



Reguła faz Gibbsa

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



Czy to nie ciekawe?

Substancja, którą widzisz na poniższym zdjęciu, to „suchy lód”, czyli dwutlenek węgla w stanie stałym o temperaturze $-78,5^{\circ}\text{C}$. Czy wiesz, że w warunkach normalnych zestalony dwutlenek węgla nie topi się - przechodząc w stan ciekły - tylko od razu sublimuje, czyli przechodzi w stan gazowy? Z życia codziennego zapewne wiesz, że woda zachowuje się zupełnie inaczej. Lód najpierw ulega stopieniu, a powstała z niego woda przechodzi w stan gazowy w znacznie wyższej temperaturze. Co sprawia, że te dwie substancje zachowują się w tak odmienny sposób?



Fot. a. Sublimacja zestalonego dwutlenku węgla (tzw. suchego lodu). Mgiełka ("opary") widoczne na zdjęciu to - kondensująca na zimnym (gazowym) CO_2 - woda z powietrza

Twoje cele

Dzięki temu materiałowi:

- dowiesz się, czym w opisie stanu termodynamicznego badanych układów są parametry niezależne,
- zrozumiesz, czym jest diagram fazowy substancji,
- dowiesz się, czym jest punkt potrójny i punkt krytyczny,
- poznasz regułę faz Gibbsa,
- posługując się diagramem fazowym, przeanalizujesz różne przemiany fazowe, które mogą zajść w badanych układach w wyniku zmiany temperatury i ciśnienia.

Przeczytaj

Warto przeczytać

W zadanych warunkach ciśnienia i temperatury, równowaga współistniejących, różnych faz substancji jest szczególną formą równowagi termodynamicznej. Przykładem takiego współistnienia jest mieszanina lodu (śniegu) i roztopionej wody, która wczesną wiosną uprzykrza nam życie (Rys. 1.). Kiedy i w jakich warunkach różne fazy substancji (np. wspomniany lód i woda w stanie ciekłym) mogą współistnieć obok siebie? Odpowiedź na to pytanie znajdziesz w tym materiale.



Rys. 1. Topniejący śnieg, z którego powstaje pośniegowe błoto, to zdrajca kierowców.

Źródło: dostępny w internecie: <https://pixabay.com/pl/photos/%C5%9Bnieg-pogoda-zima-przezi%C4%99bienie-439779/> [dostęp 6.06.2022]. <https://pixabay.com/pl/service/license/>.

Reguła faz Gibbsa

Reguła faz Gibbsa określa możliwą liczbę współistniejących ze sobą faz, gdy substancja jest w stanie równowagi termodynamicznej:

$$f = n - s + 2,$$

gdzie:

f – jest liczbą różnych **faz** (stanów skupienia) badanej substancji (np. różne fazy wody to: lód, para wodna i woda w stanie ciekłym),

n – to liczba składników, z jakich składa się ta substancja (np. dla wody $n=1$, ale już dla mosiądzu, będącego stopem miedzi i cynku, $n=2$), zaś

s – jest liczbą niezależnych parametrów zewnętrznych opisujących układ, tzn. takich, które można zmieniać bez zmiany liczby faz w równowadze (oznacza to, że jeśli badana substancja występuje w dwóch fazach, np. w postaci ciała stałego i cieczy, to po zmianie parametrów niezależnych nadal będzie złożona z dwóch faz).

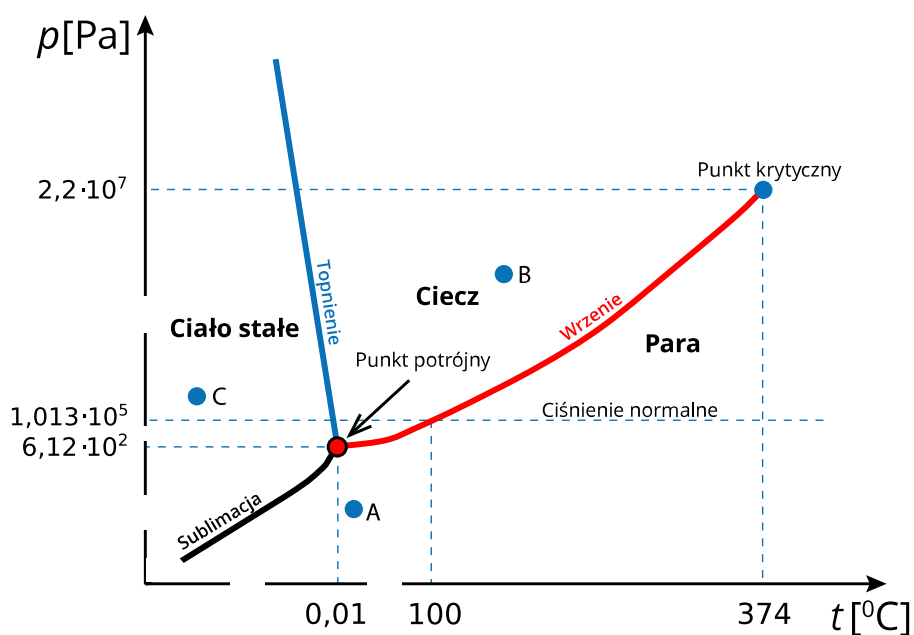
W naszych dalszych rozważaniach ograniczymy się do układów jednoskładnikowych, $n=1$, takich jak woda, czy dwutlenek węgla. W takich przypadkach reguła faz Gibbsa upraszcza się do postaci:

$$f = 3 - s.$$

Diagram fazowy wody

Problem współistnienia faz opisany regułą Gibbsa najłatwiej jest wytłumaczyć posługując się **diagramem fazowym** substancji jednoskładnikowej. Rys. 2. przedstawia diagram fazowy dla wody. Na poziomej osi tego diagramu odłożono temperaturę, a na pionowej – ciśnienie, dlatego każdy punkt na diagramie reprezentuje stan wody w określonych warunkach temperatury i ciśnienia. W zależności od tych warunków, woda może być w jednym z trzech stanów skupienia: w fazie stałej (jako lód), w fazie ciekłej (jako płynna woda) i w fazie gazowej (jako para wodna). Linie oddzielające od siebie różne stany skupienia noszą nazwę **krzywych współistnienia** (koegzystencji), przy czym krzywe wyróżnione na Rys. 2. mają przypisane dodatkowe nazwy, skojarzone ze zjawiskami, które towarzyszą ich przekraczaniu. I tak, kolejno:

- krzywa, która oddziela część diagramu odpowiadającą wodzie w postaci ciała stałego od części odpowiadającej wodzie w postaci cieczy, to **krzywa topnienia** lub **krzepnięcia** (podwójna nazwa tej krzywej podkreśla dwoisty charakter zjawisk, jakie towarzyszą jej przekraczaniu: gdy tę krzywą przekraczamy 'idąc' od fazy stałej, wtedy obserwujemy **zjawisko topnienia**, gdy zaś przekraczamy ją idąc od fazy ciekłej, wówczas jej przekraczaniu towarzyszy **krzepnięcie**),
- krzywa oddzielająca fazę ciekłą od gazowej to **krzywa wrzenia** lub **skraplania**, zaś
- krzywa oddzielająca fazę gazową od stałej to **krzywa sublimacji** lub **resublimacji**.
- Wymienione krzywe spotykają się w **punkcie potrójnym**, który na Rys. 2. jest zaznaczony czerwoną kropką.



Rys. 2. Diagram fazowy dla wody. Przerwy na osiach oznaczają pominięcie pewnego zakresu wartości. Dla lepszego unaocznienia charakteru krzywych współistnienia, które odpowiadają granicom faz, oś diagramu nie mają żadnej naturalnej skali.

Źródło: Politechnika Warszawska Wydział Fizyki, licencja: CC BY 4.0. <https://creativecommons.org/licenses/by/4.0/deed.pl>.

Na krzywych (zwanych też liniami) współistnienia leżą punkty charakteryzujące **stany równowagi dwóch faz**, odpowiednio: lodu i wody (na krzywej topnienia), wody i pary (na krzywej wrzenia) oraz lodu i pary (na krzywej sublimacji). Tylko (!) na tych krzywych (tzn. w warunkach zewnętrznych odpowiadających punktom, które leżą na tych krzywych), dwa różne stany skupienia wody mogą być równocześnie obserwowane w układzie. Jeśli w wyniku zmiany warunków zewnętrznych, stan układu zmienia się, np. przechodzimy z punktu A na diagramie fazowym do punktu C na tym diagramie, to musimy przekroczyć krzywą sublimacji rozdzielającą fazy: gazową i stałą. Przekroczenie tej krzywej oznacza zajście w układzie procesu **resublimacji** – stan skupienia wody zmienia się z gazowego (para wodna) na ciało stałe (lód). Tak naprawdę, każde przekroczenie linii współistnienia oznacza **przemianę fazową**, czyli zmianę stanu skupienia substancji. Istnienie krzywych koegzystencji wskazuje na to, że nawet niewielka zmiana temperatury lub ciśnienia może spowodować taką przemianę.

Reguła faz Gibbsa, a diagram fazowy

Wróćmy do reguły faz Gibbsa. Dla substancji jednoskładnikowych, takich jak woda, ma ona postać:

$$s = 3 - f.$$

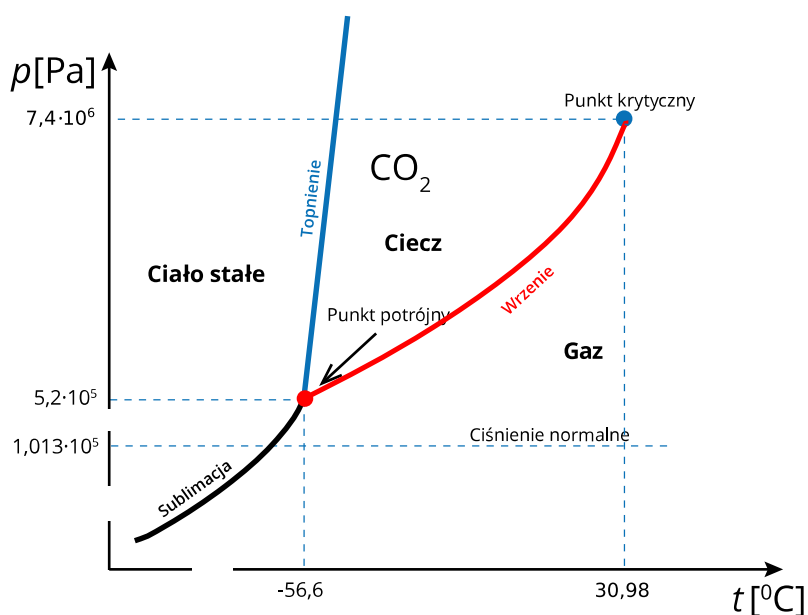
Z powyższej zależności można wnioskować, ile parametrów jest niezależnych w różnych stanach równowagi termodynamicznej. I tak:

1. Jeśli w zadanych warunkach zewnętrznych, w badanym układzie występuje tylko jedna faza, wówczas $f = 1$. Z reguły Gibbsa wnioskujemy, że w tej sytuacji liczba niezależnych parametrów termodynamicznych układu wynosi $s = 2$. W przypadku wody niezależne parametry to: ciśnienie i temperatura. Oznacza to, że z dowolnego punktu na diagramie, leżącego poza krzywymi współistnienia, można przesunąć się do innego punktu, czyli zmienić ciśnienie i temperaturę, przy czym układ nadal będzie w tym samym stanie skupienia (w tej samej fazie). Oczywiście zmiany temperatury i ciśnienia muszą zamykać się w pewnych granicach (tj. w granicach faz). Zmieniając niezależne parametry układu nie można przecinać krzywych współistnienia, na których mamy $f = 2$.
2. Jeśli układ zawiera dwie fazy w równowadze, $f = 2$, wówczas liczba jego niezależnych parametrów wynosi $s = 1$. Zgodnie z tym, co zostało powiedziane wcześniej, na diagramie fazowym wody, obszary równowagi dwóch faz to krzywe współistnienia. Z formalnego punktu widzenia krzywa jest obiektem jednowymiarowym (stąd $s = 1$). Jeśli zmienimy temperaturę układu i chcemy obserwować współistnienie dwóch faz (np. współistnienie wody i lodu, gdy poruszamy się wzdłuż krzywej topnienia), to musimy w kontrolowany sposób zmienić również ciśnienie układu, aby nie „spaść” z tej krzywej.
3. W końcu, jeśli układ zawiera trzy fazy w równowadze, $f = 3$, oznacza to, że liczba niezależnych parametrów układu wynosi $s = 0$. Na diagramie fazowym wody z taką sytuacją mamy do czynienia w punkcie potrójnym, w którym spotykają się wszystkie trzy krzywe współistnienia. W warunkach zewnętrznych, które odpowiadają temu punktowi, tj. $p = 612 \text{ Pa}$ i $t = 0,01^\circ \text{C}$, woda może być równocześnie obserwowana w postaci lodu, cieczy i pary wodnej.

Jeszcze o diagramach fazowych ...

Z diagramu fazowego można odczytać wiele cennych informacji dotyczących własności badanych substancji. Na przykład, z Rys. 2. wynika, że gdy ciśnienie jest mniejsze niż 612 Pa, lód, pobierając ciepło, nie topi się, tylko sublimuje (tj. przechodzi od razu do stanu gazowego). Nie obserwujemy tego w życiu codziennym, bo 612 Pa to wartość ciśnienia ponad 160 razy mniejsza od ciśnienia normalnego. Takie zjawisko zaobserwowaliby astronauta na Marsie, gdzie średnie ciśnienie atmosferyczne wynosi około 600 Pa. Na szczęście, by zaobserwować podobny efekt wcale nie musimy lecieć na Marsa. Popatrzmy na diagram fazowy dla dwutlenku węgla (Rys. 3.). Dla tej substancji punkt potrójny, tzn. punkt równowagi trzech faz, odpowiada ciśnieniu: $p = 5,2 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ i temperaturze: $t = -56,6^\circ \text{C}$. Ciśnienie tego punktu jest ponad 5 razy większe niż ciśnienie normalne. Dlatego w warunkach normalnych CO_2 nie występuje w stanie ciekłym. Gdy przy

normalnym ciśnieniu będziemy zwiększać temperaturę zestalonego dwutlenku węgla zaobserwujemy sublimację.



Rys. 3. Diagram fazowy dla dwutlenku węgla (por. Rys. 2.).

Źródło: Politechnika Warszawska Wydział Fizyki, licencja: CC BY 4.0. <https://creativecommons.org/licenses/by/4.0/deed.pl>.

Na przedstawionych diagramach fazowych wody i dwutlenku węgla jest jeszcze jeden szczególny punkt. Jest nim, zaznaczony na obydwu diagramach niebieską kropką, **punkt krytyczny**, którym kończy się krzywa wrzenia. Położenie punktu krytycznego, tak samo, jak położenie punktu potrójnego, jest cechą charakterystyczną diagramu fazowego określonej substancji. Punkt krytyczny odpowiada pewnej **temperaturze krytycznej**. Gazu o temperaturze wyższej niż krytyczna nie można skroplić. Po przekroczeniu punktu krytycznego mamy do czynienia z jedną fazą – gazową, a więc liczba niezależnych parametrów $s = 3 - 1 = 2$, czyli ciśnienie i temperatura są niezależne. Oznacza to, że zmiana żadnego z tych parametrów nie powoduje zmiany stanu skupienia substancji.

Słowniczek

Ciśnienie normalne

(ang.: *standard pressure*) – ciśnienie wynoszące 101 325 Pa (średnie ciśnienie atmosferyczne na poziomie morza).

Faza substancji

(ang.: *phase of matter*) – w omawianym tu, najprostszym przypadku – stan skupienia substancji jednorodnej lub części układu o określonych własnościach fizycznych i/lub chemicznych. Na diagramie fazowym, różne fazy (stany skupienia) oddzielone są tzw. krzywymi współistnienia (granicami faz), przy przekraczaniu których własności faz zmieniają się zwykle w sposób skokowy (następuje nieciągła przemiana fazowa). Te zmieniające się skokowo własności to np. gęstość, stężenie, magnetyzacja itp.

Krzepnięcie

(ang.: *freezing*) – proces przechodzenia ciała ze stanu ciekłego w stan stały.

Stan równowagi termodynamicznej

(ang.: *state of thermodynamic equilibrium*)– stan, w którym nie zmieniają się (w czasie) parametry układu.

Sublimacja

(ang.: *sublimation*) – przemiana fazowa polegająca na bezpośrednim przejściu ze stanu stałego w stan gazowy z pominięciem stanu ciekłego. Zjawisko odwrotne do sublimacji to resublimacja.

Topnienie

(ang.: *melting*) – przemiana fazowa polegająca na przejściu substancji ze stanu stałego w stan ciekły. Zjawisko topnienia ściśle wiąże się ze zjawiskiem krzepnięcia.

Warunki normalne

(ang.: *standard conditions, NTP conditions*) - warunki, w których ciśnienie jest równe 101 325 Pa = 1013,25 hPa, a temperatura równa 273,15 K, czyli 0 °C.

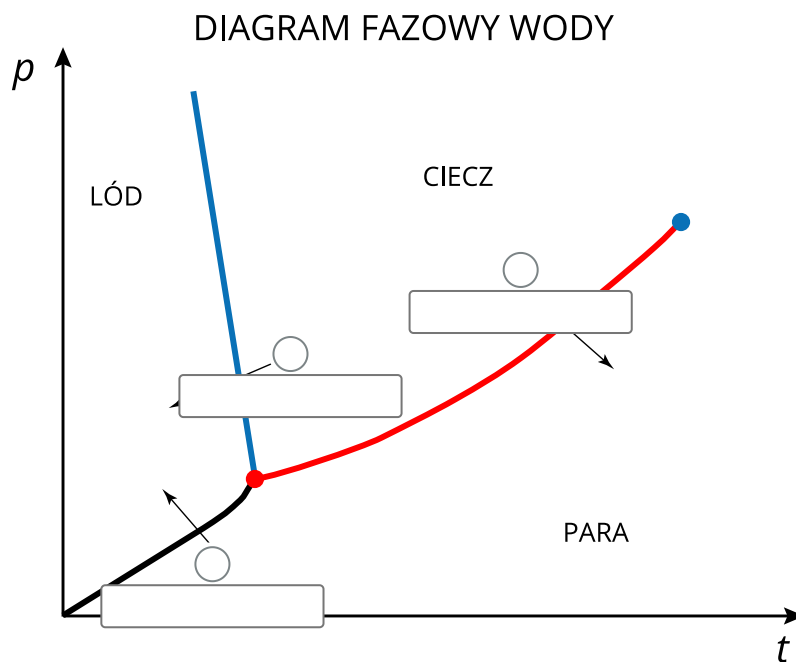
Film samouczek

Reguła faz Gibbsa

Obejrzyj film samouczek, z którego dowiesz się, jakie informacje nt. termodynamicznych własności substancji można uzyskać analizując jej diagram fazowy.

Ćwiczenie 1

W odpowiednie miejsca na diagramie fazowym wody wstaw nazwy prawidłowych przemian fazowych, które towarzyszą przekraczaniu krzywych współistnienia faz:



wrzenie

sublimacja

topnienie

krzepnięcie

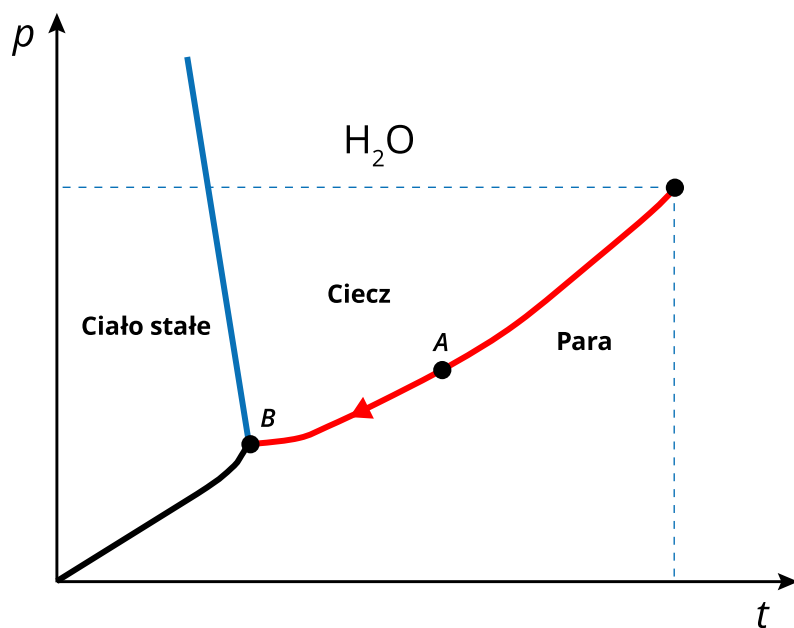
resublimacja

skraplanie

parowanie

Ćwiczenie 2

Na diagramie fazowym wody zaznaczono punkty A i B. Układ przeszedł od stanu A do stanu B. Opisz przemiany, jakie doprowadziły do zmiany stanu układu. Jakie fazy zawierał układ w stanie A i w stanie B? Ile jest parametrów niezależnych w stanie A, a ile w stanie B? Wpisz swoją odpowiedź w przygotowaną ramkę a następnie porównaj ją z odpowiedzią wzorcową.



Sprawdź się

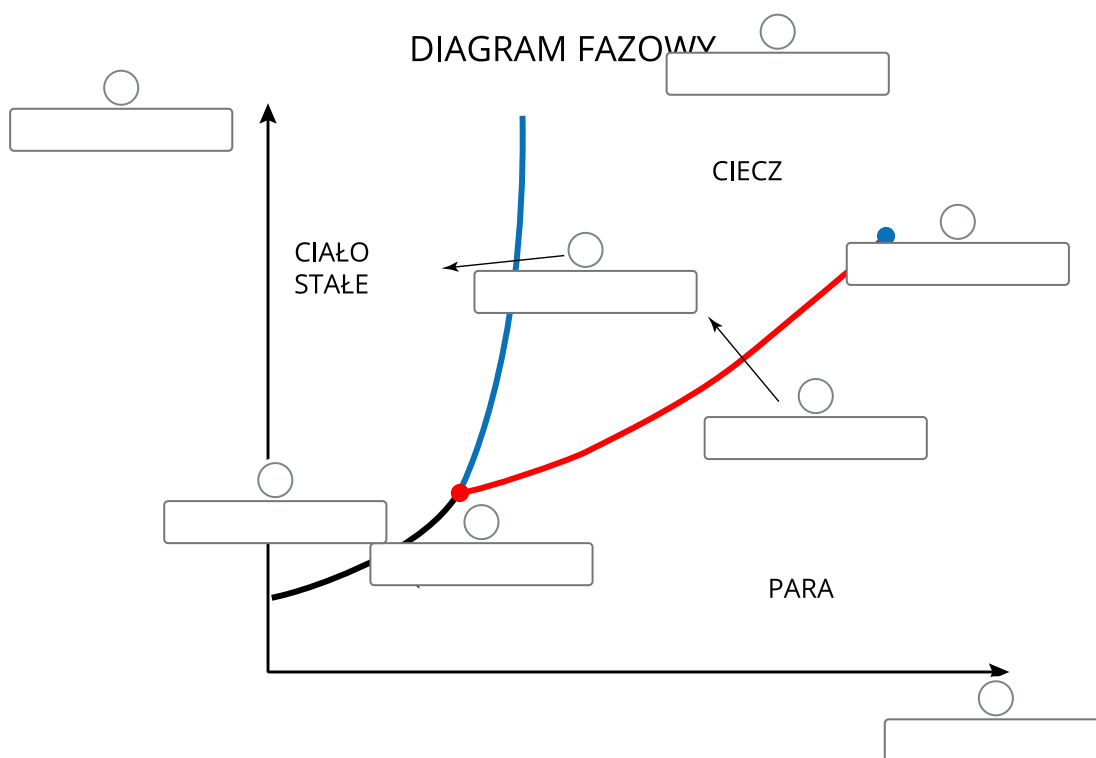
Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Wstaw właściwy tekst w odpowiednie miejsca na poniższym rysunku. W szczególności:

- 1) Rozszyfruj, jaką substancję (H_2O , czy CO_2) opisuje przedstawiony diagram fazowy.
- 2) Podpisz osie tego diagramu.
- 3) Nazwij oznaczone strzałkami procesy termodynamiczne.
- 4) Przypisz właściwe nazwy charakterystycznym punktom tego wykresu.



topnienie

punkt szczególny

temperatura

skraplanie

ciśnienie

gęstość

CO_2

punkt krytyczny

punkt przecięcia

punkt potrójny

parowanie

sublimacja

objętość

H_2O

krzepnięcie

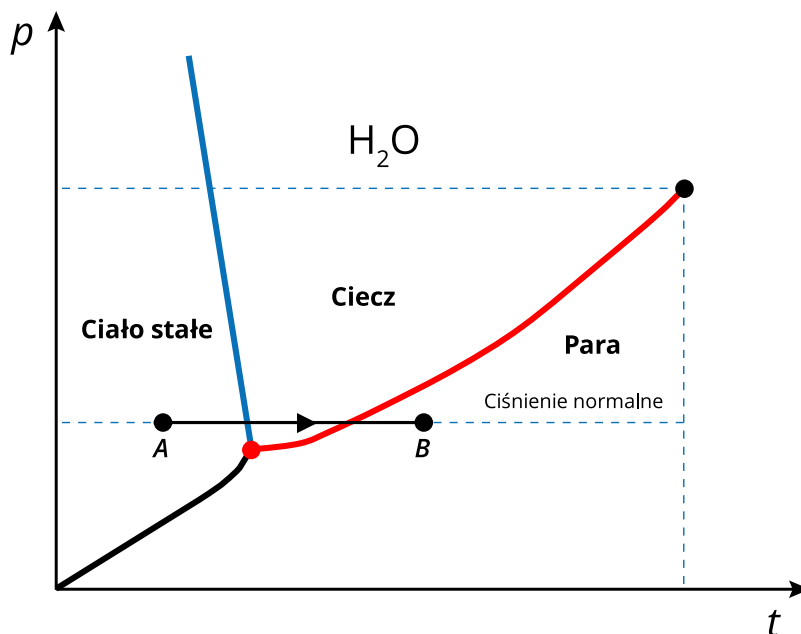
resublimacja

Ćwiczenie 6



Na diagramie fazowym wody zaznaczono punkty A i B odpowiadające stanom o jednakowym ciśnieniu $1,013 \cdot 10^5$ Pa i o temperaturach -20°C i 120°C . Układ przeszedł od stanu A do stanu B. Opisz przemiany, jakie doprowadziły do zmiany stanu układu. Jaki był stan skupienia wody w stanie A, a jaki w stanie B?

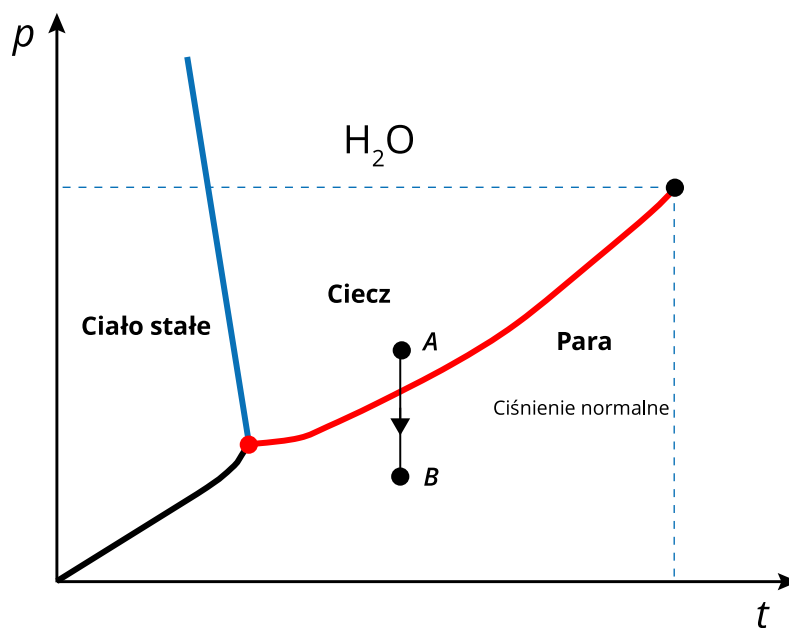
Wpisz swoją odpowiedź w przygotowaną ramkę, a następnie porównaj ją z odpowiedzią wzorcową.



Ćwiczenie 7



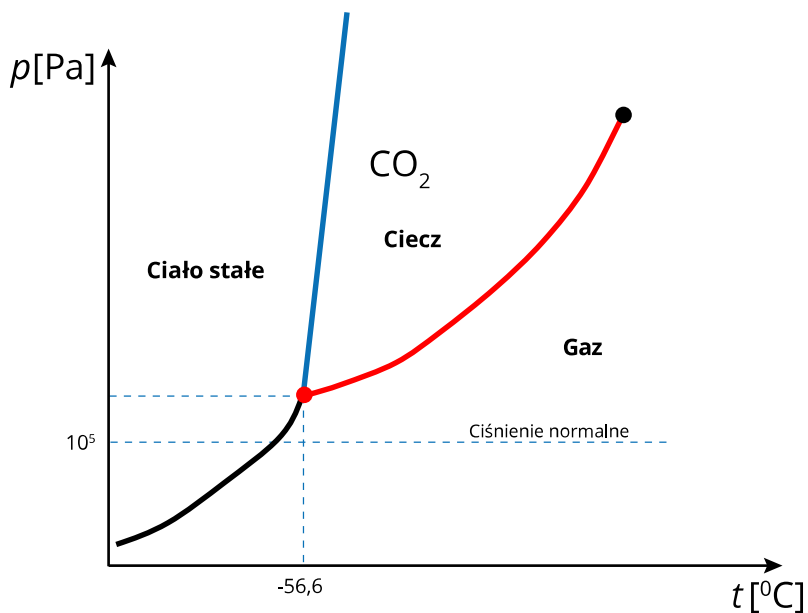
Na diagramie fazowym wody zaznaczono punkty A i B odpowiadające stanom o jednakowej temperaturze i o różnych ciśnieniach. Układ przeszedł od stanu A do stanu B. Opisz przemiany, jakie doprowadziły do zmiany stanu układu. Jaki był stan skupienia wody w stanie A, a jaki w stanie B? Wpisz swoje odpowiedzi w przygotowaną ramkę, a następnie porównaj ją z odpowiedzią wzorcową.



Ćwiczenie 8



Dwutlenek węgla o temperaturze 20°C i ciśnieniu normalnym zamknięto w butli i przy stałym ciśnieniu oziębiano, aż do otrzymania dwutlenku węgla w stanie stałym. Zaznacz na wykresie fazowym punkty początkowy i końcowy tej przemiany. Jaka przemiana fazowa w tym układzie zaszła? Wpisz swoją odpowiedź w przygotowaną ramkę, a następnie porównaj ją z odpowiedzią wzorcową.



Dla nauczyciela

Scenariusz lekcji

Imię i nazwisko autora:	Krystyna Wosińska
Przedmiot:	Fizyka
Temat zajęć:	Reguła faz Gibbsa
Grupa docelowa:	III etap edukacyjny, liceum, technikum, zakres rozszerzony
Podstawa programowa:	<p>Cele kształcenia – wymagania ogólne</p> <p>II. Rozwiązywanie problemów z wykorzystaniem praw i zależności fizycznych.</p> <p>Zakres rozszerzony</p> <p>Treści nauczania – wymagania szczegółowe</p> <p>I. Wymagania przekrojowe. Uczeń:</p> <p>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.</p> <p>VI. Termodynamika. Uczeń:</p> <p>4) opisuje przykłady współistnienia substancji w różnych fazach w stanie równowagi termodynamicznej.</p>
Kształtowane kompetencje kluczowe:	<p>Zalecenie Parlamentu Europejskiego i Rady UE z 2018 r.:</p> <ul style="list-style-type: none">• 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:	<p>Uczeń:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. streszcza regułę faz Gibbsa, 2. wyjaśnia, czym są parametry niezależne, 3. analizuje diagram fazowy substancji jednoskładnikowych, 4. wyjaśnia, czym są krzywe współistnienia faz na diagramie fazowym, oraz punkty: potrójny i krytyczny, 5. porównuje diagramy fazowe różnych substancji, 6. posługując się diagramem fazowym, rozróżnia przemiany fazowe, jakie mogą zajść w substancjach jednoskładnikowych pod wpływem zmiany ciśnienia i temperatury.
Strategie nauczania:	strategia eksperymentalno-obszernyjna (dostrzeganie i definiowanie problemów)
Metody nauczania:	<ul style="list-style-type: none"> - wykład informacyjny, - pokaz multimedialny, - analiza pomysłów.
Formy zajęć:	<ul style="list-style-type: none"> - praca w grupach, - praca indywidualna.
Środki dydaktyczne:	komputer z rzutnikiem lub tablety do dyspozycji każdego ucznia.
Materiały pomocnicze:	e-materiały: „Jak definiuje się układ termodynamiczny?“, „Na czym polega stan równowagi termodynamicznej?“, „Jak definiujemy przemianę fazową?“, „Warunki równowagi układu termodynamicznego“.
PRZEBIEG LEKCJI	
Faza wprowadzająca:	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Wprowadzenie zgodnie z treścią w części pierwszej „Czy to nie ciekawe?” 2. Odwołanie do wiedzy uczniów o przemianach fazowych. 	
Faza realizacyjna:	

Nauczyciel zapoznaje uczniów z regułą faz Gibbsa, tłumacząc, czym są parametry niezależne. Uczniowie podają przykłady układów, które zawierają dwie fazy w równowadze.

Nauczyciel zapoznaje uczniów z diagramem fazowym, objaśniając jakie stany skupienia odpowiadają poszczególnym obszarom diagramu.

Uczniowie zgłaszają pomysły, jak interpretować różne przemiany wskazywane przez nauczyciela na diagramie. Uczniowie pod kierunkiem nauczyciela obliczają liczbę niezależnych parametrów w różnych stanach równowagi, a następnie oglądają film-samouczek.

Faza podsumowująca:

Uczniowie rozwiązują w grupach polecenia aktywizujące umieszczone pod filmem-samouczkiem.

Praca domowa:

Zadania z zestawu ćwiczeń, obowiązkowo zadania 1 – 5, do wyboru jedno z zadań 6 – 8 w celu powtórzenia i utrwalenia wiadomości zdobytych na lekcji.

**Wskazówki
metodyczne
opisujące różne
zastosowania danego
multimedium:**

Film samouczek może być wykorzystany przez uczniów po lekcji do powtórzenia i utrwalenia materiału.