).

Oblicz, ile moli wody (w postaci pary wodnej) należy wprowadzić do reaktora, aby po ustaleniu się równowagi w temperaturze 1000 K liczba moli wodoru była dwa razy większa od liczby moli tlenku węgla(II).

Obliczenia:

14.6

Zadanie 7. (0–2) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7117

W reaktorze o stałej pojemności znajdowały się tlenek węgla(II) i para wodna zmieszane w stosunku masowym 1 : 1, a sumaryczna liczba moli tych reagentów była równa 20. Stężeniowa stała równowagi reakcji

$$CO\,(g) + H_2O\,(g) \rightleftarrows CO_2\,(g) + H_2\,(g)$$

w warunkach prowadzenia procesu wynosi 1.

Oblicz, ile moli wodoru znajdowało się w reaktorze po osiągnięciu stanu równowagi przez układ.

Obliczenia:

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.7

Informacja do zadań 14.–15. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7118

Dwa gazy A i B zmieszane w stosunku molowym $n_A : n_B = 1 : 4$ zajmują w warunkach normalnych objętość 1 dm^3. Tę mieszaninę umieszczono w reaktorze o stałej pojemności 1 dm^3 i w temperaturze T zainicjowano reakcję. W tej temperaturze ustalił się stan równowagi opisany równaniem:

$$A\,(g) + 2B\,(g) \rightleftarrows 2C\,(g) \qquad \Delta H < 0$$

W stanie równowagi stężenie substancji C było równe 0,004 $mol \cdot dm^{-3}$.

Zadanie 14. (0–2)

Oblicz stężeniową stałą równowagi (K_c) opisanej reakcji w temperaturze T.

Obliczenia:

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7119

14.8

Zadanie 10. ***(2 pkt)***

W reaktorze o objętości 1 dm^3 przebiega w stałej temperaturze T reakcja opisana schematem

$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows 2C_{(g)} + D_{(g)}$$

Po zmieszaniu substratów A i B w stosunku molowym 1 : 1 zainicjowano reakcję. W mieszaninie równowagowej stężenie substancji D było równe 2 $mol \cdot dm^{-3}$, a stosunek stężeń molowych reagentów B i C wynosił [B]:[C] = 1 : 2,3.

Oblicz stałą równowagi tej reakcji w temperaturze T. Wynik podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

Obliczenia:

Odpowiedź:

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.
9

Informacja do zadań 16.–19. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7120

Jod bardzo słabo rozpuszcza się w wodzie i jego nasycony roztwór, nazywany wodą jodową, w temperaturze 25 °C ma stężenie ok. $1{,}3 \cdot 10^{-3}$ mol·dm^{-3}. Dużo lepiej jod rozpuszcza się (roztwarza) w roztworze zawierającym jony jodkowe, gdyż przebiega tam reakcja opisana równaniem:

$$I_2 + I^- \rightleftarrows I_3^-$$

Stężeniowa stała tej równowagi w temperaturze 25 °C jest równa 700.

W niektórych schorzeniach tarczycy stosuje się tzw. płyn Lugola, który można przyrządzić, jeśli wymiesza się 1 g jodu i 2 g jodku potasu z 97 g wody.

Zadanie 17. (0–2)

Oblicz równowagowe stężenie jonów jodkowych (I^-) w płynie Lugola w temperaturze 25 °C. Przyjmij, że gęstość tego roztworu w temperaturze pokojowej jest równa 1,05 g·cm^{-3}.

Obliczenia:



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

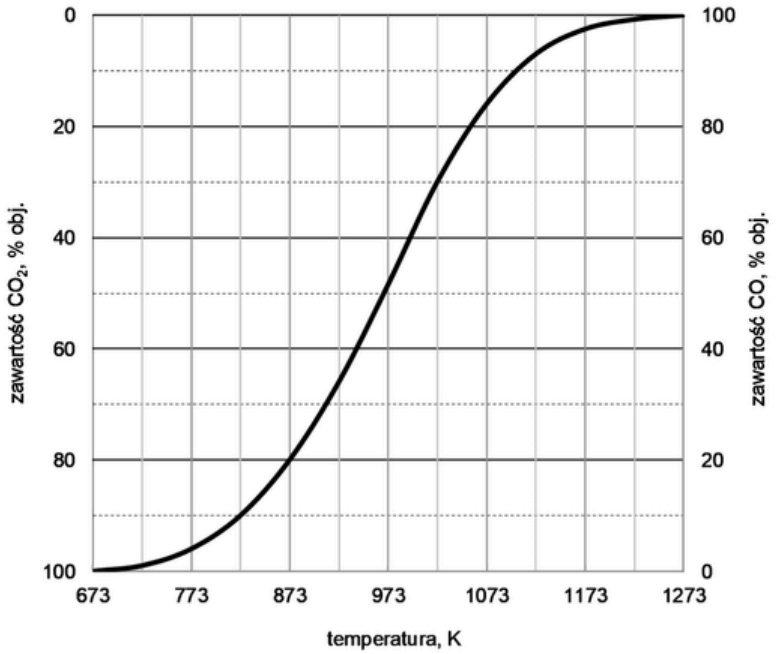
14.
10

Informacja do zadań 5.–6. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7121

W wysokiej temperaturze węgiel reaguje z tlenkiem węgla(IV) i ustala się równowaga chemiczna:

$$CO_2\,(g) + C\,(s) \rightleftarrows 2CO\,(g)$$

Objętościową zawartość procentową CO i CO_2 w gazie pozostającym w równowadze z węglem w zależności od temperatury (pod ciśnieniem atmosferycznym 1013 hPa) przedstawiono na poniższym wykresie.



Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004.

Zadanie 6. (0–2)

W mieszaninie gazów doskonałych sumaryczne stężenie molowe wyraża się wzorem:

$$c = \frac{p}{R \cdot T}$$

gdzie:

p – ciśnienie w hPa

T – temperatura w K

R – stała gazowa równa 83,1 $hPa \cdot dm^3 \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

Ponadto

$$c = [CO] + [CO_2] \quad \text{oraz} \quad \frac{[CO]}{[CO_2]} = \frac{n_{CO}}{n_{CO_2}}$$

Oblicz wartość stężeniowej stałej równowagi opisanej przemiany w temperaturze 873 K i pod ciśnieniem 1013 hPa. Wyrażenie na stężeniową stałą równowagi tej reakcji przyjmuje postać:

$$K = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

Załóż, że CO i CO_2 są gazami doskonałymi.

Obliczenia:

14.
11

Informacja do zadań 21.–23. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7122

Jon kompleksowy składa się z atomu centralnego i ligandów. Funkcję atomu centralnego spełniają najczęściej kationy metali. Ligandami są drobiny chemiczne, które łączą się z atomem (jonem) centralnym wiązaniem koordynacyjnym za pomocą wolnej pary elektronowej atomu donorowego wchodzącego w skład ligandu. Ligandami mogą być cząsteczki obojętne, np. H_2O, NH_3, lub aniony, np. Cl^-, OH^-.

Powstawanie kompleksu jonu metalu M z ligandami L można opisać sumarycznym równaniem:

$$M + nL \rightleftharpoons ML_n$$

Indeks n oznacza liczbę ligandów, z którymi łączy się jon metalu.

Na podstawie: J. Minczewski, Z. Marczenko, *Chemia analityczna*, Warszawa 2001 oraz M. Cieślak-Golonka, J. Starosta, M. Wasielewski, *Wstęp do chemii koordynacyjnej*, Warszawa 2010.

Zadanie 22. (0–2)

Jony etylenodiaminotetraoctanowe (EDTA) są jednym z najpopularniejszych czynników kompleksujących. Te jony – umownie oznaczone wzorem Y^{4-} – tworzą kompleks z jonami magnezu zgodnie z równaniem:

$$Mg^{2+} + Y^{4-} \rightleftarrows MgY^{2-}$$

Równowagę reakcji kompleksowania opisuje stała trwałości tego kompleksu β, która wyraża się równaniem:

$$\beta = \frac{[MgY^{2-}]}{[Mg^{2+}]\cdot[Y^{4-}]}$$

W temperaturze 25 °C stała trwałości tej reakcji jest równa $5\cdot10^8$.

Na podstawie: J. Minczewski, Z. Marczenko, *Chemia analityczna*, Warszawa 2001.

Zmieszano wodny roztwór zawierający jony magnezu Mg^{2+} z wodnym roztworem ligandu Otrzymano 1 dm^3 roztworu, w którym po ustaleniu się stanu równowagi w temperaturze 25 °C stężenie jonów MgY^{2-} było równe $1{,}00\cdot10^{-1}$ $mol\cdot dm^{-3}$, a stężenie jonów Y^{4-} wyniosło $0{,}05\cdot10^{-1}$ $mol\cdot dm^{-3}$.

Oblicz stężenie jonów Mg^{2+} w otrzymanym roztworze (w temperaturze 25 °C) i rozstrzygnij, czy prawdziwe jest twierdzenie, że praktycznie wszystkie jony Mg^{2+} użyte do sporządzenia roztworu występują w postaci kompleksu MgY^{2-}.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.
12

Informacja do zadań 11.–13.

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7123

Skład mieszaniny można wyrazić za pomocą ułamków molowych. Ułamek molowy składnika A, $x_n(\mathrm{A})$, to iloraz liczby moli tego składnika, n_A, i sumy liczb moli wszystkich składników mieszaniny. Np. dla mieszaniny trójskładnikowej A, B, C:

$$x_n(\mathrm{A}) = \frac{n_\mathrm{A}}{n_\mathrm{A} + n_\mathrm{B} + n_\mathrm{C}}$$

W pewnych warunkach ciśnienia i temperatury sporządzono mieszaninę dwóch gazowych substancji: wodoru i jodu, w zamkniętym reaktorze o objętości $V = 20{,}0\ \mathrm{dm^3}$.

Po zainicjowaniu procesu opisanego równaniem:

$$\mathrm{H_2\ (g) + I_2\ (g) \rightleftarrows 2HI\ (g)} \qquad \Delta H = 26{,}5\ \frac{\mathrm{kJ}}{\mathrm{mol\ HI\ (g)}}$$

uzyskano w stanie równowagi mieszaninę o składzie: $m(\mathrm{I_2}) = 381\ \mathrm{g}$, $n(\mathrm{HI}) = 1{,}50\ \mathrm{mol}$ oraz pewną ilość wodoru. Sumaryczna liczba moli wszystkich składników uzyskanej mieszaniny równowagowej wynosiła 6,00 moli.

Zadanie 11. (0–2)

Oblicz wartość stężeniowej stałej równowagi reakcji syntezy jodowodoru w warunkach temperatury i ciśnienia, w których wykonano pomiar, oraz oblicz skład początkowej mieszaniny substratów reakcji w ułamkach molowych.

Obliczenia:



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

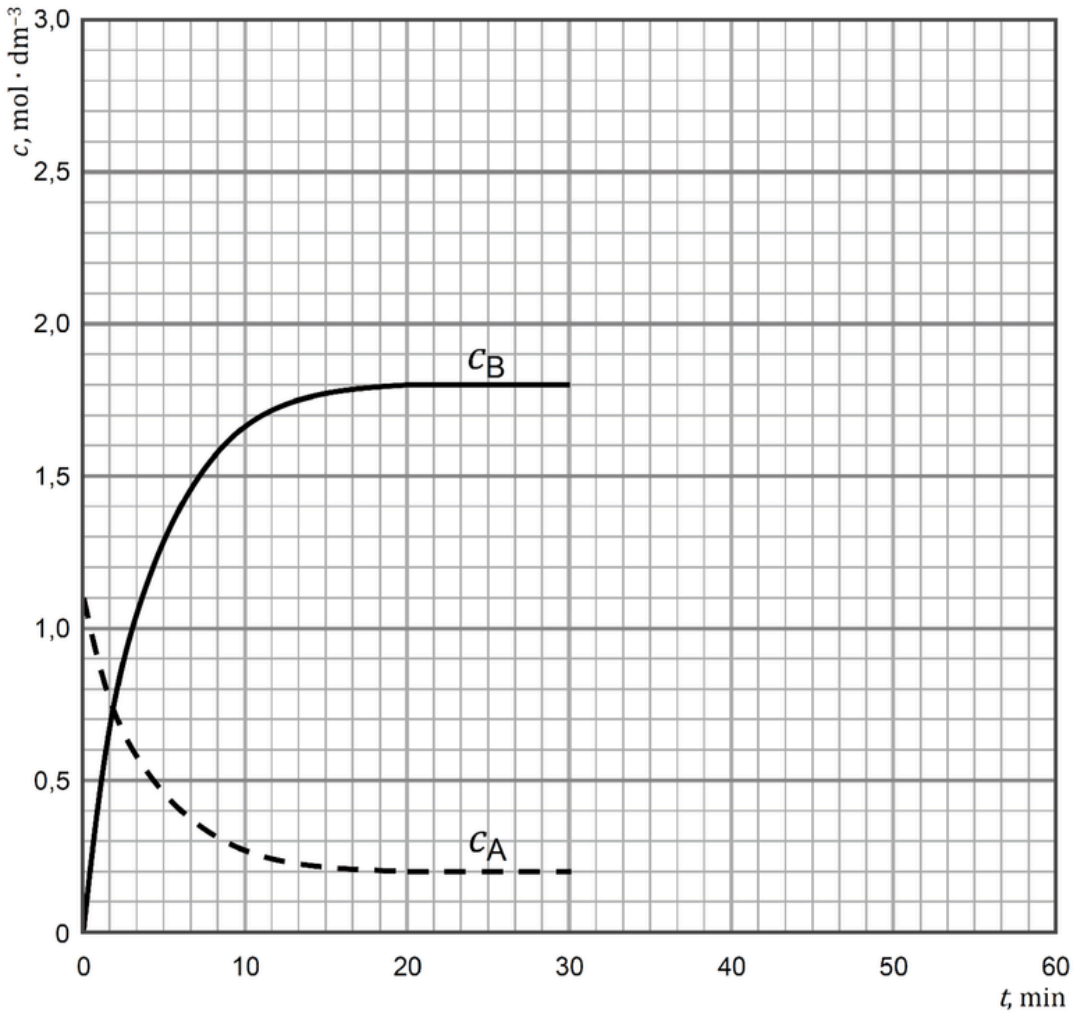
14.
13

Zadanie 5. (0–4) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7124

W zamkniętym reaktorze w stałej objętości ($V = 1{,}00\ \mathrm{dm^3}$) znajduje się początkowa ilość gazowego substratu A równa $n_A^0 = 1{,}100\ \mathrm{mol}$. Układ ogrzano do temperatury $550\ ^\circ\mathrm{C}$, co zapoczątkowało reakcję rozkładu substratu A do gazowego produktu B. Układ termostatowano przez pewien czas, do ustalenia się równowagi dynamicznej pomiędzy reagentami A i B.

Na wykresie przedstawiono wyniki pomiaru stężeń reagentów A i B w trakcie trwania reakcji do momentu ustalenia się stanu równowagi dynamicznej w podanej temperaturze.

Po trzydziestu minutach od momentu osiągnięcia stanu równowagi do reaktora wprowadzono dodatkowo $0{,}800\ \mathrm{mol}$ reagenta A.



Uzupełnij wykres tak, aby przedstawiał zmiany stężeń reagentów A i B w czasie trwania reakcji, od momentu wprowadzenia do układu dodatkowej ilości reagenta A ($t = 30\ \mathrm{min}$) do momentu zakończenia eksperymentu ($t = 60\ \mathrm{min}$).

Obliczenia:



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.
14

Zadanie 15. (0–2) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/7125

W wysokiej temperaturze tlenki żelaza można zredukować wodorem do metalicznego żelaza. Redukcja tlenku Fe_3O_4 przebiega zgodnie z równaniem:

$$Fe_3O_4(s) + 4H_2(g) \rightleftarrows 3Fe(s) + 4H_2O(g)$$

Z reaktora o pojemności $8{,}0\ dm^3$, zawierającego $420\ g$ tlenku Fe_3O_4, odpompowano powietrze i wprowadzono $6{,}0\ g$ wodoru. Zawartość reaktora ogrzano do temperatury T, w której stała równowagi powyższej reakcji wynosi $0{,}20$.

Oblicz stężenie pary wodnej w reaktorze po ustaleniu się stanu równowagi oraz masę otrzymanego żelaza.

Obliczenia:	
Stężenie pary wodnej:	Masa żelaza:

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com



Termochemia, kinetyka, statyka
Sprawdzian 1.

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/10256

Zadanie 1. (0–2)

Odmierzono pod ciśnieniem 1000 hPa i w temperaturze 298 K pewną objętość V gazowego butanu. Ten gaz poddano spaleniu, otrzymując tlenek węgla(IV) i parę wodną.

$$2C_4H_{10} + 13O_2 \rightarrow 8CO_2 + 10H_2O$$

Podczas spalenia tej ilości gazu otrzymano 3487 kJ ciepła.

Oblicz objętość V pobranego butanu. Załóż, że reakcja spalania przebiegła z wydajnością równą 100 %.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Zadanie 2. (0–2)

Pewna endotermiczna przemiana może zachodzić z udziałem katalizatora w trzech etapach:

etap I: $A_2\ (g) + K\ (g) \rightarrow AK\ (g) + A\ (g)$

etap II: $A\ (g) + K\ (g) \rightarrow AK\ (g)$

etap III: $2AK + B_2\ (g) \rightarrow 2AB\ (g) + 2K\ (g)$

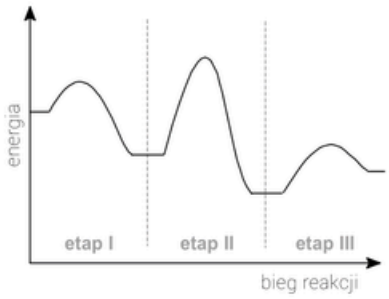
Etap I tej przemiany jest procesem endotermicznym, a etap III – jest procesem egzotermicznym. Wiadomo również, że etap II jest limitującym etapem szybkości reakcji.

A. Napisz sumaryczne równanie opisanej przemiany.

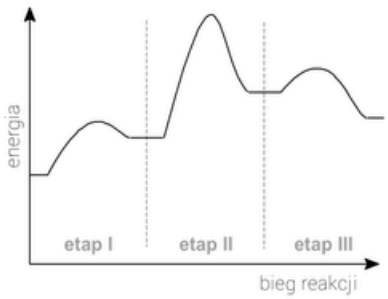
.....

B. Wskaż wykres, który poprawnie przedstawia zmianę energii podczas biegu opisanej reakcji.

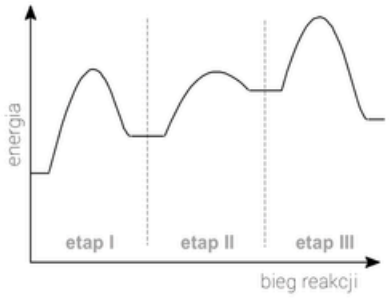
I.



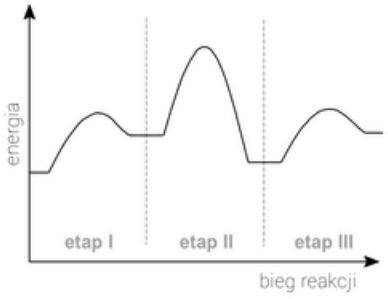
III.



II.



IV.





Informacja zadań 3.–4.

Pewna reakcja chemiczna:

$$A\ (g) + B\ (g) \rightarrow AB\ (g)$$

przebiega w temperaturze T według równania kinetycznego: $v = k \cdot c_A \cdot c_B^2$.

Zadanie 3. (0–1)

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/10258

Reakcja prosta to jednoetapowa (elementarna) przemiana substratu w produkt. W **reakcji złożonej** można wyodrębnić dwie lub więcej różnych reakcji elementarnych.

Rozstrzygnij, czy opisana reakcja jest reakcją prostą czy złożoną. Uzasadnij swoją odpowiedź – odnieś się do sumarycznego równania reakcji oraz równania kinetycznego.

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

.....

.....

Zadanie 4. (0–2)

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/10259

Przeprowadzono serię pomiarów szybkości reakcji dla różnych stężeń molowych substratów A i B opisanej reakcji. Każdy pomiar dokonano w temperaturze T. W poniższej tabeli przedstawiono wybrane parametry dokonanych pomiarów.

Uzupełnij tabelę – podaj wartości brakujących danych.

Pomiar	Stężenie molowe, $mol \cdot dm^{-3}$		Szybkość reakcji, $mol \cdot dm^{-3} \cdot s^{-1}$
	A (g)	B (g)	
I	0,1		0,32
II	0,1	0,2	0,08
II	0,3	0,2	



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Informacia zadań 5.–7.

W tabeli podano wartości stężeniowej stałej równowagi reakcji:

$$2NO\ (g) \rightleftharpoons O_2\ (g) + N_2\ (g)$$

w trzech różnych temperaturach.

Stała równowagi w podanej temperaturze		
1000 K	2000 K	3000 K
$1{,}47 \cdot 10^{8}$	$2{,}17 \cdot 10^{3}$	$5{,}88 \cdot 10^{1}$

Zadanie 5. (0–1)

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/10260

Rozstrzygnij, czy opisana reakcja jest procesem egzotermicznym czy endotermicznym. Swoją odpowiedź uzasadnij.

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

.....

.....

.....

Zadanie 6. (0–1)

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/10261

Do dwóch jednakowych reaktorów (reaktor I i reaktor II) wprowadzono taką samą ilość gazowego tlenku azotu(II). Następnie reaktor I ogrzano do temperatury 1000 K, a reaktor II ogrzano do temperatury 2000 K, i zainicjowano reakcję chemiczną:

$$2NO\ (g) \rightleftharpoons O_2\ (g) + N_2\ (g)$$

Rozstrzygnij, w którym reaktorze początkowa szybkość reakcji (szybkość reakcji w momencie jej zainicjowania) była większa. Swoją odpowiedź uzasadnij.

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

.....

.....

.....



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Zadanie 7. (0–2)

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/10262

Do reaktora o pojemności 2 dm^3 wprowadzono 96 g gazowego tlenku azotu(II) oraz pewną ilość gazowego tlenu. Po zainicjowaniu reakcji w temperaturze 3000 K układ osiągał stan równowagi. Oszacowano, że w stężenie N_2 w momencie osiągnięcia równowagi wynosiło 0,74 $mol \cdot dm^{-3}$.

Oblicz ile moli gazowego tlenu wprowadzono do reaktora przed zainicjowaniem reakcji.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl



Termochemia, kinetyka, statyka
Sprawdzian 2.

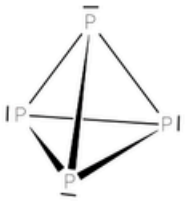
Zadanie 1. (0–4)

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/10263

Trójchlorek fosforu otrzymuje się w reakcji fosforu białego P_4 z chlorem Cl_2. Opisana reakcja syntezy trójchlorku fosforu zachodzi zgodnie z równaniem:

$$P_4 + 6Cl_2 \rightarrow 4PCl_3$$

Fosfor biały zbudowany jest z czteroatomowych cząsteczek P_4. Obok przedstawiono wzór elektronowy cząsteczki fosforu białego.



A. Określ hybrydyzację (*sp*, *sp*^{2}, *sp*^{3}) orbitali walencyjnych atomu fosforu w cząsteczce fosforu białego.

.....

B. Narysuj wzór elektronowy cząsteczki trójchlorku fosforu – zaznacz kreskami wspólne pary elektronowe oraz wolne pary elektronowe.

C. Energia wiązania chemicznego to najmniejsza energia potrzebna do rozerwania tego wiązania. Wartość tej energii wyraża się najczęściej w odniesieniu do jednego mola wiązań i podaje z jednostką kJ · mol^{-1}. W tabeli podano wartości energii wybranych wiązań.

Wiązanie	Energia wiązania, kJ · mol^{-1}
P–P	213
P–Cl	331
Cl–Cl	243

Wykorzystując energię wiązań oblicz standardową entalpię tworzenia gazowego chlorku fosforu(III).



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Zadanie 2. (0–1)

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/10264

Zbadano kinetykę pewnej reakcji chemicznej, która zachodzi zgodnie z równaniem:

$$2X\ (g) \rightarrow X_2\ (g)$$

Stała szybkości tej reakcji w temperaturze 400 K wynosi k = 8,0 mol · dm^{-3} · s^{-1}.

Pewien uczeń przeanalizował podane informacje dotyczące opisanej reakcji i sformułował następujący wniosek:

Dwukrotne zwiększenie stężenia substratu X w reaktorze (w warunkach izotermicznych T = const), będzie skutkowało czterokrotnym wzrostem początkowej szybkości reakcji v.

Rozstrzygnij, czy sformułowany wniosek jest prawdziwy. Swoją odpowiedź uzasadnij.

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

.....

.....

Zadanie 3. (0–2)

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/10265

W zamkniętym reaktorze z tłokiem, regulującym pojemność układu reakcyjnego, w temperaturze T ustaliła się równowaga chemiczna, którą można opisać równaniem:

$$CO\ (g) + 3H_2\ (g) \rightleftharpoons CH_4\ (g) + H_2O\ (g) \qquad \Delta H^\circ = -206\ kJ$$

Wybierz i podkreśl w każdym nawiasie poprawne uzupełnienie poniższego tekstu.

I. Podczas opisywanej reakcji w warunkach izotermicznych i izochorycznych (T, V = const) – od momentu wprowadzenia do reaktora mieszaniny substratów, aż do momentu osiągnięcia stanu równowagi – ciśnienie w opisanym reaktorze (**rośnie / maleje / nie zmienia się**).

II. Jeśli układ, w którym doszło do ustalenia stanu równowagi, zostanie ogrzany, przy zachowaniu warunków izobarycznych (p = const), to stan równowagi (**nie zmieni położenia / przesunie się w stronę tworzenia CO i H_2 / przesunie się w stronę tworzenia CH_4 i H_2O**).

III. Jeśli w opisanym układzie, w którym ustalił się stan równowagi, dojdzie w warunkach izotermicznych (T = const) do sprężenia gazów, w skutek zmniejszenia pojemności tego reaktora, to stan równowagi (**nie zmieni położenia / przesunie się w stronę tworzenia CO i H_2 / przesunie się w stronę tworzenia CH_4 i H_2O**) i (**przyczyni się to do zwiększenia wartości K_c / przyczyni się to do zmniejszenia wartości K_c / nie zmieni to wartości K_c**).



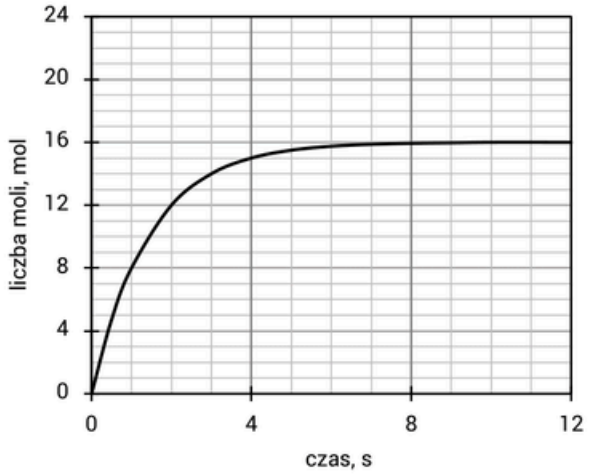
Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Zadanie 4. (0–4)

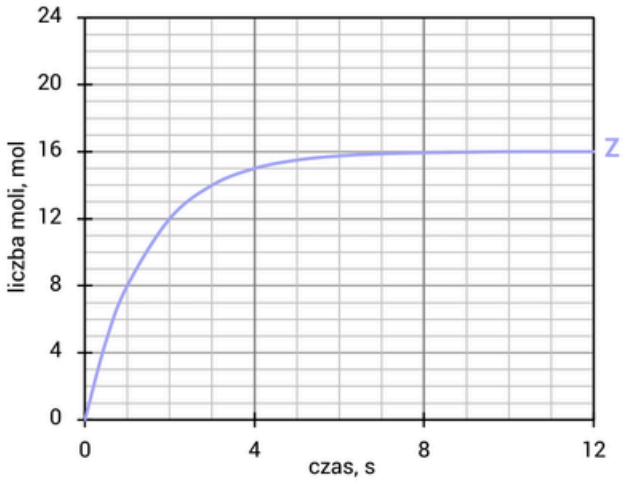
Dwa gazy X i Y zmieszane w stosunku molowym $n_X : n_Y = 11 : 6$ zajmują w warunkach normalnych objętość 761,6 dm^3. Tę mieszaninę wtłoczono do reaktora o stałej pojemności 20 dm^3, po czym zainicjowano reakcję:

$$2X\ (g) + Y\ (g) \rightleftharpoons 2Z\ (g)$$

Przemianę prowadzono w stałej temperaturze T (T = const). W czasie trwania procesu badano zmianę liczby moli substancji Z, co przedstawiono na poniższym wykresie. W 10. sekundzie w układzie ustalił się stan równowagi.



A. Na podstawie powyższych informacji narysuj wykres przedstawiający zależność liczby moli pozostałych reagentów – X i Y – w funkcji czasu. Wykres zmiany liczby moli substancji Z w funkcji czasu ma charakter pomocniczy.



B. Oblicz stężeniową stałą równowagi opisanej reakcji w temperaturze T.

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Zadanie 5. (0–2)

Szybkość reakcji chemicznej, która zachodzi zgodnie z równaniem:

$$AB_3\ (g) \rightarrow A\ (g) + 3B\ (g)$$

zależy od stężenia reagenta AB_3. Równanie kinetyczne opisujące tę zależność ma postać:

$$v = k \cdot c_{AB_3}^{x}$$

Stała k w temperaturze T przyjmuje wartość $0{,}52\ \left(\frac{dm^3}{mol}\right)^{x-1} \cdot \frac{1}{min}$, gdzie x to wykładnik potęgi, do której podniesiono stężenie molowe AB_3 w równaniu kinetycznym.

Do reaktora o stałej pojemności 2,0 dm^3 wprowadzono 1,6 mol gazowej substancji AB_3. W temperaturze T zainicjowano reakcję rozkładu tego związku. Utrzymując stałą temperaturę T, badano zmianę stężenia substancji B w funkcji czasu. Otrzymane wyniki zestawiono w tabeli.

Czas, min	0	1	2	3	4	5
Stężenie B (g)	0	0,60	0,90	1,05	1,13	1,16

Zbadano również, że szybkość opisywanej reakcji w drugiej minucie trwania procesu przyjmuje wartość v = 0,065 mol · dm^{-3} · min^{-1}.

Wykonaj odpowiednie obliczenia i napisz równanie kinetyczne opisanej reakcji – wpisz brakującą wartość wykładnika potęgi.

Równanie kinetyczne: $v = k \cdot c_{AB_3}^{\square}$



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl