

WYKŁAD 5

Pojęcie potencjału chemicznego. Układy jednoskładnikowe

W zależności od warunków termodynamicznych potencjał chemiczny substancji czystej definiujemy następująco:

Warunki izobaryczno-izotermiczne

$$\mu = \left(\frac{\partial G}{\partial n} \right)_{p, T}$$

W warunkach izobarycznych potencjał chemiczny określa zmianę entalpii swobodnej układu, gdy w stałej temperaturze dodajemy do niego substancji

Warunki izochoryczno-izotermiczne

$$\mu = \left(\frac{\partial F}{\partial n} \right)_{V, T}$$

W warunkach izochorycznych potencjał chemiczny określa zmianę energii swobodnej układu, gdy w stałej temperaturze dodajemy do niego substancji

Potencjał chemiczny substancji czystej jest równy molowej entalpii swobodnej.

Wpływ temperatury i ciśnienia na molową entalpię swobodną w układach jednoskładnikowych

$$G = f(p, T) \quad G = H - TS$$

$$dG = dH - TdS - SdT$$

$$dG = \left(\frac{\partial G}{\partial T} \right)_p dT + \left(\frac{\partial G}{\partial p} \right)_T dp$$

$$dS = \frac{q_{el}}{T}$$

$$dG = dH - T \frac{q_{el}}{T} - SdT$$

$$dG = q_{el} + Vdp + (w_{el})_{nieobj} - q_{el} - SdT = Vdp + (w_{el})_{nieobj} - SdT$$

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

$$\left(\frac{\partial \bar{G}}{\partial p} \right)_T = \bar{V}$$

Przypomnienie Entalpia H

Definicja entalpii $H=U+pV$

Jeśli układ wymienia z otoczeniem tylko pracę objętościową, to z *pierwszej zasady termodynamiki* wynikają dwie zasady sformułowane na podstawie wyników doświadczeń i znane jako prawa Hessa:

- Ciepło reakcji zachodzących w warunkach izobarycznych (pod stałym ciśnieniem) jest równe entalpii reakcji i nie zależy od drogi

$$q = \Delta H \quad (dH = dU + pdV + Vdp) \longrightarrow$$

- ($dH = dU + pdV = q$, bo $dU = q + w = q - pdV$)
- Ciepło reakcji zachodzących w warunkach izochorycznych (w stałej objętości) jest równe energii wewnętrznej reakcji i nie zależy od drogi

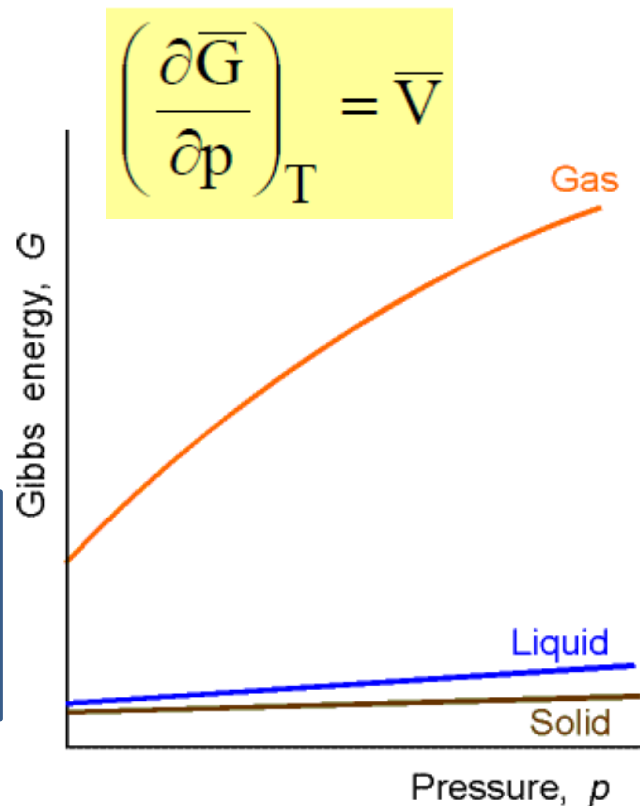
$$q = \Delta U$$

Molową entalpię swobodną dla układu jednoskładnikowego pod ciśnieniem $p_2 > p_1$ i w ustalonej temperaturze T obliczamy z równania:

$$\bar{G}(p_2) = \bar{G}(p_1) + \int_{p_1}^{p_2} \bar{V}(p) dp$$

$$\mu(p_2) = \mu(p_1) + \int_{p_1}^{p_2} \bar{V}(p) dp$$

Wpływ ciśnienia na objętość molową jest duży dla gazów, znacznie mniejszy dla cieczy i pomijalnie mały w przypadku ciał stałych.



$$\mu = \left(\frac{\partial G}{\partial n}\right)_{p,T}$$

Entalpia swobodna rośnie ze wzrostem ciśnienia

•Potencjał chemiczny rośnie ze wzrostem ciśnienia

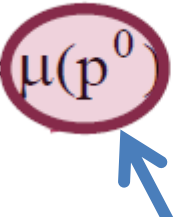
Potencjał chemiczny substancji czystej jest równy molowej entalpii swobodnej.

Wpływ ciśnienia na potencjał chemiczny gazu doskonałego

$$\mu(p_2) = \mu(p_1) + \int_{p_1}^{p_2} \bar{V}(p) dp \quad \bar{V} = \frac{RT}{p}$$

$$\mu(p_2) = \mu(p_1) + RT \ln\left(\frac{p_2}{p_1}\right)$$

Jeśli ciśnienie $p_1 = p^0$ jest ciśnieniem standardowym (1 atm), to dla dowolnego ciśnienia p zachodzi:

$$\mu(p) = \mu(p^0) + RT \ln\left(\frac{p}{p^0}\right)$$


oznaczamy jako μ^0 i nazywamy standardowym potencjałem chemicznym gazu.

Molową entalpię swobodną dla układu jednoskładnikowego pod ustalonym ciśnieniem p i w temperaturze $T_2 > T_1$

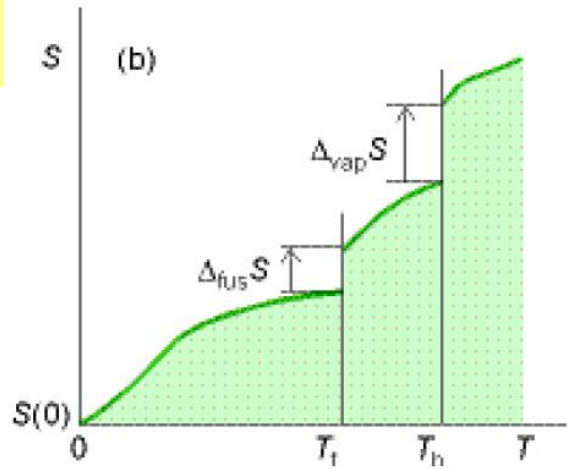
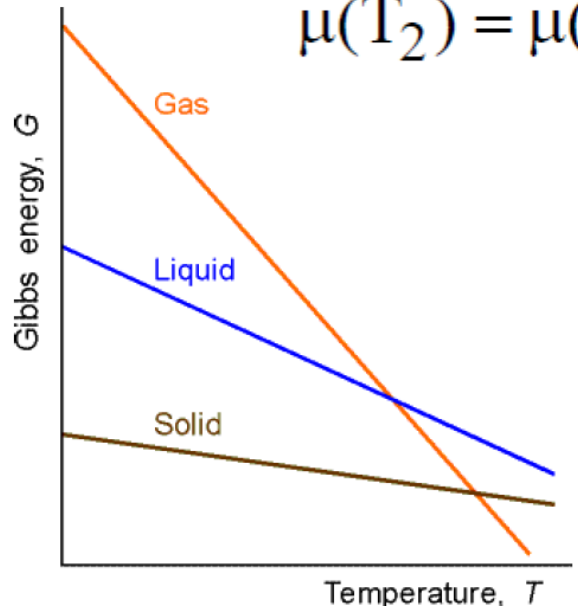
obliczamy z równania:

$$T_2 > T_1$$

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

$$\bar{G}(T_2) = \bar{G}(T_1) - \int_{T_1}^{T_2} \bar{S}(T) dT$$

$$\mu(T_2) = \mu(T_1) - \int_{T_1}^{T_2} \bar{S}(T) dT$$

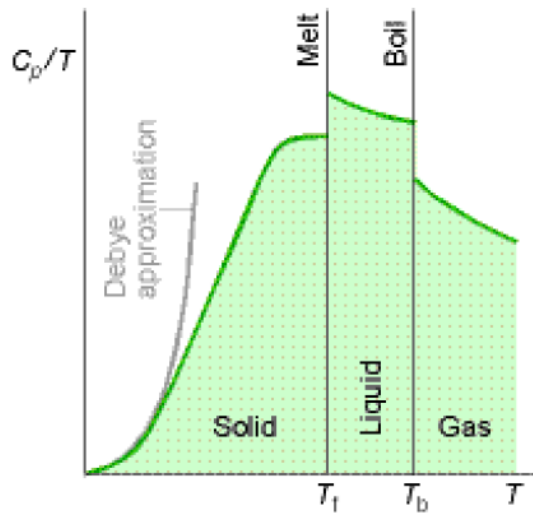


Wpływ temperatury na entropię molową jest duży dla gazów, mniejszy dla cieczy i mały (ale nie pomijalnie) w przypadku ciał stałych.

- Potencjał chemiczny maleje ze wzrostem temperatury
- Entalpia swobodna maleje ze wzrostem temperatury

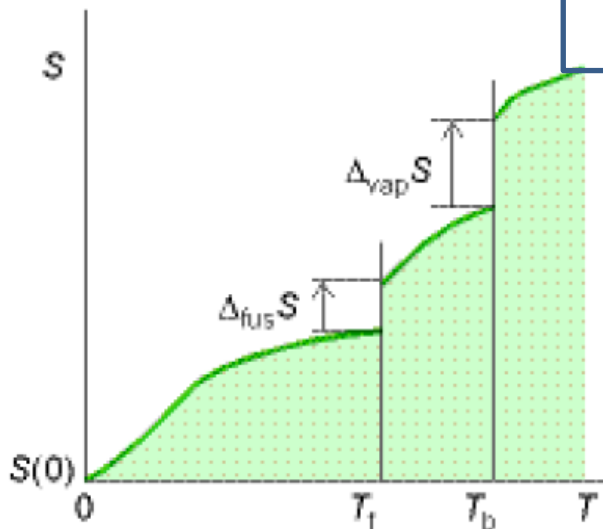
Obliczenie wartości entropii pierwiastka lub związku chemicznego w temperaturze 298 K wymaga znajomości:

- temperatur i entalpii przemian fazowych
- zależności ciepła c_p od temperatury dla wszystkich faz, które występują w przedziale temperatur od 0 K do 298 K



$$dS = \frac{q_{el}}{T}$$

$$S_{298}^{\circ} = S(0) + \int_0^{T_{top}} \frac{C_{p,s}}{T} dT + \frac{\Delta H_{top}}{T_{top}} + \int_{T_{top}}^{T_{wz}} \frac{C_{p,c}}{T} dT + \frac{\Delta H_{par}}{T_{par}} + \int_{T_{wz}}^{298} \frac{C_{p,g}}{T} dT$$



Standardowe wartości molowe dla temperatury 298 K są stabilizowane

Wpływ temperatury i objętości na energię swobodną w układach jednoskładnikowych

$$F = f(V, T)$$

$$F = U - TS$$

$$dF = dU - TdS - SdT$$

$$dF = \left(\frac{\partial F}{\partial T} \right)_V dT + \left(\frac{\partial F}{\partial V} \right)_T dV$$

$$dS = \frac{q_{el}}{T}$$

$$dF = dU - T \frac{q_{el}}{T} - SdT$$

$$dF = q_{el} - pdV + (w_{el})_{nieobj} - q_{el} - SdT = -pdV + (w_{el})_{nieobj} - SdT$$

$$\left(\frac{\partial F}{\partial T} \right)_V = -S$$

$$\left(\frac{\partial F}{\partial V} \right)_T = -p$$

- Energia swobodna układu maleje ze wzrostem temperatury
- Energia swobodna układu maleje ze wzrostem objętości
- Potencjał chemiczny maleje ze wzrostem objętości

Z zależności

$$\left(\frac{\partial G}{\partial T}\right)_p = -S \qquad \left(\frac{\partial \Delta G}{\partial T}\right)_p = -\Delta S$$

wynika równanie Gibbsa-Helmoltza

$$\frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{G}{T}\right)_p = -\frac{H}{T^2} \qquad \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{\Delta G}{T}\right)_p = -\frac{\Delta H}{T^2}$$

Z zależności

$$\left(\frac{\partial F}{\partial T}\right)_V = -S \qquad \left(\frac{\partial \Delta F}{\partial T}\right)_V = -\Delta S$$

wynika

$$\frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{F}{T}\right)_V = -\frac{U}{T^2} \qquad \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{\Delta F}{T}\right)_V = -\frac{\Delta U}{T^2}$$

TERMODYNAMIKA PRZEMIAN FAZOWYCH

**Równowaga fazowa w układach
jednoskładnikowych**

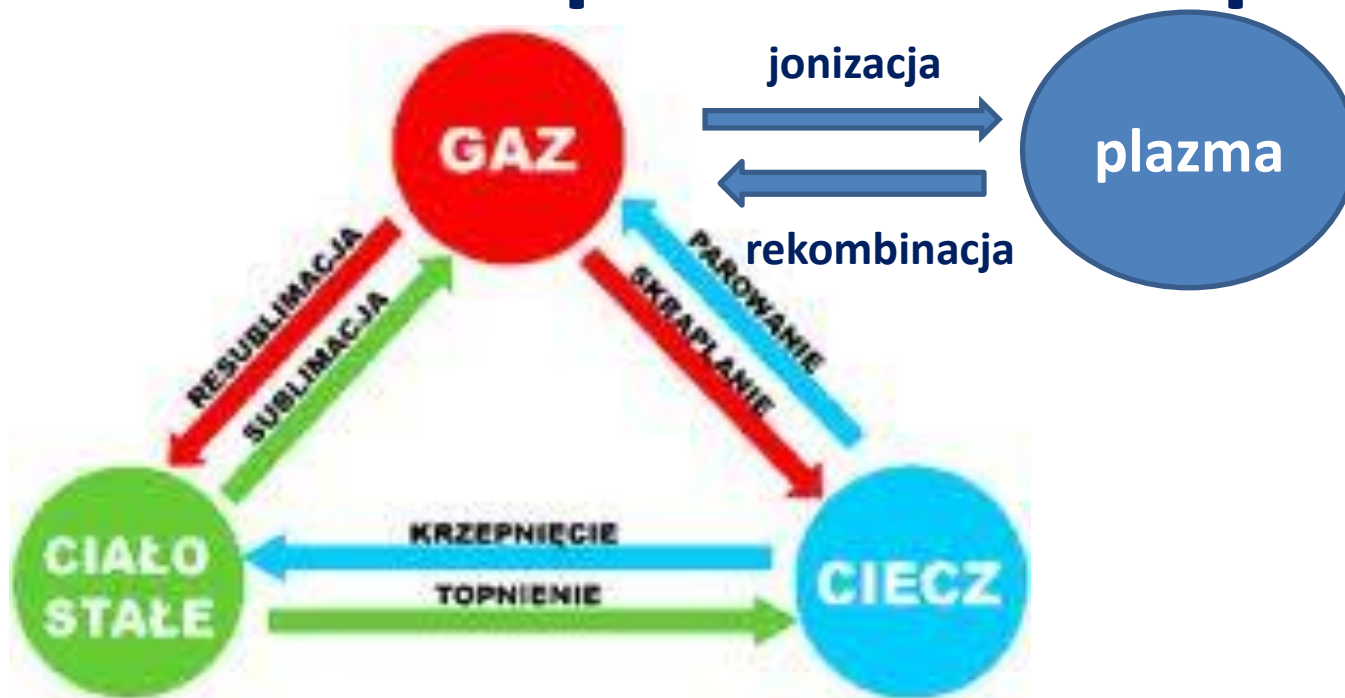
DEFINICJE

- Faza - część układu, jednorodna pod względem fizycznym i chemicznym, oddzielona od pozostałych części układu powierzchnią rozdziału.
- Składnik - część fazy, jednorodna chemicznie, którą można wyodrębnić z fazy bez zmiany jej właściwości chemicznych. Składnik może istnieć samodzielnie (bez układu), np. H_2O jest składnikiem, ale jon H^+_{aq} nie jest składnikiem.

Rodzaje faz, stany skupienia

- Faza stała (cs) –ciało stałe zachowuje kształt i objętość
- Faza ciekła (c) –ciecz zachowuje objętość, ale przyjmuje kształt naczynia, w którym się znajduje
- Faza gazowa (g) –gaz całkowicie wypełnia dostępną objętość
- Plazma -zjonizowany gaz, wysokie temperatury, objętość i kształt nie są zdefiniowane

Zmiana stanu skupienia a entalpia



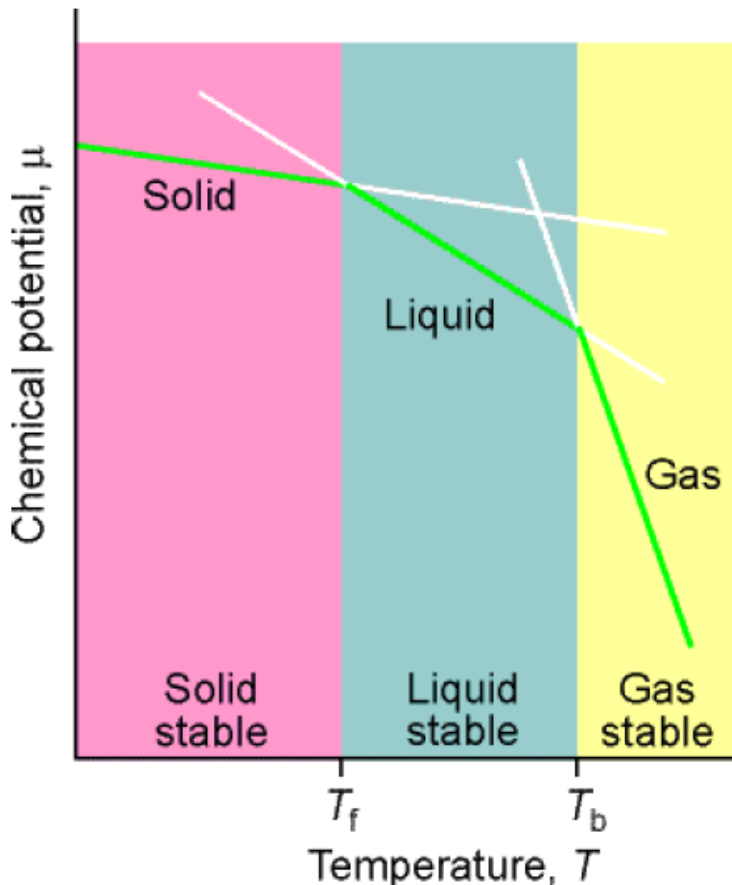
$$\alpha \Leftrightarrow \beta$$

$$\Delta H_{\alpha\beta} = n \cdot \overline{\Delta H}_{\alpha\beta}$$

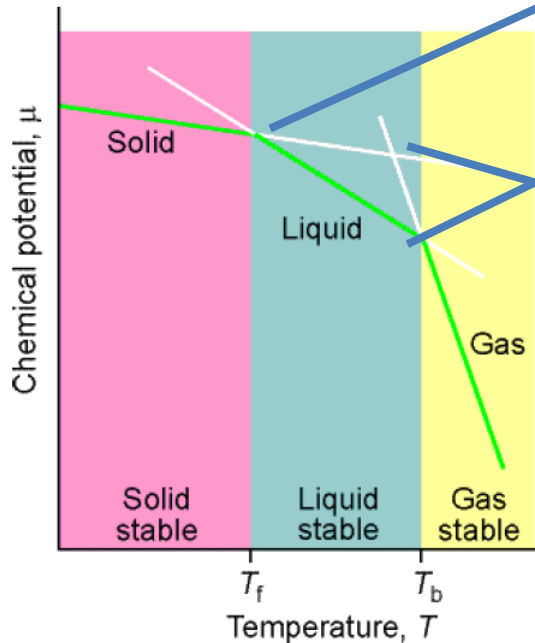
- Przemiany, w których ciepło jest pobierane z otoczenia entalpia przemiany jest dodatnia
- Przemiany, w których ciepło jest oddawane do otoczenia entalpia przemiany jest ujemna
- Standardowe molowe wartości entalpii przemian fazowych są stabilizowane

Co decyduje o trwałości fazy dla określonego ciśnienia i temperatury?

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



- Przy $p = \text{const}$, potencjał chemiczny składnika $\mu(T)$ maleje ze wzrostem temperatury.
- W danej temperaturze T , trwała jest ta faza, w której potencjał chemiczny składnika jest najmniejszy.
- Punkty przecięcia zależności $\mu_i(T)$ wyznaczają temperatury przemian fazowych czystego składnika pod określonym ciśnieniem p .



- W temperaturze topnienia/krzepnięcia ustala się stan równowagi pomiędzy ciałem stałym i cieczą $\mu_{cs} = \mu_c$.
- W temperaturze parowania/skrapłania ustala się stan równowagi pomiędzy cieczą a gazem $\mu_c = \mu_g$.
- W temperaturze sublimacji/resublimacji ustala się stan równowagi pomiędzy ciałem stałym a gazem $\mu_{cs} = \mu_g$.

Warunek równowagi termodynamicznej

faza $\alpha \Leftrightarrow$ faza β

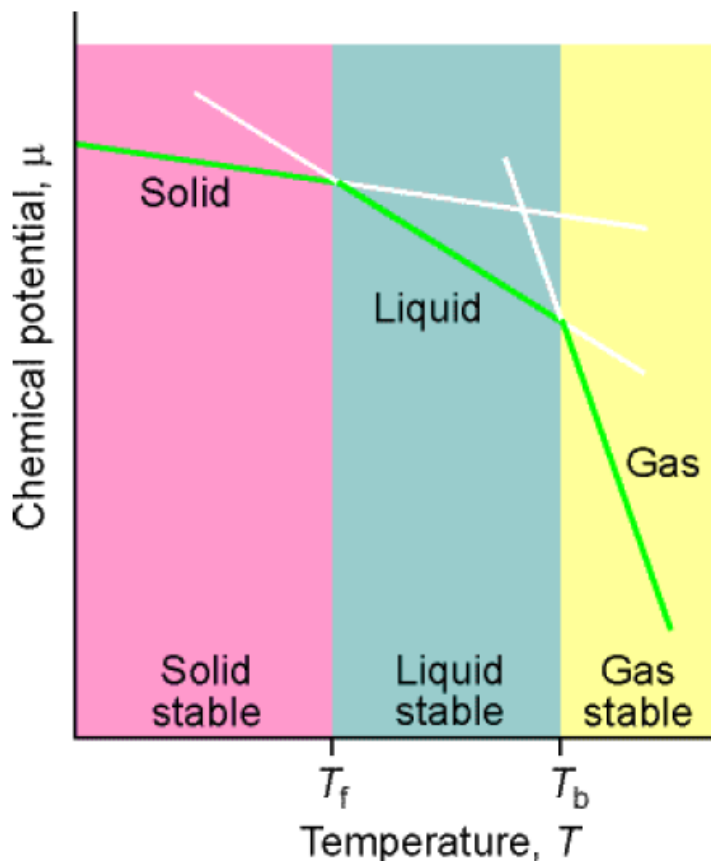
$$\Delta \bar{G} = \Delta_{tw} \bar{G}(\alpha) - \Delta_{tw} \bar{G}(\beta)$$

$$\Delta \bar{G} = 0$$

$$\Delta_{tw} \bar{G}(\alpha) = \Delta_{tw} \bar{G}(\beta)$$

Warunkiem równowagi termodynamicznej w układzie jednoskładnikowym jest równość potencjałów chemicznych składnika we wszystkich fazach.

Stany metastabilne, czyli nietrwałe termodynamicznie



Ciecz przechłodzona -substancja istniejąca w stanie ciekłym poniżej temperatury krzepnięcia. Ciecz przechłodzoną można otrzymać przez:

☐ powolne ochładzanie idealnie czystej cieczy w naczyniu o gładkich ściankach

- ochładzanie na tyle szybkie, aby substancja "nie zdążyła" wymienić ciepła z otoczeniem. Ciecz przegrzana -substancja istniejąca w stanie ciekłym powyżej temperatury parowania.
- Ciecz przegrzana można otrzymać przez powolne ogrzewanie idealnie czystej cieczy lub przez ogrzanie cieczy pod wysokim ciśnieniem i stopniowym obniżaniu ciśnienia. Ciecze przegrzane znajdują zastosowanie w komorach pęcherzykowych do analizy torów cząstek elementarnych.
- Przechłodzona para -substancja istniejąca w stanie gazowym poniżej temperatury wrzenia

Reguła faz Gibbsa

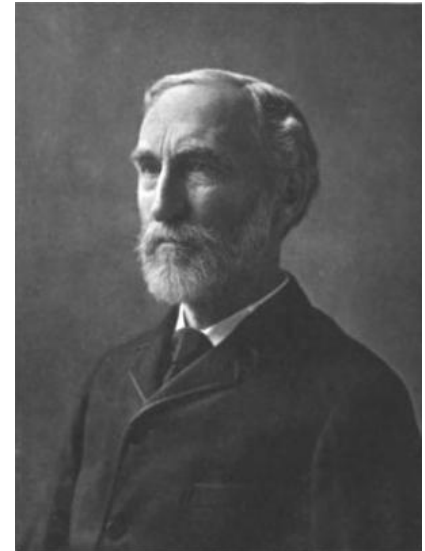
Reguła faz Gibbsa (1870) określa liczbę stopni swobody układu w równowadze termodynamicznej:

$$z = 2 + s - f$$

z - liczba stopni swobody

s - liczba składników

f - liczba faz



J. W. Gibbs (1839-1903)

układy jednoskładnikowe $\rightarrow s = 1$

$$z = 3 - f$$

Dla układów:

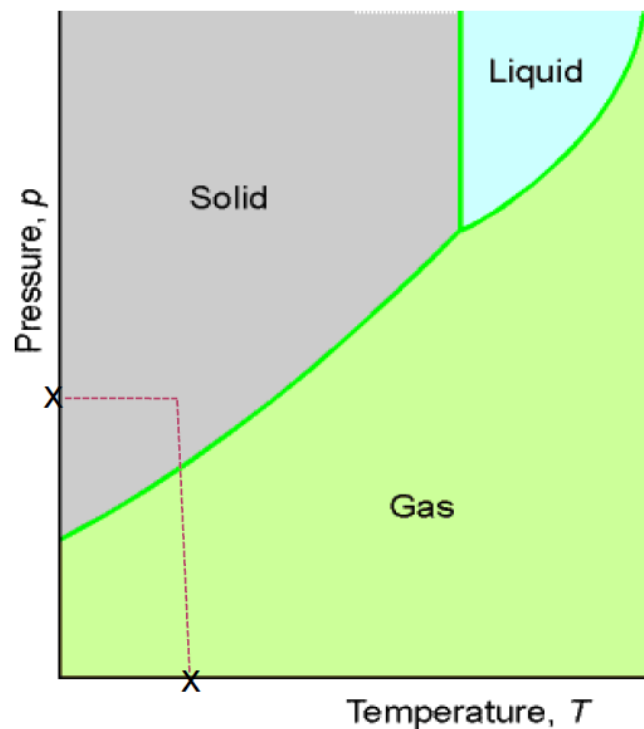
- jednofazowych ($f=1$): $z = 2$
- dwufazowych ($f=2$): $z=1$
- trójfazowych ($f=3$): $z=0$

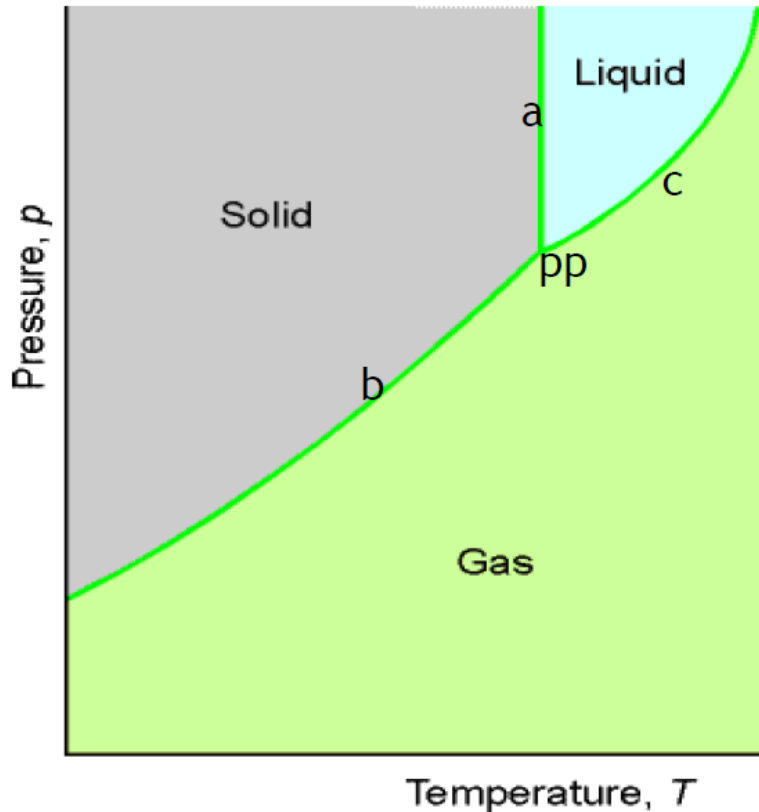
Wykresy (diagramy) fazowe

Wykres fazowy dla układu jednoskładnikowego przedstawia, jakie fazy składnika występują w zależności od warunków termodynamicznych ciśnienia i temperatury.

Dla układów:

- jednofazowych ($f=1$): $z = 2$
- dwufazowych ($f=2$): $z=1$
- trójfazowych ($f=3$): $z=0$





- Linie oddzielające obszary gazu, cieczy i ciała stałego obrazują współistnienie składnika w dwóch fazach ($f=2$, $z=1$). Przykładowo, pod danym ciśnieniem p współistnienie fazy stałej i ciekłej jest możliwe tylko w ściśle określonej temperaturze T . Zmiana temperatury powoduje zanik jednej z faz.
- Współistnienie trzech faz składnika ($f=3$, $z=0$) jest możliwe tylko w jednym punkcie, tzw. punkcie potrójnym.

a - krzywa równowagi ciecz-ciało stałe

b - krzywa równowagi gaz - ciało stałe

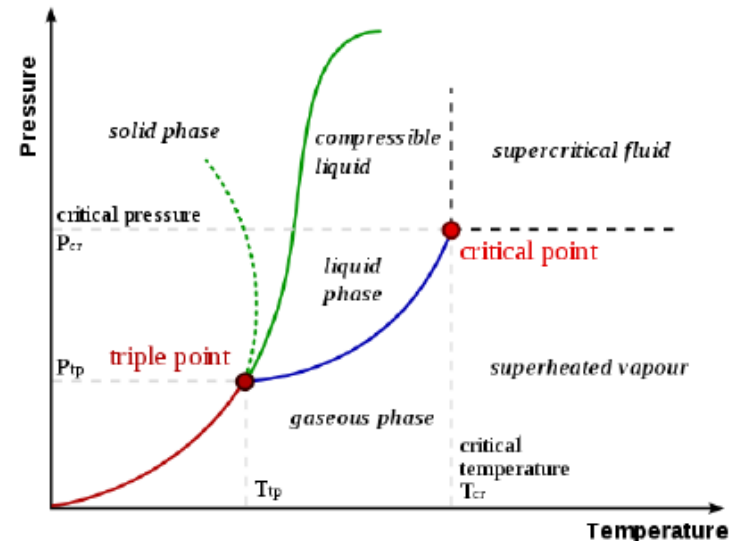
c - krzywa równowagi ciecz - gaz

pp - punkt potrójny

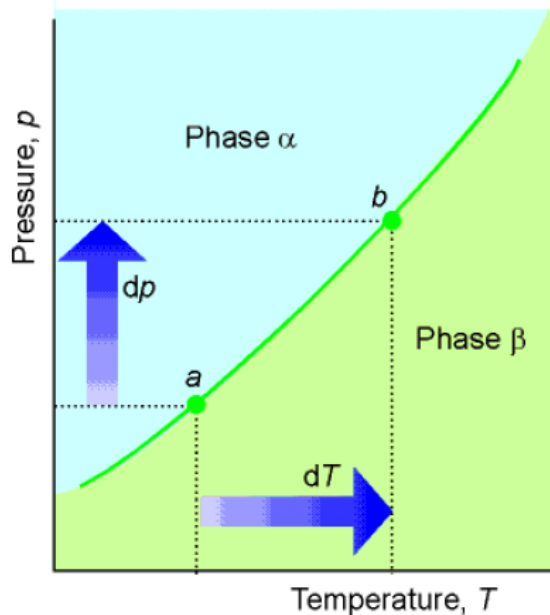
Wrzenie a parowanie

Ciśnienie gazu w stanie równowagi z cieczą lub ciałem stałym w danej temperaturze nazywamy prężnością pary.

- Para w równowadze termodynamicznej z cieczą lub ciałem stałym to para nasycona.
- Ciśnienie pary nasyconej rośnie ze wzrostem temperatury. Ciecz ogrzewana w otwartym naczyniu paruje ze swej powierzchni. W temperaturze, w której ciśnienie pary nasyconej zrówna się z ciśnieniem zewnętrznym, parowanie zachodzi w całej objętości cieczy.
- Proces swobodnego parowania zachodzący w całej objętości nazywamy wrzeniem. Wrzenie następuje, jeśli prężność pary zrówna się z ciśnieniem zewnętrznym.
- Temperaturę, w której prężność pary jest równa 1 atm nazywamy normalną temperaturą wrzenia
- Wrzenie nie następuje, gdy ciecz ogrzewamy w naczyniu zamkniętym. Ze wzrostem temperatury prężność pary oraz jej gęstość rosną w sposób ciągły, natomiast gęstość cieczy maleje. Gdy w pewnej temperaturze, zwanej temperaturą krytyczną gęstości fazy ciekłej i gazowej zrównają się powierzchnia rozdziału faz zanika i naczynie wypełnia jedna faza zwana płynem nadkrytycznym. Prężność pary w temperaturze krytycznej nazywamy ciśnieniem krytycznym, a punkt (T_{kr}, p_{kr}) punktem krytycznym.



Wpływ ciśnienia na temperaturę przemiany fazowej



$$\mu_{\alpha} = \mu_{\beta} \quad \mu_{\alpha} + d\mu_{\alpha} = \mu_{\beta} + d\mu_{\beta}$$

$$d\mu_{\alpha} = d\mu_{\beta}$$

$$d\mu = \left(\frac{\partial \mu}{\partial T} \right)_p dT + \left(\frac{\partial \mu}{\partial p} \right)_T dp$$

$$-\bar{S}_{\alpha} \cdot dT + \bar{V}_{\alpha} \cdot dp = -\bar{S}_{\beta} \cdot dT + \bar{V}_{\beta} \cdot dp$$

$$(\bar{V}_{\alpha} - \bar{V}_{\beta}) \cdot dp = (\bar{S}_{\alpha} - \bar{S}_{\beta}) \cdot dT$$

$$\frac{dp}{dT} = \frac{(\bar{S}_{\alpha} - \bar{S}_{\beta})}{(\bar{V}_{\alpha} - \bar{V}_{\beta})}$$

$$\frac{dp}{dT} = \frac{\Delta \bar{S}_{\alpha\beta}}{\Delta \bar{V}_{\alpha\beta}}$$

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

$$\frac{dp}{dT} = \frac{\Delta \bar{H}_{\alpha\beta}}{\Delta \bar{V}_{\alpha\beta} \cdot T_{\alpha\beta}}$$

$$\left(\frac{\partial \bar{G}}{\partial p} \right)_T = \bar{V}$$

$$\frac{dp}{dT} \approx \frac{\Delta p}{\Delta T} = \frac{p_1 - p_2}{T_1 - T_2}$$

Przypomnienie-Wpływ temperatury i ciśnienia na molową entalpię swobodną w układach jednoskładnikowych

$$G = f(p, T) \quad G = H - TS$$

$$dG = dH - TdS - SdT$$

$$dG = \left(\frac{\partial G}{\partial T} \right)_p dT + \left(\frac{\partial G}{\partial p} \right)_T dp$$

$$dS = \frac{q_{el}}{T}$$

$$dG = dH - T \frac{q_{el}}{T} - SdT$$

$$dG = q_{el} + Vdp + (w_{el})_{nieobj} - q_{el} - SdT = Vdp + (w_{el})_{nieobj} - SdT$$

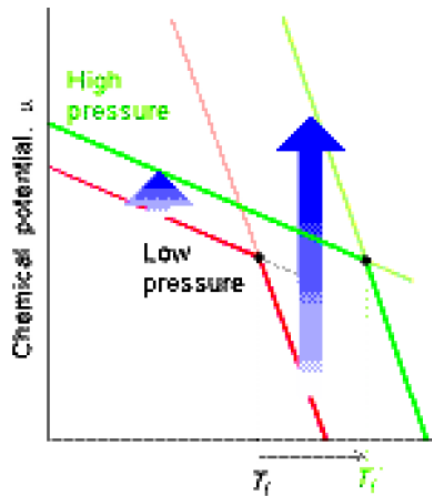
$$\left(\frac{\partial \bar{G}}{\partial T} \right)_p = -\bar{S}$$

$$\left(\frac{\partial \bar{G}}{\partial p} \right)_T = \bar{V}$$

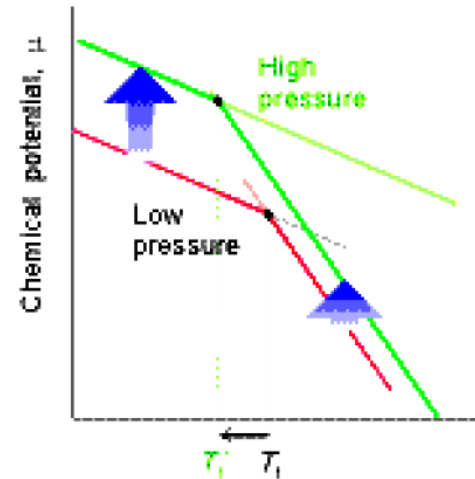
Szybkowar



Wewnątrz typowego domowego szybkowaru panuje ciśnienie robocze ok 2 atmosfer (ciśnienie absolutne około 202 kPa). Przy tym ciśnieniu, woda wrze w temperaturze około 120 °C.



$$\Delta\mu_{cs} \approx \bar{V}_{cs} \cdot \Delta p < \Delta\mu_c \approx \bar{V}_c \cdot \Delta p$$



$$\Delta\mu_{cs} \approx \bar{V}_{cs} \cdot \Delta p > \Delta\mu_c \approx \bar{V}_c \cdot \Delta p$$

Jeśli gęstość fazy stałej jest większa niż fazy ciekłej (większość substancji), to pod wyższym ciśnieniem substancja topi się w wyższej temperaturze.

- Jeśli gęstość fazy stałej jest mniejsza niż fazy ciekłej (woda), to wzrost ciśnienia spowoduje obniżenie temperatury topnienia.
- Wzrost ciśnienia przeciwdziała powstawaniu mniej gęstej fazy

Wpływ ciśnienia na temperaturę wrzenia/parowania i sublimacji

Szczególny przypadek równania Clausiusa, gdy objętość molowa fazy skondensowanej można zaniedbać wobec objętości molowej gazu

$$\bar{V}_{c/cs} \ll \bar{V}_g$$

$$\bar{V}_c = \frac{M}{d_c} = \frac{18,015 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,997 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}} = 18,069 \text{ cm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\bar{V}_g = \frac{R \cdot T}{p} = \frac{(8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot (298,15 \text{ K})}{23,76 \cdot 133,322 \text{ Pa}} = 0,783 \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\frac{\bar{V}_g}{\bar{V}_c} = \frac{783 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}}{18,069 \text{ cm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} \approx 4 \cdot 10^4$$

Wpływ ciśnienia na temperaturę wrzenia/parowania i sublimacji

faza skondensowana \rightarrow gaz

$$\bar{V}_{fs} \ll \bar{V}_g \Rightarrow \Delta \bar{V}_{pf} \approx \bar{V}_g$$

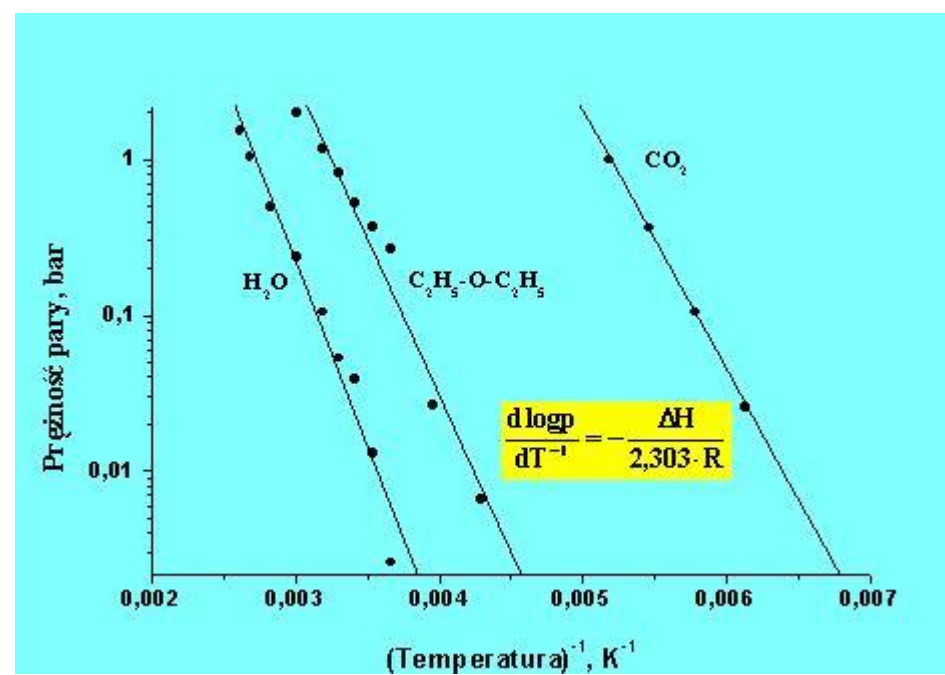
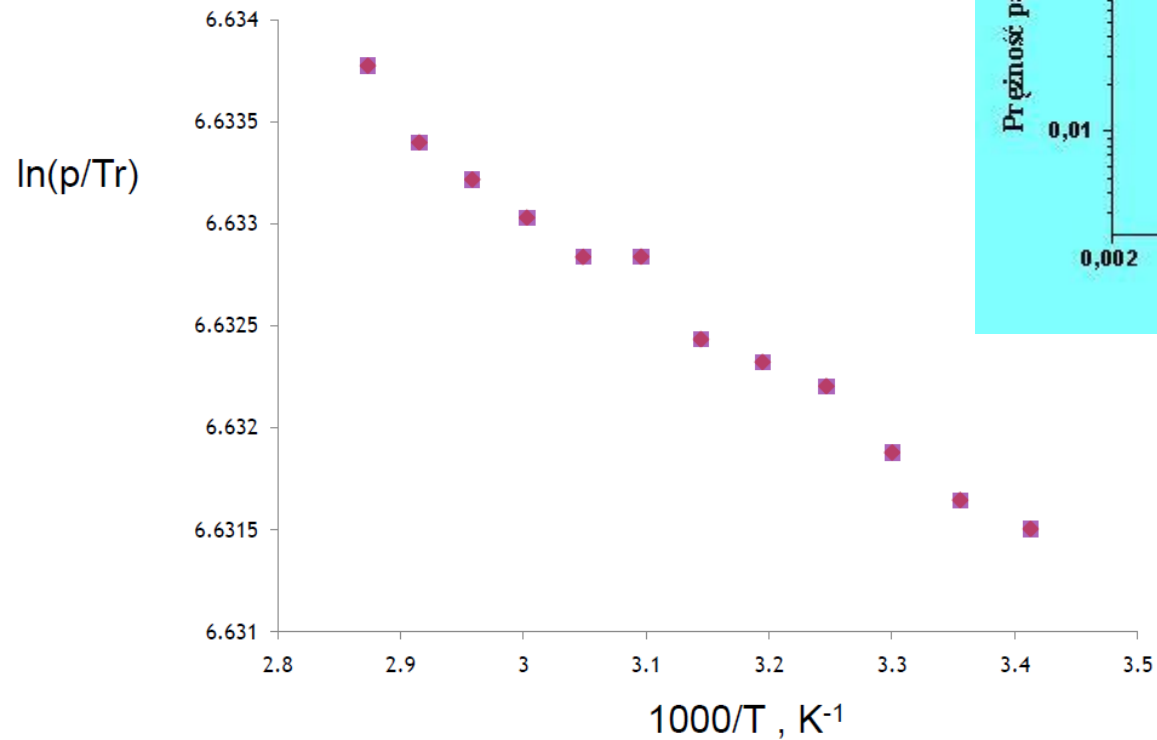
$$\left(\frac{dp}{dT}\right)_{\alpha\beta} = \frac{\Delta \bar{H}_{\alpha\beta}}{\bar{V}_g \cdot T_{\alpha\beta}} \xrightarrow{\bar{V}_g = \frac{RT_{\alpha\beta}}{p}} \left(\frac{dp}{dT}\right)_{\alpha\beta} = \frac{\Delta \bar{H}_{\alpha\beta}}{RT_{\alpha\beta}^2} \cdot p$$

Jeżeli entalpia parowania lub sublimacji słabo zależy od temperatury

$$\ln\left(\frac{p_2}{p_1}\right) \cong \frac{\Delta \bar{H}_{\alpha\beta}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

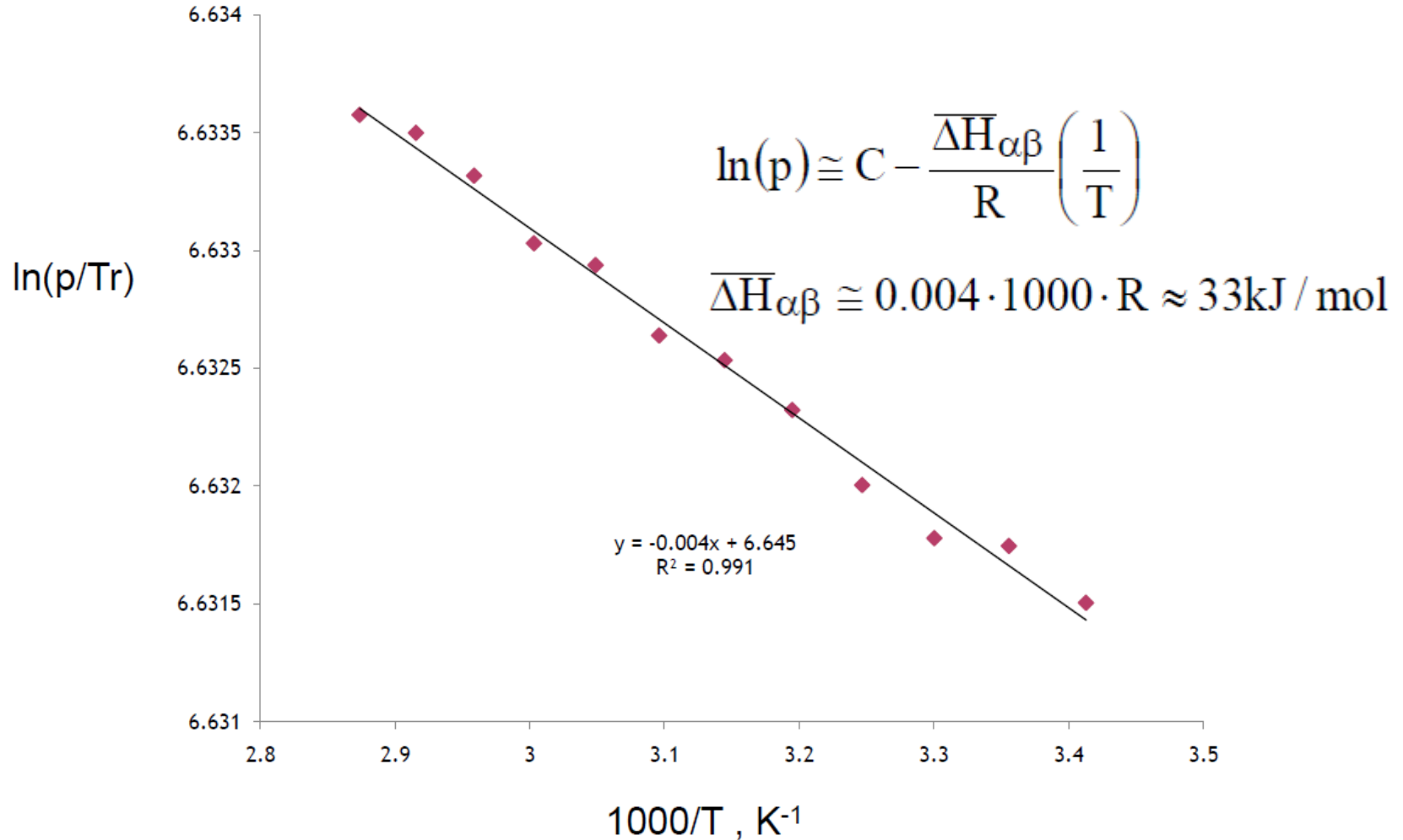
Równanie Clausiusa-Clapeyrona

opisuje wpływ temperatury na ciśnienie pary składnika (prężność składnika) w równowadze z fazą skondensowaną (cieczą lub ciałem stałym).



Wyznaczanie entalpii parowania etanolu na podstawie pomiaru prężności

Pomiar prężności składnika w zależności od temperatury umożliwia wyznaczenie entalpii przemian fazowych: parowania i sublimacji, a następnie entalpii topnienia $\Delta H_{\text{top}} = \Delta H_{\text{sub}} - \Delta H_{\text{par}}$



Wyznaczanie entalpii parowania etanolu na podstawie pomiaru prężności

Reguła Troutona

Dla wielu cieczy standardową entalpię parowania w normalnej temperaturze wrzenia można oszacować korzystając z empirycznej reguły Troutona:

$$\Delta H_{\text{par}} \approx T_{\text{wrz}} \cdot (85 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1})$$

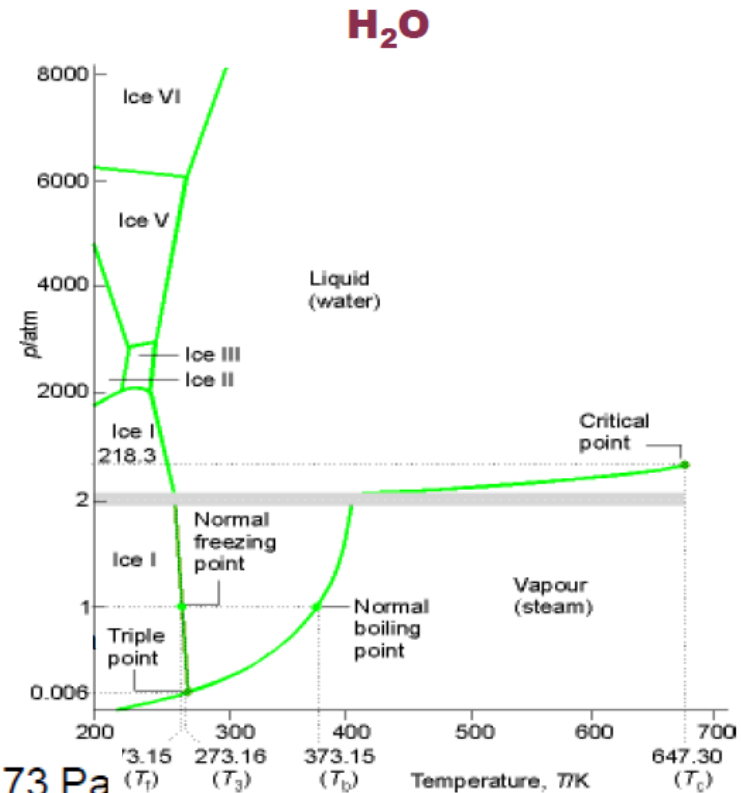
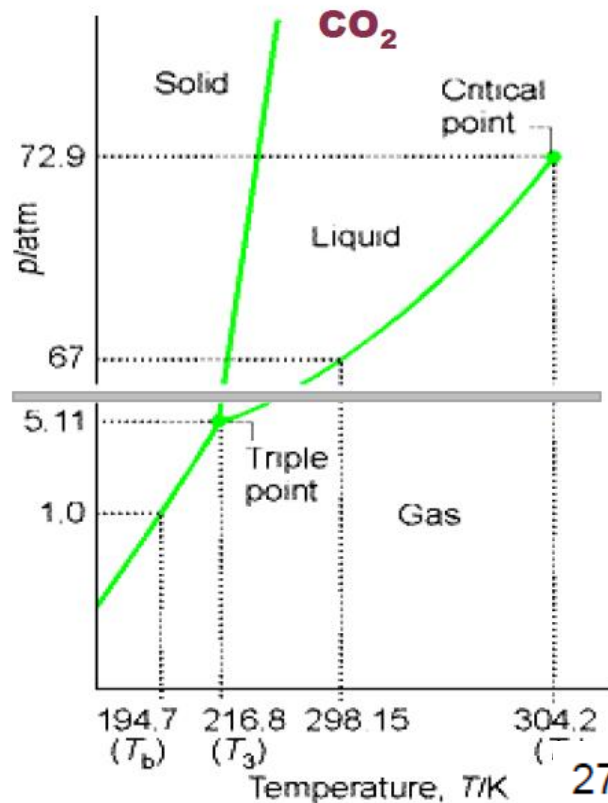
$$\left(\frac{\Delta H_{\text{par}}^{\circ}}{T_{\text{wrz}}} \right)_{p_{\text{norm}}} = \Delta S_{\text{par}}^{\circ}$$

$$\Delta S_{\text{par}}^{\circ} \approx 85 \text{ J/molK}$$

Reguła Troutona opisuje obserwację, że standardowa molowa entropia parowania cieczy jest w przybliżeniu równa $85 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Regułę Troutona spełniają: benzen, tetrachlorek węgla, cykloheksan, metan, siarkowodór. Reguły tej nie spełnia woda.

Wykresy (diagramy) fazowe-przykłady



- Krzywa równowagi ciało stałe-ciecz pokazuje jak temperatura topnienia zmienia się z ciśnieniem
- Krzywa równowagi ciecz-para pokazuje:
 - jak zależy prędkość od temperatury
 - jak zależy temperatura wrzenia od ciśnienia zewnętrznego

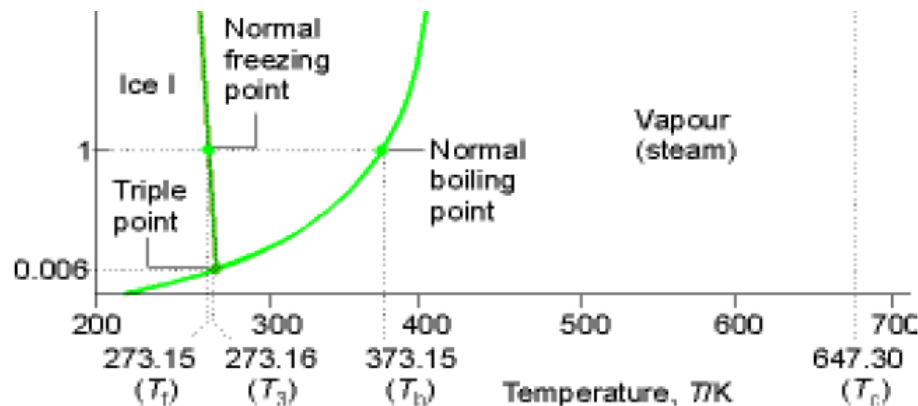
Dlaczego zimą jest „sucho” ?

Pojęcie wilgotności względnej

• Wilgotnością względną lub wilgotnością powietrza nazywamy stosunek:

$$ww = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}(g)}}{p_{\text{H}_2\text{O}(\text{nas})}} \cdot 100\%$$

$t / ^\circ\text{C}$	$p(\text{H}_2\text{O})_{\text{nas}} / \text{Pa}$	$t / ^\circ\text{C}$	$p(\text{H}_2\text{O})_{\text{nas}} / \text{Pa}$
100	101330	20	2338
80	47340	10	1228
40	7376	0	611
25	3167	-10	259



Osuszanie

Przykład. W temperaturze 60 °C osuszano toluen przepuszczając 100 L suchego powietrza pod ciśnieniem 1 atm. Oszacować straty toluenu. Prężność wody w tej temperaturze wynosi 19916 Pa. Przepuszczane powietrze jest mieszaniną nasyconej pary wodnej, nasyconej pary toluenu i suchego powietrza. Z prawa Daltona ($p_{\text{całk}} = 1 \text{ atm}$) ułamki molowe składników: x_w , x_t i x_p

$$x_w = \frac{p_w}{p_{\text{całk}}} = \frac{19916 \text{ Pa}}{101325 \cdot 10^3 \text{ Pa}} = 0,1966$$

$$x_t = \frac{p_t}{p_{\text{całk}}} = \frac{0,2022 \text{ atm}}{1 \text{ atm}} = 0,2022$$

$$x_p = 1 - x_w - x_t = 1 - 0,1966 - 0,2022 = 0,6012$$

$$\frac{n_t}{n_p} = \frac{x_t}{x_p} \quad n_t = n_p \cdot \frac{x_t}{x_p} = (3,658 \text{ mol}) \cdot \frac{0,2022}{0,6012} = 1,23$$

$$n_p = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{(101325 \cdot 10^3 \text{ Pa}) \cdot (0,1 \text{ m}^3)}{(8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot (333,15 \text{ K})} = 3,658 \text{ mol}$$