20 ballıq suallar:

5.Kimyanın stexiometrik qanunları

1. Kütlənin saxlanması 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 maddələ¬rin 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.

$$V_{H_2} = \frac{2{,}016 \text{ q}}{0{,}09 \text{ q/l}} = 22{,}4\ell$$

$$V_{O_2} = \frac{32 \text{ q}}{1{,}43 \text{ q/l}} = 22{,}4\ell$$

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

2. Qaz halında olan maddənin molekul kütləsi onun hidrogenə görə sıxlığının (D_{H_2}) iki mislinə, oksigenə görə sıxlığının (D_{O_2}) 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.

$$N_A = \frac{F}{e} = \frac{96493}{1{,}602 \cdot 10^{-19}} = 6{,}02 \cdot 10^{23} \frac{1}{mol}$$

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 bir-birinə 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	Dalton

	Mahiyyəti	Alim
	birləşir	

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:

$$Z=17 \quad \begin{matrix} 7 \\ Cl\ 8 \\ 2 \end{matrix} \quad 1s^2\ 2s^22p^6\ 3s^23p^5$$
$$n=3$$

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.

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 $J_1 < J_2 < J_3 \ldots$ 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.

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 $ZnCO_3$

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 tarazlıq yerdəyişməsi 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.

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

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

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.*

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

Məhlulun 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.

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

$\Delta p = p_0 \frac{n}{N}$ 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.

35. Hidroliz sabiti. Onların qatılıq və temperaturdan asılılığı

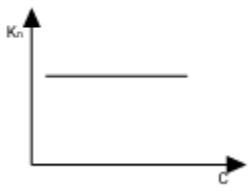
Duzların hidrolizini tam xarakterizə etmək üçün hidroliz sabitindən (K_h) istifadə edilir.

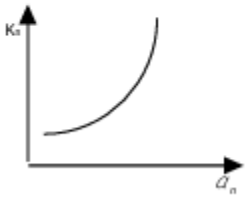
$AB + HOH \leftrightarrow AOH + HB$ reaksiyası üçün $K_h = \frac{C_{AOH} \cdot C_{HB}}{C_{AB}}$

K_h-məhlulda hidrolizə uğramış duzun tarazlıq halını xarakterizə edir. K_h ilə α_h arasında aş-kı asılılıq var:

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

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





40. Elektroliz prosesini misallar üzərində izah edin.

Misal 1: Ərimiş natrium xloridin elektrolizi (NaCl)

Ərimiş NaCl elektrolit kimi istifadə olunur.

Katodda: $Na^+ + e^- \rightarrow Na$ (natrium metali alınır)

Anodda: $2Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2$ (xlor qazı ayrılır)

Bu prosesdə elektrik enerjisi hesabına NaCl parçalanır və sadə maddələr əmələ gəlir.

Misal 2: Suda həll olunmuş mis(II) sulfatın elektrolizi ($CuSO_4$)

Katodda: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ (katod üzərində mis çökür)

Anodda (inert anod olduqda): $2H_2O - 4e^- \rightarrow O_2 + 4H^+$

Bu üsul metalların təmizlənməsində və üzərinin metal qatla örtülməsində geniş istifadə olunur.

Misal 3: Suyun elektrolizi

Saf su zəif elektrolit olduğuna görə bir az turşu və ya qələvi əlavə edilir.

Katodda: $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$

Anodda: $4OH^- - 4e^- \rightarrow O_2 + 2H_2O$

Nəticədə hidrogen və oksigen qazları alınır.

Beləliklə, elektroliz prosesi sənayedə metalların alınması, təmizlənməsi, qazların istehsa müxtəlif kimyəvi maddələrin sintezi üçün mühüm əhəmiyyət daşıyır.

45. Kompleks birləşlərmədə rabitə. Kompleks birləşmələrin tətbiqi.

Kompleks birləşmələr, mərkəzi metal ionu ilə ona koordinativ olaraq bağlanan ligandlar
əmələ gətirdiyi birləşmələrdir. Bu birləşmələrdə əsas rabitə koordinativ (və ya dative)
rabitədir. Koordinativ rabitə zamanı ligand özündə olan elektron cütünü mərkəzi metal
ionuna verir, beləliklə, metal-ligand arasında kovalent xarakterli, lakin qeyri-simmetrik b
rabitə yaranır. Metal ionu elektron cütü qəbul etdiyi üçün Lewis turşusu, ligand isə elekt
verici olduğundan Lewis əsas rolunu oynayır. Məsələn, [Cu(NH_3)_4]^{2+} kompleksi
mis(II) ionu mərkəzdə yerləşir və ammonyak molekulları koordinativ rabitə ilə ona bağla
Kompleks birləşmələr həm aqreqat, həm də ionik şəklində ola bilər və onların quruluşu
geometriyası metal ionun elektron konfiqurasiyası və ligandın ölçüsü ilə müəyyən edilir.
çox rast gəlinən geometriyalar düzbucaqlı, oktaedrik və tetragonal piramidal formadır.

Kompleks birləşmələrin tətbiqi çoxşaxəlidir. Kimya sənayesində onlar katyonların və m
ionlarının ayırılması, analitik reagentlər və rəngli boyalar kimi istifadə olunur. Həmçinin

biologiyada mühüm rol oynayır: məsələn, hemoglobin və mioglobin kimi zülallar oksige
daşınmasını təmin edir. Komplekslər katalizator kimi də fəaliyyət göstərir; məsələn, Pt v
əsaslı komplekslər sənaye reaksiyalarında katalizator kimi işləyir. Dərman sənayesində i
metal kompleksləri antibakterial və anticancer preparatların sintezində əhəmiyyətlidir.
Bundan başqa, su təmizlənməsi və ağır metalların çıxarılması sahəsində də kompleks
birləşmələr aktiv rol oynayır. Beləliklə, kompleks birləşmələr kimya, biologiya və sənay
müxtəlif sahələrində həm struktur, həm də funksional baxımdan mühüm əhəmiyyət kəsb

50. II B və III B qrup elementlərinin ümumi xarakteristikası.

1. Metallik xassələr: II B və III B qrup elementləri hamısı metallardır. Onlar yüksək sıxlığa, parlaq metalik görünüşə malikdir və yaxşı elektrik və istilik keçiricidirlər. Bu elementlər sərt və dözümlü olsalar da, bəzi II B qrup elementləri (məsələn, Zn, Cd) nisbətən yumşaq metallardır.

2. Oksidləşmə dərəcəsi: Bu qrup elementləri adətən bir və ya iki sabit oksidləşmə dərəcəsi göstərir. Məsələn, II B qrup elementləri (Zn, Cd, Hg) əsasən +2 oksidləşmə dərəcəsində olur, III B qrup elementləri (Sc, Y, La və başqaları) isə +3 oksidləşmə dərəcəsini göstərir.

3. Rəng və kompleks birləşmələr: Bu elementlərin əksəriyyəti rəngsiz və ya az rəngli ionlar əmələ gətirir. Onlar kompleks birləşmələr əmələ gətirmək qabiliyyətinə malikdir və ligandla bağlandıqda müxtəlif struktur və reaktivliyə sahib olur.

4. Kimyəvi xassələr: II B və III B elementləri daha çox ionik və ya qismən kovalent bağlarla birləşirlər. Onlar turşu və bazalara qarşı fərqli reaktivlik göstərir. Məsələn, Zn oksidi amfoterik xüsusiyyətə malikdir, yəni həm turşu, həm də baza ilə reaksiyaya girə bilir.

5. Metal ərimə nöqtəsi və qaynama nöqtəsi: Bu elementlərin ərimə və qaynama nöqtələri orta və yüksəkdir, lakin II B qrupunda Hg istisna təşkil edir, çünki o, otaq temperaturunda maye haldadır.

6. İstifadə sahələri: Onların xassələri və reaktivliyi sənayedə geniş istifadə üçün əlverişlidir. Məsələn, Zn korroziyaya qarşı qoruyucu örtük kimi, Cd batareyalarda, Hg isə termometr və sənaye avadanlıqlarında istifadə olunur. III B elementləri isə yüksək gücü və korroziyaya davamlılığı səbəbindən aerokosmik və elektron sənayelərində tətbiq edilir.

Beləliklə, II B və III B qrup elementləri fiziki və kimyəvi xassələrinə görə oxşardır, yüksək reaktivlik, müxtəlif oksidləşmə dərəcələri, metalik və dözümlü quruluşları ilə fərqlənir. Onların kompleks birləşmələr əmələ gətirmə qabiliyyəti və sənayedəki tətbiqi də onları praktik baxımdan əhəmiyyətli edir.

55. V B qrup elementlərinin ümumi xarakteristikası.

V B qrup elementləri (Vanadium yarımqrupu) dövri sistemin d-elementlərinə aid olub, Vanadium (V), Niobium (Nb), Tantal (Ta) və süni yolla alınan radioaktiv Dubnium (Db)elementlərini əhatə edir. Bu elementlər texnikada "çətinəriyən metallar" kimi tanınır və

müasir sənayenin bir çox sahələrində əvəzolunmazdırlar.

Elektron Quruluşu və Oksidləşmə Dərəcələri

Bu qrup elementlərinin xarici elektron təbəqəsinin ümumi formulu $(n-1)d^3\ ns^2$şəklindədir. Valent elektronlarının sayı 5-ə bərabər olduğu üçün onlar birləşmələrində +2-dən +5-ə qədər müxtəlif oksidləşmə dərəcələri göstərirlər. Ən davamlı və xarakterik oksidləşmə dərəcəsi +5-dir. Qrup üzrə yuxarıdan aşağıya doğru getdikcə atom radiusu artır, ionlaşma enerjisi isə azalır ki, bu da metal xassələrinin güclənməsinə səbəb olur.

Fiziki Xassələri

V B qrup metalları gümüşü-ağ rəngli, yüksək mexaniki davamlılığa və çox yüksək ərimə temperaturuna malikdir. Məsələn, Tantal 3000°C-yə yaxın temperaturda əriyir ki, bu da onu istiyədavamlı cihazların hazırlanmasında unikal edir. Onlar istiliyi və elektrik cərəyanını yaxşı keçirirlər. Sıxlıqları qrup daxilində aşağıdan yuxarıya doğru artır.

Kimyəvi Xassələri və Birləşmələri

Kimyəvi cəhətdən bu metallar kifayət qədər passivdirlər. Adi şəraitdə səthlərində sıx oksid təbəqəsi yarandığı üçün korroziyaya qarşı olduqca davamlıdırlar (xüsusilə Tantal turşuların təsirinə qarşı qızıldan belə davamlıdır). Yalnız yüksək temperaturda oksigen, azot və halogenlərlə reaksiyaya girirlər. Onların +5 oksidləşmə dərəcəli oksidləri (məsələn, V_2O_5) amfoter xassəli olsa da, turşu xassələri üstünlük təşkil edir.

Tətbiq Sahələri

1. Metallurgiya: Vanadium polada əlavə edildikdə onun möhkəmliyini və zərbəyə davamlılığını artırır (avtomobil hissələri, alətlər).

2. Katalizator: Vanadium-pentoksid (V_2O_5) sulfat turşusu istehsalında əvəzolunmaz katalizatordur.

3. Yüksək Texnologiya: Niobium və Tantal superkeçiricilərin, raket detallarının, kondensatorların və cərrahiyyə alətlərinin (bioloji neytrallığına görə) istehsalında geniş istifadə olunur.

Bu elementlər müasir metallurgiyanın "vitaminləri" hesab olunur, çünki az miqdarda əlavə edildikdə belə, ərintilərin xassələrini köklü şəkildə yaxşılaşdırırlar.

60. VIII B qrup elementləri. Dəmir ailəsi: alınması və xassələri.

VIII B qrup elementləri, həmçinin “dəmir ailəsi” adlanır və bu qrupa dəmir (Fe), kobalt (Co) və nikəl (Ni) daxildir. Bu elementlər tranzisiya metalları qrupuna aiddir və metallik xassələrə malikdirlər. Dəmir ailəsi elementlərinin xarakterik xüsusiyyəti onların bir neçə oksidləşmə dərəcəsində birləşmələr əmələ gətirməsidir. Məsələn, dəmir +2 və +3 oksidləşmə dərəcələrində mövcud olur və müxtəlif oksidlər və duzlar əmələ gətirir.

Alınması:

• Dəmir (Fe): Ən çox dəmir filizi (hematit Fe_2O_3, maqnetit Fe_3O_4)dən alınır. Dəmir filizi yüksək temperaturda kömürün köməyi ilə reduksiya olunaraq metallik dəmir əldə edilir. Prosesdə aşağıdakı tənlik əsas rol oynayır:

$$Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 2Fe + 3CO$$

• Kobalt (Co): Kobalt əsasən kobalt filizlərindən, həmçinin mis və nikel filizlərindən ayrılır. Əvvəlcə filizlər konsentratlaşdırılır, sonra isə elektroliz və ya termik reduksiya üsulları ilə metallik kobalt alınır.

• Nikel (Ni): Nikel filizlərindən kimyəvi və ya elektrolitik üsullarla alınır. Ən geniş yayılmış üsul hidrometallurgiyadır, yəni filizlər turşu ilə işlənərək nikəl duzları əmələ gətirilir, daha sonra elektroliz yolu ilə saf nikəl əldə edilir.

Xassələri:

1. Fiziki xassələr: Dəmir ailəsi elementləri sərt, möhkəm metallardır. Onların ərimə və qaynama nöqtələri yüksəkdir. Metallik parıltıya malikdirlər və elektrik, istilik keçiriciliyi yaxşıdır.

2. Kimyəvi xassələr: Bu elementlər müxtəlif oksidləşmə dərəcələrində birləşmələr əmələ gətirir. Məsələn, dəmirin +2 və +3, kobaltın +2, nikəlin isə əsasən +2 dərəcəsi rast gəlinir. Su və hava ilə reaksiyaya girərək oksidlər əmələ gətirə bilirlər.

3. Mağnetik xassələr: Dəmir, kobalt və nikəl maqnetikdir. Onlar ferromaqnetik xüsusiyyətə malikdir və maqnitlə cəlb olunur.

4. Qarışıq və birləşmələr: Dəmir ailəsi elementləri müxtəlif ərintilər və kompleks birləşmələr əmələ gətirir. Məsələn, dəmir, xrom və nikelin birləşməsi paslanmayan poladın əsasını təşkil edir.

Ümumiyyətlə, VIII B qrup elementləri sənaye və texnologiyada geniş istifadə olunur. Onların alınması və xassələri bu elementləri metallurgiya, kimya sənayesi və maqnetizm sahələrində əvəzsiz edir.

65. Doymamış karbohidrogenlərin fiziki-kimyəvi xassələri.

Doymamış karbohidrogenlər — molekulunda bir və ya bir neçə cüt əlaqə (ikiqat və ya üçqat) olan karbohidrogenlərdir. Onlara əsasən alkenlər (C=C), alkinlər (C≡C) və arənlər (aromatik birləşmələr) aiddir.

Fiziki xassələri:

Doymamış karbohidrogenlərin fiziki xassələri onların molekul quruluşundan asılıdır. Kiçik molekullu alken və alkinlər rəngsiz qaz və ya maye halda olur. Məsələn, etilen (C_2H_4) və asetilen (C_2H_2) qaz şəklindədir. Qeyri-qütblü molekullara malik olduqları üçün suda həll olmurlar, lakin üzvi həll edicilərdə yaxşı həll olunur. Onların qaynama və ərimə temperaturu doymuş analoqlarına nisbətən bir qədər aşağıdır, çünki molekullar arasında London dispersiya qüvvələri daha zəifdir.

Kimyəvi xassələri:

Doymamış karbohidrogenlər kimyəvi baxımdan daha aktivdir, çünki cüt və üçqat əlaqələr reaksiyalara açıqdır. Onlar əsasən aşağıdakı reaksiyalarda iştirak edirlər:

• Əlavə reaksiyaları: Doymamış əlaqəyə H_2, halogenlər (Cl_2, Br_2), hidrogen halogenlər (HCl, HBr) və s. əlavə olunur.

• Polimerləşmə reaksiyaları: Məsələn, etilen və propilen polimerləşərək plastiklər əmələ gətirir.

• Yanma reaksiyaları: Doymamış karbohidrogenlər oksigenlə tam və ya qismən yanma reaksiyasına girə bilər, tam yanmada CO_2 və H_2O əmələ gəlir.

Digər xüsusiyyətlər:

Doymamış karbohidrogenlərin molekulunda cüt və üçqat əlaqələrin olması onların qoxusunu da təsir edir; adətən bu maddələr kəskin qoxulu olur. Ayrıca, onlar doymuş karbohidrogenlərə nisbətən daha reaktivdir və oksidləşmə reaksiyalarına tez girir.

Beləliklə, doymamış karbohidrogenlər həm fiziki, həm də kimyəvi cəhətdən aktiv olub, sənayedə polimerlərin, maye yanacaqların və digər kimyəvi məhsulların hazırlanmasında geniş istifadə olunur.

70. Aldehid və ketonların fiziki-kimyəvi xassələri

Aldehidlər və ketonlar karbonil qrupu (C=O) saxlayan üzvi birləşmələrdir. Karbonil qrupunun quruluşu bu maddələrin həm fiziki, həm də kimyəvi xassələrini müəyyən edir. Karbon və oksigen atomları arasında olan ikiqat rabitə güclü qütbləşmişdir, buna görə aldehid və keton molekulları dipol xarakter daşıyır.

Fiziki xassələri.

Aşağı molekullu aldehid və ketonlar adətən rəngsiz, xarakterik qoxulu maddələrdir. Formaldehid qaz halında, asetaldehid və aseton isə asanlıqla buxarlanan mayelərdir. Molekul kütləsi artdıqca onlar maye və ya bərk hal alır. Karbonil qrupunun qütblü olmasına görə aldehid və ketonların qaynama temperaturu müvafiq alkanlardan yüksək, lakin spirtlərdən aşağıdır. Aşağı molekullu nümayəndələri suda yaxşı həll olur, çünki su molekulları ilə hidrogen rabitəsi yarada bilirlər. Karbon zənciri uzandıqca suda həllolma azalır, üzvi həlledicilərdə isə yaxşı həll olurlar.

Kimyəvi xassələri.

Aldehid və ketonların kimyəvi xassələri əsasən karbonil qrupunun aktivliyi ilə əlaqədardır. Onlar nukleofil qoşulma reaksiyalarına asan daxil olurlar. Aldehidlər ketonlara nisbətən daha fəaldır, çünki aldehid molekulunda karbonil karbonu yalnız bir alkil qrupuna bağlıdır. Aldehidlər asanlıqla oksidləşərək müvafiq karboksil turşularını əmələ gətirir, ketonlar isə adi şəraitdə oksidləşməyə daha davamlıdır. Hər iki sinif birləşmələr hidrogenlə reduksiya olunaraq müvafiq spirtlərə çevrilir. Aldehid və ketonlar həmçinin polimerləşmə və kondensasiya reaksiyalarına da daxil ola bilirlər

75. Aromatik aldehid və ketonların alınması, xassələri.

Alınması üsulları.

Aromatik aldehidlər əsasən aromatik spirtlərin yumşaq oksidləşdirilməsi ilə alınır. Məsələn, benzil spirtinin oksidləşməsi nəticəsində benzaldehid əmələ gəlir. Həmçinin aromatik karbohidrogenlərin yan zəncirinin qismən oksidləşdirilməsi də aldehidlərin alınmasında istifadə olunur. Digər mühüm üsullardan biri aromatik turşu xloridlərinin hidrogenləşməsi və ya müvafiq nitrillərin qismən reduksiyasıdır. Aromatik ketonlar isə əsasən Fridel–Krafts asiləşmə reaksiyası ilə alınır. Bu üsulda aromatik halqa asil xloridləri və ya anhidridlərlə $AlCl_3$ katalizatoru iştirakında reaksiyaya girərək ketonlar əmələ gətirir. Bundan başqa, aromatik ikinci dərəcəli spirtlərin oksidləşdirilməsi və aromatik turşuların kalsium duzlarının quru distillasiyası da ketonların alınmasında istifadə olunur.

Xassələri.

Aromatik aldehid və ketonlar karbonil qrupunun mövcudluğuna görə həm fiziki, həm də kimyəvi baxımdan oxşar xassələr göstərir. Onlar adətən rəngsiz və ya zəif rəngli mayelərdir, spesifik kəskin qoxuya malikdirlər. Qaynama temperaturu müvafiq alifatik analoqlara nisbətən daha yüksəkdir, çünki aromatik halqa molekulun kütləsini və qarşılıqlı təsirləri artırır.

Kimyəvi xassələrinə görə aromatik aldehidlər ketonlara nisbətən daha fəaldır. Aldehidlər asanlıqla oksidləşərək aromatik karboksil turşularına çevrilir, ketonlar isə adi şəraitdə oksidləşməyə daha davamlıdır. Hər iki sinif birləşmə nukleofil əlavə reaksiyalarına girir, hidrogenləşmə zamanı müvafiq spirtlər əmələ gətirir. Aldehidlər həmçinin “gümüş güzgü” reaksiyası kimi keyfiyyət reaksiyaları verir, ketonlar isə bu reaksiyalara daxil olmur.

Beləliklə, aromatik aldehid və ketonlar alınma üsullarına və xassələrinə görə üzvi kimyada mühüm yer tutur və bir çox sənaye və laboratoriya proseslərində geniş tətbiq olunur.