

ترمودینامیک

لیکوال: استاد نوراحمد احسان

لنگر

ترمودینامیک هفه علم دی چې د تودو خې اړیکې د میخانیکی کارسره تربخت لندې نیسي. د ترمودینامیک لغوي معنا د تودو خې انتقال ده. انرژي ډول شکلونه لري؛ لکه د تودو خې انرژي، کیمیاوي انرژي برقي انرژي اونور، چې د یوه حالت څخه بل حالت ته بدليږي. هم په فزيکي او هم په کیمیاوي تبديلاتوکې د انرژي بدلون منځ ته رائي. په ټينوروسوکې انرژي تولید او ټینوکې په مصرف رسی، حتی په یوه ژوندي موجودکې هم دا حالت موجودوي.

کیمیاوي ترمودینامیک په ماشینونوکې د تودو خې د انرژي بدلون په میخانیکی انرژي او پر عکس ترمطالعه لندې نیسي. همدارنګه د انرژي مختلف ډولونه او د هغوي بدلون په کیمیاوي سیستمونوکې په تعاملاتوکې د تودو خې ترمنځ د تبادلې قوانین، د انرژي او کارتريمنځ د تبادلې قوانین، په کیمیاوي تعاملاتوکې کیمیاوي تعادل او د فازونو ترمنځ تعادلات تربخت لندې نیسي. داعلم د اتوم او مالیکول سره چندان سروکارنه لري بلکه مايكروسکوپیک سیستمونه ترمطالعه لندې نیسي.

بنستهیز ويونه: ترمودینامیک، سیستم او محیط، د ګیس انرژي، انتروپي، دهس قانون

سریزه

کله چې ماده تغییرکوي ده ګه دانرژي محتوي هم تغییرکوي. ممکن داتغییرفزيکي وي اویا کيمياوی. دېيلگې په توګه کله چې واوره ويلې کېږي انرژي جذبېري، کله چې داوبوبراس متراكم کېږي انرژي آزادېري. کله چې شمع سوزي موم او اکسيجن ده ګه د محسولاتو په نسبت (کاربن دای اکساید او اوې) زیاته انرژي لري. دانرژي نومورې اختلاف دتودو خې یانور په شکل آزادېري.

ترمودايناميک دفزيک دعلم هغه شاخه ده چې دتودو خې اوده ګه تغیيرات دانرژي دنوروشكلونو سره تربحث لاندې نيسی. په دي مقاله کې به دتودو خې دکيميا خخه یوڅه ولولو. نومورې کيميا ده ګه تدو خې خخه چې په کيمياوی او فزيکي بدلونونو کې برخه اخلي سروکارلري. یعنې دتودو خې کيميا د تعمالاتوانرژيکي اثرات تربحث لاندې نيسی. د تعمالات دانرژيکي اثراتو په اړه داتومو تر منځ داريکواوماليکولونو تر منځ دانرژي محاسبه، د مواد د تعامل قابلیت دکيمياوی پرسو دجهت تعیین، د تکنالوجيکي پرسوانرژيکي بلانسونو محاسبه او نورو کې موردا استفاده قرار نيسی.

دسيستم حالت (ماده ياد مداد و مجموعه) ديوشميريارامتروپه واسطه لکه دتودو خې درجه، فشار، حجم او کتله تشریح کېږي. دسيستم د حالت د تشریح لپاره او کوم تغیيرات چې په هغه کې منځ ته راخي دھینو عناء و نیوپواسطه لکه: داخلی انرژي، انتالپي، انتروپي، د ګیبس انرژي او نورو په واسطه تشریح کیدا شی.

سيستم اوده ګه ډولونه

System سيسټم: هغه مواد چې په یوه تعامل کې په هغه تمرکز کوو (تعامل کوونکي او محسولات) په مجموع کې سيسټم بلل کېږي، په داسي حال کې چې بل هرڅه، د تعامل ظرف، اتاق، ساختمان، او نور د محیط په نوم يادېري. مثلا: د موټرانجن، برقي حجره، د یوه تيستيوب تعامل کوونکي اجزاوي چې داتول ظاهراله محیط خخه جلا فرض کېږي خوپه حقیقت کې د خپل محیط سره را کړه ورکړه لري او په دری ډوله تقسيميږي:

۱- خلاص سيسټم: Open System

هغه ډول سيسټم ته ويل کېږي چې د تعامل دستگاه د خپل محیط سره کتله او انرژي تبادله کړي مثلا: په یوه کيمياوی تعامل کې ګاز او حرارت تولیدېري او له دستگاه خخه هم ګاز او هم تدو خه وزی، لکه د موټرانجن چې تیل پکې سوزي ګاز او تدو خه خارجوي او اکسيجن له بهر خخه اخلي.

۲- ترلى سيسټم Close System

هغه سيسټم دي چې د تعامل دستگاه د محیط سره یوازې انرژي (تدو خه) تبادله کړي. که چېږي په دي سيسټم کې داسي لوښي استعمال شي چې په سختي سره له هغه خخه انرژي

(حرارت) او بنفس ورگه ووزی داډول لوښوته دتودوختي اوورپانگه نيمه عايق لوښي ويل کيږي. Diathermic

۳-آزاد(مجزا) سیستم: Isolated System

په دي ډول سیستم کې د تعامل دستگاه دمحیط سره هیڅ نوع اړیکې نه لري یعنې کتله او انرژي نه تبادله کوي. هغه لوښي چې په دي سیستم کې استعمالېږي دتودوختي عايق دي اوډ Adiabatic په نوم یادېږي.

هغه سیستم چې تودوخته یې ثابته وي د Isotherm Or Isothermal په نوم اوکه فشار ثابت وی د Isobar اوکه حجم ثابت وی د Isometric Or Isochor په نوم یادېږي. (احسان؛ ۷۰) (۱۳۹۲)

دانرژي، دبقا قانون (ترموداینامیک لوښی قانون)

د پوتنشیل انرژي اوډ حرکي انرژي ترمنځ اړیکې په لړخه ژوره توګه خپرو. دانرژي د بقدا قانون مطابق، انرژي نه منځ ته راخې او نه له منځه ھي، فقط کيدلاني شي دیوه حالت خخه بل حالت ته واپري.

که چيرې داوبو د بند خخه داوبو دوتلو پروسه په نظرکې ونيسو. د بند ترشا او به، دخروجي جريان دارتفاع په علت، د پوتنشیل انرژي لري اما حرکي انرژي نه لري ($v=0$). اما د بند خخه داوبو دوتلو په اثر خپله داوبوارتفاع او د پوتنشیال انرژي کمېږي او سرعت او حرکي انرژي یې زیاتېږي. داوبو د پوتنشیل انرژي او حرکي انرژي مجموعه همیشه ثابته پاته کيږي. کله چې او به لاندې لویېږي او په ھبرو لګېږي یاد بربیننا تورین خرخوي، حرکي انرژي یې دانرژي په نوروشكلونو بدليېږي-شايدې په تودوخته اوپا په الکتریکي انرژي باندې تبدیله شي. د بند خخه داوبو دوتلو په اثر داوبو د حرکي انرژي په تودوخته اوډ هغه (اوبو) لګيدل درودخانې په ھبرو، خونوري مهمې نكتې دانرژي په باره کې رابني. لوښي داچې انرژي ھيرشكلونه لري. که خه هم داوبو حرارتی انرژي او حرکي انرژي د بند خخه دوتلو په حال کې متفاوتې په نظر لګي؛ اما شباهت یې ھيرزيات دی.

دتودوختي انرژي، همغه د ماليکولونو حرکت، حرکي انرژي ده، چې د یوه شي دتودوختي په لاس راپرلو سره اندازه کيږي. که چيرې د یوه شي اتومونه او ماليکولونه آهسته په حرکت کې وي، هغه شي د ټيټې تودوختي لرونکي وي. برعکس، که یوشۍ دلوري تودوختي لرونکي (گرم) فرض کړو که چيرې یې اتومونه يا ماليکولونه په سرعت سره په حرکت کې وي او په شدت سره د ترمامتر یاداندازه گيرې بلې وسيلي سره برخوردو کړي. تودوخته له یوه شي خخه بل شي ته یومقدار انتقال شوې حرکي انرژي ده، چې دتودوختي درجې دتفاوت په نتيجه کې ده ټيټې شي په منځ کې منځ ته راخې.

کيمياوي انرژي دانرژي یوه بله نوعه ده چې د بند ترشاداوبو دانرژي سره متفاوته ده، اما

دەغە سره پوره شباھت لري. كيمياوی انرژي دپوتنتشیال دانرژي يوه نوعه ده چې په هغه کې دماليکولونوكيمياوی اړيکې دذخیرې په عنوان عمل کوي. په همفه ډول کله چې اوبي پايدارترین مکان ته لوپوري خپله پتنشیال انرژي ازادوي، كيمياوی مواد هم چې کله تعامل کوي اوپايدارتر محصولات منځ ته راپوري دپوتنتشیال انرژي يې دتودو خپه يانورې ډول آزادېږي.

دېندخخه داوبو دوتلو په مورد دوھمه نکته دانرژي دباقاقانون ته اشاره ده. دېولوانرژي ګانو دمحاسبې اوبيا یوازې ذکر لپاره لازمه ده چې دېولوپېښو تسلسل کوم چې داوبو دوتلو خخه رامنځ ته کېږي په حساب کې راپرو: داوبو دتوبیدلو په وخت کې دەغه آواز، دېند په تل کې دېبرو تودو خه، دتوبینونو او دېربیننا تولید وونکو خرون خريدل، دېربیننا یي نيرو انتقال، وسائل چې په بېربیننا کارکوي، اوئور. په خلاصه توګه ويلاقې شوچې دلساه تللي انرژي، په بل څای کې اوبيه بل شکل ځان بنې. دانرژي دباقاقانون دومره اهميت لري چې هغه دترمودايناميک دلومړي قانون په عنوان پېژندل شوي. (مک موري: ۱۹۳-۱۹۲: ۱۳۸۵)

تابع حالت: تابع یا هغه خاصیت چې مقداری په یوازې د موجوده سیستم په حالت (شرايطو) پوري مربوط وي، نه هغه شرايطو ته درسيدلويه مسیر پوري. (مک موري: ۱۹۱-۱۹۲: ۱۳۸۶)

خلاصه: دیوه جسم دېولوماليکولون دپوتنتشیل اوخرکي مجموعي انرژي ته ده مغه جسم داخلي انرژي وايي.

بايدپه ياد ولرو چې په عادي فزيکي او كيمياوی تعاملاتو کې دیوه حالت خخه بل حالت ته دانرژي، تغيير ممکن دي، الکتروني او هستوي انرژي تغيير نه کوي. که اول حالت په E_1 او دوهم حالت په E_2 و بنو دل شي نو $E_2 - E_1 = \Delta E$... I سره. ددي رابطې په اساس سره دانرژي تغيير ΔE په اول او آخر حالت پوري مربوط دي دمسير په تغيير سره هیڅ اړه نه لري.

انتالپي (موجوده تودو خه)

دانتالپي توپير یوازې دتعامل په جريان کې مهم دي. دداخلي انرژي E په خير انتالپي هم دحالت يو تابع دي چې مقدارئې یوازې دسيستم په اوسيني حالت پوري اړه لري، هغه حالت ته درسيدلپاره په طي شوي مسیر پوري اړه نه لري. نوځکه دتعامل خخه وروسته يا مخکي دسيستم دانتالپي دقيق مقدار دپوهيدلو لپاره ضرورت نشته. یوازې

بايد درrostي او اولي حالتونو فرق و پېژنو: تعامل کونکي $H -$ محصولات $\Delta H = H$ دداخلي او باندېنسی انرژي ګانو مجموعې ته انتالپي وايي. اوبيا په بله وينا: دداخلي انرژي مجموعه او د فشار او حجم حاصل ضرب ته چې دسيستم د مجاور محیط په واسطه تولیدېږي انتالپي ويل کېږي. چې په H سره بنو دل کېږي. يعني: $H = E + PV$ ترتیا کلبو

شرايطو لاهدي (ثابت فشار) دانرزي مقداربني يعني بنئ چي مورد نظر سیستم خه
مقدارانرزي لري. (احسان: ١٣٩٢: ٧١)

هجه تعاملات چي په ثابت فشار کي سره رسی په کيميا کي ډير معمول دي، دداسي
محصولاتوليپاره دتودوخې تغييردخاصې علامې پواسطه چي ΔH بلل کيربي، بسودلی شو،
دتودوخې همدغه تغييردتعامل دتودوخې اويد تعامل دانتالپي تغيير په نوم يادېږي.
 $\Delta H = \Delta E + P\Delta V$

دترمودیناميك معیاري حالت

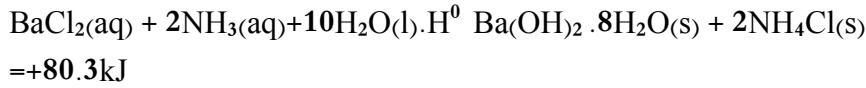
په 1atm فشار او ${}^{\circ}\text{C}$ ٢٥ تودوخه، په محلول کي دتولو موادوليپاره (1M) غلظت
اوديوې مادي پايدارترين شكل ته دترمودیناميك معیاري حالت وايي.

تعريف: په معیاري شرايطوکي دانتالپي اندازه شوی تغيير ته دتعامل معیاري انتالپي
وايي، چي په ΔH^0 سره بسودل کيربي. مثلا دپروپان تعامل داکسيجن سره کولائي شو په لاهدي
ډول ولیکو:

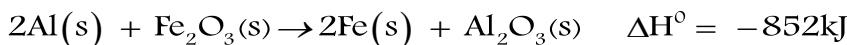


دکيمياوي تغيير انتالپي

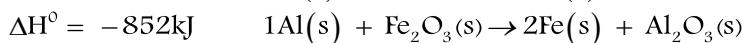
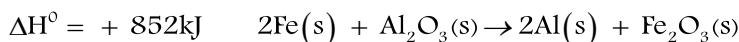
دانتالپي تغيير ته زياتره دتعامل تودوخه وائي، ځكه په ثابت فشار کي دسيستم دننه يا
دباندي دتودوخې دمقیاس جريان دي. که چيرې دمحصولاتو انتالپي دتعامل کونونکو
موادو دانتالپي خخه زياته وي نوتودوخه له محیط خخه دسيستم داخل ته جاري شوې
اوډ ΔH علامت مثبت وي. داسې تعاملاتو ته تودوخه اخستونکي endo Endothermic
داداڅل په معني يعني حرارت دسيستم داخل ته نزوې) تعاملات وائي. مثلا، دیومول باریم
هايدروکسايد چي اته مالیکوله کرستلى او بهه ولري دامونیم کلوراید سره 80.3kJ تودوخه له
محیط خخه جذبوې. نو $\Delta H^0 = +80.3\text{kJ}$ دي. محیط چي تودوخه ئي له لاسه ورکړي وي
تردي حده يخ شي چي دلوبني دشا او خوا دمحیط رطوبت دلوبني په دیوالوپوري منجمد
شي.



که دمحصولاتو انتالپي تر تعامل کونونکو کمتره وي، تودوخه دسيستم خخه محیط ته
جاري کيربي او ΔH منفي علامت لري. داسې تعاملاتو ته تودوخه ورکونونکي تعاملات
دا مونیم ترمیت او دفريک اکسايد تعامل تردي حده تودوخه آزادوي او محیط ګرموي
 $\text{H}^0 = -852\text{kJ}$ (چي له هجه خخه دوسپنو په ټوبن کاري، کي کاراخلي).



دانالپی دتغییر مقدار ده تعالیم دداوار و حالتولپاره مساوی وی اما په علاموکې ئی فرق وي، مثلا، دوسپنی تعامل دالموئیم اكسايد سره، چې المونیم او دوسپنی اكسايد منخ ته راوري (دترمیت دتعامل عکس) باید تودو خه اخستونکی اولرونکی د $\Delta H^\circ = +852\text{kJ}$ وي:



(مک موری: ۱۹۸۶-۱۹۷۱)

داریکې دتفکیک انرژی

ديوپ کيمياوي اپيکي دماتولو دپاره دلزيم انرژي مقدار په مجزا ماليکول کې چې دگاز په حالت کې وي، داریکې دجوريدو په اثنانکي آزادي شوي انرژي ته داریکې دتفکیک انرژي (D) وايي. داریکې دتفکیک انرژي تل مثبت مقدار د، چکه داریکې دماتولولپاره باید انرژي تامين شي. برعکس، داریکې دجوريدو خخه آزاده شوي انرژي تل منفي وي. دمالیکول هره يوه اريکه، دتفکیک خاصه انرژي لري. دمشابه جفتوا اتمونو دتفکیک انرژي معمولاً مشابه وي. داریکې دتفکیک انرژي په واقع کې دتعامل لپاره داریکې دماتولو دمعياري انتالپي د تغیير ΔH° بيانونکي ده. دلشي تعامل لپاره

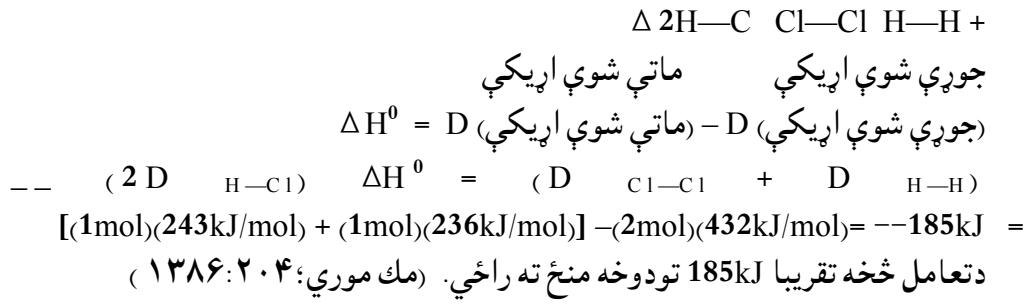


$$\Delta H^\circ = D = \text{داریکې دتفکیک انرژي}$$

دمثال په ډول، کله چې وايو چې د كلورين Cl_2 داریکې دتفکیک انرژي $D = 243\text{kJ/mol}$ ده، منظوردادي چې د $\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Cl}(\text{g})$ دتعامل دمعياري انتالپي تغیير $\Delta H^\circ = 243\text{kJ/mol}$ ده. داریکې دتفکیک انرژي تل مثبت وي چکه داریکې دماتولو دپاره باید انرژي مصرف شي. دهس دقانون خخه په استفادې خخه، کولاي شوده تعالیم دپاره دانتالپي تقربي تغیير دمحصولاتو دټولوجورو شوي اوپيکو دانرژي خخه دتعامل کونونکو موادو دټولو ماتې شوي اوپيکو انرژي دتفريق په واسطه محاسبه کرو: دورکړل شوي مقدار چې په ليست کې موجود دی د كلورين داریکې تفکیک شوي انرژي H_2 , 243kJ/mol Cl_2 د 436kJ/mol HCl او د 432kJ/mol HCl ده. نوكولاي شو دتقربي انتالپي معياري تغیير دنوموري تعامل لپاره داسي محاسبه کرو:

$$(\text{جورې شوي اپيکې}) - (\text{ماتې شوي اپيکې}) = D = \Delta H^\circ$$

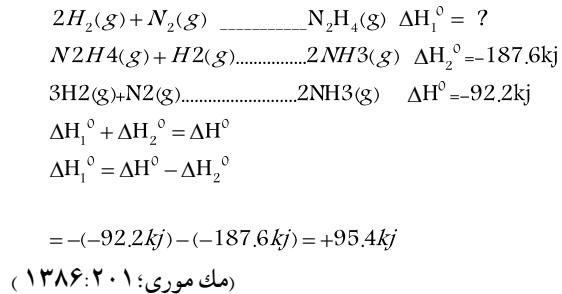
مثلا، دهایدروجن تعامل دکلورین سره چې هایدروکلوریک اسید جوړوي، یوه اړیکه د Cl—Cl اویوه اړیکه د H—H ماتیږي، په داسې حال کې چې د H—Cl دوې اړیکې جوړېږي:



د هس قانون

تعريف: دټول تعامل دانتالپی تغییر دتعامل دټولو مرحلو دمجموعی انتالپی دتغییراتو سره برابره ده.

يعني، دتعامل دانتالپی تغییر یوازې دتعامل دلومړنیوموادو اونهایي محسولاتو په حالت او طبیعت پورې مربوط دی نه د وسطي پروسې په مسیراً د مرحلو په تعداد پوري.



د جوړښت (تشکیل) معیاري تودو خه

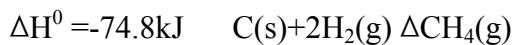
سلګونه مليونه کیمیاوی تعاملات موجوددي چې دټولو لپاره د ΔH^0 په لاس راولې امكان نه لري. نوباید دیوې غوره لارې په لته کې شو.

تریبولو بهتره طریقه چې د هغه خخه استفاده کېږي د تشکیل معیاري تودو خه د چې د ΔH^0 په نښه ئې بنې.

د جوړښت معیاري تودو خه: په معیاري حالت کې د جوړښونکو عناصرو خخه دیومول مادې د جوړیدولپاره دتعامل حرارتی اثر ته د جوړیدو معیاري تودو خه (دانتالپی تغییر وايسي، چې په ΔH^0 سره نسodel کېږي).

ددې تعريف په باره کې خو تکو ته توجه وکړي. د مادې د جوړیدو تعامل

دجور و نکوعناصر و خخه کیدای شی فرضی وي (زیارتہ همداسی ده). دمثال په توګه، نه شوکولانی په لابراتوار کې په ترکیبی ډول دهايدروجن او کاربن خخه میتان جورکړو، سره ددې چې د میتان دجوریدو تودو خه $\Delta H_f^0 = -74.8 \text{ kJ/mol}$ ده، چې د لاندې فرضی تعامل دانتالپی معیاري تغییردي.



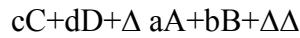
د توجه وړ دوهم تکی دادی، په تعامل کې هره ګډون کوونکې ماده پڅل معیاري حالت او پايدارترین شکل په 1atm فشار لاندې او تودو خې په (25°C) کې وي. مثلا، کاربن د گرافیت په خیر نه دالماں په خیر په شرایطو کې پايدارتره وي، او ګازی هایدروجن H_2 (نه دهايدروجن اтомونه) پايدارتره دي. د هر عنصر د پايدارترین شکل د پاره په معیاري حالت کې ($\Delta H_f^0 = 0$) سره ده. په ياد باید ولرو چې زموږ ټول محاسبات دانتالپی د تغییراتو په بنسته دي، نه دانتالپی د واقعی مقدارونو په بنسته. نوچکه ټپولو عناصر و لپاره ده ګه په بنسته سنجلوں کېږي.

په ترموموژیمیکی محاسباتو کې دانتالپی د معیاري تغییر استعمال:

د هر کیمیاوی تعامل لپاره دانتالپی معیاري تغییر د ټپولو تعامل کوونکوموا د د مجموعی تشکیل د تودو خې، د محصولاتو د مجموعی تشکیل د تودو خې د تفریق خخه په لاس رائخی. (په ياد ولري چې د هرې مادې د تشکیل تودو خه په توزین شوې معادله کې ضرب کړي).

$$\Delta H_f^0 (\text{تعامل کوونکې}) - \Delta H_f^0 (\text{محصولات}) = \Delta H_f^0 (\text{تعامل د د پیداکولو لپاره})$$

تعامل د ΔH_f^0 د پیداکولو لپاره



تعامل کوونکو د تشکیل مجموعی تودو خه د محصولاتو د تشکیل د مجموعی تودو خې خخه کمه کړي.

$$\Delta H_f^0 = c\Delta H_f^0(C) + d\Delta H_f^0(D) + \dots - [a\Delta H_f^0(A) + b\Delta H_f^0(B) + \dots]$$

د ګیبس انرژی

يو سیستم په څل سر یعنې د بهر خخه د کارد مصرف خخه پرته کیدلی شی د کم ثبات حالت نه با ثبات حالت ته راشی. دیادې جملې خخه د اسې نتیجه اخیستل کېږي؛ په کیمیاوی پروسوکې په عین وخت کې د ڈرو دوھ تمايله؛ یو د مستحکمواريکو پواسطه سره متعدد کیدل د سیستم دانتالپی په کمنیت سره او دوھم جدا کیدل د سیستم د انترپوی په زیاتیدو باندې تاثیر لري. په بله وینا په ياده پیښه کې دوھ متضاد عوامل یعنې انتالپی (ΔH) او انترپوی ($T\Delta S$) دواړه تبارز کوي. د دې دواړو متضادو تمايلو مجموعی اثر په هغه

پروسوکی چې په ثابت فشار او تودو خه کې سرته رسیبې د گیبس د انرژی تغییر (G) (ایزوبار - ایزوترمیک پوتنشیل) په نوم یادیږي.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

لندی نا مساوات د پرسوی دامکان اصولی شرط رابنی: $\Delta G < 0$

یا په بله وینا، که چیرې گیبس د انرژی مقدار د سیستم د نهایی حالت خخه د سیتم

د ابتدایی حالت مقدار زیات وي نوبه خپل سر تعامل سرته رسیبې.

$$\Delta G > 0$$

گیبس د انرژی زیادت دا ګواهی ورکوي، چې په ورکړل شویو شرایطو کې د پرسوی په

خپل سر واقع کیدل امکان نشه. که چیرې $\Delta G = 0$ نوسیستم په کیمیاوی تعادل کې
قرارلري. (هادی: ۱۳۶۷؛ ۲۴۹)

د گیبس د تشکیل (جورښت) معیاري انرژي

گیبس معیاري آزاده شوی انرژي: گیبس معیاري آزاده شوی انرژي ΔG^0 په نښه
ښودل کېږي. په یو اتموسفیر فشار کې د محصولاتو د پاره د انرژي هغه تغییر دی چې په هغه
کې تعامل کونکي مواد له خپل معیاري حالت خخه، په هغه محصولاتو چې په خپل
معیاري حالت کې قرارلري تبدیل شي.

ديوه تعامل د پاره د (ΔG^0) مقدار د تشکیل آزادی شوی معیاري انرژي خخه په هغه

ډول په لاس راورو کوم چې د (ΔH^0) مقدارونه مود د تشکیل د معیاري انتالپي خخه په لاس
راورل.

ديوه ترکیب د تشکیل معیاري آزاده انرژي (ΔG_f^0) چې د معیاري آزادی انرژي د تغییر په
صورت کې، دیومول د تولید د پاره د تشکیل کونکو عنصروله ترکیب خخه چې په معیاري
حالت کې قرارلري تعریفېږي. د دې تعریف په بنسټ، د هر عنصر د تشکیل معیاري آزاده
انرژي په معیاري حالت کې صفر ده. دیوه تعامل د پاره د (ΔG^0) مقدار مساوی دی له:
د محصولاتو د تشکیل معیاري آزادی انرژي ګانو، حاصل جمع؛ منفي د تعامل کونکو
مواد د تشکیل معیاري آزادی انرژي ګانو د حاصل جمع سره. (مورتیمر: ۱۳۸۹؛ ۳۱۵)

آنتروپي او د ترمودینامیک دوهم قانون

ديوه جسم ګرمول د هغه جسم د مالیکولونو دې نظمي د زیاتیدو سبب ګرزي. بنا دیوه
جسم آنتروپي د تودو خې په زیاتیدو سره زیاتيرې. بر عکس، دیوه جسم سپول د هغه جسم
د تشکیل کونکوا جزا د نظم د زیاتیدو او د آنتروپي د کمیدو سبب ګرزي. (دبې نظمي
د مقدار مقياس د آنتروپي) « S » په نوم یادیږي، چې په نتيجه کې د سیستم د منظم حالت په
نسبت، بې نظم حالت زیاتيرې $S > 0$. د سیستم تغییر د کم نظم حالت خخه منظم حالت ته
دانتروپي په کمیدو پورې اړه لري او د دا سې پرسوی جريان په خپل سر لړ احتمال لري.
د ګاز هغه کپسول چې دبل کپسول سره وصل دي، په خپل سر لو مرپني کپسول ته ګاز نه

رائي. دسيستم داسي تغييرچي دبي نظم حالت خخه منظم تر حالت ته راشي دسيستم انتروبي كميبري. $S < 0$. كه چيري په خپل سره سيستم کي تغيير راشي نواانتروبي به زياته شي چي همدغه عبارت دترمودايناميک دوهم قانون جوروبي. دترمودايناميک دوهم قانون وايي: (پخپل سره تغيير دانتروبي دزيادت سره ملگري دي.)

طبيعي پيبني

طبيعي پيبني هغويينبوته ويل کيربي چي دانتروبي بدلونونه پکي مشبت يعني متزايدوی. مثلاً گازانبساط په خلا کي، دتوهجسم سريدل، دعضوي مرکباتوتجزیه اونور. نوموري پيبني یوطرفه او طبيعی دی او دې نظمي په طرف درومي. یوه طبيعی پيبنيه دخارجي مداخلې په اثر معکوس کيداي شي، مثلاً دهوا انقباض دېستون په واسطه چي یوې قوي ته اړتیاپيښيري او انتروبي کميبري. تعادل هغه وخت منځ ته رائي چي انتروبي خپل اعظمي قيمت ته ورسيري. دخپلوعادي مشاهداتو اړتجربو په اساس ويلاي شوچې:

۱- دتودو خنه نه شي کولاني په خپل سر دساره جسم خخه تاوده جسم ته منتقل شي.
۲- دتودو خې انتقال دلوري درجې خخه تېټې درجې ته صورت نيسې. او ددي ډول یوطرفه جربانو خنه دکارېه تولید کې ګته اخیستل کيربي، په دې شرط چي دتودو خې منبع یوه نه وي، لکه دخارپه دیگ کي متراكم شوی براس، یادیوه آ بشار خنه داوبو توییدل کارسته رسولی شي.

۳- په دې فزيکي نړۍ کي دانتروبي کلى مقدار دزياتيدو په حال کې دی، نوئکه په کيمياوي پيښوکې ډيراهميست لري. په دې مانا چي کيمياوي پيښه په خپل سره غفي خواته چي چي دانتروبي تغييرزيات وي. دترمودايناميک دوهم قانون دژوندي سيستم لپاره دتطبيق ورنه دی. مګر دمايكروسكوبېک سيستمونو دپاره دتطبيق وردې. پورتني جريانات په دووبرخوو يشل کيربي: (آصفې: ۱۰۷؛ ۱۳۷۶)

۱- په خپل سر (خود بخودي) جريانات

هغه پيښې چي پخپل سر، سرته رسيري، بې له دې چي دبهر خخه په هغه کوم کارا جرا شي لکه دتودجسم خخه ساره جسم ته دتودو خې انتقال او یا هم په یوه هادى کې دالکترونو انتقال.

۲- دخپل سر خخه پرته (غير خود بخودي) جريانات

هغه پيښې چي له بھر خخه انرژي ورکړل شي يعني کارورياندي مصرف شي. لکه دتودو خې انتقال دساره جسم خخه تاوده جسم ته. یا هم دتودو خې پواسطه دباطري چار جول. دترمودايناميک دوهم قانون په واسطه کولاني شود خود بخودي جريان خخه کار حاصل کړو. (نواب زاده: ۶۷؛ ۱۳۷۷)

په مطلق صفر کې دیوه کامل بلوري جسم آنتروبي کيدلای شي صفر اختيارکري. دې

عبارة ته اغلباً دترموداینا میک دریم قانون وايي. لومړۍ ټل دوالترنرنست پواسطه په ۱۹۰۶م کې فورمول بندی شو. په مطاق صفر درجه کې د یوکامل بلور آنتروپي د صفر سره برابره ده (سیلبر برگ؛ ۳۶۱: ۱۳۸۹).

پایله

- ۱- کاراوتودو خه دیوې لوې طبقه بندی چې انرژي یې بولی یوبل شکل دی.
- ۲- د انرژي یوشکل کیدلای شي په بل شکل تبدیل شي.
- ۳- انرژي نه منځ ته راخي اونه له منځه ئې.

دترموداینا میک لومړۍ قانون په واقع کې د انرژي د تحفظ قانون دی: انرژي دیوه حالت خخه بل حالت ته بدلون مومي، مګرنه خلق اونه له منځه ئې، یا په بله وینا: دټولې نړۍ انرژي ثابته ده.

کله چې ترموداینا میکی سیستم د خپل محیط سره کاراوح حرارت تبادله کړي او وروسته له یوه سلسله تحولاتو خخه اولي حالت ته راوګرزي: که یې کارا جرا کړي وي تو دو خه یې له لاسه ورکړي او که یې تو دو خه اخیستې وي کاريې سرته رسولی بهترین مثالونه یې د چایجوش څوبنیدل دی، چې تو دو خه یې اخیستې کاريې اجرا کړي. او بل د موټرانجن چې تو دو خه له لاسه ورکوي کارسته رسوي. د انرژي د تحفظ د قانون په اساس ویلای شوچې په یوه داینا میکی پروسه کې د ټولو انرژيو د تغییراتومجموعه د صفر سره مسا وي ده. ددهې خبرې مفهوم دادی چې انرژي دیوه شکل خخه بل شکل ته بدليږي. دترموداینا میک لومړنی قانون يومجموعی قانون دی چې په ژونديواو غيرژونديوا جساموکې د تطبیق وردي.

نودترموداینا میک دلو مری قانون مطابق:

۱- هغه مقدار انرژي چې دترموداینا میکی سیستم په واسطه اخیستل کېږي، ده ګه انرژي داندازې سره برابره ده چې د سیستم محیط له لاسه ورکړي ده. او بر عکس هم هم داسې .۵۵

۲- يومادي سیستم د تودو خې په تاکلې درجه کې د تاکلې او معینې کتلې لرونکی وي، نود تاکلې (معین) انرژي یاتو دو خې در لودونکی هم وي.
دارې کو په جو ربنت کې ډيرقوت دی که شوې ماتې د ژوندون بې مروت دی
دارې کو په نوعیت کې دقت وکړه که شوې جوړې د (احسان) سره، قدرت دی
ماخذونه

۱- رابرست سی فای، جان مک موري (۱۳۹۰هـ ش). شیمی عمومي. ژباره: یاوری، عیسى وادیب مهدی. تهران: لومړۍ چاپ، لومړۍ او دو هم ټوک. نشر علوم دانشگاهي.
۲- مورتیمر، چارلز: (۱۳۸۹هـ ش) شیمی عمومي. ژباره: یاوری، عیسي. تهران. دری دیرشم چاپ. نشر علوم دانشگاهي، تهران.

- ۳- مورتیمر، چارلز: (۱۳۸۰ ه ش) شیمی عمومی. ژباره: جوادی، طوسی اونور. تهران. شپرم چاپ. لومپری او دوهم توک. مرکز نشر دانشگاهی.
- ۴- سیلبربرگ، مارتین (۱۳۸۹ ه ش) اصول شیمی عمومی. ژباره: دکتر میرمحمد صادقی مجید اونور. تهران: دوهم چاپ، لومپری توک او دوهم توک، نوپردازان.
- ۵- آصفی، امرالله: (۱۳۷۶ ه ش) دتودوخی کیمیا. پیښور: لکچرنوت. دساینس پوهنځی، دافغانستان اسلامی پوهنتون. داسلامی پوهنتون خپرونو.
- ۶- نواب زاده، حبیب الله: (۱۳۷۷ ه ش) فزیکی کیمیا. پیښور: لکچرنوت. دساینس پوهنځی، دافغانستان اسلامی پوهنتون. سلامی پوهنتون خپرونو.
- ۷- هادی، عبدالعلی: اونور، (۱۳۶۷ ه ش) کیمیای عمومی وغیر عضوی. کابل: لومپری توک. کابل پوهنتون.
- ۸- احسان (۱۳۹۲ ه ش) کیمیای عمومی وغیر عضوی. لکچرنوت پوهنځی. طب معالجوي وستوماتولوزي. پوهنتون غالب. هرات. نشرات شکيباني.