1.Kimyanın predmeti və inkişaf tarixi

Kimya fənni fizika, biologiya və geologiya ilə yanaşı təbiəti öyrənən bir elmdir.

Təbiətdə bizi əhatə edən hər nə varsa, şüurumuzdan asılı olmadan mövcud şəkildə materiya anlayışı ilə ümumiləşir. Materiyanın varlıq formalarından biri hərəkətdir. Materiyasız hərəkət olmadığı kimi, hərəkətsiz də materiya yoxdur. Materiyanın hərəkəti dedikdə təbiətdə baş verən bütün proseslər nəzərdə tutulur. Materiya və onun hərəkəti itmir, heçdən də yaranmır, lakin arası kəsilmədən dəyişikliyə uğrayaraq, bir formadan başqa formaya keçir.

Kimya bir elm kimi materiyanın kimyəvi hərəkət formasından bəhs edir. Kimya maddələrin tərkib və xassələrindən, onların çevrilmələrindən və bu çevrilmələr zamanı baş verən dəyişikliklərdən bəhs edən elmdir.

Kimyanın inkişaf tarixi

Kimyanın inkişafını **4 əsas mərhələyə** bölmək olar:

I. Qədim dövr və təbiətdə müşahidələr

- İnsan yanma, ərimə, bişirmə kimi prosesləri müşahidə edirdi.
- Qədim Misir, Çin, Hindistanda metallurgiya, boya, şüşə və keramika istehsalı inkişaf etmişdi.
- Kimya hələ elm deyildi — **təbii proseslər haqqında biliklər** idi.

II. Əlkimya dövrü

- Məqsəd: **adi metalların qızıla çevrilməsi**, "əbədi həyat iksiri" axtarışı.
- Elmi metod yox idi, amma kimyanın formalaşmasına böyük təsir etdi.
- Yeni maddələr alındı: spirt, turşular, duzlar, sabun.
- Laboratoriya avadanlıqları yarandı: kolba, retorta, soba.

III. Elmi kimyanın başlanğıcı

Bu dövrdə kimya həqiqi elm kimi formalaşdı.

Əsas alimlər və kəşflər:

- **R. Boyl** – kimyanı elmi əsaslara saldı, element anlayışını yenilədi.
- **A. Lavuazye** – kütlənin qorunması qanunu; oksigenin yanmadakı rolu.
- **D. Mendeleyev** – **Dövri sistem** (kimyanın ən böyük nailiyyəti).
- **Y. Dalton** – atom nəzəriyyəsi; maddələr atomlardan qurulur.
- **Avogadro** – Avogadro qanunu (bərabər həcmlərdə bərabər molekul sayı).

IV. Müasir kimya dövrü

Kimya sürətlə inkişaf etdi:

- **Orqanik kimya**, **qeyri-orqanik kimya**, **analitik kimya**
- **Kimya sənayesi**: gübrələr, dərmanlar, plastiklər, metallurgiya
- **Nüvə kimyası**, **kvant kimyası**, **nanotexnologiya**
- Yeni materiallar: yarımkeçiricilər, kompozitlər, polimerlər.

Müasir kimya **bio-kimya, tibb, energetika, ekologiya** ilə sıx bağlıdır.

2.Maddələrin xassələri və təsnifatı

Cisimləri təşkil edən nə varsa maddə adlanır.

Maddə - nisbi sükunət kütləsi olub və daim hərəkətdə olan materiyanın bir növüdür.

Cisim eyni və müxtəlif maddələrdən təşkil oluna bilər. Eyni maddələrdən isə müxtəlif cisimlər hazırlamaq olar. Məsələn, dəmirdən çəkic, balta, bıçaq və s. hazırlanır.

Maddələr tərkibi, quruluşu və xassələrinə görə bir-birindən fərqlənirlər.

Müxtəlif maddələri fərqləndirən və onların oxşarlığını müəyyən edən əlamətlərə maddələrin xassəsi deyilir.

Maddələr iki cəhətdən xarakterizə olunur – fiziki və kimyəvi. Maddənin aqreqat halı, rəngi, iyi, dadı, sıxlığı, istiliyi və elektriki keçirmə qabiliyyəti, ərimə və qaynama temperature və s. onun fiziki xassələrini, maddənin çevrilməsi, yaxud başqa maddələrlə reaksiyaya daxil olması isə kimyəvi xassələrini müəyyən edir.

Maddələrin təsnifatı. Maddələr müəyyən əlamətlərinə görə təsnif olunur.

1.Aqreqat halına görə: bərk, maye və qaz halında olan maddələr.

2.Xassələrinin sabitliyinə görə: qarışıqlar və saf maddələr.

3.Tərkibinə görə: bəsit və mürəkkəb maddələr.

4.Mənşəyinə görə: üzvi və qeyri-üzvi maddələr.

5.Elektrik keçiriciliyinə görə: elektrolitlər və qeyri- elektrolitlər (dielektriklər).

3.Atom-molekul nəzəriyyəsi

Atomlar maddənin kimyəvi cəhətdən bölünməyən ən kiçik hissəciyidir.

Molekul – maddənin kimyəvi xassələrini özündə saxlayan ən kiçik hissəciyidir.

Atom – elementin bütün kimyəvi xassələrini özündə saxlayan ən kiçik hissəciyidir.

Atomlardan fərqli olaraq molekullar kimyəvi proseslərdə dəyişikliyə uğrayır.

Maddələr yalnız yüksüz və neytral hissəciklər olan molekul və atomlardan deyil, həmçinin müsbət və mənfi yüklü hissəciklərdən – ionlardan da təşkil oluna bilər. Məsələn, xörək duzu (NaCİ), soda (Na_2CO_3) və s. belə maddələrdir.

Molekullardan təşkil olunan maddələr molekulyar quruluşlu, atom və ionlardan təşkil olunan maddələr isə qeyri-molekulyar quruluşlu maddələr adlandırılır.

Molekulyar quruluşlu maddələr adi şəraitdə əsasən qaz (H_2, O_2, N_2, F_2, Cl_2, SO_2, CO_2, NO, H_2S və s.), maye (H_2O, etanol, aseton, H_2SO_4 və s.), və ya asan əriyən bərk (kükürd S_8, fosfor P_4, yod J_2 və s.) halda, qeyri-molekulyar quruluşlu maddələr isə çətin əriyən bərk halda (almaz, qrafit, xörək duzu, soda və s.) olur.

4.Atom-molekul təliminin əsas müddəaları

1. Maddələr molekul və atomlardan təşkil olunmuşdur;
2. Molekullar daim hərəkətdədir, molekulların hərəkət sürəti temperaturla düz mütənasibdir;
3. Molekulların arasında qarşılıqlı cazibə və itələmə qüvvələri mövcuddur;
4. Molekullar fiziki hadisələr zamanı dəyişmir, lakin kimyəvi reaksiyalarda müəyyən dəyişikliyə məruz qalır;
5. Molekullar atomlardan təşkil olunmuşdur. Atomlar da molekullar kimi daim hərəkətdədir. Atomların hərəkət formlarından biri – kimyəvi reaksiyalardır. Atomlar kimyəvi çevrilmələr zamanı dəyişməz qalır.
6. Bir atom növü digərindən öz kütləsinə, ölçüsünə, elementar zərrəciklərin sayına və xassələrinə görə fərqlənir;
7. Molekulyar quruluşlu maddələrin kristal qəfəsinin düyünlərində molekullar yerləşir;
8. Qeyri-molekulyar quruluşlu maddələrin kristal qəfəsinin düyünlərində atomlar və ya yüklü hissəciklər olur.

5.Kimyanın stexiometrik qanunları

1. Kütlənin saxlanmasi qanunu

Kimyəvi reaksiyada maddələr **yox olmur və yaranmır**, sadəcə yenidən düzülür.

→ Reaksiya əvvəlindəki ümumi kütlə = reaksiyadan sonrakı ümumi kütlə

Misal:

$2H_2+O_2 \rightarrow 2H_2O$

Reaksiya nə qədər su yaratsa da, ümumi kütlə dəyişmir. Hazırda maddə kütləsinin saxlanması qanunu daha ümumi formada – materiyanın saxlanması qanunu kimi ifadə olunur. Yalnız materiya bütün proseslərdə sabit qalır: onu xarakterizə edən kütlə ilə enerji isə biri digərinə çevrilir ki, bu da Eynşteyn tənliyi ilə ifadə olunur.

$$E = mc^2$$

Burada: E – enerji, c – işığın vakuumdakı sürəti ($3 \cdot 10^8$ m/san), m isə kütlədir

2. Sabit tərkib qanunu (Proust qanunu)

Hər bir kimyəvi maddənin tərkibi **sabitdir** — yəni bir maddə həmişə eyni elementləri **eyni kütlə nisbətində** saxlayır.

Misal:

Su **həmişə** 11,1% hidrogen və 88,9% oksigendən ibarətdir.

3. Həcmlərin nisbəti qanunu

Fransız alimi Gey-Lüssak 1805-ci ildən başlayaraq qazlar arasında gedən reaksiyaları öyrənmiş və aldığı nəticələr əsasında 1808-ci ildə həcmi nisbətlər qanununu kəşf etmişdir.

Eyni temperatur və təzyiqdə reaksiyaya daxil olan qazların həcmlərinin bir-birinə və reaksiyadan alınan qaz halında maddələrin həcmlərinə nisbəti kiçik tam ədədlərin nisbəti kimidir. Məsələn,

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl \ (1:1:2)$$

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O \ (buxar) \ (2:1:2)$$

$$3H_2 + N_2 = 2NH_3 \ (3:1:2)$$

4.Avaqadro qanunu

1. Normal şəraitdə (0^0C-də və 1 atm. təzyiqdə) istənilən qazın 1 molu 22,4ℓ həcm tutur. Məlumdur ki, qazın mol nisbətini həmin qazın bir litrinin normal şəraitdəki kütləsinə böldükdə onun 1 molunun həcmini tapmaq olar.

$$V_{H2} = \frac{2{,}016 \text{ q}}{0{,}09 \text{ q}/\ell} = 22{,}4\ell$$

$$V_{O2} = \frac{32 \text{ q}}{1{,}43 \text{ q}/\ell} = 22{,}4\ell$$

$$V_{CO} = \frac{28{,}01 \text{ q}}{1{,}25 \text{ q}/\ell} = 22{,}4\ell$$

2. Qaz halında olan maddənin molekul kütləsi onun hidrogenə görə sıxlığının (D_{H2}) iki mislinə, oksigenə görə sıxlığının (D_{O2}) otuz iki mislinə bərabərdir.

3. Bəsit qazlar (təsirsiz qazlardan başqa) ikiatomlu molekul şəklində olur (N_2, O_2, H_2, F_2 və s.). Qazın 1 molunda olan molekulların sayı, eləcə də onun bir mol atomunda olan atomların sayı $6{,}02 \cdot 10^{23}$-ə bərabərdir. Bu ədəd Avoqadro ədədi adlanır və N_A ilə işarə olunur. Avoqadro ədədini müxtəlif üsullarla hesablayırlar. Onlardan biri elektronun yükü ilə Faradey ədədi arasındakı asılılıqdan hesablamaq mümkündür.

$$N_A = \frac{Fe}{1} = \frac{1}{,60296493 \cdot 10_{-19}} = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$$

Avoqadro ədədi atom və molekulların kütləsini hesablamağa imkan verir. Məsələn, suyun 1 molekulunun kütləsi,

$$m_{H_2O} = \frac{18}{6{,}02 \cdot 10_{23}} = 3 \cdot 10^{-23}\ \text{qramdır.}$$

$$m_H = \frac{1{,}008}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = 1{,}67 \cdot 10^{-24}\ \text{qramdır}$$

5.Sadə nisbətlər qanunu

Əgər iki element bir-birilə bir neçə birləşmə əmələ gətirirsə, onlardan birinin eyni çəki miqdarına digər elementin elə çəki miqdarı düşür ki, onların bir-birinə nisbəti kiçik tam ədədlərin nisbəti kimi olur.

Daltonun sadə nisbətlər qanununu azot oksidlərinin misalında daha yaxşı izah etmək olar. Azot oksidlərində azot ilə oksigenin birləşdiyi çəki nisbətləri belədir:

N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5
28:16	14:16	28:48	14:32	28:80

Azotun eyni çəki miqdarına yəni 14 hissəsinə düşən oksigenin çəki miqdarları isə aşağıdakı kimidir:

14:8	14:16	14:24	14:32	14:40

Bu nisbətlərdən aydın olur ki, azotun eyni miqdarına düşən oksigenin miqdarlarının birbirinə nisbəti cadə tam ədədlərin nisbəti kimidir.

$$8 : 16 : 24 : 32 : 40 = 1 : 2 : 3 : 4 : 5$$

Beləliklə, Dalton elementlərin kimyəvi birləşmələrə kiçik tam ədədlər kimi daxil olduğunu müəyyən etmişdir.

	Mahiyyəti	**Alim**
Kütlənin qorunması	Ümumi kütlə dəyişmir	Lomonsov
Sabit tərkib	Maddənin tərkibi həmişə sabitdir	Proust
Həcmlərin nisbəti	Qazlar sadə həcm nisbətində birləşir	Gay-Lyüssak
Avogadro qanunu	Bərabər həcmlər = eyni molekul sayı	Avogadro
Çoxlu nisbətlər	Eyni elementlər fərqli maddələrdə sadə nisbətlə birləşir	Dalton

6. Atomun quruluşu

Qazların elektriki keçirməsi, elektroliz və radioaktivlik hadisəsinin öyrənilməsi nəticəsində atomun mürəkkəb quruluşa malik olması sübuta yetirildi. Atomun mürəkkəbliyini təsdiq edən ilk təcrübi fakt katod şüalarının kəşfi ilə yarandı. Hissəciyin yükünün kütləsinə

$\frac{e}{m}$ ^{8} kl/q-dır. Digər tərəfdən müəyyən edilmişdir ki, hissəciyin elementar nisbəti = 1,759·10

yükü 1,602·10^{-19} kl-dur. Bunlara əsaslanaraq elektronun kütləsi hesablanmışdır.

$$m = \frac{1{,}602\cdot10^{-19}\ \text{kl}}{1{,}759\cdot10^{8}\ \text{kl/q}} = 9{,}11\cdot10^{-28}\ \text{q}$$

Müəyyən edilmişdir ki, elektronun kütləsi ən yüngül olan hidrogen atomu kütləsindən 1840 dəfə yüngüldür.

Fizika kursundan məlumdur ki, elektrolitdən 96500kl elektrik yükü keçdikdə elektrodlar üzərində bir mol-atom birvalentli element toplanır. Bir mol-atomda 6,02·10^{23} atom olduğunu nəzərə alaraq birvalentli ionun yükünü hesablamaq olar.

$$\frac{96500}{6{,}02\cdot10^{23}} = 1{,}602\cdot10^{-19}\ \text{kl}$$

1kl=3·10^{9} el.st. vahid olduğunu nəzərə alaraq, birvalentli ionun yükünü elektro statik vahidlə ifadə etmək olar.

1,602·10^{-19} · 3·10^{9} el.st. vahid = 4,8·10^{-10} el.st. vahid Elektroliz prosesi və radioaktivlik hadisəsinin kəşfi atomun mürəkkəb quruluşa malik olduğunu sübut etdi.

İngilis alimi E.Rezerford müəyyən etmişdir ki, radioaktiv şüalar elektrik və ya maqnit sahəsində üç növ şüaya ayrılır. Bunlara α-, β- və γ- şüaları adı verilmişdir. Elektrik və ya maqnit sahəsində α- şüalar mənfi, β- şüalar isə müsbət qütbə doğru meyl edir. γ- şüalar neytral hissəciklərdir. Aparılan tədqiqatlar nəticəsində müəyyən edilmişdir ki, α-, β- və γ- şüalar təbiət etibarilə bir-birindən kəskin surətdə fərqlənir

α-hissəcik ikiqat ionlaşmış helium atomudur. Onlar maneədən zəif nüfuzetmə və yüksək ionlaşdırma qabiliyyətinə malikdir.

β – şüalar təbiət etibarilə katod şüalarıdır. , α- şüalardan 100 dəfə artıq nüfuzetmə və nisbətən az ionlaşdırma qabiliyyətinə malikdir.

γ – şüalar kiçik dalğa uzunluğuna malik elektromaqnit dalğalardır. Yüksək nüfuzetmə qabiliyyətinə malik olduqlarından onlar 1sm qalınlığında qurğuşun təbəqəsindən keçir.

7. Atomun quruluşu haqqında Bor nəzəriyyəsi

Bu nəzəriyyəyə görə enerji arası kəsilmədən yəni fasiləsiz deyil, müəyyən paylarla–kvantlarla udulur və ayrılır (kvant enerjinin mümkün olan ən kiçik hissəsidir). Şüa rəqslərinin tezliyi çox olduqca, yəni dalğa uzunluqları qısa olduqca, enerji kvantı da böyük olur.

Hər hansı elektromaqnit şüalanma üçün enerji kvantının qiymətini aşağıdakı düsturla hesablamaq olar:

$$E = h\nu$$

Burada: E – enerji; ν – şüanın rəqs tezliyi; h isə Plank sabitidir ($h=6{,}63\cdot10^{-27}$erq·san və ya $6{,}63\cdot10^{-34}$ C·san).

Bor kvant nəzəriyyəsinə əsaslanaraq ən sadə quruluşlu hidrogen atomunun modelini verir və bunu izah etmək üçün iki postulat irəli sürür. Bor sadəlik üçün qəbul edir ki, elektron nüvə ətrafında çevrə boyunca hərəkət edir.

I Postulat. Elektron nüvə ətrafında yalnız müəyyən, stasionar orbitlər üzrə hərəkət edir. Bu halda enerji mübadiləsi baş vermir və atom normal vəziyyətdə hesab edilir.

Bor hidrogen atomunda mümkün olan stasionar orbitlərin radiuslarını və elektronun bu orbitlər üzrə sürətini hesablamışdır. O, hesablamalarda klassik və kvant mexanikası qanunlarına əsaslanmışdır. Klassik mexanikaya görə cismin çevrə boyunca hərəkəti, onun hərəkət miqdarı momenti $m\upsilon r$ ilə müəyyən edilir. Burada r və υ ixtiyari dəyişə bilər. Bor isə qəbul edir ki, elektron yalnız müəyyən orbitlər üzrə hərəkət edə bilər. Bu o deməkdir ki, həmin orbitlərin radiusları və elektronun sürəti ixtiyari deyil, sıçrayışla dəyişməlidir.

Hərəkət miqdarı momenti radius və sürətdən asılı olduğundan, o da sıçrayışla dəyişməlidir. Çevrənin uzunluğunun 2π olduğunu nəzərə alsaq, elektronun çevrə boyunca hərəkət miqdarı $2\pi\, m\upsilon r$ ilə ifadə olunar. Bora görə elektron enerji buraxmadan yalnız müəyyən orbitlər üzrə hərəkət edə bilər. Deməli, elektronun çevrə boyunca hərəkət miqdarı momenti sıçrayışla dəyişməlidir, yəni bu halda hərəkət miqdarı momenti Plank sabitinin yalnız tam ədədlərə hasilinə bərabər olmalıdır.

$$2\pi m\upsilon r = h\cdot n$$

Bor n-i baş kvant ədədi adlandırmışdır.

$$m\upsilon r = \frac{h}{2\pi}\cdot n$$

Tənlik Borun I postulatının riyazi ifadəsidir və belə ifadə olunur: çevrə boyunca fırlanan elektronun hərəkət miqdarı momenti fasiləsiz deyil, sıçrayışla dəyişir. Bu əslində kvant mexanikasının çevrə boyunca hərəkətə tətbiqidir.

II Postulat. Elektronun enerji udması və ya şüa şəklində enerji buraxması onun bir orbitdən başqasına keçdiyi zaman baş verir. Belə ki, elektron nüvəyə yaxın orbitdən uzaq orbitə keçdikdə enerji udulur, əks halda isə ayrılır. Tutaq ki, elektron II orbitdən I orbitə qayıtmışdır. Elektronun bu orbitlərdəki enerjisini uyğun olaraq E_2 və E_1 ilə işarə etsək, ayrılan enerji miqdarını belə hesablamaq olar:

$$h\nu = E_2 - E_1$$

Elektron nüvədən uzaq orbitlərin birində (E_u) olduqda kinetik enerjiyə (E_k), yaxın orbitdə (E_y) olduqda isə potensial enerjiyə (E_p) malik olur.

8. Atomun quruluşu haqqında müasir təsəvvürlər

1924-cü ildə Fransa alimi de-Broyl hissəciyin kütləsi ilə dalğa uzunluğu arasındakı asılılığı riyazi olaraq müəyyən etmişdir.

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot \upsilon}$$

burada: λ – hissəciyin dalğa uzunluğu; h – Plank sabiti; m və υ isə hissəciyin kütləsi və sürətidir.

m·υ hasili P ilə işarə olunur və dalğanın impulsu adlanır. 1926-cı ildə E.Şredinger kvant mexanikasının əsasını təşkil edən və elektronun dalğa xassəsini əks etdirən tənlik vermişdir.

$$\frac{h^2}{8\pi^2 m}\left(\frac{d^2\Psi}{dx^2} + \frac{d^2\Psi}{dy^2} + \frac{d^2\Psi}{dz^2}\right) + U\Psi = E\Psi$$

Bu tənliyə Şredingerin dalğa tənliyi deyilir. Tənlikdə dalğa funksiyasının (Ψ) ikinci tərtib törəmələrinin cəmi

$\Delta^2\Psi = \frac{d^2\Psi}{dx^2} + \frac{d^2\Psi}{dy^2} + \frac{d^2\Psi}{dz^2}$ olduğu üçün

$$\Delta^2\Psi = \frac{8\pi^2 m}{h^2}(E - U)\Psi \text{ olar.}$$

Burada: x, y və z – elektronun koordinatları; m – elektronun kütləsi; h isə Plank sabitidir.Bu tənlik dalğa funksiyasını elektronun tam (E) və potensial (U) enerjiləri ilə əlaqələndirir.

9. Kvant ədədləri. Pauli prinsipi

Atomda elektronların sayı ikidən çox olduqda, onlar nüvə ətrafında müxtəlif təbəqələr üzrə qruplaşır. Bunlara baş kvant orbitləri və ya energetik səviyyələr deyilir. Kvant mexanikasında atomda elektronun energetik halını müəyyən etmək üçün kvant ədədlərindən istifadə edilir. Buna görə də elektronun energetik halını tam xarakterizə etmək üçün dörd kvant ədədindən istifadə olunur.

Baş kvant ədədi. n ilə işarə edilən baş kvant ədədi elektronun nüvədən ən çox ehtimal olunan məsafəsini və enerjisini xarakterizə edir. Baş kvant ədədi birdən sonsuzluğa qədər istənilən tam qiymətlər ala bilir,

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, ...$$

Baş kvant ədədinin qiyməti dövrlərin nömrəsini də göstərir. Məsələn, n=4 o deməkdir ki, atomda elektronlar dörd energetik səviyyədə paylanmışdır və element IV dövrə mənsubdur. Elementlərin dövri sistemi yeddi dövrdən ibarətdir. Odur ki, n-in maksimum qiyməti yeddiyə bərabərdir.

Orbital kvant ədədi.

Eyni energetik səviyyə bir neçə əlavə səviyyələrdən ibarətdir. Belə energetik səviyyə daxilində elektronların əlavə səviyyələr üzrə paylanmasını xarakterizə etmək üçün orbital kvant ədədindən istifadə edilir və L ilə işarə olunur. L-in qiyməti sıfırdan başlayaraq baş kvant ədədinin qiymətindən bir vahid kiçik tam ədədlər ola bilər.

$$l = 0, 1, 2, 3,..., n-1$$

Məsələn, n=1 olduqda, L=0; n=2 olduqda L=0,1 olur. Əlavə səviyyələri s, p, d, f hərfləri ilə göstərirlər. Bu işarələr atomun spektr seriyalarının latın dilində adından götürülmüşdür: ssharp (kəskin), p-principial (əsas), d-diffuse (diffuziya) və f-fundamental (fundamental). s hər enerjetik səviyyənin birinci əlavə səviyyəsini, p-ikinci, d-üçüncü və f isə dördüncü əlavə səviyyəsidir.

Əlavə səviyyələrdə elektronların maksimum sayı x=2(2l+1) düsturu ilə təyin edilir.

Maqnit kvant ədədi

Kvant-mexaniki hesablamalara görə s-orbitalları kürə və p- orbitalları qantel formasına uyğun gəlir. d- və f- orbitalları daha mürəkkəb formalara malik olur. Maqnit kvant ədədi s, p, d, f əlavə səviyyələrin də öz növbəsində daha əlavə səviyyələrə ayrılmasını ifadə edir. Bu səviyyələrdə olan əlavə səviyyələrin sayı uyğun olaraq 1, 3, 5, 7-dir. Kvant mexanikasına görə enerjinin üçüncü dərəcəli əlavə səviyyəsi orbital adlanır (enerjinin I dərəcəli səviyyəsi baş kvant ədədinə, II dərəcəli səviyyəsi isə s, p, d, f əlavə səviyyələrinə müvafiqdir). Orbital qrafiki olaraq xanalarla, yaxud xətlərlə göstərilir.

Spin kvant ədədi

Atomda bütün kvant ədədlərinin qiyməti eyni olan iki elektron ola bilməz.

Buradan belə nəticə çıxır ki, bütün kvant ədədlərinin eyni qiyməti ilə atomda yalnız bir elektron xarakterizə oluna bilər. Atomda ikinci elektron heç olmazsa kvant ədədlərindən birinin qiymətinə görə bir-birindən fərqlənməlidir. Məsələn, atomda iki elektron olduqda, onlardan I elektron üçün n=1, l=0, m=0, $m_s = +\frac{1}{2}$ II elektron üçün isə n=1, l=0, m=0, $m_s = -\frac{1}{2}$ olmalıdır. Deməli, hər hansı orbitalda yerləşən iki elektron əks-spinli olmaqla bir-birindən fərqlənirlər.

Pauli prinsipinə görə hər bir energetik səviyyədə yerləşən elektronların maksimum sayı (x) aşağıdakı düsturla hesablanır.

$$x = 2n^2$$

$x = 2n^2$ düsturunda n=1 olduqda (I energetik səviyyədə) 2, n=2 olduqda 8, n=3 olduqda 18, n=4 olduqda isə energetik səviyyədə 32 elektron olur. Ümumiyyətlə energetik səviyyədə 32-dən çox elektron olmur.

10.Atomların elektron formulu

Atomda elektronların energetik və əlavə səviyyələr üzrə paylanmasına atomun elektron konfiqurasiyası deyilir. Atomların elektron konfiqurasiyası, adətən elektron formulları şəklində göstərilir. Bu məqsədlə, elementin sıra nömrəsi (elektronların sayı) və atomda olan energetik səviyyələrin sayı (n-in qiyməti) məlum olmalıdır.

Məlumdur ki, n-in qiyməti həm də elementin hansı dövrə mənsub olduğunu göstərir. Məsələn, sıra nömrəsi 19 olan kalium IV dövr elementi olduğundan onun elektronları dörd energetik səviyyədə paylanır. Hər energetik səviyyənin əlavə səviyyələrdən ibarət olduğunu nəzərə alsaq, xlorun elektron formulu belə yazılar:

$$\begin{array}{lllll} Z = 17 & 7 & 1s^2 & 2s^2 2p^6 & 3s^2 3p^5 \\ Cl & 8 & n = 3 & 2 & \end{array}$$

Göründüyü kimi, əvvəlcə energetik səviyyənin nömrəsi göstərilir. Sonra əlavə səviyyələr yazılır və elektronların sayı üst şəklində göstərilir.

Elektronların ümumi sayını hesablamaq üçün üstlər toplanır. Məlumdur ki, elementlərin sıra nömrəsi artdıqca, atomda elektronların sayı da artır.

11. Mendeleyevə qədərki alimlərin dövri qanun haqqında işləri. Mendeleyev dövri qanunun yaradıcısı kimi

Mendeleyevə qədər kimyaçı alimlər elementlərin xassələri ilə onların atom kütlələri arasında müəyyən dövrlüyün olduğunu müşahidə etmişdilər. Lakin tam sistemli və elmi əsaslandırılmış cədvəl yaradıla bilməmişdi.

1. Triadlar Qanunu

- Elementləri oxşar kimyəvi xassələrinə görə üçlü qruplara (triadlar) ayırdı.
- Triadda orta elementin atom kütləsi digər iki elementin orta kütləsinə yaxın idi.
- Bu, dövrlüyün ilk sadə forması idi.

2. Oktavlar Qanunu

- Elementləri artan atom kütləsinə görə düzdü.
- Hər səkkizinci elementin xassəsinin təkrarlanmasını müşahidə etdi (“kimyəvi oktavlar”).
- Lakin ağır elementlərdə bu qayda pozuldu, buna görə tənqid olundu.

3. Sıxlıqlar və atom həcmindən istifadə

- Elementləri atom həcminə görə tərtib edərək periodiklik alındığını göstərdi.
- Mendeleyev ilə paralel çalışsa da, cədvəli tam və ardıcıl deyildi.

Bu alimlər dövri qanunun ilkin təməllərini qoysa da, **dövrlük prinsipi ümumi, tam və elmi bir sistemə çevrilməmişdi**.

Mendeleyev dövri qanunun yaradıcısı kimi

Dmitri İvanoviç Mendeleyev 1869-cu ildə **Dövri Qanun və Dövri Cədvəli** yaratdı. Onun işinin əsas elmi üstünlükləri:

1. Atom kütləsi əsasında tam sistemli cədvəl

Mendeleyev elementləri artan atom kütləsinə görə düzərək xassələrin müəyyən ardıcıllıqla təkrarlandığını fərq etdi.

2. Boş hüceyrələrin saxlanılması

O, hələ kəşf olunmamış elementlər üçün cədvəldə **qəsdən boş yerlər** saxladı. Bu, dövri qanunun doğruluğunu göstərən ən böyük sübutlardan oldu.

3. Yeni elementlərin proqnozu

Mendeleyev boş qalan yerlərdəki elementlərin:

- atom kütləsini,
- sıxlığını,
- oksid əmələ gətirmə dərəcəsini,
- xassələrini dəqiq şəkildə qabaqcadan təyin etdi.

Sonradan **skandium, qalium, germanium** bu proqnozlara uyğun tapıldı.

4. Dövri Qanunun formul edilməsi

Mendeleyev dövri qanunu belə ifadə etdi:
“Elementlərin xassələri onların atom kütlələrinin dövrü funksiyasıdır.”

5. Cədvəlin elmi tamlığı

- Oxşar xassəli elementlər eyni qruplarda toplanmışdı.
- Dövrlər atom quruluşunun təbii ardıcıllığını əks etdirirdi.
- Sistem həm fiziki, həm də kimyəvi xassələri izah edirdi

Nəticə

Mendeleyevdən əvvəl çoxlu cəhdlər olsa da, **dövri qanunun tam elmi əsasını, ardıcıl strukturunu və proqnozvermə gücünü məhz Mendeleyev yaratdı**. Buna görə o, haqlı olaraq **Dövri Qanunun yaradıcısı** hesab olunur.

12-ci sual yoxdu

13. Dövri sistem, onun quruluşu (dövlər və qruplar)

Qruplar - Dövri cədvəldə 18 şaquli sütun var. Hər sütuna bir qrup deyilir. Bir qrupdakı bütün elementlər eyni sayda xarici elektrona sahib olduqları üçün oxşar kimyəvi və fiziki xüsusiyyətlərə malikdirlər.

Dövrlər - Dövri cədvəldə elementlər bir düzülmüşdür. Eyni dövrün elementləri eyni sayda elektron qabığına malikdir

14.Elementlərin xassələrinin dövrlər və qruplar üzrə dəyişməsi

Dövri sistemdə 10 üfiqi cərgədən ibarət 7 dövr vardır. Birinci dövrdən başqa qalan dövrlərin hamısı qələvi metalla başlayıb, təsirsiz qazla qurtarır. I, II və III dövrlər kiçik, qalan dövrlər isə böyük dövrlər adlanır. Kiçik dövrlər bir sıradan (cərgədən), böyük dövrlər isə cüt və tək olmaqla iki sıradan (cərgədən) atəşkil olunmuşdur. V1 və VII dövrlərdə iki əlavə sıra ayıraraq cədvəlin aşağı hissəsində yerləşdirmişdir. Bu sıraların hər birində 14 element vardır və özləri də lantanoidlər (58-71) və aktinoidlər (90-103) adlanırlar.Sıra nömrəsi tək olan dövrlərdə olan elementlərin sayı $x=(n+1)^2/2$, sıra nömrəsi cüt dövrlərdə olan elementlərin sayı isə $x=(n+2)^2/2$ düsturları əsasınd hesablanır. Bu düstürda n-in qiymətini yerinə yazmaqla tapırıq ki, I dövrdə 2, II və III dövrlərdə isə 8, IV və V dövrlərdə 18, VI dövrdə isə 32 element var

15. Atomların xassələrindəki dövrlilik: atom radiusu, ionlaşma enerjisi, elektrona hərislik, elektromənfilik, oksidləşmə dərəcəsi

Elementlərin, eləcə də onların birləşmələrinin forma və xassələri nüvənin yükündən dövri sürətdə asılıdır.

Element atomlarının xassələrindəki dövrilük onların ölçüləri (atom radiusu), ionlaşma enerjisi, elektrona qohumluq, elektromənfilik və oksidləşmə dərəcəsi ilə xarakterizə olunur.

Atomun ölçüsü və atom radiusu – atom nüvəsi ilə valent elektronu arasındakı məsafədir, hansı ki, dövr üzrə soldan sağa azalır, qruplar üzrə isə yuxarıdan aşağı gəldikcə artır.

İonlaşma enerjisi – normal atomdan elektronu qoparmaq üçün sərf olunan enerji olub, Ev/atom və ya kC/mol ilə ifadə olunur.

$$A^0 + J \rightarrow A^+ + e^-$$

Çoxelektronlu atomlarda ionlaşma enerjisi $J_1 < J_2 < J_3$... ardıcıllığı ilə artır. Yəni, ilk elektronun ayrılmasına ən az enerji sərf olunduğu halda, növbəti elektronların qoparılması üçün getdikcə daha artıq enerji sərfi tələb olunur. İonlaşma enerjisi dövrlərdə soldan sağa artır. Qruplarda isə yuxarıdan aşağı azalır. Bu, əlbəttdə atom radiusunun dəyişməsilə izah edilə bilər.

Elektrona hərislik – normal atoma elektron birləşərkən ayrılan enerjinin miqdarı ilə xarakterizə olunur və eV/atom,

$$A^0 + e^- \rightarrow A^- + E$$

Elektrona hərislik dövrlər üzrə soldan sağa artır, qruplar üzrə yuxarıdan aşağı isə azalır.

Elektromənfilik – atomun özünə elektron birləşdirməsi qabiliyyəti olub, ilk dəfə 1932-ci ildə amerika alimi **Polinq** tərəfindən irəli sürülmüşdür. Elektromənfilik (X) ionlaşma enerjisi (J) ilə elektrona qohumluğun (E) cəmilə xarakterizə olunur. $X = J + E$

Elektromənfilik dövrlərdən soldan sağa artır, qruplarda isə yuxarıdan aşağı azalır. Elektromənfilik metallarda 0,7–1,8, qeyri-metallarda 1,8–4,0 intervalında dəyişir. Elektromənfiliyi ən böyük olan element **flüordur**.

Oksidləşmə dərəcəsi – element atomunun şərti yükünü ifadə edir.

16. Kimyəvi rabitə haqqında təlim. Kimyəvi rabitənin tipləri: molekuldaxili və molekullararası.

Kimyəvi rabitə haqqında təlim müasir kimyanın əsas problemlərindən biridir. Bu təlimi bilmədən

a) kimyəvi rabitənin əmələ gəlməsini

b) birləşmənin fiziki-kimyəvi xassələrini

c) birləşmənin quruluşunu

d) reaksiya qabiliyyətini və s. anlamaq qeyri mümkündür.

Kimyəvi rabitə atomların qarşılıqlı təsiri nəticəsində yaranır. Bu zaman əmələ gələn molekulların təbiəti kimyəvi rabitənin növündən asılı olur. Çünki kimyəvi rabitənin əmələ gəlməsi sistemdə qarşılıqlı təsirdə olan atomların potensial enerjisinin azalması hesabına başa gəlir.

Kimyəvi rabitə əmələ gələrkən ayrılan enerji əmələgəlmə enerjisi, bu rabitənin qırılmasına tələb olunan enerji isə parçalanma enerjisi adlanır.

Kimyəvi rabitənin 2 əsas tipi var:

1. Molekuldaxili kimyəvi rabitə 2. **Molekullararası kimyəvi rabitə**

Molekuldaxili kimyəvi rabitə 3 növə bölünür:

1. İon rabitəsi 2. Kovalent rabitə 3. Metal rabitəsi

17. Kovalent rabitənin əmələgəlmə mexanizmi. Kovalent rabitənin xarakterik xassələri.

Kovalent rabitə (kovalent-ümumiləşmiş deməkdir). Kovalent rabitə nəzəriyyəsinin də əsasını ion rabitəsində olduğu kimi davamlı 8-elektronlu təbəqənin yaranması təşkil edir. Lakin burada ion rabitəsindən fərqli olaraq davamlı elektron təbəqəsi yaranarkən elektron Kovalent rabitə başlıca olaraq qeyri-metal atomları arasında yaranır. Bu atomlar eyni yaxud müxtəlif elementlərə məxsus ola bilər. Buna görə kovalent rabitəni 2 tipə ayırırlar:

1.Qeyri-polyar kovalent rabitə (QPKR)

2.Polyar kovalent rabitə

Kovalent rabitə iki mexanizm üzrə əmələ gəlir:

1.**Mübadilə mexanizmi**

2. **Donor-akseptor mexanizmi**

Donor-akseptor mexanizmi ilə əmələ gələn birləşmənin xarakter nümunəsi kimi NH_4^+,

BH_4^-, PH_4^+ ionlarının yaranmasını göstərə bilərik.Rabitə əmələ gətirərkən öz elektron cütünü verən atom (N, :) – **donor**, bu elektron cütünü alan atom (,) – **akseptor** adlanır

18. Hibridləşmə və növləri

hibridləşmə - müxtəlif orbitallardan eyni enerji və formaya malik orbitalların əmələ gəlməsi prosesidir. Alınan orbitallar **hibrid orbitallar** adlanır.

19.Molekullararası kimyəvi rabitə və növləri

HCl molekulunun əmələ gəlməsində H-atomunun s, xlor atomunun bir p-orbitalı iştirak edir. Molekul xətti formadadır. Su molekulu bucaq, NH_3 molekulu piramida, CH_4 molekulu tetraedrik formadadır.

Atom orbitallarının örtülməsi, istiqaməti və simmetriyasından asılı olaraq rabitələr (siqma) , (pi) və (delta) tiplərə bölünür.

- rabitə-orbitalların düz xətt boyunca atom nüvələrini birləşdirilməsi nəticəsində əmələ gəlir: s-s, s-p, p-p, p-d və s.

- **rabitə** orbitalların yandan bir-birini örtməsi nəticəsində əmələ gəlir: p-p, p-d, d-d və s.

□- **rabitə** d-d orbitalların bir-birini özünə məxsus formada örtməsi sayəsində əmələ gəlir.**.**

20.Kristal qəfəsin tipləri: atom, molekul, ion, metal. Maddənin kristal və amorf halı. Polimorf və izomorf maddələr

Maddələr 4 aqreqat halda olur: bərk, maye, qaz və plazma. Bərk maddə kristal və amorf olur. Kristal maddələr müəyyən həndəsi formaya və anizatrop xassələrə (mexaniki, elektrik, optiki) və ərimə , qaynama temperaturuna, amorf maddələr isə bu xassələrə malik deyil və xüsusi özlülüyə qadirdirlər.(Məs., şüşə, rezin, yapışqan, kanifol, plastik kütlələr, mum və sair.).

Kristal qəfəsin (KQ) 4 tipi var:

1) İon KQ 2) Atom KQ 3) Molekul KQ 4) Metal KQ

1. İKQ-in künclərində ionlar olur. Məs., əksər qeyri-üzvi birləşmələr , qələvi, qələvi-torpaq metalların hallogenidləri və s.

2. AKQ-ın künclərində atomlar olur. Məs., B, almaz, Si, Ge, Sn, Pb, AlN, Zn və s. Atomlar arasında kovalent rabitə mövcuddur.

3. MKQ-in künclərində molekullar olur. Məs., J_2, buz, S_8, P_4, təsisiz qazlar, H_2,N_2, HCl, CO_2, naftalin. Molekullar arasında Van-der- Vaals qüvvələri mövcuddur.

4. MKQ-in künclərində növbə ilə metal atomu və ion olur, aralarında sərbəst elektronlar delokallaşmış rabitə yaradır.

Kristallaşma şəraitindən asılı olaraq eyni maddə quruluş və forması müxtəlif olan kristallar əmələ gətirir.Bu hadisə- **polimorfizm** , maddələr-**polimorf maddələr** adlanır: $CaCO_3$, SiO_2 , Al_2O_3, NH_4NO_3 və s.

Müxtəlif maddənin eyni quruluş və formaya malik kristal əmələ gətirməsi hadisəsi- **izomorfizm** , maddələr- **izomorf maddələr** adlanır:

$KAl(SO_4)_2 \cdot 12\ H_2O$ və $KCr(SO_4)_2 \cdot 12\ H_2O$;

$BaSO_4$ və $RaSO_4$; $MgCO_3$ və $ZnCO_3$

21. Kimyəvi reaksiyanın sürəti. Homogen reaksiyaların sürəti. Heterogen reaksiyaların sürəti

Kimyəvi reaksiyaların sürəti **şəraitdən** asılı olaraq müxtəlif olur.Reaksiyaların *sürətindən və mexanizmindən* bəhs edən təlimə **kimyəvi kinetika** deyilir. Kimyəvi kinetika homogen və heterogen sistemlərdə öyrənilir. Homogen reaksiyaların əsas xüsusiyyəti odur ki, reaksiya **sistemin bütün həcmində** gedir. *Qaz+maye*

Heterogen reaksiyalar – yəni qarşılıqlı təsirdə olan maddələr müxtəlif aqreqat halında olduqda – görünə bilən **fazalar sərhəddində** gedir. *Turşu + metal*

Homogen reaksiyaların sürəti vahid zamanda sistemin vahid həcmində reaksiyaya daxil olan və ya reaksiya zamanı alınan maddənin miqdarı ilə ölçülür.

Heterogen reaksiyanın sürəti isə vahid zamanda sistemin bərk fazasının vahid səthində reaksiyaya daxil olan və ya reaksiyadan alınan maddələrin miqdarı ilə təyin edilir.

Bərk cismin səth sahəsini ölçmək həmişə mümkün olmadığından, bəzən heterogen reaksiyanın sürəti bərk fazanın vahid kütləsinə aid edilir.

Homogen reaksiyanın sürətini: $V_{homogen}$, **heterogen reaksiyanın sürətini** $V_{heterogen}$, reaksiya zamanı alınan maddə mollarının sayını n, sistemin həcmi V, zaman t, faza səthinin sahəsi s, dəyişilmə fərqini □ ilə işarə etsək $\square n = n_2 - n_1$; $\square t = t_2 - t_1$ olduqda hər iki reaksiyanın sürətini riyazi olaraq belə ifadə etmək olar;

$$U_{homogen} = \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta t}; \quad U_{heterogen} = \frac{\Delta n}{S \cdot \Delta t}$$

Maddə molları sayının, sistemin vahid həcminə nisbəti onun molyar qatılığını (C) ifadə etdiyindən:

$$\frac{n}{V} = C; \text{ buradan } \frac{\Delta n}{V} = \Delta C \text{ o zaman}$$

$$U_{homogen} = \frac{\Delta C}{\Delta t} \text{ olar.}$$

22.Kimyəvi reaksiyanın sürətinə təsir edən amillər

Reaksiyanın sürətinə aşağıdakı faktorlar təsir edir.

1. Reaksiyaya daxil olan maddələrin təbiəti 2. Qatılıq 3. Temperatur 4. Katalizator 5. Təzyiq (maddə qaz halında olarsa**)**

6. **Xırdalanma dərəcəsi (**maddə bərk haldadırsa**)**
7. **Mühit (**reaksiya məhlulda gedərsə**)**
8. **İşığın intensivliyi (** fotokimyəvi reaksiyalarda**)**
9. **Elektrod potensialı (** elektrokimyəvi reaksiyalarda)
10. **Qarışıqlar və onların qatılığı**

Maddənin təbiəti dedikdə, onların **kimyəvi tərkibi, quruluşu, rabitə növü, reaksiya qabiliyyəti** və s. nəzərdə tutulur.

23. Qatılığın reaksiya sürətinə təsiri. Temperaturun reaksiya sürətinə təsiri. Katalizatorun reaksiya sürətinə təsiri

Kimyəvi reaksiyanın sürəti reaksiyaya daxil olan maddələrin qatılığı ilə düz mütənasibdir.

$$A + B = C + D$$

Qanunu bu tənliyə tətbiq etsək yazırıq:

$\upsilon = k [A] [B]$ və ya $\upsilon = k C_A \cdot C_B$

Burada k-mütənasiblik əmsalı, yaxud **sürət sabitidir**.[A] və[B] isə A və B maddələrinin qatılığıdır. Konkret misallarda yazaq:

$$H_2 + J_2 = 2HJ$$

$\upsilon = k [H_2] [J_2]$; $\upsilon = k C_{H_2} \cdot C_{J_2}$

yaxud:

$$2 NO + Cl_2 = 2 NOCl$$

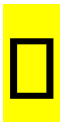
$V = k [NO]^2 [Cl_2]$; $\upsilon = k C^2_{NO} \cdot C_{CL_2}$

Əgər reaksiyaya daxil olan maddələrin qatılığı 1mol/l olarsa, onda $\upsilon = k$ olar, yəni reaksiyanın sürəti sürət sabitinə bərabər olar. Sürət sabiti maddələrin **təbiətindən** və **temperaturdan** asılıdır

Temperatur hər 10^0 C artdıqda reaksiyanın sürəti 2-4 dəfə artır.

Qanunun riyazi ifadəsi belədir;

$$\frac{t_2 - t_1}{10}$$



$$U_{t_2} = U_{t_1} \cdot$$

Burada U_{t_1} və U_{t_2} – reaksiyanın başlanğıc və son temperaturlarına müvafiq

sürətləridir. – **temperatur əmsalıdır**

Katalizator reaksiyanın sürətini dəyişən, sonda heç bir kimyəvi dəyişikliyə uğramayan maddələrə deyilir. Katalizatorlar *müsbət və mənfi* tiplərə bölünür. Müsbət katalizator reaksiyanın sürətini artırır, mənfi katalizator isə reaksiyanın sürətini azaldır. Mənfi katalizatorlara həmçinin **ingibitorlar** da deyilir

24. Homogen və heterogen kataliz

katalizatorların iştirakı ilə reaksiya sürətinin dəyişməsi prosesi isə **kataliz** adlanır.

Katalizin 2 növü var: 1. **Homogen kataliz. 2. Heterogen kataliz.**

Homogen katalizdə reaksiyaya girən maddələr və katalizator *eyni fazalı sistem əmələ gətirir,* başqa sözlə desək, eyni aqreqat halında olur.

Məs:

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{NO} 2SO_3$$

Heterogen katalizdə reaksiyaya girən maddələrlə katalizator *eynifazalı sistem əmələ gətirmir.* Adətən maddələr qaz, yaxud maye halda olarsa, katalizator bərk halda olur.

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

Katalizatorun təsir mexanizmi belədir.

$$A + B \xrightarrow{K} AB$$

$$A + K \rightarrow AK$$

$$AK + B \rightarrow AB + K$$

Bəzi maddələr katalizatorun aktivliyini azaldır. Məs., O_2 və birləşmələri, Hg, As, Pb və s. Bu maddələrə **katalitik zəhər** deyilir. Bəzi maddələr katalizatorun aktivliyini artırır. Məs., SO_3-ün sintezində V_2O_5-ə qatılan Li, Na, K-sulfatlar; NH_3 –ün sintezində Fe-ə əlavə edilən $KAlO_2$ və s. belə maddələrə aktivatorlar və ya promotorlar deyilir.

25. Kimyəvi tarazlıq. Le - Şatelye prinsipi

Kimyəvi reaksiyalar **dönən və dönməyən** olmaqla iki qrupa bölünür. Yalnız bir istiqamətdə gedən reaksiyalara dönməyən və ya axıra qədər gedən reaksiyalar deyilir.

Dönməyən reaksiyalar zamanı qaz halında , çöküntü halında və az dissosiasiya edən maddə alınmalıdır.

$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2\uparrow$

Kimyəvi reaksiyaların əksəriyyəti dönəndir, bu zaman reaksiyanın son məhsulu parçalanaraq ilkin maddələri əmələ gətirir.

$H_2 + J_2 = 2HJ$ $H_2 + J_2 \rightleftharpoons 2HJ$

$2HJ = H_2 + J_2$

Dönən prosesdə düzünə və tərsinə gedən reaksiyaların sürətlərinin bərabərləşdiyi hala ***kimyəvi tarazlıq*** deyilir. Kütlələrin təsiri qanununa əsasən hər iki reaksiyanın sürəti belə ifadə olunur.

$$V_1 = K_1 [H_2] [J_2] \qquad V_2 = K_2 [HJ]^2$$

Tarazlıq halında $V_1=V_2$ olduğundan yaza bilərik:

$$K_1 [H_2] [J_2] = K_2 [HJ]^2$$

$$\frac{[HJ]^2}{[H_2]\cdot[J_2]} = \frac{K_1}{K_2} = K$$

K- müəyyən temperaturda sabit olan iki kəmiyyətin nisbətini əvəz edir və ***tarazlıq sabiti*** adlanır. Xarici şərait dəyişdikdə sistemin tarazlıq halı pozulur. Xarici şərait dedikdə, temperatur, təzyiq və qatılıq nəzərdə tutulur.

Bunlardan biri dəyişdikdə tarazlıq pozulur və reaksiyada iştirak edən maddələrin qatılığı yeni tarazlıq halı yaranana qədər dəyişir.

Sistemin bir tarazlıq halından başqasına keçməsinə <u>tarazlıq yerdəyişməsi</u> deyilir.

Sistem tarazlıqda olduqda, xarici şəraiti müəyyən edən kəmiyyətlərdən birini dəyişdikdə, sistemin tarazlığı həmin şəraitin təsir effektinin azalması istiqamətində öz yerini dəyişir.

$3 H_2 + N_2 \rightleftharpoons NH_3$

N_2 və H_2 qatılığını yaxud təzyiqini artırsaq tarazlıq NH_3-ün alınması istiqamətinə yönələcəkdir.

Əgər tarazlıq sabiti məhlulda maddənin ionlaşmasını xarakterizə edirsə, bu halda o, **ionlaşma** , yaxud **dissosiasiya sabiti** adlanar.

$CH_3COOH \rightleftarrows CH_3COO^- + H^+$

$$K = \frac{[H^+][CH_3COO]}{[CH_3COOH]}$$

26. Su, onun fiziki və kimyəvi xassələri. Ağır su

Su məhlulların ən geniş yayılmış növüdür. 0 ^{0} c-də donur. $H_2O\ Mr = 18 k.o.v$ *Ağır su.*

$D_2O\ Mr = 20$. Deyteriumun izotopudur. Canlılar onda yaşaya bilmir. Qaynama temp.=101,4. Donma 3,8^{0}S. duzlar onda pis həll olunur.

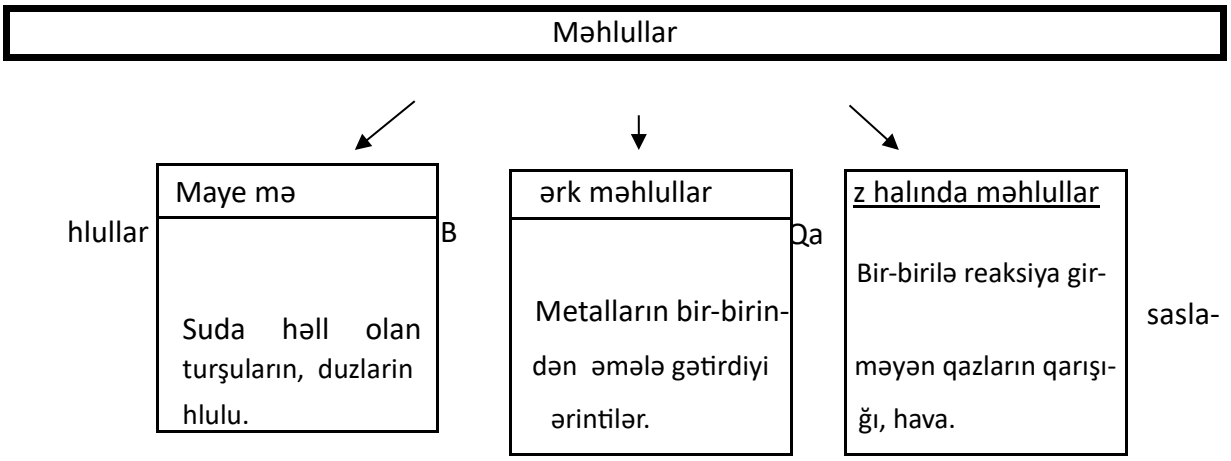
Su məhlulların ən vacib növlərindən biridir. Məhlulların bütün növləri dispers sistemlər adlanır. Bir maddənin kiçik hissəciklər şəklində digər maddədə yayılmasından (paylanmasından) alınan sistemə dispers sistem deyilir. Paylanan maddə dispers faza, digəri isə dispers mühit adlanır. Aşağıdakı növləri var:

I	II	III
B+B	M+B	Q+M
B+M	M+M	Q+M
B+Q	M+Q	Q+Q

27.Məhlulların növləri və xassələri: Bərk qaz və maye maddələrin suda həll olması.

Mühiti maye olan (ÍÍ) dispers sistemlər paylanmış hissəciklərin ölçüsünə görə üç qrupa ayrılır

1. Asılqanlar – hissəsinin ölçüsü 100 nm(1nm=10^{-9} m=10^{-7}sm=1mmk)dən böyük olur. Bunlar da iki cür olur. Suspenziya paylanmış hiss-i bərk ola(bulanıq su, qum + su, gil + su) emulsiya paylanmış hiss-i maye olan (süd, yağ+su, benzol+su) məhlullardır.
2. Kolloid məhlullar –paylanmış hiss-in ölçüsü 1-100nm olan məhlullardır (yapışqanı, qaynar su+ nişasta, yumurta ağı+ su, jelatin+su).Bunlara zollar da deyilir.
3. Həqiqi məhlullar –paylanmış hiss-in ölçüsü 1nm< olan dispers sistemlərdir. Bunlar homogen sistemlərdir. Həll olan maddə və həlledicidən ibarət olan bircinsli sistemə həqiqi məhlul deyilir. Aqreqat halına görə məhlullar aşağıdakı kimi təsnif olunur:



Maddələrin suda həll olması onun təbiətindən asılıdır. Qeyri-polyar və az polyar həlledicilərdə molekullar q/p və az polyar olanlar yaxşı, polyarlığı çox olan, ion quruluşda olanlar pis (və ya həll olmur) həll olurlar. Əksinə polyarlığı çox olan (su, spirt) həlledicilərdə polyar və ion tipli maddələr yaxşı həll olurlar.

Müəyyən temperaturda 1000ml həlledicidə maksimum həll olmuş maddənin qramlarla miqdarına həllolma əmsalı deyilir.(K_h)

$$K_h = \frac{m}{V} \cdot 1000 \quad ; \quad K_h = \frac{m}{V_{su}} \cdot 1000$$

m-həll olan maddə(q)

V-həlledicinin həcmi

Əksər duzların həllolması t artdıqca artır. Mayelər də bərk maddələr kimidir. Qazların həll olması temperaturla tərs təzyiqlə düz mütənasibdir.

1000ml suda(1 ℓ) 10 q-dan çox həll olanlar yaxşı, 10-0.01 q həll olanlara az həll olan (A) , 0.01 q-da az həll maddələrə isə praktiki həll olmayan (O) maddələr deyilir.

28. Məhlullar haqqında nəzəriyyələr

Hazırda məhlullar haqqında nəzəriyyə genişdir. Maddələrin suda həll olması həm fiziki həm də kimyəvi proses kimi qəbul olunur. Bərk maddələr suda həll olan zaman kristal qəfəs dağılır. Əmələ gələn ionlar su ilə hidratlar əmələ gətirir. Əgər k.q-in dağılmasına sərf olunan enerji əmələ gələn ionun hidratlaşması zamanı ayrılan enerjidən azdırsa həllolma istiliyin ayrılması (su + H_2SO_4), əksinə çoxdursa (KCl + H_2O) istiliyin udulması baş verir.

Maddənin bir molunun həllolması zamanı ayrılan və sərf olunan istilik miqdarına həllolma istiliyi deyilir.

$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$ burada ΔH - həllolma istilik effekti, ΔH_1- kristal qəfəsin dağılmasına sərf olan istilik (endotermik), ΔH_2- ionların hidratlaşması zamanı ayrılan (ekzotermik) istilikdir.

Həqiqi məhlullar həll olma qabiliyyətinə görə 3 cürdür.

1. Doymamış məhlul – verilmiş temperaturda həll olan maddənin əlavə miqdarının həll ola bildiyi məhluldur.
2. Doymuş məhlul – verilmiş temperaturda həll olan maddənin artıq miqdarının həll ola bilmədiyi məhluldur.
3. İfrat doymuş məhlul – belə məh-da həll olan maddə doymuş məhluldan çoxdur. Bu halda temu artırırlar, soyutduqda isə çökür (artıq həll olan). Bu da kristallaşma adlanır.

29. Məhlulların qatılığı

Məhlulların qatılığı – Məhlulun müəyyən həcmində (və ya kütləsində) həll olmuş maddənin kütləsi və ya miqdarı onun qatılığı adlanır. Aşağıdakı formaları vardır:

1. Həll olmuş maddənin kütlə payı və ya faizlə qatılığı – Həll olmuş maddənin kütləsinin məhlulun kütləsinə olan nisbətinə deyilir (100 q-a görə hesabl.)

$\omega = \frac{m^{h.m}}{m_{mehlul}}$; $\omega\% = \frac{m^{m}}{m_{mehlul}} \cdot 100\%$ və ya

$\omega = \frac{m^{h.m}}{m_{mehlul}} \cdot 100\%$; $\omega\% = \frac{m^{h.m}}{m_{mehlul}} \cdot 100\%$

$\omega = \frac{m_{h.m}}{m_{h.m} + m_{su}}$ $\frac{m_{h.m}}{m_{h.m} + m_{su}}$

Sıxlıq verilərsə $\omega = \frac{m}{\rho \cdot V_{mehlul}}$

2. *Molyar qatılıq* – Həll olmuş maddənin miqdarının məhlulun həcminə olan nisbətinə deyilir

$C_M = \frac{y^{h.m}}{V_{mehlul}}$; $Y = \frac{m}{M}$ olduğundan $C_M = \frac{m}{M \cdot V_{mehlul}}$

$C_M =$

V_{mehlul} V $M \cdot V$

3. *Normal qatılıq* – məhlulun 1*l*-də həll olan maddənin ekvivalentlərinin sayı ilə müəyyən edilir

$C_n = \frac{m}{E \cdot V}$; *ml* verilərsə $C_n = \frac{m \cdot 1000}{E \cdot V}$

4. *Titrli qatılıq* –məhlulun 1*ml*-də həll olan maddənin qramlarla miqdarına deyilir.

$$T = \frac{\overline{C^n} \cdot E}{1000}$$

30. Osmos təzyiqi. Raulun I və II qanunu

Həlledici ilə olan maddə hiss-in əks istiqaməti nəticəsində 1-1-də bərabər paylanmasına diffuziya deyilir. Həlledici ilə həll olan maddə arasında yarımkeçici pərdə qoyularsa bu zaman bir tərəfli diffuziya baş verər. Belə ki, yarımkeçici pərdədən həlledici keçər həll olan maddə isə keçməz. Bu hadisə *osmos hadisəsi* adlanır. Bu zaman yaranan təzyiqə osmos təzyiqi deyilir. Qazın təzyiqi ilə osmos təzyiqi arasındakı oxşarlıq `Vant – Hoff` qanunu ilə ifadə olunur – *Eyni temperaturda həll olmuş maddə qaz halına keçirilərsə, onun həcmi məhlulun həcminə çatdıqda qazın təzyiqi qiymətcə məhlulun osmos təzyiqinə bərabər olur.*

$$P_{osm} = \frac{n}{V}RT \text{ və ya } P_{osm} = CRT$$

Məhluln buxar təzyiqi. Raulun `I` qanunu. Qapalı qabda maye buxarlanarkən onun yenidən mayeyə çevrilməsi baş verir. Bu zaman maye üzərindəki buxara doymuş buxar deyilir. *Həlledicinin məhlul üzərindəki buxar təzyiqinin nisbi azalması həll olan maddənin mol sayının məhlulda olan molların ümumi sayına olan nisbətinə bərabərdir.*

$\frac{\Delta p}{p} = \frac{n}{N+n}$ çox duru məhlulda $n+N \cdot N$ onda $\frac{\Delta p}{p} = \frac{n}{p_0}$

$\Delta p = p_0 \frac{n}{N}$ burada *n* – həll olan maddənin mol sayı, *N* – həlledicinin mol sayı, p_0 –saf həlledicinin buxar təzyiqi, Δp - buxar təzyiqinin azalmasını göstərir.

Məhlulun donma və qaynama temperaturu. Raulun II qanunu. Həlledici ilə məhlulun donma və qaynama tem-u müxtəlifdir. *Donma temperaturunun azalması, qaynama temperaturunun artması məhlulun molyar qatılığı ilə düz mütənasibdir.*

$\Delta t_{don} = KC$ $\Delta t_{qay} = EC$ *E* – ebuloskopik *K* – krioskopik sabitlərdir

C – molyar qatılıqdır.

31. Elektrolitik dissosiasiya nəzəriyyəsi. Qüvvətli və zəif elektrolitlər

Həlledicinin təsiri nəticəsində elektrolitlərin ionlara ayrılmasına elekt. dis. deyilir. Aşağıdakı müddəaları vardır

1) Elektrolitlər suda həll olduqda - yüklü ionlara ayrılırlar. Məhluldan elektrik cərrəyanı keçdikdə + ionlar katoda, - ionlar anoda doğru hərəkət edir.

2) Diss. nəticəsində + yüklərin cəmi – yüklərin cəminə bərabər olur.

3) Zəif elektrolitlərin diss-sı dönən prosesdir.

4) İonlar xassəcə atom və molekullardan fərqlənir.

-görə elektrolitlər 3 qrupa bölünür:

1. Qüvvətli elektrolitlər 30% (və ya 0.3) qələvilər, turşular (HCl, HNO_3, H_2SO_4) suda həll olan duzlar bu cürdür.
2. Orta qüvv. Elektr-lər $= 3-30\%$ ($= 0.03-3$) $Mg(OH)_2$, H_3PO_4 və s. bu cürdür.

Zəif elektrolitlər 3% (0.03) zəif əsaslar NH_4OH,$Fe(OH)_2$ zəif tur-lar HCOOH, CH_3COOH, $CaCO_3$, AgCl və s. Diss. dərəcəsinə təsir edən amillər aşağıdakılardılar

1. *Elektrolitin təbiəti*- zəif və orta qüvv. elekt. məh-da qismən, qüvvətli elekt. isə tam diss. edilit.
2. *Həlledicinin təbiəti*-suyun dielektrik sabiti(müəyyən mühitdə yerləşən iki elektron yükü arasındakıqarşılıqlı təsir qüvvəsinin vakuuma nisbətən meçə dəfə kiçik olduğunu göstərən kəmiyyət) böyük olduğundan ionlaşma qabiliyyəti ilə böyükdür.
3. *Məhlulun qatılığı* –məhlul durulaş-dıqca

   ionların görüşmə ehtimalı azalır diss-a azalır və nəticədə azalır.

4. *Temperaturun təsiri*- Bu halda hid-ratlaşma azalır toqquşmaların sayı çoxalır, suyun ionlara ayrılması artır. □ artır.

32.Dissosiasiya dərəcəsi və dissosiasiya sabiti

Dissosiasiya sabiti-İonların qatılıqları hasilinin ionlara ayrılmamış molekulların qatılığına olan nisbətinə bərabərdir.Məsələn: $H_2SO_4 \square 2H^+ + SO_4^{-2}$

$$K_\square = \frac{\square H_+ \square_2 \square \square SO_{4^{-2}} \square}{\square H_2SO_4 \square}$$

Dissosiasiya prosesi- diss. dərəcəsi ($\square_d$) və diss. sabiti (K_d) ilə xarakterizə olunur. *Dissosiasiya dərəcəsi* ($\square_d$) – diss. etmiş molekulların sayının məhluldakı həll olmuş ümumi molekulların ümumi sayına olan nisbətinə deyilir.

$$\square = \frac{n}{N} \quad ; \square = \frac{n}{N} \square 100\%$$

33.Suyun ion hasili. Hidrogen göstəricisi. Bufer məhlullar

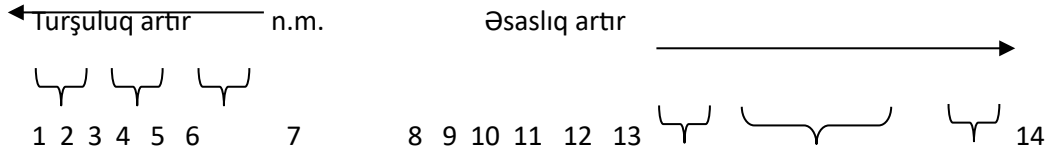
Su zəif elektrolitdir.($\square\square 30\%$) az da olsa diss. edir. $H_2O \square H^+ + OH^-$ tarazlıq halında kütlələrin təsiri qanunu tətbiq etsək:

$K = \frac{\square H_+ \square \square \square OH^- \square}{}$ və ya $K \square H_2O = \square H \square^+ + \square OH \square^-$ burada K-suyun diss. sabitidir.20^0S-də $\square H_2O \square$

$K = 1.8 \square 10_{-16}$. 1l-də olan molların sayı $\square H_2O \square = \frac{1000}{18} = 55.56 mol/\ell$

$\square H^+ \square \square \square OH^- \square = K \square \square H_2O \square = 1.8 \square 10^{-16} \square 55.56 = 10^{-14}$Onluq loqarifma ilə əks qiymətini

götürsək tam rəqəmlər (1-14) alarıq pH= $-\ell^g \square H^+ \square$ buna hidrogen göstəricisi deyilir.



q.t.v. v.T.m. z.T.m. z.ə.m. q.ə.m. q.z.m.

pH=7 neytral mühit, pH> 7 əsası, pH<7 turş mühit olur.Hidrogen göstəricisinin həyatı proseslərdə rolu böyükdür.

Bufer qarışıqlar elə məhlullara deyilir ki, onları durulaşdırdıqda və ya qatılaşdırdıqda eləcə də üzərinə turşu və ya qələvi əlavə etdikdə pH-ı dəyişməsin. Bufer məhlul adətən zəif əsasla onun qüvvətli turşu ilə əmələ gətirdiyi duzun qarışığı məsələn: ammonium bufer məhlulu ($NH_4Cl + NH_4OH$) və ya zəif turşu ilə onun qüvvətli əsasla əmələ gətirdiyi duzun qarışığı (məsələn asetat buferi məhlulu ($CH_3COOH + CH_3COONa$).

34. Duzların hidrolizi. Hidroliz dərəcəsi

Duzların hidrolizi: Həll olan maddə həlledici arasında baş verən mübadilə xarakterli reaksiyalar ümumi şəkildə solvoliz, həlledici su olduqda isə hidroliz adlanır. Duzun su ilə qarşılıqlı təsiri nəticəsində zəif elektrolitin alınması ilə gedən mübadilə reaksiyasına duzun hidrolizi deyilir. Mühüm 4 növü aşağıdakılardır:

1. Qüvvətli əsas və zəif turşudan əmələ gəlmiş duzların hidroliz nəticəsində mühit əsas xassə olur(pH>7). Lakmus göyərir.KCN,KNO_2, K_2CO_3, K_2S, K_3PO_4, K_2SO_3, KOOCH, KOOC-CH_3 Na-un həmin turşularla duzları Ca,Ba həll olan (həmin turşularla həll olan) duzları. Turşu çox əsaslı olduqda hidroliz mərhələli gedir. Əsas I mərhələ güclü gedir.

$$Na_2S + H_2O \rightleftarrows NaOH + S$$

Məsələn $2Na^+ + S^{2-} + H_2O \rightleftarrows Na^+ + HS^- + Na^+ + OH^-$ tam ion tənliyi

$$S^{2-} + H_2O \rightleftarrows HS^- + OH^-$$ qısa ion tənliyi

$$NaHS + H_2O \rightleftarrows NaOH + H_2S$$

II mərhələ $Na^+ + HS^- + H_2O \rightleftarrows Na^+ + OH^- + H_2S$ tam ion tənliyi

$$HS^- + H_2O \rightleftarrows OH^- + H_2S$$ qısa ion tənliyi

2. Qüvvətli turşu və zəif əsasdan əmələ gəlmiş duzların hidrolizi nəticəsində mühit turş olur. (pH<7). Lakmus qızarır.$AlCl_3$, $Al(NO_3)_3$, $Al_2(SO_4)_3$, NH_4Cl, NH_4NO_3, NH_4Br, $(NH_4)_2SO_4$, Fe, Cu, Cr, Jn, Mg, Pb metallarının HCl, HNO_3, HJ, HBr, H_2SO_4 turşuları ilə əmələ gətirdiyi həll olan duzları. Belə duzların hidrolizi mərhələli gedir.

I $2CuSO_4+2H_2O \rightarrow (CuOH)_2SO_4+H_2SO_4$

II $(CuOH)_2SO_4+2H_2O \rightarrow 2Cu(OH)_2+H_2SO_4$

3. Zəif əsas və zəif turşudan əmələ gəlmiş duzlar (Al_2S_3, Cr_2S_3, CH_3COONH_4, $(NH_4)CO_3$, $(NH_4)_2SO_3$ və s.)asan hidrolizə uğrayır mühit ya zəif əsası (pH=8-9) ya da zəif turş (pH=5-6) olur.

$(NH_4)_2CO_3+H_2O \rightarrow NH_4OH+NH_4HCO_3$

$$2NH_4^+ + CO_3^{2-} + H_2O \rightarrow NH_4OH + NH_4^+ + HCO_3^- \ t.i.t.$$
$$NH_4^+ + CO_3^{2-} + H_2O \rightarrow NH_4OH + HCO_3^- q.i.t.$$

4. Qüvvətli əsas və qüvvətdi turşudan əmələ gəlmiş duzlar (NaCl, $NaNO_3$, NaJ,Na_2SO_4, KCl, KNO_3, $CaCl_2$, $Ca(NO_3)_2$, BaO_2) hidrolizə uğramır, mühit neytral olur.(pH=7)lakmus rəngini dəyişmir. *Hidroliz dərəcəsi* (α_n)-Duzların hidrolizini miqdarla xarakterizə etmək üçün hidroliz dərəcəsi anlayışından (α_n) istifadə edilir.

Hidroliz dərəcəsi hidrolizə uğramış molekulların sayının (n_n), məhlulda həll edilmiş bütün molekulların sayına (N) olan nisbətinə bərabərdir:

$$\alpha_n = \frac{n}{N}; \quad \alpha_n = \frac{n}{N} \cdot 100\% =$$

α –ya təsir edən amillər aş-dır:

1. *Duzun təbiəti*-Zəif əsas və zəif turşudan əmələ gəlmiş duzlar yaxşı hidroliz olunur.
2. *Temperatur*.Temperatur artması suyun diss.artırdığından α – artır.
3. *Qatılıq.* Hidroliz dərəcəsi qatılıqda tərs mütənasibdir.

35. Hidroliz sabiti. Onların qatılıq və temperaturdan asılılığı

Duzların hidrolizini tam xarakterizə etmək üçün hidroliz sabitindən (K_h) istifadə edilir.

$AB + HOH \rightarrow AOH + HB$ reaksiyası üçün $K_h = \frac{C_{AOH} \cdot C_{HB}}{C_{AB}}$

K_h-məhlulda hidrolizə uğramış duzun tarazlıq halını xarakterizə edir. K_h ilə α_n arasında aşkı asılılıq var:

$K_h = C \cdot \alpha_n^2$; $\alpha_n = \sqrt{\frac{K_n}{C}}$ olur.

Hidroliz sabiti hidroliz dərəcəsi ilə düz mütənasibdir. Qatılıqdan isə asılı deyildir.

