

НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ЦИВІЛЬНОГО ЗАХИСТУ УКРАЇНИ

КАФЕДРА СПЕЦІАЛЬНОЇ ХІМІЇ ТА ХІМІЧНОЇ ТЕХНОЛОГІЇ

(назва кафедри)

**ЗАТВЕРДЖУЮ**

Начальник каф. СХХТ

Полковник сл.ц.з.

\_\_\_\_\_ О.В. Тарахно

" \_\_\_\_ " \_\_\_\_\_ 20\_\_ р

**КОНСПЕКТ ЛЕКЦІЙ**

**з навчальної дисципліни**

**«Загальна та неорганічна хімія»**

Обговорено та затверджено на засіданні кафедри СХХТ

Протокол № \_\_\_\_ від \_\_\_\_\_ 20\_\_ р.

## ЛЕКЦІЯ 1

### Вступ

### ПРЕДМЕТ ХІМІ. ХІМІЯ І ЦИВІЛЬНИЙ ЗАХИСТ.

#### План

1. Предмет хімії,
2. Історія розвитку хімії.
3. Значення хімії.
4. Хімія і цивільний захист.
5. Основні поняття та закони хімії.
6. Моль – одиниця кількості речовини.

#### Література:

1. Кіреєв О.О. та ін. Хімія I та II частини.
2. Кіреєв О.О. та ін. Практикум з хімії.
3. Лабораторний журнал з хімії
4. Кіреєв О.О. та ін. Лабораторні роботи з хімії.

## 1 Предмет хімії

Хімія належить до природничих наук, які вивчають матеріальний світ у всій різноманітності його існування і перетворень. Предметом природничих наук є матерія і рух у їх нерозривній єдності.

Матерія—це філософська категорія для позначення безлічі всіх існуючих у світі об'єктів і систем, загальної основи всіх явищ, властивостей, зв'язків та відношень

Основні види матерії — це речовина (вода, повітря, земля, вугілля, водень, електрони, нейтрони тощо) і поле (електромагнітне, гравітаційне, ядерне та інші поля, різні мікрочастинки, які не мають маси спокою).

Хімія вивчає хімічну форму руху матерії, тобто перетворення одних речовин на інші з утворенням нових молекул, кристалів, іонів, вільних радикалів тощо, а також склад і властивості речовин.

*хімія вивчає речовини та їх перетворення.*

Перетворення речовин називають хімічною реакцією.

Курс хімії складається з загальної, неорганічної та органічної хімії

Неорганічна хімія вивчає речовини неорганічної природи і властивості всіх елементів, органічна—речовини органічної природи, обов'язковим компонентом яких є Карбон; загальна—теоретичні основи системи знань про речовину і хімічні перетворення. В першому семестрі ми будемо вивчати загальну хімію, яка складається з вступу і трьох розділів: будова речовини (будова атома, періодичний закон, хімічний зв'язок), основні закономірності хімічних процесів (хімічна термодинаміка, хімічна кінетика, хімічна рівновага), розчини та колоїдні системи, основи електрохімії.

В другому семестрі ми будемо вивчати неорганічну і органічну хімію (основи електрохімії, хімії елементів та їх сполук, хімії органічних сполук).

## *2 Історія розвитку хімії*

Період розвитку хімії до XVIII ст. можна назвати передісторією хімічної науки. Із античної філософії – поняття елемент: Фалес - Платон – Аристотель. 4 елементи – вогонь, Повітря, Вода, Земля, потім добавили - Ефір. Науковою хімія стала лише після запровадження наукового підходу до вивчення речовин і створення першої матеріалістичної теорії. Хімія як точна наука, виникла після того, як великим російським ученим М.В. Ломоносовим були теоретично розвинені атомно-молекулярні уявлення Р.Бойль (1661 р.) і сформульований закон збереження маси М. Ломоносов (1748 р.)

Закон збереження маси, відкритий М.В. Ломоносовим, має велике значення для науки взагалі, і для хімії зокрема.

Важливий період у розвитку атомістики завершив Д.І. Менделєєв, поклавши в основу своїх геніальних узагальнень поняття про неподільність атома. Дальший розвиток науки дав змогу, спираючись на періодичний закон, пізнати будову речовини глибше, ніж це було можливо за життя Д.І. Менделєєва. Розроблена в XX ст. квантова теорія будови атома дала періодичному закону і періодичній системі елементів нове, глибше висвітлення.

Відкриття явища радіоактивності послужило поштовхом для вивчення будови «неподільної» частинки—атома. В двадцятих роках XX ст. була переконливо підтверджена двоїста природа електронів: вони вели себе одночасно як частинки і як хвилі. Завдяки відкриттю нейтронів та інших елементарних частинок виникла ще одна галузь хімії—хімія ядерних процесів.

#### 4 Хімія і цивільний захист

Одними з важливіших питань для фахівців з пожежної безпеки є питання виникнення, розвитку та припинення горіння.

Горіння – це фізико-хімічний процес, для якого характерні три ознаки:  
1) хімічне перетворення, 2) виділення тепла та 3) випромінювання світла.

Два з цих питань - це предмет вивчення хімічної науки

#### 5 Основні поняття та закони хімії

Хімічний елемент – вид атомів, який характеризується відповідним позитивним зарядом ядра та відповідним негативним зарядом електронної оболонки.

Атом – це найменша хімічно неподільна частинка хімічного елемента, яка зберігає його хімічні властивості.

Молекула — це найменша частинка речовини, яка має сталий склад і здатна зберігати основні хімічні властивості цієї речовини.

Один з основних законів хімії — закон збереження маси — відкритий і експериментально підтверджений великим російським вченим М.В. Ломоносовим у 1748 р та Лавуазе у 1782р. Цей закон можна сформулювати так:

Маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції.

Закон сталості складу, який формулюється так:

Кожна індивідуальна молекулярна сполука має сталий якісний і кількісний склад незалежно від способу її добування.

Закон кратних відношень:

Якщо два елементи утворюють один з одним кілька сполук молекулярної будови, то на одну й ту саму кількість одного з них припадають такі кількості іншого, які відносяться між собою як невеликі цілі числа.

Відносною молекулярною  $M_r$  (або атомною  $A_r$ ) масою речовини називають відношення маси молекули (або атома)  $m_0$  даної речовини до  $1/12$  маси атома Карбону-12  $m_0(C)$ ;

Закон Авогадро:

однакові об'єми різних газів за одних і тих самих умов містять однакове число молекул.  $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>

Рівняння Клапейрона – Менделєєва:

$$PV = (m/M)RT$$

де  $P$  – тиск, Па;  $V$  – об'єм, м<sup>3</sup>;  $m$  – маса, г;  $M$  – молярна маса, г/моль;  $T$  – температура, К;  $R$  – універсальна газова стала, що дорівнює 8,314 Дж/(моль К).

В деяких випадках зручно користуватися об'єднаним газовим законом Бойля-Маріотта та Гей-Люссака:

$$PV/T = \text{const (для заданої маси газу),}$$

$$\text{або } P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2,$$

$$\text{або } PV/T = P_0 V_0 / T_0 = \text{Const}$$

де  $P_0 = 101,3$  кПа;  $T_0 = 273$  К.  $V_0 = 22,4$  л

*6 Моль – одиниця кількості речовини*

Кількість речовини  $\nu$  — це відношення числа молекул  $N$ , що містяться в даній речовині, до числа  $N_A$  атомів у  $O$ ,  $0,012$  кг карбону де  $N_A$  – число Авогадро:

$$\nu = N/N_A, V/V_0, m/M$$

Моль — це така кількість речовини, яка містить стільки молекул, атомів, йонів або інших структурних одиниць, скільки міститься атомів у  $0,012$  кг нукліда Карбону  $^{12}\text{C}$ .

Число структурних одиниць, що міститься в одному молі будь-якої речовини, називають числом Авогадро

Число Авогадро становить  $6,02 \cdot 10^{23}$ .

Крім відносної молекулярної маси  $M_r$ , у хімії та фізиці широко застосовують поняття “молярна маса -  $M$ ”.

“Молярною масою” називають масу речовини, взятої в кількості один моль.

$$M = m/\nu$$

Обчислення молярного об'єму інших газів (водню, вуглекислого газу тощо) показали, що ця величина стала. Отже,

МОЛЬ БУДЬ-ЯКОГО ГАЗУ ЗА НОРМАЛЬНИХ УМОВ ЗАЙМАЄ ОБ'ЄМ 22,4 Л. ЦЕЙ ОБ'ЄМ НАЗИВАЄТЬСЯ МОЛЯРНИМ ОБ'ЄМОМ ГАЗУ ( $V_0$ ).

## РОЗДІЛ 1

### БУДОВА РЕЧОВИНИ

#### Тема 2. Будова атома

##### План:

1. Будова атома, атомне ядро.
2. Квантово-механічне уявлення. Квантові числа.
3. Порядок заповнення атомних орбіталей. Будова електронних оболонок.

Згідно з сучасними поглядами, **атоми** - частинки діаметром близько кількох ангстрем:  $n \times 10^{-10}$  м ( $1 \text{ \AA} = 1 \times 10^{-10}$  м;  $1 \text{ нм} = 1 \times 10^{-9}$  м)

Маса атомів коливається від  $n \times 10^{-27}$  до  $n \times 10^{-25}$  кг.

Атоми складаються з **ядра** і **електронів**, що рухаються на деяких відстанях від ядра. Діаметр ядра  $\sim 10^{-15}$  -  $10^{-14}$  м. Тобто ядро у  $10^{-10}/10^{-15} = 10^5$  разів менше, ніж атом.

Ядро атома складається із **протонів** і **нейтронів** (загальна назва - **нуклони**).

**Протон (p)** - це елементарна частинка з масою  $m_p = 1,672 \times 10^{-27}$  кг, або 1,0073 а.о.м., і позитивним зарядом  $q = 1,602 \times 10^{-19}$  Кл (який приймають за одну відносну одиницю заряду + 1).

**Нейтрон (n)** - незаряджена частинка з масою  $m_n = 1,674 \times 10^{-27}$  кг, тобто 1,0087 а.о.м.



Сума числа протонів ( $Z$ ) і числа нейтронів ( $N$ ) називається **нуклонним числом** (масовим числом).  $(A)=Z+N$

Найважливішою часткою в хімії є **електрон** ( $e$ ). За допомогою **валентних електронів** утворюються хімічні зв'язки.

**Електрон** це частинка з масою спокою  $9,110 \cdot 10^{-31}$  кг (що складає  $1/1836$  маси протона) і негативним зарядом, абсолютне значення якого дорівнює  $1,602 \cdot 10^{-19}$  Кл.

Електрон має **двоїсту природу** – властивості частки та хвилі – це є корпускулярно-хвильовий дуалізм.

Електрон в атомі спрощено уявляють як **хмару** з певною густиною негативного електричного заряду в певному об'ємі простору навколо ядра (**електронна орбіталь**).

Електрони в атомі характеризуються чотирма **квантовими числами**.

**Головне квантове число** ( $n$ )-характеризує енергію електрона на енергетичному рівні і приймає значення:  $n = 1, 2, 3, \dots$ . Кількість рівнів = номер періоду у П.С.

**Орбітальне квантове число** ( $l$ ) - визначає форму орбіталі, приймає значення:  $l = 0, 1, 2, \dots (n-1)$  і енергію електрона на енергетичному підрівні.

Орбіталі можуть мати форму кулі (s-орбіталі,  $l=0$ ), гантелі (p-орбіталі,  $l=1$ ) (див. рисунок 1), або більш складної форми (d-, f-  $l=2$  та 3 відповідно).

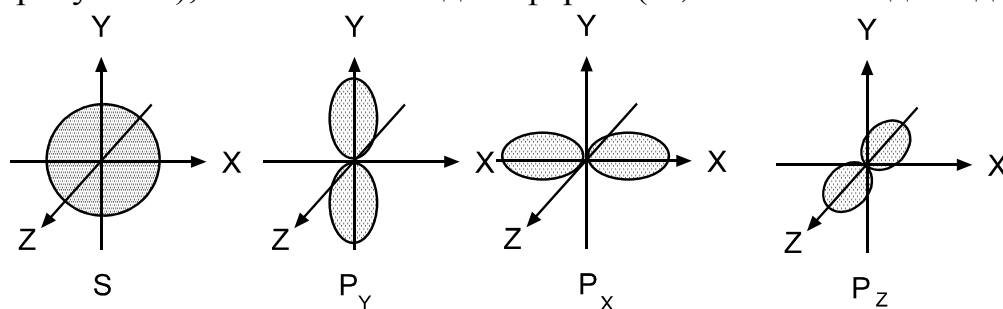


Рис.1. Форми s і p – електронних орбіталей.

**Магнітне квантове число** ( $m$ ) - визначає орієнтацію орбіталі в просторі:  $m = -l, -(l-1), \dots, -1, 0, 1, \dots, (l-1), l$ .

**Спінове квантове число** ( $s$ ) - характеризує власний магнітний момент електрона:  $s = +1/2; -1/2$ .

Для визначення електронних конфігурацій атомів слід використовувати такі правила.

**Принцип Паулі:** в атомі не може бути двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел, тобто на орбіталі може бути не більше 2 електронів.

**Правило Гунда** сумарний спін електронів не повністю заповненого підрівня має бути максимальним, тобто підрівень заповнюється спочатку по 1-му електрону, а потім по другому.

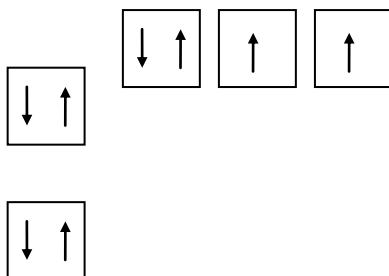
**Правило Клечковського:** електрони заповнюють енергетичні підрівні в порядку зростання їх енергії, яка характеризується сумою  $(n+l)$ , якщо ця сума однакова, спочатку заповнюється підрівень з меншим  $n$ . З правила Клечковського слідує наступна **Послідовність заповнення електронами підрівнів:**

***1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p.***

Електронна конфігурація атома визначає хімічні властивості елементів.

Діаграма розповсюдження електронів на рівнях та підрівнях в залежності від енергії.

Електронно-графічна формула атому Оксигену:



## Тема 2. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН

### I ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

#### План

1. Історія відкриття періодичного закону Д.І. Менделєєва.
2. Періодична система елементів.
3. Залежність властивостей елементів від положення в періодичній системі елементів.
4. Значення періодичного закону.

#### *1 Історія відкриття періодичного закону Д.І. Менделєєва*

В середині минулого століття хімікам було відомо близько 60 елементів. У XIX ст. до питання класифікації хімічних елементів приверталась увага багатьох хіміків-дослідників.

Німецький хімік Л. Мейєр найближче підійшов до відкриття періодичного закону. У 1864 р. він опублікував схему, в якій елементи було розділено на шість груп за валентністю.

Л. Мейєр розмістив елементи в порядку зростання їхніх атомних мас і помітив, що подібні елементи знаходяться в одних і тих самих вертикальних стовпчиках. Проте Л. Мейєр не зміг зробити жодних теоретичних висновків із своїх спостережень.

Попередники Д.І. Менделєєва не змогли відкрити періодичний закон

**Д.І. Менделєєв відкрив періодичний закон у 1869 р. і сформулював його так:**

**Властивості простих тіл, а також форми і властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від величини атомних ваг елементів.**

## 2 Періодична система елементів

Періодична система хімічних елементів – це конкретизований (табличний) вираз періодичного закону. Основні структурні одиниці періодичної системи: **період і група**

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	<b>H</b> <sub>1</sub> <sup>1</sup> гідрог ен	<b>Періодична система елементів Д.І.Менделєєва</b>						<b>He</b> <sub>2</sub> <sup>4</sup> гелій			
2	<b>Li</b> <sub>3</sub> <sup>6.9</sup> літій	<b>Be</b> <sub>4</sub> <sup>9</sup> берилій	<b>B</b> <sub>5</sub> <sup>10.8</sup> бор	<b>C</b> <sub>6</sub> <sup>12</sup> карбо н	<b>N</b> <sub>7</sub> <sup>14</sup> нітрог ен	<b>O</b> <sub>8</sub> <sup>16</sup> оксиг ен	<b>F</b> <sub>9</sub> <sup>19</sup> флуор	<b>Ne</b> <sub>10</sub> <sup>20</sup> неон			
3	<b>Na</b> <sub>11</sub> <sup>23</sup> натрій	<b>Mg</b> <sub>12</sub> <sup>24</sup> магній	<b>Al</b> <sub>13</sub> <sup>27</sup> алюміній	<b>Si</b> <sub>14</sub> <sup>28</sup> силіцій	<b>P</b> <sub>15</sub> <sup>31</sup> фосфор	<b>S</b> <sub>16</sub> <sup>32</sup> сульфур	<b>Cl</b> <sub>17</sub> <sup>35.5</sup> хлор	<b>Ar</b> <sub>18</sub> <sup>40</sup> аргон			
4	<b>K</b> <sub>19</sub> <sup>39</sup> калій	<b>Ca</b> <sub>20</sub> <sup>40</sup> кальцій	<b>Sc</b> <sub>21</sub> <sup>45</sup> скандій	<b>Ti</b> <sub>22</sub> <sup>48</sup> титан	<b>V</b> <sub>23</sub> <sup>51</sup> ванадій	<b>Cr</b> <sub>24</sub> <sup>52</sup> хром	<b>Mn</b> <sub>25</sub> <sup>55</sup> манган	<b>Fe</b> <sub>26</sub> <sup>56</sup> ферум	<b>Co</b> <sub>27</sub> <sup>59</sup> кобальт	<b>Ni</b> <sub>28</sub> <sup>59</sup> нікель	
	<b>Cu</b> <sub>29</sub> <sup>64</sup> купрум	<b>Zn</b> <sub>30</sub> <sup>65</sup> цинк	<b>Ga</b> <sub>31</sub> <sup>70</sup> галій	<b>Ge</b> <sub>32</sub> <sup>73</sup> германій	<b>As</b> <sub>33</sub> <sup>75</sup> арсен	<b>Se</b> <sub>34</sub> <sup>79</sup> селен	<b>Br</b> <sub>35</sub> <sup>80</sup> бром	<b>Kr</b> <sub>36</sub> <sup>84</sup> криптон			
5	<b>Rb</b> <sub>37</sub> <sup>85</sup> рубідій	<b>Sr</b> <sub>38</sub> <sup>88</sup> стронцій	<b>Y</b> <sub>39</sub> <sup>90</sup> ітрій	<b>Zr</b> <sub>40</sub> <sup>91</sup> цірконій	<b>Nb</b> <sub>41</sub> <sup>93</sup> ніобій	<b>Mo</b> <sub>42</sub> <sup>96</sup> молібден	<b>Tc</b> <sub>43</sub> <sup>99</sup> технецій	<b>Ru</b> <sub>44</sub> <sup>101</sup> рутений	<b>Rh</b> <sub>45</sub> <sup>103</sup> родій	<b>Pd</b> <sub>46</sub> <sup>106</sup> паладій	
	<b>Ag</b> <sub>47</sub> <sup>108</sup> аргентум	<b>Cd</b> <sub>48</sub> <sup>112</sup> кадмій	<b>In</b> <sub>49</sub> <sup>115</sup> індій	<b>Sn</b> <sub>50</sub> <sup>119</sup> станум	<b>Sb</b> <sub>51</sub> <sup>122</sup> стибій	<b>Te</b> <sub>52</sub> <sup>128</sup> телур	<b>I</b> <sub>53</sub> <sup>127</sup> йод	<b>Xe</b> <sub>54</sub> <sup>131</sup> ксенон			
6	<b>Cs</b> <sub>55</sub> <sup>133</sup> цезій	<b>Ba</b> <sub>56</sub> <sup>137</sup> барій	<b>La</b> <sub>57</sub> <sup>139</sup> * лантан	<b>Hf</b> <sub>72</sub> <sup>178</sup> гафній	<b>Ta</b> <sub>73</sub> <sup>181</sup> тантал	<b>W</b> <sub>74</sub> <sup>184</sup> вольфрам	<b>Re</b> <sub>75</sub> <sup>186</sup> реній	<b>Os</b> <sub>76</sub> <sup>190</sup> осьмій	<b>Ir</b> <sub>77</sub> <sup>192</sup> іридій	<b>Pt</b> <sub>78</sub> <sup>195</sup> платина	
	<b>Au</b> <sub>79</sub> <sup>197</sup> аурум	<b>Hg</b> <sub>80</sub> <sup>201</sup> меркурій	<b>Tl</b> <sub>81</sub> <sup>204</sup> талій	<b>Pb</b> <sub>82</sub> <sup>204</sup> плюмбум	<b>Bi</b> <sub>83</sub> <sup>209</sup> бісмут	<b>Po</b> <sub>84</sub> <sup>209</sup> полоній	<b>At</b> <sub>85</sub> <sup>210</sup> астат	<b>Rn</b> <sub>86</sub> <sup>222</sup> радон			
7	<b>Fr</b> <sub>87</sub> <sup>223</sup> францій	<b>Ra</b> <sub>88</sub> <sup>226</sup> радій	<b>Ac</b> <sub>89</sub> <sup>227</sup> **актиній	<b>Db</b> <sub>104</sub> <sup>260</sup> дубній	<b>Lr</b> <sub>105</sub> <sup>260</sup> лоренцій	<b>Rf</b> <sub>106</sub> <sup>263</sup> резерфордій					

Ce <sup>140</sup> <sub>58</sub>	Pr <sup>141</sup> <sub>59</sub>	Nd <sup>144</sup> <sub>60</sub>	Pm <sup>145</sup> <sub>61</sub>	Sm <sup>150</sup> <sub>62</sub>	Eu <sup>152</sup> <sub>63</sub>	Gd <sup>157</sup> <sub>64</sub>	Tb <sup>159</sup> <sub>65</sub>	Dy <sup>163</sup> <sub>66</sub>	Ho <sup>165</sup> <sub>67</sub>	Er <sup>167</sup> <sub>68</sub>	Tm <sup>169</sup> <sub>69</sub>	Yb <sup>173</sup> <sub>70</sub>	Lu <sup>175</sup> <sub>71</sub>
цері й	праз еоді м	нео дім	про меті й	сам арій	євр опій	гадо ліні й	терб ій	дис про зій	голь мій	ербі й	тулі й	ітте рбій	лют ещій

**\* Лантаноїди ( f –елементи )**

Th <sup>232</sup> <sub>90</sub>	Pa <sup>231</sup> <sub>91</sub>	U <sup>238</sup> <sub>92</sub>	Np <sup>237</sup> <sub>93</sub>	Pu <sup>244</sup> <sub>94</sub>	Am <sup>243</sup> <sub>95</sub>	Cm <sup>247</sup> <sub>96</sub>	Bk <sup>247</sup> <sub>97</sub>	Cf <sup>251</sup> <sub>98</sub>	Es <sup>254</sup> <sub>99</sub>	Fm <sup>257</sup> <sub>100</sub>	Md <sup>258</sup> <sub>101</sub>	No <sup>259</sup> <sub>102</sub>	Lr <sup>260</sup> <sub>103</sub>
торі й	про такт іні	ура н	неп туні й	плу тоні й	аме ріці й	кюр ій	бер клій	калі фор ній	енш тей ній	фер мій	мен делє євій	ноб елій	лоу рен цій

**\*\* Актиноїди ( f –елементи )**

**Період** — це ряд хімічних елементів, розміщених за зростанням їхніх протонних чисел, і який розпочинається з лужного металу (перший період — з Гідрогену) і закінчується інертним газом.

Є сім періодів: один найменший (він складається з двох елементів – Гідрогену і Гелію), два малих (по вісім елементів), два великих (по вісімнадцять елементів), шостий період **найбільший** (32 елементи), а останній період – **незакінчений**.

У періодах простежується поступове послаблення металічних властивостей елементів і наростання неметалічних з переходом до інертних газів,

Другою важливою структурною одиницею періодичної системи є **група**.

**Група** – ряд (вертикальний стовпчик) подібних елементів, що належать до різних періодів.

Кожна група складається з двох підгруп: **головної і побічної**.

До головної підгрупи належать типові елементи (Д.І. Менделєєв називав типовими елементи малих періодів) і подібні до них елементи великих періодів. Решта елементів даної групи належить до побічної підгрупи.

### ***3 Залежність властивостей елементів від положення в періодичній системі***

Терміни “металічні” та “неметалічні” властивості є якісними. В сучасній хімії запроваджено конкретні кількісні показники властивостей елементів.

Хімічну природу елемента можна оцінити за здатністю його атомів втрачати (перетворюватись на позитивно заряджений йон) або приєднувати (перетворюватись на негативно заряджений йон) електрони. Ця здатність кількісно характеризується відповідно **енергією йонізації** атома та його **спорідненістю до електрона**.

**Енергією йонізації називають мінімальну енергію, яку потрібно затратити для відщеплення електрона від незбудженого атома з перетворенням останнього на позитивно заряджений йон.**

Проте атоми можуть не тільки віддавати, а й приєднувати електрони.

**Енергія, що виділяється в процесі приєднання електрона до нейтрального атома, називається спорідненістю атома до електрона.**

Для атомів металів приєднання електронів є енергетично не вигідним: спорідненість до електрона атомів більшості металів наближається до нуля або має від'ємне значення. Спорідненість до електрона атомів неметалів тим більша, чим ближче до інертного газу розміщений неметал у періодичній системі елементів. У періодах і групах спорідненість до електрона атомів елементів змінюється закономірно, відповідно до характеру електронних структур атомів. Найбільшою спорідненістю до електрона характеризуються атоми елементів головної підгрупи сьомої групи періодичної системи Д.І. Менделєєва, найменшою (і навіть негативною) – атоми з конфігурацією  $ns^2$  (Be, Mg, Zn) та  $ns^2np^6$  (Ne, Ar, Kr) або з наполовину заповненим р-підрівнем (N, P, As).

Для характеристики здатності атома утримувати електрони американський хімік Л. Полінг запропонував величину, яку він назвав **електронегативністю**.

**Мірою електронегативності атома є півсума енергії його йонізації та спорідненості до електрона.**

Таблиця 1. Відносна електронегативність атомів деяких елементів (за Л. Полінгом)

<b>H</b> 2,1						
<b>Li</b> 1,0	<b>Be</b> 1,5	<b>B</b> 2,0	<b>C</b> 2,5	<b>N</b> 3,0	<b>O</b> 3,5	<b>F</b> 4,0
<b>Na</b> 0,93	<b>Mg</b> 1,2	<b>Al</b> 1,6	<b>Si</b> 1,9	<b>P</b> 2,2	<b>S</b> 2,6	<b>Cl</b> 3,0
<b>K</b> 0,91	<b>Ca</b> 1,04	<b>Ga</b> 1,8	<b>Ge</b> 2,0	<b>As</b> 2,1	<b>Se</b> 2,5	<b>Br</b> 2,8
<b>Rb</b> 0,89	<b>Sr</b> 0,99	<b>In</b> 1,5	<b>Sn</b> 1,7	<b>Sb</b> 1,8	<b>Te</b> 2,1	<b>I</b> 2,6

## Тема 4.

### ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

План.

1. Типи хімічного зв'язку.
2. Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків.
3. Йонний зв'язок.
4. Металічний зв'язок.
5. Сили міжмолекулярної взаємодії. Водневий зв'язок.
6. Агрегатний стан речовини.

#### *1. Типи хімічного зв'язку*

***Хімічний зв'язок*** — це наслідок взаємодії електронів і ядер атомів, що приводить до зменшення енергії системи.

**Основні типи хімічного зв'язку :**

**ковалентний, іонний, металічний зв'язок, водневий зв'язок.ї**

Всі типи хімічних зв'язків мають електронну природу.

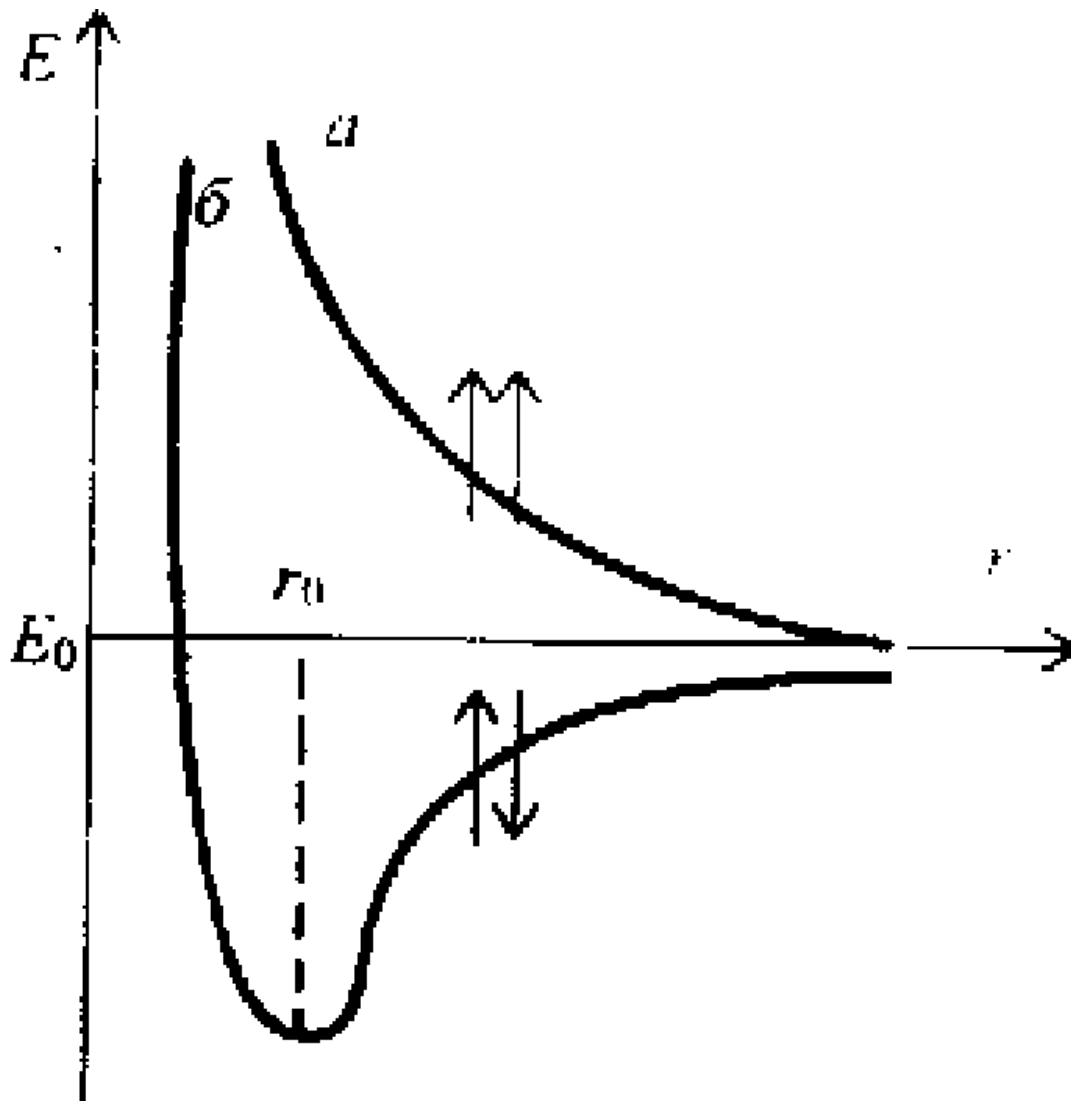
#### ***2 Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків***

В 1916 р. Дж. Льюїс висловили припущення, що хімічний зв'язок може утворюватись, якщо виникає ***спільна пара електронів***, що одночасно належить двом атомам.

У 1927 р. В. Гейтлер і Ф. Лондон на основі квантово-механічних розрахунків довели, що під час зближення атомів, електрони яких мають спіни, напрямлені в протилежні боки, наростає сила притягання, але до певного моменту, доки наступить відштовхування ядер.

Мінімальна енергія і відповідає до умов утворення молекули водню з атомів з рівноважною відстанню між ядрами  $r_0$





Якщо під час сполучення двох атомів утворюються *спільні пари електронів*, що обертаються у полі ядер обох атомів, то такий зв'язок називається **ковалентним**.

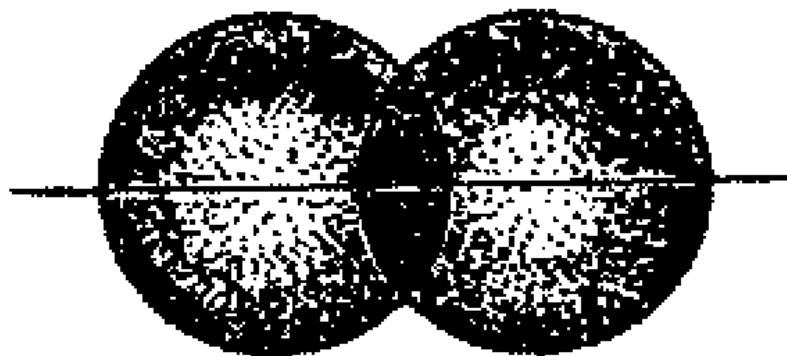
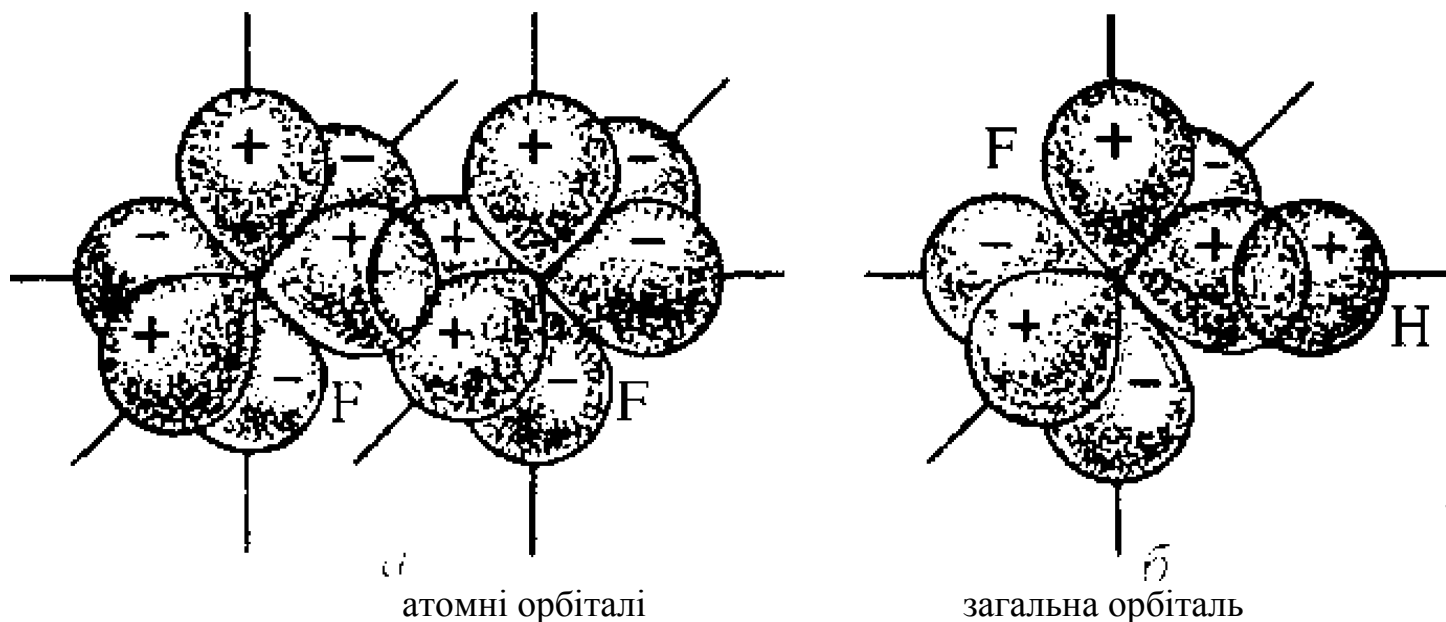


Рисунок 2 Схеми перекривання атомних електронних хмар у молекулі водню



Основу методу валентних зв'язків становлять положення.

1. Ковалентний зв'язок утворюється двома електронами з протилежно напрямленими спінами; спільна пара електронів належить обом атомам.
2. Міцність ковалентного зв'язку визначається мірою перекривання електронних хмар атомів, між якими виникає зв'язок: чим повніше перекриваються електронні хмари, тим міцніший зв'язок.

Якщо атоми в молекулі сполучені за допомогою однієї спільної пари електронів (одного зв'язку), то зв'язок носить назву **одинарного**. Коли зв'язок між атомами здійснюється за допомогою двох спільних пар електронів, він називається **подвійним**, якщо ж атоми сполучені трьома хімічними зв'язками — **потрійним**.

*Неполярний ковалентний зв'язок* утворюється між однаковими атомами.

*Полярний ковалентний зв'язок* — це такий ковалентний зв'язок, характеризується зміщенням спільної пари електронів у бік одного із сполучених цим зв'язком атомів. Він утворюється між різними атомами.

Рисунок 3

Схема утворення  $\sigma$  – зв'язку у молекулах  $F_2$  (а) та  $HF$  (б).

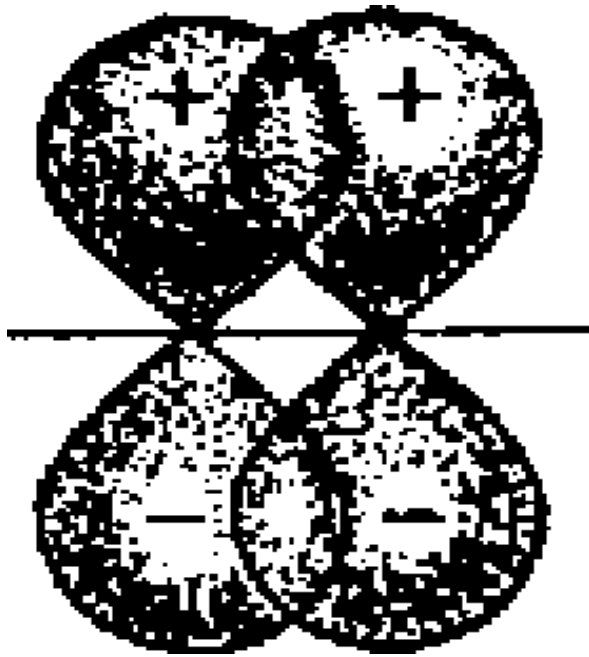


Рисунок 4 - Схема перекривання р-електронних хмар  
у разі утворення  $\pi$ -зв'язку

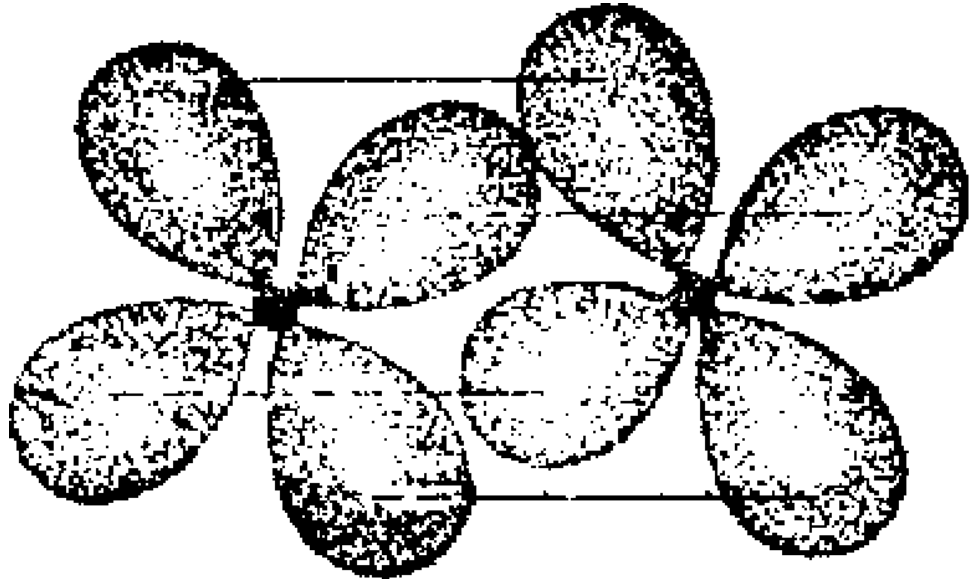


Рисунок 5 - Схема утворення  $\delta$ -зв'язку

## ГІБРИДИЗАЦІЯ АТОМНИХ ЕЛЕКТРОННИХ ОРБІТАЛЕЙ

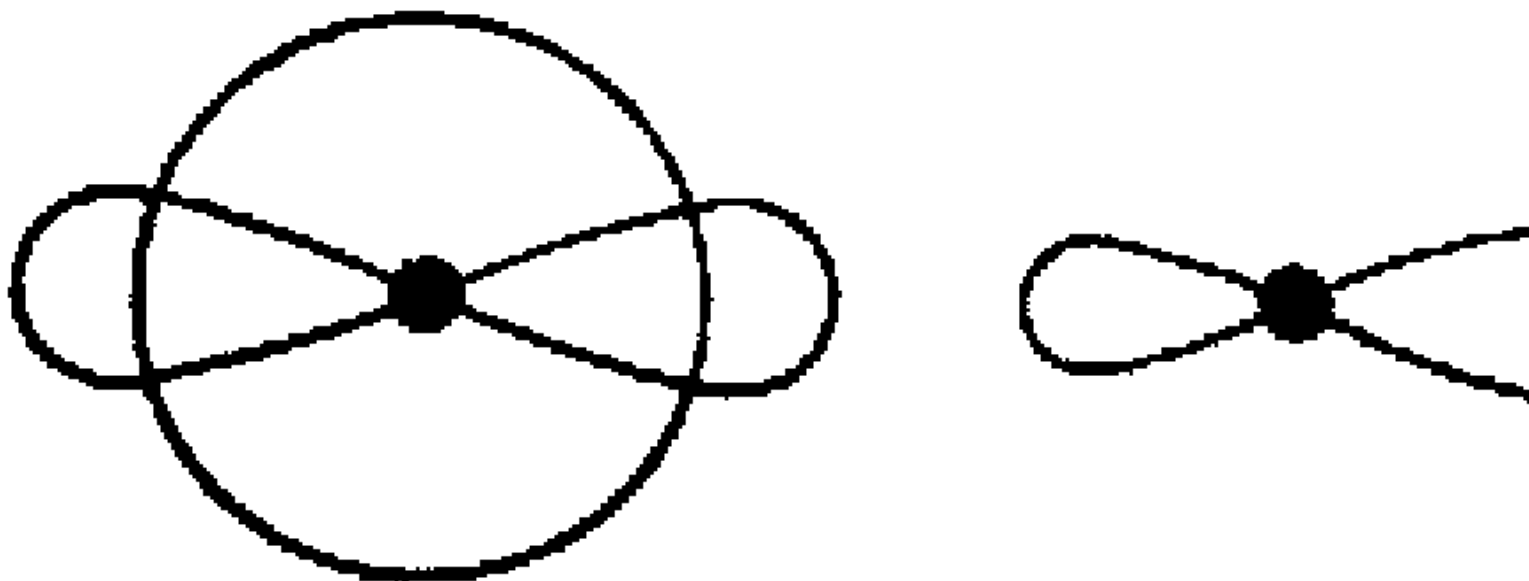


Рисунок 6 - Схематичне зображення s- і p-орбіталей (а) і sp-гібридизованої орбіталі (б)

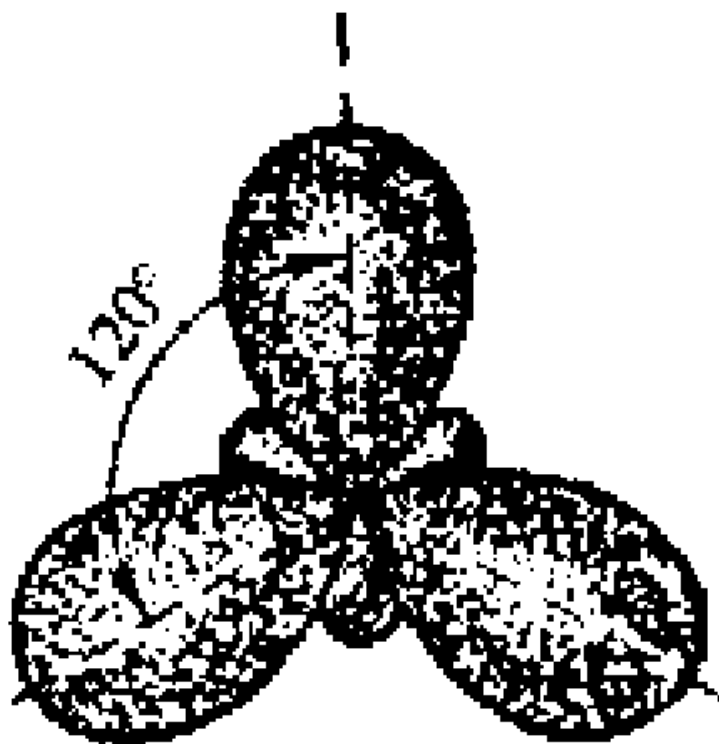


Рисунок 7 - Взаємне розміщення  $sp^2$ -гібризованих орбіта лей

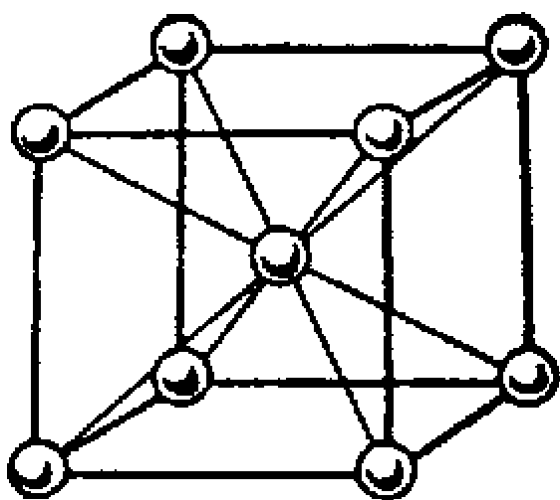
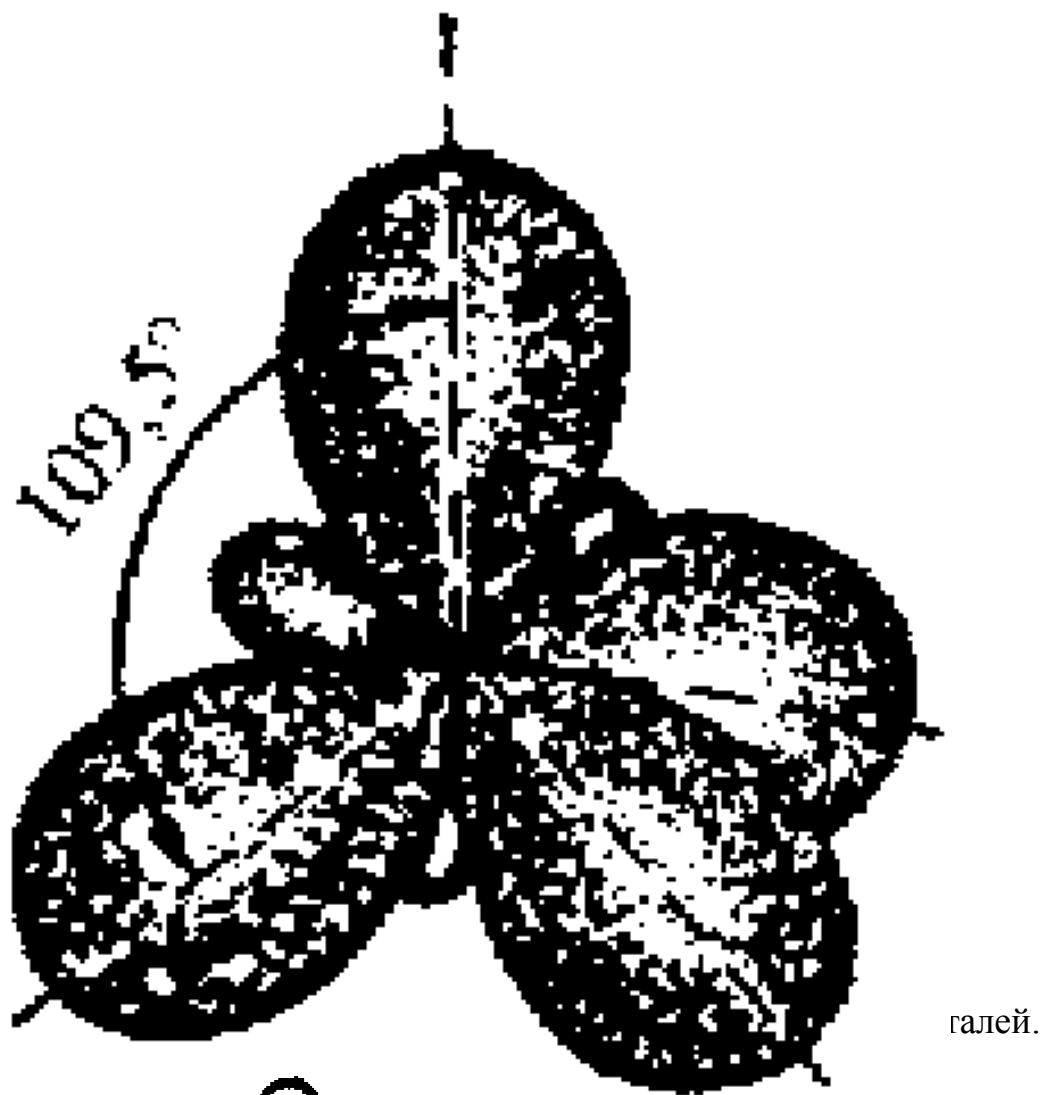


Рисунок 9. - Кубічна об'ємноцентрована гратка

## Розділ 2.

### Загальні закономірності хімічних процесів

#### Тема 1. Основи хімічної термодинаміки

##### План

1. Основні поняття хімічної термодинаміки.
2. Внутрішня енергія та ентальпія. Перший закон термодинаміки.
3. Термохімія. Закон Гесса.
4. Ентропія та енергія Гіббса. Умови самочинного перебігу хімічних реакцій.

#### *1 Основні поняття хімічної термодинаміки*

Хімічна термодинаміка – одна з важливіших частин хімічної науки. Вона вивчає **енергетичні зміни**, які супроводжують хімічні процеси. Знання хімічної термодинаміки дозволяє з'ясувати можливість процесу відбуватися самочинно, а також визначити **теплоту процесу** та **роботу**, яку виконує система.

Для зручності розглядання процесу всесвіт поділяють на **систему** та **навколишнє середовище**. Термодинамічною системою називають частину світу яка відокремлена від навколишнього середовища дійсними або умовними межами і в якій розглядається перебіг якогось процесу.

Розрізняють такі системи:

- **ізольовані** (нема обміну енергією та речовиною);
- **замкнені** (нема обміну речовиною, є обмін енергією);
- **відчинені** (є обмін речовиною та енергією).
- 

У хімічній термодинаміці користуються так званими термодинамічними

функціями (характеристиками), які дають змогу охарактеризувати стан системи і зміни, що відбуваються в ній. Серед останніх важливе значення для хіміків мають **внутрішня енергія U**, **ентальпія H**, **ентропія S**, **енергія Гіббса G**.

## ***2 Внутрішня енергія та ентальпія. Перший закон термодинаміки***

Важливим первинним поняттям хімічної термодинаміки є **внутрішня енергія (U)**. Під внутрішньою енергією системи U слід розуміти загальний її запас, тобто енергію поступального й обертального руху молекул, енергію внутрішньомолекулярних коливань атомів і атомних груп, енергію руху електронів в атомах, внутрішньоядерну енергію, тобто усі види енергії, крім кінетичної і потенціальної енергії системи в цілому.

Формами передачі енергії є **теплота (Q)** і **робота (A)**. Під величиною A розуміють роботу, що протидіє всім силам, які діють на систему (зовнішній тиск, електричне і магнітне поля тощо).

Хімічні процеси відбуваються з виділенням або поглинанням теплоти. Реакції, що відбуваються з виділенням теплоти, називають **екзотермічними**, а реакції, під час перебігу яких теплота поглинається, — **ендотермічними**.

Один з фундаментальних законів природи – **закон збереження енергії (перший закон термодинаміки)**:

**Енергія не зникає і не утворюється з нічого, вона переходить з однієї форми в іншу в еквівалентних кількостях**

Для ізольованої системи перший закон термодинаміки можна конкретизувати:

**Внутрішня енергія ізольованої системи – стала. ( $U = \text{const}$ ,  $\Delta U = 0$ )**

Для замкненої системи така конкретизація буде:

**Теплота, що дістається системі, йде на зміну внутрішньої енергії та виконання роботи.**

Математичний запис цього положення має вигляд.:

$$Q = \Delta U + A, \quad (1.1)$$

де  $\Delta U = U_{\text{кін}} - U_{\text{почат}}$ .

В більшості випадків в якості роботи процесу ми будемо розглядати роботу розширення або стиснення, яка дорівнює:

$A = p \Delta V$ . В такому випадку рівняння (1.1) запишеться:

$$Q = \Delta U + p \Delta V$$

При  $V = \text{const}$ ,  $\Delta V = 0$ ,  $p \Delta V = 0$ .

$$Q_V = \Delta U.$$

**Тепловий ефект за сталим об'ємом дорівнює зміні внутрішньої енергії.**

При  $p = \text{const}$ ;  $Q = \Delta U + p \Delta V = \Delta U + \Delta (p V) = \Delta (U + p V)$ .

Позначимо  $U + p V = H$  та назвемо цю нову функцію – **ентальпія**.

$$Q_P = \Delta H.$$



**тепловий ефект за сталим тиском дорівнює зміні ентальпії.**

Під час термодинамічних розрахунків прийнято вважати теплоту, що виділяється системою, від'ємною (система втрачає енергію).

### ***3 Термохімія. Закон Гесса***

Теплові ефекти хімічних процесів вивчає **термохімія**.

Щоб забезпечити можливість порівняння теплових ефектів різних реакцій, термохімічні розрахунки слід робити відносно одного моля сполуки при температурі **25 °C (298,15 K)** і тиску **101 кПа (1 атм)**. Теплові ефекти, визначені за таких умов, називають **стандартними**.

В основі термохімічних розрахунків лежить закон, відкритий російським вченим Г.І. Гессом у 1840 р.

**Тепловий ефект реакції залежить тільки від початкового та кінцевого станів вихідних речовин та продуктів реакції і не залежить від проміжних стадій процесу.**

Із закону Гесса, який є одним із висновків закону збереження енергії, випливає два важливих **наслідки**:

#### **ПЕРШИЙ НАСЛІДОК З ЗАКОНУ ГЕССА**

**Стандартний тепловий ефект реакції дорівнює сумі стандартних теплот утворення продуктів реакції з відніманням суми стандартних теплот утворення вихідних речовин.**

$$\Delta H_r^\circ = (\sum \nu \Delta H_f^\circ)_{\text{прод}} - (\sum \nu \Delta H_f^\circ)_{\text{почат}},$$

де  $\Delta H_r^\circ$  – тепловий ефект реакції (індекс r позначає реакцію – reaction);

$\Delta H_f^\circ$  – теплота утворення (індекс f позначає утворення – formation);

$\nu$  – стехіометричний коефіцієнт.

В пожежній справі розрізняють **вищу** та **нижчу** теплоти згорання. Вищою теплотою згорання називають кількість тепла, що вилучається при повному згоранні 1 кг або 1 м<sup>3</sup> (для газів) горючої речовини за умови, що утворюється рідка вода. Нижчою теплотою згорання називають кількість тепла, що вилучається при повному згоранні 1 кг або 1 м<sup>3</sup> (для газів) горючої речовини за умови, що утворюється водяна пара.

Приклад.

Розрахувати вищу та нижчу теплоти згорання метану.

Розв'язання.

Для розрахунку вищої теплоти згорання  $Q_v$  запишемо рівняння реакції



Розрахунки проводимо згідно з наслідком з закону Гесса:

$$\begin{aligned}\Delta_f H^\circ(v) &= \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) + 2\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(р)}) - \Delta_f H^\circ(\text{CH}_4) - 2\Delta_f H^\circ(\text{O}_2) = \\ &= -393.5 + 2 \times (-285.8) - (-74.8) - 0 = -890.3 \text{ кДж.}\end{aligned}$$

Розрахунок виконано для 1 молю метану (22.4 л) . Зробимо перерахунок на 1 кубічний метр (1000 л).

$$Q_v = -890.3 \times 1000 / 22.4 = -39745 \text{ кДж}$$

Для розрахунку  $Q_n$  зробимо аналогічні розрахунки, тільки замість рідкої води візьмемо відповідне значення для водяної пари:

$$\begin{aligned}\Delta_f H^\circ(n) &= \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) + 2\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) - \Delta_f H^\circ(\text{CH}_4) - 2\Delta_f H^\circ(\text{O}_2) = -393.5 + \\ &+ 2 \times (-241.8) - (-74.8) - 0 = -802.3 \text{ кДж.}\end{aligned}$$

$$Q_n = -802.3 \times 1000 / 22.4 = -35804 \text{ кДж.}$$

**Дослід показує, що речовини, теплоти згорання яких не перевищують 2000 кДж/кг, не здатні до горіння.**

#### ***4 Ентропія та енергія Гіббса. Умови самочинного перебігу хімічних реакцій***

В якості другого закону термодинаміки прийнято постулат:

**Неможливий самочинний перехід тепла від більш холодного тіла до більш теплого**

В хімічній термодинаміці впроваджується нова термодинамічна функція **S** – **ентропія**:

$$dS = \delta Q/T$$

де  $\delta Q$  – нескінченно маленька порція теплоти,  $T$  – температура.

$$\Delta S_r^\circ = (\sum \nu S^\circ)_{\text{прод}} - (\sum \nu S^\circ)_{\text{почат}}$$

де  $S^\circ$  – абсолютні стандартні ентропії речовин,  
 $\nu$  – стехіометричний коефіцієнт.

**В ізольованій системі самочинно можуть відбуватися тільки процеси зі збільшенням ентропії. Тобто умовою можливості протікання процесу в ізольованій системі є :  $\Delta S \geq 0$**

Для замкнених системі введено нову термодинамічну функцію – **енергію Гіббса (G)**:

$$G = H - T S$$

В замкненій системі самочинно можуть відбуватись процеси. для яких енергія Гіббса зменшується:  $\Delta G < 0$  (при  $p$  і  $T = \text{const}$ ).

Розрахунок  $\Delta G$  аналогічний до обчислення  $\Delta H$  і  $\Delta S$ :

$$\Delta G_r^\circ = (\sum \nu \Delta G_f^\circ)_{\text{прод}} - (\sum \nu \Delta G_f^\circ)_{\text{почат}}$$

де  $\Delta G_f^\circ$  – стандартні енергії Гіббса утворення речовин.

## Лекція 6.

### Хімічна кінетика.

#### Каталіз

#### План

1. Основні поняття хімічної кінетики.
2. Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас.
3. Залежність швидкості реакції від температури.
4. Каталіз. Інгібітори горіння.
5. Поняття про механізм реакцій. Ланцюгові реакції.
6. Швидкість гетерогенних реакцій.
7. Горіння та вибух.

#### *1 Основні поняття хімічної кінетики*

Розділ хімії, що вивчає швидкість перебігу різних хімічних реакцій, називається **хімічною кінетикою**.

**Швидкість гомогенної реакції визначається зміною кількості будь-якої з вихідних речовин або кінцевих продуктів реакції за одиницю часу, віднесена до одиниці об'єму**

$$v = (1/V) \, dn/d\tau$$

де  $V$  – об'єм,  $n$  – кількість речовини,  $\tau$  – час.

Враховуючи, що  $n/V = c$ , швидкість гомогенних реакцій можна записати так:

$$v = dc/d\tau$$

**Швидкість гомогенної реакції визначається зміною концентрації будь-якої з вихідних речовин або кінцевих продуктів реакції за одиницю**

часу

Швидкість хімічної реакції залежить від **природи реагуючих речовин, їх концентрації, температури, а також від наявності каталізатора, інгібітору** тощо.

### *2 Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас*

Залежність швидкості хімічних реакцій від концентрацій реагуючих речовин була встановлена видатним російським фізико-хіміком М. М. Бекетовим, а також норвезькими вченими **К.М. Гульдбергом і П. Вааге**, які в 1867 р. сформулювали цю залежність, відому нині як **закон дії мас**:

**Швидкість хімічної реакції за сталої температури прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, що дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам.**

У загальному вигляді для реакції  $aA + bB + cC = \text{продукти}$  закон дії мас можна записати так:

$$v = k c_A^a c_B^b c_C^c$$

$k$ —коефіцієнт пропорційності, що називається **константою швидкості** реакції.

Константа швидкості реакції не залежить від концентрацій реагуючих речовин, але залежить від природи речовин і температури. Константа швидкості відповідає швидкості реакції при концентрацій реагуючих речовин, що дорівнюють 1 моль/л. (Якщо  $C=1$ , то  $v = k$ )

### *3 Залежність швидкості реакції від температури*

Швидкість хімічних реакцій здебільшого зростає з підвищенням температури. Залежність швидкості хімічних реакцій від температури

встановив відомий голландський учений **Я.Г. Вант-Гофф** у 1884 р.:

**При підвищенні температури системи на кожні 10 градусів швидкість більшості реакцій зростає в 2—4 рази.**

**Правило Вант-Гоффа** можна виразити співвідношенням:

$$V_{T+10}/V_T = \gamma = 2-4;$$

Якщо температура змінюється не на 10 К, то користуються рівнянням:

$$V_{T_2} / V_{T_1} = \gamma^{10 \frac{T_2 - T_1}{10}}.$$

де  $\gamma$  – температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції.

Правило Вант-Гоффа є приблизним правилом, використання його обмежено помірними температурами.

Більш точно залежність швидкості реакції від температури описується емпіричним **рівнянням Арреніуса**:

$$k = A \times e^{-E_{\text{акт}}/(RT)},$$

де  $k$  – константа швидкості реакції,  $A$  – константа для кожної реакції,  $e$  – основа натурального логарифма,  $E_{\text{акт}}$  – енергія активації,  $R$  – газова стала,  $T$  – температура.

**Енергія активації** – це надлишкова енергія в порівнянні з середньою, яку повинні мати реагуючі частинки, щоб їхні зіткнення спричинили хімічні взаємодії.

#### ***4 Каталіз. Інгібітори горіння***

Швидкість реакції можна змінити введенням в реакційну суміш спеціальних речовин. Речовини, які прискорюють швидкість реакції, але не витрачаються в результаті її перебігу, називаються **каталізаторами** (позитивними

каталізаторами). Речовини, які сповільнюють швидкість реакції, називаються **інгібіторами (негативними каталізаторами)**.

### ***5 Поняття про механізм реакцій. Ланцюгові реакції***

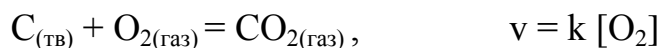
Теорію ланцюгових реакцій розробили видатний російський учений **М.М. Семенов** та відомий англійський дослідник **С.Н. Хіншелвуд**, які у 1956 р. за свої праці в цій галузі були удостоєні Нобелівської премії.

**Ланцюговими** називаються реакції, які включають велику кількість стадій, що відбуваються послідовно. Здійснення цих

реакцій зумовлено наявністю вільних радикалів, які перетворюють неактивні молекули на активні. (Вільні радикали – це частки, які мають неспаровані електрони; більшість вільних радикалів дуже реакційно здатні і не в змозі накопичуватися в значних кількостях).

### ***6 Швидкість гетерогенних реакцій***

Для гетерогенних реакцій у кінетичне рівняння концентрації твердих речовин не входять. Концентрація твердої речовини є сталою величиною і входить у константу швидкості. Так, наприклад, для реакцій горіння вугілля закон дії мас записується так:



### **7 Горіння та вибух**

**Горіння – це фізико–хімічний процес, для якого характерні три ознаки: хімічне перетворення, вилучення тепла та вилучення світла.**

Згідно з теорією **Зельдовича**, для виникнення процесу горіння потрібно, щоб у деякому об'ємі швидкість тепловиділення перевищувала швидкість тепловіддачі.



## РОЗДІЛ 2

### Лекція 7

#### Хімічна рівновага. Зміщення рівноваги. Фазова рівновага.

##### План.

1. Поняття про хімічну рівновагу.
2. Константа рівноваги.
3. Зміщення рівноваги. Принцип Ле-Шательє.
4. Рівновага в гетерогенних системах.
5. Фазова рівновага.

#### *1. Поняття про хімічну рівновагу*

Стан системи реагуючих речовин (оборотної реакції), за якого швидкості прямої та зворотної реакцій стають однаковими, називається хімічною рівновагою.

В стані хімічної рівноваги кількості вихідних речовин і продуктів реакції не змінюються, оскільки реакція відбувається в обох напрямках з однаковими швидкостями.

Стан хімічної рівноваги має рухомий, динамічний характер.

З точки зору хімічної термодинаміки в стані хімічної рівноваги енергія Гіббса системи має найменше значення.

#### *2. Константа рівноваги*

Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є її константа. Розглянемо це на прикладі взаємодії оксиду сульфуру (IV) з киснем:



Швидкість прямої реакції, згідно з законом дії мас, дорівнює:

$$V_1 = k_1 [SO_2]^2 [O_2],$$

швидкість зворотної реакції

$$V_2 = k_2 [SO_3]^2,$$

В момент встановлення хімічної рівноваги

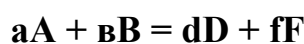
$v_2 = v_1$ , тобто

$$k_1 [SO_2]^2 [O_2] = k_2 [SO_3]^2$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 [O_2]}$$

$$K = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 [O_2]}$$

**В загальному випадку для реакції:**



$$K = \frac{[D]^d \cdot [F]^f}{[A]^a \cdot [B]^b},$$

Термодинаміка дає універсальне співвідношення між стандартною зміною енергії Гіббса і величиною константи хімічної рівноваги:

$$\Delta G^0 = -RT \ln K.$$

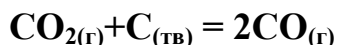
### ***3. Зміщення рівноваги. Принцип Ле-Шательє***

**Якщо на систему, що перебуває у стані рівноваги подіяти ззовні, то в системі відбуватимуться зміни, що послаблюють або знищують цю дію.**

### **4. Рівновага в гетерогенних системах**

Для гетерогенних реакцій у вираз константи рівноваги, аналогічно до виразу закону дії мас, **входять концентрації тільки тих речовин, які перебувають у газовій або рідкій фазі.**

Для реакції.



вираз константи хімічної рівноваги запишеться так:

$$K = [\text{CO}]^2 / [\text{CO}_2].$$

Концентрація вуглецю ( тверда речовина ) не входить до виразу константи хімічної рівноваги тому, що це стала величина.

### ***5. Фазова рівновага***

Гетерогенні рівноваги в процесі переходу речовин з однієї фази в іншу, що не супроводжуються зміною хімічного складу речовин, називаються фазовими рівновагами.

## Розділ 3

### Лекція 8.

#### Розчини

##### План.

1. Типи розчинів.
2. Способи вираження складу розчинів.
3. Розчини електролітів та неелектролітів.
4. Сила електролітів. Константа та ступінь дисоціації
5. Закони Рауля.
6. Вода як розчинник, її значення в пожежогасінні.
7. Іонні реакції та гідроліз.

#### 1. Типи розчинів.

**Розчинами називаються гомогенні термодинамічно стійкі системи змінного складу з двох і більшого числа компонентів.**

#### 2. Способи вираження складу розчинів

**Масова частка** — це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину. Масову частку виражають у частках одиниці або у відсотках (0,5 або 50 %) і позначають літерою  $\omega$  - омега.

**Мольна частка** – це відношення кількості розчинної речовини до суми кількостей всіх речовин у розчині. Мольна частка безрозмірна величина, позначають літерою  $N$ .

**Молярна концентрація** — це відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину. Молярність виражають у молях на літр (скорочено  $M$ ) і позначають літерою  $C$ .

Кількісний склад розчину можна виражати через **моляльність** – число молів розчиненої речовини, що міститься в 1000 г розчинника її позначають  $m$ .

#### 3. Електроліти та неелектроліти

Речовини які розкладаються в розчині на йони, називаються **електролітами**; які не розкладаються називаються **неелектролітами**. Процес розпаду речовин на іони називається **електролітичною дисоціацією**. Позитивно заряджені іони називаються **катионами**, негативно заряджені – **аніонами**.

#### 4. Сила електролітів. Константа та ступінь дисоціації

Кількісною характеристикою повноти перебігу електролітичної дисоціації є **ступінь дисоціації  $\alpha$** , який дорівнює відношенню числа молекул електроліту, що розщепились у розчині на іони, до загального числа молекул у розчині. Ступінь дисоціації виражається дробовим числом або у відсотках і змінюється від 0 до 1 (0 ... 100 %).

Більш зручною характеристикою сили електроліта є константа дисоціації. Для електроліту КА, який дисоціює згідно з рівнянням:



константа дисоціації запишеться:

$$K = \frac{[K^+] \times [A^-]}{[KA]}$$

Константа і ступінь дисоціації пов'язані **рівнянням Освальда**:

$$K = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}$$

де С – загальна концентрація електроліту.

#### 5. Закони Рауля

**Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини.**

Позначивши мольну частку розчинника  $N_1$ , а мольну частку розчиненої речовини  $N_2$ , закон Рауля можна виразити рівняннями

$$(p_0 - p_1) / p_0 = N_2,$$

Другий варіант формулювання закону Рауля:

**Тиск насиченої пари над розчином дорівнює добутку його тиску над чистим розчинником на мольну частку розчинника.**

$$p_1 = p_0 N_1$$

**Температури замерзання і кипіння розчинів.** Температури замерзання і кипіння розчинів залежать від тиску насиченої пари розчинника над розчином нелеткої речовини.

**Підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання розчину прямо пропорційні молярності розчину**

$$\Delta T_{\text{кип}} = E m,$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = K m$$

де  $m$  — моляльність розчину,  $E$  і  $K$  — відповідно ебуліоскопічна і криоскопічна сталі, що не залежать від природи розчиненої речовини, а залежать тільки від природи розчинника і абсолютної температури  $T$ .

$$P_{\text{осм}} = cRT,$$

де  $P_{\text{осм}}$  — осмотичний тиск розчину, Па;

$c$  — молярна концентрація розчину, моль·м<sup>-3</sup>;

$R$  — універсальна газова стала (8,314 Дж·моль<sup>-1</sup>·К<sup>-1</sup>);

$T$  — абсолютна температура, К.

Це вираз закону осмотичного тиску Вант-Гоффа:

**Осмотичний тиск розчину прямо пропорційний до його концентрації та температури.**

$$P_{\text{осм}} = (m/M)RT$$

Закони Рауля справедливі для електролітів в дещо зміненому вигляді

$$\frac{\Delta P}{P} = \frac{i n}{\sum n_i},$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = iEm,$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = iKm,$$

$$\pi = iCRT.$$

де  $i$  — ізотонічний коефіцієнт.

Ізотонічний коефіцієнт враховує той факт, що в розчині електроліту кількість часток (іонів та молекул) більше ніж у випадку з речовиною, що недисоціює (тільки молекули).

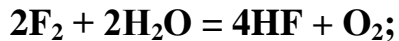
Його можна розрахувати, якщо відома ступінь дисоціації ( $\alpha$ ) і кількість часток на які розпадається електроліт( $n$ ):

$$i = 1 + \alpha(n-1)$$

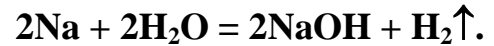
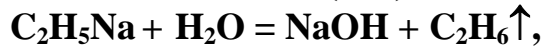
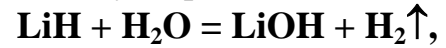
### **6. Вода як розчинник, її значення в пожежогасінні**

Вода — найбільш поширений засіб пожежогасіння. Вона може застосовуватися самостійно (компактний струмінь або дрібнорозпилений), а також в суміші з різними речовинами. Найбільш старими засобами пожежогасіння на основі води є водні розчини солей.

**Вода досить хімічно активна. Вона реагує з активними металами, з оксидами багатьох металів і неметалів з утворенням основ і кислот, з активними неметалами з утворенням оксигенвмісних і безоксигенних кислот:**



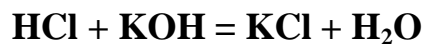
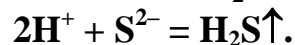
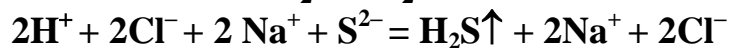
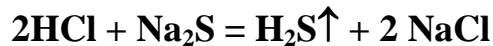
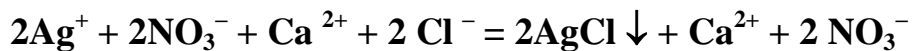
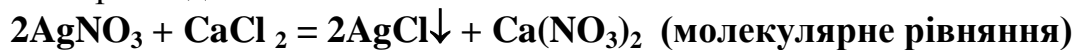
При виборі засобів пожежогасіння треба брати до уваги хімічні властивості води. Вона з деякими речовинами реагує бурхливо, що може привести до підсилення пожежі або вибуху газів, що утворюються:



### 7. Іонні реакції та гідроліз

Між молекулами та іонами в розчинах можуть відбуватись реакції. Такі реакції називають іонообмінними.

Реакції обміну в розчинах електrolітів **практично протікають у бік утворення осаду, газів і слабких електrolітів**. При складанні іонних рівнянь треба керуватися тим, що сильні електrolіти, які практично повністю дисоційовані, пишуться у вигляді іонів, а речовини малодисоційовані, малорозчинні і газоподібні зображуються в молекулярній формі. Наприклад:



## Лекція 9.

### КОЛОЇДНІ СИСТЕМИ

#### План.

1. Поняття про колоїдні системи.
2. Добування колоїдних систем та їх стійкість.
3. Адсорбція. Поверхнево-активні речовини.
4. Аерозолі, пили, їх пожежна небезпечність і застосування в пожежній справі.
5. Піни, їх застосування в пожежогасінні.
6. Емульсії та суспензії.

#### *1 Поняття про колоїдні системи*

Систему, утворену з часточок подрібненої речовини, називають **дисперсною**. Дисперговані речовини таких систем називають **дисперсною фазою**, а середовище, в якому вони містяться — **дисперсним середовищем**. Залежно від розмірів часточок дисперсної фази розрізняють:

- 1) істинні розчини;
- 2) колоїдні розчини;
- 3) грубодисперсні системи.

**Істинними розчинами** називаються дисперсні системи, в яких молекули або йони твердої речовини рівномірно розподілені серед молекул розчинника.

**Колоїдні системи** характеризуються розміром часточок дисперсної фази в межах від 1 до 100 нм. Такі системи іноді називають **золями**, а якщо дисперсна фаза перебуває в рідкому середовищі – **колоїдними розчинами**. З погляду термодинаміки більшість колоїдних систем не рівноважні (**термодинамічно нестійкі**), але з точки зору хімічної кінетики багато таких систем **кінетично стійкі**.

#### **2 Добування колоїдних систем та їх стійкість.**

Утворення колоїдної системи може відбуватися двома шляхами;

- 1) **сполученням** (агрегацією) окремих молекул, атомів або іонів;
- 2) **диспергуванням** часточок розчиненої речовини до досягнення ними розміру колоїдних

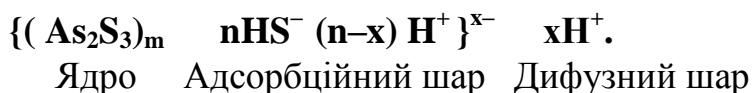
Для досягнення колоїдного стану системи потрібно не тільки добитися певного ступеня подрібненості речовини, а й забезпечити відповідні умови для збереження цього ступеня подрібненості за допомогою **стабілізатора**.

В центрі колоїдної часточки розміщене **ядро**, яке складається з міцно сполучених між собою молекул або йонів речовини дисперсної фази. Поверхня ядра вкрита **адсорбційним шаром**, який складається з адсорбованих іонів з надлишком зарядів одного знака. Ядро разом з



адсорбційним шаром називають **гранулою**. Навколо гранули в дисперсійному середовищі можна виділити **дифузійний шар**, в якому розміщуються протиіони відносно іонів адсорбційного шару. Гранулу, оточену **дифузійним шаром**, називають **міцелюю**.

Схема міцели сульфїду арсену(III)  $As_2S_3$  :



Процес збільшення розмірів часточок дисперсної фази золю називається **коагуляцією**. Коагуляція зумовлює поступове осідання часточок і виділення їх з розчину у вигляді осаду. Цей процес називається **седиментацією**.

**Грубодисперсними** системами називаються системи, в яких містяться часточки дисперсної фази за розмірами більші, ніж 100 нм. Ці часточки перебувають у рідині в завислому стані. До грубодисперсних систем належать **суспензії й емульсії**.

### ***3 Адсорбція. Поверхнево-активні речовини***

Колоїдні системи мають дуже велику поверхню ( $10^1-10^3$  м<sup>2</sup>/г). Частки, що знаходяться на поверхні, мають підвищену енергію у порівнянні з частками, що знаходяться в глибині фази. Явище поглинання однієї речовини поверхнею іншої називається **адсорбцією**.

Чим вище енергія поверхневого шару, тим більший поверхневий натяг. **Поверхневий натяг ( $\sigma$ )** – це енергія Гіббса (G) одиниці поверхні (S):

$$\sigma = (\partial G / \partial S)_{P,T,n}$$

Речовини які поглинають поверхнею та знижують поверхневий натяг, – називаються **поверхнево активними речовинами (ПАР)**.

### ***4 Аерозолі, пили, їх пожежна небезпечність і застосування в пожежній справі***

**Аерозолями** називають системи, в яких дисперсійним середовищем є газ. Аерозолі поділяють на такі класи: тумани ( системи рідина/газ); пил – диспергаційні аерозолі (тверда речовина/газ); дим – конденсаційні аерозолі (тверда речовина/газ). Аерозолі речовин, що спроможні горіти, – вибухо- та

пожежонебезпечні. Горіння аерозависів проходить подібно до горіння газоповітряних сумішей, тобто звичайно у вигляді вибуху. Особливо тяжкі наслідки бувають після вибухів пилу у вугільних копалинах та пилу борошна на підприємствах харчової промисловості.

Аерозолі широко використовуються в пожежній справі. Так, для гасіння пожеж широко застосовуються порошкові вогнегасні суміші (ПВС). ПВС – це дрібнодисперсні порошки деяких речовин, що гальмують процес горіння (карбонати та гідрокарбонати лужних металів, фосфати амонію, сульфат калію та інші). Основний вогнегасний ефект ПВС – гетерогенна рекомбінація радикалів, що утворюються під час горіння. В деяких випадках можливо інгібування реакцій горіння паром, що утворюється під час сублимації часток вогне-гасного порошку.

В останні роки для гасіння пожеж стали використовувати аерозольутворюючі суміші – АУС. АУС – це суміші окисника, пального та вогнегасного порошку. Після запалення цієї суміші відбувається інтенсивна реакція горіння, при якій утворюється велика кількість газів ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ), котрі, виходячи крізь сопло, розпилюють вогнегасний порошок. При цьому утворюється хмара аерозольного порошку, який гальмує процес горіння.

### *5 Піни, їх застосування в пожежогасінні*

**Піною** називається комірково–плівочна система, окремі бульбочки (комірки) якої пов'язані одна з одною до загального каркасу розділяючими плівками. Бульбочки піни можуть мати великі розміри (декілька сантиметрів), але їх відносять до колоїдних систем. Для утворення стійкої піни необхідна наявність в системі стабілізатора (піноутворювача). В якості піноутворювачей застосовують поверхнево активні речовини. За способом утворення піни поділяють на хімічні та повітряно– механічні. Хімічна піна утворюється під час утворення газу за допомогою якоїсь хімічної реакції (газоутворюючий процес). Вперше піну для гасіння пожеж запропоновано російським вченим Лораном (в 1904 році). В якості газоутворюючої реакції була запропонована така:



В якості першого піноутворювача був запропонований екстракт солодкового кореня. Спочатку використовували окремі піноутворюючі порошки (кислотний –  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , лужний –  $\text{NaHCO}_3$  + ПАР). Пізніше були запропоновані об'єднані піногенеруючі порошки (суха суміш  $\text{NaHCO}_3$  + ПАР +  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ). Однією з важливіших характеристик піни є її **кратність** – відношення об'єму піни до об'єму рідини, з якої вона утворилась. Сьогодні одержані піни з кратністю до декількох тисяч. Важливою характеристикою піни є її **стійкість**, яка визначається часом існування піни. Найбільш стійкі піни існують від десятків хвилин до годин.

## ***6 Емульсії та суспензії***

**Емульсією** називається дисперсна система, що складається з двох або більш рідких дисперсних фаз. Умови утворення емульсії – взаємна нерозчиненість двох рідин, що утворюють емульсію. Прикладами емульсій є молоко (емульсія жиру у воді), вершкове масло (емульсія води в жиру), креми, мазі. Для утворення стійкої емульсії обов'язковою умовою є присутність емульгаторів.

**Суспензії** – це грубодисперсні системи, в яких дисперсна фаза – тверда речовина, а дисперсійне середовище рідина.

## **РОЗДІЛ 4.**

### **ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ**

#### **Лекція 10.**

**Окисно–відновні процеси**

#### **Лекція 11**

**Електрохімічні процеси. Хімічні джерела струму.**

#### **План**

1. Ступінь окиснення. Окиснення та відновлення.
2. Типи окисно–відновних реакцій.
3. Складання окисно–відновних реакцій
4. Основні окисники та відновники.
5. Реакція горіння як окисно–відновний процес.
6. Пожежна небезпечність окисників та відновників.
7. Електродні потенціали та ЕРС. Рівняння Нернста.
8. Термодинаміка гальванічного елемента
9. Хімічні джерела струму.

#### **1 Ступінь окиснення. Окиснення та відновлення**

**Окисно-відновними реакціями** називаються реакції, що протікають із зміною ступеня окиснення елементів, які входять до складу реагуючих речовин.

**Ступінь окислення** – це умовний заряд атома в молекулі, розрахований виходячи з припущення, що молекула складається з іонів.

Зміна ступеня окиснення пов'язана з переходом електронів або зміщенням електронних пар

Правило для розрахунків ступеня окиснення – **алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в молекулі дорівнює нулю**. Ступені окиснення елементів, які мають (в більшості випадків) **сталі ступені окиснення**:

$\boxed{-1}$  F

$\boxed{-2}$  O (крім пероксидів, в яких ступень окиснення –1)

$\boxed{+1}$  лужні метали, водень (крім гідридів, в яких ступінь окиснення водню –1)

$\boxed{+2}$  лужно-земельні метали.

**Ступені окиснення простих речовин дорівнюють 0.**

**Окиснення** – це процес віддачі електронів часткою, а **відновлення** – приєднання електронів.

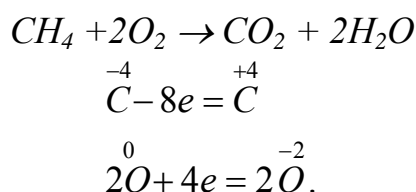
Частки, які віддають електрони, є **відновниками**, в процесі реакції вони окислюються (ступінь окиснення їх підвищується). Частки, які приєднують

електрони, є **окисниками**, під час реакції вони відновлюються ( ступінь окиснення знижується

## 2 Типи окисно–відновних реакцій

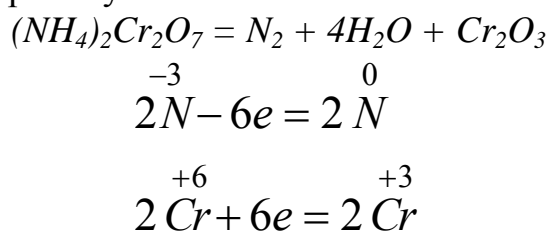
За механізмом перебігу розрізняють: **міжмолекулярні, внутрішньомолекулярні** та реакції **диспропорціонування**.

**Міжмолекулярні** - це реакції, в яких окисник і відновник є *різними речовинами*. Прикладом міжмолекулярної окисно-відновної реакції є реакція горіння, наприклад, метану:



В цій реакції карбон в молекулі метану віддає електрони, тобто він є відновником. В якості окисника виступає інша молекула – молекула гідрогену.

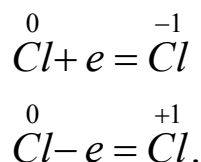
У **внутрішньомолекулярних** реакціях зміна ступеня окиснення атомів має місце *в одній молекулі*. Прикладом внутрішньомолекулярної реакції є реакція розкладення біхромату амонія:



У реакціях **диспропорціонування** окисником і відновником є *атоми того самого елемента*. Прикладом такої реакції є реакція диспропорціонування хлору в лужному середовищі:

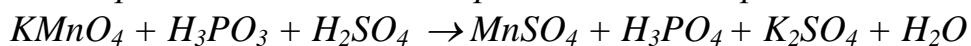


Елемент хлор в ступені окиснення 0 як збільшує свою ступінь окиснення, так і зменшує її:

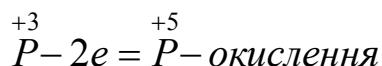
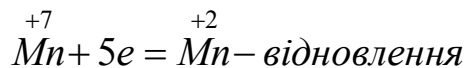
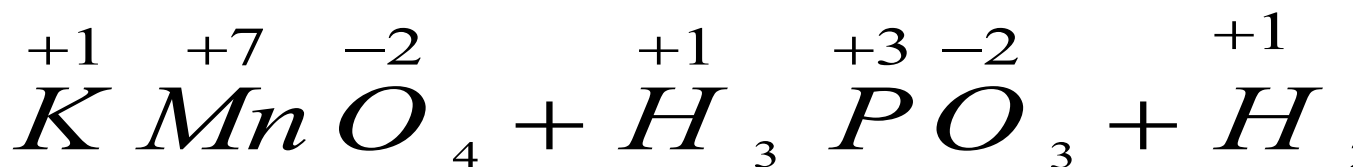


## 3 Складання окисно–відновних реакцій

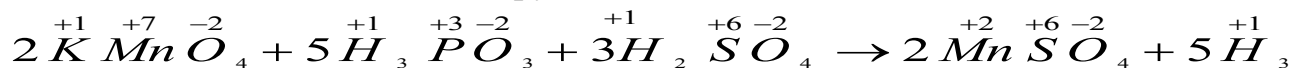
**Метод електронного балансу.** Основне правило: *Кількість відданих електронів має дорівнювати кількості приєднаних електронів.*



по-перше, треба визначити ступені окиснення елемент



Кількість відданих, електронів повинна дорівнювати кількості прийнятих електронів. Для цього першу реакцію треба помножити на 2, другу - на 5 ( +10 e та -10 e ). Вносимо ці коефіцієнти в рівняння реакції. Коефіцієнти перед речовинами, атоми яких не змінюють ступінь окиснення, знаходимо шляхом підбору:



Отже, під час складання рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронного балансу слід дотримуватись такої *послідовності дій*:

- скласти схему рівняння реакції і зазначити вихідні речовини і продукти реакції;
- визначити ступені окиснення всіх елементів, виділити елементи, ступінь окиснення яких змінюються;
- скласти електронні рівняння;
- підібрати найменші коефіцієнти, на які треба помножити електронні рівняння, щоб кількість електронів, що віддана, дорівнювала кількості електронів, що приєднана (електронний баланс):
- коефіцієнти, що підібрані, поставити в молекулярному рівнянні поперед формул відповідних сполук;
- підібрати коефіцієнти біля формул сполук, які не змінюють своїх ступенів окиснення.

#### **4 Основні окисники та відновники.**

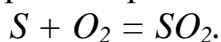
Найбільш важливими *окисниками* є такі прості речовини: *кисень, галогени, сірка, фосфор*. В якості окисників можуть виступати іони металів, що знаходяться не в нижчих ступенях окиснення  $Fe^{3+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Ti^{4+}$ . В багатьох реакціях окисниками виступають іони водню  $H^+$ . З найбільш поширених окисників – складних речовин – можна відмітити такі:  $KMnO_4$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2O_2$ ,  $HClO_4$ ,  $KClO_3$ .

З простих речовин в якості *відновників* можуть виступати *метали*, а також деякі неметали - *водень, вуглець*. Відновниками можуть бути також негативні іони неметалів –  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ ,  $S^{2-}$ ,  $N^{3-}$ , а також позитивні іони металів, що знаходяться в низьких ступенях окиснення  $Cu^+$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Cr^{2+}$ ,  $Sn^{2+}$ ,  $Mn^{2+}$ . З

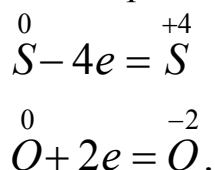
найбільш важливих відновників – складних речовин – можна відмітити такі:  $NaNO_2$ ,  $Na_2SO_3$ ,  $H_2S$ ,  $CO$ .

### 5 Реакція горіння як окисно-відновний процес

**Реакція горіння** є типовою окисно-відновною реакцією. Кисень повітря в цій реакції виступає в якості окисника, а горюча речовина – в якості відновника. Наприклад, реакція горіння сірки:



Сірка, яка має ступінь окиснення 0 (проста речовина), віддає чотири електрони, а атом кисню приєднує 2 електрони:

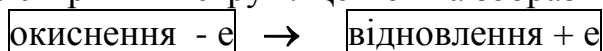


### 6 Пожежна небезпечність окисників та відновників

Контакт окисника та відновника може призвести до хімічної реакції між ними. За деяких умов така реакція може відбуватися у вигляді процесу **горіння** або **вибуху**. Особливістю реакцій між сильними окисниками та відновниками є те, що процес горіння може початися за відсутності джерела запалювання, а лише за рахунок тепловиділення внаслідок хімічної реакції. Такий процес називається **самозайманням**.

### 7. Електродні потенціали та ЕРС. Рівняння Ернста

Якщо процеси окиснення та відновлення відокремити один від одного у просторі, то виникає електричний струм. Це можна зобразити схемою:



Такий просторовий розподіл можна здійснити в **гальванічному елементі**.

Потенціал електроду залежить від природи металу, температури та концентрації іонів в розчині. Залежність електродного потенціалу( $\varphi$ ) від цих факторів відображається **рівнянням Нернста**:

$$\varphi_{Me} = \varphi_{Me}^o + \frac{RT}{nF} \ln C_{Me^{n+}},$$

де  $\varphi^o$  – стандартний електродний потенціал;

R – газова стала (8.314 Дж/моль×К);

T – температура, К;

n – заряд іона;

F – число Фарадея (96500 Кл/моль);

C – молярна концентрація (моль/л).

За стандартної температури (298 К рівняння Нернста має вигляд:

$$\varphi_{Me} = \varphi_{Me}^o + \frac{0.059}{n} \lg C_{Me^{n+}}$$

Електрод, на якому відбувається процес окиснення, називається **анодом** (негативний полюс гальванічного елемента). Електрод, на якому відбувається процес відновлення, називається **катодом** (позитивний полюс гальванічного елемента). Різниця потенціалів катода та анода є **ЕРС**.

$$ЕРС = \varphi_K - \varphi_A$$

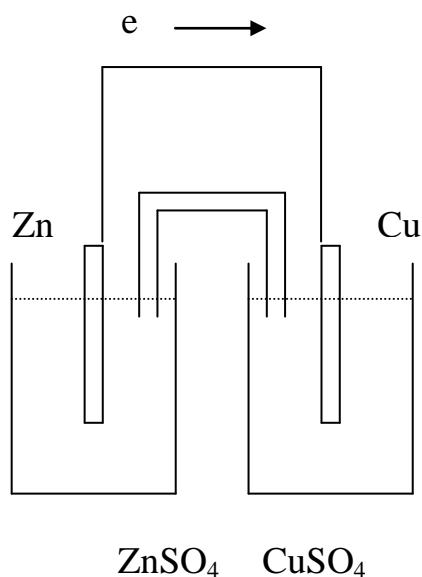
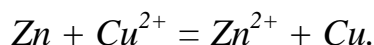
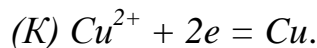
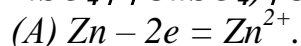
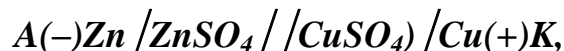


Рис. – Мідно-цинковий гальванічний елемент



### 8 Термодинаміка гальванічного елемента

ЕРС пов'язана зі зміною енергії Гіббса реакції, що відбувається в гальванічному елементі, рівнянням:

$$\Delta G = -nFE,$$

або для стандартних умов:

$$\Delta G^0 = -nFE^0,$$

де n- кількість електронів, що беруть участь у струмоутворюючій реакції,

F- число Фарадея (96500 Кл/моль). Врахувавши, що



$$\Delta G^0 = -RT \ln K,$$

$$\ln K = (nF/RT) E^0.$$

**9. Хімічні джерела струму – гальванічний елемент, акумулятор, паливний елемент та їх застосування**

**Хімічні джерела струму – це пристрої, в яких енергія окисно-відновних реакцій перетворюється безпосередньо на електричну.**

Розрізняють три основних типи хімічних джерел струму: **гальванічні елементи, акумулятори і паливні елементи**. Акумулятори являють собою електрохімічні системи, здатні до **багаторазової регенерації** (зарядження) при пропусканні через систему електричного струму від зовнішнього джерела в напрямку, протилежному до напрямку струму при розряді. Характерна особливість **паливних елементів** – подання окисника і відновника на електроди від зовнішнього джерела.

Найбільше практичне застосування знайшли сухі гальванічні елементи. Типовим прикладом таких елементів є **манганово-цинковий елемент стаканчикového типу**.

