ترمودینامیک

لیکوال: استاد نوراحمد احسان

لنډیز

ترموداینامیك هغه علم دی چې دتودوخې اړیکې دمیخانیکي کارسره تربحث لاندې نیسي. دترموداینامیك لغوي معنا دتودوخې انتقال ده .انرژي ډول ډول شکلونه لري؛ لکه دتودوخې انرژي، کیمیاوي انرژي برقي انرژي اونور، چې دیوه حالت څخه بل حالت ته بدلیږي. هم په فزیکي او هم په کیمیاوي تبدیلاتوکې دانرژي بدلون منځ ته راځي. په ځینوپروسوکې انرژي تولیداوځینوکې په مصرف رسي، حتی په یوه ژوندي موجودکې هم داحالت موجودوي.

کیمیاوی ترموداینامیك په ماشینونوکې دتودوخې دانرژۍ بدلون په میخانیکي انرژي اوبرعکس ترمطالعه لاندې نیسي. همدارنګه دانرژۍ مختلف ډولونه اودهغوي بدلون په کیمیاوي سیستمونوکې په تعاملاتوکې دتودوخې ترمنځ دتبادلې قوانین، دانرژي اوکارترمنځ دتبادلې قوانین، په کیمیاوي تعاملاتوکې کیمیاوی تعادل اودفازونوترمنځ تعادلات تربحث لاندې نیسي. داعلم داتوم اومالیکول سره چندان سروکارنه لري بلکه مایکروسکوپیك سیستمونه ترمطالعه لاندې نیسي.

بنسټیز ویونه : ترموداینامیك، سیستم اومحیط، دګیبس انرژي، انتروپي، دهس قانون

سریزه

کله چې ماده تغییرکوي دهغې دانرژي محتوي هم تغییرکوي. ممکن داتغییرفزیکي وی اویاکیمیاوی. دبیلګې په توګه کله چې واوره ویلې کېږي انرژي جذبیږي، کله چې داوبوبړاس متراکم کیږي انرژي آزادیږي. کله چې شمع سوزي موم اواکسیجن دهغه د محصولاتوپه نسبت (کاربن دای اکساید او اوبه) زیاته انرژي لري . دانرژي نوموړی اختلاف دتودوخې یانورپه شکل آزادیږي.

ترموداینامیك دفزیك دعلم هغه شاخه ده چې دتودوخې اودهغې تغییرات دانرژي دنوروشکلونوسره تربحث لاندې نیسي. په دې مقاله کې به دتودوخې دکیمیا څخه یوڅه ولولو. نوموړې کیمیا د هغه تودوخې څخه چې په کیمیاوی اوفزیکی بدلونونوکې برخه اخلي سروکارلري. یعنې دتودوخې کیمیادتعاملاتوانرژیکي اثرات تربحث لاندې نیسي. دتعاملاتودانرژیکي اثراتوپه اړه داتوموترمنځ داړیکواومالیکولونوترمنځ دانرژۍ محاسبه، دموادودتعامل قابلیت دکیمیاوی پروسو دجهت تعیین، دتکنالوجیکي پروسوانرژیکي بلانسونو محاسبه اونوروکې مورداستفاده قرارنیسي.

دسیستم حالت(ماده یادموادومجموعه) دیوشمیرپارامتروپه واسطه لکه دتودوخې درجه، فشار، حجم اوکتله تشریح کیږي. دسیستم دحالت دتشریح لپاره اوکوم تغییرات چې په هغه کې منځ ته راځي دځینوعناوینوپواسطه لکه: داخلي انرژي، انتالپي، انتروپي، دګیبس انرژي اونورو په واسطه تشریح کیدای شي.

سیستم اودهغه ډولونه

System سیستم: هغه مواد چې په یوه تعامل کې په هغه تمرکز کوو (تعامل کوونکي اومحصولات) په مجموع کې سیستم بلل کیږي، په داسې حال کې چې بل هرڅه، دتعامل ظرف، اتاق، ساختمان، اونوردمحیط په نوم یادیږي. مثلا: دموټرانجن، برقي حجره، دیوه تیستیوب تعامل کوونکې اجزاوې چې داټول ظاهراله محیط څخه جلافرض کیږي خوپه حقیقت کې دخپل محیط سره راکړه ورکړه لري اوپه دری ډوله تقسیمیږي:

۱-خلاص سیستم: Open System

هغه ډول سیستم ته ویل کیږي چې دتعامل دستګاه دخپل محیط سره کتله اوانرژي تبادله کړي مثلا: په یوه کیمیاوی تعامل کې ګازاوحرارت تولیدیږي اوله دستګاه څخه هم ګازاوهم تودوخه وزي، لکه دموټر انجن چې تیل پکې سوزي ګازاوتودوخه خارجوی اواکسیجن له بهرڅخه اخلي.

۲-تړلی سیستمClose System

هغه سیستم دی چې دتعامل دستګاه دمحیط سره یوازې انرژي(تودوخه)تبادله کړي. که چیرې په دې سیستم کې داسې لوښي استعمال شي چې په سختۍ سره له هغه څخه انرژي

(حرارت) او بنفش وړانګه ووزي داډول لوښوته دتودوخې اووړانګې نیمه عایق لوښي ویل کیږي. Diathermic

۳-آزاد(مجزا) سیستم: Isolated System

په دې ډول سیستم کې دتعامل دستګاه دمحیط سره هیڅ نوع اړیکې نه لري یعنې کتله اوانرژي نه تبادله کوي. هغه لوښي چې په دې سیستم کې استعمالیږي دتودوخې عایق دي اود Adiabatic په نوم یادیږي.

هغه سیستم چې تودوخه یې ثابته وي د Isotherm Or Isothermal په نوم اوکه فشارثابت وی د Isobar اوکه حجم ثابت وی د Isometric Or Isochor په نوم یادیږي.(احسان؛۷۰: ۱۳۹۲)

دانرژۍ دبقا قانون(دترموداینامیك لومړی قانون)

دپوتنشیل انرژۍ اودحرکي انرژۍ ترمنځ اړیکې په لږڅه ژوره توګه څیړو. دانرژۍ دبقادقانون مطابق، انرژي نه منځ ته راځي اونه له منځه ځي، فقط کیدلای شي دیوه حالت څخه بل حالت ته واوړي.

که چیرې داوبو د بند څخه داوبو دوتلو پروسه په نظرکې ونیسو. دبند ترشا اوبه، دخروجي جریان دارتفاع په علت، دپوتنشیل انرژي لري اما حرکی انرژي نه لري(v=0). اما دبند څخه داوبو دوتلوپه اثر خپله داوبوارتفاع اودپوتنشیال انرژي کمیږي او سرعت اوحرکي انرژي یې زیاتیږي. داوبودپوتنشیل انرژي اوحرکي انرژي مجموعه همیشه ثابته پاته کیږي. کله چې اوبه لاندې لویږي اوپه ډېرو لګیږي یاد بریښنا توربین څرخوي، حرکي انرژي یې دانرژۍ په نوروشکلونو بدلیږي-شایدپه تودوخه اویا په الکتریکي انرژۍ باندې تبدیله شي.

دبند څخه داوبودوتلو په اثرداوبودحرکي انرژۍ تبدیلیدل په تودوخه اودهغه(اوبو) لګیدل درودخانې په ډېرو، څونورې مهمې نکتې دانرژۍ په باره کې راښي. لومړی داچې انرژي ډیرشکلونه لري. که څه هم داوبوحرارتي انرژي اوحرکي انرژي دبند څخه دوتلو په حال کې متفاوتې په نظر لګي؛ اما شباهت یې ډیرزیات دی.

دتودوخي انرژي، همغه دمالیکولونودحرکت، حرکي انرژي ده، چې دیوه شي دتودوخي په لاس راوړلوسره اندازه کیږي. که چیرې دیوه شي اتومونه اومالیکولونه آهسته په حرکت کې وي، هغه شی دټیټې تودوخي لرونکی وي. برعکس، که یوشی دلوړې تودوخی لرونکی (ګرم) فرض کړو که چیرې یې اتومونه یا مالیکولونه په سرعت سره په حرکت کې وي اوپه شدت سره دترمامتر یاداندازه ګیرۍ بلې وسیلې سره برخوردوکړي. تودوخه له یوه شي څخه بل شي ته یومقدارانتقال شوې حرکي انرژي ده، چې دتودوخې ددرجې دتفاوت په نتیجه کې دهغې شي په منځ کې منځ ته راځي.

کیمیاوي انرژي دانرژۍ یوه بله نوعه ده چې دبند ترشاداوبو دانرژۍ سره متفاوته ده، اما

دهغه سره پوره شباهت لري. کیمیاوی انرژي دپوتنشیال دانرژي یوه نوعه ده چې په هغه کې دمالیکولونوکیمیاوی اړیکې دذخیرې په عنوان عمل کوي. په همغه ډول کله چې اوبه پایدارترین مکان ته لویږي خپله پتنشیال انرژي ازادوي، کیمیاوی مواد هم چې کله تعامل کوي اوپایدارتر محصولات منځ ته راوړي دپوتنشیال انرژي یې دتودوخې یانورپه ډول آزادیږي.

دبندڅخه داوبو دوتلو په مورد دوهمه نکته دانرژۍ دبقاقانون ته اشاره ده. دټولوانرژي ګانو دمحاسبې اویا یوازې ذکر لپاره لاژمه ده چې دټولوپیښو تسلسل کوم چې داوبو دوتلوڅخه رامنځ ته کیږي په حساب کې راوړو: داوبو دتوییدلو په وخت کې دهغه آواز، دبند په تل کې دډبرو تودوخه، دتوربینونو اودبریښنا تولیدوونکوڅرخونوڅرخیدل، دبریښنا یی نیرو انتقال، وسایل چې په بریښنا کارکوي، اونور. په خلاصه توګه ویلای شوچې دلاسه تللې انرژي، په بل ځای کې اوپه بل شکل ځان ښي. دانرژۍ دبقا قانون دومره اهمیت لري چې هغه دترموداینامیك دلومړي قانون په عنوان پیژندل شوی. (مك موری:۱۹۳-۱۹۲: ۱۳۸۵)

تابع حالت: تابع یا هغه خاصیت چې مقداریې یوازې د موجوده سیستم په حالت (شرایطو) پورې مربوط وي، نه هغه شرایطو ته درسیدلوپه مسیر پورې. (مك موری؛ ۱۹۴-۱۹۱:۱۳۸۶)

خلاصه: دیوه جسم دټولومالیکولونودپوتنشیل اوحرکي مجموعي انرژي ته دهمغه جسم داخلي انرژي وایي.

بایدپه یاد ولرو چې په عادي فزیکي اوکیمیاوي تعاملاتوکې دیوه حالت څخه بل حالت ته دانرژۍ تغییر ممکن دی، الکتروني اوهستوي انرژي تغییر نه کوي. که اول حالت په E_1 اودوهم حالت په E_2 وښودل شي نو $E_2-E_1=\Delta E$...I سره. ددې رابطې په اساس سره دانرژۍ تغییر ΔE په اول اوآخر حالت پورې مربوط دی دمسیر په تغییر سره هیڅ اړه نه لري.

انتالپي (موجوده تودوخه)

دانتالپي توپیر یوازې دتعامل په جریان کې مهم دی. دداخلي انرژۍ Eپه څیر انتالپي هم دحالت یو تابع دی چې مقدارئې یوازې دسیستم په اوسني حالت پورې اړه لري، هغه حالت ته درسیدولپاره په طي شوي مسیر پورې اړه نه لري. نوځکه دتعامل څخه وروسته یا مخکې دسیستم دانتالپي دقیق مقدار دپوهیدلو لپاره ضرورت نشته. یوازې بایددوروستي اواولي حالتونو فرق وپیژنو: $\Delta H = H_{\text{محصولات}} - H_{\text{تعامل کوونکي}}$

دداخلي اوباندینۍ انرژي ګانو مجموعې ته انتالپي وایي. اویا په بله وینا: دداخلي انرژي مجموعه اودفشاراوحجم حاصل ضرب ته چې دسیستم دمجاورمحیط په واسطه تولیدیږي انتالپي ویل کیږي. چې پهH سره ښودل کیږي. یعنې: $H = E + PV$ ترټاکلیو

شرایطو لاندې(ثابت فشار) دانرژۍ مقدارښي یعني ښئ چې مورد نظر سیستم څه مقدارانرژي لري. (احسان:۱۳۹۲؛۷۱)

هغه تعاملات چې په ثابت فشارکې سر ته رسي په کیمیا کې ډیر معمول دي، دداسې محصولاتولپاره دتودوخې تغییردخاصې علامې پواسطه چې ΔHبلل کیږي، ښودلی شو، دتودوخې همدغه تغییردتعامل دتودوخې اویاد تعامل دانتالپي تغییر په نوم یادیږي.

$\Delta H = \Delta E + P\Delta V$ تغییر انتالپي .

دترمودینامیك معیاري حالت

په 1atm فشار او $25\,^0C$ تودوخه، په محلول کې دټولو موادولپاره (1M)غلظت اودیوې مادې پایدارترین شکل ته دترمودینامیك معیاري حالت وایي.

تعریف: په معیاري شرایطوکې دانتالپی اندازه شوی تغییر ته دتعامل معیاري انتالپي وایي، چې په ΔH^0سره ښودل کیږي. مثلا دپروپان تعامل داکسیجن سره کولای شو په لاندې ډول ولیکو:

$C_3H_8(g) + 5O_2(g)\ 3CO_2(g) + 4H_2O(g)\ H^0 = -2043kJ$ (مك موري؛ ۱۹۶:۱۳۸۶)

دکیمیاوی تغییر انتالپي

دانتالپي تغییر ته زیاتره دتعامل تودوخه وائي، ځکه په ثابت فشارکې دسیستم دننه یا دباندې دتودوخې دمقیاس جریان دی. که چیرې دمحصولاتو انتالپي دتعامل کوونکو موادو دانتالپي څخه زیاته وي نوتودوخه له محیط څخه دسیستم داخل ته جاری شوې اوΔHعلامت مثبت وی.داسې تعاملاتوته تودوخه اخستونکي Endothermic (endo دداخل په معني یعنې حرارت دسیستم داخل ته ننوزي) تعاملات وائي. مثلاً، دیومول باریم هایدروکساید چې اته مالیکوله کرستلی اوبه ولري دامونیم کلورایدسره 80.3kJ تودوخه له محیط څخه جذبوي. نو ($\Delta H^0 = +80.3kJ$) دی. محیط چې تودوخه ئي له لاسه ورکړې وي تردې حده یخ شي چې دلوښي دشا اوخوا دمحیط رطوبت دلوښي په دیوالوپورې منجمد شي.

$BaCl_2(aq) + 2NH_3(aq)+10H_2O(l).H^0\ Ba(OH)_2 .8H_2O(s) + 2NH_4Cl(s)$
$=+80.3kJ$

که دمحصولاتوانتالپي تر تعامل کوونکو کمتره وي، تودوخه دسیستم څخه محیط ته جاري کیږي اوΔH منفي علامت لري. داسې تعاملاتو ته تودوخه ورکوونکي تعاملات (Endothermic)«endo دخارج په معنا ، پس تودوخه خارج ته جاري کیږي »وایي. مثلاً، دالمونیم ترمیت اودفریك اکساید تعامل تردې حده تودوخه آزادوي اومحیط ګرموي ($H^0= -852kJ$)چې له هغه څخه دوسپنو په ځوښ کارۍ کې کاراخلي.

$$2Al(s) + Fe_2O_3(s) \rightarrow 2Fe(s) + Al_2O_3(s) \quad \Delta H^o = -852kJ$$

دانتالپي دتغییرمقدار دهرتعامل ددواړوحالتولپاره مساوی وی اما په علاموکې ئي فرق وي، مثلا، دوسپنې تعامل دالمونیم اکساید سره، چې المونیم اودوسپنې اکساید منځ ته راوړي(دترمیت دتعامل عکس) باید تودوخه اخستونکی اولرونکی د $\Delta H^o = + 852kJ$ وي:

$$\Delta H^o = + 852kJ \quad 2Fe(s) + Al_2O_3(s) \rightarrow 2Al(s) + Fe_2O_3(s)$$

$$\Delta H^o = -852kJ \quad 1Al(s) + Fe_2O_3(s) \rightarrow 2Fe(s) + Al_2O_3(s)$$

(مك موري؛۱۹۸-۱۹۷:۱۳۸٦)

داړیکې دتفکیك انرژي

دیوې کیمیاوي اړیکې دماتولو دپاره دلاړمې انرژۍ مقدار په مجزا مالیکول کې چې دګاز په حالت کې وي، داړیکې دجوړیدوپه اثناکې آزادې شوې انرژي ته داړیکې دتفکیك انرژي (D) وایي. داړیکې دتفکیك انرژي تل مثبت مقداردی، ځکه داړیکې دماتولولپاره باید انرژي تامین شي. برعکس، داړیکې دجوړیدو څخه آزاده شوې انرژي تل منفي وي. دمالیکول هره یوه اړیکه، دتفکیك خاصه انرژي لري. دمشابه جفتو اتومونو دتفکیك انرژي معمولا مشابه وي. داړیکې دتفکیك انرژي په واقع کې دتعامل لپاره داړیکې دماتولو دمعیاري انتالپي د تغییر ΔH^o بیانوونکې ده. دلاندې تعامل لپاره

$X + Y \rightarrow X—Y$

$\Delta H^o = D =$ داړیکې دتفکیك انرژي

دمثال په ډول ، کله چې وایو چې دکلورین Cl_2 داړیکې دتفکیك انرژي $D = 243kJ/mol$ ده، منظوردادی چې د$Cl_2(g) \rightarrow 2Cl(g)$ دتعامل دمعیاري انتالپۍ تغییر $\Delta H^0=243kj/mol$ دی. داړیکې دتفکیك انرژي تل مثبت وي ځکه داړیکې دماتولو د پاره باید انرژي مصرف شي. دهس دقانون څخه په استفادې څخه ، کولای شو دهرتعامل دپاره دانتالپي تقریبي تغییر دمحصولاتو دټولوجوړوشویو اړیکو دانرژي څخه دتعامل کوونکو موادو دټولو ماتې شویو اړیکو انرژي دتفریق په واسطه محاسبه کړو: دورکړل شوی مقدار چې په لیست کې موجود دی دکلورین داړیکې تفکیك شوې انرژي Cl_2 243kJ/mol , H_2 436kJ/mol اود HCl 432kJ/mol ده. نوکولای شو دتقریبي انتالپي معیاري تغییر دنوموړي تعامل لپاره داسې محاسبه کړو:

ΔH^0 = D(ماتې شوې اړیکې)--D(جوړې شوې اړیکې)

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

Δ 2H—C Cl—Cl H—H +

جوړې شوې اړیکې ماتې شوې اړیکې

ΔH^0 = D (ماتې شوې اړیکې) – D (جوړې شوې اړیکې)

$$\Delta H^0 = (D_{Cl-Cl} + D_{H-H}) - (2D_{H-Cl})$$

$$= [(1mol)(243kJ/mol) + (1mol)(236kJ/mol)] - (2mol)(432kJ/mol) = -185kJ$$

دتعامل څخه تقریبا 185kJ تودوخه منځ ته راځي. (مك موري؛۲۰۴: ۱۳۸۶)

دهس قانون

تعریف: دټول تعامل دانتالپي تغییردتعامل دټولو مرحلو دمجموعي انتالپي دتغییراتو سره برابره ده.

یعنې، دتعامل دانتالپي تغییر یوازې دتعامل دلومړنیوموادو اونهایی محصولاتوپه حالت اوطبیعت پورې مربوط دی نه د وسطي پروسې په مسیراودمرحلوپه تعدادپورې.

$$2H_2(g) + N_2(g) ______ N_2H_4(g) \quad \Delta H_1^0 = ?$$

$$N2H4(g) + H2(g) .... 2NH3(g) \quad \Delta H_2^0 = -187.6kj$$

$$3H2(g) + N2(g) .... 2NH3(g) \quad \Delta H^0 = -92.2kj$$

$$\Delta H_1^0 + \Delta H_2^0 = \Delta H^0$$

$$\Delta H_1^0 = \Delta H^0 - \Delta H_2^0$$

$$= -(-92.2kj) - (-187.6kj) = +95.4kj$$

(مك موري؛ ۲۰۱: ۱۳۸۶)

دجوړښت(تشکیل) معیاري تودوخه

سلګونه ملیونه کیمیاوی تعاملات موجوددی چې دټولو لپاره د ΔH^0 په لاس راوړل امکان نه لري. نوباید دیوې غوره لارې په لټه کې شو.

ترټولوبهتره طریقه چې دهغه څخه استفاده کیږي دتشکیل معیاري تودوخه ده چې د ΔH^0_f په نښه ئې ښئ.

دجوړښت معیاري تودوخه: *په معیاري حالت کې دجوړوونکوعناصرو څخه دیومول مادې دجوړېدولپاره دتعامل حرارتي اثر ته دجوړېدومعیاری تودوخه(دانتالپي تغییر) وایي، چې په ΔH^0_f سره ښودل کیږي.*

ددې تعریف په باره کې څو ټکو ته توجه وکړی. دمادې دجوړېدوتعامل

دجوړوونکوعناصروڅخه کیداي شي فرضي وي(زیاتره همداسې ده). دمثال په توګه، نه شوکولاټ په لابراتوارکې په ترکیبي ډول دهایدروجن اوکاربن څخه میتان جوړکړو، سره ددې چې دمیتان دجوړیدو تودوخه $\Delta H^0{}_f = -74.8kJ/mol$ ده، چې دلاندې فرضي تعامل دانتالپي معیاري تغییردي.

$$\Delta H^0 = -74.8kJ \quad C(s)+2H_2(g)\ \Delta CH_4(g)$$

دتوجه وړ دوهم ټکی دادی، په تعامل کې هره ګډون کوونکې ماده پخپل معیاري حالت اوپایدارترین شکل په 1atm فشارلاندې اودتودوخې په ($25\ ^0C$) کې وي. مثلا، کاربن دګرافیت په څیر نه دالماس په څیرپه دې شرایطو کې پایدارتره وي، اوګازي هایدروجن H_2 (نه دهایدروجن اتومونه) پایدارتره دي. دهرعنصر دپایدارترین شکل دپاره په معیاري حالت کې($\Delta H^0{}_f = 0$) سره ده. په یاد باید ولرو چې زموږ ټول محاسبات دانتالپي دتغییراتو په بنسټ دي، نه دانتالپي دواقعي مقدارونو په بنسټ. نوځکه دټولو عناصرولپاره ($\Delta H^0{}_f = 0$) دترموشیمي لپاره دمرجع د یوه ټکی په ډول تعریفیږي، چې ټول تغییرات دهغه په بنسټ سنجول کیږي.

په ترموشیمیکي محاسباتوکې دانتالپي دمعیاري تغییر استعمال:

دهر کیمیاوي تعامل لپاره دانتالپي معیاري تغییردټولوتعامل کوونکومواد‌و دمجموعي تشکیل دتودوخې، دمحصولاتو دمجموعی تشکیل دتودوخې دتفریق څخه په لاس راځي. (په یاد ولری چې دهرې مادې دتشکیل تودوخه په توزین شوې معادله کې ضرب کړی.)

$$\Delta H^0{}_{\text{تعامل}} = \Delta H^0{}_f\ (\text{محصولات}) - \Delta H^0{}_f\ (\text{تعامل کوونکي})$$

دتعامل د ΔH^0 دپیداکولولپاره

$$cC+dD+\Delta\ aA+bB+\Delta\Delta$$

دتعامل کوونکودتشکیل مجموعي تودوخه دمحصولاتو دتشکیل دمجموعي تودوخې څخه کمه کړی.

$$\Delta H^0{}_{\text{تعامل}} = c\Delta H^0{}_f(C) + d\ \Delta H^0{}_f\ (D) + \ldots] - [a\ \Delta H^0{}_f(A) + b\ \Delta H^0{}_f\ (B) + \ldots]$$

دګیبس انرژي

یو سیستم په خپل سر یعنې دبهرڅخه دکاردمصرف څخه پرته کیدلی شي دکم ثبات حالت نه باثبات حالت ته راشي. دیادې جملې څخه داسې نتیجه اخیستل کیږي ؛ په کیمیاوي پروسوکې په عین وخت کې دڅرو دوه تمایله ؛ یودمستحکمواړیکو پواسطه سره متحد کیدل دسیستم دانتالپي په کمښت سره اودوهم جداکیدل دسیستم دانتروپي په زیاتیدوباندې تاثیر لري. په بله وینا په یاده پیښه کې دوه متضاد عوامل یعنې انتالپي (ΔH)اوانتروپي ($T\Delta S$) دواړه تبارزکوي. ددې دواړو متضادو تمایلو مجموعي اثر په هغه

پروسوکې چې په ثابت فشار اوتودوخه کې سرته رسیږي دګیبس دانرژي تغییر (G) (ایزوبار -ایزوترمیك پوتنشیل) په نوم یادیږي. $\Delta G=\Delta H-T\Delta S$

لاندې نا مساوات دپروسې دامکان اصولي شرط راښيئ: $\Delta G< 0$

یاپه بله وینا ، که چیرې دګیبس دانرژي مقدار دسیستم د نهایي حالت څخه دسیستم دابتدایي حالت مقدار زیات وي نوپه خپل سر تعامل سرته رسیږي. $\Delta G > 0$

دګیبس دانرژۍ زیادت داګواهي ورکوي، چې په ورکړل شویو شرایطو کې دپروسې په خپل سر واقع کیدل امکان نشته. که چیرې $\Delta G=0$ نوسیستم په کیمیاوي تعادل کې قرارلري. (هادی؛۱۳۶۷: ۲۴۹)

دګیبس دتشکیل(جوړښت) معیاري انرژي

دګیبس معیاري آزاده شوې انرژي: دګیبس معیاري آزاده شوې انرژي د ΔG^0 په نښه ښودل کیږي. په یواتموسفیرفشارکې دمحصولاتو دپاره دانرژۍ هغه تغییردی چې په هغه کې تعامل کوونکي مواد له خپل معیاري حالت څخه، په هغه محصولاتو چې په خپل معیاري حالت کې قرارلري تبدیل شي.

دیوه تعامل دپاره د (ΔG^0) مقداردتشکیل دآزادې شوې معیاري انرژۍ څخه په هغه ډول په لاس راوړو کوم چې د (ΔH^0) مقدارونه مو ددتشکیل دمعیاري انتالپي څخه په لاس راوړل.

دیوه ترکیب *دتشکیل معیاري آزاده انرژي* (ΔG_f^0) چې دمعیاري آزادې انرژي دتغییرپه صورت کې، دیومول دتولید دپاره دتشکیل کوونکوعناصروله ترکیب څخه چې په معیاري حالت کې قرارلري تعریفیږي. ددې تعریف په بنسټ، دهرعنصر *دتشکیل معیاري آزاده انرژي* په معیاري حالت کې صفرده. دیوه تعامل دپاره د (ΔG^0) مقدار مساوي دی له: دمحصولاتو دتشکیل معیاري ازادې انرژي ګانو، حاصل جمع؛ منفي دتعامل کوونکو موادو دتشکیل معیاري آزادې انرژۍ ګانو دحاصل جمع سره. (مورتیمر؛۱۳۸۹: ۳۱۵)

آنتروپي اودترموداینامیك دوهم قانون

دیوه جسم ګرمول دهغه جسم دمالیکولونو دبې نظمۍ دزیاتیدو سبب ګرزي. بنا دیوه جسم آنتروپي دتودوخې په زیاتیدو سره زیاتیږي. برعکس، دیوه جسم سړول دهغه جسم دتشکیل کوونکواجزاؤ دنظم دزیاتیدو اودآنتروپي دکمیدوسبب ګرزي.(*دبې نظمۍ دمقدارمقیاس دانتروپي« S»په نوم یادیږي.*) چې په نتیجه کې دسیستم دمنظم حالت په نسبت، بې نظم حالت زیاتیږي $\Delta S>0$. دسیستم تغییر دکم نظم حالت څخه منظم حالت ته دانتروپي په کمیدوپورې اړه لري اودداسې پروسې جریان په خپل سر لږ احتمال لري. دګازهغه کپسول چې دبل کپسول سره وصل دی، په خپل سر لومړني کپسول ته ګاز نه

راځي. دسیستم داسې تغییرچې دبې نظم حالت څخه منظم تر حالت ته راشي دسیستم انتروپي کمیږي. $\Delta S<0$. که چیرې په خپل سر په سیستم کې تغییر راشي نوآنتروپی به زیاته شي چې همدغه عبارت دترموداینامیك دوهم قانون جوړوي. دترموداینامیك دوهم قانون وايي: (*پخپل سر هرتغییر دانتروپي دزیادت سره ملګری دی.*)

طبیعی پیښې

طبیعی پیښې هغوپیښوته ویل کیږي چې دانتروپي بدلونونه پکې مثبت یعنې متزایدوی. مثلاًدګازانبساط په خلا کې، دتودجسم سړیدل، دعضوی مرکباتوتجزیه اونور. نوموړې پیښې یوطرفه اوطبیعی دی اودبې نظمۍ په طرف درومی. یوه طبیعی پیښه دخارجي مداخلې په اثر معکوس کیدای شي، مثلا دهوا انقباض دپستون په واسطه چې یوې قوې ته اړتیاپیښیږي اوانتروپی کمیږي. تعادل هغه وخت منځ ته راځي چې انتروپی خپل اعظمي قیمت ته ورسیږي. دخپلوعادي مشاهداتواوتجربوپه اساس وییلاي شوچې:

۱-تودوخه نه شي کولای په خپل سر دساړه جسم څخه تاوده جسم ته منتقل شي.

۲-دتودوخې انتقال دلوړې درجې څخه ټیټې درجې ته صورت نیسي. اوددې ډول یوطرفه جریانونوڅخه دکارپه تولیدکې ګټه اخیستل کیږي، په دې شرط چې دتودوخې منبع یوه نه وي، لکه دبخارپه دیګ کې متراکم شوی بړاس، یادیوه آبشارڅخه داوبو تویېدل کارسرته رسولی شي.

۳-په دې فزیکي نړۍ کې دانتروپی کلی مقدار دزیاتیدوپه حال کې دی، نوځکه په کیمیاوی پیښوکې ډیراهمیت لري. په دې مانا چې کیمیاوی پیښه په خپل سرهغې خواته ځي چې دانتروپي تغییرزیات وي. دترموداینامیك دوهم قانون دژوندي سیستم لپاره دتطبیق وړنه دی. مګردمایکروسکوپیك سیستمونودپاره دتطبیق وړدی. پورتني جریانات په دووبرخوویشل کیږي:(آصفي:۱۰۷: ۱۳۷۶)

۱-په خپل سر(خودبخودي)جریانات

هغه پیښې چې پخپل سر، سرته رسیږي، بې له دې چې دبهرڅخه په هغه کوم کاراجرا شي لکه دتودجسم څخه ساړه جسم ته دتودوخې انتقال اویاهم په یوه هادی کې دالکترونو انتقال.

۲-دخپل سرڅخه پرته(غیرخودبخودی) جریانات

هغه پیښې چې له بهرڅخه انرژي ورکړل شي یعنې کاروباندې مصرف شي. لکه دتودوخې انتقال دساړه جسم څخه تاوده جسم ته.یاهم دتودوخې پواسطه دباطري چارجول. دترموداینامیك ددوهم قانون په واسطه کولای شودخودبخودی جریان څخه کارحاصل کړو. (نواب زاده: ۶۷: ۱۳۷۷)

په مطلق صفرکې دیوه کامل بلوري جسم آنتروپي کیدلاي شي صفر اختیارکړي. دې

عبارت ته اغلبا دترمودااینا میك دریم قانون وایي. لومړی ځل دوالترنرنست پواسطه په ۱۹۰۶م کې فورمول بندي شو. *په مطلق صفردرجه کې د یوکامل بلورآنتروپي دصفرسره برابره ده* (سیلبر برگ؛ ۱۳۸۹:۳۶۱).

پـــایـــله

۱-کاراوتودوخه دیوې لویې طبقه بندۍ چې انرژي یې بولي یوبل شکل دی.

۲-دانرژۍ یوشکل کیدلای شي په بل شکل تبدیل شي.

۳-انرژي نه منځ ته راځي اونه له منځه ځي.

دترمودااینامیك لومړی قانون په واقع کې دانرژۍ دتحفظ قانون دی: انرژي دیوه حالت څخه بل حالت ته بدلون مومي، مگرنه خلق اونه له منځه ځي، یاپه بله وینا: دټولې نړۍ انرژي ثابته ده.

کله چې ترمودااینامیکي سیستم دخپل محیط سره کاراوحرارت تبادله کړي او وروسته له یوه سلسله تحولاتو څخه اولي حالت ته راوگرزي: که یې کاراجراکړی وي تودوخه یې له لاسه ورکړې اوکه یې تودوخه اخیستې وي کاریې سرته رسولی.بهترین مثالونه یې دچایجوش ځوښیدل دی ، چې تودوخه یې اخیستې کاریې اجراکړی. اوبل دموترانجن چې تودوخه له لاسه ورکوي کارسرته رسوي. دانرژي دتحفظ دقانون په اساس ویلای شوچې په یوه داینامیکي پروسه کې دټولو انرژیو دتغییراتومجموعه دصفرسره مسا وی ده. ددې خبرې مفهوم دادی چې انرژي دیوه شکل څخه بل شکل ته بدلیږي. دترمودااینامیك لومړنی قانون یومجموعی قانون دی چې په ژوندیواوغیرژوندیواجساموکې دتطبیق وړدی. نودترمودااینامیك دلومړي قانون مطابق:

۱-هغه مقدارانرژي چې دترمودااینامیکي سیستم په واسطه اخیستل کیږي، دهغه انرژي داندازې سره برابره ده چې دسیستم محیط له لاسه ورکړې ده. اوبرعکس هم همداسې ده.

۲-یومادی سیستم دتودوخې په ټاکلې درجه کې دټاکلې اومعینې کتلې لرونکی وی، نودټاکلی (معیین) انرژۍ یاتودوخې درلودونکی هم وی.

داړیکو په جوړښت کې ډیرقوت دی　　که شوې ماتې دژوندون بې مروت دی

داړیکوپه نوعیت کې دقت وکړه　　که شوې جوړې د(احسان) سره، قدرت دی

ماخذونه

۱-رابرت سي فاي، جان مك موري(۱۳۹۰ ه ش). شیمي عمومي. ژباړه:یاوري، عیسی وادیب مهدي. تهران: لومړی چاپ، لومړی اودوهم ټوك. نشر علوم دانشگاهي.

۲-مورتیمر، چارلز:(۱۳۸۹ه ش)شیمی عمومي. ژباړه: یاوري، عیسي. تهران. دری دیرشم چاپ. نشرعلوم دانشگاهي، تهران.

۳-مورتیمر، چارلز: (۱۳۸۰ه ش)شیمي عمومي. ژباړه: جوادي، طوسی اونور. تهران. شپږم چاپ. لومړی او دوهم ټوك. مرکز نشر دانشگاهي.
۴-سیلبربرگ،مارتین(۱۳۸۹ه ش) اصول شیمي عمومي. ژباړه:دکترمیرمحمدصادقی مجید اونور. تهران: دوهم چاپ، لومړی ټوك اودوهم ټوك، نوپردازان.
۵-آصفي، امرالله: (۱۳۷۶ه ش) دتودوخې کیمیا. پیښور: لکچرنوت. دساینس پوهنځی، دافغانستان اسلامي پوهنتون. داسلامي پوهنتون خپرونې.
۶--نواب زاده، حبیب الله :(۱۳۷۷ه ش) فزیکی کیمیا. پیښور: لکچرنوت. دساینس پوهنځی، دافغانستان اسلامی پوهنتون. سلامی پوهنتون خپرونی.
۷-هادي، عبدالعلي: اونور،(۱۳۶۷ه ش) کیمیای عمومي وغیر عضوي. کابل: لومړی ټوك. کابل پو هنتون.
۸-احسان(۱۳۹۲ه ش) کیمیای عمومی وغیرعضوی. لکچرنوت پوهنځی طب معالجوي وستوماتولوژي. پوهنتون غالب. هرات. نشرات شکیبانی.