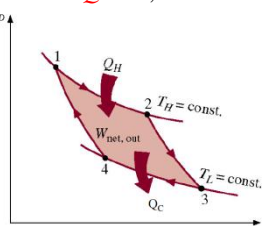

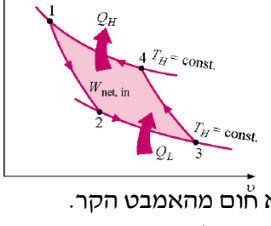


גז אידיאלי	קבועים והמרות
<p>משוואת המצב של גז אידיאלי: $PV = nRT$</p> <p>חוק זה מסכם 3 חוקים פשוטים יותר:</p> <p>חוק Boyle: עבור תהליך איזותרמי ($T = \text{const}$) אין שינוי של כמות החומר ($n = \text{const}$). $P \propto \frac{1}{V}$</p> <p>$PV = \text{const}$</p> <p>חוק Guv-Lussac: עבור תהליך איזוברי ($P = \text{const}$) אין שינוי של כמות החומר ($n = \text{const}$) $V \propto T [K]$</p> <p>$V \propto n$, $T = \text{const}$ ו-$P = \text{const}$ עיקרון אבוגדרו: כאשר</p> <ul style="list-style-type: none"> שינוי מספר החלקיקים ללא שינוי של טמפרטורה ולחץ יגרור שינוי נפח פרופורציונלי. נפחים שווים של גזים שונים הנמצאים באותה טמפרטורה ואותו לחץ יכלו את אותו מספר של חלקיקים. 	<p>קבוע הגזים:</p> $R = 0.082 \frac{L \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot K} = 8.3145 \frac{J}{\text{mol} \cdot K} = 8.3145 \frac{m^3 \cdot Pa}{\text{mol} \cdot K}$ $= 1.987 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \cdot K} = 62.3637 \frac{L \cdot \text{mmHg}}{K \cdot \text{mole}} = 62.3637 \frac{L \cdot \text{Torr}}{K \cdot \text{mole}}$ <p>קבוע בולצמן:</p> $R = N_A \times k_B \quad k_B = 1.38 \times 10^{-23} \frac{J}{K}$ <p>מספר אבוגדרו: מספר חלקיקים במול אחד.</p> $N_A = 6.022 \times 10^{23} \frac{\text{molecules}}{\text{mol}}$ <p>מול=כמות חומר הזהה למספר האטומים ב22 גרם של ^{12}C</p> <p>לחץ:</p> $1 \text{ atm} = 1.01 \text{ bar} = 760 \text{ Torr} = 101325 \text{ Pa}$ $1 \text{ atm} = 1 \frac{J}{m^3} = 1 \frac{Kg \cdot m}{sec^2} = 9.87 \times 10^{-6} \text{ atm}$ $\text{Torr} = \text{mmHg} \quad Pa = \frac{N}{m^2} \quad PSI = 6.894 \text{ kPa}$ <p>טמפרטורה:</p> $T [K] = T [^{\circ}C] + 273.15$ <p>נפח:</p> $1 L = 1000 \text{ cm}^3 \quad 1 m^3 = 1000 L = 1000 \text{ dm}^3 = 10^6 \text{ mL}$ <p>אנרגיה:</p> $1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J} \quad J = N \times m = \frac{Kg \cdot m^2}{sec^2}$ $1 J = 10^7 \text{ erg} \quad 1 L \times \text{atm} = 24.2 \text{ cal} = 101.325 \text{ J}$
<p>לחצים חלקיים וחוק דלתון:</p> <p>חוק דלתון: הלחץ של תערובת גזים אידיאליים הוא סכום הלחצים החלקיים של כל גז. הלחץ החלקי של גז מוגדר כלחץ שהגז היה יוצר אם הוא היה ממלא את נפח המיכל לבדו.</p> <p>שבר מולי: $X_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}}$ $\sum X_i = 1$</p> <p>הלחץ החלקי: $P_i = X_i P_{\text{tot}}$</p>	
<p>גז ריאלי – מודל ון דר ואלס</p> <p>הרעיון: כוחות המשיכה בין מולקולות גורמות בסופו של דבר להתנזלות (עיבוי). יש צורך במודל אשר כולל מעבר פאזה מגז לנוזל.</p> <p>כתוצאה מדחיסה, גז ריאלי עובר למצב צבירה נוזלי. בטמפ' גבוהות יותר מ-T_C למולקולות גז יש אנרגיה קינטית כה גבוהה שהקשר בין המולקולות לא יכול להיווצר ולכן הוא לא מתנזל ב-$T < T_C$.</p> <p>b-נפח עצמי: נפח הנתפס ע"י מול אחד של מולקולות גז במצב נוזלי או מוצק. $\bar{V} = \frac{RT}{P} + b \Rightarrow P = \frac{RT}{\bar{V} - b}$</p> <p>a- עקב משיכה של מולקולות הגז אחת לשנייה, הלחץ האפקטיבי המופעל על דפנות הכלי קטן ביחס ללחץ של גז אידיאלי (בו אין משיכה או דחייה). $P = \frac{RT}{\bar{V} - b} - \frac{a}{\bar{V}^2}$</p> $\left(P + \frac{an^2}{V^2} \right) (V - b) = nRT \quad \left(P + \frac{a}{Vm^2} \right) (Vm - b) = RT$	
<p>פרמטרים קריטיים: נקודת אוכף=נגזרת 1 ו-2 מתאפסות.</p> $T_c = \frac{8a}{27Rb} \quad V_c = 3b \quad P_c = \frac{a}{27b^2}$	<p>פקטור הקומפרסיה: דרך לתאר כמה גז חורג מהתנהגות של גז אידיאלי. הסטייה מאופיינת ע"י יחס נפחים מולריים.</p> $Z = \frac{V_m}{V_{\text{ideal}}} = \frac{V_m P}{RT}$ <p>טמפ' בויל: טמפרטורה בה הגז הכי דומה לגז אידיאלי.</p>

<p>החוק הראשון – חוק שימור אנרגיה</p>	<p>עבודה, חום ואנרגיה</p>
<p>אם לא הועבר חום ולא התבצעה עבודה- האנרגיה נשמרת.</p> $\Delta E = W + Q$	<p>מערכת תרמודינמית: כמות חומר בעלת מסה וזהות קבועות, עליה ממוקדת תשומת הלב. כל אשר מחוץ למערכת נקרא הסביבה. המערכת מופרדת מהסביבה ע"י גבולות, אמיתיים או דמיוניים.</p>
<p>תהליך איזותרמי: $T = const$ לחץ ונפח משתנים.</p> $\Delta E = 0 \Rightarrow W = -Q$	<p>מערכת + סביבה = יקום</p> <p>מערכת מבודדת: אין החלפת אנרגיה בצורת חום או חלקיקים.</p> <p>מערכת סגורה: מסוגלת להחליף אנרגיה עם הסביבה אך אין מעבר חלקיקים.</p> <p>מערכת פתוחה: יש החלפת אנרגיה והחלפת חלקיקים.</p>
<p>תהליך איזוכורי: $V = const$ לחץ וטמפרטורה משתנים.</p> $W = 0 \Rightarrow \Delta E = Q$	<p>אנרגיה: פונקציית מצב. $\Delta E = E_2 - E_1$</p> <p>שינוי אנרגיה מורכב משינוי טמפרטורה ושינוי נפח:</p>
<p>תהליך איזובארי: $P = const$ נפח וטמפרטורה משתנים.</p> $\Delta H = Q$ <p>תהליך לא הפיך: $W = -P_{ext} \Delta V$</p> <p>בזמן התהליך, צפיפות הגז לא אחידה. (ככל שיש יותר שלבים, מתבצעת יותר עבודה)</p>	$dE = \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)_V dt + \left(\frac{\partial E}{\partial V} \right)_T dV$
<p>תהליך הפיך: מעגלי, מורכב מאינסוף שלבים. מינימום עבודה. הלחץ החיצוני כל-הזמן כשי"מ עם הלחץ הפנימי.</p> <p>בדחיסה: $P_{ext} > P_{in}$</p> <p>בהתפשטות: $P_{ext} < P_{in}$</p> $W_{\infty} = -nRT \ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right)$	<p>אנרגיה קינטית: $\bar{E}_k = \frac{3}{2} nRT$</p> <p>עבודה: פנקציית מסלול. כמות האנרגיה המועברת למערכת בשל הפעלת כוח לאורך מסלול כלשהו. רק בזמן תהליך. דחיסה-קבלת עבודה. התפשטות- המערכת עושה עבודה. חום: מעבר אנרגיה מגוף חם לגוף קר עד שוויון טמפרטורות.</p>
<p>תהליך אדיאבטי: $Q = 0$ נפח, לחץ וטמפרטורה משתנים. גבול דיאתרמי: מעביר חום. גבול אדיאבטי: לא מעביר חום.</p> $\Delta E = W \Rightarrow C_V \Delta T = -P \Delta V$ <p>תהליך הפיך:</p>	<p>$W > 0$ – עבודה שנעשית ע"י המערכת (על הסביבה) $W < 0$ – עבודה שנעשית ע"י הסביבה (על המערכת) $Q > 0$ – חום שנקלט במערכת $Q < 0$ – חום שהמערכת פולטת לסביבה</p>
<p>$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma$ $T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_2^{\gamma-1}$ $T_1^\gamma P_1^{1-\gamma} = T_2^\gamma P_2^{1-\gamma}$</p> $\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^{\frac{nR}{C_V} = \gamma-1}$	<p>אנתלפיה: הפוטנציאל התרמודינמי. בתהליכים המתרחשים בלחץ קבוע, השינוי באנתלפיה נותן את כמות החום שזרמה אל המערכת (או ממנה, אם השינוי שלילי). (ניתן לחשב ΔH גם בלחץ לא קבוע, אבל אז: $\Delta H \neq Q$.)</p> $H = E + PV \quad \Delta H = \Delta E + \Delta(PV)$ <p>קיבול חום: כמות החום הדרושה כדי לחמם מערכת במעלה אחת.</p> <p>בלחץ קבוע: $\Delta H = C_p \Delta T \Leftrightarrow C_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P$</p> <p>בנפח קבוע: $\Delta E = C_v \Delta T \Leftrightarrow C_v = \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)_V$</p> <p>גז אידיאלי: $C_p = C_v + nR$ $C_p = \frac{5}{2} nR$ $C_v = \frac{3}{2} nR$</p> <p>יחס קיבולי חום: $\frac{C_p}{C_v} = \gamma$</p>
	<p>אנרגיה פנימית של גז אידיאלי רב-אטומי: האנרגיה הקינטית היא רק חלק מהאנרגיה הפנימית של מולקולות רב-אטומיות. בנוסף לאנרגיה הקינטית קיימות אנרגיות של דרגות חופש פנימיות כגון: רוטציה ויברציה.</p> $E_{tot} = E_{kin} + E_{rot} + E_{vib} \approx \frac{7}{2} nRT$ <p style="text-align: center;"><small>$\frac{3}{2}nRT$ nRT nRT</small></p>

<p style="text-align: center;">החוק השני - אנטרופיה</p>	<p style="text-align: center;">תרמוכימיה</p>
<p>תהליך מחזורי שהתוצאה היחידה שלו הינה מעבר חום מטמפרטורה אחת לטמפרטורה גבוהה יותר אינו אפשרי</p>	<p>אם במערכת מתרחשת תגובה כימית, שינוי ההרכב מתלווה בהחלפת חום בין המערכת לבין הסביבה.</p>
<p>תהליך ספונטני במערכת מבודדת:</p>	<p>בלחץ חיצוני קבוע: $Q_{reaction} = \Delta H_{reaction}$</p>
<p>בהתפשטות גז אידיאלי במערכת מבודדת, אנרגיית הגז לא תלוייה בנפח ולכן הכוח המניע את התהליך אינו אנרגיה מועדפת של המצב הסופי.</p>	<p>אנתלפיית תגובה: $T = 298 K, P = 1 atm \leftarrow \Delta H_{298}^\circ$</p>
<p>מצב התחלתי: המערכת עם מחיצה והגז מצוי בחצי אחד. מסירים את המחיצה מצב סופי: הגז תופס את כל הנפח הזמין במערכת.</p>	<p>תגובה אקזותרמית: פולטת חום לסביבה. תגובה אנדותרמית: קולטת חום מהסביבה.</p>
<p>מדוע מולקולות הגז לא מסתדרות בחצי מהנפח? תשובה: מספר הדרכים</p>	<p>תגובת היווצרות: בצד שמאל נמצאים יסודות במצבם הטבעי ובצד ימין נמצא מול של תרכובת. מלווה בחום היווצרות. אנתלפיית יסודות: מוגדרת כאפס.</p>
<p>השונות (Ω) בהן מולקולות יכולות להסתדר בנפח V גדול בהרבה ממספר הדרכים השונות להסתדר בחצי נפח. מצב סופי מסתבר יותר</p>	<p>$\Delta H_{תגובה} = \sum H_{תוצרים} - \sum H_{נגיבים}$</p> <p>חוק הס: השינוי הכולל בחום המלווה תגובה כימית, אינו תלוי במספר השלבים של התגובה.</p>
<p>הסתברות ומספר מולקולות:</p>	<p>♦ החלפת כיוון תגובה- החלפת סימן</p>
<p>הסתברות למולקולה אחת להימצא בחצי נפח: $P(1) = \frac{V/2}{V} = \frac{1}{2}$</p>	<p>+ $\begin{cases} A + B \rightarrow C; \Delta H_1 \\ C + D \rightarrow B + F; \Delta H_2 \end{cases}$</p>
<p>הסתברות לשתי מולקולות: $P(2) = P(1)^2 = \frac{1}{4}$</p>	<p>$A + \cancel{B} + \cancel{C} + D \rightarrow \cancel{C} + \cancel{B} + F; \Delta H_1 + \Delta H_2$</p>
<p>הסתברות למצוא N_A חלקיקים: $P(N_A) = \left(\frac{1}{2}\right)^{6.02 \times 10^{23}} \approx 0$</p>	<p>$A + D \rightarrow F; \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$</p>
<p>ההסתברות למולקולות גז להימצא לא בכל הנפח הזמין שואפת לאפס ככל שמספר המולקולות גדל.</p>	<p>♦ הכפלת תגובה בקבוע- הכפלת אנתלפייה בקבוע.</p>
<p>מצב שיווי-המשקל החדש: המצב הסופי- בעל ההסתברות הגבוהה ביותר.</p>	<p>תלות של אנתלפיית התגובה ב-T: טבלאות תרמודינמיות מגדירות ΔH_f° עבור תנאי SATP ($T=298K$). כדי לדעת גם</p>
<p>חוק שני: כל תהליך ספונטני המתרחש ביקום חייב להגדיל את אי-הסדר שלו, דהיינו, מספר המצבים הזמינים לאטומים ומולקולות ביקום.</p>	<p>חום משתחרר בתגובה בטמפרטורה שונה:</p>
<p>ניסוח נוסף: כל תהליך שמתרחש באופן ספונטני במערכת כלשהי (לאו דווקא במערכת מבודדת) חייב להגדיל את אי-הסדר של היקום.</p>	<p>$\Delta H_{T_2}^\circ = \Delta H_{T_1}^\circ + \int_{T_1}^{T_2} \Delta C_p dT$</p>
<p>מספר המצבים בהם מולקולות יכולות להסתדר פרופורציוני לנפח המערכת בחזקת מספר החלקיקים:</p>	<p>$\Delta C_p = C_p(\text{products}) - C_p(\text{reactants})$</p>
<p>$\Omega = \text{const} \left(m, T \right) \frac{V^N}{N!}$</p>	<p>אנטרופיה: פונקציה המודדת את אי הסדר במערכת.</p>
<p>$S = K_B \ln(\Omega) \quad K_B = 1.38 \times 10^{-23} \frac{J}{K} \quad R = N_A K_B$</p>	<p>❖ במערכת מבודדת, כל שינוי חייב להגדיל את אנטרופיית המערכת או להשאיר אותה קבועה, היא אף-פעם לא קטנה.</p>
<p>❖ כל תהליך ספונטני בלתי הפיך מגדיל את אנטרופיית היקום.</p>	<p></p>

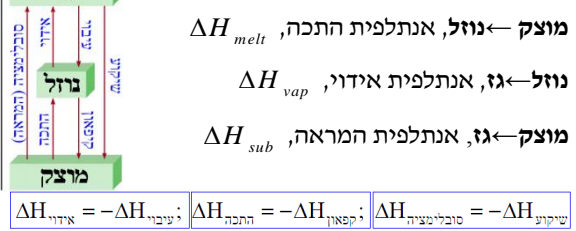
<p>פיתוח מהחוק הראשון (החוק המשותף):</p> $dE = \delta Q + \delta W = \delta Q - P_{ext} dV = T dS - P_{ext} dV$ $\Rightarrow ds = \frac{dE}{T} + \frac{P}{T} dV$ <p>עבור תהליך הפיך:</p> $\Delta S = \int_{E_1}^{E_2} \frac{1}{T} dE + \int_{V_1}^{V_2} \frac{P}{T} dV$ <p>אי-שוויון קלאוזיוס:</p> $\Delta S_{sys} \geq \frac{Q_{sys}}{T} \quad dS_{sys} > \frac{\delta Q_{sys}}{T}$ <p>מעבר פאזה:</p> $\Delta S = \frac{\Delta H_{tran}}{T_{tran}} \quad \delta S_{tran} = \frac{\delta Q_{rev}}{T_{tran}}$	<p>שינוי באנטרופיה</p> <p>בתלות במספר החלקיקים:</p> $\Delta S = N \cdot K_B \cdot \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$ <p>תמיד מתקיים:</p> $\Delta S_{univ} = \Delta S_{sys} + \Delta S_{surr}$ <p>בכל תהליך ספונטני:</p> $\Delta S_{univ} \geq 0$ <p>בכל תהליך הפיך:</p> $\Delta S_{univ} = \Delta S_{sys} + \Delta S_{surr} = 0$ <p>❖ תהליך שמבוצע על הסביבה (surr) הוא תמיד הפיך כי הסביבה היא אינסופית</p>
<p>שינוי טמפרטורה בלחץ קבוע: $P = const$</p> $\Delta S_{sys} = \int_{T_1}^{T_2} \frac{dH}{T} = \int_{T_1}^{T_2} \frac{C_p dT}{T}$ <p>גז אידיאלי (C_p לא תלוי ב-T):</p> $\Delta S_{sys} = C_p \ln \left(\frac{T_2}{T_1} \right)$ <p>שינוי טמפרטורה בנפח קבוע: $V = const$</p> $\Delta S_{sys} = \int_{T_1}^{T_2} \frac{dE}{T} = \int_{T_1}^{T_2} \frac{C_v dT}{T}$ <p>גז אידיאלי (C_v לא תלוי ב-T):</p> $\Delta S_{sys} = C_v \ln \left(\frac{T_2}{T_1} \right)$ <p>שינוי אנטרופיה של גז אידיאלי (שימוש בחוק המשותף):</p> $\begin{cases} dE = C_v dT \\ PV = nRT \end{cases} \Rightarrow \Delta S = \int_{T_1}^{T_2} \frac{C_v}{T} dT + \int_{V_1}^{V_2} \frac{nR}{V} dV$ $\Rightarrow \Delta S = C_v \ln \left(\frac{T_2}{T_1} \right) + nR \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$ <p>שינוי אנטרופיה כפונקציה של P ו-T (בגז אידיאלי):</p> $\Delta S_{sys} = C_p \ln \left(\frac{T_2}{T_1} \right) - nR \ln \left(\frac{P_2}{P_1} \right)$ <p>שינוי אנטרופיה בלחץ וטמפרטורה קבועים:</p> $\Delta S_{sys} = \frac{\Delta H_{surr}}{T}$	<p>התפשטות איזותרמית: $T = const$</p> $\Delta E = 0 \Rightarrow Q = -W = nRT \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$ <p>פיתוח מאיזותרמי הפיך:</p> $Q_{rev} = RT \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right) \xrightarrow{\Delta S = R \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)} Q_{rev} = T \Delta S$ <p>דיפרנציאל נכון גם בתהליך לא הפיך:</p> $dS = \frac{\delta Q}{T}$ <p>נוסחאות לתהליך איזותרמי הפיך ולא הפיך (גז אידיאלי):</p> <p>בסביבה התהליך הוא תמיד הפיך</p> $\Delta S_{sys} = \frac{Q_{rev}}{T} = nR \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$ $\begin{cases} \Delta S_{surr} = \frac{Q_{surr}}{T} \\ Q_{surr} = -Q_{sys} \end{cases} \Rightarrow \Delta S_{surr} = -nR \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$ <p>הערה: מכיוון שהמצב ההתחלתי והסופי של הפיך ולא הפיך זהה, ניתן גם בלא הפיך להשתמש באותה הנוסחה.</p>

אנרגיה חופשית	מחזור קרנו
<p>השימוש בעלית אי-הסדר של היקום ΔS_{univ} כקריטריון לבדיקת הספונטניות של תגובה או תהליך אינו נוח כי הוא דורש שני חישובים נפרדים: $\Delta S_{sys} + \Delta S_{surr}$.</p> <p>נוח יותר להגדיר פונקציה מצב חדשה שהיא תכונה של המערכת בלבד ושתשמש כקריטריון לספונטניות.</p> <p>אנרגיה חופשית של הלמהולץ: $A = E - TS$</p> <p>אנרגיה חופשית של גיבס: $G = H - TS$</p> <p>ב-T=const: $\Delta A = \Delta E - T\Delta S$ $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$</p> <p>הגדלת אנטרופיה היקום גורמת להקטנה האנרגיה החופשית</p> <p>בנפח וטמפרטורה קבועים: $\Delta S_{univ} > 0 \Rightarrow \Delta A \leq 0$</p> <p>בלחץ וטמפרטורה קבועים: $\Delta S_{univ} > 0 \Rightarrow \Delta G \leq 0$</p> <p>$dA \leq -SdT - PdV$ $dG \leq -SdT + VdP$</p>	<p>מכונת חום:</p> <p>מתקן היוצר עבודה מחום בתהליך מחזורי. בצורה פשוטת זוהי מערכת הכוללת גז (לאו דווקא אידיאלי) אשר כלוא מתחת לבוכנה ועובר מספר תהליכי התפשטות ודחיסה לסירוגין ובעזרתם עבודה הופכת לחום ולהפך.</p> <p>4 תהליכים עוקבים:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. התפשטות איזותרמית הפיכה. $Q > 0, W < 0$ 2. התפשטות אדיאבטית הפיכה. $Q = 0, W < 0$ 3. דחיסה איזותרמית הפיכה. $Q < 0, W > 0$ 4. דחיסה אדיאבטית הפיכה. $Q = 0, W > 0$ <p>באופן סכמטי ניתן לתאר את התהליך הני"ל כחום Q_h הזורם מאמבט חם דרך מכונת חום. חום זה מתפצל לעבודה שמערכת מבצעת על הסביבה ושאר החום Q_c מסולק לאמבט הקר.</p>  <p>$\Delta E = 0 \Rightarrow W_{tot} = -Q_{tot} = -(Q_h + Q_c) < 0$</p> <p>$\Delta S_{tot} = \frac{Q_{12}}{T_1} + \frac{Q_{34}}{T_3}$</p> <p>גז אידיאלי: $\Delta S_{tot} = nR \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right) + nR \ln\left(\frac{V_3}{V_4}\right) = 0$</p>
<p>עבור תהליך הפיך: $\Delta A = 0$</p> <p>עבור תהליך ספונטני: $\Delta A < 0$</p> <p>עבור תהליך ספונטני-אנטרופיה היקום מגיעה למקסימום האפשרי ולכן זהו מינימום לאנרגיה חופשית.</p> <p>חישוב העבודה המקסימאלית המתבצעת ע"י המערכת:</p> <p>$\delta E = T\delta S + \delta W \Rightarrow \delta E - T\delta S = \delta W \Rightarrow \delta A = \delta W$</p> <p>עבודה הפיכה היא המקסימאלית שניתן להפיק מהמערכת</p> <p>תלות של G בטמפרטורה ולחץ: $\delta G = -S\delta T + V\delta P$</p> <p>כאשר הטמפרטורה קבועה: $\left(\frac{\partial G}{\partial T}\right)_P = -S$ $\left(\frac{\partial G}{\partial P}\right)_T = V$</p> <p>$\Delta G = \int_{P_1}^{P_2} VdP$</p> <p>מקרים פרטיים:</p> <p>(1) נוזלים ומוצקים- הנפח לא תלוי בלחץ: $\Delta G = V\Delta P$</p> <p>(2) גז אידיאלי- $\Delta G = nRT \ln\left(\frac{P_2}{P_1}\right)$</p>	<p>ניצולת של מכונת חום:</p> <p>$\varepsilon = \frac{W_{tot}}{Q_h}$ $\varepsilon = 1 - \frac{T_c}{T_h}$</p> <p>$\varepsilon = \frac{Q_h + Q_c}{Q_h} = 1 + \frac{Q_c}{Q_h} = 1 - \frac{nRT \ln(V_4/V_3)}{nRT \ln(V_2/V_1)}$</p> <p>(כמה עבודה הפקנו אל מול החום שלקחנו מהמאגר החם).</p> <p>ניצולת ת. הפיך=ניצולת קרנו=ניצולת מקסימאלית</p> <p>ניצולת תהליך הפיך < ניצולת תהליך לא הפיך</p>
<p>תלות ΔG בטמפרטורה- משוואת גיבס-הלמהולץ:</p> <p>מניחים כי ΔH לא תלוי ב-T</p> <p>$\frac{\Delta G(T_2)}{T_2} - \frac{\Delta G(T_1)}{T_1} = \Delta H \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$</p> <p>בדומה לשינוי באנלפיה, שינוי באנרגיה גיבס תלוי בטמפרטורה, כי חומרים שונים מגיבים באופן שונה לשינוי טמפרטורה ולכן הפרש באנרגיה חופשית משתנה.</p> 	<p>מחזור קרנו בכיוון ההפוך- משאבת חום:</p> <p>אם נפעיל את רצף תהליכי קרנו בכיוון ההפוך נקבל משאבת חום מהמאגר הקר למאגר החם ע"י הפעלת עבודה. זה מתקן הפועל "נגד" זרימה טבעית של החום. נבדיל בין שני המקרים:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. משקיעים עבודה כדי להוציא חום מהאמבט הקר. 2. משקיעים עבודה כדי להכניס חום לאמבט החם. <p>חום זורם מגוף חם לקר כי אז הוא מגדיל את אנטרופיה היקום (החוק השני מדבר על כיווניות בניגוד לחוק הראשון).</p> 

מעברי פאזה

פאזה: מצב צבירה של חומר בעל גבולות מוגדרים ותכונות אחידות בתוך הגבולות.

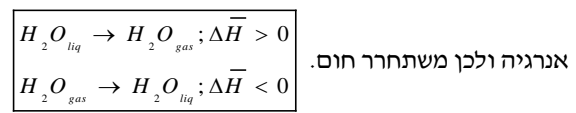
מעבר פאזה: מעבר ממוצק לנוזל (התכה) ומנוזל לגז (אידיוי) דורש **השקעת אנרגיה**. התהליך ההפוך (קיפאון ועיבוי) משחרר אותה כמות אנרגיה לסביבה.



פאזות דחוסות: נוזלים ומוצקים. להבדיל מהפאזה הגזית הדלילה.

המצב המוצק- גיבוש והיתוך: כאשר מקררים נוזל חלה ירידה באנרגיה הקינטית של מולקולות החומר. הטמ' יורדת עד נקודת הקיפאון של החומר. טמ' החומר אינה משתנה במהלך הגיבוש אך נפלט חום לסביבה. כמות החום הנפלטת למול חומר נקראת **חום הגיבוש** של החומר. התהליך ההפוך לגיבוש נקרא **היתוך**.

המצב הנוזלי-אידיוי ועיבוי: באידיוי חלק מהמולקולות בעלות אנרגיה מספיק גדולה להתגבר על כוחות המשיכה הבין-מולקולאריים והן עוזבות את פאזת הנוזל ועוברות לפאזה הגזית בתהליך **האידיוי**. ואז חלה ירידה באנרגיה הקינטית הממוצעת של המולקולות שנשארו בנוזל- הנוזל מתקרר, ואז חום עובר מהסביבה לכלי שהטמ' שלו ירדה. מעבר החום גורם לכך ששוב יהיו מולקולות בעלות אני גבוהה שיעברו אידיוי. כמות החום הדרושה לאידיוי מול אחד של נוזל בטמ' הנתונה, נקראת: **חום אידיוי מולארי** או **אנתלפית אידיוי** של נוזל. התהליך ההפוך נקרא: **עיבוי**, מולקולות מאבדות אנרגיה ולכן משתחרר חום.



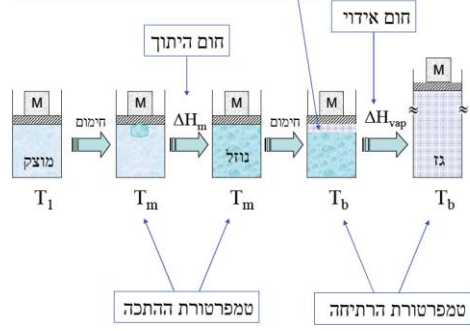
לחץ אדים: בתהליך האידיוי, אם הכלי פתוח המולקולות יתרחקו ולא יחזרו יותר לנוזל, אם הכלי סגור, חלק מהמולקולות יחזרו לפאזה הנוזלית. במצב ש"מ קצב האידיוי שווה לקצב העיבוי ולכן הלחץ בתוך הכלי לא משתנה. זהו **לחץ האדים** של הנוזל.

הערה: לחץ האדים תלוי בטמ' בלבד (ולא ב-V או P). **נקודת רתיכה נורמלית:** טמ' בה לחץ אדים = 1 אטמ'.

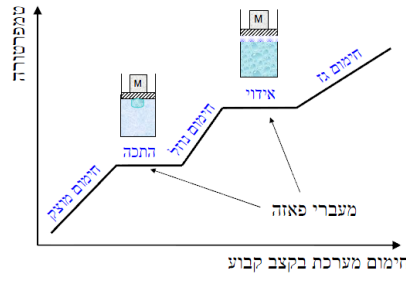
הנקודה הקריטית: אם מחממים נוזל בכלי סגור, לחץ האדים הולך וגדל עד הגבול שנקרא- **הנקודה הקריטית**, טמפרטורה בה לא ניתן להבדל בין נוזל לגז. הטמ', הלחץ והנפח הסגולי בנקודה זו נקראים: הטמ' הקריטית, הלחץ הקריטי והנפח הקריטי.

סובלימציה (המראה): מעבר פאזה מוצק → גז מבלי לעבור דרך פאזה נוזלית. קורה עקב לחץ חיצוני נמוך המופעל על החומר. יחסית מעט חומרים עוברים המראה בלחץ של אטמוספירה אחת.

מעברי פאזה
 לחץ אדים = הלחץ המופעל ע"י האדים.
 הנמצאים בש"מ עם נוזל בטמ' הנתונה.

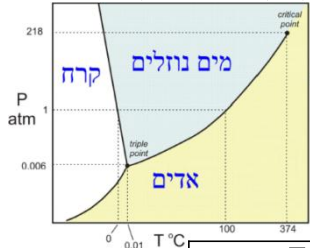


טמ' המערכת כתלות בכמות החום המועברת מהסביבה:



בהתכה (T_m) - נוזל ומוצק נמצאים בש"מ אחד עם השני בכלי.
 באידיוי (T_b) - גז ונוזל נמצאים בש"מ אחד עם השני בכלי.

דיאגרמת פאזות: ערכו ניסויים רבים ובהם קבעו טמ' רתיכה וקיפאון כתלות בלחץ החיצוני. כתוצאה מהניסויים התקבל גרף של **דיאגרמת פאזות**- אוסף נקודות ש"מ בין 3 הפאזות.



כל נקודה על הקו מסמנת נקודת ש"מ ובה קיים שוויון פוטנציאלים כימיים.

משוואת קלפרון: $\frac{\partial P}{\partial T} = \frac{\Delta \bar{S}}{\Delta \bar{V}} = \frac{\Delta \bar{H}}{T \Delta \bar{V}}$ משוואה שמתארת שיפוע בכל נקודה המפרידה בין פאזות (כך ניתן לחשב שיפוע).

מעבר solid → liquid: $\Delta \bar{S} = \frac{\Delta \bar{H}_m}{T_m}$ $\Delta \bar{V}_m = \bar{V}_{liq} - \bar{V}_{solid}$

$$P_2 - P_1 = \frac{\Delta H_m}{\Delta V_m} \ln \left(\frac{T_{m(2)}}{T_{m(1)}} \right)$$

מעבר liquid ↔ gas ו- gas ↔ solid (קלאוזיוס-קלפרון):

ואותו דבר נכון גם עבור ΔH_{vap} $\ln \left(\frac{P_2}{P_1} \right) = \frac{\Delta H_{sub}}{R} \left(\frac{1}{T_{sub(1)}} - \frac{1}{T_{sub(2)}} \right)$

אנרגיה חופשית מולארית = פוטנציאל כימי:

G של קרח לא בהכרח שווה ל-G של מים. אבל האנרגיה החופשית המולרית שלהם שווה זו לזו בשיווי-משקל.

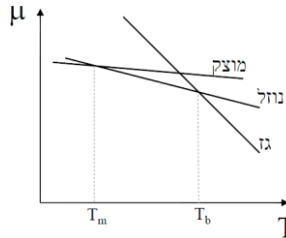
$$\bar{G}_w = \bar{G}_{ice} \quad \text{תנאי לשיווי-משקל:}$$

פוטנציאל כימי: שווה לאנרגיה חופשית מולארית $\mu \equiv \bar{G}$

כל החומרים שואפים למינימום פוטנציאל כימי.

שיפוע פוטנציאל כימי כתלות בטמפ' = אנטרופיה מולרית:

$$P_1 = \text{const}$$



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

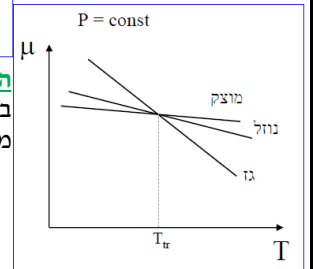
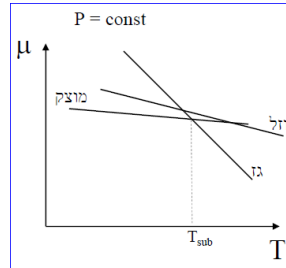
$$\bar{S}_{gas} > \bar{S}_{liq} > \bar{S}_{solid}$$

כאשר הקווים נחתכים - ש"מ בין פאזות: התכה או רתיחה.

טמפ' נמוכות: פוטי של מוצק הכי נמוך - הפאזה הכי יציבה.

המראה: נקודת החיתוך בין μ_{solid} ל- μ_{gas} אמורה להוביל

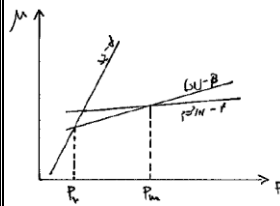
להמראה (סובליציה). אבל כדי שזה יקרה, הנקודה צריכה להיות יותר נמוכה מכל פוטי כימי אחר. ניתן להשיג זאת ע"י הקטנת לחץ. $d\mu = \bar{V}dP$. עבור P נמוך יותר ←



הנקודה המשולשת:

בלחץ וטמפ' מסויימים קיים מצב של ש"מ בין 3 הפאזות.

שיפוע פוטנציאל כימי כתלות בלחץ = נפח מולארי:



$$\bar{V}_{gas} \square \bar{V}_{liq}$$

$$\left(\frac{\partial \mu}{\partial P}\right)_T = \bar{V}$$

עליה בטמפ' הרתיחה וירידה בטמפ' הקיפאון:

עליה בטמפ' הרתיחה: $T'_b > T_b$
 ירידה בנקודת הקיפאון: $T'_m < T_m$

עליה בטמפ' הרתיחה:

$$\mu_{gas} = \mu_{solution} = \mu_{liq}^* + RT \ln(X)$$

$$\Delta \mu = \mu_{gas} - \mu_{liq}^* = RT \ln(X)$$

$$\Delta \mu = \bar{G}_{gas} - \bar{G}_{liq} = \Delta \bar{G}_{vap} \Rightarrow \Delta \bar{G}_{vap} = RT \ln(X)$$

מצד שני: $\Delta \bar{G}_{vap} = \Delta \bar{H}_{vap} - T \Delta \bar{S}_{vap}$

כששבר מולי של ממס הינו X , התמיסה רותחת בטמפ' T'_b :

$$\ln(X) = \frac{\Delta \bar{H}_{vap}}{RT'_b} - \frac{\Delta \bar{S}_{vap}}{R}$$

כאשר $X = 1$, ממס טהור רותח

$$\ln(1) = 0 = \frac{\Delta \bar{H}_{vap}}{RT'_b} - \frac{\Delta \bar{S}_{vap}}{R}$$

חיסור שתי המשוואות נותן:

$$\ln(X) = \frac{\Delta \bar{H}_{vap}}{R} \left(\frac{1}{T'_b} - \frac{1}{T_b} \right)$$

ובצורה נוספת:

$$\frac{1}{T'_b} = \frac{1}{T_b} + \frac{R \ln(X)}{\Delta \bar{H}_{vap}}$$

תמיסה מהולה: $X \rightarrow 1$ ולכן $X_{solute} \ll X_{solvent}$

שינוי הטמפ' קטן: $T'_b \approx T_b$ ולכן אפשר לקבל נוסחה פשוטה:

$$\theta_b = \frac{RT_b^2}{\Delta \bar{H}_{vap}} \times X_{solute}$$

$$X_{solute} = \frac{n_{solute}}{\omega_{solvent}} \times M_w(solvent) \times \omega$$

מולליות של ממס (ריכוז מוללי):

$$m_{solute} = \frac{n_{solute}}{\omega_{solvent}}$$

K_b - קבוע שתלוי בממס בלבד.

$$K_b = \frac{RT_b^2 M_w}{\Delta \bar{H}_{vap}} \Rightarrow \theta_b = K_b \times m_{solute}$$

מולליות = $\frac{[mol]}{[kg]}$ מספר מולים של מומס / 1 ק"ג של ממס

ירידה בטמפ' הקיפאון:

באופן זהה מקבלים:

$$\frac{1}{T'_m} = \frac{1}{T_m} - \frac{R \ln(X)}{\Delta \bar{H}_m}$$

תמיסה מהולה:

$$K_f = \frac{RT_m^2 M_w}{\Delta \bar{H}_m} \Rightarrow \theta_f = K_f \times m_{solute}$$

תמיסות

תמיסה: תערובת הומוגנית של מספר חומרים שונים, כאשר אחר מהם מתפקד כממס (solvent) והאחרים כמומס (solute).

ממס: החומר שכמותו בתמיסה היא הגדולה ביותר.

מומסים: כל שאר החומרים בתמיסה.

בקורס נתמקד בתמיסות בעלות: ממס נדיף ומומס בלתי נדיף תכונות קוליגטיביות (מופיעות בו-זמנית):

הוספת מומס בלתי נדיף לממס נדיף גורמת בו-זמנית ל-4 תופעות:

- ירידה בלחץ האדים מעל התמיסה.
- העלאת טמפרטורת הרתיחה של התמיסה.
- הורדת טמפרטורת הקיפאון של התמיסה.
- הופעת לחץ אוסמוטי.

תכונות אלה אינן תלויות בסוג החומר אלא רק בכמות המולים שלו.

ירידה בלחץ האדים מעל התמיסה:

P^* - לחץ האדים של ממס טהור.

P - לחץ האדים מעל התמיסה (לאחר הוספת מומס).

לכל גז: $\mu_{gas}(P) = \mu^\circ + RT \ln(P)$ - מוגדר עבור $P=1$ atm ותלוי רק ב- T .

חוק ראול: $P = P^* X$ (שבר מולי של הממס).

נדרש שוויון פוטנציאליים כימיים עבור התמיסה:

$$\mu_{gas} = \mu_{solution} \Rightarrow \mu^\circ + RT \ln(P) = \mu_{solution} \Rightarrow \mu_{liq}^* + RT \ln(P^* X) = \mu_{solution} \Rightarrow \mu_{liq}^* + RT \ln(P^*) + RT \ln(X) = \mu_{solution} \Rightarrow \mu_{liq}^* + RT \ln(X) = \mu_{solution}$$

הפוטנציאל הכימי של ממס בתמיסה נמוך יותר מאשר כשהוא ממס טהור. זאת מכיוון ששבר מולי: $0 < X \leq 1$.

לחץ אוסמוטי:

כאשר מוסיפים לתוך הצינור מומס בלתי נדיף, המומס מתחיל להיכנס לתוך הצינור, ונוצר עמוד נוזל אשר מפעיל לחץ על הממברנה (דרכה המומס לא יכול לעבור).

הפוט' הכימי של הממס הטהור: μ_{liq}^*

הפוט' הכימי של התמיסה (lower): $\mu^* + RT \ln(X)$

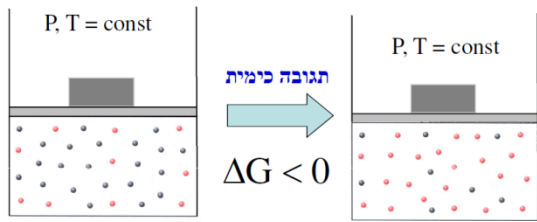
מכיוון שחומר זורם מפוט' כימי גבוה לנמוך, מים מהקערה נכנסים לצינור עד לשוויון פוט' כימיים. עליה בעמוד הנוזל גורמת לשינוי פוט' כימי של התמיסה עקב עלייה בלחץ.

$\Delta \mu(\pi)$ - תוספת לפוט' של התמיסה עקב הלחץ האוסמוטי.

$\Delta \mu = \pi \bar{V}$ - הנפח המולארי של הממס, π - הלחץ שמופעל עליית המים בצינור נפסקת כאשר התוספת לפוט' הכימי של התמיסה מתאזנת עם הירידה בפוט' הכימי עקב הוספת המומס.

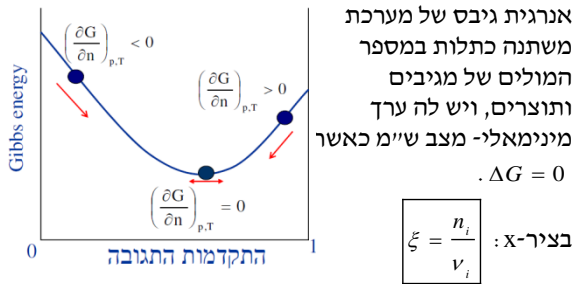
תמיסה מהולה: $nRT = \pi V$

שיווי משקל כימי



לפי החוק השני של התרמודינמיקה, אם מערכת נמצאת בלחץ וטמפרטורה קבועים אזי כל תהליך ספונטני חייב להקטין את אנרגיית גיבס שלה: $\Delta G < 0$.

אנרגיית גיבס כפונקציה של התקדמות התגובה:



אנרגיית גיבס של מערכת משתנה כתלות במספר המולים של מגיבים ותוצרים, ויש לה ערך מינימאלי-מצב ש"מ כאשר $\Delta G = 0$.

$$\xi = \frac{n_i}{\nu_i} : \text{בציר-} X$$

n_i - מספר מולים של מגיב או תוצר.

ν_i - מקדם סטויכיומטרי.

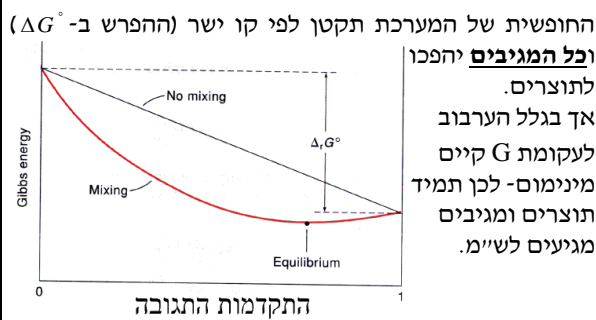
הערה: מקדמים סטויכיומטריים מוגדרים שליליים עבור מגיבים וחיוביים עבור תוצרים.

דוגמא: עבור התגובה $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C$ והתקדמות: $d\xi$
צרכים: $dn_A + dn_B = (\alpha + \beta) d\xi$ ו**נוצרים:** $dn_C = \gamma d\xi$

$$\Delta G = 0 = \gamma \mu_C - \alpha \mu_A - \beta \mu_B : \text{בנקודת ש"מ}$$

תרומה של אנרגיית הערבוב לשיווי משקל כימי:

אם תוצרים לא היו מתערבבים עם המגיבים, האנרגיה החופשית של המערכת תקטן לפי קו ישר (ההפרש ב- ΔG°)

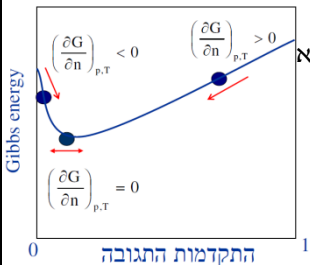


וכל המגיבים יהפכו לתוצרים.

אך בגלל הערבוב לעקומת G קיים מינימום-לכן תמיד תוצרים ומגיבים מגיעים לש"מ.

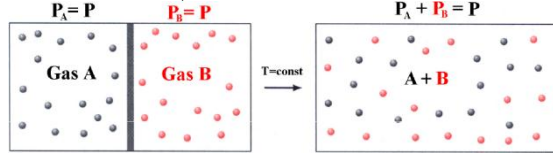
תגובות עם ΔG חיובי:

בגלל אנרגיית חופשית לערבוב, אפילו תגובה עם $\Delta G > 0$ תצא לפועל בשיעור מסויים.



אנרגיית חופשית לערבוב

בפאזה נוזלית: הפוטנציאל הכימי של תמיסה נמוך יותר מהפוטנציאל הכימי של חומר טהור. ניישם את ההיגיון הזה לפאזה הגזית.



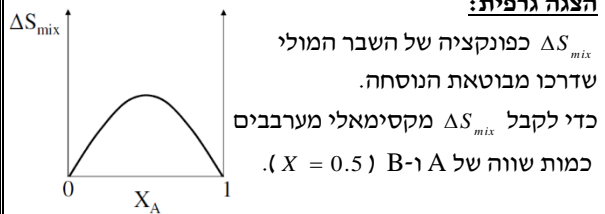
כאשר גזים מתערבבים, האנטרופיה של המערכת גדלה:
 $\Delta S_{sys} = \Delta S_{gasA} + \Delta S_{gasB} > 0$

אנטרופיית הערבוב:

$$\Delta S_{mix} = -n_{tot} R (X_A \ln(X_A) + X_B \ln(X_B))$$

$$\Delta S_{mix} = -n_{tot} R (X_A \ln(X_A) + (1 - X_A) \ln(1 - X_A))$$

הצגה גרפית:



ΔS_{mix} כפונקציה של השבר המולי שדרכו מבוטאת הנוסחה.

כדי לקבל ΔS_{mix} מקסימאלי מערבבים כמות שווה של A ו-B ($X = 0.5$).

אנרגיית חופשית של גיבס לערבוב:

$$\Delta G_{mix} = G_{initial} - G_{final} \quad G_{sys} = n_A \mu_A + n_B \mu_B$$

$$\mu_{in}(A) = \mu_A^\circ + RT \ln(P) \quad \mu_{fn}(A) = \mu_A^\circ + RT \ln(P_A)$$

$$\mu_{in}(B) = \mu_B^\circ + RT \ln(P) \quad \mu_{fn}(B) = \mu_B^\circ + RT \ln(P_B)$$

$$\Delta G_{mix} = n_A (\mu_A^\circ + RT \ln(P_A)) + n_B (\mu_B^\circ + RT \ln(P_B)) - n_A (\mu_A^\circ + RT \ln(P)) - n_B (\mu_B^\circ + RT \ln(P))$$

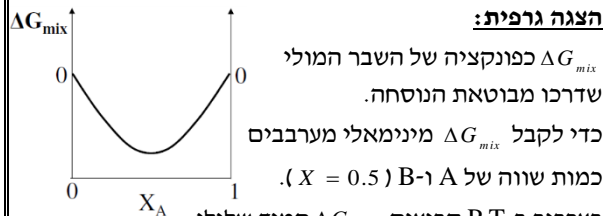
$$\Delta G_{mix} = n_A RT \ln\left(\frac{P_A}{P}\right) + n_B RT \ln\left(\frac{P_B}{P}\right)$$

במונחים של שבר מולי:

$$\Delta G_{mix} = n_{tot} RT (X_A \ln(X_A) + X_B \ln(X_B))$$

$$\Delta G_{mix} = n_{tot} RT (X_A \ln(X_A) + (1 - X_A) \ln(1 - X_A))$$

הצגה גרפית:



ΔG_{mix} כפונקציה של השבר המולי שדרכו מבוטאת הנוסחה.

כדי לקבל ΔG_{mix} מינימאלי מערבבים כמות שווה של A ו-B ($X = 0.5$).

בערבוב ב-P, T קבועים, ΔG_{mix} תמיד שלילי ולכן התהליך הוא ספונטאני.

<p>כללים בטיפול בקבוע שיווי-משקל:</p> <p>1. ריכוזיהם של מוצקים, נוזלים וממסים בתמיסות מהולות אינם מופיעים בביטויים של קבועי ש"מ. המשמעות: ריכוזם אינו משתנה בגלל התגובה.</p> <p>דוגמא: $S_{(s)} + O_{2(g)} \leftrightarrow SO_{2(g)}$ $K_c = \frac{[SO_{2(g)}]}{[S_{(s)}] \times [O_{2(g)}]}$</p> <p>ריכוז $[S_{(s)}]$ לא משתנה ולכן ניתן להכפיל את K_c</p> <p>בריכוז הזה: $K_c \times [S_{(s)}] = \frac{[SO_{2(g)}]}{[O_{2(g)}]} = K'_c$</p> <p>2. כאשר תגובה מסוימת מוכפלת בגורם כלשהו, קבוע ש"מ מועלה בחזקת הגורם המכפיל.</p> <p>3. כאשר הופכים תגובה כימית, קבוע ש"מ של התגובה החדשה הינו ההופכי של הראשונה. $K_2 = 1/K_1$.</p> <p>4. כאשר שתי משוואות כימיות עם קבועי משקל K_1 ו-K_2 מחוברות כדי לתת לגובה שלישית, אז קבוע ש"מ של התגובה החדשה מתקבל ממכפלתם: $K_3 = K_1 \times K_2$.</p>	<p>קבוע שיווי-המשקל לפי לחץ-Kp:</p> <p>קבוע שיווי משקל K_p (חסר יחידות) הוא יחס של הלחצים החלקיים של תוצרים ומגיבים בחזקת המקדמים הסטויכיומטריים:</p> $\alpha A_{(g)} + \beta B_{(g)} \leftrightarrow \gamma C_{(g)} + \delta D_{(g)}$ <p>קבוע ש"מ תלוי בטמפרטורה בלבד ולא תלוי בלחץ כללי ובכמות</p> $K_p = \frac{P_C^\gamma \times P_D^\delta}{P_A^\alpha \times P_B^\beta} = const(T)$ <p>יחס הגזים בתערובת נשאר קבוע. ההתחלתית של המגיבים. הערה: לחצים המופיעים בביטוי זה הם תמיד לחצים מנורמלים, כלומר, מחולקים בלחץ: $P=1 \text{ atm}$ (לשם קיצור מדלגים על הכתיבה של החלוקה בלחץ).</p> $K_p = \frac{(X_C P)^\gamma \times (X_D P)^\delta}{(X_A P)^\alpha \times (X_B P)^\beta} = \frac{X_C^\gamma \times X_D^\delta}{X_A^\alpha \times X_B^\beta} \cdot P^{\Delta \nu}$ $\Delta G = \underbrace{\delta \mu_D^\circ + \gamma \mu_C^\circ - \alpha \mu_A^\circ - \beta \mu_B^\circ}_{\Delta G^\circ} + RT \ln(K_p) = 0$ $\Delta G^\circ = -RT \ln(K_p) \Rightarrow K_p = e^{-\frac{\Delta G^\circ}{RT}}$
<p>מנת הריאקציה-Q:</p> <p>תנאים התחלתיים של תגובה בד"כ שונים מתנאי שיווי-משקל ולכן כדאי לדעת לאיזה כיוון (תוצרים או מגיבים) תתקדם התגובה.</p> <p>דוגמא: $2S_{(s)} + 3O_{2(g)} \leftrightarrow 2SO_{3(g)}$ ב- $T = 1000 \text{ K}$</p> $Q = \frac{1^2}{1^3} = 1 < K_p, K_p = \frac{P_{SO_3}^2}{P_{O_2}^3} = 3.4$ <p>כדי להגיע לש"מ המונה יגדל והמכנה יקטן לפי היחס הסטויכיומטרי: $Q = 3.4$</p> $Q = \frac{(1+2x)^2}{(1-3x)^3} = K_p = 3.4$ <p>כאשר $Q < K_p$: התגובה מתקדמת לכיוון התוצרים. כאשר $Q > K_p$: התגובה מתקדמת לכיוון המגיבים.</p>	<p>קבוע שיווי המשקל לפי ריכוז-Kc:</p> <p>באופן דומה ניתן להגדיר קבוע שיווי-משקל K_c (חסר יחידות)</p> $\alpha A_{(g)} + \beta B_{(g)} \leftrightarrow \gamma C_{(g)} + \delta D_{(g)}$ $K_c = \frac{[C]^\gamma \times [D]^\delta}{[A]^\alpha \times [B]^\beta} = const(T)$ <p>הגדרת ריכוז: כמות של החומר ביחידת נפח</p> $[A] = \frac{n_A}{V} \left[\frac{\text{mol}}{\text{liter}} \right]$ <p>הנוסחה הנ"ל נכונה עבור הפאזה הגזית וגם עבור הנוזלית.</p>
<p>גורמים המשפיעים על שיווי-משקל:</p> <p>תגובה כימית בש"מ שומרת על ריכוזי מגיבים ותוצרים, אלא אם גורם חיצוני מפר ש"מ זה:</p> <p>1. שינוי בטמפרטורה משנה קבוע שיווי משקל ולכן גם את הריכוזים היחסיים של תוצרים ומגיבים.</p> <p>2. שינוי בלחץ כללי או בריכוז משנה את הריכוזים היחסיים בלבד.</p>	<p>הקשר בין K_c לבין K_p:</p> <p>בתגובה בפאזה הגזית קיים קשר בין לחץ חלקי של גז ובין ריכוזו בכלי. בהנחת גזים אידיאליים:</p> $P_A V = n_A RT \Rightarrow [A] = \frac{n_A}{V} = \frac{P_A}{RT} \left[\frac{\text{mol}}{\text{liter}} \right]$ $K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta \nu}}$ <p>$\Delta \nu = (\delta + \gamma) - (\alpha + \beta)$ הפרש מקדמים סטויכיומטריים.</p> $R = 0.082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K}$
<p>עיקרון לה-שטלייה:</p> <p>שינוי בכל אחד מהגורמים הקובעים את תנאי שיווי-משקל של המערכת (טמפר, לחץ או ריכוז), יגרום לשינויים במערכת בכיוון ההפוך (כלומר, כאלה שיתנגדו לשינוי החיצוני).</p> <p>השפעת ריכוז: העלאת ריכוז אחד מהגזים תביא להתקדמות התגובה לכיוון שייצור את הגז השני.</p> <p>השפעת לחץ: הגדלת לחץ חיצוני תביא להתקדמות התגובה לכיוון שיקטין את הלחץ במערכת (הפיכת שני מולים ל-1).</p> <p>השפעת טמפר: חימום ע"י גורם חיצוני יגרום להסתת ש"מ מינה (לכיוון הקטנת החום). $N_2 O_{4(g)} + \text{heat} \leftrightarrow 2NO_{2(g)}$.</p> <p>תגובה אקסותרמית: פולטת חום לסביבה ($\Delta H < 0$).</p> <p>תגובה אנדותרמית: קולטת חום מהסביבה ($\Delta H > 0$).</p>	<p>תלות K_p ב-T:</p> <p>עבור תגובה אנדותרמית $\Delta H > 0$, כשמעלים טמפר' $T_2 > T_1$</p> $\ln \left(\frac{K_p(T_2)}{K_p(T_1)} \right) = -\frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) > 0$ $\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} < 0 \Leftarrow$ <p>כלומר: עליה בטמפר' גרמה להגדלת ערך קבוע ש"מ:</p> $K_p(T_2) > K_p(T_1)$ <p>דהיינו, התגובה התקדמה לכיוון התוצרים- לכיוון הקטנת החום.</p>