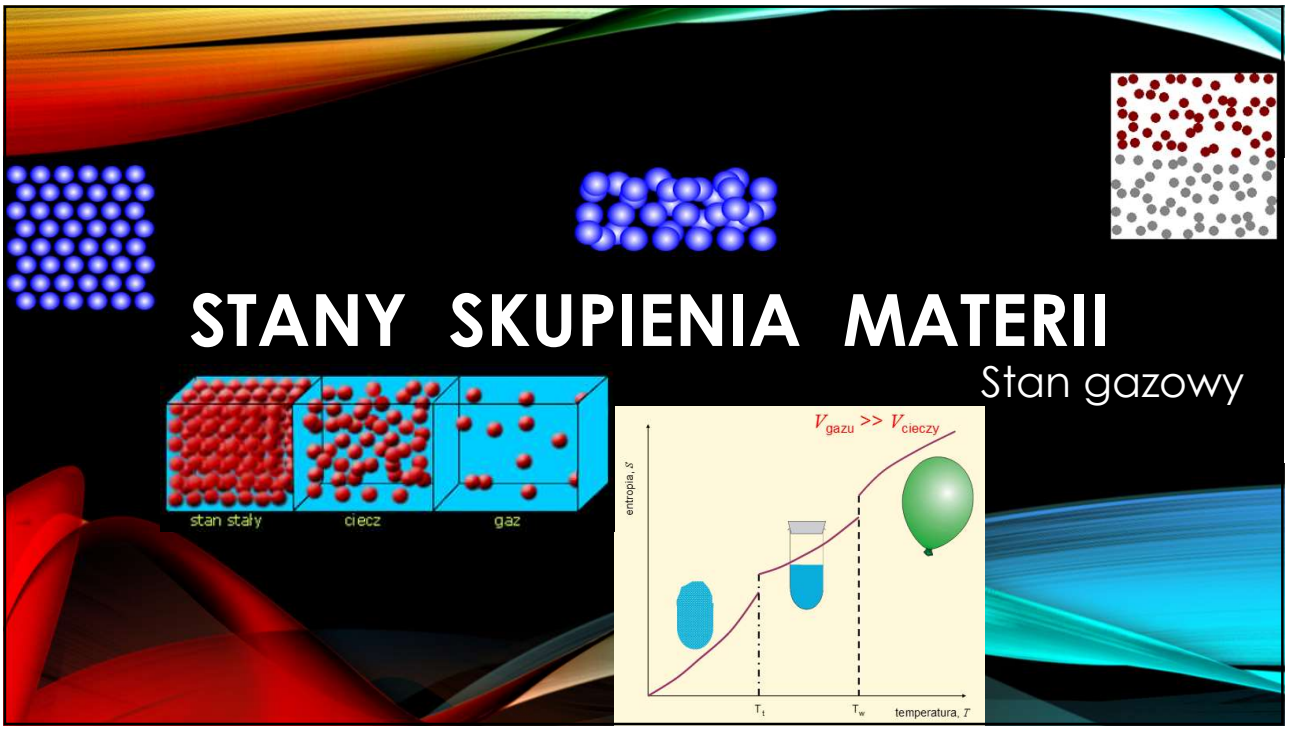
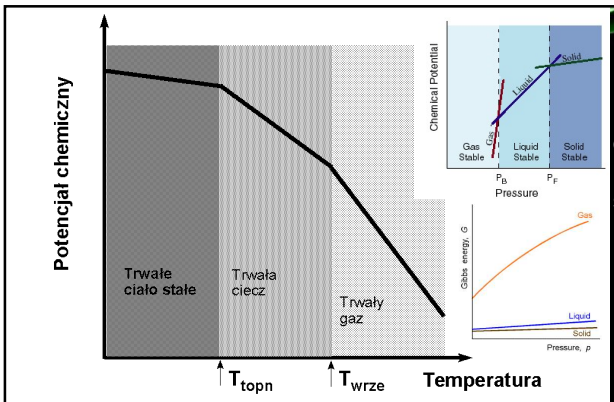


1



Zależność potencjału chemicznego od temp. dla faz: stałej, ciekłej i gazowej

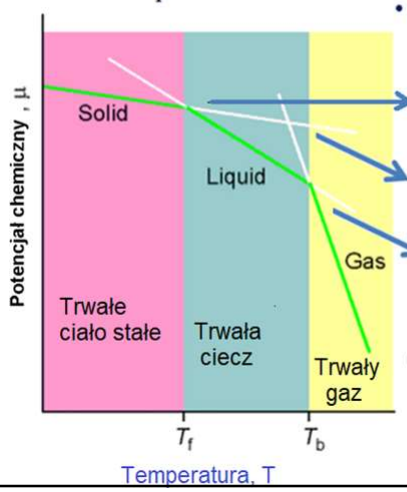
Stan skupienia substancji jednoskładnikowej (czystej) jest określony przez ciśnienie i temperaturę. W danych warunkach substancja jednoskładnikowa przyjmuje taki stan, który będzie najbardziej trwały. Pod względem termodynamicznym oznacza to, że układ osiąga minimum entalpii swobodnej, co w przypadku substancji jednoskładnikowych jest tożsame z minimum potencjału chemicznego.

Układy jednoskładnikowe mogą zawierać 1,2 lub maksymalnie 3 fazy. Wyróżnia się zazwyczaj trzy stany skupienia: stały, ciekły i gazowy, ale jest także stan ciekłokrystaliczny (wykazuje zdolność do płynięcia z zachowaniem uporządkowania cząstek jak w krysztale) oraz stan nadkrytyczny (gdzie nie istnieje granica pomiędzy fazą ciekłą i gazową).
Samorzutne przejście z jednego stanu skupienia w drugi, czyli przemiana fazowa zachodzi w warunkach określonego ciśnienia w charakterystycznej dla danej substancji temperaturze.

2

Co decyduje o trwałości fazy dla określonego ciśnienia i temperatury?

$$\left(\frac{\partial \mu}{\partial T}\right)_p = -\bar{S}$$

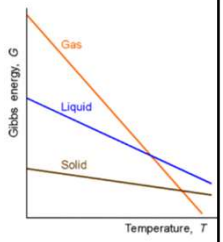


- Przy p = const, potencjał chemiczny składnika $\mu(T)$ maleje ze wzrostem temperatury.
- W danej temperaturze T, trwała jest ta faza, w której potencjał chemiczny składnika jest najmniejszy.

W temperaturze topnienia/krzepnięcia ustala się stan równowagi pomiędzy ciałem stałym i cieczą $\mu_{cs} = \mu_c$.

W temperaturze sublimacji/resublimacji ustala się stan równowagi pomiędzy ciałem stałym a gazem $\mu_{cs} = \mu_g$.

W temperaturze parowania/skraplania ustala się stan równowagi pomiędzy cieczą a gazem $\mu_c = \mu_g$.



- Punkty przecięcia zależności $\mu_i(T)$ wyznaczają temperatury przemian fazowych czystego składnika pod określonym ciśnieniem p.

3

REGUŁA FAZ

„Czyste substancje nie mogą występować jednocześnie w więcej niż 3 fazach"

Do opisu równowag fazowych w układzie jednoskładnikowym wystarczy znajomość temperatury i ciśnienia. W układach wieloskładnikowych należy także uwzględnić zmiany stężenia składników w poszczególnych fazach. Korzystając z reguły faz możemy określić zależność pomiędzy liczbą składników (n – *najmniejszą liczbę składników tworzących układ*) liczbą faz (f) oraz ilością stopni swobody (s- *liczba czynników, które możemy dowolnie zmieniać (p, T, C) zachowując przy tym stała liczbę faz*) :

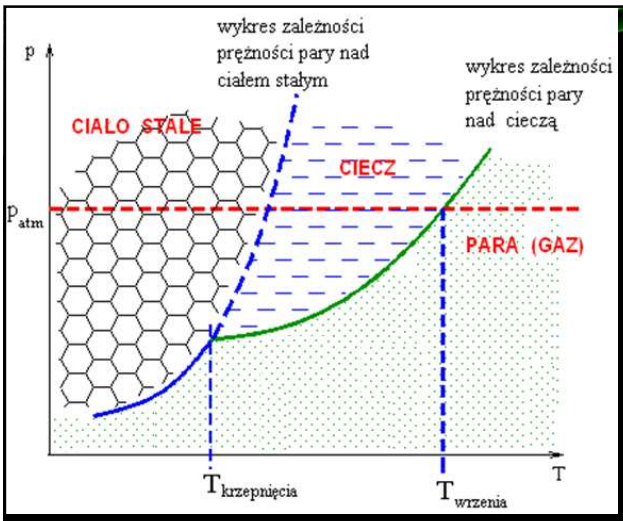
$$f + s = n + 2$$

$$s = n + 2 - f$$

(*J.W.W Gibbs, 1876 r.*)

Gaz, zarówno czysty jak i zawierający kilka składników stanowi jedną fazę, podobnie roztwór dwóch mieszających się cieczy. Dla układu jednoskładnikowego (np. wody), gdy występuje tylko jedna faza, możemy zmieniać zarówno ciśnienie jak i temperaturę (2 niezależne czynniki, s=2). Jeżeli gaz ulegnie częściowemu skropleniu pojawią się dwie fazy i wtedy aby nie zmieniać stanu równowagi (gaz-ciecz) można zmieniać już tylko jeden z czynników (s=1). *Aby w tym układzie współistniały obok siebie 3 fazy układ musi znajdować się w ściśle określonych warunkach ciśnienia i temperatury (s=0).*

4



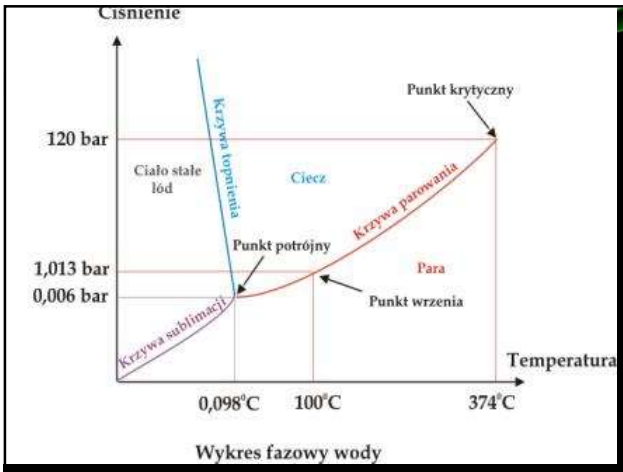
Wykres fazowy substancji można przyrównać do mapy, która pokazuje w jakich warunkach p i T dana faza jest termodynamicznie trwała.

Diagramy fazowe obrazują: obszary występowania poszczególnych faz, warunki, jakie muszą być spełnione, aby został zachowany stan równowagi, jak również wpływ parametrów układu na przejścia fazowe.

Linie ograniczające obszary trwałości faz nazywane **liniami równowagi** określają jakie wartości (p, T), muszą być spełnione, aby odpowiednie fazy mogły współistnieć obok siebie w stanie równowagi.

Obserwując próbkę substancji zamkniętą w naczyniu o stałej objętości, stwierdza się, że w danej temperaturze istnieje równowaga między fazą gazową tej substancji, a fazą ciekłą. Ciśnienie w tym punkcie równowagi, odniesione do określonej substancji, nazywa się **prężnością pary** tej substancji. Prężność pary substancji zwiększa się ze wzrostem temperatury.

5

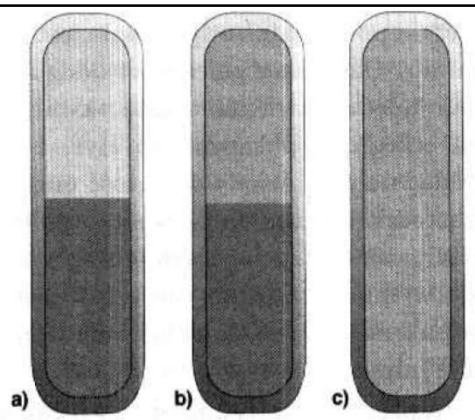


Wykres fazowy wody

Temperatura, w jakiej pod danym ciśnieniem współistnieją ze sobą 2 fazy w równowadze, nazywamy **temperaturą przejścia fazowego** (np.: topnienia, parowania). Istnieje również i taki zbiór warunków (temp. i ciśnienia), w których 3 różne fazy (stała, ciekła i gazowa) współistnieją w równowadze. Punkt, w którym spotykają się 3 linie równowagi faz nazywa się **punktem potrójnym.**

Proces polegający na przechodzeniu cząsteczek cieczy z jej swobodnej powierzchni do fazy gazowej nazywamy parowaniem cieczy. W stałej temperaturze ustala się równowaga pomiędzy cieczą, a jej parą (para nasycona). Gdy prężność pary zrównoważy ciśnienie zewnętrze dochodzi wówczas do wrzenia cieczy (parowania w całej objętości). Gdy ciecz będziemy ogrzewać w zamkniętym naczyniu wrzenie nie następuje, ale gęstość i prężność pary będą rosły, aż do osiągnięcia temperatury krytycznej. Powyżej temperatury krytycznej gęstości pary i cieczy zrównują się *i zanika powierzchnia rozdziału faz - zbiornik będzie wypełniał wtedy płyn nadkrytyczny, a prężność pary w temperaturze krytycznej będzie wyznaczać punkt krytyczny.*

6



Rys. 1.19. Gdy ogrzewa się ciecz w zamkniętym naczyniu, zwiększa się gęstość fazy gazowej, maleje zaś gęstość cieczy. W pewnym momencie gęstości obu faz zrównują się i zanika granica między nimi. Zachodzi to w temperaturze krytycznej. Doświadczenie takie wymaga jednak zbiornika o mocnych ścianach: temperatura krytyczna wody wynosi 374°C, a ciśnienie pary równa się wówczas 218 atm

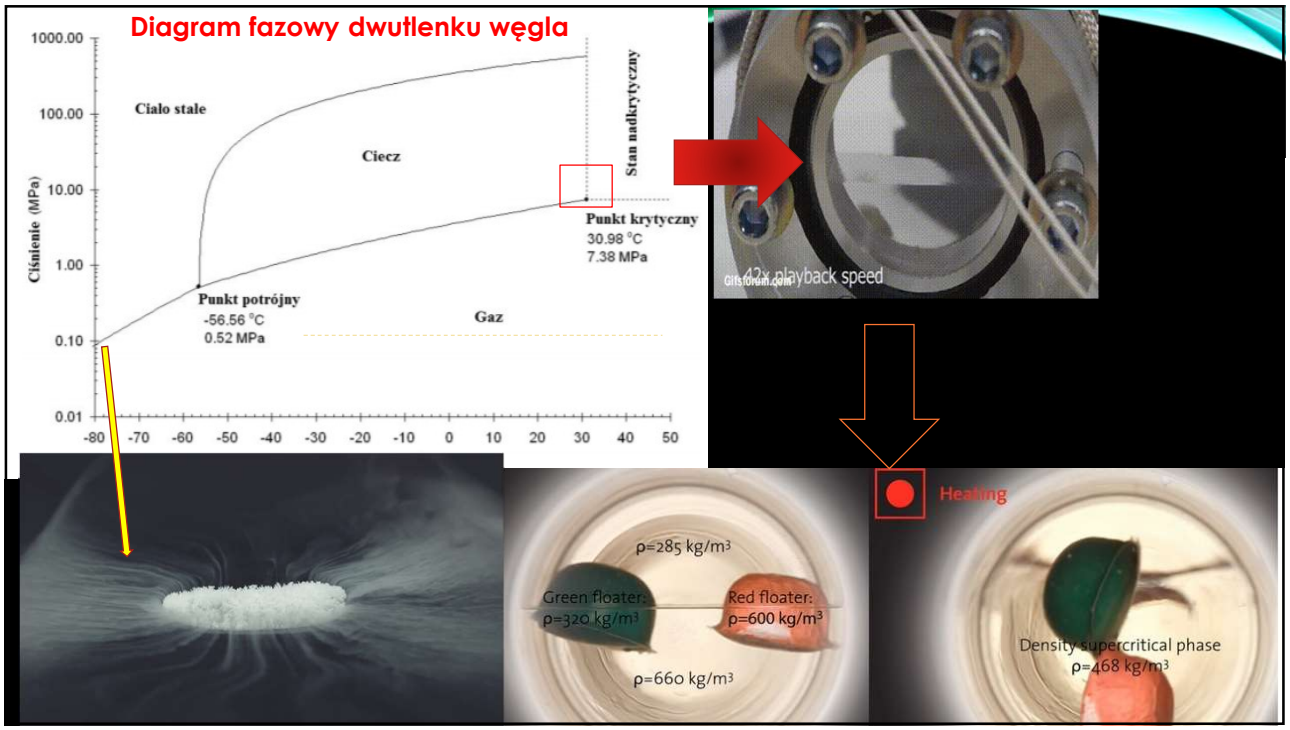
TEMPERATURA KRYTYCZNA

- temperatura, powyżej której zanika różnica gęstości między stanem gazowym a ciekłym danej substancji, a w związku z tym niemożliwe jest skroplenie gazu pomimo wzrostu ciśnienia.

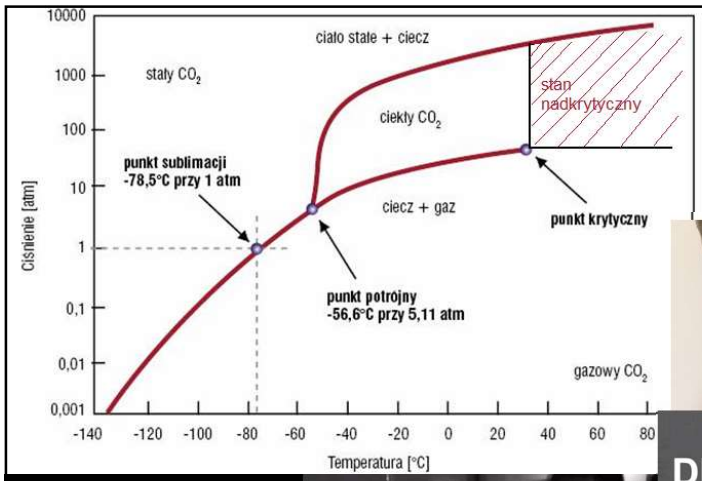
Niemożliwe jest skroplenie gazu (⇒ ciecz) przez jego sprężenie, o ile jego temperatura jest wyższa od temperatury krytycznej (T_k). Widać to na przykładzie azotu, który może istnieć w fazie ciekłej tylko w temp. niższej od 126 K (-147 ℃).

W wyniku silnego sprężenia gazu w temperaturze wyższej od T_k, uzyskamy płynną fazę, która nie stanowi prawdziwej cieczy (gęstość mniejsza od cieczy), ale nie jest również podobna do gazów (bo ma większą gęstość od gazu) i nazywana jest **fazą nadkrytyczną**.

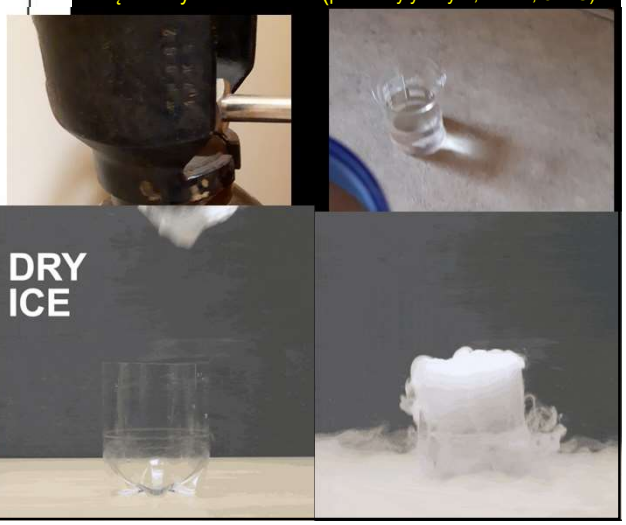
7



8



W temp. pokojowej CO_2 jest bezbarwnym i niepalnym gazem, cięższym od powietrza (ok. 1,5 x). Pod normalnym ciśnieniem przechodzi ze stanu stałego do gazowego z pominięciem fazy ciekłej w temp. −78,5 °C. Można go jednak skroplić pod zwiększonym ciśnieniem (punkt krytyczny 7,4 MPa, 31 °C)



9

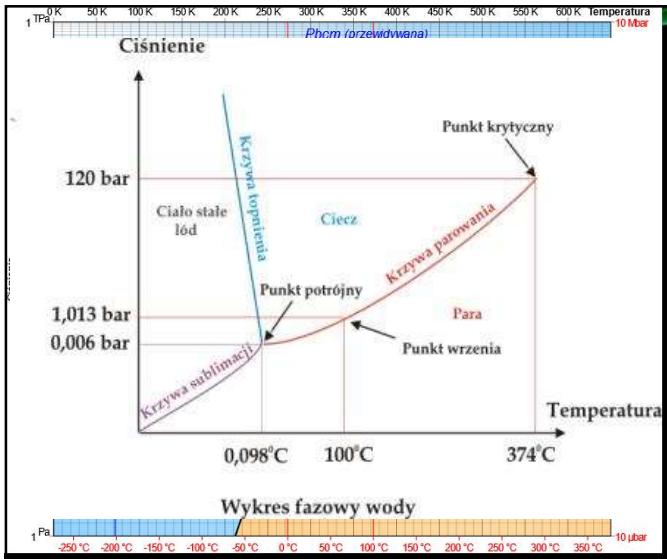


Diagram fazowy substancji ulegających podczas działania ciśnienia i temperatury przemianom polimorficznym, np. przejście siarki rombowej w jednoskośną lub grafitu w diament jest znacznie bardziej skomplikowany.

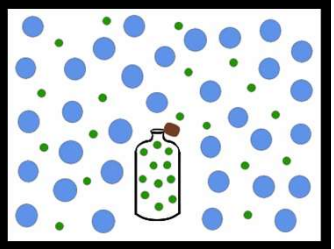
Również diagram fazowy wody, początkowo prosty komplikuje się przy wysokich wartościach ciśnienia, ze względu na 7 trwałych odmian polimorficznych lodu, różniących się od siebie ułożeniem w strukturze krystalograficznej cząsteczek wody. Niektóre z tych odmian, np. lód VII, występujący wyłącznie przy bardzo wysokich ciśnieniach (wyższych od 2,1 GPa), znacznie różni się od zwykłego lodu, np. topi się w temp. 373 K.

Dla każdej z tych odmian tworzą się dodatkowe (zaznaczone na wykresie punkty potrójne), w których występują obok siebie w równowadze poszczególne odmiany lodu. Lód VII ma znane punkty potrójne z ciekłą wodą i lodem VI (355 K, 2,216 GPa), lodem VI i lodem VIII (5 °C, 2,1 GPa).

10

STAN GAZOWY

***Stan gazowy** jest stanem skupienia materii, w którym łatwo dochodzi do zmiany kształtu, a cząsteczki zajmują całą dostępną im przestrzeń. Znajdują się one przy tym w ciągłym, chaotycznym ruchu (brak jakiegokolwiek uporządkowania), a ich zderzenia są sprężyste.* Samorzutne rozprzestrzenianie się cząsteczek wywołane nieustannym ruchem molekularno-kinetycznym nazywamy **dyfuzją**.

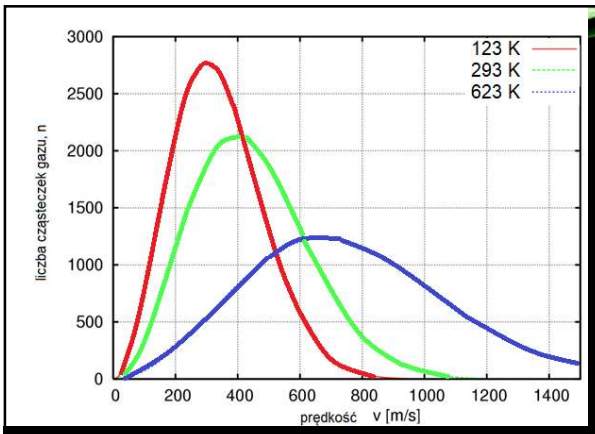


Analogiczne zjawisko polegające na wypływie cząstek gazu ze zbiornika wąski otwór nazywamy **efuzją**.

$$\frac{u_1}{u_2} = \frac{t_1}{t_2} = \frac{\sqrt{d_2}}{\sqrt{d_1}} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_2}}$$

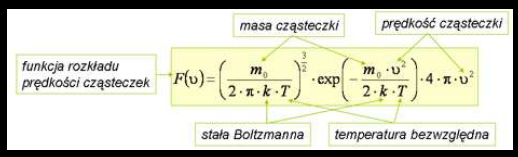
Szybkość dyfuzji i efuzji gazów w stałej temperaturze i przy stałej różnicy ciśnień zależy od szybkości ruchu cząsteczek, a więc od gęstości gazów i przebiega według prawa dyfuzji Grahama. Jest ona odwrotnie proporcjonalna do pierwiastka kwadratowego z ich gęstości.

11



Kształt rozkładu Maxwella-Boltzmanna dla (1 mln) cząsteczek gazu (O_2) w zależności od temperatury.

Miarą intensywności ruchu postępowego cząsteczek gazu jest temperatura, która ze względu na fakt, że translacje są nieuporządkowane, pozwala jedynie określić średnią energię kinetyczną cząsteczki w danym układzie. Rozkład prędkości cząsteczek (frakcja cząsteczek o określonej energii translacji), nie uwzględniający kierunku ruchu a jedynie skalarną wartość prędkości, jest opisany rozkładem Maxwella. Dla niskich temperatur odpowiedni wykres jest stosunkowo wąskim pikiem, dla większych wartości staje się coraz szerszy, a jego maksimum przesuwa się w kierunku większych prędkości.

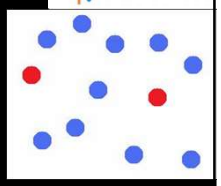


Różne gazy zachowują się podobnie, a stan fizyczny każdego gazu określają: ilość (mol), objętość (m^3), ciśnienie (Pa), temperatura (K).

12

W celu wytłumaczenia prawie jednakowego zachowania się różnych gazów, teoria kinetyczna wprowadziła pojęcie gazu doskonałego, przyjmując pewne założenia.

MODEL GAZU DOSKONAŁEGO



Założenia:

- Objętość cząsteczek gazu jest tak mała, że w przybliżeniu ich V ≈ 0 („punkt materialny")
- Cząsteczki gazu poruszają się stale i bezładnie (chaotycznie) po torach prostoliniowych (żaden kierunek nie jest wyróżniony) zderzając się ze sobą i ściankami naczynia, w którym się znajdują
- Zderzenia cząsteczek są całkowicie sprężyste, a zderzenia ze ściankami zbiornika są przyczyną ciśnienia wywieranego przez gaz na ścianki.
- Cząsteczki nie oddziałują ze sobą – nie odpychają się i nie przyciągają.
- Miarą średniej energii translacji (kinetycznej) cząsteczek gazu jest temperatura (wyrażona w Kelvinach).

13

RÓWNANIE STANU GAZU DOSKONAŁEGO

$$p\,V = n\,R\,T$$

równanie Clapeyrona

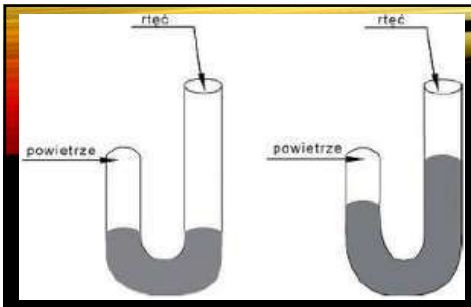
p – ciśnienie, Pa
V – objętość, m^3
n – liczba moli, mol
T – temperatura, K
R – wsp. proporcjonalności, stała gazowa 8,31 J/mol·K

Charakter zachowań gazu doskonałego w zależności od ciśnienia, temperatury i zajmowanej objętości opisują **prawa gazu doskonałego** (często nazywane krótko *prawami gazowymi*):

- prawo izotermy (prawo Boyle'a-Mariotta)
- prawo izobary (prawo Gay-Lussaca)
- prawo izochory (prawo Charlesa)

- $T=const \Rightarrow p=k/V$ - prawo Boyle'a
- $p=const \Rightarrow V=aT$ - prawo Gay-Lussaca
- $V=const \Rightarrow p=bT$ - prawo Charlesa

14

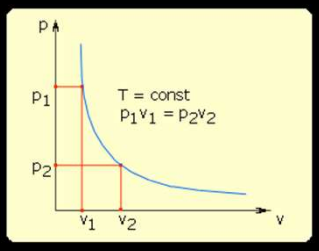


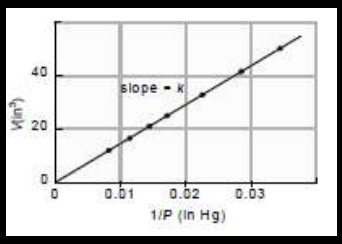
PRAWO BOYLA

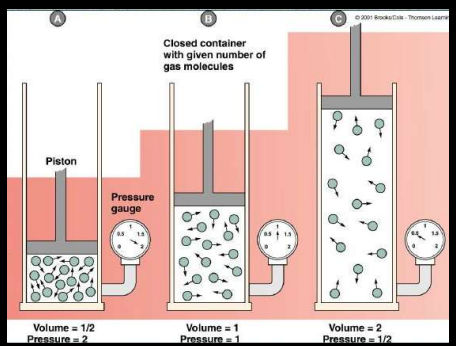
Robert Boyle
(1627-1691)

Objętość zamkniętego powietrza zmniejszyła się dwukrotnie po dolaniu 760 mm Hg. Pamiętając, że normalne ciśnienie wynosi 760 mm słupa rtęci doszedł do wniosku, że:

dwukrotne zwiększenie ciśnienie powoduje dwukrotny spadek objętości.





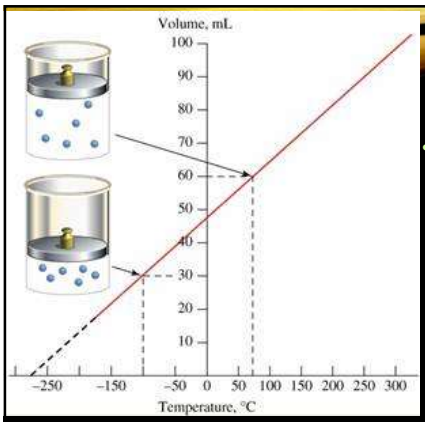


ciśnienie × objętość = const (*T =const)*

Wykres V od 1/p daje linię prostą, z nachylenia której można wyznaczyć stałą k

V = k/p (T = const)

15



PRAWO GAY-LUSSACA-CHARLES'A

Jacques Alexandre Charles
(1746-1823)

- prawo dla objętości gazu jest efektem doświadczeń zapoczątkowanych przez Charles'a w 1787 r.

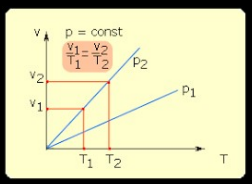
Do zwiększenia objętości gazu należy go ogrzać, aby zmniejszyć V - oziębić. Wyniki eksperymentu wykazały, że zależność V od T jest prostoliniowa. Linie ciągłe odpowiadają wynikom eksperymentu, linie przerywane są ekstrapolacją wyników do obszarów gdzie gazy skraplają się, a następnie zestalają.

Prawo Charlesa:

*W **przemianie izochorycznej (V=const) ciśnienie** wywierane przez **gaz** jest wprost proporcjonalne do jego **temperatury.***

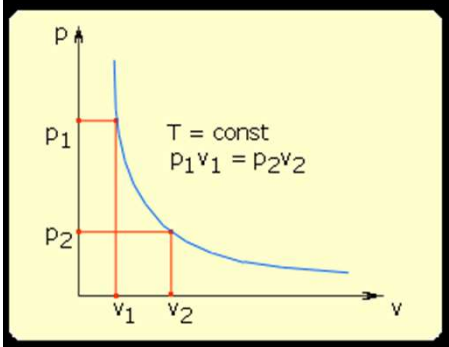
Joseph Louis Gay-Lussac
(1778-1850)

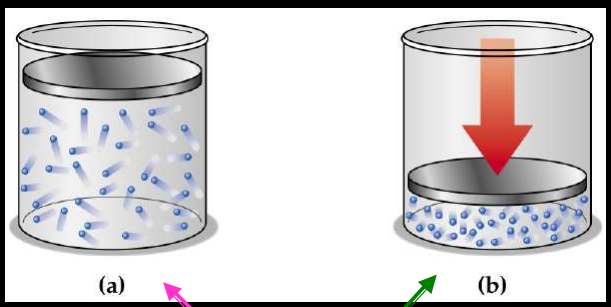
Jeżeli stała **masa gazu** podlega **przemianie izobarycznej** (p=const), to jego **objętość** jest wprost proporcjonalna do **temperatury - prawo Gay-Lussaca (1802 r.)**



16

Gaz rzeczywisty





?

$$p\,V = n\,R\,T = const$$

W wysokich temperaturach i przy niskich ciśnieniach w odniesieniu do gazu możemy zastosować model gazu doskonałego

17

1 *mol* azotu w warunkach normalnych, T = 273 K = const.

p [atm]	pV [atm·*l*]
1	1.000
100	0.994
200	1.048
500	1.390
1000	2.069

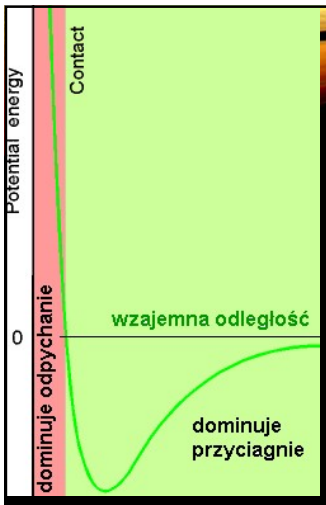
1 atm = $1.01 \cdot 10^5$ Pa

?

$$pV \neq const$$

Gazy rzeczywiste wykazują pewne odstępstwa od praw stanu gazu doskonałego. Odstępstwa te są tym większe, im gaz rzeczywisty znajduje się pod wyższym ciśnieniem, a jego temperatura jest bliska temperatury skroplenia.

18

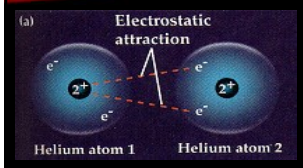


Gazy rzeczywiste, szczególnie jeśli pozostają pod wpływem wysokiego ciśnienia, nie „stosują się" do równania stanu gazu doskonałego. Główną tego przyczyną są **oddziaływania międzycząsteczkowe**. W przypadku niższego ciśnienia dominują siły przyciągania, wskutek czego objętość gazu jest mniejsza niż wartość wynikająca z równania gazu doskonałego. W przypadku wysokiego ciśnienia przeważają siły odpychania pomiędzy cząsteczkami, zatem objętość wszystkich gazów w tych warunkach jest większa aniżeli wynikająca z równania stanu gazu doskonałego. Gazy w tych warunkach stają się mniej ściśliwe.

Energia potencjalna układu dwóch cząstek zmienia się w miarę ich oddalania. Duża dodatnia E_p (gdy odległość pomiędzy jest bardzo mała) wskazuje, że cząsteczki silnie się odpychają. Gdy odległości są większe (E_p jest ujemna) przeważają siły przyciągania. Na bardzo dużych odległościach E_p=0 i brakuje wtedy oddziaływań między cząstkami.

19

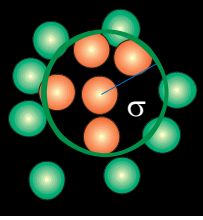
ODDZIAŁYWANIA MIĘDZYCZĄSTECZKOWE



Siły odpychające wnoszą istotny wkład w proces sprężania i rozprężania gazu, w którym cząsteczki są blisko siebie, czyli w przypadku dość wysokich ciśnień, kiedy to duża liczba cząsteczek gazu znajduje się w stosunkowo niewielkiej objętości. Siły te słabną w miarę zwiększania odległości między cząsteczkami.

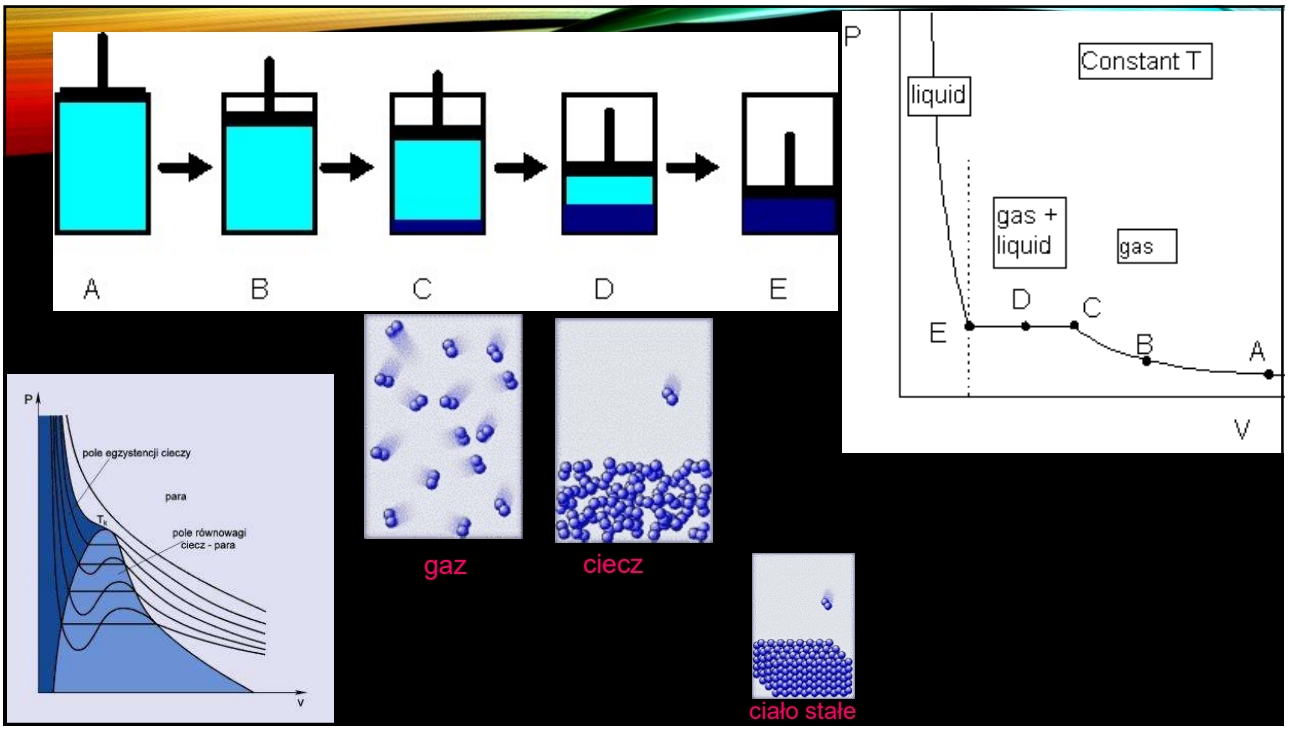
Międzycząsteczkowe siły przyciągające mają większy zasięg działania i są efektywne nawet wówczas, gdy cząsteczki znajdują się względem siebie w odległości kilku średnic. *Znaczenie sił międzycząsteczkowych zwiększa się w miarę obniżania temperatury układu.*

Zasięg sił przyciągania miedzycząsteczkowego σ jest ograniczony.



Siły przyciągania są efektywne w odległości kilku średnic cząsteczkowych – odgrywają one rolę gdy cząsteczki są zbliżone do siebie, ale niekoniecznie się stykają; natomiast zanikają gdy oddalimy je od siebie na znaczną odległość

20



21

Równanie opisujące gaz rzeczywisty

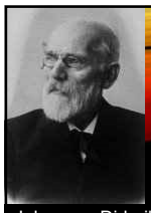
Matematycznym opisem odstępstw gazów rzeczywistych od równania stanu gazu doskonałego jest **równanie wirialne.** W porównaniu z równaniem gazu doskonałego zawiera ono dodatkowe człony, w których występuje objętość molowa V. Równanie to ma postać:

$$pV = RT\left(1 + \frac{B}{V} + \frac{C}{V^2} + \frac{D}{V^3} + \ldots\right)$$

Współczynniki B, C, D, ... (B>C>D>...) są specyficzne (różne) dla konkretnego gazu; nazywa się je współczynnikami wirialnymi. Jeśli gaz znajduje się pod niskim ciśnieniem, V jest duża i wartość w nawiasie zbliża się do jedności – równanie upodabnia się do równania gazu doskonałego. Równanie wirialne dobrze opisuje właściwości gazu rzeczywistego, ale jest to dopasowanie empiryczne, a współczynniki B, C, D itd. nie są bezpośrednio związane z zachowaniem się cząsteczek gazu

Równanie to nie pozwala wniknąć głębiej w zachowanie się gazu i zjawisko jego skroplenia.

22



Johannes Diderik
van der Waals (1837-1923)

Równanie opisujące gaz rzeczywisty

$$\left(p+\frac{a}{V^2}\right)(V-b)=RT$$

równanie van der Waalsa dla 1 mola gazu rzeczywistego

$$\left[p+a\left(\frac{n}{V}\right)^2\right](V-bn)=nRT$$

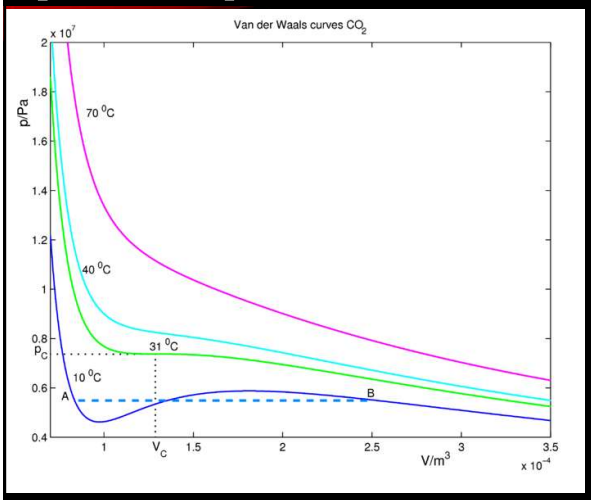
W równaniu tym współczynniki a i b są nazywane parametrami van der Waalsa, a ich wartości dostarczają bezpośrednich informacji o zachowaniu się cząsteczek gazu.

n – ilość moli

Poprawka a *uwzględnia efekt związany z siłami spójności (przyciąganie między cząsteczkami gazu dla większej odległości* - korekta ciśnieniowa*) zaś* ***poprawka b*** *uwzględnia skończoną objętość wszystkich cząsteczek gazu (cząsteczki gazu nie są punktami materialnymi).*

23

$$\left[p+a\left(\frac{n}{V}\right)^2\right](V-bn)=nRT$$



Z czego wynika niedoskonałość gazu rzeczywistego?

a) Między cząsteczkami istnieją siły przyciągania, co powoduje zmniejszenie się ciśnienia wywieranego przez zbiór cząsteczek gazu. Siły te maleją ze wzrostem temperatury, ponieważ jej wzrost polega na zwiększeniu stopnia nieuporządkowania wskutek przypadkowego ruchu cząsteczek, których prędkość wzrasta wraz ze wzrostem temperatury.

b) Cząsteczki gazu nie są punktami, lecz mają określone wymiary. Oznacza to, że cząsteczki nie mogą swobodnie poruszać się w całej objętości V. Wynikiem tego jest zmniejszenie swobodnej objętości V

Poprawka **a/V²** nosi nazwę *ciśnienia wewnętrznego* gazu. Dodaje się ją do ciśnienia zewnętrznego p dlatego, że ciśnienia te mają zgodny kierunek działania. Poprawkę **b** wynikającą z istnienia objętości własnej cząsteczek odejmuje się od całkowitej objętości V zajmowanej przez gaz.

24

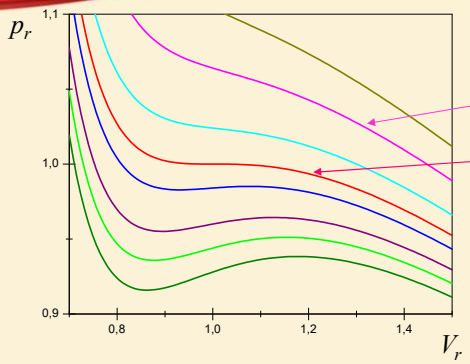
$$\left[p + a\left(\frac{n}{V}\right)^2\right](V - bn) = nRT$$

Tabela. Stałe Van der Waalsa oraz temperatura krytyczna dla wybranych gazów.

Gaz	Symbol	$a / l \cdot atm \cdot mol^{-2}$	$b / l \cdot mol^{-1}$	$T_k / ^0 C$
Amoniak	NH_3	4,17	0,037	132
Argon	Ar	1,35	0,037	-123
Azot	N_2	1,39	0,039	-147
Dwutlenek węgla	CO_2	3,59	0,043	31
Etan	C_2H_6	5,49	0,064	
Etylen	C_2H_4	4,47	0.057	
Hel	He	0,034	0,024	-268
Ksenon	Xe	4,19	0,051	17
Powietrze		1,4	0,039	
Tlen	O_2	1,36	0,032	-118
Wodór	H_2	0,244	0,027	-240

25

Wszystkie gazy zachowują się podobnie przy zmianach ciśnienia, objętości i temperatury – zmiany te występują przy różnych temperaturach zależnych od temperatury krytycznej.



T_r = 1.026
T_r = 1.016
T_r = 1.006
T_r = 1.000
T_r = 0.996
T_r = 0.990
T_r = 0.986
T_r = 0.982

Poprawność równania van der Waalsa można ocenić porównując kształt izoterm przewidywany na jego podstawie z izotermami wyznaczonymi doświadczalnie.

$$\left(p_r + \frac{3}{V_r^2}\right)(3V_r - 1) = 8T_r$$

przykładowe równanie gazu

Gazy rzeczywiste spełniają równanie van der Waalsa w przybliżeniu.

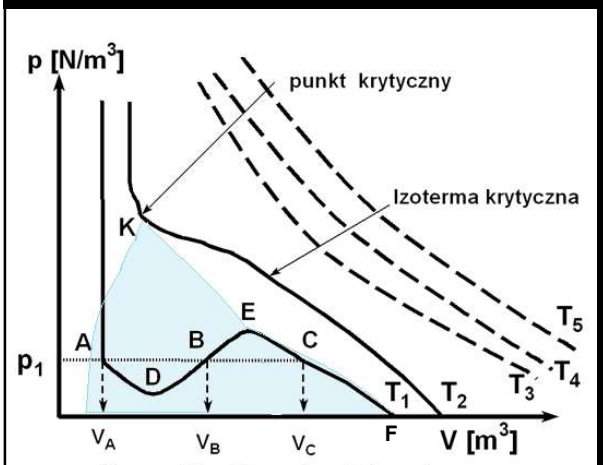
Gaz spełniający to równanie – nazywany jest gazem van der Waalsa .

$$\left(p + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT \longrightarrow p = \frac{RT}{V - b} - \frac{a}{V^2}$$

26

$$\left(p+\frac{a}{V^2}\right)(V-b)=RT$$

Jeśli w oparciu o to równanie sporządzić wykres zależności ciśnienia od objętości, to okaże się, że na izotermach p = f(V), opisujących tę zależność w zakresie wartości temperatury mniejszych od temperatury krytycznej (na rycinie izoterma T_1), pojawiają się charakterystyczne pętle, w obrębie których objętość gazu pozornie wzrasta ze wzrostem ciśnienia.



Krzywe zależności p od v dla izopentanu
Izotermy gazu van der Waalsa

Dla niskich temperatur (tutaj T_1) zależność p od V ma minimum w punkcie D i maksimum w punkcie E.

W rzeczywistości przebieg zjawiska odbywa się wzdłuż prostej AC. Odcinki CEB i BDA odpowiadają odpowiednio stanom przechłodzenia i przegrzania. Taki przebieg izotermy oznacza, że w temperaturze T_1 i przy ciśnieniu p_1 dany gaz może zajmować 3 różne objętości. Pokazuje to również, że równanie van der Waalsa może mieć 3 rozwiązania. Temperatura, od której zaczyna się to zjawisko (pojawienie się na izotermach min. i max) odpowiada temperaturze krytycznej.

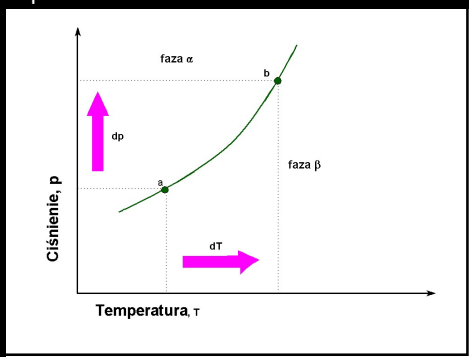
27

SKRAPLANIE GAZÓW

Gaz można skroplić oziębiając się go izobarycznie od temperatury otoczenia do temperatury wrzenia, jaką ma powstająca ciecz. Przykładowo ochładzając gazowy chlor poniżej temperatury -34°C (p =1 atm) możemy uzyskać ciecz.

Kondensacja wiąże się ze zmniejszeniem odległości między cząsteczkami substancji. Spadek temperatury powoduje, że cząsteczki poruszają się wolniej. Siły oddziaływania między nimi wzrastają, aż do momentu uzyskania nowego stanu równowagi. Zachodzi przy tym wydzielanie energii w postaci ciepła.

Niektóre gazy mogę też być skroplone w zwykłej temperaturze przez odpowiednie zwiększenie ciśnienia. Inne z kolei wymagają do skroplenia zarówno zwiększenia ciśnienia, jak i oziębienia. Jak to wyjaśnił Thomas Andrews (1869), dla każdego gazu istnieje określona temperatura, powyżej której skroplenie w ogóle nie może być dokonane. Temperatura ta, zwana **temperaturą krytyczną**, jest więc najwyższą temperaturą, w której dana substancja może istnieć w stanie ciekłym. Ciśnienie wystarczające do skroplenia gazu w jego temperaturze krytycznej nosi nazwę ciśnienia krytycznego.

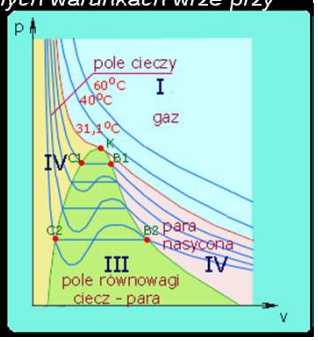


28

W 1883 r. na Uniwersytecie Jagiellońskim **Zygmunt Florenty Wróblewski** (fizyk) i **Karol Stanisław Olszewski** (chemik) jako pierwsi skroplili składniki powietrza, uzyskując najpierw ciekły tlen, a później azot.

Ciekły tlen jest błękitny i wrze w temperaturze -183°C. Jest substancją bardzo reaktywną, używany m.in. jako utleniacz w silnikach rakietowych. Natomiast ciekły azot jest bezbarwny i mniej reaktywny (-195,8°C). Stosuje się go m.in. do ochładzania komór do krioterapii, w kriochirurgii do usuwania chorych lub przerośniętych tkanek ciała, do przechowywania materiału biologicznego. Ciekły azot używany jest w przemyśle spożywczym (przy pakowaniu, przechowywaniu żywności, w „kuchni molekularnej")

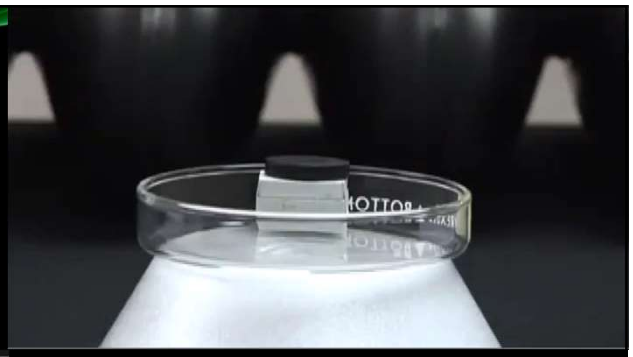
Ciekły azot musi być przechowywany w izolowanych pojemnikach, ponieważ w normalnych warunkach wrze przy -195,8°C. Krytyczna temperatura dla azotu to -147ºC, co oznacza, że powyżej tej temperatury azot nie może występować w postaci płynnej.



Do chłodzenia kriogenicznego wykorzystuje się także dwutlenek węgla CO_2, który pod umiarkowanym ciśnieniem (ok. 57 bar) w temperaturze pokojowej jest cieczą. Gdy CO_2 rozpręża się, ciśnienie spada i następuje przemiana fazowa z cieczy w mieszaninę gazu i stałego CO_2 (tzw. suchy lód o temp. ok −78,5°C). Ponieważ suchy lód sublimuje w temperaturze otoczenia nie pozostawia śladów.

Powyżej temperatury krytycznej (T_k = 31ºC) gaz nie może ulec skropleniu niezależnie od tego jak wysokie zastosowano ciśnienie.

29



efekt Meissnera

30