GİRİŞ

Kimya elmi təbiət elmlərindən biri olub bizi əhatə edən aləmin zənginliklərini və onlarda gedən kimyəvi çevrilmələrin mahiyyətini öyrənir. Bizəməlumdur ki, təbiət və dünya insan təfəkküründən asılı olmayaraq mövcuddur. Dünya maddi varlıqların toplusudur.bütün varlıqlar müxtəlif şəkilli materiyanın formasıdır. Onlar isəfasiləsiz hərəkətdə dəyişməkdə və inkişaf etməkdədir. Materiya müxtəlif hərəkət formalarına (qızdırılma,soyuma, ışıqburaxma,elektrik cərəyanı,kimyəvi çevrilmə və s.

Kimya elmi kimyəvi çevrilmələrin hərəkət formasını öyrənir. Kimyanın predmeti nəyi öyrənir.

Kimyanın predmeti–kimyəvi elementlər, onların birləşmələri və müxtəlif reaksiyaların tabe olduğu qanunauyğunluqlardır.

Kimyəvi reaksiyalar-tərkibcə bəsit maddələrdən daha mürəkkəb maddələrin alınması,bir mürəkkəb maddənin digər mürəkkəb maddələrə çevrilməsi və mürəkkəb maddələrin parçalanaraq daha bəsit maddələr əmələ gətirməsi prosesidir.

Nəzəriyyə nədir? Təcrübədən doğan faktları, postulatları,hipotezləri və s. toplamaqla onu elmi prinsiplər əsasında izah edən və cəmiyyətin xeyrinə yönəldən elmi fikirlərdir.

Kimyada biz aşağıdakı nəzəriyyələri öyrənəcəyik:

1.Maddə və materiya nəzəriyyəsi

2.Kimyəvi əlaqə nəzəriyyəsi

3.Kimyəvi proseslərin mexanizmi nəzəriyyəsi

4.Kimyəvi elementlərin yaranması nəzəriyyəsi

5.Məhlullar nəzəriyyəsi

6.Atomun quruluş nəzəriyyəsi

Qanun nədir? Xüsusi yoxlanmış təcrübi nəticələri ümumiləşdirərək verilməsinə və yaxud təcrübədə təsdiq edilmiş hipotezlərə qanun deyilir.

Kimyada biz aşağıdakı qanunları öyrənəcəyik:

1. Maddə kütləsinin saxlanması və enerjinin saxlanması qanunu
2. Tərkibin sabitlik qanunu
3. Kütlə və həcmi nisbətlər qanunu
4. Ekvivalentlər qanunu
5. Qazlar qanunu
6. Avaqadro qanunu
7. Elementləin dövri sistem qanunu və s.

Postulat nədir? Sübuta ehtiyacı olmadan söylənən fikirlərə postulat deyilir.

Kimya çox qədimdən xalqa xidmət etmişdir,buna görə də onun inkişaf mərhələləri çoxdur və onu aşağıdakı kimi dövrlərə bölünür.

1.Əlkimyaçılardan əvvəlki dövr-b.e.IV əsrə qədər.Bu dövrdə heç bir praktiki işlər yox idi

2. Əlkimyaçılar dövrü-b.e.ə IV əsrdən b.e.XVI əsrə qədər olan dövrü əhatə edir. Bu dövrdə əsasən flsəfə (sehirli),həyat eliksirinin axtarışı ilə və qara metalların qızıla çevrilişi ilə məşğul olmuşlar

3Kimyanın ümumiləşməsi-XVI,XVII,XVIII əsrləri əhatə edir.Bu isə öz növbəsində 4 hissəyə bölünür.Yatrokimya,qala kimyası flagiston nəzəriyyəsi və Lavuazyenin antiflagiston sistemi.

a)**Yatrokimya** dövrü.XVIII əsrin ikinci yarısında qurtarır. Bu dövrdə kimyanın təbabətlə birləşməsi universal elm yaratmaq ideyası irəli sürülür.

b)**Pnevmokimya** dövrü. Bu dövrdə qazlar tədqiq olunur,yeni qazlar və qazvari maddələr kəşf olunur.

v)**Flagiston** nəzəriyyəsi həm də Ştal nəzəriyyəsi kimi məlumdur. Yanma və metalların közərməsini izah edir.Bu nəzəriyyə alimləri o qədər təsir altına salmışdır ki,hətta Pristal və Blek aldıqları oksigenin yanmada və közəmədə rolunu izah edə bilməlidir.Antiflagiston Lavuazyenin Fe=dəmir yanığı+flagiston adı ilə bağlıdır. Lavuazye öz təcrübi işləri ilə oksigenin yanmada rolunu izah edərək flogiston nəzəriyyəsinə zərbə vurdu,kimyəvi element anlayışını verdi

4.**Miqdari qanunlar** dövrü XIX əsrin birinci 60 ilini xarakterizə edir.dalton atomistikasının inkişafı, Avaqadro qanunu təyininkəşfi, atom , molekul kütləsinin təyini və onundüzgün izahı verildi.

5.**Bu dövr müasir dövrdür**-XIX əsrin 60əcı illərindən indiyə qədər olan dövrü əhatə edir. Bu dövr kimyanın qızıl dövrü adlanır.Buna səbəb elementlərin dıvrü qanunun, valentlik, kimyəvi əlaqə, aromatik birləşmələrin alınması ,maddələrin tədqiqat metodlarının bu dövrlə bağlı olmasıdır.

Kimya elminin inkişafı zamanı artıq materiyanın iki halı –maddə və sükunət halı müəyyənləşdirildi.

Maddə nədir? **Maddə-sükunət kütləsinə malik olan hərəkət edən materiyanın müxtəlif formasıdır.**

Maddə **s**ükunət kütləsi sıfıra bərabər olmayan hissəciklərdən ibarətdir.Bütün maddələr korpuskullardan ibarətdir.Bütün maddələr prinsipcə 3 aqreqat halda mıvcuddur.,bərk,maye və qaz.

Sahə isə -özünün arakəsilməzliyi ilə səciyyələnir.Məs. müxtəlif sahələr-elektromaqnit,nüvə sahəsi, müxtəlif hissəciklər dalğa sahəsi və s.formasında

Maddə və sahə rasında sıx əlaqənin olduğumüəyyənləşdikdən sonra maddi aləmin vahid və tam vəhdətdə olduğu müəyyənləşdirildi.

KİMYANIN ƏSAS QANUNLARI

1) MADDƏ KÜTLƏSİNİN SAXLANMASI VƏ YA ENERJİNİN SAXLANMASI QANUNU

XIX əsrdə ən maraqlı xüsusiyyətlərdən biri yanma prosesinin izahıdır.Bu ilk dəfəLomonosov tərəfindən öyrənilmişdir.O bunu izah etmək üçün eyni kütləli 2 metal parçası götürmüş. birini açıq havada,digərini isə havası çıxarılmış şüşə boruda yandırmışdır.Bu zaman şüşə boruda olan metal parçasınının kütləsinin dəyişməmişdiyini ,lakin açıq havada yandırılmış metal parçasının kütləsinin dəyişdiyini müəyyən etmişdir. Açıq havada yanan metal parçasının kütləsinin dəyişməsinə səbəb yanan cismin səthindən hava hissəciklərinin keçməsi nəticəsində onun cismlə birləşməsidir.

Deməli bir yerdə materiya azalırsa,başqa yerdə əlavə olunur.Buna əsaslanaraq 1856-cı ildə Lomonosov maddə kütləsinin saxlanması qanunu kəşf etmiş və onu belə ifadə etmişdir:Reaksiya daxil olan maddələrin kütlsi reaksiya nəticəsində alınan maddələrin kütləsinə bərabərdir.Məs:

$2H_2O+O_2 \rightarrow 2H_2O$ və yaxud $Fe+S=FeS$

2x2+2x16=2x18 56+32=56+32

4+32 =36 88=88

36=36

Maddə maddə kütləsinin saxlanması qanunu enerjinin saxlanması qanunu adlanır.İlk dəfə 1905-ci ildə Eynşteynenerji ilə kütlə arasında kimyəvi aslılığın olduğunu aydınlaşdırmış və onu aşağıdakı kimi ifadə etmişdir.

$$E = mc^2$$

E-enerji.m-cismin kütləsi.c-isə işığın vakuumdakı sürətidir. Verilmiş tənliyə əsasən demək olar ki,enerjinin dəyişməsi kütlənin dəyişməsinə səbəb olur.Maddənin kütləsi nə qədər

Çoxolarsa ona sərf edilən enerjid o qədər çox olar.

TƏRKİBİN SABİTLİK QANUNU

Kimyəvi çevrilmələr zamanı maddə kütləsinin saxlanması,maddənin tərkibinin sabitliyi ideyasının yaranmasına səbəb oldu.Çox saylı təcrübələr əsasında müəyyən edildi ki,istənilən bəsit və mürəkkəb maddəninn tərkibi kəmiyyət və keyfiyyətcə sabitdir və alınmasından asılı deyil. Fraansız kimyaçısı Prust təcrübi faktları ümumiləşdirərək tərkibinin sabitlik qanunu kəşf edərək onu belə ifadə etdi**: İstənilən maddə tapıldığı yerdən və alınma üsulundan asılı olmayaraq sabit vəsfi və miqdarı tərkibə malikdir.Məs:**

$$2H_2O+O_2 \rightarrow 2H_2O \quad NaOH+HCI \rightarrow NaCI+H_2O$$

Uzun illər Kurnakov və Prust arasında mübahisələr olmuş.Bertole göstərmişdir ki, maddənin tərkibi qeyri-müəyyəndir.dəyişkəndir. Bu cür maddələri o bertolidlər adlandırmışdır. Prust isə göstərirdi ki,maddələrin tərkibi müəyyən və sabitdir. O bu cür maddələri daltonidlər adlandırmışdı. Sabit tərkibli maddələr molekulyar quruluşlu maddələrdir.

SADƏ NİSBƏTLƏR QANUNU

1803-cü ildə Dalton atomistik təsəvvürlərə əsaslanaraq sadə nisbətlər qanununu kəşf edərək onu belə ifadə etmişdir**: Əgər iki element bir-birilə bir neçə birləşmə əmələgə gətirərsə ,onlarıdan birinin çəki ilə eyni miqdarına digərinin çəki ilə elə midarı uyğun gəlirki,onların bir-birinə nisbəti kiçik tam ədədlər nisbəti kimi olur.**

CO CO_2
12:16 12:32
16:32
1:2
yaxud

Oksidin formulu	N	O	N/O	Oksigenə düşən miqdar	
N_2O	28	16	14:8	8:8	1
NO	14	16	14:16	16:8	2
N_2O_3	28	48	14:24	24:8	3
NO_2	14	14	14:32	32:8	4
N_2O_5	28	80	14:40	40:8	5

Həcmi nisbətlər qanunu

Həcmi nisbətlər qanunu frasız alimi J.Key Lüssaq qazlar arasında gedən qarşılıqlı təsir reaksiyalarını öyrənərkən 1808-ci ildə həcmi nisbətlər qanunu kəşf etmişdir. Qanun belə ifadə olunur.

Eyni şəraitdə(p,t) reaksiyaya daxil olan qaz maddələrin həcmlərinin bir-birinə və reaksiyadan alınan qaz maddələrin həcmlərinə nisbəti kiçik tam ədədlər nisbəti kimidir.

$2H_2+O_2 \rightarrow 2H_2O$ $\qquad$ $N_2+3H_2 \rightarrow 2NH_3$

2x22,4:22,4 2x22,4 $\qquad$ 22,4 : 3x22,2 : 2x22,4

44,8:22,4:44,8 $\qquad$ 22,4 : 67,2 : 44,8
2:1:2 $\qquad$ 1 : 3 : 2

АВАГАДРО ГАНУНУ

Kimyəvi çevrilmələr ilk dəfə əsasən qaz halında maddələr arasında aparılmışdır.İlk dəfə İtalyan alimi avaqadro bəsit qazların(məs:H_2,O_2,CI_2,N_2) molekulunun iki atomdan ibarət olması ehtimalını irəli söylədi . Buna əsaslanaraq belə bir fərziyyə irəli sürdü. **Eyni şəraitdə(eyni temperatur və təziqdə) müxtəlifqazların bərabər həcmlərində bərabər sayda molekul olur(Avaqadro ədədi $N_A=6{\cdot}02 \cdot 1.0^{23}$).** Avaqadro fərziyyəsi tərəfdarları tərəfindən qəbul edilmədi. 1860-cı ildə Almaniyanın Karlsure şəhərində çağrılmış qurultayda Kannisaro atom və molekul haqqında öz fikirlərini söyləyərək Avaqadro fərziyyəsinin doğruluğunu süvbut etdi.

)Ганундан чыхан нятисяляр ашаьыдакы кимидир:

1.Bəsit qazların (təsirsiz qazlar müstəsna olmaqla) molekulu ikiatomludur (məs:H_2,O_2,CI_2,N_2)

2. Hər hansı qaz halında olan maddənin mol kwtləsi onun hidrogenə görə sıxlığının 2 mislinə bərabərdir:$M=2D_H$; havaya görə isə $M=29D_{hava}$.

3. Normal şəraitdə qazların 1 molu 22,4I həcm tutur(molyar həcm,Avaqadro həcmi).

Mol-c12 izotopunun 0,012 kq-da olan struktur(quruluş) vahidləri qədər maddə kütləsidir(mol maddə miqdarıdır)

NA=6,02 10^{23} Avaqadro ədədidir.

O, физика вя кимйанын гябул етдийи сабит кямиййятдир вя шяраитдян асылы дейилдир. Avaqadro ədədindən atomun mütləq kütləsini tapmaq olar. M-A/N_A m= A/N_A).

Еквивалентляр гануну

Ekvivalent anlayışı elmə 1792-1794-cü illərdə alman alimi Rixter tərəfindən neytrallaşma reaksiyası öyrənilərkən müəyyən etmişdir.O neytrallaşma reaksiyasını öyrənərkən müəyyən etmişdir ki,belə reaksiyalar zamanı turşu və əsaslar müəyyən çəki miqdarında reaksiyaya daxil olurlar.Məs.40q NaOH 63q HNO3 və sərf edilir. Rixter beləçəki miqdarını ekvivalent adlandırmışdı. və ekvivalentə aşağıdakı kimi tərif vermişdir: **Елементин еквиваленти онун çəki ilə еля мигдарына дейилир ки, о 1 мол атом H_2, йахуд 1/2 мол O_2 бирляшсин вя йахуд ким-йяви реаксийада эюстярилян мигдарларda hidrogen və oksigeni явяз етсин.**

Rixter ekvivalent anlayışından istifadə edərək 1903-cü ildə ekvivalentlər qanunu kəşf etmişdir.

Маддяляр бир-бириля еквивалентляриня уйьун кцтля нисбятляриндя гаршылыглы тясирдя олур.Ганунун рийази ифадяси ашаьыдакы кимидир:

$$\frac{m_1}{E_1} = \frac{m_2}{E_2} \quad ; \frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2}$$

m_1,m_2-maddələrin kütləsi

E_1,E_2-ekvivalent kütlələridir

Маддялярин кцтляси грамларла верилирся

$\frac{m}{E}$ -мол еквиваленти ифадя едир.

Reaksiyada iştirak edən maddələr qaz halında olduqda tənlik aşağıdakı kimi olur.

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V'_{E_1}}{V''_{E_2}}$$

V_1 вя V_2-газларын щясми, V'_{E_1} вя V''_{E_2} онларын еквивалентляридир.

Мяс. Оксиэенин мол еквивалентинин нормал шяраитдя тутдуьу щясмі

$$V_{E_{O_2}}^{O_2} = \frac{22,4}{4} = 5,6 \text{ l}$$

чцнки, O_2 еквиваленти мол атомунун йарысына йяни бир молун 1/4 бярабярдир.

Яэяр реаксийада иштирак едян маддялярдян бири бярк диэяри газ щалында оларса еквивалентляр гануну ашаьыдакы кими ифадя олуна биляр:

$$\frac{m}{E} = \frac{V}{V_E}$$

m –bərk maddənin, E bərk maddənin ekvivalent kütləsi , V qazın həcmi , V_E isə qazın ekvivalent həcmidir.

Birləşmənin kimyəvi ekvivalenti aşağıdakı düsturla hesablanır. $E = \frac{M}{F}$

ÇOXELEKTRONLU ATOMLAR.

Çoxelektronlu atomların kvant mexaniki izahı H atomuna nisbətən qat-qat çox mürəkkəbdir. Çoxelektronlu atomlar üçün Şredinger tənliyinin dəqiq həlli yoxdur. Çünki,Şredinger tənliyi hətta 2 elektronlu atomlar üçündə tam dəqiq həll edilə bilməz. Bu onunla əlaqədardır ki, çoxelektronlu atomlarda elektronun yalnız nüvə ilə deyil,həmçinin elektronların bir-birilə qarşılıqlı təsiri nəzərə alınır. üçün dalğa funksiyasının qiymətini tapmaq üçün elektronların hər birinin nüvə ilə və digər elektronlarla, onların müxtəlif halı nəzərə alınmaqla qarşılıqlı təsiri nəzərə alınmalıdır. Lakin bir çox çoxelektronlu atomlar üçün Şredinger tənliyinin təqribi həlli mövcuddur. Onların nəticəsində atomların elektron quruluşunu kifayət qədər düzgün əks etdirir. Şredinger tənliyinin təqribi həllinin analizi aşağıdakı nəticələrə səbəb olur.

1.H atomunda olduğu kimi çoxelektronlu atomlarda da elektronların vəziyyəti 4 kvant ədədilə bir qiymətli təyin edilir.

2.H atomundan fərqli olaraq çoxelektronlu atomlarda elektronun enerjisi yalnız baş kvant ədədindən deyil, həm də orbital kvant ədədindən asılıdır.

Çoxelektronlu atomlarda elektronun kvant yuvalarında paylanması aşağıdakı kimidir.

ATOMDA ELEKTRONLARIN PAYLANMA ARDICILLIĞI

Molekulda elektronların düzgün paylanma ardıcıllığını bilmək üçün aşağıdakı qaydaları və prinsipləri bilmək lazımdır.

1.Polinq qaydası .Bu qayda elektronların energetik səviyyələr və yarımsəviyyələr üzrə paylanmasını müəyyən edir. Energetik səviyyələr n=1,2,3,... ∞. baş kvant ədədinin qiymətlərinin artması ardıcıllığı ilə elektronla dolur. Hər bir səviyyənin yarımsəviyyələri isə orbital kvant ədədinin qiymətinin artması ardıcıllığı ilə elektronla dolur.

ℓ = 0,1, 2, 3,4

s, p,d, f, h

2.Pauli prinsipi . Bütün kvant ədədlərinin qiyməi eyni olan 2 elektron bir xanada yerləşə bilməz, heç olmasa bir kvant ədədinin qiyməti ilə fərqlənməlidir.

Deməli Pauli prinsipini ödəyən və ödəməyən şərtlər mümükündür.

~~n= 1~~	~~n=1~~	n= 1	n=1
~~ℓ= 0~~	~~ℓ=0~~	ℓ= 0	ℓ= 0
~~m=0~~	~~m=0 ↓↓~~	m=0	m=0 ↓↑
~~s= + ½~~	~~s= + ½~~	s= + ½	s= - ½

Elektronların sayı $X=2n^2$, kvant qəfəslərinin sayı isə n^2 ilə müəyyən olunur. İstənilən yarımsəviyyədə isə $X=2(2\ell+1)$ sayda elektron, $2\ell+1$ sayda orbital var.

N	$2n^2$	n^2
1	2	1
2	8	4
3	18	9
4	32	16

Məs:n=3 olarsa $\ell=0(s^2)$,m_{ℓ} s.=0(2p)olar

$\ell=1(p^6)$, m_{ℓ}=-1,0,1 olar v

Orbital kvant ədədindən istifadə edərək kvant yuvalarında elektronların sayını və orbitalları hesablamaq olar.

ℓ	$2(2\ell+1)$	$2\ell+1$
ℓ =0(s)	2	1
ℓ=1(p)	6	3
ℓ=2 2(d)	10	5
ℓ=3 3(f)	14	7

3.Enerjinin minimumluq prinsipi

Elektronlar kvant yuvalarını enerjinin artması istiqamətində doldurur.

4.Hund qaydası. Hər bir yarımsəviyyədə kvant qəfəslərinin elektronla doluma ardıcıllığını müəyyən edir. **Istənilən yarımsəviyyədə kvant qəfəsləri əvvəlcə bir, sonra ikinci elektronla dolur.** Başqa sözlə istənilən yarımsəviyyədə elektronlar max.sayda kvant qəfəsi tutmağa çalışır.Yəni bu halda spinlərin cəmi max. çatır.

↓↑	↑	↑	↑	

↑	↑	↑	↑	↑

kvazi doymuş

Elektronların sayı 1,3,5 və 7 olur. Deməli bir orbitalda bir və ya 2 elektron olur. Orbitalda 2 elektron olduqda onların spinləri əks istiqamətli ↑↓ olur. Bu da onu göstərir ki, qoşalaşmamış elektronlrın sayı elementin valentliyini göstərir.

5.**Kleçkovski qaydası** səviyyə və yarımsəviyyələrin eyni zamanda dolmasını müəyyən edir. Burada minimum enerji prinsipinə əməl olunur. Səviyyələr və yarımsəviyyələr $n+l$ cəminin artması ardıcıllığı ilə dolur.

$n+l$ cəmi eynidirsə onda l-in artması, n-in isə azalması istiqamətdə gedir.

1s<2s<2p<3s<3p<3d<4s<4p<4d<4f<5s<5p<5d<5f<6s ideal

Təcrübi olaraq müəyyən edilmişdir ki, orbitalların öz enerjilərinə görə aşağıdakı ardıcıllıqla yerləşir.

1s<2s<2p<3s<3p<4s <3d<4p<5s <4d<5p<6s<4f<5d<6p<7s real

ELEMENTLƏRİN DÖVRİ SİSTEMİ VƏ DÖVRİ QANUN

Mendeleyevə qədər təqribən 30-a qədər dövri sistem təqdim olunmuşdur(1815-1869). Lakin bunlar tərəfdarları tərəfindən qəbul edilməmişdir. Mendeleyev dövri qanunu kəşf edərkən

cəmi 63 element məlum idi . O elementləri atom kütləsinin artması ardıcıllığı ilə sıraya düzmüş və elementlərin xassələrinin dövri olaraq təkrarlandığını görmüş və ona aşağıdakı tərifi vermişdi:

Bəsit maddələrin və eləcə də onların əmələ gətirdiyi birləşmələrin forma və xassələri onların atom kütlələrinin artmasından dövri surətdə asılıdır. Lakin bəzi elementlərdə çatışmamazlıqlar meydana çıxdı(Ar-la K,I-la Te). Bu zaman Mendeleyev fikirləşmədən bəzi elementlərin yerini dəyişdi,bəzi elementlərin yerini boş saxladı.

İzotopların və izobarların kəşfi təsdiq etdi ki, atom kütlələrinin böyüklüyü elementləri xarakterizə etmək üçün meyar ola bilməz.

Kvant mexanikasının kəşfi ilə əlaqədar olaraq dövri qanunda dəyişiklik edildi. 1912-ci ildə İngilis alimi Mozli(müasir tərif) atomun quruluşunun mürəkkəbliyinə əsaslanaraq elementləri xarakterizə etmək üçün nüvənin yükünü əsas götürmüş və dövrü qanuna aşağıdakı tərifi vermişdi: **Bəsit maddələrin və eləcə də onların əmələ gətirdiyi birləşmələrin forma və xassələri onların atom kütlələrinin artmasından deyil, nüvələrinin yükünün artmasından asılı olaraq dövri surətdə asılıdır.**

Arqonun kütləsi 39,9 0lsada nüvəsinin yükü 18,kaliumun kütləsi 39 olsada onun nüvəsinin yükü 19-dur.

Elementlərin xassələrinin dövrülüyü onların elektron təbəqələrinin tədricən dolmasındadır. Məlumdur ki, elementlərin elektron quruluşu dövri olaraq dəyişir. Dövri sistemin 500-ə qədər variantları məlumdur. Ən geniş yayılanı 3 variantlı sistemdir.

1.**Qısa(kompakt), 2.Yarımuzun, 3.Uzun vatiantlı**

Qısa variantda elementlər 8 qrupda yerləşdirilir.

Yarımuzun variantda əsas və əlavə yarımqrup elementləri ayrı-ayrı yazılır.

I və II dövr elementlərini Mendeleyev tipik elementlər adlandırmışdı:Li,Be,B,C,N,O,F,Ne Na,Mg,Al,Si,P,S,CI,Ar

Uzun variantda d- və f-elementlər ayrıca verilir. d- elementlər arasında qeyri-metal yoxdur. Çünki, onların elektron təbəqələrində ya bir, ya da 2 elektron olur, bu səbəbdən d-elementlərin xassələri p-elementlərdən fərqlənir. Ona görə də d-elementlərin xassələri p-elementlərin xassələri kimi kəskin dəyişmir. f-elementlərin xassələri isə demək olar ki, lap zəif dəyişir.

Elementlərin xassələrinin dövrülüyü 3 cür olur:1) Əsas dövrülük, 2) Törəmə dövrülük, 3) Daxili dövrülük

Elementlər bir dövrdən digərinə keçdikdə xassələrinin keyfiyyətcə təkrarlanması əsas dövrülük adlanır.

Qruplar üzrə şaquli istiqamətdə (qruplar) elementlərin xassələrinin qeyri-monoton dəyişməsi törəmə dövrülük adlanır. Məs.IV qrupun əsas yarımqrup elementlərinə nəzər salsaq görərik ki,C-dan Si keçdikdə metallıq xassə artır. Si-dan Ge-a keçdikdə metallıq xassəsinin dəyişməsi çox cüzi dəyişir. Ge-dan Sn-a keçdikdə metallıq xassə kəskin artır, Sn→Pb keçdikdə metallıq xassəsinin çox cüzi dəyişməsi görünür.

Eyni tip (p-d-f) elementləri arasında üfiqi istiqamətdə(dövrlər) xassələrin qanunauyğun dəyişməsi daxili dövrülük adlanır.

İONLAŞMA ENERJİSİ , ELEKTROMƏNFİLİK, ELEKTRONAHƏRİSLİK

Atomların ən mühüm xarakteristikalarından biri ionlaşma potensialıdır. **Elektroneytral atomdan elektron qoparmaq üçün sərf olunan eenerji ionlaşma enerjisi(potensialı) adlanır və İ ilə işarə olunur.**

Onda ionlaşma enerjisini belə göstərmək olar:

$$A^o\text{-}I \rightarrow A^+ + e^-$$

A^o neytral atom, A^+-müsbət yüklü ion, e^- atomdan qoparılmış elektron, I-atomdan bir elektron qoparmaq üçün sərf olunan enerjidir.

Ümumiyyətlə ionlaşma enerjisi atomun xarici elektron təbəqısində olan elektronu sonsuzluğa qədər uzaqlaşdırmaq üçün udduğu enerji payıdır.

Çoxelektronlu atomlardan ayrılması ardıcıl gedir. Atomdan birrinci,ikinc,üçüncü və s. elektronun ayrılmasına sərf olunan enerji atomdan birrinci, ikinci, üçüncü ionlaşma enerjisidir. Atomdan birinci elektron ayrıldıqdan sonra ikinci elktronun ayrılmasına daha çox enerji sərf olunur. Bu isə atomun iona çevrilməsilə izah olunur. Atomda nüvənin yükü artdıqca ionlaşma enerjisi dövri olaraq dəyişir. Məs. qruplar üzrə yuxarıdan aşağı gəldikcə ionlaşma enerjisi azalır, lakin bəzi hallarda qanunuyğunluq pozulur. Məs: bu ikinci dövr elmentlərində daha qabarıq şəkildə özünü göstərir.İonlaşma potensialı həmişə müsbətdir.

ELEKTRONAHƏRİSLİK

Elektroneytral atoma 1 elektron birləşdikdə ayrılan və ya udulan istiliyin miqdarı elektronahərislik adlanır. E –hərfi ilə işarə olunur.

$$A^{o} + e^{-} \rightarrow A^{-} + Eh$$

İonlaşma prosesində enerjinin ayrılmasından və udulmasından asılı olaraq elektronahərislik müsbət və ya mənfi qiymət alır.

Əksər elementlər üçün elektronahərislik (-) kəmiyyətdir, buna səbəb atoma elekron birləş-diriməsi və enerji ayrılması ilə getməsidir. Lakin təsirsiz qazlar üçün və ns^2 elementləri üçün elektronahərisliyə malik deyil.

Halogenlər ən yüksək elekttromənfiliyə malikdir. Buna səbəb onların xarici elektron konfiqurasiyasına(ns^2np^6) malik olmasıdır. Elektronahərislik atomun elektron quruluşundan və nüvənin effektiv

Qrup daxilində elektronahərisliyin qiməti yuxarıdan aşağıya doğru azalır.

ELEKTROMƏNFILIK

1932-ci ildə Polinq kimyəvi elementlərin xassələrini xarakterizə etmək üçün elektromənfilik anlayışından istifadə etmişdir. Polinqə görə elektromənfilik molekulda atomun onu başqa atomlara birləşdirən elektronları özünə cəzb etmə xassəsidir.

Elementə elektron birləşməsi istiliyin ayrılması ilə getdiyindən elektronahərisliklə ionlaşma enerjisinin fərqinin yarısı elektromənfilik adlanır və χ ilə işarə olunur.

$$\chi = ½(İ - E)$$

χ -qiymətli metallar üçün kiçik,q/metallar üçün böyük qiymət olur.

Elementin nisbi elektromənfiliyi onu atomunun elektronu Li atomuna nisbətən neçə dəfə çox və ya az cəzb etmə xassəsini müəyyən edir.

KOMPLEKS BIRLƏŞMƏLƏR

Elə birləşmələr var ki,onlar adi valent qanunlarına tabe olurlar,lakin elə birləşmələr var ki,onlar valent qanunlarına tabe olmurlar. Bu cür birləşmələr elektroneytral molekulların qarşılıqlı təsiri nəticəsində əmələ gəlir. Bu tip birləşmələrə misal aşağıdakı birləşmələri göstərmək olar.Məs:

$$3KCN + Fe(CN)_3 \rightarrow 3KCN \cdot Fe(CN)_3 \text{ və ya } K_3[Fe(CN)_6]$$

$$CoCI_2 + 6NH_3 \rightarrow CoCI_2 \cdot 6NH_3 \text{ və ya } [Co(NH_3)_6]CI_3$$

Belə birləşmələr yüksək tərtibli birləşmələr adlandırılır.Bu cür təcrübi faktları ümumiləşdirməklə 1893-cü ildə Verner özünün koordinasiya nəzəriyyəsini vermişdir. Koordinasiya nəzəriyyəsinə görə bir sıra elementlər adi valentliklərindən başqa daha yüksək olan koordinasiya valentliyi də göstərir.Kompleks birləşmələri adi birləşmələrdən fərqləndirən cəhət kation və anionun xüsusi quruluşa malik olmasıdır. Kompleks birləşmələr daxili və xarici sferadan ibarətdir.

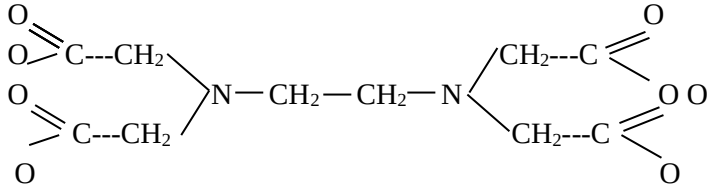
$$K_2[BeF_4],\ [Zn(NH_3)_4]CI_2,\ K_4[Fe(CN)_6],\ K_3[Fe(CN)_6]$$

Daxili sfera orta mötərizədə göstərilir. Daxili sfera mərkəzi atomdan onun ətrafında koordinasiya olunmuş ion və ya molekullardan ibarətdir. Mərkəzi atom bəzən kompleksəmələgəyirici və ya

kompleksin nüvəsi adlanır. Mərkəzi atom ətrafındakı ion və molekullar liqand və ya addend adlanır. Mərkəzi atomun özünə liqand birləşdirmə qabiliyyəti və ya liqandlarla yeri tutula bilən yerlərin sayı koordinasiya ədədi adlanır.

Bir sıra hallarda bir liqand mərkəzi atom ətrafında bir deyil, iki və daha çox yer tutur. Buna dentantlıq deyilir. Əgər liqand mərkəzi atom ətrafında bir yer tutarsa monodentat,2 yer tutarsa bidentat,daha çox yer tutarsa polidentat adlanır.

Dentantlıq ionun yükü ilə müəyyən edilir.Məs: CI^-, Br^-,CN^-, NO_3,OH^-, H_2O monodentantdır. CO_3,C_2O_4,SO_4 bidentat ,etilendiamin sirkə turşusunda turşu qalığının yükü 6-ya bərabərdir.



KOMPLEKS BİRLƏŞMƏLƏRİN TƏSNİFATI

Kompleks birləşmələri təsnif etmək üçün bir sıra əlamətlər əsas götürülür.

1.**Kompleks birləşmənin aid olduğu bir sinfə əsasən birləşmələrin təsnifatı.** Bu təsnifata əsasən kompleks birləşmələr 3 sinfə- kompleks duzlar , kompleks əsaslar, kompleks turşulara bölünür:

Kompleks duzlar $K_3[Fe(CN)_6]$

Kompleks əsas $[Co(NH_3)_4](OH)_3$

Kompleks turşu $H_2[SnF_8]$, $H_2[SiCI_6]$

2.Liqandın yükünə görə kompleks birləşmələrin təsnifatı- kation,anion və neytral komlekslərə bölünür

$[Zn(NH_3)_4]CI_2$, $K_4[Fe(CN)_6]$, $K_3[Fe(CN)_6]$

Burada(+)yüklü ion neytral molekul ətrafında koordinasiya edir.

Kation kompleks: $[Zn(NH_3)_4]CI_2$, $[AI(OH_2)_6]CI_3$, $[Co(NH_3)_4]CI_2$

Anion kompleks: $K_2[BeF_4]$, $K_3[AI(OH)_6]$,

Neytral kompleks:$[Pt(NH_3)_2CI_2]$

3.Liqandın növünə görə təsrif: Əgər liqand turşu anionudursa belə komplekslər asido komplekslər adlanır. Asido kommplekslər turşu, əsas və duzda ola bilər. Liqand OH qrupu olarsa hidrokso kompleks, $K_2[Zn(OH)_4]$, liqand NH_3 olarsa $[Zn(NH_3)_4]CI_2$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ aminkompleks,sudursa akva kompleks$[Cr(OH_2)_6]CI_3$, $[Cr(OH_2)_5 CI]CI_2{\cdot}H_2O$ adlanır.

4.Mərkəzi atomun sayına görə təsnifat. 1)Sadə və 2)Mürəkkəb komplekslərə bölünür

Sadə komplekslər birmərkəzli olur

Mürəkkəb komplekslərdə iki və daha çox mərkəzli atom olur.

Mərkəzdə bir atom olduqda birnüvəli, 2 və daha çox olduqda çox nüvəli və ya mürəkkəb kompleks adlanır. Əgər liqandlar polidentat olarsa, kompleks birləşmə tsiklik quruluşda olur. Kompleks birləşmələrdə kovalent rabitənin heç olmasa biri donor akseptor olur.

KOMPLEKS BİRLƏŞMƏLƏRİN ADLANDIRILMASI

Kompleks birləşmələr aşağıdakı kimi adlanır: Bir çox kompleks birləşmələri onların tarixi adları ilə adlandırırlar. Lakin 1960-cı illərdə YUPAK tərəfindən birləşmələrin adlandırılmasının qaydaları müəyyən olunmuşdur. Qaydanın əsas müddəaları aşağıdakılardır.

1.Kompleks birləşmələrin adı deyildikdə əvvəlcə kation, sonra anion oxunur.

$K_3[Fe(CN)_6]$-Kalium heksasianoferrat

$[Zn(NH_3)_4]CI_2$-tetraamincinkdixlorid

$K_2[BeF_4]$-kaliumteraflüoroberillat

2.Daxili sfera adlandırılarkən əvvəlcə liqandın sayı və adı, sonra mərkəzi atom və ya ionun adı deyilir. Liqandların adından sonra mütləq " o" hərfi deyilir. Lakin müstəsna hallar olur. Bəzi kompleksləri adlandırarkən H_2O –akvo, NH_3-amin, OH hidrokso sözləri deyilir.
$K_2[Zn(OH)_4]$-Kalium tetra hidrokso sinkat.

KOMPLEKS BİRLƏŞMƏLƏRİN DAVAMLILIĞI. DAVAMSIZLIQ SABİTİ

Məhlulda kompleks birləşmələr bir qayda olaraq xarici və daxili sferaya ionlarına dissosiasiya edir:

$$K_3[Fe(CN)_6] \leftrightarrows K^+ + [Fe(CN)_6]^-$$

$$Ks = \frac{C_K C_{Fe(CN)6}}{C_{K3(Fe(CN)6}} \quad (1)$$

Ks-tarazlıq sabiti.Əksər hallarda kompleks birləşmələr ion tipli birləşmələrdir.Lakin kompleks birləşmə həll olduqda kompleks ionun özüdə dissosiasiya edir.

$$Fe(CN)_6 \leftrightarrows Fe^{+3} + 6(CN)^-$$

$$K_{davam.} = \frac{CFe^+ C^6(CN)-}{C[Fe(CN)6]} \quad (2)$$

(2) ifadəsilə tapılmış K_d kəmiyyəti kompleks birləşmənin davamsızlıq sabiti adlanır. Aydındır ki, komleks birləşmə nə qədər davamlı olarsa bu kəmiyyətin qiyməti o qədər kiçik olar.M əs:K_d $10^{22.}$ Bəzi yüksək tərtibli birləşmələrdə davamsızlıq sabitinin qiyməti Ks kəmiyyəti ilə eyni tərtibli olur.Yəni $K_d=K_s$ K_d də K_s qədər ola bilər. Bu proses ödənilə bilən kompleks duzlara ikiqat duzlar deyilir. Davamlı kompleks birləşmələrdə isə $K_d \ll K_s$. Bəzən kompleks birləşmənin davamlılığını xarakterizə etmək üçün $K_d^1 = \frac{1}{K_d}$ ifadəsindən istifadə edilir.

TERMODİNAMİKA VƏ KİMYƏVİ REAKSİYALARIN İSTİLİK EFFEKTİ

Termodinamika fiziki və kimyəvi proseslər zamanı əmələ gələn enerji formalarından və onların bir-birinə çevrilməsindən, istilik və iş arasında mövcud olan qarşılıqlı əlaqədən bəhs olunur. Termodinamika 3 əsas hissədən ibarətdir.
1.Texniki termodinamika 2.Fiziki termodinamika 3.Kimyəvi termodinamika

Texniki termodinamika iş ilə istiliyin

Fiziki termodinamika fiziki proseslər zamanı əmələ gələn enerji formalarının qarşılıqlı çevrilmələrini

Kimyəvi termodinamika kimyəvi reaksiyaların istilik effektlərini və orada baş verəndəyişiklikləri öyrənir.

TERMODİNAMİKANIN I QANUNU

Termodinamikanın I qanunu ilk dəfə 1646 –cı ildə Dekart , sonralar isə Lomonosov tərəfindən verilmişdir. XIX əsrin sonunda isə M.Coul Lents tərəfindən inkişaf etdirilmişdir. Bu elmin yaranmasında Klaizus, Kelvin və Tmsonun da böyük rolu olmuşdur. Termodinamikanın qanunlarını öyrənməmişdən qabaq kimyəvi termodinamikanın elementlərilə tanış olaq. Kimyəvi termodinamikanın tədqiq olunan əsas obyekti sistemdir.

Sistem nədir? Xarici aləmdən xəyalən və ya müəyyən fiziki sərhədlərinə görə ayrılan materiya hissəsinə sistem deyilir.

Sistemdən kənarda qalan bütün mövcudluq ətraf mühit adlanır. Ətraf mühitlə qarşılıqlı əlaqəsinə görə sistemlər 3 qrupa bölünür:

1.İzole edilmiş sistemlər

2.Qapalı sistemlər

3.Açıq sistemlər

İzole edilmiş sistem xarici mühitlə nə enerji, nə də maddə mübadiləsində olur.

Qapalı sistemlər ətraf mühitlə enerji mübadiləsində olur, ancaq maddə mübadiləsində olmur.

Açıq sistem xarici mühitlə həm enerji, həm də maddə mübadiləsində olur.

Sistemin halı 3 əsas parametrdən (təzyiq, temperatur və həcm) asılıdır və bunlar hal parametrləridir. Bunlardan birinin qiyməti dəyişərsə sistemin xassələri də dəyişir və o yeni bir tarazlıq halına keçir. Bu cür keçid halı termodinamik proses adlanır.

Məlumdur ki, kmyəvi reaksiyalar adətən sabit təzyiqdə və sabit həcmdə gedir.

Əgər P = Const gedən proseslər izobar proseslər adlanır.

V= Const gedən proseslər izoxor proseslər, T = Const gedən proseslər isə izotermik proseslər adlanır. Daxili quruluşuna görə sistemlər 2 qrupa bölünür. Homogen və heterogen sistemlər.

Birfazalı sistemlər **homogen**, 2 və çoxfazalı sistemlər isə **heterogen** sistemlər adlanır.

Sistemin başqa hissələrindən müəyyən sərhədlə ayrılan və bütün nöqtələrdə tarazlıqda olan və xassələri eyni olan və ya arasıkəsilməz dəyişən hissəsi faza adlanır.

Termodinamikanın birinci qanunu. Sistemin malik olduğu enerji ehtiyatı onun tam enerjisi adlanır.Tam enerji 3 enerjinin cəmi kimi göstərilir:

$$E_{tam} = E_{pot.} + E_{kin.} + U$$

U-sistemin daxili enerjisidir.

Daxili enerji dedikdə sistemi təşkil edən bütün hisəciklər nəzərdə tutulur. Başqa sözlə desək hisəciklərin(atom, ion, molekul) qarşılıqlı təsir enerjisi nüvədaxili enerji , nüvə ilə elektronların qarşılıqlı təsir enerjisi və s.

Lakin reaksiya üçün götürülən(daxil olan) maddələrin daxili enerjisi, reaksiya nəticəsində alınan maddələrin daxili enerjisindən fərqli olduğu üçün kimyəvi proseslər istiliyin udulması və ya ayrılması ilə gedir.

Reaksiya zamanı ayrılan və ya udulan istiliyin miqdarına **reaksiyanın istilik effekti** deyilir. Deməli istilik xaotik hərəkətin ölçüsüdür.

Bəs onda iş nədir. İş sistemin nizamlılıq hərəkətinin ölçüsüdür.

Deməli istilik və iş materiyanın hərəkətinin təzahür formasıdır. Enerjinin ötürülməsinin 2 forması var.

1.İstilik enerjini səpilmə yolu ilə paylayır.

2.İş isə enerjini ötürmə yolu ilə paylayır.

Ona görə də həmişə çalışırlar ki, hər hansı proses zamanı görülən iş maksimal olsun, enerjinin istilik səpilmədə səpilən hissəsi az olsun. Təcrübələr göstərdi ki, dairəvi proseslər zamanı sistemin aldığı və ya verdyi istiliyin miqdarı ilə onun gördüyü işin miqdarı bərabərdir.

$$Q=A \qquad (I)$$

Dairəvi olmayan proseslərdə isə istiliyin və işin qiyməti bir-birindən fərqlənir,yəni

$$Q\#A \qquad (2)$$

(2) tənliyindən görünür ki,(I) və (2) kəmiyyətləri fərqi müəyyən bir funksiyanın dəyişməsinə bərabərdir.Yəni, $\Delta U = Q-A$

Kimyəvi proseslər üçün iş dedikdə həcmin dəyişməsi nəticəsində xarici təzyiqə qarşı görülən iş nəzərdə tutlur. Bu isə sistemin həcm dəyişikliyi ilə təzyiqin hasilindən ibarətdir.

$$A=P(V_2-V_1)=P\Delta V$$

$\Delta U=Q-A$ tənliyində A-nın qiymətini yerinə yazsaq, $\Delta U= Q- P\Delta V$ olar.

Sonuncu tənlik termodinamikanın birinci qanunun riyazi ifadəsidir və aşağıdakı kimi ifadə olunur.

Sistemin daxili enerjisinin dəyişməsi sistemə verilən istilikl miqdarı ilə sistemin xarici qüvvəyə qarşı gördüyü iş arasındakı fərqə bərabərdir.

TERMOKİMYA. HESS QANUNU

Termkimya termodinamikanın bölmələrindən olub,reaksiyanın istilik effektini öyrənir. Kimyəvi proseslər və onları müşayət edən müxtəlif fiziki prosesləri (buxarlanma, kondensləçmə, genişlənmə,sıxılma,qızma,soyuma) istilik effekti ilə müşayət olunur. Əgər proses nəticəsində istilik ayrıldıqda o ekzotermik,udulursa endotermik adlanır. Kimyəvi proseslərdə ayrılan və udulan enerjinin miqdarı istilik effekti adlanır. Termokimyada uzun illər istilik effektinin işarələnməsi termodinamikadakından fərqli olub, əksinə sayılıb: endo(+),ekzo(-). Lakin hazırda bundan istifadə olunmur.

$$\bar{Q}= -Q$$

$\bar{Q}$ termokimyada,Qisə termodinamikada götürülür. Biz Q-dən istifadə edirik. Aydındır ki, sabit həcmdə V=Const bu 2 işarədən biri götürülür: Qv və ya $\triangle U$ sabit təzyiqdə P=Const Qp və ya ΔH götürülür.

Məs: $NaOH + HCI \rightarrow NaCI + H_2O$ $\Delta H=-57,2kC/mol$ əvvəllər belə yazılırdı:

Sonra isə belə yazılır: $NaOH + HCI \rightarrow NaCI + H_2O + 57,2kC/mol$

1836-cı ildə Hess təcrübi yolla bu qanunu müəyyən etmiş və belə ifadə olunur:

Kimyəvi reaksiyaların istilik effekti (daxili enerji və ya entalpiyanın dəyişməsi)başlanğıc maddəilərin və reaksiya məhsullarının təbiəti və halı ilə müəyyən edilir və prosesin aparılma üsullarından, aralıq mərhələlərindən asılı deyil. Hess qanunu termodinamikanın I qanunun kəşfindən 20-30 il əvvəl verilib .$Qv=\triangle U$

$$Qp=\Delta H \quad (I)$$

(I)ənliyində istilik effekti yalnız 2 halda hal funksiyasına malikdir. Sabit V və sabit P-də. Deməli Hess qanunu heç də ümumi bir qanun olmayıb,termokimyanın I qanununun 2 müxtəlif hala tətbiqinin nəticəsidir. Reaksiyaları ya açıq, ya da qapalı halda aparmaq mümkündür. Deməli Hess qanunu ya sabit təzyiqdə, ya da sabit həcmdə gedən proseslər üçün doğrudur. Buna görə də reaksiyaların hamısında bu qanun ödənir. Hess qanunundan istifadə etməklə təcrübi yolla istilik effekti çətin təyin edilən reaksiyaların effektini hesablamaq mümkündür.

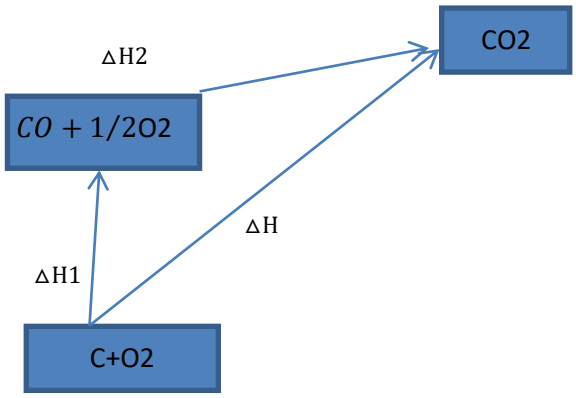
$$Məs: C(qrafit) + O_2 = CO_2 \quad \triangle H = -393kC/mol$$

$$C(qrafit)+O_2=CO \quad \Delta H_2$$

$CO+O_2=CO_2$ $\Delta H=-282,5$ kC/mol gedən proseslər

Buna əsasən $\Delta H=\Delta H_2 + \Delta H_3$

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



Hess qanunundan bir sıra nəticələr çıxır. Bunları deməzdən əvvəl bir sıra termodinamik anlayışlarla tanış olaq. Bu qanunun tətbiqi ilə əlaqədar əmələ gəlmə və yanma istiliyindən istifadə olunur.

1 mol mürəkkəb maddənin bəsit maddələrdən əmələ gəlmə reaksiyasının istilik effekti əmələgəlmə istiliyi adlanır. Aydındır ki, bəsit maddələrdən əmələ gəlmə istiliyi 0-a bərabərdir.

Hess qanununa əsaslanmaqla asanlıqla sübut etmək olar ki,mürəkkəb maddələrin iştirakı ilə gedən reaksiyanın istilik effektini belə təyin etmək olar.

1)**reaksiyanın istilik effekti reaksiya məhssullarının əmələ gəlmə istiliklərinin cəmi ilə başlanğıc maddələrin əmələ gəlmə istiliklərinin cəminin fərqinə bərabərdir.** Onda

$$\triangle H_{reak.} = -\sum \triangle H_{son}^{əm/g.} - \sum \triangle H_{ilk}^{əm/g.} \quad (1)$$

Tutaq ki, AB+CD=AC+BD maddəsini əmələ gətirir. Onda həmin reaksiyanın istilik effekti

$$\triangle H_{reak} = \triangle H_{əmələ\ gəl.}(AC) + \triangle H_{əmələ\ gəl}(BD) - \triangle H_{əmələ\ gəl.}(AB) + \triangle H_{əmələ\ gəl.}(CD)$$

Əvəzetmə reaksiyalarında bəsit maddələrin əmələgəlmə istiliyi 0-a bərabər etsəkə

$$AB + C = AC + B$$

$$\triangle H_{reak} = \triangle H_{son} AC) - \triangle H_{ilk}(AB)$$

2).Istilik effektini yanma istiliyinə görə də təyin etmək olar. **1mol maddə tam yandıqda ayrılan istilik miqdarı onun yanma istiliyi adlanır.**

Reaksiyanın istilik effekti ilkin maddələrin yanma istiliklərinin cəmi ilə son məhsulların yanma istiliklərinin cəminin fərqinə bərabərdir.

$$\triangle H_{reak.} = -\sum \triangle H_{ilk}^{yan.} - \sum \triangle H_{son}^{yan.} \quad (2)$$

TERMODİNAMİKANIN İKİNCİ QANUNU. ENTROPİYA

Termodinamikanın I qanunu göstərildiyi kimi prosesin istilik effekti ilə əlaqədardır. Lakin o proseslərin getmə istiqaməti haqqında heç bir məlumat vermir. Bu məsələni termokimyanın II

Məlumdur ki,əksər reaksiyaların əmələ gəlməsi zamanı istilik azalır və bununla əlaqədar olaraq entalpiya azalır. Ona görə də sistemin enerji ehtiyatı reaksiyada iştirak edən maddələrin enerji ehtiyatından az olur. Kimyəvi proseslərin əksəriyyətinin gedişində istiliyin ayrılmasını əsas tutaraq Bertlo və Tomson belə bir prinsip irəli sürmüşdü.

TERMODİNAMİKANIN İKİNCİ QANUNU. ENTROPİYA

Termodinamikanın II qanunu e**ntropiya ilə əlaqədardır ,onu çox vaxt entropiya qanunu adlandırırlar.** Termodinamikanın I qanununda prosesin istilik effekti ilə əlaqədardır. Lakin o proseslərin getmə istiqaməti haqqında heç bir məlumat vermir. Bu məsələni II qanunu müəyyən edir.. Onlar aşağıdakı postulatlardan ibarətdir.

I. İstilik soyuq cismdən isti cismə öz-özünə keçə bilməz(Klauzius postulatı).

2.Sistemə verilən istiliyi tamamilə işə çevirən bilən proses mümkün deyil. Onun bir hissəsi 3-cü cismə verilir(Tomson postulatı).

3. İstilik mühərriklərinin faydalı iş əmsalı işçi cismin təbiətindən asılı olmayıb, qızdırıcının və soyuducunun temperaturlar fərqindən asılıdır(Karno postulatı).

4.İkinci növ daimi mühərrik yaratmaq mümkün deyil(Ostvald postulatı).

Fərz edək ki,4 postulat səhvdir. Onda elə bir mühərrik yaratmaq lazımdır ki,o ətraf mühitin hesabına iş görə bilsin. Belə növ mühərrik mümkün deyil. I qanun sistemin öz-özünə gedə bilməsini izah edə bilmir.II qanun ancaq makrocismlərdə ödənilir. Proseslərin əksəriyyəti dönməyəndir.Məs. isti cismin soyuması, qazın genişlənməsi və s. Əks prosesin olması mümkün deyil. Yəni əks proses öz-özünə getmir.

2 -ci qanunun mahiyyətini başa düşmək üçün dönər proses anlayışı mühüm əhəmiyyət kəsb edir.

Sonsuz kiçik sürətlə gedən və istənilən zaman anında sistemin tarazlıq haına sonsuz yaxın olduğu proseslər dönər proseslər və ya tarazlıq prosesləri adlanır.

Məlumdur ki,əksər reaksiyaların əmələ gəlməsi zamanı istilik azalır və bununla əlaqədar olaraq entalpiya azalır. Ona görə də sistemin enerji ehtiyatı reaksiyada iştirak edən maddələrin enerji ehtiyatından az olur. Kimyəvi proseslərin əksəriyyətinin gedişində istiliyin ayrılmasını əsas tutaraq Bertlo və Tomson belə bir prinsip irəli sürmüşdü."Hər hansı kimyəvi proses istiliyin ayrılması ilə gedir"

REAKSİYALAR VƏ ONLARIN GETMƏ ŞƏRTLƏRİ

Elementar aktların baş vermə ardıcıllığına və xüsusiyyətlərinə görə reaksiyaları aşağıdakı növlərə bölmək olar:

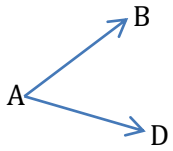
1. Paralel reak
2. Ardıcıl reak.
3. Qoşulma reak.

Bütün dönər reaksiyalar mürəkkəb reaksiyalardır. Mürəkkəb reaksiyaları araşdırarkən belə bir postulatdan istifadə edilir.

Mürəkkəb reaksiyaların mərhələləri bir-birindən asılı deyil. Bu prinsipə elementar aktların müstəqilliyi prinsipi deyilir.

1.**Paralel reaksiyalar**

Əgər eyni başlanğıc maddələrdən iki və daha artıq müxtəlif reaksiyalar üzrə müxtəlif son məhsullar alınarsa belə reaksiyalar paralel reaksiyalar adlanır.Məs. Tutaq ki, **A** maddəsindən **B**və **D** maddələri alınır.



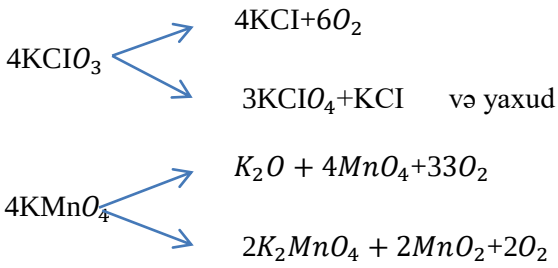
Fərz edək ki, bu reaksiyaların hər ikisi 1 tərtib reaksiyadır. Paralel reaksiyalarda prosesin ümumi sürəti nisbətən tez gedən reaksiyanın sürəti ilə təyin edilir. Onda

$$\vartheta_1 = \frac{dC_B}{dt} = K_1 C_A \qquad \vartheta_2 = \frac{dC_D}{dt} = K_2 C_A$$

Burada $\vartheta = \vartheta_1 + \vartheta_2 = K_1 C_A + K_2 C_A = (K_1 + K_2) C_A$ yazsaq,onda

$$\vartheta = K C_A \quad kimi\ yazmaq\ olar.$$

Bunu əyani misal üzərində izah etmək olar.Məs:



2.**Ardıcıl reaksiyalar**

Ardıcıl reaksiyalar bir neçə aralıq mərhələlərdən ibarət olur. Onu ümumi halda belə göstərmək olar. $A \xrightarrow{K_1} B \xrightarrow{K_2} D$

İki və daha artıq elementar aktdan ibarət olan reaksiyalara ardıcıl reaksiyalar deyilir. Əgər birinci reaksiyanın məhsulları ikinci reaksiya üçün başlanğıc maddədirsə deməli ardıcıl reaksiyadır. Ardıcıl reaksiyalar üçün reaksiyanın sürəti

$$\vartheta_1 = \frac{dC_B}{dt} = K_1 C_A \qquad \vartheta_2 = \frac{dC_D}{dt} = K_2 C_A$$ kimi yazılır. Məsələn ,

Etilen qlikolun hidrolizi,qliserinin efirləşməsi reaksiyalarını,trisaxaridin turş mühitdə hidrolizi reasiyası ardıcıl gedən bir neçə reaksiyadan ibarətdir.

$$C_{18}H_{32}O_{16} + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{+H_2O} 3\ C_6H_{12}O_6$$

3.**Əlaqəli reaksiyalar(qoşulmuş)**

Əgər paralel gedən 2 reaksiyalardan ilkin komponentlərdən biri eynidirsə və bu reaksiyalardan biri yalnız ikincisi ilə birgə gedə bilirsə belə reaksiyalar əlaqəli reaksiyalar adlanır. Ümumi halda onu belə göstərmək olar.

A+B →M(1) A+C→ N(2)

Fərz edək ki, birinci reaksiya,yalnız ikinci ilə birgə gedə bilir,müstəqil gedə bilməz. Onda C maddəsi induktor adlanır.A maddəsi aktor,B maddəsi akseptor adlanır .

$$2HI + H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + I_2$$

Bu reaksiyalar adişəraitdə öz-özünə getmir,yalnız sistemə Fe^{2+} ionları daxil edildikdə gedir. Burada Fe^{2+} -induktor, H_2O_2 aktor ,HI –akseptordur.Bu hadisəyə .yəni əlaqəli reaksiyaların baş verməsi hadisəsinə kimyəvi induksiya deyili.

ZƏNCİRVARİ REAKSİYALAR

Qoşalaşmamış valent elektronlarına malik olan hissəciklərə(atom,ion və atom qrupuna) sərbəst radikallar deyilir.

Elementar aktivləşmə zamanı sərbəst atomların radikallarının və digər aktiv hissəciklərin sərf olunduğu və əmələ gəldiyi aralıq mərhələlərin çoxlu sayda təkrarlandığı reaksiyalar zəncirvari reaksiyalar adlanır. Reaksiyaların zəncirvari mexanizm üzrə getməsini ilk dəfə 1904-cü ildə rus alimi Şilov irəli sürmüşdür. Sonralar zəncirvari reaksiyalar nəzəriyyələri haqqında müasir təlimin yaranmasında akademik Semyonov və ingilis alimi Xinşelvudun böyük xidməti olmuşdur. Ən geniş öyrənilən hidrogenin xlorla reaksiyasıdır. Bütün zəncirvari reaksiyalar 3 mərhələdən ibarət olur:

1.Zəncirin və aktiv hissəciklərin yaranması

2.Zəncirin uzanması

3.Zəncirin qırılması

Sərbəst radikalları müxtəlif üsullarla almaq olar.Məsələn işıq enerjisinin təsirilə. Bu zaman bir sıra maddələr fotokomyəvi parçalanmaya məruz qalır. Radikalların iştirakı ilə gedən reaksiya- ların aktivləşmə enerjisi çox kiçik olur.bu zaman zəncirvari reaksiyalar bir neçə mərhələdə gedir.

Məs. CI –u natrium buxarı daxil etməklə və ya işığın təsirilə aktivləşdirmək olar. Bunu aşağıdakı kimi göstərmək olar.

1. $CI_2 + h\nu \rightarrow CI\cdot + CI\cdot$ bu reaksiyada CI_2 işıq kvantının təsirindən sərbəst radikallara
   $CI_2 + Na\cdot \rightarrow NaCI + CI\cdot$ dissosiasiya edir

2. $CI\cdot + H_2 \rightarrow H\cdot + HCI$
   $H\cdot + CI_2 \rightarrow CI\cdot + HCI$

3. $CI\cdot + H\cdot \rightarrow HCI$
   $H\cdot + H\cdot \rightarrow H_2$
   $CI\cdot + CI\cdot \rightarrow CI_2$

Bir başlanğıc aktiv hissəciyin vasitəsilə əmələ gələn son məhsulun mollarının sayı zəncirin uzunluğu adlanır. Baxdığımız reaksiyalarda zəncirvari reaksiyalar iki yerə bölünür.1.Sadə ;2.Şaxəli Şaxələnmə o zaman baş verir ki, zəncirin inkişafı mərhələsində bir aktiv hissəcik sərf olunduqda,heç olmasa 2 aktiv hissəcik alınsın.

FOTOKİMYƏVİ REAKSİYALAR

Görünən işıq şüalarının və ya ultrabənövşəyi şüaların təsiri altında baş verən reaksiyalar fotokimyəvi reaksiyalar adlanır. Fotokimyəvi reaksiyalar 2 qrupa bölünür:

1.Fotokimyəvi parçalanma

2.Fotokatalitik reaksiyalar

Fotokimyəvi parçalanma reaksiyaları fotoliz adlanır. Bu növ reaksiyalar işığa həssas maddələrin,b parçalanmasıreaksiyalarıdır.Məs:AgBr,AgCI,H_2O_2 və s. misal göstərmək olar.

Vant-Hoff ilk dəfə göstərib ki, fotokimyəvi reaksiyanın sürəti udulan işığın intensivliyi ilə düzmütətnasibdir.

Fotokatalitik reaksiyalarda udulan enerji kvantı sanki katalizator rolu oynayır, yəni reaksiyaya daxil olan maddələrin aktivləşməsinə sərf olunur və proses öz-özünə davam edir.

Fotokimyəvi reaksiyalar reaksiyalar qarışığı tərəfindən işığın udulması ilə əlaqədardır. İşığın müəyyən mühit tərəfindən udulması Lambert-Ber qanununa tabedir və belı ifadə olunur.

$$İ= İ_c - İ_k = İc\,(1- e^{-knI}) \quad (1)$$

$İ_c$-mühitə düşən işıq şüasının intensivliyi

$İ_k$- mühitdən keçən işıq çüasının intensivliyi

İ-mühit tərəfindən udulan işığın intensivliyi

n-mühitin vahid həcmində olan hissəciklərin sayı

I-mühit təbəqəsinin qalınlığı

K-molekulyar udma əmsalıdır və sabit kəmiyyətdir

Vant-Hoff ilk dəfəgöstərib ki,fotokimyəvi reaksiyanın sürəti udulan işığın intensivliyi ilə düzmütənasibdir.

$\vartheta \quad = \frac{d_n}{dt} = K^1 \cdot İ$ **BUNU SALMAMIŞAM BİLETƏ**

K^1-sürət sabitidir.

K^1-in fiziki mənasını 1912-ci ildə Eynşteynin irəli sürdüyü fotokimyəvi ekvivalent qanunu izah edir.Bu qanuna görə hər bir udulan işıq kvantına bir molekulun çevrilməsi düşür,yəni bir elementar akt düşür.Əgər udulan işıq kvantının sayını n_k-ilə işarə etsək n_k=$\frac{İ}{h\nu}$ olar.

Fotokimyəvi reaksiyaların bitkilərin inkişafında rolu böyükdür. Məs:Fotosintez prosesində günəş işığının bitkilər tərəfindən udulmasını ilk dəfə K.Timiryazev müəyyən etmişdir.

$$nCO_2 + nH_2O \rightarrow (CH_2O)_n + nO_2$$

SUYUN ION HASİLİ

Su zəif elektrolitdir. Saf su elektrik cərəyanını pis keçirir,ona görə də suyun dissosiasiyası çox zəif gedir.Məs: $H_2O = H^+ + OH^-$, onu bəzən belə də göstərirlər:$2H_2O$ =H3O+. Bu tənliyə kütlələrin təsiri qanunu tətbiq etsək ,onun dissosiasiya sabiti K= H_2O olur. (I) yaxudda

$$K_{H2O}= H^+ OH^-.$$

Onda 298K-də $K_{H2O}=1,8.10^{-16}$

Bizə məlumdur ki, bütün su molekullarının hamısı deyil,onun az bir hissəsi dissosiasiya etdiyindən suyun qatılığı dəyişmir,yəni [H_2O]=Const. olur. O suyun 1 litrində olan molekulların sayını göstərir .Onu aşağıdakı kimi hesablamaq olar.

$$H_2O= 1000/18=55,55 \text{ mol/l olar.}$$

Əğər suyun qatılığı dəyişmirsə,yəni sabitdirsə K_{H2O} -da sabit olmalıdır. Yəni saf suda və neytral məhlullarda [H] və [OH] ionlarının qatılığı bərabərdir və bu suyun ion hasili adlanır. Onda

$K_{H2O}= H^+OH =K\,[H_2O]=1,86.10^{-16} \times 55,55 = 10^{-14}$.

Deməli sabit temperaturda hidrogen və hidroksid ionlarının hasili sabit kəmiyyət olduğundan $H^+ OH=10^{-14}$ kimi yazmaq olar. Onda $H^+ OH=\sqrt{10^{-14}}=10^{-7}$ mol/l olar.

Deməli 1l saf suda 10^{-7} mol hidrogen ionu və 10^{-7} mol OH ionu vardır. Yuxarıda verilənlərdən istifadə edərək məhlulda hidrogen və OH ionlarının qatılığını hesablaya bilərik.

Əgər saf suya turşu əlavə etsək hidrogen ionlarının ([H^+]>[OH^-])qələvi əlavə etsək hidroksil ionlarının qatıklığı artacaq([OH^-]>[H^+]).Ancaq mənfi üstlü kəmiyyətlərdın istifadə etmək əlverişli olmadığından Danimarka alimi Sorenze 1909-cu ildə təklif etdi ki,məhlulun turşuluğu və ya əsaslığını

təyin etmək hidrogen ionunun (-) işarə ilə göstərilmiş onluq loqarifmindən istifadə olunur.Onu hidrogen göstəricisi adlandırmışdır və pH ilə işarə edilir.Onda:

$$pH=-Ig[H^+] \text{ olur.}$$

Hidrogen ionlarının sayı nə qədər çox olarsa pH bir o qədər az olur:

pH=7 neytral mühit

pH > 7 qələvi mühit

pH<7 turş mühit

KİMYƏVİ RABİTƏ

Kimy'vi rabit' o zaan yaran;r ki atomlar yaxınlaşdıqda sistemin tam enerjisi azalsın. Atomlar yaxınlaşdıqda iki tip elektrostatik qüvvə yaranır: bir atomun nüvəsi ilə digər atomun elektronu arasında cazibə və itələmə qüvvələri(müxtəlif atomların nüvələri və elektronları arasında).Əvvəlcə cazibə qüvvəsi stün olur, sonra isə itələmə qüvvəsi.Bu zaman potensial enerjinin minimum qiymətində sistem davamlı olur.

Maddənin quruluşunu öyrənərkən istifadə olunan ən mühüm anlayış kimyəvi rabitədir. Atomun elektron buludlarının qapanması nəticəsində sistemin tam enerjisinin azalması ilə yaranan rabitə kimyəvi rabitə adlanır. Kimyəvi rabitənin parametrləri: **1.rabitənin uzunluğu, 2.rabitənin enerjisi 3.rabitə bucağıdır.**

Kimyəvi rabitəni qırmaq üçün sərf olunan enerji rabitə enerjisi adlanır.

Atom orbitallarının örtülməsi zamanı onların nüvələri arasında qalan məsafə rabitənin uzunluğu adlanır. Məs: (H-H , d = 0,75A).

Atom orbitallarının örtülməsi zamanı onların nüvələrindən keçən düz xətt arasında yaranan bucaq rabitə bucağı adlanır. Rabitə buçağının yaranması üçün ən azı iki kimyəvi rabitə olmalıdır.

Əmələ gəlmə mexanizminə görə kimyəvi 3 qrupa bölünür:

1.İon 2.Kovalent 3.Metallik

İON RABITƏ

Kimyəvi rabitə haqqında ilk məlumat elmə Bersellius tərəfindən verilmişdir. O bu nəzəriyyəni elektrokimyəvi nəzəriyyə adlandırmışdır.

Berselliusa görə atom elektromüsbət və elektromənfi olmaqla 2 qrupa bölünür. Kimyəvi rabitə elktrostatik cazibə qüvvəsi hesabına yaranır. Bu zaman atomun mürəkkəb quruluşlu olması məlum deyildi.

Bu nəzəriyyənin çatışmayan cəhətləri var idi. Bu nəzəriyyəyə görə eyni növ atomlar arasında kimyəvi rabitə yarana bilməz.Atomun elektron quruluşu müəyyən edildikdən sonra XX əsrin əvvəllərində kimyəvi rabitə inkişaf etməyə başladı.1916-cı ildə Kossel ion rabitəsi nəzəiyyəsini verdi.Onun fikrincə tipik metallarla və üeyri metalllar arasında kimyəvi rabitə mexanizm üzrə gedir.Məs:NaCI

$Na^{\cdot}+\cdot CI \quad Na^{+}+ CI^{-} \rightarrow NaCI$ Molekulun davamlı olması üçün ən mühüm şərt hər iki atomun təsirsz qaz konfiqurasiyası olmasıdır.Göstərilən misalda Na öz e- verərək Ne-nun elektron quruluşunu,CI isə e- qəbul edərək Ar elektron quruluşunu alır. Beləliklə.ion rabitəsi əmələ gələrkən elektromənfiliyi kiçik olan atom,daha elektromənfi element elementə verir və əmələ gələn ionlar təsirsiz qazların elektron konfiqurasiyasını alır və Kulon qüvvəsi iıə əlaqədar olur.Əslində sırf ion rabitəsi mövcud deyil. Buna görə də rabitənin ionluq dərəcəsi anlayışından istifadə olunur. Yəni e-nu metaldan qoparmaq üçün tələb olunan enerji onu q/metala birləşən zaman ayrılan enerjidən çoxdur.

KOVALENT RABİTƏ

Ковалент rabitəя 1916-cı ldə amerikan kimyaçısıcы Lyüis tərəfində irəli sürülmüşdü. Sonra Sicvik tərəfindən inkişaf etdirilmiş ,xüsusilə də kompleks birləşmələrin alınmasına tətbiq edilmişdir. Elə buna görə də bu nəzəriyyə Sicvik nəzəriyyəsi adlnır.

İon rabitəsi haqda təsəvvürlər üzvi maddələrin quruluşunu,bəsit maddə molekullarının quruluşunu izah edə bilmirdi.Ona görə də elə həmin vaxt Lyüis kovalent rabitə anlayışını elmə daxi etdi.Lyüsin fikrincə kimyəvi rabitəni atomların ortaq elektron cütünə malik olması hesabına yaranır. Deməli **kovalent rabitə 2 atom arasında ortaq elektron cütü hesabına yaranır**. Bu zaman atomlar arasında elektron sıxlığı artır və nəticədə nüvələr bir-birini cəzb edilir. Kossel nəzəriyyəsində olduğu kimi Lyüis nəzəriyyəsində də kimyəvi rabitə təsirsiz qaz konfiqurasiyası yaradır. Məs: H·+·H →H:H Əgər bu cür tamamlanma olmazsa molekul davamsız olur.Kovalent rabitə polyar və q/polyar olur.Q/polyar kovalent rabitə elektromənfilikləri eyni olan atomlar arasında yaranırəMəs.H_2,N_2,CI_2 və s.

H · +·H → H:H

Deməlihidrogen atomları bir-birinə yaxınlaşdıqda onların arasında ümumi elektron cütü əmələ gəlir ki, bu da hər iki nüvənin sahəsində hərəkət edir,yəni hər iki atoma eyni dərəcədə aid olur.Xlor molekulu yarananda da molekul bu cür

Polyar kovalent əlaqə isə elektromənfilikləri cüzi fərqlənən elementlər arasında yaranır .

H·+: $\dot{C}I$:→ H: $\dot{C}I$:

.. ..

Kovalent əlaqə digər əlaqələrdən fərqli olaraq aşağidaki xüsusyyətlərə malikdir:

1.rabitənin doymuşluğu

2. rabitənin istiqamətlili

3. rabitənin polyarlığı

Rabitənin doymuşluğu dedikdə element atomunun qonşu atomla maksimum neçə rabitə yarada biləcəyi,başqa sözlə desək rabitə yaranmasına neçə elektron sərf olunacağı başa düşülür.

Kovalent əlaqənin doyarlığı. Valentlik ümumi halda elemenentin kimyəvi rabitə yaranarkən istifadə etdiyi orbitalların sayı ilə müəyyən edilir.

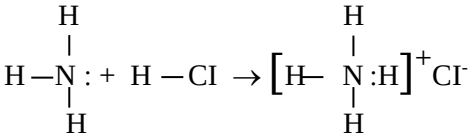
2-ci dövr elementləri s- və p- orbitallarından istifadə edərək maksimum 4 valentlik,3-cü və sonrakı dövrlərin elementləri isə p- və d- orbitallarından istifadə edir və keçid elementləri s,p və d- orbitalından istifadə edərək 9 kovalentlik göstərə bilirlər.Deməli hər dövr elementinin valentlik imkanı məhduddur.

Hər bir element məhdud miqdarda kovalent rabitə əmələgətirmə qabiliyyəti kovalent rabitənin doyması kimi başa düşülür .

Ковалент rabitənin istiqamətlili - rabitənin mıhkəmliyi orbitalların maksimum örtüldüyü istiqamətlərdə meydana gəlir. Atom orbitalları müəyyən həndəsi formaya malik olduqları üçün,onların maksimum örtüldüyünü təmin etmək üçün orbitalların müəyyən fəza orientasiyası təmin olunmalıdır.Buna görə də kovalent rabitə fəzada istiqamətlənməsi ilə xarakterizə olunur.

DONOR-AKSEPTOR RABITƏ

Donor-akseptor rabitə bir element atomunun istifadə olunmamış elektron cütü digər elementin boş orbitalı hesabına yaranan rabitədir.Bu rabitə ilk dəfə 1927 ci ildə Amerikan alimi Sicvik tərəfindən inkişaf etdirilərək kompleks birləşmələrə tətbiq edilmişdir. Məs: bunu NH_3,CO və s birləşmələr üzərində izah etmək olar. Məs NH_3 və HCI arasında kimyəvi rabitənin yaranmasına diqqətlə fikir versək görərik ki, burada donor akseptor rabitə NH_3 molekulunda azot atomunun istafadə olunmamış elektron cütü ,HCI molekulunda H_2 boş orbitalı hesabına yaranır. Burada N_2 atomu elektron cütünü verən, yəni donor, H_2 atomu isə e^- cütünü qəbul etdiyi üçün akseptor sayılır. Nəticədə donor - aksptor hesabına NH_4^+ ionu yaranır. A: +□B → A[:]B



HİDROGEN RABİTƏSİ.

Hidrogen rabitəsi yüksək polyarlaşmış H_2 atomu ilə mənfi polyarlaşmış q/metallar arasında yaranır. Kəskin polyarlaşmış H_2 atomu digər polyarlaşmış atomlardan onunla fərqlənirki, onun daxili elektron təbəqəsi olmadığından praktiki olaraq protondan ibarətdir.Yəni ölçüləri polyarlaşmış atomdan qat-qat kişikdir. Ona görə də (+) polyarlaşmış H_2 atomu q/m elektron buludu ilə qarşılıqlı təsirdə olub ona kəskin yaxınlaşa bilir. Bu məsafə çox kiçik olur.

Hidrogen rabitəsi molekularası və molekuldaxili olmaqla 2 növ olur. Molrkularası hidrogen rabitəsi molekullar arasında əmələ gəlir.

$$H - F \cdots H - F \cdots H - F$$

Hidrogen rabitəsi suda $H3O^+$ və OH^- ionlarının yüksək mütəhərrikliyini izah edir.

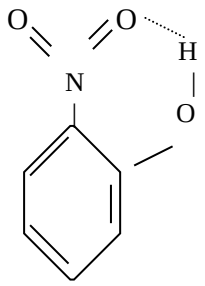
$$H^+ \rightarrow O^{--} - H^+ \cdots O^{--} - H^+ \rightarrow H^+ - O^{--} + H^+$$

(Щ$^+$ дашынмасы)

H_2 rabitəsi öz enerjisinə görə kovalent rabitədən 10 dəfə zəif,Vander-Vals qüvvələrindən isə 10 dəfə güclüdür. H_2 maddənin fiziki və kimyəvi xassələrinə ciddi t əsir göstərir. Əgər su molekulları arasında H2 rabitəsi olmasaydı su 0^oC-də deyil-80^oC-də donardı,qaynama temperaturu 100° deyil,0^oC olardı. Suyun donma zamanı həcminin genişlənməsi H_2 rabitəsilə izah olunur. Məs. Suyun qızdırılması zamanı onun sıxlığı 4^oC –yə qədər artır,sonra isə azalır .Buda H_2 rabitəsi ilə əlaqədardır. Suyun qızması zamanı 2 proses baş verir.

1. Qəfəsdən molekulların istilik hərəkətinin artması nəticəsində termiki genişlənməsi baş verir.
2. Digər tərəfdən H_2 rabitəsinin qırılması nəticəsində molekulların daha sıx qablaşma imkanı yaranır.0-4^oC –yə qədər II proses, sonra isə I proses üstünlük təşkil edir.

Molekuldaxili H_2 rabitəsini molekuldaxilində 2 funksional qrup olan birləşmələr əmələ gətirir.



nitrobenzol

Metallik rabitə

Metal atomlarının xarici elektron təbəqəsində valent elektronlarının sayı azdır,ancaq boş orbitalların sayı çoxdur. Bu isə kristal qəfəsin istənilən hissəsində elektronların nüvəyə yaxınlaşmasını asanlaşdırır.Rabitə iki metal atomu arasında və ya intermetallik birləşmələrdə yaranır. Bu metallarda

1) elektrik və istilik keçiriciliyi yüksəkdir;

2) adi halda kristallik maddələrdir. (Hg başqa) onlarda quruluş atomların yüksək koordinasiyası ilə xarakterizə olunur.

Metalların kristal qəfəslərinin düyünlərində metal atomları yerləşir.Xarici faktorların təirində onlar xarici electron təbəqəsində olan elektronları verərək (+) yüklənir.Elektronlar isə düyün nöqtələri arasındakı boşluqlara keçir. **Deməli metal rabitə metal ionları ilə sərbəst elektronlar arasında yaranan rabitədir.** Metallik rabitə yaranan zaman elektronlar metalın bütün sahəsinə yayılır. Metal atomları bir-birilə 2 elektronlu rabitə ilə birləşmirlər. Qəfəsdə hər atomun yaxın qonşularının sayı çox olduğundan iki elektronlu rabitə yaratmaq üçün onların elektronları çatmır.

Məs. Li hər atom 8 Li atomu ilə əhatə olunur. Deməli , metal rabitə yaratmaq üçün Li 8 elektronu olmalı idi. Ancaq Li cəmi bir valent elektronu var.

Beləliklə ion və kovalent rabitədən fərqli olaraq metallik rabitə zamanı çoxmərkəzli nüvələr az miqdarda elektronlarla birləşirlər. Bu zaman kollektivləşmiş elektronlar(elektron qazı) lokallaşmış çoxmərkəzli kimyəvi rabitə yaradırlar. Deməli metallik rabitə elektron buludlarının ümumiləşməsi ilə yaranan çoxmərkəzli rabitıədir.

Електролиз Elektroliz qanunları

Əritdikdə və ya suda həll etdikdə elektrolitlərdən sabit elektrik cərəyani keçdikdə elektrodlar üzərində gedən oksidləşmə -reduksiya reaksiyaları elektroliz adlanır

Elektrolitlər suda həll edildikdə və əridildikdə ionlara dissosiasiya edirlər. Bu cür məhlullardan sabit elektrik cərəyanı keçirdikdə ionların xaotik hərəkəti nizamlanır.

Elektrolitlərin sulu məhlulundan və ərintisidən sabit elektrik cərəyanı keçdikdə elektrodlar üzərində maddə toplanması və yaxud elektrodlarda gedən oksidləşmə-reduksiya reaksiyası elektroliz adlanır.

Elektrolizin iki qnunu məlumdur. XIX əsrin 30-cu illərində Faradey tərəfindən verilmişdir

1-ci qanun - Elektroliz zamanı elektrodlarda toplanan maddənin miqdarı elektrolitdən(sulu məhlulu və və ya ərintisindən) keçən elektrik yükünün miqdarı ilə düz mütənasibdir.

m=kq; q=It olduğundan

m=kIt olacaq.

m – elektrodlarda oksidləşən və ya reduksiya olunan maddənin kütləsi;

q – elektrodlardan keçən yükün miqdarı(kulonla);

I – cərəyan şiddəti (amperlə);

t – elektroliz müddəti (san.);

2-ci qanun - Elektroliz zamanı elektrik yükünün eyni miqdarı elektrodlarda müxtəlif maddələrin ekvivalent miqdarının ayrılmasına səbəb olur**. Elektroliz zamanı elektrodlarda bir qram ekvivalent miqdar maddə ayrılması üçün elektrolitdən eyni miqdarda-96500 kulon yük keçməlidir. Buradan** F=96500 KI (Faradey sabiti adlanır) .

Онда: m = kq q=It yazılır.

m – elektrodlarda oksidləşən və ya reduksiya olunan maddənin kütləsi;

q - elektrodlardan keçən yükün miqdarı(kulonla);

I - cərəyan şiddəti (amperlə);

t - elektroliz müddəti (san.);

K- elektrokimyəvi ekvivalentdir

Onda $K=\frac{E}{F}$ yazsaq

$$m = \frac{E}{F} It$$ olar.

E- isə kimyəvi ekvivalentdir.

Əgər It=1KI olarsa

$$m= \frac{E}{96500}$$ yaza bilərik. (1)

Elektrokimyəvi ekvivalent elektrolitdən 1KI elektrik yükü keçdikdə elektrodlar üzərində toplanan maddə miqdarıdır.Buradan $E = \frac{A}{B}$ olduğundan, (1) formulunu belə yazmaq olur:

A - елементин атом kütləsi

B-isə elemementin valentidir

$$m = \frac{A}{B \cdot 96500}$$

Oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları

Oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarını araşdırarkən aşağıdakıları nəzərə almaq lazımdır:

1.Əksər birləşmələrdə oksigenin oksidləşmə dərəcəsi -2-dir,bəzi birləşmələrdə +2, bəzi birləşmələrdə +1, -$\frac{1}{2}$,$-\frac{1}{3}$

2.Metallar birləşmələrində (+) oksidləşmə dərəcəsi göstərir.

3.Hidrogen birləşmələrində (+1),metallarla birləşmələrində (-) oksidləşmə dərəcəsi göstərir

4.Bəsit maddə şəklində elementlərin oksidləşmə dərəcəsi 0-dır

5.Halogenlər,kükürd dəyişkən valentli olduğu üçün onlar (-) və (+) oksidləşmə dərəcəsi göstəririrlər

6.Flüor birləşmələrində yalnız (-1) oksidləşmə dərəcəsi göstərir

Ümumiyyətlə kimyəvi reaksiyaları 2 qrupa bölmək olur.

Birincidə reaksiyada iştirak edən element atomlarının oksidləşmə dərəcəsi dəyişmir. Bura neytrallaşma və ya mübadilə reaksiyalarını,bəzi birləşmə və bəzi parçalanma reaksiyalarını göstərmək olar.

Məs:$NaCI+H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4+HCI$

$AgNO3+NaCI \rightarrow AgCI+NaNO_3$

$CaCO_3 \rightarrow CaO+CO_2$

$CO_2+H_2O \rightarrow H_2CO_3$ və s.

İkinci halda bütün əvəzetmə reaksiyaları,bəzi parçalanma və bəzi birləşmə reaksiyalarında oksidləşmə dərəcəsi dəyişir.Məs:

$2Na+H_2 \rightarrow 2NaH$

Bəsit maddə şəklində həm Na,həm də H2 oksidləşmə dərəcəsi 0-dır,alinan məhsulda Na(+1),hidrogenin oksidləşmə dərəcəsi isə(-1)-dir. Atom özündən elektron verdikdə(+) yüklü iona keçir,yəni oksidləşir, elektron qəbul etdikdə isə (-) yüklüe iona keçir reduksiya olunur.Məs:

$$S^0 + O_2^0 \rightarrow S^{+4}O_2^{-2}$$

$S^0 - 4e^- \rightarrow S^{+4}$	4	1	oksidləşmə
$O_2^0 + 4e^- \rightarrow O_2^{-2}$	4	1	reduksiya

Oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarının tənliklərini düzəltmək üçün 2 üsuldan istifadə olunur.

1.Elektron balansı
2.İon elektron üsulu

Elektron balansı üsulu ilə oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarının tənliklərinin düzəldilməsi aşağıdakı üsulla aparılır.

1.Reaksiyaya daxil olan və reaksiya nəticəsində alınan maddələrin kimyəvi formulları yazılır.

2.Reaksiya yazılır

$CuO+H_2 \rightarrow Cu+H_2O$

3.Sonra oksidləşmə dərəcəsini dəyişən elementlərin üzərində oksidləşmə dərəcəsi yazılır.

$$Cu^{+2}O + H_2^0 \rightarrow Cu^0 + H_2^{+1}O$$

5.Osidləşmə dərəcəsini dəyişən elemntlərin sayını bərabərləşdirmək üçün əmsalların yeri dəyişdirilir

$$Cu^{+2} + 2e+ \rightarrow Cu^0 + H_2^{+1}O$$

$H_2^0 - 2e^- \rightarrow 2H^+$	2	1
$Cu^{+2} + 2e- \rightarrow Cu^0$	2	1

Bəzən oksidləşmədərəcəsini 2 deyil çox element dəyişir.Bu zaman osidləşdiricilərin verdiyi elektronları reduksiyaedici əks halda isə oksidləşdirici qəbul edir.Məs:

$$Fe^{+2}S_2^{-1} + O_2^0 \rightarrow Fe_2^{+3}O_3 + S^{+4}O_2^{-2}$$

$Fe^{+2} + e^- \rightarrow Fe^{+3}$	1	11	4
$2S^{-1} + 2\cdot 5e^- \rightarrow S^{+4}$	10		
$O_2^0 + 4e^- \rightarrow O_2^{-2}$	4	4	11

İon-elektron üsulu elektrolitlərin sulu məhlullarında gedən reaksiyalarda tətbiq edilir.

Elektron mübadiləsi nəticəsindəreaksiyada iştirak edən atom və yaxud ionların oksidləşmə dərəcəsinin dəyişməsilə gedən reaksiyalara oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları deyilir. Əmələ gəlmə mexanizminə görə oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları 3 qrupa bölünür

1.Atom və ya molekularası oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları . Atom və ya molekularası oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarında oksidləşdirici və reduksiyaedici ayrı-ayrı birləşmələrin tərkibində olur.

2.Molekuldaxili oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları. Molekuldaxili oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarında oksidləşdirici və reduksiyaedici bir kimyəvi birləşmənin tərkibində olur.Məs:

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl+3O_2$$

$$\begin{array}{l|c|c|c} Cl^{+5} + 6e^- \rightarrow Cl^{-1} & 6 & 1 & \\ \hline 3O^{-2} - 6e^- \rightarrow 3O^0 & 6 & 1 & 2 \end{array}$$

3.Öz-özünə oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları. Öz-özünə oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarında eyni bir element həm oksidləşdirici,həm də reduksiyaedi olur.

$$Cl_2+2NaOH \rightarrow NaCl+NaClO+H_2O$$

$$\begin{array}{l|c|c|c} Cl_2^0 + 2e^- \rightarrow Cl^{-1} & 2 & 1 & \\ \hline Cl_2^0 + 2e^- \rightarrow Cl^{+1} & 2 & 1 & 2 \end{array}$$

Oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarının gedişinə temperatur,maddənin qatılığı və katalizator da təsir göstərir. Məs.yanma prosesi,bəzi birləşmələrin sintezi,fotosintez prosesi və s.proseslər oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarının köməyi ilə başa çatır.

DUZLARIN HİDROLİZİ, HİDROLİZ DƏRƏCƏSİ

Duz ionları ilə su ionlarının mübadilə reaksiyaları hidroliz adlanır. Hidroliz nəticəsində suda az həll olan və ya az dissosiasiya edən maddələr(əsaslar,turşular,duzlar) alınır. Bu zaman mühit turş və əsasi olur. Hidroliz olunmaların görə duzlar 4 qrupa bölünür:

1.Qüvvətli əsas və qüvvətli turşudan alınan duzlar

2.Qüvvətli əsas zəif turşudan alınan duzlar

3.Zəif əsas və qüvvətli turşudan alınan duzlar

4.Zəif əsas və zəif turşudan alınan duzlar

Qüvvətli əsas və qüvvətli turşudan alınan duzlar hidroliz etmir.Məs.NaCl suya əlavə etdikdə eyni qüvvəli əsas və turşu alındığından onlar bir-birini neytrallaşdırır.

$$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$$

su zəif elektrolit olsa da o cüzi də olsa ionlarına dissosiya edir.

$$HOH \rightleftarrows OH^- + H^+$$

$$NaOH+HCl$$

Suda H və OH ionlarının sayı dəyişmədiyindən NaCl suda məhlulu neytral reaksiya verir.

Qüvvətli əsas zəif turşudan alınan duz hidroliz edir bu zaman mühit qələvi olur.

$$CH_3COONa \rightleftarrows CH_3COO^- + Na^+$$

$$HOH \rightleftarrows H^+ \quad {}^+OH^-$$

$$CH_3COOH+ NaOH$$

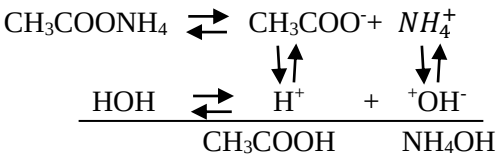
Zəif əsas qüvvətli turşudan alınan duz hidroliz edir və mühit turş olur.

$$NH4Cl \rightleftarrows NH_4^+ + Cl^-$$

$$HOH \rightleftarrows OH^- + H^+$$

$$NH_4OH + HCl$$

Zəif əsas və zəif turşudan alınan duzlar hidroliz edir və mühit neytral olur.



Demək olar ki,əksər hidroliz reaksiyaları dönərdir. Buna görə də hidroliz, hidroliz dərəcəsi ilə xarakterizə olunur. Hidrolizə uğramış duz ionların sayının , duzun ümumi molekullarının sayına nisbəti hidroliz dərəcəsi adlanır. Hidroliz dərəcəsi α_h-ilə ifadə olunur. Onda

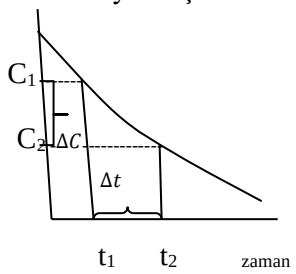
$$\alpha_h = \frac{hidrolizə\ uğramış\ mol\ sayı}{Ümumi\ mol.sayı} \cdot 100$$

KİMYƏVİ KİNETİKA

Kimyəvi kinetika kimyəvi reaksiyaaların sürəti və onun getməmexanizmindən bəhs edən elmdir. əs kimyəvi reaksiyanın sürəti nəyi öyrənir.Kimyəvi reaksiyanın sürəti vahid zamaanda reaksiyada iştirak edən maddə qatılığının dəyişməsini öyrənir.Riyazi tənlik aşağıdakı kimidir.

$$\upsilon = \frac{\Delta n}{\Delta t}$$

Kimyəvi reaksiyanın sürəti homogen və heterogen sitemlərdə öyrənilir.
Homogen reaksiyaların sürəti vahid zamanda vahid həcmdə reaksiyada iştirak edən maddələrin qatılığının dəyişməsilə ilə ifadə olunur : $\upsilon = \frac{\Delta C}{V.\Delta t}$ yazmaq olar. $C = \frac{n}{V}$ olduğundan $\upsilon = \frac{\Delta n}{V.\Delta t}$ kimi də yazmaq olar.
Heterogen sistemlərdə isə reaksiyaların sürəti vahid zamanda vahid səthdə reaksiyada iştirak edən maddələrin qatılığının dəyişməsilə ifadə olunur : $\upsilon = \frac{\Delta n}{S.\Delta t}$
Bunu qrafiki şəkildə belə göstərmək olar.



Reaksiyanın sürəti bir sıra faktorlardan asılıdır:
1.Qatılıq
2.Temperatur
3.Katalizator

4.Reaksiyada iştirak edən maddələr qaz halında olarsa təzyiq.

Qatılığın reaksiya sürətinə təsiri

Qatılığın reaksiya sürətinə təsiri 1867-ci ildə Norveç alimləri Quldberq və Vaage tərəfindən öyrənilmiş və kütlələrin təsiri qanunu adlanır və belə ifadə olunur: Reaksiyanın sürəti reaksiyaya daxil oln maddələri qatılıqlarının vurma hasili ilə düzmütənasibdir.Məs Fərz edək ki,A maddəsi ilə B maddəsi qarşılıqlı təsirdə olur. $aA + bB \rightarrow pAB$ Bura kütlələrin təsiri qanunu tətbiq etsək onda reaksiyanın sürətini belə göstərmək olar.

Burada ϑ-reaksiyanın sürəti,A,B reaksiyaya daxil olan maddələr,mötərizə isə qatılı ifadəsini göstərir. K-isə mütənaiblik olub reaksiyanın sürət sabiti adlanır.

Reaksiyanın qatılıqdan aslılıq düsturunu belədə yazmaq olar.

$$\vartheta = k \cdot C_A \cdot C_B$$

Əgər reaksiya bərk maddə ilə maye və ya qaz arasında gedərsə,reaksiyanın sürəti mayenin və ya qazın qatılığından asılı olaraq dəyişir.Məs: $C + O_2 \rightarrow CO_2$ arasında gedərsə reaksiyanın sürəti oksigenin qatılığı ilə düzmütənasib olacaq.

$$\upsilon = k[O_2]$$

Temperaturun reaksiya sürətinə təsiru

Temperaturun reaksiya sürətinə təsiru Vant-Hoff qaydası ilə müəyyən olunur. Vant-Hoffa görə sabit qatılıqda temperaturu hər 10 dərəcə artırdıqda reaksiyanın sürəti 2-4 dəfə artır.

Vant-Hoff qaydası riyazi olaraq aşağıdakı kimi ifadə olunur.

$$\vartheta_{t_2} = \vartheta_{t_1}\gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}$$

burada $\vartheta_{t_1} reaksiyanın\ t_1$ anındakı sürəti, $\vartheta_{t_1} reaksiyanın\ t_1$ anındakı sürəti,γ-isə temperatur əmsalıdır.O 2 ilə 4 arasında qiymət alır.Daha doğrusu temperatur hər 10 yüksəldikdə reaksiya sürətinin neçə dəfə artdığını göstərir.

Reaksiya sürətinin temperaturdan aslılıöı daha dəqiq Arrenius tənliyi ilə müəyyən edilir.

$$K+Ae^{-E_{A/RT}}\cdot e$$

Tənliyi onluqvloqarifmanı tətbiq etməklə loqarifmalasaq,onda

$$\lg k = \lg A - \frac{E_A}{2{,}303RT}$$

Burada k-mütləq temperaturda reaksiyanın sürət sabiti,A-temperaturdan asılı olmayan sabit kəmiyyət,E- aktivləşmə enerjisidir.

Katalizatorun reaksiya sürətinə təsiri

Katalizator iştirakı ilə gedən reakasiyalar katalitik reaksiyalar adlanır. Hadisə isə kataliz adlanır.Katalizatorun reaksiya sürətinə təsiri aralıq mərhələ nəzəriyyəsi ilə izah olunur.Yəni kataliz aralıq davamsız birləşmələrin əmələ gəlməsi yolu ilə həyata keçir. Katalitik reaksiyalar homogen və heterogen olmaqla iki qrupa bölünür. Homogen katalizdə reaksiyada iştirak edən maddələr və katalizator eyni aqreqat halda olur. Məs. sulfat turşusunun nitroz üsulu ilə alınması homogen kataliz adlanır.Burada reaksiyaya daxil olan maddələr (SO_2 və O_2) və katalizator (NO) eyni aqreqat haldadır.

Bu zaman katalizator ilkin maddələrdən biri ilə davamsız aralıq birləşmə əmələ gətirir.Məs:

SO_2+ O_2 $\underline{NO}$ SO_3+NO

a) $½O_2$+NO → NO_2

b) NO_2+SO_2 → SO_3+NO

Heterogen katalizdə isə reaksiyada iştirak edən maddələr və katalizator müxtəlif aqreqat halda olur .Məs:

SO_2+ O_2 $\underline{V_2O_5}$ = SO_3

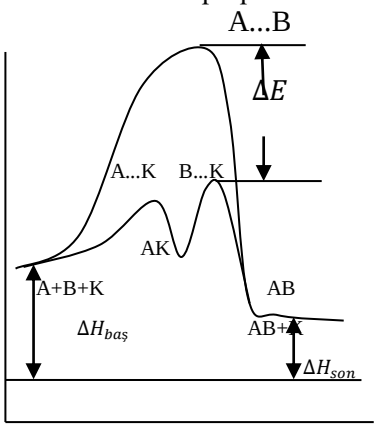
Misaldan aydın görünür ki,bu reaksiyada katalizator bərk

Reaksiyaya daxil olan maddələr isə qaz halındadır.katalizatorun

Aktivliyi onun səthinin vəziyyətindən asılıdır. Heterogen

Katalizdə proses bərk maddənin səthində baş verir.

Katalizatorun reaksiyanın sürətinə təsiri şəkildə göstərilmişdir.



Şəkildən görünür ki,katalizatorun iştirakı ilə gedən reaksiya 2-ci əyridir. Burada reaksiyanın aktivləşmə enerjisi ΔE qədər azalır. Katalizatorun aktivləşmə enerjisi mənfi üstlü kəmiyyət kəsrin suətində olduğu üçün aktivləşmə enerjisinin cüzi azalması reaksiyanın sürətinin kəskin artmasına səbəb olur

$$K=ze-\frac{E_{kat.}}{RT}e^{\frac{\Delta S_{akt}}{R}}$$

Bəzi hallarda katalizator kimyəvi prosesin özündə əmələ gəlir. Belə reaksiyalara avtokatalitik reaksiyalar deyilir.

Kataliztor müəyyən müddətdən sonra öz aktivliyini itirir.Buna səbəb kimyəvi reaksiyalarda alınan maddələrin katalizatorun aktiv mərkəzini tutmasıdır. Belə maddələr katalitik zəhər adlanır.

Aktivləşmə enerjisi

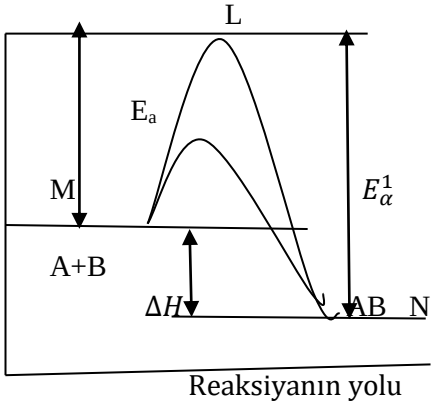
Kimyəvi prosesin getməsi üçün maddələrin toqquşması baş verir.Temperatur artdıqda reaksiyanın böyük sürətlə getməsi yalnız toqquşmaların sayı ilə izah edilə bilməz. Buna səbəb bütün toqquşmalar yeni maddənin əmələ gəlməsi ilə nəticələnmir. Aktivləşmə nəzəriyyəsinə görə temperatur ardıqda

maddənin daxili enerji ehtiyatının artmasi hesabina aktivləşmiş molekulların sayi artir. Bu da reaksiya sürətinin artmasına səbəb olur. Deməli reaksiyanın sürəti aktivləşmə enerjisindən asılıdır.
Maddənin 1 molunun aktivləşməsi üçün sərf olunan enerji aktivləşmə enerjisi adlanır.Vahidi kC/mol ilə ölçülür.

Tutaq ki,A və B maddələrindən reaksiya nəticəsində AB maddəsinin əmələ gəlməsi üçün ML energetik həddini keçməlidir. Buna müəyyən qədər aktivləşmə enerjisi sərf edilməlidir.

Aktiv kompleksin parçalanması nəticəsində əmələ gələn enerji molekulun aktivləşməsi üçün sərf edilən enerjidən çox olduqda reaksiya ekzotermik, əks halda endotermikdir.

Reaksiyaya daxil olan maddələrin aktivləşməsi üçün sərf edilən enerji miqdarı az olduqda reaksiya sürətlə, çox olduqda isə yavaş gedir.



Kimyəvi tarazlıq və tarazlığa təsir edən amillər

Məlumdur ki kimyəvi reaksiyalar dönən və dönməyən olmaqla 2 qrupa bölünür.Bir istiqamətdə gedən reaksiyalar dönməyən ,hər iki istiqamətdə gedən reaksiyar dönən reaksiyalardır. Reaksiyaların sona qədər getməsi üçün rəng dəyişməlidir,iy çıxmalıdır,alınan maddələrdən biri ya qaz,ya da çöküntü ,yaxud az dissosiaiya edən maddə olmalıdır.Məs: $NaCI + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgCI$

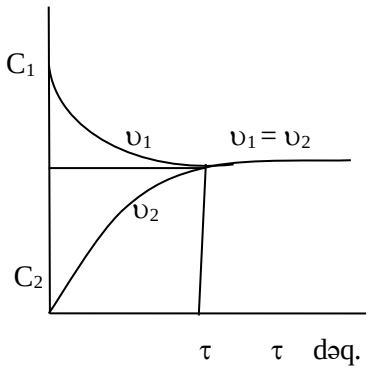
$$Zn + HCI \rightarrow ZnCI_2 + H_2 \qquad KOH + HCI \rightarrow KCI + H_2O$$

Əksər kimyəvi reaksiyalar dönərdir ,yəni axıra qədər getmir:Məs:$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$

Əgər sağa gedən reaksiyanın sürəti sola gedən reaksiyanın sürətinə bərabər olarsa tarazlıq halı yaranır.Bu tarazlıq dinamiki tarazllıq adlanır. Bunu qrafiki şəkildə belə göstərmək olar.
Tutaq ki. A və B maddələri reaksiyaya daxil olub.

$aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ maddələrini əmələ gətirir.
υ_1 -düzünə gedən υ_2 əksinə gedən reaksiyanın sürətidir. $\upsilon_1 = K_1[A]^a[B]^b$ və ya $\upsilon_1 = K_1 C_A^a C_B^b$

$$\upsilon_2 = K_2 [C]^c[D]^d \qquad \upsilon_2 = K_2 C_C^c \, C_D^d$$



Sol tərəflər bərabərdirsə sağ tərəfində bərabərliyini yazmaq olar.

$$K_1 C_A^a C_B^b = K_2 C_C^c \, C_D^d$$

Bura kütlələrin təsiri qanunu t.tbiq etsək aşağıdakı tənliyi alarıq.

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[C]^c[B]^b}{[A]^a[B]^b}$$

K_1 və K_2 kəmiyyətləi sabit olduğundan onların nisbətləri də sabit kəmiyyət olacaq.

$$K = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[C]^c[B]^b}{[A]^a[B]^b}$$

K-tarazlıq sabiti adlanır.Tarazlıq sabitinin qiyməti nə qədər böyük olarsa son məhsulların qatılığı da çox olar. Tarazlıq sabitinin qiyməti düzünə gedən reaksiyanın tərsinə gedən reaksiyaya nisbətən neçə dəfə sürətlə getdiyini göstərir. Xarici şərait dəyişdikdə tarazlıq halı uzun müddət sabit qalır. Tarazlığın xarici şəraitdən aslılığı 1884 -cü ildə fransız alimi Le -Şatelye tərəfindən müəyyən edilmişdir və aşağıdakı kimi ifadə olunur: Tarzlıqda olan sistemə təsir edən amillərdən biri dəyişərsə tarazlıq təsir effektinin azalması istiqamətində yerini dəyişir.Tarazlığa temperatur,qatılıq və təzyiq təsir edir.

Temperaturun təsiri: Temperatur artdıqdatarazlıq endotermik,azaldıqda isə endotermik reaksiya istiqamətində yerini dəyişir. Məs:suyun əmələ gəlməsini nəzərdən keçirək. Temperatur artarsa tarazlıq suyun parçalanması,azaldıqda isə suyun əmələ gəlməsi istiqamətində yerini dəyişir.

$$H_2+O_2 \rightleftarrows H_2O$$

Təzyiqin təsiri: təzyiqin tarazlığa təsirini ammonyakın alınması misalında göstərək.

$$N_2+3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$$

Təzyiqin artması tarazlığı sağa,yəni ammonyakın alınması istiqamətinə,azaldıqda isə sola doğru yerini dəyişir.

Qatılığın təsiri: Reaksiyaya daxil olanmaddələrdən birinin qatılığı artdıqda tarazlıq sağa,az altdıqda isə sola doğru istiqamətini dəyişir. Bunu rəngin tündləşməsilə müşahidə etmək olar.Məs:

$$FeCI_3+3KCNS \rightleftarrows Fe(CNS)_3+3KCI$$

Əksinə reaksiya məhsullarından birinin qatılığını artırdıqda tarazlıq sola döğru yerini dəyişir və dəmir 3-rodanidin qatılığı azaldığından məhlulu rəngi açılır.

Məhlullar

Bir maddənin çox kiçik hissəciklər şəklində başqa maddə mühitində paylanmasından alınan sistem dispers sistem adlanır. Paylanan maddə dispers faza,mühit isə dispers mühit adlanır.

Dispers faza və dispers mühitin aqreqat halından asılı olaraq 9 cür olur.

M +M	**Su+spirt**	**B+M**	**Qənd=Su buxarı**	**Q+M**	**hava+su damcıları**
M+B	**Su+ qənd**	**B+B**	**Ərintilər**	**Q+B**	**hava +toz hissəcikləri**
M+Q	**Qazlı su**	**B+Q**	**Kömür+qaz**	**Q+Q**	**hava**

Paylanan maddə hissciklərinin ölçüsünə görə məhlullar 3 qrupab ölünür.1.Asılqanlr,2.Kolloid məhlullar, 3.Həqiqi və ya molekulyar məhlullar.

Hissəciklərinin ölçüsü 100 nm-dən böyük olan məhlullar asılqanlar adlanır. Asılqanlar davamsız olur.Asılqanlara suspenziya və emulsiya daxildir. Suspenziyada paylanan maddə hissəcikləri bərk olur.Məs.bulanlıq su.

Emulsiyalarda isə həm paylanan maddə hissəcikləri , həm də mühit maye olur. Südün tərkibində yağ hissəcikləri.

Hissəciklərin ölçüsü 1-100nm arasında olan sistem kolloid məhlul adlanır. Kolloid məhlul asılqanlarla həqiqi məhlullar arasında aralıq mövqe tutur.

Hissəciklərinin ölçüsü 1nm-dən kiçik olan məhlullar həqiqi və ya molekulyar məhlul adlanır.Məs: su –spirt,aseton-su vəs.

Həlledici və həll olan maddədən ibaarət dəyişən tərkibli bircinli sistemə məhlul deyilir. Məhlullar haqqında 2 nəzəriyyə mövcuddur.

1. Fiziki nəzəriyyə
2. Kimyəvi nəzəriyyə

Fiziki nəzəriyyənin tərəfdarları Arrenius, Ostvald və Vant-Hoffdur. Onlar həllediciyə inert mühit kimi baxırdılar.Yəni həlledici ilə həll olan maddə arasında qarşılıqlı təsiri inkar edirdilər və məhlula mexaniki qarışıq kimi baxırdılar.

Kimyəvi nəzəriyyə isə Mendeleyev tərəfindən verilmiş hidrat nəzəriyyəsi əsasında izah edilir. Bu nəzəriyyəyə görə həllolma zamanı həlledici ilə həll olan maddə arasında qarşılıqlı təsir var və məhlulda yaşaya bilən davamsız birləşmələr - **solvatlar** əmələ gəlir.Əgər həlledici su olarsa **hidratlar** adlanır. Hidratların çoxu davamsız olur. Nəzəriyyənin düzgünlüyü təcrübi faktlar əsasında izah edilmişdir. Məs: Mendeleyev sulfat turşusunun müxtəlif tərkibli hidratlarının əmələ gəlməsini müşahidə etmişdi. Bunun üçün üxtəlif qatılıqlı sulfat turşusu məhlulunu soyutduqda müxtəlif tərkibli hidratların alındığını

müəyyən etmişdir. $H_2SO_4 \cdot H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 3H_2O$,$H_2SO_4 \cdot 4H_2O$. Bu birləşmələr həlledici ilə həll olan maddə arasında əmələ gələn davamsız birləşmələrdir.Onlar yalnız məhlulda mövcud olur.

Həm fiziki,həm də kimyəvi nəzəriyyə hər ikisi birlikdə məhlulların müasir nəzəriyyəsinin əsasını təşkil edir. Məhlul mürəkkəb fiziki-kimyəvi prosesdir.

Məhlulların qatılıq ifadələri.

Məhlulun və ya həlledicinin müəyyən həcmində və kütləsində həll olan maddə miqdarına məhlulun qatılığı deyilir.

Məhlullar qatılığına görə- faizli,normal,molyar,molyal və titrli olur.

1) **Məhlulun 100 qramında həll olan maddə miqdarı faizli qatılıq adlanır.**

$$C\% = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100 \quad \text{yaxud} \quad C\% = \frac{m}{V \cdot \rho} \cdot 100 \text{ olur.}$$

m_1 – həllolan maddənin; m_2 –məhulun kütləsidir.

Məs:30%-li məhlul dedikdə 30q həllolan maddə,70q isə həlledici götürülür. 2.Məhlulun 1l-də həllolan maddənin q-ekv.miqdarı normal qatılıq adlanır,riyazi ifadəsi

$$C_N = \frac{m}{E \cdot V_{(l)}}$$

m - həllolan maddənin kütləsidir.;

E - həllolan maddənin q-ekvivalenti;

$V_{(л)}$ – məhlulun həcmidir.litrlə

Əgər həcm ml-ə götürülərsə tənlik

$$C_N = \frac{m.1000}{E \cdot V} \text{ olar.}$$

v) **məhlulun 1l həll olan maddələrin q-mollarla sayı molyar qatılıq adlanır ,riyazi ifadəsi.**

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V} \cdot 1000 \quad \text{yaxud} \quad C_M = \frac{m}{M \cdot V_{(л)}} \quad \text{kimi yazmaq olar.}$$

m – həllolan maddənin kütləsidir;

M - həllolan maddənin q-mol kütləsidir.

$V_{(л)}$ –məhlulun həcmidir.

q) **Həlledicinin 1000q-da həll olan maddənin q-mollarla sayına molyal qatılıq deyilir.**

$$C_{mol} = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_1}$$

m - həllolan maddənin kütləsidir;;

M - həllolan maddənin kütləsidir;

m_1 - həlledicinin kütləsidir;

д) **Məhllulun 1ml içərisində həll olan maddənin qramlarla miqdarı titrli qatılıq adlanır.:**

$$T = \frac{C_N E}{1000} = \frac{m}{1000}$$

Osmos təzyiqi(Vaant Hoff qanunu)

Həlledici və həll olan maddələrin əks istiqamətli hərəkəti nəticəsində bir-birində bərabər paylananma hadisəsi **diffuziya** adlanır. M əs:NaCI məhlulu nüzərinə su molekulları əlavə etsək duz molekulları tədricən suya ,su molekulları isə duz molekulları isə məhlula keçəcəkdir. mmMüəyyən müddətdən sonara NaCI və su molekulları məhlulun bütün həcmində yayılaraq bircinsli məhlul əmələ gətirəcəkdir. Deməli həlledici ilə həll olan maddə molekulları bir-birinə toxunduqda ikitərəfli diffuziya baş verir. Təcrübə zamanı birtərəfli diffuziya hadisəsidə baş verir. Birtərəfli diffuziya ya məhlulla həlledici,ya da iki müxtəlif qatılıqlı iki məhlul arasında yarımsızdırıcı pərdə vasitəsilə bir-birindən ayrılmış ololur. Bu cür yarımsızdırıcı arakəsmə həlledici molekullarını özündən keçirir . Bu zaman həlledici molekulları yarımsızdırıcı pərdədən keçdikdə məhlulun səviyyəsi qalxacaq. Həlledicinin birtərəfli diffuziyası nəticəsində yaranan təzyiq osmos təzyiqi adlanır.

Proses o vaxta qədər davam edir ki, qatılıqlar bərabərləşsin. Qatılıqları bərabər olan məhlullara izoosmotik məhlullar deyilir.

Osmos təzyiqinə müxtəlif amillər təsir edir. 1. Temperatur,2.qatılı1ıq

1.Sabit temperaturda (T=Const) məhlulun osmos təzyiqi(P_{osmos}) məhlulun qatılığı ilə düzmütənasibdir. Temperatur artarsa diffuziyanın sürəti də artar

$$P_{osmos}=kC$$

2.Sabit qatılıqda()temperaturda (C=Const) məhlulun osmos təzyiqi(P_{osmos}) onun temperature ilə düzmütənasibdir.

$$P_{osmos}=kT$$

Məhlulun qatılığı və həll olan maddə hissəciklərinin ölçüsü böyüyərsə əks proses baş verər.

Qazın təzyiqi ilə osmos təzyiqi arasındakı oxşarlıq Vant-Hoff tərəfindən müəyyən edilmişdir və belə ifadə olunur:**Məhlulda həll olan maddəni qaz halına keçirə bilsək, onun həcmi məhlulun həcminə çatdıqda, qazın təzyiqi məhlulun osmos təzyiqinə bərabər olur.**

Vant-Hoff müəyyən etmişdir ki,q/elektrolitlərin duru məhlullarının osmos təzyiqini Mendeleyev-Klayperon tənliyi ilə hesablamaq olar: PV = RT

$$\boldsymbol{P_{osmos} \cdot V = \frac{m}{M} RT} \text{ olar.}$$

V= I/C olduğundan P_{osmos} =CRT kimi yazmaq olar. Buradan

—

°C

Raulun I qanunu

Qapalı qabda mayenin buxarlanması və buxarın kondensləşərək mayeyə çevrilməsi arasında tarazlıq yarandıqda maye üzərindəki buxara **doymuş buxar təzyiqi** deyilir. Məlumdur ki,temperaturun artması buxar əmələ gəlməsini sürətləndirir .Buna görə də buxarın təzyiqi artırtr. Saf suyu 100°C qızdırdıqda onun buxar təzyiqi atmosfer təzyiqinə bərabər olduğu üçün su qaynayır. Ümumiyyətlə maye o zaman qaynayır ki, onun doymuş buxarının təzyiqi atmosfer təzyiqinə bərabər olsun .Təcrübi faktlar əsasında müəyyən edilmişdir ki, saf həlledicidə uçucu olmayan qeyri-elektrolit həll edildikdə məhlulun buxar təzyiqi saf həlledicinin buxar təzyiqindən həmişə az olur. Bəs bu nə ilə izah olunur. Bu onunla izah olunur ki, məhluldan fərqli olaraq saf həlledicidə buxarlanma bütün səthdə gedir. Məhlulda isə həll olan maddə hissəcikləri həlledicinin hissəcikləri ilə əlaqli şəkildə olduğundan ,vahid zamanda həlledicinin buxarlanan molekullarının sayının az olmasıdır. Deməli həll olan maddə həlledicinin buxar təzyiqini azaldır.

Əgər saf həlledicinin buxar təzyiqini P_0 onun məhlul üzərindəki buxar təzyiqini P ilə işarə etsək, məhlulun buxar təzyiqininin nisbi azalması $\Delta P=P_0-P$ olar. Məhlulun buxar təzyiqinin nisbi azalmasının saf həlledicinin buxar təzyiqinə nisbəti $\frac{\Delta P}{P_0}$ həlledicinin buxar təzyiqinin nisbi azalmasını göstərir.

Bunu ilk dəfə 1887-ci ildə fransız alimi Raul uçucu olmayan qeyri-elektrolitlərin duru məhlullarının buxar təzyiqini öyrənmiş və bu qanunu vermişdir və qanun belə ifadə olunur: Həlledicinin məhlul üzərindəki buxar təzyiqinin nisbi azalması,həll olan maddə mollarının sayının məhlulda olan mollarının ümumi sayına olan nisbətinə bərabərdir.

$$\frac{\Delta P}{P_0} = \frac{n}{N+n}$$

Burada n-həll olan maddə mollarının sayı,N-həlledicinin mollarının sayı;N+n isə məhlulun ümumi mollarının sayıdır

$\frac{n}{N+n}$ məhlulun mollarının ümumi sayının neçə hissəsinin həll olan maddə olduğunu göstərir..

$\frac{n}{N+n}$ həll olan maddənin mol hissəsidir.

Çox duru q/elektrolit məhlullarda N+n ≈ N kimi yazsaq tənlik belə ifadə olunar. $\frac{\Delta P}{P_0} = \frac{n}{N}$ yaxud $\Delta P=P_0\frac{n}{N}$ kimi yazmaq olar. Bu tənlik Raulun I qanunuı riyazi ifadəsidir və aşağıdakı kimi ifadə olunur.

Uçucu olmayan q/elektrolitlərin duru məhlulları üzərində həlledicinin buxar təzyiqinin nisbi azalması həll olan maddənin mollarının sayı ilə düz mütənasibdir.

Raulun II qanunun

Məhlulların əsas xassələrindən biri onların kolliqativ xassələridir. Kolliqativ xassə dedikdə məhlulun elə xassəsi nəzərdə tutulur ki, onlar bir-birilə bağlıdır və həll olan maddə hissəciklərinin sayından aslıdır.Əgər həllediciyə həll olan maddə əlavə etdikdə həllolan maddənin fiziki xassələri ilə yanaşı həlledicinin də xassələri dəyişir.

1.Həlledici üzərində buxar təzyiqi çox,məhlul üzərində az olur

2. Məhlulun qaynama t-u həllediciniinkindən yuxarı olur

Məhlulun qaynama temperaturunun yüksəlməsi və donma temperaturunun aşağı düşməsi məhlulun molyal qatılığı ilə düzmütənasibdir.

$\Delta t_{qay.}$=Ec olarsa, qatılıq $C=\frac{m\cdot 1000}{m_1\cdot M}$ olduğundan $\Delta t_{qay.}=E\,\frac{m\cdot 1000}{m_1\ M}$ olacaq.

burada-$\Delta t_{qay.}$-qaynama temperaturunun aşayuxarı qalxması, E həledicinin ebulioskopik sabitidir. C-molyal qatılıqdır.

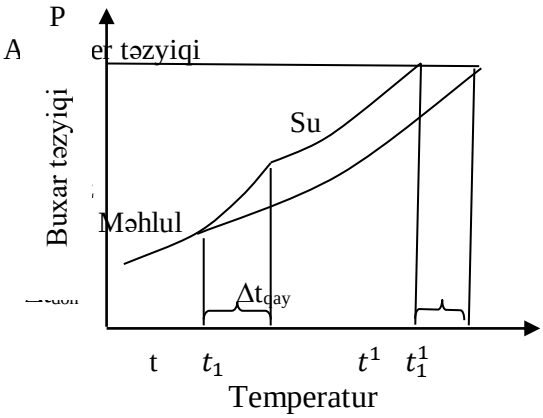
$\Delta t_{don.}$=Kc olduğundan $\Delta t_{don.}=K\,\frac{m\cdot 1000}{m_1 M}$ olacaq.

$\Delta t_{don.}$= donma temperaturunun aşağı düşməsi,K-həlledicinin krioskopoik sabitidir.

Əgər C=1 olarsa onda $\Delta t_{qay.}$=E, $\Delta t_{don.}$=K olar

Verilən tənliklərdən istifadə edərək məhlulun qaynama və donma temperaturuna əsasən uçucu olmayan qeyri elektrolitlərin molekul kütləsini təyin etmək olar.

Raul qanunuları yalnız q/elektrolitlərin duru məhlullarına tətbiq olunur. Elektrolit maddələr Raul qanunlarına tabe olmur. Məs.NaCI krioskopik üsulla təyin edilmiş molekul kütləsi həqiqi molekul kütləsindən iki dəfə çox olur. Buna səbəb NaCI molekulunun dissosiasiyası zamanı yüklü hissəciklərin sayının artmasıdır. Bu cür hal Raul qanunundan kənara çıxmadır. Raul qanununu elektrolit məhlullara tətbiq etmək üçün tənliyə izotonik(i) əmsal əlavə edilmişdir. Yəni

$\Delta P=\ i\ P_0\frac{n}{P}$, Δt_{qay}= iEc , $\Delta t_{don.}$= iKc

İzotonik əmsal vant-Hoff və Raul qanundan kənara çıxmanı göstərir. Daha doğrusu izotonik əmsal təcrübədə təyin edilmiş qaynama və donma temperaturlarının qiymətinin nəzəri hesablanmış qiymətlərindən neçə dəfə çox olduğunu göstərir. $I=\frac{\Delta P_{təc}}{\Delta P_{nəz}}=\frac{(\Delta t_{qay.})təc}{(\Delta t_{qay.})nəz.}=\frac{\Delta t_{don.})təc}{(\Delta t_{don})nəz}$