AZƏRBAYCAN RESPUBLİKASI TƏHSİL NAZİRLİYİ
SUMQAYIT DÖVLƏT UNİVERSİTETİNİN NƏZDİNDƏ
SUMQAYIT DÖVLƏT TEXNİKİ KOLLECİ

«Fiziki və kolloid kimya-1»

fənnindən mühazirələr

Orta ixtisas təhsili müəssisələrində
fənnin tədrisi üçün nəzərdə tutulub

Tərtib edən: Məmmədova Arzu Səttar qızı

SUMQAYIT-2020

Fiziki kimyanın mahiyyəti, elmi və praktiki əhəmiyyəti.

Fiziki kimya — Fizika və Kimyaya aid bütün ümumi qanunları öyrənir. Fiziki kimyada kimyəvi təsirləri öyrənən zaman kimya və fizikanın həm nəzəri, həm də eksperimental metodlarından istifadə edilir. Fiziki kimya elmi kimyəvi proseslərin mahiyyətini öyrənir. Kimyəvi reaksiyalar fiziki proseslərlə - istilikkeçirmə, istiliyin udulması və ya ayrılması, işığın udulması və şüalanması, elektrik hadisələri, həcmin dəyişməsi və s. ilə əlaqədardır. Məsələn, hər-hansı bir kimyəvi reaksiyada sistemi əmələ gətirən maddə molekullarının qarşılıqlı təsiri nəticəsində xarici mühitə enerji verilir və ya xaricdən enerji udulur. Buxarlanma və sublimasiya proseslərində, eləcə də, müxtəlif parçalanma reaksiyalarında maddənin temperaturunun artması molekul hissəciklərinin intensivləşməsinə və beləliklə də, molekulda atomlar arasındakı kimyəvi rabitənin zəifləməsinə və nəhayət onların parçalanmasına səbəb olur.

Təcrübə göstərir ki, kimyəvi reaksiyalar həmişə müxtəlif fiziki proseslərdə: istiliyin ayrılması və ya udulması, təzyiqin və həcmin azalması və ya artması, elektrik hadisələri və s. ilə müşaiyət olunur. Məs. yanma zamanı istilik və işığın ayrılması baş verir, fotoqrafiya lentinin işığı udması onda gizli xəyalın əmələ gəlməsinə səbəb olan kimyəvi proses yaradır. Bu cür misalları çox göstərmək olar. Bütün hallarda fiziki və kimyəvi hadisələrin sıx əlaqəsi onların qarşılıqlı təsiri ortaya çıxır. Fiziki kimya kimyəvi və fiziki hadisələrin qarşılıqlı təsirini öyrənir.

Qalvanik elementlərdə elektrodlarda gedən oksidləşmə-reduksiya prosesləri elektrik cərəyanının əmələ gəlməsinə səbəb olur. Yüksək temperaturlarda bərk maddələrin səthində adsorbsiya və desorbsiya prosesləri nəticəsində hidrogenləşmə, dehidrogenləşmə, izomerləşmə, polimerləşmə və s. reaksiyalar gedir. Bütün bu hallarda fiziki və kimyəvi proseslərin sıx əlaqəsi, onların qarşılıqlı təsiri meydana çıxır. Fiziki kimya, məhz belə qarşılıqlı əlaqələrlə yanaşı müxtəlif kimyəvi çevrilmələrin ümumi qanunauyğunluqlarını, kimyəvi tarazlıq qanunlarını, maddələrin quruluşu və xassələrinə dair nəzəriyyələri, kimyəvi hadisələrin və proseslərin əsaslarını öyrənir.

Artıq çoxdan məlum idi ki, müxtəlif kimyəvi reaksiyalar müxtəlif sürətlə gedir: biri çox yavaş, digəri ani zamanda. Kimyəvi reaksiyanın sürəti anlayışı kimyəvi kinetikanın əsasını qoydu. Məlum oldu ki, kimyəvi reaksiyanın sürəti bir çox faktorlardan – reaksiyaya girən maddələrin qatılığından, təzyiqdən, temperaturdan, bərk maddənin səthinin

sahəsindən və s.-dən asılıdır. Katalizatorlar reaksiyanın sürətinə nəzərəçarpacaq dərəcədə təsir edir. Katalizatorun təsiri ilə reaksiyanın sürətinin artması kataliz hadisəsinin mahiyyətini təşkil edir. Yəni katalizatorun iştirakı ilə gedən reaksiyalara katalitik reaksiyalar və ya kataliz deyilir. Hazırda həm laboratoriyada, həm də sənayedə bir çox kimyəvi reaksiyaları sürətləndirmək üçün katalizatorlardan istifadə edilir. Kimyəvi kinetika və kataliz maddənin reaksiya qabiliyyəti haqqında müasir təlimin əsasını təşkil edir.

Fiziki kimya müasir kimyanın əsas fundament nəzəriyyəsi hesab olunur. Burada nəzəri metodları öyrənilən zaman fizikanın mühüm sahələrindən termodinamika, statik fizika və kvant fizikası kimi sahələrindən istifadə olunur. Kimyanın isə fotokimya, elektrokimya, kimyəvi kinetika və kataliz, kimyəvi termodinamika kimi mühüm sahələrindən istifadə edilir.

Fiziki kimyanın sürətlə inkişafi və artmaqda olan əhəmiyyəti onun fizika ilə kimya arasında sərhəddə olması ilə əlaqədardır. Fiziki kimya sərhəd elmi kimi öyrəndiyi hadisələrin qarşılıqlı təsirini nəzərə alaraq onları bir neçə tərəfdən əhatə edir. Fiziki kimya əsasən kimyəvi proseslərin zamana görə getməsi və kimyəvi tarazlıq qanunu ilə tədqiq olunur. Fiziki kimyanın əsas ümumi vəzifəsi öyrənilən sistemin əsas təşkil edən maddələrin molekullarının quruluş və xassələrinin öyrənilməsinə əsasən kimyəvi prosesin müxtəlif şəraitdə gedişini və alınan son nəticəsi. Fiziki kimya tədqiqatları xalq təsərrüfatlarının bir çox sahələri(metodologiya, neft sənayesi, inşaat materiallarının istehsalı, kənd təsərrüfatı və s.), həmçinin tibbdə mühüm rol oynayır.

Maddənin aqreqat halı, ideal qazın hal tənliyi, ideal qazın molekul- kinetik nəzəriyyəsi və müddəaları.

Maddənin aqreqat halı (lat. *aggrego* 'toplaşma') — Maddələr əsasən dörd aqreqat halında olur: bərk, maye, qaz və plazma. Maye və bərk hallar həmçinin kondensləşmiş hal adlanır. Bu və ya digər aqreqat halının mövcudluğu maddəni təşkil edən hisəciklərin təbiətindən və onların qarşılıqlı təsir xarakterindən asılıdır.maye öz formasını asanlıqla dəyişir,həcmini isə sabit saxlayır.Qazların xüsusi hecmi yoxdur,verilen bütün həcmi tutur.

Bütün maddələr kifayət dərəcədə alçaq temperaturda bərk halda olur. Bərk maddəni təşkil edən hissəciklərin hərəkəti olduqca məhduddur. Buna əsasən hissəciklərin həmin yerlərdə olma ehtimalı maksimuma çatır. Bütün bunların sayəsində bərk maddələr müəyyən forma və həcmə malik olur.

Mayedə hissəciklər arasındakı məsafə əksər hallarda bərk maddələrə nisbətən böyük, cazibə qüvvələri isə nisbətən zəif olur. Maye aqreqat halı öz təbiətinə görə müəyyən quruluşa malik olan bərk və heç bir quruluşu olmayıb, nizamsız hərəkətdə olan hissəciklərdən ibarət qaz aqreqat halları arasınd aralıq yer tutur. Mayelər üçün müəyyən həcmin olması və formanın olmaması xarakterikdir.

Maye maddə buxarlanma, qaynama nəticəsində qaz halına keçir. Bu halda hissəciklər arasındakı məsafə mayedə olduğundan daha çox artaraq, onların öz ölçülərinə nisbətən bir neçə dəfə böyük olur. Buna əsasən hissəciklər arasındakı qarşılıqlı təsir qüvvələri daha artıq zəifləyir. Bu halda isə hissəciklər öz yerlərini sərbəst surətdə dəyişə bilir.

Maddənin dördüncü halı da mövcuddur. Çox yüksək temperaturlarda maddələr ionlaşmış qaza - plazmaya çevrilir. Maddənin "plazma" adlanan bu halını yerlərini fasiləsiz dəyişən elektron, ion, atom və hətta nüvələrin qarışığı təşkil edir. Temperaturu 10000-100000 ^{0}C-yə bərabər olan plazma "soyuq", 1000000 ^{0}C-yə qədər olan plazma isə "qaynar" plazma adlanır. Axırıncı halda plazmada neytral atomlar olmur. O yalnız elektron, ion və atom nüvələrinin qarışığından ibarət olur. Buna görə də, plazma elektroneytral olsa da, o, elektron və ion keçiriciliyinə malik olur.

İdeal qazın hal tənliyi - sadəcə, olaraq ideal qazın halını təyin edən tənliyə deyilir. Bəzən bu tənliyə Klapeyron və ya Mendeleyev-Klapeyron tənliyi deyilir. İdeal qazın hal tənliyi (Mendeleyev-Klapeyron tənliyi) aşağıdakı kimidir:

$$pV=m/\mu\ RT \qquad \text{və ya} \qquad pV= m/M\ RT=const$$

İdeal qazın halını xarakterizə edən üç makroskopik parametri (təzyiq, həcm və temperaturu) arasındakı əlaqəni ideal qazın hal tənliyi müəyyən edir. *İdeal qazın hal tənliyi - qazın halını təsvir edən, onun başlanğıc və son halının parametrləri arasında əlaqəni müəyyən edən tənlikdir.*

Molekulyar-kinetik nəzəriyyənin əsas müddəaları

Təbiətdə mövcud olan bütün maddələrin xassələri, onların daxili quruluşları ilə müəyyən olunur. Bu səbəbdən, maddənin quruluşunu öyrənmək ən mühüm problemlərdən biridir. Maddə quruluşu haqqında ilk fikir eramızdan əvvəl IV əsrdə yunan mütəfəkkiri Demokrit tərəfindən irəli sürülmüşdür. Demokritə görə, maddənin ən kiçik və bölünməz hissəciyi atomlardır. Yunanca tərcüməsi "bölünməz" olan atom sözünün bir termin kimi qəbul olunma səbəbi də, məhz budur. Maddə quruluşu haqqında o dövr üçün çox ciddi sayılan bu fikir nə Demokritin özü, nə də onun ardıclıları tərəfindən inkişaf etdirilməmişdir – atomların təbiəti və onların bir-biri ilə qarşılıqlı münasibətləri haqqında heç bir fikir söylənməmişdir. Maddə quruluşu haqqındakı atomistik ideyalar, fizikanın elmi əsasları- nın qoyulduğu sayılan XVII əsrdən inkişaf etməyə başlamışdır. Elə bu vaxtdan etibarən maddə quruluşunun molekulyar-kinetik nəzəriyyəsinin tə- məli qoyulmağa başlamışdır. Uzun müddət bu sahədə aparılan tədqiqat işlə- rinin nəticəsi olaraq XIX əsrin II yarısında molekulyar-kinetik nəzəriyyə, əsas etibarı ilə Maksvel, Bolsman və Klauzius tərəfindən inkişaf etdirilərək mükəmməl şəklə salınmışdır.

Molekulyar-kinetik nəzəriyyənin əsasını, çoxlu sayda təcrübi faktların ümumiləşdirilməsindən əldə edilmiş aşağıdakı müddəalar təşkil edir:

1. Bütün maddələr çoxlu sayda atom və molekullardan ibarətdir.
2. Maddələri təşkil edən atom və molekullar daimi xaotik hərəkətdədir.
3. Molekullar (və ya atomlar) arasında qarşılıqlı təsir mövcuddur.

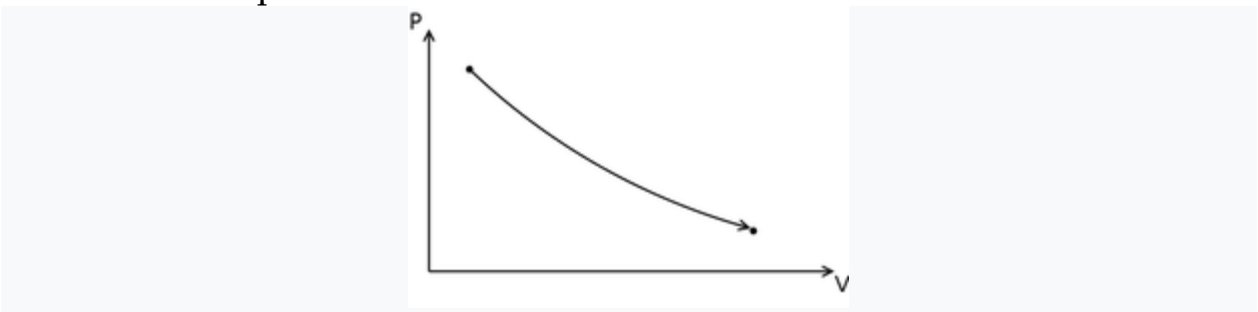
Molekulyar-kinetik nəzəriyyənin əsas müddəalarını təsdiq edən təcrübi faktlardan yalnız ikisi - diffuziya hadisəsi və Broun hərəkəti haqqında qısa məlumat verməklə kifayətlənmək olar. Bir-biri ilə təmasda olan cisimlər (bərk-bərk, bərk-maye, bərk-qaz, mayemaye, maye-qaz və qaz-qaz) heç bir xarici təsir olmadan, özbaşına birbirinə nüfuz edə bilir. Bu hadisə diffuziya adlanır. Maddələri təşkil edən atom, yaxud molekullar daimi xaotik hərəkət etməsəydilər, sözsüz ki, diffuziya hadisəsi baş verə bilməzdi. Maddə hissəciklərinin arasıkəsilmədən xaotik hərəkət etmə hadisəsi təcrübi olaraq 1827-ci ildə ingilis botaniki Broun tərəfindən müşahidə olunmuşdur. O, suya tökdüyü boya qırıntılarının hərəkətini izləyərək, bu xırda hissəciklərin daimi xaotik hərəkətdə olduqlarını müşahidə etmişdir.

İlk baxışda elə düşünmək olar ki, guya bu cür hərəkətin - broun hərəkətinin yaranmasına səbəb, küçədə hərəkət edən nəqliyyat vasitələrinin, yaxud buna bənzər mümkün ola biləcək digər təsirlərin təcrübə otağında meydana gətirdiyi titrəmələr ola bilər. Belə bir iddianın doğru olub-olmadığını yoxlamaq üçün, Broun öz təcrübəsini heç bir xarici təsirin olmadığı şəraitdə aparmaqla isbat etmişdir ki, bu cür faktorlar broun hərəkətinə heç bir təsir göstərmir. Boya qırıntılarının broun hərəkəti etməsinin səbəbi, onu əhatə edən su molekullarının arasıkəsilmədən qarmaqarışıq hərəkətidir. Belə hərəkət nəticəsində, sudakı boya hissəciklərinə hər tərəfdən arasıkəsilmədən nizamsız zərbələr endirilir. Broun hərəkəti edən hissəciklərin ölçüləri kiçik olduqda, qarşılıqlı əks tərəflərdən vurulan zərbələrin sayı arasındakı fərq, bu xırda hissəciyi hərəkət etdirməyə kifayət edir. Zərbələrin istiqaməti arasıkəsilmə- dən xaotik dəyişdiyinə görə, hissəciklərin hərəkət istiqaməti də buna uyğun olaraq nizamsız şəkildə dəyişir - hissəciklər broun hərəkəti edir. Deməli, broun hərəkətinin arasıkəsilmədən xaotik baş verməsinin səbəbi, maye molekullarının arasıkəsilmədən xaotik hərəkət etməsidir.

İdeal qaz qanunları, onların real qazlara tətbiqi. Qaz qarışığı.

Boyl (və ya Boyl - Mariott) qanunu.1662 – ci ildə Robert Boyl özünün qazlarının sıxılmasına həsr olunmuş işində göstərdi ki, sabit temperaturda, sabit kütləli hər hansı qazın *V* həcmi onun *P* təzyiqi ilə tərs mütənasibdir :

pV=const



Sabit temperaturda sistemin halının dəyişməsi izotermik proses adlanır.

Sonrakı illərdə aparılmış tədqiqatlar nəticəsində müəyyən olundu ki, heç də istənilən şəraitdə qazlar Boyl qanununa tabe olmur. Lakin sıxlıqları az olan bütün qazlar bu qanuna nisbətən yaxşı tabe olurlar.

Gey-Lüssak qanunu. Bu qanunu 1802-ci ildə fransız fiziki Gey-Lüssak Jozef Lui (1778-1850) təcrübi olaraq müəyyən etmişdir.

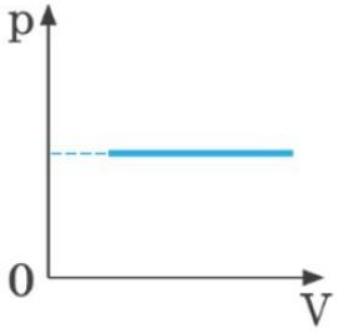
● Sabit təzyiqdə verilmiş kütləli ideal qazın həcminin onun mütləq temperaturuna nisbəti sabitdir (p = const, m = const)

Gey-Lüssak qanunu belə də ifadə olunur:

● Sabit təzyiqdə verilmiş kütləli ideal qazın həcminin nisbi dəyişməsi temperaturun dəyişməsi ilə düz mütənasibdir (p = const, m = const).

Burada V_0 - verilən ideal qazın sabit təzyiqdə 0°C temperaturundakı həcmi, V - son haldakı həcmi, α - həcmi genişlənmə əmsalıdır. Təcrübələr göstərir ki, başlanğıc temperaturu 0°C olan verilmiş kütləli bütün seyrəldilmi

● Sabit təzyiqdə (p = const) verilmiş ideal qazın halının dəyişmə prosesi **izobarik proses** adlanır (c). İzobarik prosesdə verilmiş kütləli ideal qazın həcmi onun temperaturundan düz mütənasib asılıdır..



Şarl qanunu. Bu qanunu 1787-ci ildə fransız fiziki Şarl Jak Aleksandr Sezar (1746-1823) təcrübi olaraq müəyyənləşdirmişdir:

● Sabit həcmdə verilmiş kütləli ideal qazın təzyiqinin onun mütləq temperaturuna nisbəti sabitdir (V = const, m = const)

Qazın başlanğıc halındakı p_1 təzyiqinin T_1 temperaturuna olan nisbəti bu parametrlərin qazın ixtiyari halındakı p_2 və T_2 qiymətləri nisbətinə bərabərdir.

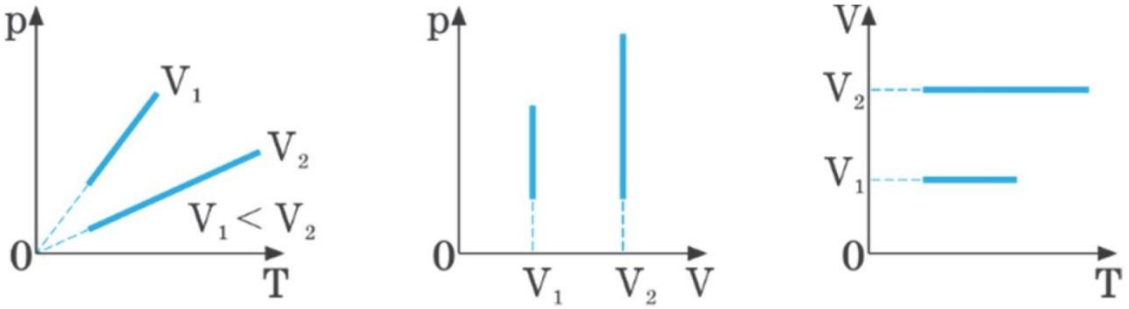
$$P_1/T_1=P_2/T_2$$

Şarl qanunu belə də ifadə olunur:

● Sabit həcmdə verilmiş kütləli ideal qazın təzyiqinin nisbi dəyişməsi temperaturun dəyişməsi ilə düz mütənasibdir (p = const, m = const)

● Sabit həcmdə (V=const) ideal qazın halının dəyişmə prosesi **izoxorik proses** adlanır (**d**). İzoxorik prosesdə verilmiş kütləli ideal qazın təzyiqi onun temperaturundan düz mütənasib asılıdır.

(d)



Əgər qrafiki uzatsaq onda görərik ki, o, temperatur oxu ilə -273,15° C nöqtəsində kəsişir. Analoji ölçmələr digər qazlar üçün də aparılarsa yenə eyni nəticə alınacaqdır. Belə güman etmək olar ki, temperatur -273,15° C olduqda bütün qazlarda V = 0 olacaq. Əslində isə, qazlar göstərilən temperatura çatmamışdan xeyli əvvəl sıxılır və ya genişlənir.

-273,15° C temperaturu yeni təklif olunan **Kelvin temperatur şkalası** üzrə 0 qəbul edildi. Bu temperatura həm də **mütləq sıfır** temperaturu deyilir. Əgər şəkildə təsvir olunan düz xətt Kelvin şkalası üzrə sıfıra doğru meyllənirsə, onda bu düz xəttin tənliyi aşağıdakı kimi olacaqdır :

$$V = kT$$

Burada, T – temperatur, k – sabitdir. Bu tənlik Şarl qanununun riyazi ifadə formasıdır.

Əslində, qazlar heç də bütün temperaturlarda Şarl qanununa tabe olmur. Boyl və Şarl qanunlarına tabe olan qazlara ***ideal qazlar*** deyilir.

İdeal qazın hal tənliyi**.** Boyl (PV = const) və Şarl (V/T = const) qanunlarını ümumiləşdirdikdə, PV / T = const alınır. Bu tənlik əksər hallarda aşağıdakı kimi ifadə olunur :

$$P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2$$

Bu tənliyə ***ideal qazın hal tənliyi*** deyilir. Real qazların davranışı bütün təzyiq və temperaturlarda ideallıqdan fərqlənir. Hal tənliyi təzyiq və temperaturun dəyişməsi zamanı həcmin dəyişməsini hesablamağa imkan verir. Yəni, verilmiş kütləli qazın T_1 temperaturda və P_1 təzyiqdə V_1 həcmə malik olduğunu bilərək, T_2 temperaturda və P_2 təzyiqdəki V_2 həcmini tapmaq mümkündür.

Qazların həcmini adətən 0° C temperaturda və 1 atm. təzyiqdə (buna standart temperatur və təzyiq deyilir) müqayisə edirlər. Bəzən isə müqayisə otaq temperaturunda (20° C) və 1 atm. təzyiqdə də aparıla bilər. Təzyiqin BS – də vahidi N/m^2 – dır. Bu vahid ***Paskal*** (Pa) adlanır. Qeyd edək ki, ideal qazın hal tənliyində temperatur Kelvinlə ifadə olunmalıdır.

Avoqadro qanununa əsasən, bütün qazların 1 molu eyni həcmi tutur. Deməli, standart şəraitdə PV / T ifadəsinin qiyməti istənilən qaz üçün eynidir. Bu qiymətə - ***universal qaz sabiti*** deyilir və R ilə işarə olunur.

Yəni : $PV/T=R$ Və ya, $PV=RT$

Buradan, əgər V = VM (VM – molyar həcm) olarsa, onda ideal qazın hal tənliyi : $PV_m = RT$

Standart şəraitdə 1 mol qaz üçün universal qaz sabitinin qiyməti :

R= 8,314 Coul/ K*mol

Qaz qarışığı.

Qaz-maddənin aqreqat vəziyyətindən biri olub, hissəcikləri molekula gücünün cazibəsi ilə bağlı olmayıb, xaotik hərəkət edərək mümkün olan həcmi doldurur. Qaz qarışığının ümumi təzyiqində hər qazın payına düşən təzyiqə parsial təzyiq deyirlər. Bu qanun Dalton qanunu adı ilə elmdə məlumdur. Bu qanunu 1801-ci ildə ingilis tədqiqatçısı Con Dalton (1766-1844) müəyyən etmişdir:

● Kimyəvi qarşılıqlı təsirdə olmayan ideal qazların təzyiqi parsial təzyiqlərin cəminə bərabərdir:

$$p = p_1 + p_2 + \cdots + p_n$$

● Parsial təzyiq — qaz qarışığında ayrıca götürülmüş qazın təzyiqidir.

Qazqarışığını əmələgətirən ayrı-ayrı qazların parsial təzyiqi məlum olduqda qarışığın ümumi təzyiqini hesablamaq olar, və eləcə də qarışığın həcmi tərkibinə və ümumi təzyiqinə əsasən qazların parsial təzyiqlərini hesablamaq olar. Bir-biri ilə reaksiyaya daxil olmayan eyni molyar kütləli qazları qarışdırdıqda qaz qarışığının (n.ş.-də) sıxlığı və həmçinin orta molyar kütləsi dəyişməz. Hər hansı qaza molyar kütləsi böyük olan qaz əlavə etdikdə sıxlıq artar, molyar kütləsi kiçik olan qaz əlavə etdikdə isə sıxlıq azalar. Müxtəlif qazların kütlələri nisbəti $\frac{m_1}{m_2} = \frac{V_1 \cdot M_1}{V_2 \cdot M_2}$ düsturu ilə də hesablana bilər. Qaz qarışığında qazların həcm payı $\varphi = \frac{V_{(x)}}{V_{qarışıq}} \cdot 100\%$ düsturu ilə hesablanır.

Səthi gərilmə enerjisi və mayelərin səthi gərilməsi. Səthi gərilmənin qiymətinə təsir edən amillər.

Maye molekulları arasında cazibə qüvvəsi itələmə qüvvəsinə nəzərən çox böyük olur və onlar əhatə olunduqları molekullar tərəfindən cəzb olunurlar. Molekullar arasında məsafə böyük olduqca onların bir-birinə göstərdikləri cazibə təsir qüvvəsi zəifləyir və kifayət qədər böyük məsafələrdə cazibə qüvvəsi sıfra bərabər olur, yəni belə molekullar arasında qarşılıqlı təsir olmur. Mayelər fizikasında molekullar arasındakı qarşılıqlı təsirlə bağlı olan molekulyar təsir radiusu və molekulyar təsir sferası anlayışlarından istifadə olunur. Real mayelər öz səthləri ilə məhdudlaşırlar və bu səthlərlə başqa təbiətli ikinci mühitlərlə təmasda olurlar. Əgər hər hansı qabda müəyyən həcmdə maye olarsa mayenin səthinin bir hissəsi qabın divarları ilə, qalan hissəsi isə hava ilə təmasda olur və mayenin sərbəst səthi adlanır. Deməli, maye üçün başqa təbiətə malik ikinci mühit bir hissədə qabın divarlarıdır, digər hissədə isə havadır (qazdır). Maye səthində yerləşən molekulları əhatə edən molekulyar təsir sferasının bir hissəsində maye molekulları, digər hissədə isə ikinci mühitin atom və molekulları yerləşir. İkinci mühitin atom və molekullarının təbiəti və düzülüşü maye molekullarının təbiəti və düzülüşündən fərqləndiyi üçün mayenin səth molekullarına təsir edən qonşu molekulların cazibə qüvvələrinin əvəzləyicisi sıfra bərabər olmur. Bu əvəzləyici qüvvənin istiqaməti ikinci muhitin təbiətindən asılı olur. Məsələn, asanlıqla yəqin etmək olar ki, hava ilə təmasda olan maye səthində yerləşən hər bir molekulaya təsir edən əvəzləyici qüvvənin istiqaməti mayenin daxilinə doğru yönələcəkdir. Mayenin səth molekullarının əhatə olunduqları molekulyar təsir kürəsinin yuxarı yarısında qaz molekulları, aşağı yarısında isə maye molekulları olur. Maye molekullarının sıxlığı hava molekullarının sıxlığından böyük olduğu üçün maye tərəfindən səth molekullarına təsir göstərən cazibə qüvvəsi onlara hava tərəfdən təsir edən cazibə qüvvəsindən böyük olur, yəni səth molekullarına qonşu molekulların göstərdiyi təsir qüvvələrinin əvəzləyicisi mayenin daxilinə doğru yönəlir. Mayenin, qalınlığı təxminən molekulyar təsir radiusuna bərabər olan səth təbəqəsində yerləşən molekullarına mayenin daxilinə

doğru yönəlmiş qüvvələr təsir göstərir. Deməli, monomolekulyar səth təbə qəsi tərəfindən mayeyə təzyiq göstərilir, yəni maye sıxılır. Bu təzyiq daxili və ya molekulyar təzyiq adlanır və ədədi qiymətcə mayenin bir kvadratmetr sahəyə malik səthinin molekullarına təsir edən təzyiq qüvvələrinin əvəzləyicisinə bərabərdir. Əgər hər tərəfdən hava ilə əhatə olunmuş müəyyən kütləli maye yalnız molekulyar təzyiq qüvvələrinin təsirinə məruz qalarsa, bu zaman mayenin tarazlıqlda olması üçün onun səthinin sahəsi minimum qiymət almalıdır. Eyni həcmə malik müxtəlif həndəsi fiqurlar içərisində kürə ən kiçik səthə malik fiqur oldu ğu üçün mayenin səthi sfera formasında olmalıdır. Əks halda, mayeyə təsir edən molekulyar təzyiq qüvvələri bəzi isitiqamətlərdə bir-birini kompensasiya etməz və nəticədə həmin istiqamətlərdə mayeyə təsir göstərən qüvvələr yaranar ki, bu qüvvələrdə maye tarazlığa gələnə kimi onun səthinin formasının dəyişməsinə səbəb olar.

Mayelərin səthi gərilmə əmsalını enerji baxımından təyin etmək üçün maye səthinin sərbəst enerjisind ən istifadə olunur. Maye səthinin sərbəst enerjisi, maye səthinin izotermik kiçilməsi zamanı səthin potensial enerjisinin səthin kiçilm əsi üçün sərf olunan hissəsinə deyilir. Maye səthinin vahid sahəsinin malik olduğu sərbəst enerjiyə mayeinin səthi gərilmə əmsalı deyilir. Səthi gərilmə əmsalının qiyməti mayenin növündən və temperaturundan asılıdır mayenin temperaturu artdıqda onun səthi gərilmə əmsalı azalır və böhran temperaturunda sıfıra bərabər olur. Səthi gərilmə əmsalının BS-də vahidi: $[\sigma]=1\ N/m$.

Mayenin sahəsi S olan səthinin malik olduğu sərbəst enerji W olarsa, onda mayenin α səthi gərilmə əmsalı $\boldsymbol{\alpha = W/S}$

Mayeninin səthi gərilmə əmsalı bir sıra faktorlardan, o cümlədən, həm mayenin, həm də mayenin təmasda olduğu ikinci mühitin təbiətindən və temperaturundan asılı olan mühüm fiziki kəmiyyətdir. Müəyyən edilmişdir ki, temperatur artıqca səthi gərilmə əmsalı azalır.

Mayelər üçün xarakterik olan bir sıra fiziki hadisələr, məsələn, islatma, sərbəst səthin əyilməsi hesabına əlavə təzyiqin yaranması, kapilyarlıq v ə s. bilavasitə mayelərin səthi gərilmə hadisəsi ilə əlaqədardır. İslatma hadisəsi maye molekullarının həm öz aralarında, həm də mayenin təmasda olduğu ikinci mühitin molekulları arasında olan qarşılıqlı təsir ilə müəyyən

olunur. Belə ki, maye molekulları ilə mayenin təmasda olduğu cismin molekulları arasında olan cazibə qüvvəsi, maye molekullarının öz aralarında olan cazibə qüvvəsindən böyük olarsa, bu halda maye cismi isladır, əks halda isə, yəni kiçik olduqda isə islatmır. İslatma hadisəsi kənar bucaq deyilən kəmiyətlə xarakterizə olunur. Kənar bucaq, mayenin sərb əst səthinin cismə toxunan sərhəddindən bu sərbəst səthə çəkilmiş toxunan ilə cismin maye ilə təmasda olduğu səthi arasında qalan bucağa deyilir. Maye cismi isladan olduqda kənar bucaq iti, islatmayan olduqda isə kor bucaq olur. Kənar bucaq sıfır olduqda maye cismi tam isladan, açıq bucaq olduqda isə maye cismi tam islatmayan adlanır. Qabın içərisində olan mayenin qabın divarları ilə toxunmayan səthi, yəni sərbəst səthi, nisbətən böyük sahəyə malik olduqda ağırlıq qüvvəsinin təsiri hesabına üfiqi müstəvi formada olur. Lakin, qabın divarlarına çox yaxın hissələrdə sərbəst səth əyri səth formasına malik olur. Maye qabı islatdıqda bu əyri səth çökük, islatmadıqda isə qabarıq formada olur. Mayenin əyri formaya malik sərbəst səthi menisk adlanır. Mayenin müstəvi formalı sərbəst səthindəki molekullara təsir edən səthi gərilmə qüvvələri səth boyunca üfiqi istiqamətdə yönələcəkdir. Maye əyri səthə malik olduqda 13 səthdəki hər bir molekula təsir edən səthi gərilmə qüvvəsi səthə toxunan üzərində olacaqdır. Bu səthi gərilmə qüvvələrini şaquli və üfiqi istiqamətlərə yönələn iki toplananlarına ayırsaq, asanlıqla görmək olar ki, səth molekullarına təsir edən üfiqi toplananlar bir-birini kompensasiya edirlər.

Mayelərin özlülüyü. Mayelərin özlülüyünün temperaturdan asılılığı.

Özlülük (viskozitet) axan maddələrin daxilində bir hissəciyin digərinə nisbətən hərəkətinə qarşı göstərdiyi müqavimət ilə səciyyələnən xassəsdir. O, həm də daxili sürtünmə üçün bir göstəricidir. Özlülük çoxaldıqca mayenin axıcılıq qabiliyyəti pisləşir, başqa sözlə, hidravliki müqaviməti çoxalır. Özlülüyə ən çox təsir edən amil temperaturdur. Temperatur artdıqca mayelərin özlülüyü azalır. Temperaturun özlülüyə olan təsirinə əsasən özlülüklü neftlərin, neft məhsullarının(mazutun) boru kəmərləri ilə nəqlini qızdırma üsulu ilə həyata keçirirlər. Təzyiqin çoxalması ilə özlülüyün azalması müşahidə olunur.

Təbəqələri arasında sürtünmə qüvvəsi olan maye real və ya özlü maye adlanır. İdeal cərəyan borusunda verilmiş en kəsiyin bütün nöqtələrində axın sürəti eyni olur. Real mayedə isə axının sürəti borunun radiusu boyunca olan məsafədən asılıdır: maye özlü olduğu üçün borunun divarına yaxın təbəqə divara yapışır, onun sürəti sıfır olur, borunun simmetriya oxuna yaxınlaşdıqca sürəti artır, simmetriya oxunda axın sürəti ən böyük olur.

Maye aqreqat halı üçün dinamik (xaotiklik və yaxın nizamı özündə birləşdirən) quruluş xarakterik olduğundan və bu dinamiklik geniş intervalda dəyişə bildiyindən, aydındır ki, mayenin özlülüyü də çoxsaylı parametrlərdən asılı olmalıdır. Özlülük materialın strukturu ilə sıx əlaqəli olub onun texnoloji proses ərəfəsində alınan fiziki-kimyəvi xassəsini göstərir. Bir çox kimyəvi birləşmələrdə özlülük molekulyar kütlənin artması ilə qanunauyğun olaraq artır. Yağlarda özlülüyün yüksək olması onların tərkibində molekulyar tsikllər olması ilə izah olunur. Təmasda olduqda bir-biri ilə reaksiya verməyən mayeləri qarışdırdıqda o, orta özlülüyə malik olur. Əgər qarışdırmada yeni kimyəvi tərkibli maye alınarsa onda alınan maye 10 dəflərlə yüksək özülülüyə malik ola bilər.

Özlülük maye hissəciklərinin aktivləşmə və sonradan diffuziyası yolu ilə deyil, çox ehtimal ki, əsasən rəqsi mexanizmlə, yəni nanolaylararasında fonon mübadiləsi ilə baş verir. maye hissəciklərinin aktivləşmə və

sonradan diffuziyası yolu ilə deyil, çox ehtimal ki, əsasən rəqsi mexanizmlə, yəni nanolaylar arasında fonon mübadiləsi ilə baş verir.

> Mayenin özlülüyü artdıqca o ideal mayedən daha çox uzaqlaşır. Özlülük temperaturdan asılıdır. Qazlardan fərqli olaraq, temeperatur artdıqda mayelərin özlülüyü azalır. Bu ən çox yağlarda müşahidə olunur Mayelərin özlülüyünü təyin edilməsinin müxtəlif üsulları vardır. Bunlardan biri də Stoks üsuludur. Stoks metodunda maye daxilində kiçik sürətlə düşən sferik cisimlərin düşmə sürətini təyin edərək özlülük hesablanır.

Daxili sürtünmə əmsalı (özlülük) ədədi qiymət və sürət qradienti vahidə bərabər olduqda, toxunan vahid lay səthləri sahələri arasında yaranan sürtünmə qüvvəsinə bərabərdir.

Əsas termodinamiki və termokimyəvi anlayışları.
Sistem. Sistemin hal parametrləri.

Termodinamikanın tədqiqat obyektləri ayrı-ayrı atom və molekullar yox, sistemlərdir. Sistem dedikdə xarici mühitdən faktiki və ya xəyali sərhədlə ayrılmış makrohissəcik(cisim) və ya makrohissəciklər qrupu nəzərdə tutulur. Əgər sistemi təşkil edən hissəciklər arasında enerji və ya maddə mübadiləsi mövcuddursa və həmçinin sistemin halı tamamilə termodinamiki parametrlərlə ifadə oluna bilirsə, bu cür sistemlərə termodinamiki sistemlər deyilir.

Xarici mühitlə sistem arasında qarşılıqlı təsirin xarakterindən asılı olaraq, aşağıdakı sistemləri bir-birindən fərqləndirirlər:

1.Açıq sistemlər. Bu halda sistemlə xarici mühit arasında həm maddə, həm də enerji əlaqəsi olur. Buna misal olaraq açıq qabda gedən reaksiyanı göstərmək olar.

2.Bağlı sistemlər. Bu halda sistem xarici mühitlə enerji mübadiləsində olur, maddə mübadiləsi yox. Misal olaraq qapalı qabda gedən reaksiyanı göstərmək olar.

3.İzolə olunmuş sistemlər. Bu halda sistem xarici mühitlə nə maddə, nə də enerji mübadiləsində olur. Misal olaraq qapalı termostatda gedən reaksiyanı göstərmək olar.

Termodinamika — makroskopik cisimlərin daxili durumunu tarazılıqda öyrənən elm. Başqa sözlə termodinamika qarşılıqlı çevrilmə və enerji ötürülməsini öyrənən elmdir. Termodinamik əmsallar, sistemin makro-skopik halını təyin edən parametrlərdən birinin dəyişməsinin digər parametrləri necə dəyişdiyini göstərən və təcrübədə ölçülə bilən kəmiyyətlərə deyilir. İstilik tutumu (izoxor və izobar prosesdə istilik tutumu), təzyiqin izoxor termik əmsalı, izotermik sıxılma əmsalı və b. termodinamik əmsallardır.

Fiziki hadisələri enerji nöqteyi nəzərindən öyrənən bəhs termodinamika adlanır. Termodinamika, yunan sözündən əmələ gəlmişdir və mənası ‘‘istiliklə əlaqədar olan qüvvə haqqında elm’’-deməkdir.

Termodinamikada istilik və iş anlayışları əsas yer tutur. Həm istilik, həm də iş enerjinin bir cisimdən digərinə verilmə formasıdır. Hər ikisi eyni

vahidlərlə ölçülür. Bu oxşarlığa baxmayaraq bunlar arasında ciddi fərq vardır. İş enerjinin bir cisimdən digərinə verilməsinin makroskopik formasıdır. İstilik isə enerjinin bir cisimdən digərinə verilməsinin mikroskopik formasıdır. Termodinamikanın əsasını onun iki qanunu təşkil edir. Bu qanunlara termodinamikanın prinsipləri də deyilir.

Sistemin hal parametrləri — sistemlərin halını səciyyələndirən və bilavasitə ölçülə bilən termodinamik xassələri (və yaxud kəmiyyəti).

Termodinamika üsulunun əsasında termodinamiki sistemin halını xarakterizə etmək durur. Birkomponentli sistemlər üçün sistemin hal parametrləri adətən temperatur və təzyiq qəbul edilir. İki və daha çox komponentli sistemlərdə, habelə komponentlərin konsenstrasiysı da göstərilir. Sistemin hal parametrləri aşağıdakı növlərə ayrılır:

a) fazalarda maddənin kütləsindən asılı olmayıb, bütövlükdə sistem üçün, yəni tarazlığın (temperatur və təzyiq) istənilən halında bütün fazalar üçün eyni olan intensiv sistem və

b) maddə kütləsindən asılı (həcm, entropiya, termodinamik potensial və s.), yəni sistemin hal funksiyaları olan ekstensiv sistem.

İntensiv sistemin hal parametrləri əksinə olaraq, ekstensiv sistem additivdir; bir neçə fazadan ibarət olan sistemlər üçün belə funksiyaların hər birinin qiyməti onun ayrı-ayrı fazalarının qiymətlərinin cəminə bərabərdir. Məsələn: fazalar kütləsinin iki dəfə artması bu funksiyaların qiymətini də artırır.

Termodinamik sistem elə makroskopik cismə (və ya cisimlər qrupuna) deyilir ki, onda istiliyin başqa enerji növlərinə çevrilməsi və ya əks proseslər baş verə bilsin. Sistemə daxil olmayan, ancaq ona təsir göstərə bilən bütün cisimlər mühit adlanır. Sistemin halını xarakterizə edən kəmiyyətlər hal parametrləri adlanırlar. Sistemdə baş verən fiziki hadisələri, o sistemi təşkil edən zərrəciklərin quruluşunu və hərəkətlərini tədqiq etmədən də öyrənmək olar. Bunu sistemin enerjisi, enerjinin bir cisimdən başqasına ötürülməsi və enerjinin çevrilməsi qanunlarını bilməklə həyata keçirmək olar.

Hal parametrləri kimi temperatur, təzyiq və həcm götürülür. Sistemin parametrləri dəyişə bilər. Termodinamik sistemin istənilən dəyişikliyi onun parametrlərinin heç olmasa birinin dəyişikliyi ilə müşahidə olunursa,

bu termodinamik proses adlanır. Verilmiş sistem üçün xarici şərait və zaman dəyişdikcə sistemin halı dəyişmirsə, bu sistem termodinamik tarazlıqdadır. Temperatur termodinamik tarazlıq halında makroskopik sistemin halını xarakterizə edən və cisimlər arasında istilik mübadiləsi istiqamətini təyin edən fiziki kəmiyyətdir.

Temperatur fizikada əsas rol oynayan parametrlərdən biridir. Müasir zamanda iki müxtəlif temperatur şkalasından istifadə olunur:

1. Beynəlxalq təcrübi temperatur şkalası (Selsi şkalası). Bu şkala suyun $1{,}013\times10^5$ Pa təzyiqdə qaynaması (100 C^0) və donması (0 C^0) kimi iki reper nöqtəsinə görə dərəcələnib.

2. Termodinamik temperatur şkalası (Kelvin şkalası). Termodinamik temperatur şkalası bir reper nöqtəyə - suyun üç qat nöqtəsinə görə dərəcələnib. Bu nöqtədə 609 Pa təzyiqdə buz, su və doymuş buxar termodinamik tarazlıqda olur. Üçqat nöqtənin temperaturu Kelvin şkalasına görə 273.16 K-ə bərabərdir. $T = 0$ K Kelvin sıfırı adlanır. Termodinamik temperatur (T) və beynəlxalq təcrübi temperatur (t) şkalaları arasında $T = 273{,}15 + t$ ifadəsi ilə əlaqəlidirlər.

Termodinamikanın I qanunu və onun müxtəlif proseslərə tətbiqi.

Gündəlik həyatda görürük ki, enerji heçdən yaranmır və yox olmur. Ekvivalent miqdarda bir növdən digər növə çevrilir. Bu enerjinin saxlanması qanunudur. Termodinamikanın I qanununda daxili enerji anlayışı mühüm rol oynayır. Təbiətin fundamental qanunlarından biri olan enerjinin saxlanması qanununa görə, qapalı sistemin tam enerjisi (mexaniki və daxili enerji) qapalı sistem daxilində baş verən bütün proseslərdə sabit qalır: $E + U = const$

İstilik proseslərində enerjinin saxlanması qanunu termodinamikanın birinci qanunundan ibarətdir:

● *Termodinamik sistemin daxili enerjisinin dəyişməsi bu sistemə verilən istilik miqdarı ilə xarici qüvvələrin sistem üzərində gördüyü işin cəminə bərabərdir.*

$$\Delta U = Q + A$$

Qapalı və izolə edilmiş sistem üzərində xarici qüvvələr iş görmür ($A = 0$) və o, ətrafdakı cisimlərlə istilik mübadiləsində olmur ($Q = 0$). Belə halda termodinamikanın birinci qanununa görə, qapalı və izolə edilmiş sistemin daxili enerjisi dəyişmir:

$$\Delta U = U_2 - U_1 = 0 \rightarrow U_2 = U_1$$

Sistemin xarici qüvvələr üzərində gördüyü iş əks işarə ilə xarici qüvvələrin sistem üzərində gördüyü işə bərabər olduğundan ($A = -A'$) termodinamikanın birinci qanunu belə də ifadə edilə bilər:

● *Termodinamik sistemə verilən istilik miqdarı onun daxili enerjisinin dəyişməsinə və sistemin xarici qüvvələr üzərində gördüyü işə sərf olunur:*

$$Q = \Delta U + A'$$

Enerjinin saxlanması qanunu kəşf ediləndən sonra məlum oldu ki, *birinci növ daimi mühərrik* yaratmaq mümkün deyildir:

● *Birinci növ daimi mühərrik (perpetuum mobile I) - bir dəfə işə salınan və kənar mənbədən enerji almadan daim işləyən mühərrikdir.*

$Q = 0$ *və* $\Delta U = 0$ olarsa, $A' = 0$ olur və "daimi mühərrik" işləmir.

Termodinamikanın I qanununu müxtəlif proseslərə tətbiq edək:

a) T=const. İzotermik proseslər. Əgər sistemdəki işçi cisim ideal qazdırsa, ideal qazın daxili enerjisi təzyiq və həcmdən asılı olmayıb, yalnız temperaturun funksiyasıdır. Bu prosesdə sistemin temperaturu sabit olduğundan onun daxili enerjisi də sabit qalır, daxili enerjinin dəyişməsi isə sıfıra bərabər olur: $U = const \rightarrow \Delta U = 0.$

$$Q = A' \qquad Q = -A.$$

● *İzotermik prosesdə sistemə verilən istilik miqdarı tamamilə işin görülməsinə sərf olunur.*

b)İzoxor proses (m = const, V = const). Bu prosesdə həcm sabit olduğundan ifadəsinə əsasən iş görülmür ($A = 0$, $A' = 0$). Termodinamikanın birinci qanununa əsasən: $Q = \Delta U$

İzoxor proseslərdə götürülən iş sıfra bərabərdir.

c) P=const. İzobar proses üçün termodinamikanın I qanununu aşağıdakı kimi yazarıq: $Q_p = \Delta U + p\Delta V$

və ya $Q_p = U_2 - U_1 + P(V_2 - V_1) = U_2 - PV_2 - (U_2 + PV_1) = H_2 - H_1 = \Delta H$

U - hal funksiyasıdır, hal parametrlərinin hasili olan PV də hal funksiyasıdır.

d) Adiabatik elə proseslərə deyilir ki, onun gedişində ətraf mühitlə (cisimlərlə) istilik mübadiləsi baş vermir. Aşağdakı 3 halda adiabatik proses əldə etmək olar.

Adiabatik proses üçün termodinamikanın I- ci qanunu belə şəkildə yazılır: $dQ = dU + dA = 0$

Qaz adiabat genişləndikdə onun temperaturu və daxili enerjisi azalır – qaz soyuyur; qaz adiabat sıxıldıqda isə, əksinə, onun temperaturu və daxili enerjisi yüksəlir – qaz qızır.

● *Adiabat proses – xarici mühitlə istilik mübadiləsi olmayan sistemlərdə gedən prosesdir.*

m=const, Q=0

Bu prosesdə sistem kənar cisimlərlə istilik mübadiləsində olmadığından termodinamikanın birinci qanunu belə yazılır:

$\Delta U = -A$ [1] və ya $\Delta U = A$

Termokimya. Hess qanunu və nəticələri.

Termokimya.

Kimyanın, kimyəvi reaksiyalarda alınan istilik effektlərinin miqdarca müəyyən edilməsi ilə məşğul olan bölməsinə termokimya deyilir. Termokimyəvi rəqəmlər həzəri və tətbiqi kimyanın bir çox vacib məsələlərinin həllində əsas rol oynayır. Termokimyəvi rəqəmlərdən həmçinin atomlar və molekullar arası rabitə enerjisinin hesablanması, birləşmələrin reaksiya qabiliyyətinin və kimyəvi proseslərin getmə istiqamətinin əvvəlcədən müəyyən edilməsi kimi mühüm problemlərin həllində istifadə olunur. Termokimya canlı orqanizmdə gedən proseslərin energetik xarakteristikası nöqteyi nəzərindən daha böyük əhəmiyyət kəsb edir. Bütün termokimyəvi hesablamaların əsasını enerjinin itməməsi qanununun nəticələri olan termokimya qanunları təşkil edir.

Kimyəvi reaksiyalar istiliyin ayrılması və ya udulması ilə müşayət olunurlar. Reaksiya zamanı müşahidə olunan istilik miqdarına reaksiyanın istilik effekti deyilir. **Termokimya** - kimyəvi reaksiyalarin istilik effektini öyrənən elmdir. **İstilik effekti** deyəndə kimyəvi reaksiya gedən zaman, sabit həcmdə və ya sabit təzyiqdə **udulan və ya ayrılan istilik** nəzərdə tutulur. Əgər reaksiya sabit təzyiqdə aparılırsa, onda reaksiyanın istilik effekti entalpiyanın dəyişməsinə bərabərdir. Sabit təzyiqdə gedən kimyəvi reaksiyalarda görülən iş təzyiq ilə həcm dəyişikliyi hasilinə bərabərdir. $A = P(V_2 - V_1)$ və ya $A = P\Delta V$

Adətən reaksiyanın istilik effekti dedikdə reaksiya tənliyində stexiometrik əmsallar qədər mol miqdarında götürülmüş maddələr reaksiyaya girdikdə müşahidə olunan istilik miqdarı nəzərdə tutulur. Termokimya müxtəlif reaksiyaların (əmələgəlmə, yanma, həllolma, neytrallaşma)istilik effektini təyin etməyə imkan verir.

Reaksiyanın istilik effekti reaksiyada iştirak edən maddələrin təbiətindən başqa,onların aqreqat halından və xarici şəraitdən də asılıdır. Ona görə də istilik effekti göstərildikdə bunlar da nəzərə alınmalıdır. İstilik effektinin göstərilməsinin iki üsulu mövcuddur:

1.Termokimyəvi 2. Termodinamiki

Termokimyəvi üsulda reaksiyanın istilik effekti birbaşa tənlikdə göstəri lir. Əgər istilik ayrılırsa işarəsi «+», udulursa işarəsi «-» olur.

Termodinamik üsulda tənliyin yanında reaksiya nəticəsində sistemin entalpiya dəyişikliyi göstərilir. **Entalpiya** – sabit təzyiqdə sistemin malik olduğu istilik enerjisidir. Qeyd edək ki, istilik ayrılırsa $\Delta H<0$, udulursa $\Delta H>0$ olur. Temperatur artdıqca istilik effekti azalır.

Hess qanunu. Termokimyanın ikinci əsas qanunu Hess tərəfindən 1840-cı ildə kəşf edilmişdir. Hess qanunu həm də istilik cəminin sabitliyi qanunu adlanır. Bu qanun aşağıdakı kimi ifadə olunur:

Reaksiyanın istilik effekti yalnız reaksiyaya daxil olan və nəticədə əmələ gələn maddələrin təbiəti və fiziki halından asılı olaraq, reaksiyanın aralıq mərhələlərindən asılı deyildir.

Məsələn, karbon qazının bəsit maddələrdən əmələ gəlməsinə ya onların qarşılıqlı təsirinin nəticəsi kimi

$C+O_2=CO_2$; ΔH_1

və ya CO-nun əmələ gəlməsi ilə əlaqədar olan mərhələli prosesin nəticəsi kimi

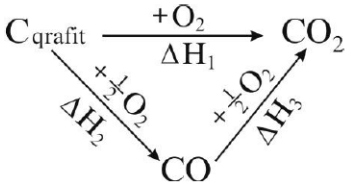
$2C+O_2=2CO$; ΔH_2

$2CO+O_2=2CO_2$; ΔH_3

baxıla bilər. Qrafit kabon dioksidə 2 cür oksidləşir. I halda qrafit1 mol oksigenldə oksidləşərək karbon dioksidə çevrilir. II halda oksidləşmə mərhələli gedir. Qrafit əvvəlcə karbon monoksidə, sonra karbon dioksidə oksidləşir.

Hess qanununa görə bu üç prosesin istilik effektləri arasındakı sadə nisbət aşağıdakı kimi göstərilə bilər:

$\Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H_3$



Termokimyəvi hesablamalarda bəsit maddələrin normal şəraitdə (0 ^{0}C, 1 atm.) əmələgəlmə istiliyi sıfır qəbul edilir.

Hess qanununun sabit təzyiq və sabit həcmdə gedən kimyəvi proseslər üçün tətbiqi daha ciddi xarakter daşıyır. Belə proseslər üçün Hess qanununa enerjinin itməməsi qanununun kimyəvi reaksiyalara tətbiq olunan xüsusi halı kimi baxıla bilər.

Hess qanunundan aşağıdakı mühüm nəticələr çıxır:

1. Düz reaksiyanın istilik effekti ədədi qiymətcə tərs reaksiyanın istilik effektinə bərabər olub, işarəcə əksdir.
2. Reaksiyanın istilik effekti bərabərdir: məhsulların əmələ gəlmə istiliklərinin cəmi, minus başlanğıc maddələrin əmələ gəlmə istiliklərinin c əmi.
3. Reaksiyanın istilik effekti bərabərdir: başlanğıc maddələrin yanma istiliklərinin cəmi, minus məhsulların yanma istiliklərinin cəmi.

Termodinamikanın II qanunu. Dönər və dönməyən proseslər.

Termodinamikanın II qanunu: Bu qanun sistemin entropiyasının yüksəlməsi qanunu kimi formula edilir. Mahiyyəti budur ki, qapalı sistemdə baş verən bütün istilik prosesləri üçün entropiyanın artması zəruridir; qapalı sistemin entropiyasının mümkün maksimum qiyməti (kəmiyyəti) istilik tarazlığında əldə olunur:

$$\Delta S \geq 0$$

Termodinamikanın ikinci qanunu - yeganə nəticəsi yalnız bir mənbədən alınan istilik hesabına periodik işləyən maşın düzəltmək mümkün deyildir. İstilik enerjisi öz-özünə soyuq cisimdən isti cismə keçə bilməz. Bununla da termodinamikanın ikinci qanunu termodinamik proseslərin istiqamətinin qanunauyğunluğunu müəyyən etdi. O göstərdi ki, istiliyin soyuq cisimdən isti cismə verilmə prosesini öz-özünə deyil, müəyyən mexaniki iş görmək nəticəsində həyata keçirmək olar.

Termodinamikanın II qanununun kəşfi fransız alimi S.Karlo (1796-1832), ingilis fiziki U.Tomson və R.Klauzisin işləridir. Bu kəşf 19-cu əsrin 50-ci illərində baş vermişdir. Qeyri-taraz proseslərin termodinamikasının banilərindən biri Belçika alimi İ.R.Priqojin (1917-2003) özünün mühazirələrindən birində (1977-ci ildə) demişdir: Elm tarixində termodinamikanın II qanunu izah etməli olduğu hadisələr çərçivəsindən kənara çıxaraq elmdə görkəmli rol oynadı. Onu demək yetər ki, Blosmanın kinetik nəzəriyyə sahəsindəki işləri, M.Plankın şüalanmanın kvant nəzəriyyəsi və A.Enşteynin spontan emissiya nəzəriyyəsinin əsasında termodinamikanın II qanunu durur. Taraz sistemin entropiyası temperaturun mütləq "0"-a yaxınlaşması ilə "0"-a can atır. Bu, "istilik teoremi" adlanır. (Bu teoremi alman fiziki V.Q.Nernst işləyib hazırlamışdır).

Termodinmaikanın II qanununa müxtəlif təriflər verilmişdir:

İstilik öz-özünə həmişə temperaturu yüksək olan cisimdən temperaturu aşağı olan cismə axar (Klauzius).

İstilik yüksək temperaturlu cisimdən aşağı temperaturlu cismə keçdikdə iş görə bilər (Karno).

Yeganə nəticəsi istiliyin işə çevrilməsindən ibarət olan proses mümkün deyildir (Plank).

Sistemə daxil olan cisimlərdən ən soyuğunun istiliyini işə çevirə bilən maşın qurmaq mümkün deyildir (Kelvin).

Dönən və dönməyən proseslər.

Proses əvvəlcə bir istiqamətdə, sonra da əks istiqamətdə gedərkən, sistem əvvəlki halına qayıdan zaman nə sistemdə, nə ətraf mühitdə heç bir dəyişiklik olmazsa, belə prosesə dönən proses deyilir.

Qarşılıqlı təsirdə olduğu cisimlərdə heç bir dəyişiklik yaranmadan sistem əvvəlki halına qayıdarsa, belə proses dönən proses adlanır.

Məsələn, tarazlıqdan çıxarılmış yaylı rəqqas və ya riyazi rəqqas sürtünməsiz hərəkət edərsə, ətrafda heç bir dəyişiklik yaratmadan yenidən ilk vəziyyətinə qayıdır. Sürtünmə nəzərə alınmayan bütün mexaniki proseslər dönən proseslərdir.Termodinamik tarazlıq halında gedən proseslər dönəndir. Deməli, prosesin dönən olması üçün onun bütün mərhələlərində termodinamik tarazlıq şərti ödənməlidir. Əks halda kənar cisimlərdə dəyişiklik yaranar. **Termodinamik tarazlıq olmadan gedən proses dönməyən prosesdir.** Real proseslər dönməyəndir. Məsələn, rəqqas havada hərəkət etdikdə sürtürmə nəticəsində enerjinin bir hissəsi istilik şəklində itir. Mexaniki enerjinin istiliyə çevrilməsi dönməyən prosesdir. Dönməyən prosesin istiqaməti istilik, enerji, iş baxımından onun əksi olan prosesdən fərqlənir.

Tutaq ki, ağzı bağlı balonda qaz vardır. Balonun ağzını açdıqda qazın bir hissəsi balondan çıxır, onun çıxması üçün iş görmək tələb olunmur. Lakin həmin qazı yenidən balona doldurmaq üçün iş görmək lazımdır. Bu misallardan görünür ki, bir istiqamətdə gedən proses əks istiqamətdə gedən prosesə ekvivalent deyildir. Belə proseslər dönməyən proseslərdir.

Dönən prosesi təşkil edən elementar proseslərdə dönən olmalıdır.Tarazlıqda olan hər bir proses dönən prosesdir, çünki belə proseslər həm düz, həm də əks istiqamətdə gedə bilər. Sistemin ilkin hala qayıtması ətraf mühitdə dəyişikliklə müşahidə olunarsa prosesə dönməyən deyilir. Tarazlıqda olmayan hər bir proses dönməyən prosesdir. Deməli, həqiqi proseslər dönməyən proseslərdir. Bu proseslər ancaq sonsuz yavaş getdiyi zaman dönən proseslərə yaxınlaşa bilər. Məsələn: vakuumda mütləq elastik yaydan Məsələn: vakuumda mütləq elastik yaydan asılmış cismin sönməz rəqsləri dönən prosesdir.asılmış cismin sönməz rəqsləri dönən prosesdir.

Karno tsikli və onun faydalı iş əmsalı. Entropiya.

Fransız alimi Sadi Karno nəzəri olaraq ən yüksək f.i.ə. malik olan ideal istilik maşınının iş prinsipini vermişdir. Bu prinsip Karno tsikli adlanır. Karno tsikli bir- birinin ardınca təkrar olunan iki izotermik və iki adiabatik prosesdən ibarətdir.

Fərz edək ki, silindir içərisində 1 mol qaz var və qaz 1-2-3-4 qapalı prosesi edir.

1-2 prosesində qaz izotermik genişlənir və qızdırıcidan Q_1 istiliyi alır.

2-3 prosesində işçi cisim (qaz) adiabatik (qızdırıcı söndürülüb) genişlənməni davam edir.

3-4 prosesində porşen işçi cismi sıxır T_2 sabit qalma şərti ilə, bu zaman işçi cisim soyuducuya Q_2 istiliyi verir

4-1 prosesində işçi cisim adiabatik olaraq sıxılır.

Termodinamikanın I-ci qanununa əsasən $A_{faydalı}=Q_1-Q_2$.

İstilik maşınında da soyuducuya verilən istilikdən başqa sürtünmə və istilikkeçirmə hesabına istiliyin azalması yaranır. Odur ki, istilik maşınının faydalı iş əmsalı Karno siklinin faydalı iş əmsalından kiçik olur. İtgi olmadıqda isə bərabər olur:

$$\frac{Q_1-Q_2}{Q_1} \le \frac{T_1-T_2}{T_1}$$

Buradan

$$\frac{Q_2}{Q_1} \ge \frac{T_2}{T_1} \quad \textit{вя ўа} \quad \frac{Q_1}{T_1}-\frac{Q_2}{T_2} \le 0$$

alınır. Burada Q_2 - soyuducuya verilən istilik miqdarıdır. Məlumdur ki, soyuducuya verilən istilik miqdarı əks işarə ilə soyuducunun verdiyi istilik miqdarına - Q_2'-ə bərabər olacaqdır. Sonuncu düsturda yazsaq, $Q_2=-Q_2'$ alarıq

$$\frac{Q_1}{T_1}+\frac{Q_2}{T_2} \le 0$$

$\frac{Q}{T}$ nisbəti ***gətirilmiş istilik*** adlanır. Baxılan prosesi ifadə edən Karno siklini elə elementar proseslərə bölək ki, onun hər birində termodinamik tarazlığın ödəndiyini qəbul etmək mümkün olsun. Onda hər bir elementar prosesdə $T=const$ olacaqdır. Əgər elementar prosesdə alınan istilik

miqdarı ΔQ olarsa, i-ci elementar proses üçün düsturunu aşağıdakı kimi yazmaq olar:

$$\frac{\Delta Q_{1i}}{T_{1i}} + \frac{\Delta Q_{2i}}{T_{2i}} \le 0$$

Bu ifadəni tam sikl üzrə cəmləyib limitə keçsək, dairəvi ideal proses üçün alarıq $\int \frac{\delta Q}{T} = 0$

Bu ifadə göstərir ki, ***ixtiyari dönən dairəvi prosesdə cismə verilən gətirilmiş istilik miqdarı sıfra bərabərdir.***

Q sistemin hal funksiyası olmadığından onun elementar dəyişməsi δ ilə işarə olunmuşdur (*d* işarəsi tam differensialı ifadə edir və bu işarə həmin kəmiyyətin hal funksiyası olduğunu göstərir). Lakin δQ-nün *1/T*-yə hasili tam differensial verir, ona görə də $\frac{\delta Q}{T}$ *nisbəti sistemin halını xarakterizə edən funksiyanın tam differensialı adlanır.* Bu funksiyanı *S* ilə işarə etsək, dönən proses üçün $dS = \frac{\delta Q}{T}$ alarıq. *S* hal funksiyası ilə xarakterizə olunan kəmiyyət en*tropiya adlanır.* Entropiya ekstensiv xassə daşıyır. Onun qiyməti sistemin kütləsindən asılıdır.

Cisim qızdıqda onun entropiyası artır, soyuduqda isə - azalır, **yəni *entropiya prosesin istiqamətini təyin edir.*** Əgər sistem bir neçə komponentdən ibarətdirsə və termodinamik tarazlıqdadırsa, onun entropiyası ayrı-ayrı komponentlərin entropiyaları cəmindən ibarət olur, yəni ***entropiya hədd-bəhədd toplanan (additiv) kəmiyyətdir.*** Onun bu xassəsi sistem termodinamik tarazlıqda olmadıqda da öz qüvvəsində qalır.

$$\delta Q = TdS$$

ifadəsi göstərir ki, istilik mübadiləsi olmayan proseslərdə entropiya dəyişmir. Adiabatik prosesdə istilik mübadiləsi olmadığı üçün, orada entropiya dəyişmir. Ona görə də *adiabatik proses izoentropik proses adlanır.*
Dönən Karno siklində entropiyanın dəyişməsi sıfra bərabərdir. Dönməyən Karno siklində isə sistemin entropiyası artır. Entropiyanın dəyişməsinin ədədi qiyməti prosesin hansı dərəcədə dönməz olduğunu göstərir. Axırıncı iki nəticəni ümumiləşdirərək söyləmək olar ki, qapalı sistemdə gedən ixtiyari prosesdə sistemin entropiyası azalmır

$$dS \ge 0 \quad \textit{вя ўа} \quad \delta Q \le TdS$$

Burada bərabərlik işarəsi dönən, bərabərsizlik işarəsi isə dönməyən prosesə aiddir.

Termodinamikanın III qanunu.
Plank postulatı.

Termodinamikanın üçüncü qanunu və ya Termodinamikanın üçüncü başlanğıcı - temperaturun tam sıfra yaxınlaşan zaman entropiyanın vəziyyətini təyin edən fiziki prinsipdir. İlk dəfə Termodinamikanın üçüncü qanunu alman kimyaçı alimi Valter Herman Nernst (1864-1941) tərəfindən yaradılmışdır.

Termodinamikanın üçüncü qanununun Maks Plank tərəfindən verilən şərhində deyilir:*"mütləq sıfır temperaturda sistemin ola biləcəyi bütün tarazlıq hallarında entropiya dəyişməz qalır".*

Birinci qanunun atom və molekulların istilik hərəkətləri və bununla əlaqədar meydana gələn istilik enerjisi də nəzərə alınmaqla enerjinin saxlanma qanununu ifadə etdiyini söylədik. Həmin qanuna görə istiliyin soyuq cisimdən isti cismə keçməsi mümkündür. Vacib olanı odur ki, iki cisimdən ibarət sistemdə soyuq cisimdən alınan istilik miqdarı isti cismə verilən istilik miqdarına bərabər olsun. Bu qanuna görə enerjinin saxlandığı bütün hallarda prosesin istənilən istiqamətdə getməsi üçün heç bir qadağa yoxdur. Deməli, birinci qanun prosesin real getmə istiqaməti haqqında heç bir məlumat vermir, daha doğrusu verə bilmir. İkinci qanun bu qüsuru aradan qaldırdı. O prosesin getmə istiqamətini müəyyən edən qanundur. İkinci qanundan çıxan mühüm nəticələrdən biri də mütləq sıfır temperaturun varlığıdır, lakin praktik olaraq bu temperaturu əldə etmənin qeyri-mümkünlüyüdür. Bununla yanaşı, ikinci qanun mütləq sıfır temperaturun bilavasitə yaxınlığında və mütləq sıfır temperaturda fiziki kəmiyyətlərin dəyişmə xarakterləri haqqında heç nə deyə bilmir. Qarşıya çıxan çətinlik bununla bitmir. Məlum olduğu kimi entropiya onun diferensialı (dS) vasitəsilə hesablanır. Bu səbəbdən S kəmiyyəti müəyyən sabit (məsələn: S0) dəqiqliyi ilə təyin olunur. Bizi adətən müxtəlif hallardakı entropiyalar fərqi maraqlandırdığından haqqında danışdığımız qeyri-müəyyənlik əhəmiyyət kəsb etmir. Lakin elə hal funksiyaları vardır ki, onlar ST hasili vasitəsilə təyin olunur. Buna misal Helmholsun (F=E-ST) və Qibbsin (H=E-ST+pV) sərbəst enerjilərini göstərmək olar. Bu hallarda

qeyri-müəyyənlik S0 ilə deyil, T*S0 hasili ilə əlaqədardır. Ona görə də, iki müxtəlif temperatura uyğun gələn belə hal funksiyalarının fərqini təyin edərkən (xüsusilə də, kimyəvi proseslərin təhlili zamanı), sıfırdan fərqli olan (T2 –T1) S0 həddi meydana gəlir. Deməli, entropiyanın sabit dəqiqliyi ilə təyin olunan qiymətini deyil, mütləq qiymətin təyin etməyi bacarmaq lazımdır. Əks halda, yəni S0 kəmiyyətini konkretləşdirməsək, ST hasili daxil olan hal funksiyalarının termodinamikada işlədilməsi mənasız olur. Qarşıya çıxan bu problem termodinamikanın üçüncü qanunu vasitəsilə həll olunmuşdur. Termodinamikanın üçüncü qanunu Nernst tərəfindən empirik üsulla müəyyənləşdirilmişdir. Ona görə bir çox ədəbiyyatlarda bu qanun "Nernstin istilik teoremi" adlandırılır.

Planka görə hər bir enerji elementi (kvantı) (E) öz tezliyinə (ν) düz mütənasibdir:

E=h*ν burada **h** – Plank sabitidir.

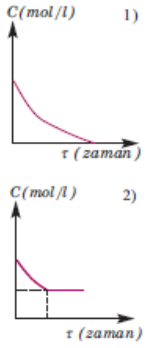
Plank cox ehtiyatla israr edir ki bu radiyasiyanın udulma və buraxılma proseslərinin sadəcə bir tərəfidir və bunun radiyasiyaya heç bir əlaqəsi yoxdur. Əslində o özünün kvant hipotezini bir elmi kəşfdən daha çox riyazi «hiylə» adlandırır. Lakin 1905-ci ildə Albert Eynşteyn məhz Plankın bilir. Fotoelektrik effekti müəyyən materialların üzərinə işıq şüaları salmaqla həmin materialdan elektronların sıxışdırılıb çıxarılması hadisəsidir. Eynşteyn 1921-ci ildə məhz bu işinə gorə Nobel mükafatına layiq görülmüşdür.

Kimyəvi tarazlıq. Kütlələrin təsiri qanunu.

Əgər sistemdə hər hansı kimyəvi və fiziki proseslər gedirsə, sistem dəyişikliyə uğrayır. Heç bir dəyişikliyə məruz qalmayan sistemlərə ***tarazlıqda olan sistem*** deyilir. Qeyd edək ki, sistem dedikdə, materiyanın digər hissələrindən xəyali olaraq ayrılmış, təcrid olunmuş hissəsi başa düşülür.

Kimyəvi reaksiyalar nəticəsində qaz, çöküntü və su alınırsa, belə reaksiyalar dönməyən reaksiyalardır, dönəyən reaksiyalar o qədər də çox deyil. Sonadək gedən reaksiyalarda başlanğıc maddələrin qatılığı sıfıradək azalır. Əksər reaksiyalar dönərdir. Dönən reaksiyalarda başlanğıc maddələrin qatılığı sıfıradək azalmır. Dönən reaksiyalarda düzünə gedən reaksiya sürətinə bərabər olduğu halda kimyəvi tarazlıq halı deyilir. Kimyəvi tarazlıq yalnız qapalı sistemlərdə və dönən reaksiyalarda baş verir. Reaksiyanın kimyəvi tarazlıq halını müəyyən zaman ərzində alınan və parçalanan molekulların sayı ilə də ifadə etmək olar.

Vahid zamanda alınan və parçalanan molekulların sayının bərabər olduğu hala kimyəvi tarazlıq halı deyilir. Reaksiyada iştirak edən maddələrin tarazlıq halındakı qatılığa tarazlıq qatılığı deyilir. Tarazlıq qatılığı maddənin reaksiyaya girməyən hissəsidir. Kimyəvi tarazlıq dinamikdir, şərait(maddələrin qatılığı, tempetatur və təzyiq) dəyişmədikdə tarazlıq halı pozulmur, yəni düzünə və əksinə reaksiyalar eyni sürətlə gedir. Dönən kimyəvi reaksiyalar yenicə başlayanda reaksiyaya daxil olan maddələrin qatılığı çox olur. Reaksiya davam etdikcə alınan məhsulların



qatılığı artır, başlanğıc maddələrin qatılığı isə azalmağa başlayır. Dönən reaksiyalarda alınan məhsulların qatılığı artdıqda başlanğıc maddələr tərəfə(sola) gedən reaksiyanın sürəti artır. Dönən reaksiyalarda müəyyən zamandan sonra düzünə gedən reaksiyanın sürəti əksinə gedən reaksiyanın sürətinə bərabər olur: $\vartheta_{düz} = \vartheta_{əks}$

Reaksiyanın kimyəvi tarazlıq halını müəyyən zaman müddətində alınan və parçalanan molekulların sayı ilə ifadə etmək olar. Vahid zamanda alınan və parçalanan molekulların sayının bərabər olduğu hala tarazlıq halı deyilir. Reaksiyada iştirak edən maddələrin tarazlıq halına uyğun gələn

qatılıq tarazlıq qatılığı adlanır. Bəzən tarazlıq qatılıqlarına görə reaksiyaya daxil olan maddələrin qatılığını və əksinə, maddələrin verilən başlanğıc qatılığına görə tarazlıq halına uyğun qatılığını hesablamaq tələb olunur. Reaksiya məhsullarının tarazlıq qatılıqları hasilinin reaksiyaya daxil olan başlanğıc maddələrin tarazlıq qatılıqları hasilinə olan nisbəti dəyişməz kəmiyyət olub, tarazlıq sabiti adlanır. K>1 olduqda reaksiya düz istiqamətə, K<1 olduqda isə əks istiqamətə daha çox yönəlmiş olur. K=1 olduqda başlanğıc və son maddələrin tarzlıq qatılıqları hasili bərabərləşir.

Homogen reaksiyaların sürəti reaksiyaya daxil olan maddə molekullarının zaman vahidi ərzində görüşmələrinin (toqquşmalarının) sayından asılıdır. Molekulların toqquşma sayı isə öz növbəsində reaksiyaya daxil olan maddələrin qatılığından asılı olduğu üçün, reaksiya sürəti ilə maddə qatılığı arasında asılılıq aşağıdakı kimi ifadə edilə bilər.

Verilmiş müəyyən sabit temperatur şəraitində kimyəvi reaksiyanın sürəti reaksiyay daxil olan maddələrin qatılıqları hasili ilə düz mütənasibdir. Sürətlə kütlə arasındakı bu asılılığın xarakteri isveç alimləri Quldberq və Vaage (1867) tərəfindən müəyyən edilmiş və kütlələrin təsiri qanunu adını almışdır.

Dönən reaksiyalarda kimyəvi tarazlıq ümumi şəkildə aşağıdakı kimi göstərilə bilər:

$$aA + bB \leftrightarrow cC + dD$$

Kütlələrin təsiri qanununu buraya tətbiq etsək, düzünə və tərsinə gedən reaksiyaların sürətləri aşağıdakı kimi göstərilə bilər:

$$v_1 = k_1 [A]^a [B]^b$$

$$v_2 = k_2 [C]^c [D]^d$$

Burada k_1 və k_2 müvafiq reaksiyaların sürət sabitləridir.

Tarazlıq halında $v_1 = v_2$ olduğundan,

$k_1 [A]^a [B]^b = k_2 [C]^c [D]^d$

lar. Buradan,

$$[A]^a [B]^b / [C]^c [D]^d = k_1 / k_2 = k$$

olar ki, burada k, k_1 və k_2 sabit kəmiyyətlərini əvəz edən kimyəvi tarazlıq sabitidir. k-mütənasiblik əmsalı olub, kimyəvi reaksiyanın sürət sabiti adlanır. k-nın qiyməti reaksiyaya daxil olan maddələrin qatılığından asılı olmayıb, yalnız onların təbiətindən və temperaturdan asılıdır.

Kimyəvi tarazlıq sabiti reaksiyaya daxil olan maddələrin ilk qatılıqlarından asılı olmayıb, temperaturdan asılı olaraq dəyişir.

Tarazlıq sabitinin ifadəsini tənliyi ümumi şəkildə verilmiş reaksiya üçün aşağıdakı şəkildə yazarıq:

$$aA+bB \leftrightarrow dD+lL \qquad (1)$$

$$K_c = \frac{C_D^d C_L^l}{C_A^a C_B^b}$$

Kütlələrin təsiri qanunu ideal qaz qanunlarının qaz reaksiyalara tətbiqi həddində və həmçinin çox duru məhlullarda baş verən reaksiyalara bilavasitə tətbiq oluna bilir. Digər şəraitlər üçün isə bu qanunun tətbiqi bir qədər mürəkkəb xarakter daşıyır.

Kimyəvi tarazlığa təsir edən amillər. Le-Şatelye prinsipi.

Tarazlığın pozulmasına və yenidən yaranmasına təsit edən amillər var. Bu amillər qatılıq, temperatur və təzyiqdir. Reaksiyanın getməsinə təsir edən bu amillərdən birini belə dəyişdirdikdə reaksiyanın tarazlığı dəyişir: ya sağa(alınan məhsullar tərəfə), ya da sola(başlanğıc maddələr tərəfə) yönəlir.

Qatılığın tarazlığa təsiri.Le-Şatelye prinsinə əsasən deyə bilərik ki, reaksiyada iştirak edən maddələrdən birinin qatılığı artırıldıqda tarazlıq həmin maddənin qatılığının azalması istiqamətinə yönələcək

Təzyiqin tarazlığa təsiri. Təzyiqin təsiri reaksiyada iştirak edən maddələr qaz halında olduqda özünü göstərir. Təzyiqin artırılması reaksiyanın tarazlığın həcmi azaldığı istiqamətə (yəni qazların mol miqdarının az olduğu istiqamətə) yönəldir.

$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$ 4 – 2=2 həcmin azalması baş verir.

1 həcm 3 həcm 2 həcm

Cəmi 4 həcm

Bu tənliklə göstərilən reaksiyada təzyiqin artırılması tarazlığı sağa, azaldılması isə sola yönəldir. Təzyiq azalanda tarazlıq qazların mol miqdarının artması istiqamətində yerini dəyişir.

təzyiqi azaltdıqda ←

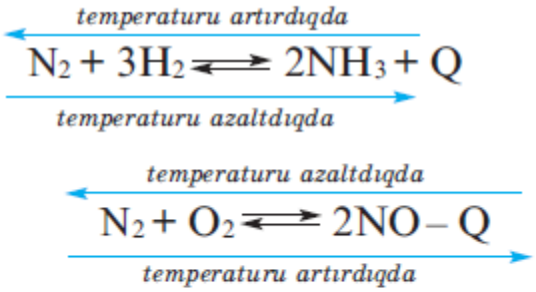
$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$

1 həcm 3 həcm 2 həcm

→ *təzyiqi artırdıqda*

Sabit temperaturda qapalı qabda təzyiqi artırdıqda qazların qatılığı artır. Onda $N_2+3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ dönən reaksiyasında təzyiqi 2 dəfə artırdıqda qazların qatılığının dəyişməsi qrafikdə əks olunub.

Temperaturunun tarazlığa təsiri. Temperaturun tarazlığa təsirindən danışdıqda reaksiyanın ekzotermik, yaxud endotermik olması nəzərə alınmalıdır. Temperaturun yüksəlməsi ekzotermik reaksiyaların tarazlığını başlanğıc maddələr tərəf(sola), endotermik reaksiyaların tarazlığını alınan maddələr tərəfə(sağa) yönəldir. Temperaturun azaldılması isə əksinə təsir göstərir. Tarazlıqda olan bu reaksiyada müəyyən temperaturda nə qədər molekul alınırsa, bir o qədər də parçalanır. Tarazlığın bu və ya başqa tərəfə yönəlməsi də sistemə verilən temperaturundan fərqlənməsi ilə başlayır.



Katalizator tarazlığın yerdəyişməsinə təsir etmir. Çünki hər iki reaksiyanı eyni dəfə sürətləndirir.

Tarazlıq sabitinin qiymətinə əsasən tarazlığın yerdəyişmə istiqamətini müəyyən etmək olur. K>>1 olduqda, tarazlıq sağa(məhsula tərəf), K<<1 olduqda, tarazlıq sola(başlanğıc maddələrlə tərəf) yerini dəyişir. K=1 olduqda, başlanğıc və son məhsulların tarazlıq qatılığı dəyişmir.

Le Şatelye prinsipi

Müəyyən şəraitdə yaranmış reaksiya tarazlığı həmin şərait sabit qaldıqda, istənilən qədər dəyişməz qalır. Lakin tarazlıqda iştirak edən maddələrin qatılığının, sistemin temperatur və təzyiqinin dəyişməsi ilə reaksiya tarazlığı dərhal pozulur və müəyyən istiqamətdə olmaqla yerini dəyişir. Müxtəlif amillərin təsiri ilə reaksiya tarazlığının dəyişməsi tarazlığın yerdəyişməsi və ya tarazlığın yönəlməsi adlanır.

Reaksiya tarazlığının yerdəyişməsi reaksiyaya daxil olan maddələrin qatılığının artması ilə gedirsə, tarazlığın sağ tərəfə yönəlməsi, reaksiya zamanı alınan maddələr qatılığının artması ilə gedirsə, tarazlığın sol tərəfə yönəlməsi baş verir. Reaksiya tarazlığının müəyyən amillərdən asılı olaraq, öz yerini dəyişmə xarakteri La-Şatelye prinsipi ilə müəyyən edilir:

Tarazlıq halında olan sistemə şəraitlərdən birinin dəyişməsi ilə nəticələnən xarici təsir göstərilərsə, tarazlıq həmin təsir effektinin azalması istiqamətində yerini dəyişir.

Tarazlığın yerdəyişməsi zamanı reaksiyaya daxil olan və ya reaksiya nəticəsində əmələ gələn maddələrin qatılıqları nisbəti dəyişməyə başlayır və bu, yeni tarazlıq halı yaranana kimi davam edir.

Tarazlıq halında olan sistemn komponentlərindən birinin qatılığının artması tarazlığın həmin maddənin istifadə olunduğu, yəni qatılığının azalması istiqamətində yerdəyişməsinə səbəb olur. Qatılığın azaldılmasıyla isə tarazlığın yerdəyişməsi həmin maddənin əmələ gəlməsi istiqamətində gedir.

Temperatur artdıqda tarazlıq endotermik reaksiya, azaldıqda isə ekzotermik reaksiya istiqamətində yerini dəyişir.

Təzyiqin artması ilə verilmiş müəyyən şəraitdə kiçik həcm tutan maddənin əmələ gəlməsi üçün əlverişi şərait yaradır. Başqa sözlə, təzyiqin artması ilə reaksiya tarazlığın yerdəyişməsi həcmin azalması istiqamətində gedir.

Katalizatorlar dönən reaksiyalarda düzünə və əksinə gedən kimyəvi reaksiyaların sürətini eyni dərəcədə dəyişdirdiyindən, tarazlığın daha tez yaranmasına kömək edir, lakin tarazlıq sabitinin qiymətinə və reaksiyaya daxil olan maddələrin tarazlıq qatılıqlarına təsir etmir.

Məhlulların termodinamikası. Raul qanunu. Raul qanunundan kənaraçıxmalar. Paylama qanunu.

Məhlullar iki və daha çox maddədən və onların qarşılıqlı təsir məhsullarından ibarət olub, termodinamiki davamlı sistemlərdir. Məhlulların əmələ gəlməsini üç mərhələyə ayırmaq olar:

1.Həll olan maddənin hissəciklərə parçalanması

2.Hissəciklərin solvatlaşması

3.Solvatlaşmış hissəciklərin məhlulun həcminə diffuziya edərək bərabər paylanması.

Termodinamiki baxımdan məhlulları 3 yerə bölmək olar:

1.ideal məhlullar 2.sonsuz duru məhlullar

3.qeyri-ideak məhlullar

Fransız alimi F.M.Raul uçucu olmayan qeyri-elektrolitlərin duru məhlularının buxar təzyiqini öyrənərək 1887-ci ildə qanun vermişdir: *Həlledicinin məhlul üzərindəki buxar təzyiqinin nisbi azalması, həll olan maddənin mol sayının məhlulda olan molların ümumi sayına olan nisbətinə bərabərdir.* Raul müəyyən etmişdir ki,buxar təzyiqinin nisbi azalması 0C ilə 20C arasında temperaturdan asılı deyildir. Uçucu olmayan qeyri-elektrolitlərin duru məhlulları üzərində həlledicinin buxar təzyiqinin nisbi azalması həll olan maddənin mollarının sayı ilə düz mütənasibdir. Raulun 1-ci qanunu yalnız uçucu olmayan qeyri-elektrolitlərin duru məhlulları üçün doğrudur.

RAULUNN 2-Cİ QANUNU

Həlledicyə nisbətən məhlulların buxar təzyiqinin azalması ilə əlaqədar olaraq,onların donma və qaynama temperaturu da dəyişir. Belə ki,məhlul saf həlledicyə nisbətən aşağı temperaturda donur və yüksək temperaturda qaynayır. Maddənin eyni vaxtda həm maye,həm də bərk halda mövcud olduğu temperatura donma teperaturu deyilir. Lakin hər iki fazanın birlikdə qala bilməsi üçün həmin temperaturda onların buxar təzyiqləri bərabər olmalıdır. Məhlulların donma və qaynama temperaturunu öyrənərək, Raul aşağıdakı 2-ci qanununu vermişdir: *Donma temperaturunun azalması və qaynama temperaturunun artması məhlulun molyar qatılığı ilə düz mütənasibdir.*

Raul qanunu ideal məhlullara aiddir. Həmin məhlullar üçün aşağıdakı şərtlər ödənilməlidir:

$\Delta V=0$, $\Delta H=0$, $F_{A-A}= F_{A-B} =F_{B-B}$

Lakin real məhlullarda bu şərtlər ödənilmir və onlar Raul qanununa tabe olmurlar. Tutaq ki, hər hansı bir real məhlul üçün aşağıdakı şərtlər ödənilir:

$F_{A-A} > F_{A-B} > F_{B-B}$, $\Delta V > 0$, $\Delta H > 0$

Bu halda həcm artır və istilik udulur. Bu hal müsbət kənaraçıxmalar adlanır. Bu cür hallarda məhlulda istər eyni tir, istərsə də müxtəlif tip hissəciklərin yaratdığı assosiatlar parçalanmağa məruz qalmalıdırlar. Deməli, məhlulda hissəciklərin sayı ayrı-ayrı komponentlərin mayelərinin müvafiq həcmlərindəki hissəciklərin sayı cəmindən çoxdur.

$F_{A-A} < F_{A-B} > F_{B-B}$, $\Delta V < 0$, $\Delta H < 0$

Belə halda komponentlərin mayelərinin qarışdırılması zamanı istilik ayrılmalıdır. Bu hal mənfi kənaraçıxmalar adlanır. Əgər məhlulun komponentləri bir-birindən təbiətinə görə çox fərqlənirsə, lakin doymuş buxar təzyiqləri çox yaxındırsa, onda bu halda Raul qanunundan kənaraçıxmalar çox kəskin olur.

Ekstraksiya — iki faza arasında, bir çox hallarda iki qarışmayan mayelər arasında (adətən su və üzvi həlledici arasında)maddənin fiziki-kimyəvi paylanma prosesi və maddələrin uyğun ayrılma, parçalanma və qatılaşdırma üsuludur. Paylanma qanununa görə qarışığın hər hansı bir komponentinin ikinci maye fazaya keçmə dərəcəsi K_i –nin vahiddən nə qədər fərqli olmasından asılıdır. Əgər sistem maye halındadırsa, proses maye ekstraksiya adlanır. Qazın maye ilə ekstraksiyası fiziki adsorbsiya, bərk maddənin maye tərəfindən ekstraksiyası isə yuyulma adlanır.

Məhlulların donma və qaynama temperaturları. Ebuloskopiya və krioskopiya. Məhlulların osmos təzyiqi.

Donma temperaturunda məhlul və təmiz bərk həlledici tarazlıqda olur. Məhlulun donma temperaturu təmiz həlledicinin donma temperaturundan aşağı olur. Çünki bərk həlledici və məhlul üzərindəki buxar təzyiqlərinin bərabərliyi daha aşağı temperaturda müşahidə olunur.

Müəyyən temperaturda mayenin bütün həcmində baş verən buxarlanma prosesinə ***qaynama*** *deyilir****.*** *Qaynama o zaman başlayır ki, qabarcıq daxilindəki doymuş buxarın təzyiqi mayenin səthindəki xarici təzyiqə bərabər olur.* Təcrübə göstərir ki, qaynama zamanı mayenin və onun üzərindəki buxarın temperaturu dəyişmir. *Mayenin qaynadığı temperatur* ***qaynama temperaturu*** *adlanır.* Qaynama temperaturu mayeyə edilən xarici təzyiqdən asılıdır. Xarici təzyiq artdıqda qaynama temperaturu yüksəlir, əksinə, xarici təzyiq azaldıqda qaynama temperaturu da aşağı düşür.

Qaynama — mayenin bütün həcmində buxar əmələgəlmə hadisəsi. Qaynama zamanı doymuş buxarla dolu olan qabarcıqlar hidrostatik və atmosfer təzyiqlərinə üstün gələrək mayenin səthinə çıxıb dağılır və həmin buxarı fəzaya buraxır. Qaynama temperaturu mayenin növündən və xarici təzyiqdən asılıdır. Məsələn, su 1 atmosfer təzyiqində 100°S-də qaynadığı halda 15,5 amosfer təzyiqdə 200°S-də qaynayır. Xarici təzyiq sabit olduqda qaynama zamanı mayenin temperaturu dəyişmir və ona verilən istilik miqdarı tamamilə buxar əmələ gəlməsinə sərf olunur. həmin təzyiq artdıqca qaynama temperaturu da artır və onun ən böyük qiyməti böhran temperaturuna bərabər olur. Saf maye öz qaynama temperaturundan yuxarı temprlara qədər qızdırıla bilir və bu zaman qaynama baş vermir. Belə maye ifrat qızmış maye adlanır. Bu hal metastabildir. Həmin mayeni tərpətdikdə və ya ona başqa qatışıqlar əlavə etdikdə qaynama dərhal başlayır. Temperatur, əsasən, dərəcə Selsi (°C) ilə, bəzən isə Farengeyt (°F) ilə ölçülür. Temperaturun bu iki ölçü vahidləri arasında əlaqə vardır. Selsini Farengeytə çevirdikdə: F = 95.C + 32 düsturundan,
Farengeyti Selsiyə çevirdikdə: C = 59. (F-32) düsturundan istifadə edilir.

Osmos təzyiqi canlı orqanizmlərdə böyük əhəmiyyətə malikdir. Canlı orqanizmlərdə toxumaların quruluşu, bitkilərdə turqor hadisəsi , bitkilərin yarpaqlarının quruluşu osmos təzyiqi ilə əlaqədardır. Bitkilərdə osmos təzyiqinin qiyməti 2-50 atmosfer, bəzi səhra bitkilərində 100 atm-ə qədər

olur. İnsanda qanda osmos təzyiqinin qiyməti 7,5-8,1 atm.olur. İnsanda osmos təzyiqini böyrəklər tənzim edir. İnsanda turş və ya duzlu yemək yeyəndə susuzluq hissinin yaranması osmos təzyiqinin nəticəsidir. İnsanda osmos təzyiqinin qiymətini dəyişməmək üçün venaya tibbi preparatlar izotonik məhlullar halında daxil edilir. Osmos təzyiqinin qiyməti molyar qatılıqdan asılı olduğu üçün o əsilində məhlulun vahid həcmdə olan hissəciklərinin sayından asılı olmalıdır. Vahid həcmdə belə hissəciklərin sayı çox olduqda, osmos təzyiqidə artmalıdır. Buna əsasən molyar qatılıqları eyni olan məhlulların eyni həcmdə eyni sayda hissəcikləri olduğundan osmos təzyiqləri də eyni olmalıdır. Eyni osmos təzyiqinə malik olan məhlullara **izotonik məhlullar** deyilir.

Osmos təzyiqi Vant-Hoff qanunu ilə xarakterizə olunur. Məhlulun osmos təzyiqi onda həll olan maddənin qaz halında məhlula müvafiq həcm və temperaturda törətdiyi təzyiqə bərabərdir. Buna əsasən vant-Hoff qanunu riyazi surətdə qaz halının Klapeyron-Mendeleyev tənliyi ilə ifadə olunur. Osmos təzyiqi aşağıdakı tənliklərlə hesablanır:

$\pi V=\nu RT$ $\nu=N/N_A$

Olduğundan $\pi=N/V\cdot RT/N_A$ olar.

Gördüyümüz kimi, Osmos təzyiqi vahid həcmdə olan hissəciklərin sayı ilə düz mütənasibidir. Müxtəlif maddələrin (məsələn, kauçuk, sellüloza, zülallar və s.) molekul çəkisinin təyinində istifadə olunur.

Məhlulların donma temperaturunun öyrənilməsi krioskoiya tənliyinə əsasən molyar kütlənin hesablanması metodu isə krioskopiya adlanır.

$\Delta T_{don}= K*m_2$

K-müəyyən həlledici üçün sabit olan krioskopiya sabiti adlanır. Krioskopiya sabiti formal olaraq 1000q həlledicidə 1 mol maddə həll edildikdə, yəni bir molyar məhlulda(m_2=1) həlledicinin donma temperaturunun aşağı düşməsini göstərir. Ona həmçinin məhlulun donma temperaturunun molyar azalması da deyilir.

Molyar kütlələrin krioskopiya metodu ilə təyini onların ebuloskopiya metodu ilə təyininə nisbətən daha dəqiqdir.

Müəyyən qatılıqlı məhlulun qaynama temperaturunun yüksəlməsini təyin etməklə həllolan maddənin molyar kütləsini hesablamaq olar.

$\Delta T_{qay}= E*m_2$

E-müəyyən həlledici üçün sabit olan ebuloskopiya sabiti adlanır. Ebuloskopiya sabiti formal olaraq bir mol maddənin 1000 q həlledicidəki məhlulun(m_2=1) qaynama temperaturunun təmiz həlledicinin qaynama

temperaturundan neçə dərəcə yüksək olduğunu göstərir. Ona həmçinin məhlulun qaynama temperaturunun molyar yüksəlməsi də deyilir.