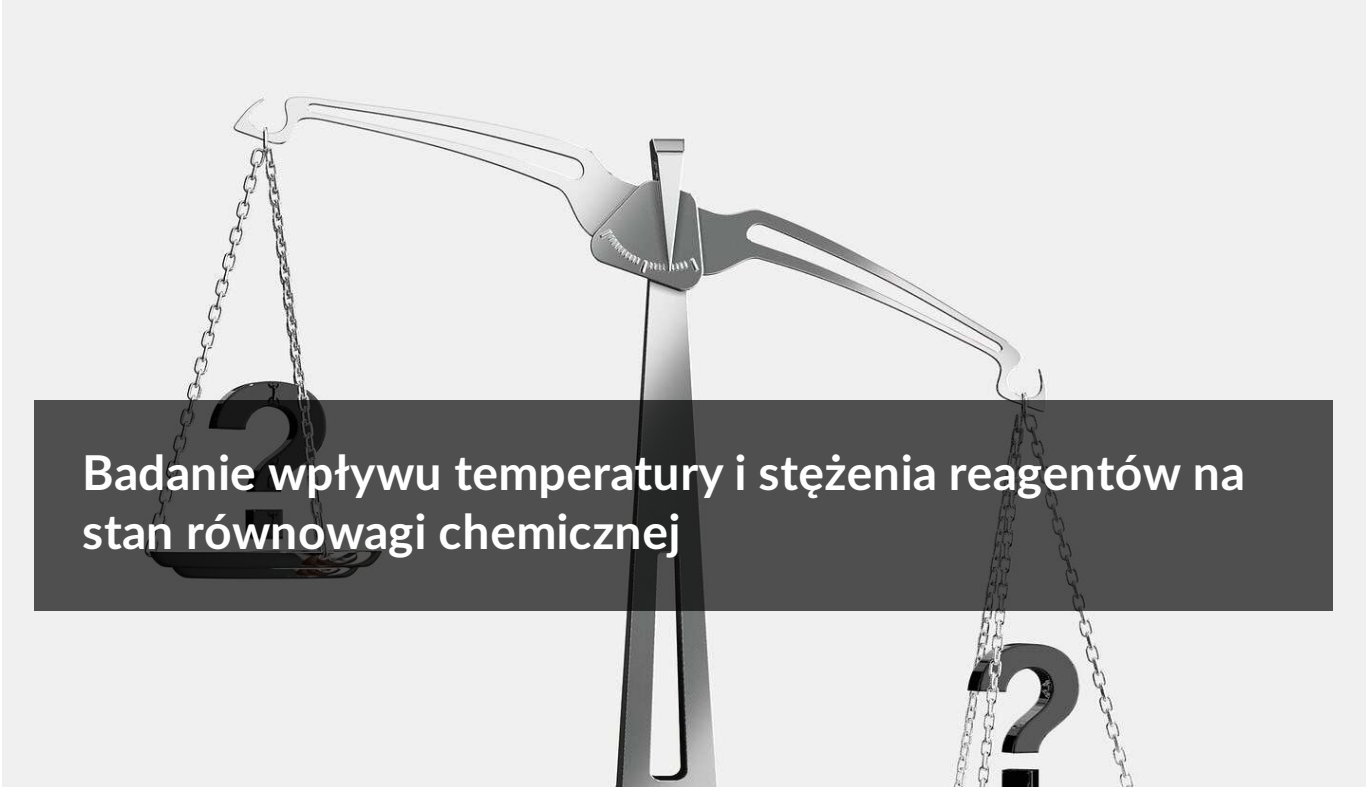




Badanie wpływu temperatury i stężenia reagentów na stan równowagi chemicznej

- [Wprowadzenie](#)
- [Przeczytaj](#)
- [Symulacja interaktywna](#)
- [Sprawdź się](#)
- [Dla nauczyciela](#)



Badanie wpływu temperatury i stężenia reagentów na stan równowagi chemicznej

Schemat działania wagi dobrze odzwierciedla stan równowagi zachodzącej reakcji chemicznej. Reakcja może być przesunięta w stronę substratów lub produktów, na co wpływa wiele czynników zewnętrznych.

Źródło: dostępny w internecie: www.pixabay.com, domena publiczna.

Równowaga to ważne pojęcie w chemii, które opisuje reakcję chemiczną. Osiągnięcie stanu równowagi chemicznej stabilizuje układ reakcyjny – sprawia, że reakcje od substratów do produktów oraz od produktów do substratów, przebiegające wcześniej z różną szybkością, stabilizują się, a więc zachodzą z tą samą szybkością. Czy można zaburzyć równowagę reakcji? A może wiesz, z jaką regułą ma to związek? Jakie czynniki mogą na to wpłynąć?

Twoje cele

- Wyjaśnisz pojęcie równowagi chemicznej oraz przedstawiś treść i sens reguły przekory.
- Przeanalizujesz wpływ stężenia reagentów na położenie stanu równowagi dynamicznej.
- Ocenisz wpływ temperatury na położenie równowagi dynamicznej dla reakcji egzotermicznej i endotermicznej.

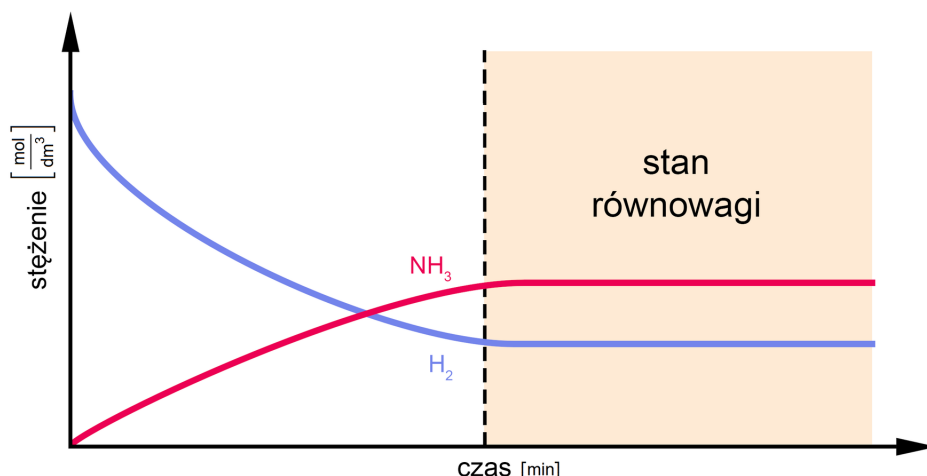
Przeczytaj

Reakcja chemiczna to proces tworzenia nowych produktów. Zapis równania reakcji oparty jest zasadę, wg której wzory substratów umieszcza się po lewej stronie strzałki, a wzory produktów po prawej stronie. Znane są reakcje [nieodwracalne](#) i [odwracalne](#). Dla opisu stanu [równowagi](#) dynamicznej istotne są reakcje odwracalne. Przez takie reakcje należy rozumieć te, które nie przebiegają do samego końca, lecz w trakcie ich przebiegu równolegle tworzone są cząsteczki produktów i odtwarzane cząsteczki substratów, wówczas w równaniu reakcji stosuje się dwie przeciwnie skierowane strzałki.



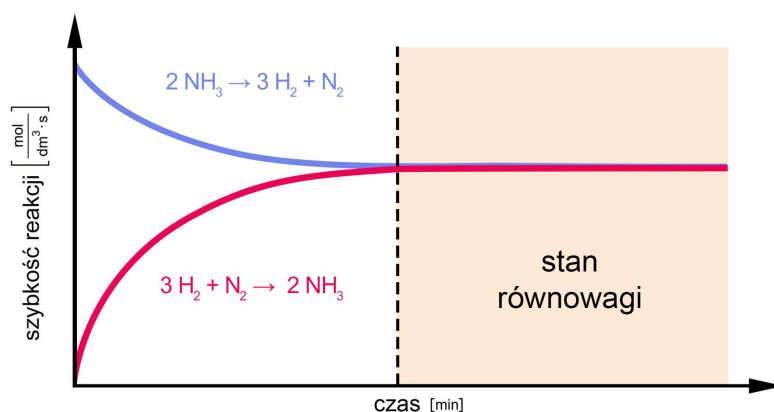
Czym jest stan równowagi dynamicznej?

Na skutek reakcji, zachodzącej pomiędzy cząsteczkami wodoru i azotu, tworzone są cząsteczki amoniaku. W miarę upływu czasu reakcji, stężenie cząsteczek substratów zaczynają maleć, więc reakcja syntezy amoniaku przebiega coraz wolniej (od lewej do prawej). Inaczej sytuacja wygląda dla cząsteczek produktu, których w miarę upływu czasu jest coraz więcej. Cząsteczki amoniaku zaczynają ulegać reakcji rozpadu, odtwarzając azot oraz wodór. Szybkość tej reakcji stopniowo rośnie. Trwa to do momentu zrównania się ze sobą szybkości obu omawianych reakcji. Wówczas stężenia substratów i produktów są stałe, a takie zjawisko nazywane jest **stanem równowagi dynamicznej**. Jego ustalenie nie oznacza, że reakcja została zahamowana. Procesy tworzenia i rozpadu cząsteczek ciągle następują, jednak zachodzą z równą szybkością.



Wykres przedstawia zmiany stężeń produktów i substratów od czasu w trakcie przebiegu odwracalnej reakcji $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$. Czas zaznaczony na wykresie linią przerywaną to czas osiągnięcia stanu równowagi. Po osiągnięciu stanu równowagi, szybkość reakcji przeciwstawnych jest stała, dlatego stężenia substratów i produktów się nie zmieniają.

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

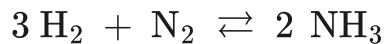


W stanie równowagi szybkości reakcji syntezy i analizy są równe, co obrazuje powyższy wykres. Czas zaznaczony linią przerywaną to czas osiągnięcia stanu równowagi – po jego osiągnięciu, szybkości tworzenia amoniaku oraz odtwarzania wodoru i azotu z amoniaku są takie same.

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Z powyższym zjawiskiem jest związana wielkość – stężeniowa stała równowagi reakcji. Jest ona równa ilorazowi iloczynu stężeń produktów do iloczynu stężeń

substratów (podniesionych do potęg, zgodnych ze współczynnikami stechiometrycznymi), które zostały zmierzone w stanie równowagi.



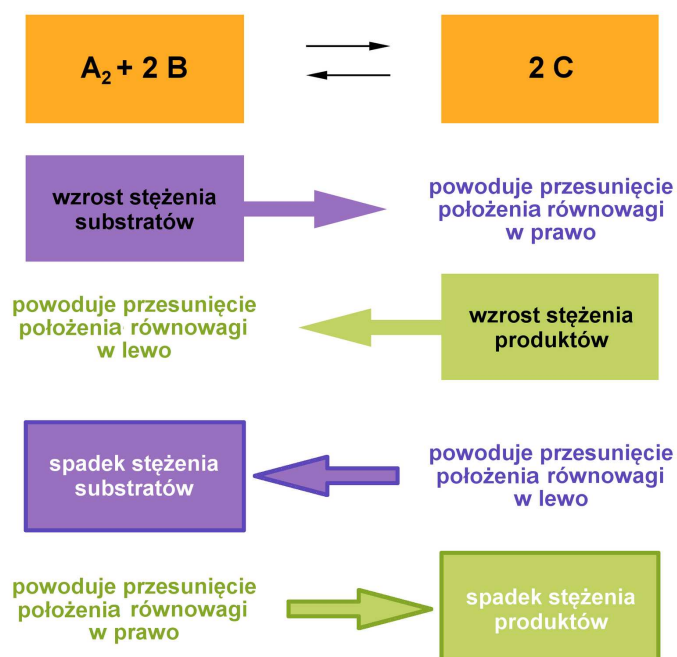
Dla powyższej reakcji, stała równowagi reakcji K ma postać:

$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]}$$

Czynnikami mającymi wpływ na stan równowagi chemicznej są:

- stężenie;
- temperatura;
- ciśnienie (dla gazów);
- objętość mieszaniny reakcyjnej.

Aby dokładniej zrozumieć istotę wpływu powyższych czynników na stan równowagi dynamicznej, należy poznać regułę [przekory \(regułę Le Chateliera i Brauna\)](#). Według niej układ, będący w stanie równowagi chemicznej, w momencie działania czynnika zewnętrznego (bodźca), musi zareagować tak, aby zniwelować jego działanie i osiągnąć nowy stan równowagi, możliwie niezbyt odległy od stanu równowagi wyjściowej.

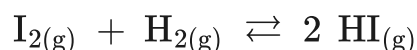


Schemat ilustrujący wpływ stężenia reagentów na położenie stanu równowagi. Wzrost stężenia substratów powoduje przesunięcie się położenia równowagi w prawo. Oznacza to, że reakcja wprost zaczyna przebiegać szybciej niż reakcja odwrotna. Dzieje się tak aż do wystąpienia równowagi między stężeniami substratów i produktów – wtedy reakcja wprost i reakcja odwrotna mają tę samą szybkość reakcji. Odwrotna sytuacja ma miejsce, kiedy następuje wzrost stężenia produktów, co powoduje przesunięcie równowagi w lewo. Oznacza to, że reakcja odwrotna przebiega szybciej niż reakcja wprost. Sytuacja ta utrzymuje się aż do wystąpienia równowagi dynamicznej.

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Zbadajmy, jak stężenie wpływa na położenie stanu równowagi chemicznej

Reakcja syntezy jodowodoru przebiega w pewnych warunkach ciśnienia i temperatury w fazie gazowej, w układzie zamkniętym, a stała szybkości reakcji wynosi $K = 664,5$. Między reagentami ustala się stan równowagi dynamicznej. Co się stanie, jeśli do układu dostarczymy cząsteczki substratów?



Polecenie 1

Sprawdźmy, jak zmieni się wydajność tworzenia jodowodoru, gdy do reakcji – zamiast 1 mola cząsteczek jodu i 1 mola cząsteczek wodoru – użyjemy 4 mole cząsteczek jodu i 1 mol cząsteczek wodoru. Objętość reaktora to 1 dm³. W takim przypadku wartości stężeń są równe liczbom moli reagentów.

A. Do powstania 1 mola jodowodoru (HI) potrzebne jest 0,5 mol cząsteczkowego wodoru (H₂) i 0,5 mola cząsteczkowego jodu (I₂).

Jeżeli liczbę moli jodowodoru, powstałego w wyniku reakcji, oznaczmy jako x, to liczba moli przereagowanych substratów będzie wynosiła 0,5x. Po przeprowadzeniu reakcji (stan równowagowy), liczba moli substratów będzie równa różnicy między stanem początkowym (w tym przypadku 1 mol H₂ i 1 mol I₂) a liczbą przereagowanych moli (0,5x).

Reagent	Stan początkowy	Przereagowanie	Stan równowagowy
I ₂	1	0,5x	1-0,5x
H ₂	1	0,5x	1-0,5x
HI	0	x	x

Korzystając ze wzoru na [stałą równowagi](#) dla tej reakcji:

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

Podstawiamy znane wielkości oraz wielkości z tabeli:

$$664,5 = \frac{x^2}{(1 - 0,5x) \cdot (1 - 0,5x)}$$

$$664,5 = \frac{x^2}{(1 - 0,5x)^2}$$

$$\sqrt{664,5} = \frac{x}{(1 - 0,5x)}$$

$$25,78 \cdot (1 - 0,5x) = x$$

$$25,78 - 12,89x = x$$

$$x = 1,86$$

Stężenie równowagowe cząsteczek jodu oraz cząsteczek wodoru wynosi $0,07 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Stężenie równowagowe jodowodoru wynosi $1,86 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, więc wydajność reakcji możemy obliczyć z następującej proporcji:

$$1 \text{ mol I}_2 - 2 \text{ mol HI} - 100\%$$

$$1 \text{ mol I}_2 - 1,86 \text{ mol HI} - y$$

$$y = \frac{100\% \cdot 1,86 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 93\%$$

B. Teraz należy policzyć przypadek drugi.

Jeżeli liczbę moli jodowodoru, powstałego w wyniku reakcji oznaczmy jako x, to liczba moli przereagowanych substratów będzie wynosiła 0,5x. Po przeprowadzeniu reakcji (stan równowagowy), liczba moli substratów będzie równa różnicy między stanem początkowym (w tym przypadku 1 mol H₂ i 4 mol I₂) a liczbą przereagowanych moli (0,5x).

Reagent	Stan początkowy	Przereagowanie	Stan równowagowy
I ₂	4	0,5x	4-0,5x

Reagent	Stan początkowy	Przereagowanie	Stan równowagowy
H ₂	1	0,5x	1-0,5x
HI	0	x	x

Korzystając ze wzoru na stałą równowagi dla tej reakcji:

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

Podstawiamy znane wielkości oraz wielkości z tabeli:

$$664,5 = \frac{x^2}{(4 - 0,5x) \cdot (1 - 0,5x)}$$

$$664,5 \cdot (4 - 0,5x) \cdot (1 - 0,5x) = x^2$$

$$664,5 \cdot (4 - 2,5x + 0,25x^2) = x^2$$

$$2658 - 1661,25x + 166,125x^2 - x^2 = 0$$

$$165,125x^2 - 1661,25x + 2658 = 0$$

Aby rozwiązać równanie kwadratowe, należy wykorzystać matematyczne wzory:

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$\Delta = b^2 - 4ac$$

$$\sqrt{\Delta} = 1002,07$$

$$x_1 = \frac{1661,25 - 1002,07}{2 \cdot 165,125} = 2,00$$

$$x_2 = \frac{1661,25 + 1002,07}{2 \cdot 165,125} = 8,07$$

Stężenie równowagowe cząsteczek jodu wynosi $3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, z kolei cząsteczek wodoru $0 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Stężenie równowagowe jodowodoru wynosi $2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, więc wydajność reakcji możemy obliczyć z następującej proporcji:

$$1 \text{ mol H}_2 - 2 \text{ mol HI} - 100\%$$

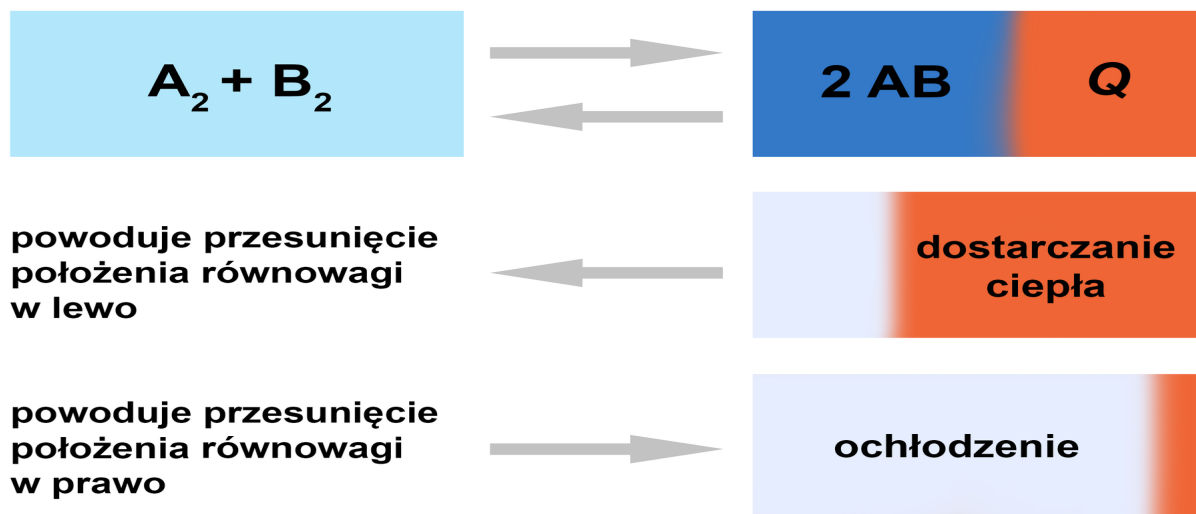
$$1 \text{ mol H}_2 - 2 \text{ mol HI} - y$$

$$y = \frac{100\% \cdot 2 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 100\%$$

Z powyższych obliczeń wynika, że wraz ze zwiększeniem stężenia jodu, wydajność tworzenia jodowodoru wzrosła – w drugim przypadku otrzymujemy 100% wydajności, natomiast w pierwszym 97%.

Zatem równowaga przesunęła się w prawo, w stronę tworzenia produktów. Powyższa analiza pozwala na potwierdzenie założenia reguły przekory. Podsumowując: dodatek stężenia substratów spowoduje, że układ będzie dążył do obniżenia stężenia substratów i osiągnie to poprzez tworzenie nowych cząsteczek produktów. Dojdzie więc do przesunięcia równowagi dynamicznej w prawo. ($K=\text{const.}$, $T=\text{const.}$). Natomiast gdyby do układu dostarczono cząsteczek produktów, równowaga zostałaby przesunięta w lewo.

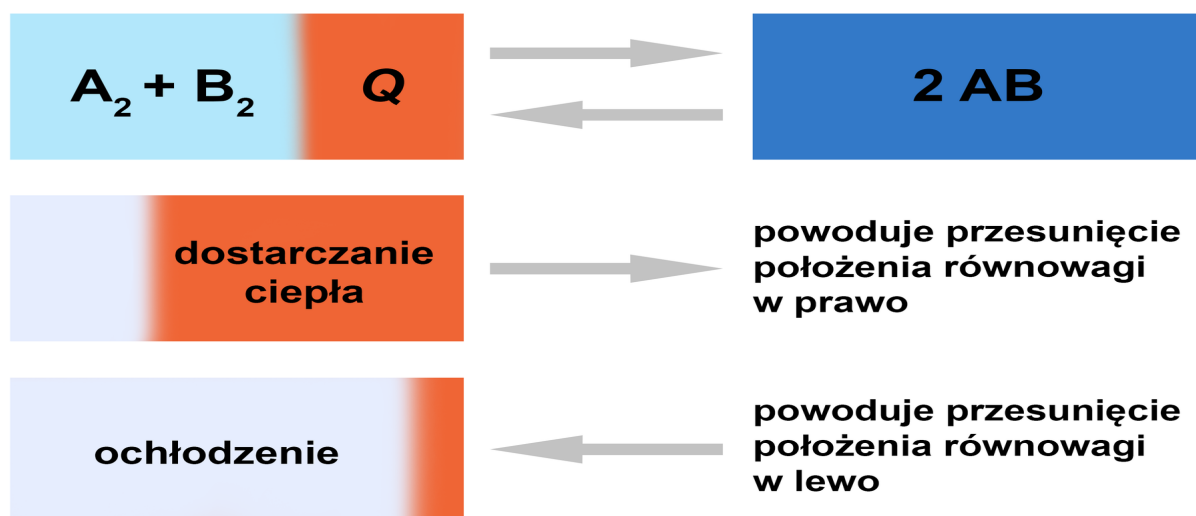
Wpływ temperatury na położenie równowagi dla reakcji egzotermicznej



Schemat ilustrujący wpływ temperatury na położenie stanu równowagi dla reakcji egzotermicznej – reakcja chemiczna przebiegająca z wydzielaniem energii z układu reakcyjnego do otoczenia. Zgodnie z regułą przekory, wzrost temperatury spowoduje przesunięcie równowagi dynamicznej w lewo, w kierunku kompensacji tej zmiany. Ochłodzenie da natomiast odwrotny efekt – równowaga przesunie się w prawo.

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Wpływ temperatury na położenie równowagi dla reakcji endotermicznej



Schemat ilustrujący wpływ temperatury na położenie stanu równowagi dla reakcji endotermicznej, czyli takiej, która przebiega z pochłanianiem energii z otoczenia do układu

reakcyjnego. W przypadku tego rodzaju reakcji, dostarczenie ciepła powoduje przesunięcie się położenia równowagi w prawo, zaś ochłodzenie – przesunięcie równowagi w lewo.

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Jak temperatura wpływa na stan równowagi chemicznej?

Zależność stałej równowagi od temperatury opisuje równanie:

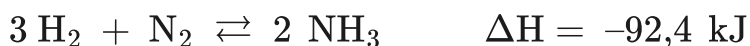
$$\ln K = A - \frac{Q}{RT}$$

gdzie:

- A – stała charakterystyczna dla danej reakcji;
- Q – ciepło reakcji;
- R – stała gazowa;
- T – temperatura.

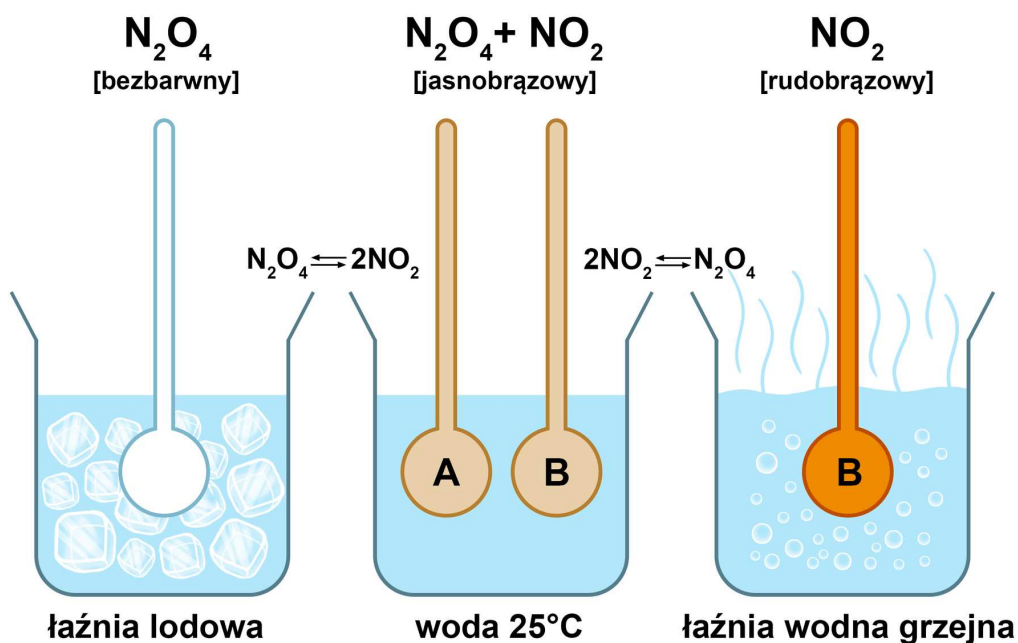
Zmiana temperatury reakcji chemicznej powoduje przesunięcie stanu równowagi chemicznej wraz ze zmianą wartości stałej równowagi dla tej reakcji. Wpływ na położenie stanu równowagi mają też zmiany stężeń reagentów. Jednak w odróżnieniu od wpływu temperatury, w tym przypadku nie zmienia się wartość stałej równowagi reakcji.

Analizując wpływ temperatury na położenie stanu równowagi, należy pamiętać, że różni się on dla reakcji egzotermicznej i endotermicznej. Reakcja egzotermiczna to ta przebiegająca z wydzielaniem ciepła (energii) ($\Delta H < 0$), natomiast reakcja endotermiczna to ta przebiegająca z pochłonięciem ciepła (energii) ($\Delta H > 0$).



Synteza amoniaku jest przykładem reakcji egzotermicznej – w jej trakcie wydzielą się ciepło. Zatem zwiększenie temperatury dla tej reakcji, zgodnie z regułą przekory, spowoduje przesunięcie równowagi dynamicznej w lewo, w kierunku kompensacji tej zmiany. Wówczas wydajność tworzenia produktu będzie maleć.

Dla reakcji endotermicznej, zwiększenie temperatury spowodowałoby przesunięcie położenia stanu równowagi w prawo, by skompensować zmianę. W takim razie wydajność tworzenia produktu by rosła.



Temperatura wpływa na położenie stanu równowagi reakcji.

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Słownik

równowaga chemiczna

stan, do którego dąży układ reakcyjny w trakcie przebiegu reakcji odwracalnej

reakcja egzoenergetyczna

reakcja chemiczna, która przebiega z wydzieleniem energii z układu reakcyjnego do otoczenia ($\Delta H < 0$)

reakcja endoenergetyczna

reakcja chemiczna, która przebiega z pochłanianiem energii z otoczenia do układu reakcyjnego ($\Delta H > 0$)

entalpia reakcji

ciepło (ΔH) pochłaniane lub wydzielane w czasie reakcji chemicznej, które zostało zmierzone w stałych warunkach ciśnienia i temperatury w stosunku do liczności reagentów

reakcja nieodwracalna

reakcja przebiegająca tylko w jednym kierunku

reakcja odwracalna

reakcja, która przebiega w obu kierunkach, celem osiągnięcia stanu równowagi

reguła przekory (reguła Le Chateliera i Brauna)

reguła mówiąca, że układ będący w stanie równowagi chemicznej, poddany działaniu czynnika zewnętrznego, zareaguje w taki sposób, aby zmniejszyć wpływ tego czynnika i osiągnąć nowy stan równowagi (który będzie możliwie niezbyt odległy od stanu równowagi wyjściowej)

stała równowagi chemicznej

współczynnik opisujący stan równowagi reakcji odwracalnych; równa ilorazowi iloczynu stężeń produktów do iloczynu stężeń substratów (podniesionych do potęg zgodnych ze współczynnikami stechiometrycznymi), które zostały zmierzone w stanie równowagi

Bibliografia

Bielański A., *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 1994.

Encyklopedia PWN

Hejwowska S., Marcinkowski R., *Równowagi i procesy jonowe*, Gdynia 2005.

Chemistry: Atoms First 2e, online: <https://openstax.org/books/chemistry-atoms-first-2e/pages/13-introduction>, dostęp: 23.02.2021.

Symulacja interaktywna

Symulacja 1

Poniższa symulacja przedstawia dwie przykładowe reakcje – egzotermiczną i endotermiczną. Wykorzystując opcje zmiany temperatury, stężenia substratów lub produktów, przeanalizuj, jaki wpływ mają na położenie stanu równowagi chemicznej, a następnie rozwiąż poniższe zadania.



Zasób interaktywny dostępny pod adresem <https://zpe.gov.pl/a/D7bLHRrZy>

Symulacja interaktywna pt. „Badanie wpływu temperatury i stężenia reagentów na szybkość reakcji chemicznej”

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Ćwiczenie 1

Odpowiedz, jaki wpływ ma zwiększenie temperatury na położenie stanu równowagi chemicznej w przypadku obu reakcji – egzotermicznej i endotermicznej.

Odpowiedź:

Ćwiczenie 2

Odpowiedz, czy zwiększenie stężenia substratów zawsze powoduje przesunięcie równowagi reakcji w kierunku tworzenia produktów.

Odpowiedź:

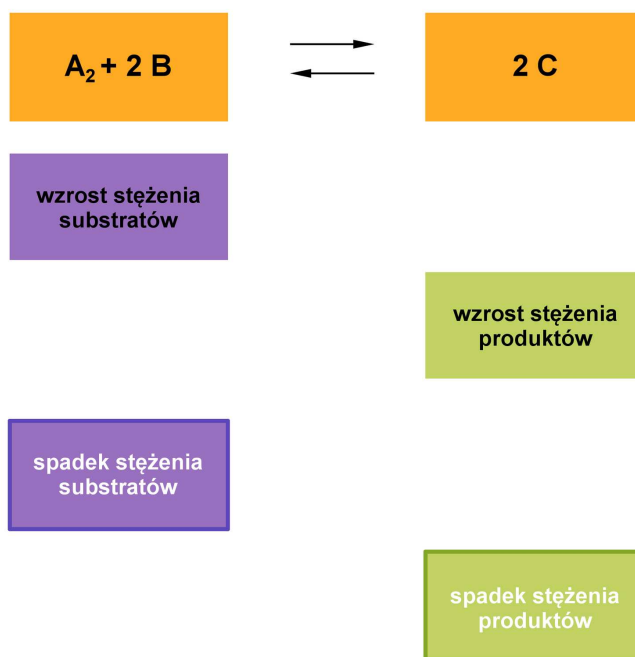
Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Na podstawie podanego schematu, uzupełnij tekst.



Źródło: GroMar Sp. z o. o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Wzrost stężenia substratów powoduje przesunięcie położenia równowagi w

Wzrost stężenia produktów powoduje przesunięcie położenia równowagi w

Spadek stężenia substratów powoduje przesunięcie położenia równowagi w

Spadek stężenia produktów powoduje przesunięcie położenia równowagi w

lewo

prawo

prawo

lewo

lewo

prawo

prawo

lewo

Ćwiczenie 2



Zaznacz zdania, które są prawdziwe.

☐

Jeśli zmniejszymy temperaturę tworzenia wody w układzie reakcyjnym, to jej wydajność zmaleje.

☐

Temperatura ma podobny wpływ na położenie stanu równowagi dla syntezy amoniaku, jak i dla tlenku azotu(II).

☐

Reakcje nieodwracalne, to reakcje biegnące do samego końca.

☐

W przypadku reakcji otrzymywania tlenku azotu(II), ochłodzenie układu reakcyjnego spowoduje zmniejszenie wydajności tworzenia tlenku azotu(II).

☐

W przypadku reakcji egzotermicznej, dostarczenie ciepła do układu reakcyjnego powoduje przesunięcie równowagi w prawo.

Ćwiczenie 3



Wymień czynniki, które mogą wpływać na przesunięcie stanu równowagi dynamicznej dla poniższej reakcji.



Następnie wyjaśnij:

A. w jaki sposób zmiana temperatury wpływa na wydajność powstawania jodowodoru?

B. jak zmieni się położenie stanu równowagi chemicznej, jeśli do układu reakcyjnego zostanie dostarczone większe stężenie jodu?

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 4



Podaj trzy sposoby na przesunięcie stanu równowagi dynamicznej w prawo dla poniższej reakcji.



Czy ciśnienie może wpływać na położenie stanu równowagi dla powyższej reakcji?

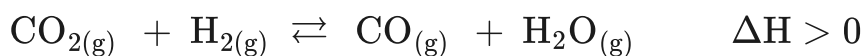
Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 5



Odpowiedz, jak na położenie stanu równowagi poniższej reakcji wpływa zastosowanie wymienionych czynników.



1. Dodanie do mieszaniny reakcyjnej katalizatora.
2. Dodanie wodoru do mieszaniny reakcyjnej.
3. Odebranie części tlenku węgla(II) z mieszaniny reakcyjnej.
4. Zwiększenie ciśnienia w układzie reakcyjnym.
5. Zmniejszenie temperatury w układzie reakcyjnym.

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 6



Na przykładzie reakcji otrzymywania amoniaku ($\Delta H > 0$), odpowiedz na poniższe pytania.

1. Jak zmieni się położenie stanu równowagi, jeśli do układu reakcyjnego zostanie dostarczone ciepło?
2. Jak zmieni się położenie stanu równowagi, jeśli do układu reakcyjnego zostanie dostarczony amoniak?
3. Jak przesunie się położenie równowagi, jeśli z układu reakcyjnego usunie się część wodoru?

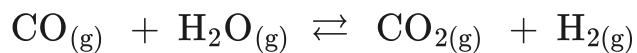
Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 7



Oblicz stężenie tlenku węgla(IV) w stanie równowagi dla poniższej reakcji:



wiedząc, że stężenia równowagowe pozostałych reagentów wynosiły:

- $[\text{CO}] = 0,019 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3},$
- $[\text{H}_2\text{O}] = 0,08 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3},$
- $[\text{H}_2] = 0,014 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}.$

a stała równowagi dla tej reakcji wynosi 9,6.

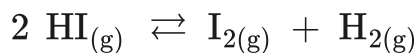
Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszyte do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 8



Reakcja rozkładu jodowodoru przebiega w układzie zamkniętym i w podwyższonej temperaturze, a stała szybkości reakcji wynosi $K = 2$. Między reagentami ustala się stan równowagi dynamicznej. Oblicz stężenia reagentów w stanie równowagi.



Uzupełnij poniższą tabelę.

Reagent	Stan początkowy	Przereagowane	Stan równowagowy
I_2	0,1		
H_2	0,2		
HI	1		

Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszyte do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Dla nauczyciela

Scenariusz zajęć

Autor: Aleksandra Marszałek-Harych, Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Badanie wpływu temperatury i stężenia reagentów na stan równowagi chemicznej

Grupa docelowa: III etap edukacyjny, liceum, technikum, zakres rozszerzony; uczniowie III etapu edukacyjnego - kształcenie w zakresie rozszerzonym

Podstawa programowa

Zakres podstawowy

Cele kształcenia – wymagania ogólne

I. Pozyskiwanie, przetwarzanie i tworzenie informacji. Uczeń:

2) ocenia wiarygodność uzyskanych danych.

Zakres rozszerzony

IV. Kinetyka i statyka chemiczna. Energetyka reakcji chemicznych. Uczeń:

9) wymienia czynniki, które wpływają na stan równowagi reakcji; wyjaśnia, dlaczego obecność katalizatora nie wpływa na wydajność przemiany; stosuje regułę Le Chateliera-Brauna (regułę przekory) do jakościowego określenia wpływu zmian

temperatury, stężenia reagentów i ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej;

Kształtowane kompetencje kluczowe:

- kompetencje w zakresie rozumienia i tworzenia informacji;
- kompetencje matematyczne oraz kompetencje w zakresie nauk przyrodniczych, technologii i inżynierii;
- kompetencje cyfrowe;
- kompetencje osobiste, społeczne i w zakresie umiejętności uczenia się.

Cele operacyjne

Uczeń:

- wyjaśnia pojęcie równowagi chemicznej i reguły przekory;
- analizuje wpływ stężenia na położenie stanu równowagi dynamicznej;
- ocenia wpływ temperatury na położenie równowagi dynamicznej dla reakcji egzotermicznej i endotermicznej.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna;
- problemowa.

Metody i techniki nauczania:

- burza mózgów;
- dyskusja dydaktyczna;
- analiza materiału źródłowego;
- ćwiczenia uczniowskie;

- eksperyment;
- metoda lekcji odwróconej;
- technika zdań podsumowujących.

Forma pracy:

- praca zbiorowa;
- praca w grupach;
- praca indywidualna.

Środki dydaktyczne

- komputery z głośnikami i słuchawkami/smartfony/tablety z dostępem do internetu;
- podręczniki tradycyjne;
- zasoby multimedialne zawarte w e-materiale;
- rzutnik multimedialny;
- tablica interaktywna/tablica.

Przed lekcją

1. Uczniowie pracują w domu z tekstem źródłowym dotyczącym reguły przekory:
<https://biomist.pl/chemia/matura-artykuly-chemiczne/regula-przekory-w-chemii/4113>

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel zadaje uczniom przykładowe pytania: Czy można zaburzyć równowagę chemiczną reakcji? Z jaką regułą ma to związek? Jakie czynniki mogą wpłynąć na stan równowagi dynamicznej?

2. Rozpoznawanie wiedzy wyjściowej uczniów. Burza mózgów wokół pytania nauczyciela. Czym jest równowaga chemiczna? Podaj przykład równowagi.
3. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele lekcji.
4. Zasady BHP. Nauczyciel zapoznaje uczniów z kartami charakterystyk substancji, jakie zostaną użyte w czasie lekcji.

Faza realizacyjna:

1. Nauczyciel sprawdza, jak uczniowie zrozumieli tekst źródłowy dotyczący reguły przekory – zadaje pytania uczniom bądź prosi chętnego/wskazanego ucznia o interpretację tego zagadnienia.
2. Uczniowie samodzielnie analizują tekst źródłowy w e-materiale dotyczący wpływu stężenia i temperatury na położenie stanu równowagi chemicznej.
3. Eksperyment uczniowski. Nauczyciel dzieli uczniów na grupy, rozdaje odpowiedni sprzęt i szkło laboratoryjne oraz odczynniki chemiczne. Zadaniem uczniów jest przeprowadzenie doświadczenia, którego celem jest ukazanie wpływu zmian temperatury i stężenia na położenie stanu równowagi chemicznej. Dla przedstawionego poniżej równania reakcji uczniowie mają za zadanie przedstawić wyrażenie na stałą równowagi:
Jak należy potraktować stężenie wody?
4. Po przeprowadzeniu doświadczenia liderzy prezentują wytwory prac grupowych. Nauczyciel weryfikuje poprawność merytoryczną podczas wypowiedzi uczniów oraz wyjaśnia niezrozumiałe kwestie.
5. Nauczyciel odwołuje uczniów do symulacji interaktywnej w e-materiale. Uczniowie badają wpływ temperatury i stężenia reagentów na stan równowagi chemicznej.
6. Uczniowie podchodzą do tablicy i indywidualnie zapisują wyrażenia na stałe równowagi dla poniższych przykładów reakcji:

- $3\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{O}_{3(g)}$;
- $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$;

- $4\text{NH}_{3(g)} + 7\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 4\text{NO}_{2(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(g)}$;
- $2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(g)}$;
- $\text{C}_4\text{H}_{8(g)} \rightleftharpoons 2\text{C}_2\text{H}_{4(g)}$;
- $2\text{C}_4\text{H}_{10(g)} + 13\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 8\text{CO}_{2(g)} + 10\text{H}_2\text{O}_{(g)}$;
- $2\text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$;
- $\text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)}$;
- $2\text{NO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NOCl}_{(g)}$;
- $\text{C}_2\text{H}_{6(g)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_{4(g)} + \text{H}_{2(g)}$;
- $\text{C}_2\text{H}_{2(aq)} + 2\text{Br}_{2(aq)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_2\text{Br}_{4(aq)}$.
- Nauczyciel weryfikuje poprawność merytoryczną zapisów uczniowskich.

8. Uczniowie samodzielnie sprawdzają swoją wiedzę, wykonując zadania w e-materiale – „Sprawdź się”.

Faza podsumowująca:

1. Nauczyciel sprawdza wiedzę uczniów zadając przykładowe pytania: Co oznacza stan równowagi chemicznej? Jakie czynniki mają wpływ na stan równowagi chemicznej? Jak stężenie wpływa na stan równowagi chemicznej? Jak temperatura wpływa na stan równowagi chemicznej?
2. Jako podsumowanie lekcji nauczyciel może wykorzystać zdania do uzupełnienia, które uczniowie również zamieszczają w swoim portfolio:
 - Przypomniałem/łam sobie, że...
 - Co było dla mnie łatwe...
 - Czego się nauczyłem/łam...
 - Co sprawiało mi trudności...

Praca domowa:

Uczniowie wykonują pozostałe ćwiczenia zawarte w e-materiale, których nie zdążyli rozwiązać na lekcji. Dodatkowo dla chętnych polecenie: Wykaż, że dla reakcji syntezy amoniaku z pierwiastków zmiana ciśnienia nie narusza równowagi.

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimediu:

Symulacja może być wykorzystana przez uczniów do samodzielnej nauki podczas przygotowywania się do zajęć lub do sprawdzianu.

Materiały pomocnicze:

1. Doświadczenie:

Odczynniki chemiczne: 0,2 mol·dm⁻³ roztwór CoCl₂, stężony kwas solny, woda destylowana, gorąca woda (ok. 90°C), mieszanina wody i lodu.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: tryskawka, zlewki, statyw do probówek z 3 probówkami.

Instrukcja:

- W trzech probówkach umieść po ok. 3 cm³ roztworu chlorku kobaltu(II).
- Probówka pierwsza służy jako próba kontrolna.
- Do drugiej probówki dodaj dwukrotną objętość stężonego roztworu HCl. Zanotuj zmianę barwy. Następnie rozcieńcz zawartość wodą destylowaną. Co zaobserwowałeś? W którym kierunku przesuwają się równowaga?
- Trzecią probówkę zanurz na kilka minut do gorącej wody. Zanotuj zmianę barwy. Następnie ochłódź jej zawartość w zlewce z lodem. Co zaobserwowałeś?

2. Polecenia podsumowujące (nauczyciel przed lekcją zapisuje je na niewielkich kartkach):

- Co oznacza stan równowagi chemicznej?
- Jakie czynniki mają wpływ na stan równowagi chemicznej?

- Jak stężenie wpływa na stan równowagi chemicznej?
- Jak temperatura wpływa na stan równowagi chemicznej?