



Entropia dla zainteresowanych

- [Wprowadzenie](#)
- [Przeczytaj](#)
- [Film \(standardowy\)](#)
- [Sprawdź się](#)
- [Dla nauczyciela](#)



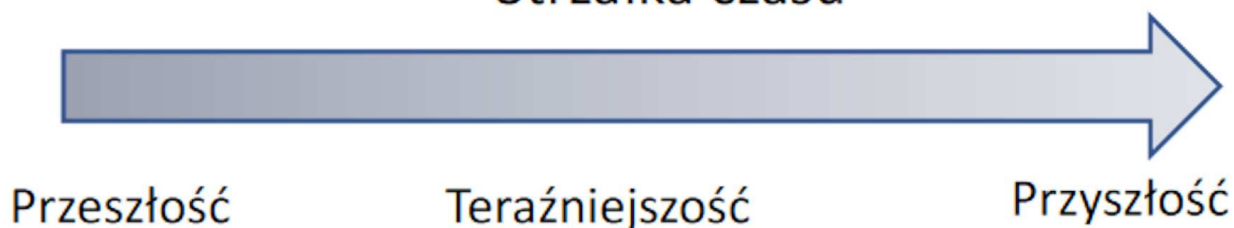
Entropia dla zainteresowanych

Czy to nie ciekawe?

Wiele zjawisk, które obserwujemy wokół siebie, to procesy nieodwracalne. Rozlana woda nie powróci do naczynia. Gdy zupa wystygnie, ciepło nie przepłynie samorzutnie z otoczenia i temperatura zupy nie zwiększy się. Takie efekty możemy zobaczyć tylko na filmie wyświetlonym od końca.

Nieodwracalność zjawisk wyznacza kierunek upływu czasu. Czas upływa zawsze w kierunku od przeszłości do przyszłości, a nigdy odwrotnie, jest jednokierunkowy, asymetryczny i nieodwracalny. Tym różni się czas od przestrzeni, w której możemy poruszać się w dowolnym kierunku. W czasie możemy się poruszać tylko od przeszłości do przyszłości. Jednokierunkowość czasu i nieodwracalność procesów wyjaśnia prawo wzrostu entropii, które jest najogólniejszą postacią II zasady termodynamiki.

Strzałka czasu



Rys. a. Czas jest jednokierunkowy, asymetryczny i nieodwracalny.

Twoje cele

W tym materiale:

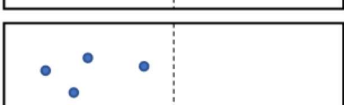
- dowiesz się, czym jest entropia,
- zrozumiesz związek entropii z prawdopodobieństwem stanu układu,
- poznasz prawo wzrostu entropii,
- przeanalizujesz zmiany entropii w procesach termodynamicznych.

Przeczytaj

Warto przeczytać

Aby zrozumieć dlaczego procesy termodynamiczne są nieodwracalne, trzeba wziąć pod uwagę, że wszystkie układy termodynamiczne składają się z ogromnej liczby molekuł, czyli atomów lub cząsteczek chemicznych. Molekuły poruszają się chaotycznie we wszystkie strony, zderzając ze sobą, wciąż zmieniają prędkości i kierunki ruchu. Wyobraźmy sobie naczynie z przegrodą, w którego jednej części znajduje się gaz, a w drugiej jest próżnia. Gdy usuniemy przegrodę, gaz wypełni całe naczynie i proces ten w oczywisty sposób jest nieodwracalny. Cząsteczki gazu nigdy nie zgromadzą się samorzutnie w jednej części naczynia. Dlaczego? Po prostu **prawdopodobieństwo** takiego zdarzenia jest bardzo, bardzo małe, praktycznie równe zeru.

Przeanalizujmy ten problem na przykładzie czterech cząsteczek, które przypadkowo wpadają do dwóch połówek naczynia. Jakie jest prawdopodobieństwo, że wszystkie cząsteczki znajdą się w jednej połowie, a jakie, że będą rozmieszczone równomiernie? Na Rys. 1. pokazane są wszystkie możliwe sposoby rozmieszczenia cząsteczek. Każdej cząsteczce przypisaliśmy numery od 1 do 4. Wszystkich możliwości jest $2^4 = 16$. W pierwszej kolumnie wymienione są numery cząsteczek w lewej połowie naczynia, w drugiej – liczba sposobów zrealizowania danego układu, w trzeciej prawdopodobieństwo wystąpienia takiego stanu.

	Po lewej stronie cząsteczki o numerach:	Liczba sposobów rozmieszczenia cząsteczek W:	Prawdopodobieństwo:
		1	$\frac{1}{16}$
	(1), (2), (3), (4)	4	$\frac{4}{16}$
	(1,2), (1,3), (1,4), (2,3), (2,4), (3,4)	6	$\frac{6}{16}$
	(1,2,3), (1,2,4), (1,3,4), (2,3,4)	4	$\frac{4}{16}$
	(1,2,3,4)	1	$\frac{1}{16}$
$\Sigma = 16$			

Rys. 1. Prawdopodobieństwo równomiernego rozłożenia cząsteczek w obu połowach naczynia jest większe niż prawdopodobieństwo wypełnienia tylko jednej połowy.

Uogólnijmy nasze rozważania na naczyniu zawierające N cząsteczek gazu. Liczba sposobów rozłożenia cząsteczek w obu połowach naczynia wynosi $k = 2^N$. Gdy cząsteczek jest $N = 10$, liczba sposobów wynosi $k = 1024$. 100 cząsteczek można rozmieścić na $3,6 \cdot 10^{28}$ sposobów. A jeśli cząsteczek będzie 10^{20} (tyle w przybliżeniu cząsteczek powietrza zawiera niewielkie pudełko), to liczba możliwych sposobów rozmieszczenia ich w naczyniu rośnie niewyobrażalnie. Stan gazu, w którym wszystkie cząsteczki znajdują się w lewej połowie, można zrealizować tylko w jeden sposób. Prawdopodobieństwo takiego zdarzenia dla gazu jest więc praktycznie równe zeru. To dlatego nie zdarza się, żeby cząsteczki gazu w naczyniu, w swoim chaotycznym ruchu, zebrały się w jednej części naczynia, a w drugiej pozostała próżnia. Układy termodynamiczne dążą od stanów mniej prawdopodobnych do stanów bardziej prawdopodobnych.

Wielkość określająca kierunek przebiegu procesów spontanicznych w układach izolowanych to **entropia**, zdefiniowana następująco:

$$S = k \cdot \ln W \quad (1)$$

gdzie $k = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{J}{K}$ to stała Boltzmanna, W - liczba sposobów, na jakie **makroskopowy stan** termodynamiczny układu może być zrealizowany poprzez **stany mikroskopowe**.

Liczba sposobów, na jakie makroskopowy stan układu może być zrealizowany poprzez stany mikroskopowe jest wielkością wprost proporcjonalną do prawdopodobieństwa wystąpienia takiego stanu. Entropia jest tym większa, im większe jest prawdopodobieństwo danego stanu układu, jest logarytmiczną miarą tego prawdopodobieństwa.

Każdy **układ izolowany** samorzutnie dąży do stanu najbardziej prawdopodobnego, co oznacza wzrost entropii. Gdy entropia układu izolowanego osiągnie wartość maksymalną, układ jest w stanie równowagi i jego parametry pozostają stałe.

Ogólnie możemy stwierdzić, że **entropia układu izolowanego nie może zmniejszać się**, czyli zmiana entropii ΔS jest większa lub równa zero:

$$\Delta S \geq 0 \quad (2)$$

Jest to najogólniejsza postać II zasady termodynamiki.

Zauważmy, że wzrost entropii prowadzi do zwiększenia nieuporządkowania układu. Gdy cząsteczki gazu znajdują się w jednej połowie naczynia, układ jest bardziej uporządkowany niż wtedy, gdy cząsteczki wypełniają równomiernie całe naczynie. Podobnie, gdy układ składa się z dwóch ciał o różnych temperaturach, cząsteczki o średnio większych energiach kinetycznych są rozdzielone od cząsteczek o średnio mniejszych energiach kinetycznych. Nieodwracalny proces wyrównywania temperatur prowadzi do zmniejszenia porządku w układzie.

Entropia jest ilościową miarą stopnia chaosu w układzie.

Stan o większej entropii jest bardziej prawdopodobny, albo inaczej, stan chaosu (nieuporządkowania) jest bardziej prawdopodobny niż stan uporządkowania.

Entropia jest **funkcją stanu**, czyli wielkością, która zależy wyłącznie od stanu układu, czyli od aktualnych wartości jego parametrów, a nie zależy od przemian, które doprowadziły do tego stanu.

Procesy, w których entropia maleje, wymagają dostarczenia energii do układu. Na przykład, zgromadzenie cząsteczek gazu w jednej połowie naczynia wymaga wykonania pracy podczas sprężania gazu. Inny przykład, to żywe organizmy, które zamieniają proste związki chemiczne na skomplikowane organy. Rośliny przerabiają proste cząsteczki dwutlenku węgla i wody na złożone cząsteczki węglowodanów. W tych procesach zwiększa się uporządkowanie materii i entropia maleje. Ale niemożliwe by to było bez dopływu energii słonecznej.

Obliczenie wartości entropii układu termodynamicznego ze wzoru (1) jest bardzo trudne, bo nieznana jest liczba sposobów W , na jakie makroskopowy stan termodynamiczny układu może być zrealizowany poprzez stany mikroskopowe. Można natomiast łatwo wyznaczyć zmianę entropii ΔS . Zmiana entropii ΔS podczas **procesu kwazistatycznego** zachodzącego w temperaturze T wynosi:

$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T} \quad (3)$$

gdzie ΔQ to ciepło wymienione przez układ z otoczeniem.

Gdy układ pobiera ciepło ($\Delta Q > 0$), zmiana entropii $\Delta S > 0$, czyli entropia układu zwiększa się. Doprowadzenie ciepła do układu powoduje zwiększenie intensywności ruchu cieplnego cząsteczek i stopień nieuporządkowania układu rośnie. Natomiast odebranie energii cieplnej od układu prowadzi do zmniejszenia entropii.

Przykład

Obliczmy zmianę entropii podczas topnienia kawałka lodu o masie $m = 0,1 \text{ kg}$ i temperaturze 0°C w otoczeniu o temperaturze 7°C . Zakładamy, że zmiana temperatury otoczenia jest podczas tego procesu zanedbywalnie mała (temperatura otoczenia jest stała). Ciepło topnienia lodu wynosi $c_t = 334000 \frac{\text{J}}{\text{kg}}$, a topnienie zachodzi w stałej temperaturze $T_0 = 273 \text{ K}$.

Zmiana entropii lodu jest dodatnia, bo lód pobiera ciepło:

$$\Delta S_{\text{lodu}} = \frac{m \cdot c_t}{T_0} = \frac{0,1 \text{ kg} \cdot 334000 \frac{\text{J}}{\text{kg}}}{273 \text{ K}} = 122,3 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

Zmiana entropii otoczenia jest ujemna, bo otoczenie oddaje tyle ciepła, ile pobrał lód:

$$\Delta S_{\text{otoczenia}} = \frac{-m \cdot c_t}{T} = \frac{-0,1 \text{ kg} \cdot 334000 \frac{\text{J}}{\text{kg}}}{280 \text{ K}} = -119,3 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

Całkowita zmiana entropii wynosi:

$$\Delta S_{\text{lodu}} + \Delta S_{\text{otoczenia}} = 122,3 \frac{\text{J}}{\text{K}} - 119,3 \frac{\text{J}}{\text{K}} = 3 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

W procesie topnienia lodu entropia układu składającego się z lodu i otoczenia zwiększyła się o $3 \frac{\text{J}}{\text{K}}$.

Słowniczek

prawdopodobieństwo

(*ang.: probability*) w matematycznej teorii prawdopodobieństwa miara częstości tego zdarzenia równa stosunkowi liczby zdarzeń elementarnych sprzyjających danemu zdarzeniu do liczby wszystkich możliwych zdarzeń elementarnych.

stan makroskopowy (makrostan)

(*ang.: macrostate*) stan układu opisany przy użyciu zmiennych makroskopowych (np. ciśnienie, objętość, temperatura).

stan mikroskopowy (mikrostan)

(*ang.: microstate*) stan układu opisany za pomocą stanów wszystkich elementów składających się na ten układ (np. cząsteczek czy atomów).

układ termodynamiczny izolowany

(*ang.: isolated thermodynamic system*) układ, który nie może wymieniać z otoczeniem ani materii, ani energii.

proces kwazistatyczny

(*ang.: quasi-static process*) przemiana termodynamiczna, którą można traktować jako ciąg stanów nieskończenie bliskich stanowi równowagi, między którymi zachodzi nieskończenie mała zmiana parametrów układu.

Film (standardowy)

Entropia dla zainteresowanych

Obejrzyj film wyjaśniający pojęcie entropii, a następnie wykonaj polecenia.

Polecenie 1

Wybierz prawidłowe zakończenie zdania:

Układ termodynamiczny izolowany adiabatycznie dąży do stanu równowagi, w którym

☐ entropia jest maksymalna.

☐ entropia jest minimalna.

☐ energia wewnętrzna jest maksymalna.

☐ energia wewnętrzna jest minimalna.

Polecenie 2

Uzupełnij zdanie:

Układ termodynamiczny izolowany adiabatycznie dąży do stanu równowagi, który jest

najbardziej ☐

najmniej ☐

prawdopodobny.

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Uzupełnij zdanie:

Entropia jest tym większa, im / jest stopień uporządkowania układu.

Ćwiczenie 2



Uzupełnij zdanie:

Rozpraszanie energii kinetycznej toczącej się piłki na skutek działania siły tarcia jest procesem / i związanym ze / entropii.

Ćwiczenie 3



Wybierz wszystkie prawdziwe stwierdzenia:

☐

Entropia jest tym większa, im większe jest prawdopodobieństwo danego stanu układu.

☐

Entropia jest tym większa, im mniejsze jest prawdopodobieństwo danego stanu układu.

☐

Entropia jest funkcją stanu.

☐

Prawo wzrostu entropii mówi, że entropia wzrasta w każdym procesie zachodzącym w każdym układzie.

☐

Prawo wzrostu entropii mówi, że entropia wzrasta w procesach spontanicznych zachodzących w układzie izolowanym.

Ćwiczenie 4

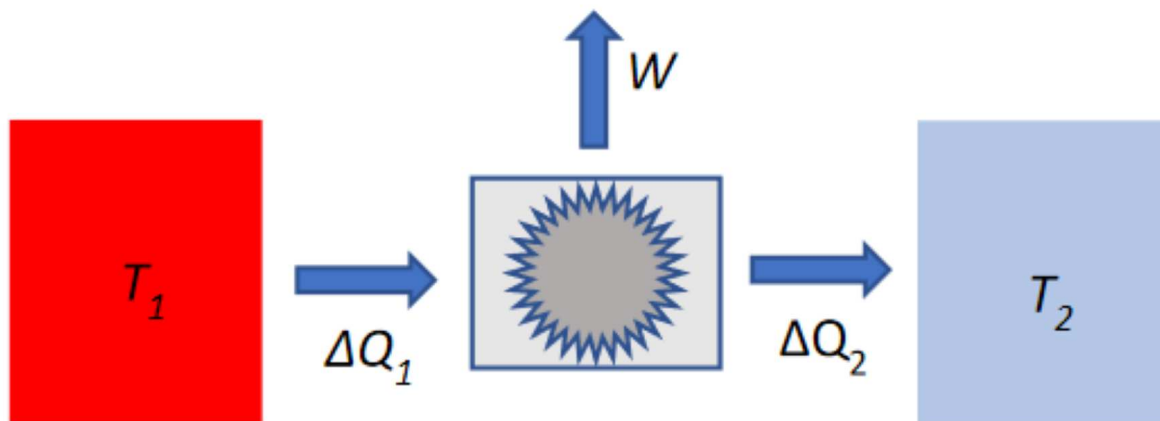


W pudełku znajduje się 10 kulek. Podczas potrząsania pudełkiem kulki przypadkowo wpadają do dwóch połówek pudełka. Jakie jest prawdopodobieństwo, że wszystkie kulki znajdą się w lewej połowie pudełka? Czy entropia układu będzie w takiej sytuacji maksymalna, czy minimalna?

Ćwiczenie 5



Oblicz zmianę entropii podczas jednego cyklu pracy silnika cieplnego, czyli urządzenia, które pobiera ciepło ΔQ_1 z grzejnika o temperaturze T_1 , wykonuje pracę W , a część pobranego ciepła ΔQ_2 oddaje do chłodnicy o temperaturze T_2 (rysunek).



Ćwiczenie 6



Wykorzystaj rozwiązanie poprzedniego zadania i wyjaśnij, dlaczego prawo wzrostu entropii nie pozwala skonstruować perpetuum mobile drugiego rodzaju, czyli silnika cieplnego, który w całości zamienia ciepło na pracę.

Ćwiczenie 7



W pojemniku izolowanym adiabatycznie umieszczono dwa ciała o różnych temperaturach T_1 i T_2 , przy czym $T_1 > T_2$. Wykaż, że przekazywanie ciepła między ciałami i wyrównywanie temperatur powoduje wzrost entropii układu.

Ćwiczenie 8



W przykładzie w rozdziale "Przeczytaj" wykazaliśmy, że całkowita entropia układu zwiększyła się, gdy kawałek lodu stopił się kosztem ciepła pobranego z otoczenia. Wyobraź sobie, że w nocy temperatura otoczenia obniżyła się do $T = -10^{\circ}\text{C}$ i woda, która powstała z lodu, znów zamarzła.

Oblicz zmianę całkowitej entropii układu składającego się z wody o masie $m = 0,1 \text{ kg}$ i temperaturze 0°C oraz otoczenia o stałej temperaturze $T = -10^{\circ}\text{C}$ w procesie krzepnięcia wody. Ciepło topnienia lodu $c_t = 334\,000 \text{ J/kg}$.

Odpowiedź:

W procesie zamarzania wody entropia układu składającego się z lodu i otoczenia zwiększyła się o $\frac{\text{J}}{\text{K}}$.

Dla nauczyciela

Imię i nazwisko autora:	Krystyna Wosińska
Przedmiot:	Fizyka
Temat zajęć:	Entropia
Grupa docelowa:	III etap edukacyjny, liceum, technikum, zakres rozszerzony
Podstawa programowa:	Cele kształcenia – wymagania ogólne: I. Wykorzystanie pojęć i wielkości fizycznych do opisu zjawisk oraz wskazywanie ich przykładów w otaczającej rzeczywistości. II. Rozwiązywanie problemów z wykorzystaniem praw i zależności fizycznych. Zakres rozszerzony Treści nauczania – wymagania szczegółowe I. Wymagania przekrojowe. Uczeń: 7) wyodrębnia z tekstów, tabel, diagramów lub wykresów, rysunków schematycznych lub blokowych informacje kluczowe dla opisywanego zjawiska bądź problemu; przedstawia te informacje w różnych postaciach; 19) wyodrębnia zjawisko z kontekstu, nazywa je oraz wskazuje czynniki istotne i nieistotne dla jego przebiegu; VI. Termodynamika. Uczeń: 17) interpretuje drugą zasadę termodynamiki, podaje przykłady zjawisk odwracalnych i nieodwracalnych.
Kształtowane kompetencje kluczowe:	Zalecenie Parlamentu Europejskiego i Rady UE z 2018 r.: 1. kompetencje w zakresie rozumienia i tworzenia informacji, 2. kompetencje matematyczne oraz kompetencje w zakresie nauk przyrodniczych, technologii i inżynierii, 3. kompetencje cyfrowe, 4. kompetencje osobiste, społeczne i w zakresie umiejętności uczenia się.

Cele operacyjne:	Uczeń: • Poda definicję entropii. • Wyjaśni związek entropii z prawdopodobieństwem stanu układu. • Omówi prawo wzrostu entropii. • Przeanalizuje zmiany entropii w procesach termodynamicznych.
Strategie nauczania:	strategia eksperymentalno-obszernacyjna (dostrzeganie i definiowanie problem6w)
Metody nauczania:	wykład informacyjny, pokaz multimedialny, analiza pomysł6w
Formy zajęć:	praca w grupach; praca indywidualna
Środki dydaktyczne:	komputer z rzutnikiem lub tablety do dyspozycji każdego ucznia
Materiały pomocnicze:	e-materiały: „Na czym polegają zjawiska odwracalne i nieodwracalne?”, „Entropia”, „Jak zinterpretować II zasadę termodynamiki?”
PRZEBIEG LEKCJI	
Faza wprowadzająca	
• Wprowadzenie zgodnie z treścią w części pierwszej „Czy to nie ciekawe?”. • Odwołanie do wiedzy uczniów o procesach nieodwracalnych.	
Faza realizacyjna	
Uczniowie podają przykłady proces6w nieodwracalnych. Następnie nauczyciel wyjaśnia, że nieodwracalność proces6w termodynamicznych związana jest z korpuskularną budową materii. Nauczyciel wprowadza pojęcie entropii jako miary stanu uporządkowania oraz związek entropii z prawdopodobieństwem wystąpienia danego stanu układu. Uczniowie w dyskusji ustalają, jak ewoluuje nierównowagowy układ termodynamiczny: od stan6w mniej prawdopodobnych do stan6w bardziej prawdopodobnych i z pomocą nauczyciela formułują prawo wzrostu entropii w procesach spontanicznych. Uczniowie oglądają film i odpowiadają na pytania z nim związane.	
Faza podsumowująca	
Uczniowie w grupach rozwiązują zadania zestawu ćwiczeń.	
Praca domowa	
Zadania z zestawu ćwiczeń, których nie rozwiązano na lekcji.	

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania danego multimedium	Multimedium bazowe można wykorzystać na lekcji. Może też być wykorzystane przez uczniów po lekcji do powtórzenia i utrwalenia materiału. Celowe może też być polecenie, aby uczniowie obejrżeli film przed lekcją, co może pomóc w zrozumieniu zagadnień omawianych na lekcji. Jednak w tym wypadku należy film powtórnie obejrzeć na lekcji po wprowadzeniu pojęcia entropii i prawa wzrostu entropii, co pozwoli uczniom w pełni zrozumieć film.
---	---