

**МІНІСТЕРСТВО ВНУТРІШНІХ СПРАВ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ВНУТРІШНІХ СПРАВ
КРЕМЕНЧУЦЬКИЙ ЛЬОТНИЙ КОЛЕДЖ**

Циклова комісія технічного обслуговування авіаційної техніки

ТЕКСТ ЛЕКЦІЇ

**навчальної дисципліни «Хімія»
вибірковий компонент
освітньої програми першого (бакалаврського) рівня вищої освіти**

**272 Авіаційний транспорт
(Аеронавігація)**

**за темою - Основні хімічні поняття. Періодичний закон Д.І.Менделєєва у
світлі теорії будови атома.**

Кременчук 2023

ЗАТВЕРДЖЕНО

Науково-методичною радою
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 30.08.2023 № 7

СХВАЛЕНО

Методичною радою
Кременчуцького льотного коледжу
Протокол від 28.08.2023 № 1

ПОГОДЖЕНО

Секцією науково-методичної ради
ХНУВС з технічних дисциплін
Протокол від 29.08.2023 № 7

Розглянуто на засіданні циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки, протокол від 28.08.2023 № 1

Розробник:

Викладач циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки, спеціаліст вищої категорії, к. х. н., доцент Козловська Т. Ф.

Рецензенти:

- 1. Викладач циклової комісії аеронавігації Кременчуцького льотного коледжу Харківського національного університету внутрішніх справ, спеціаліст вищої категорії, викладач-методист, кандидат технічних наук, старший науковий співробітник Тягній В. Г.;*
- 2. Завідувач кафедри технологій аеропортів Національного авіаційного університету, доктор технічних наук, професор Тамаргазін О. А.*

План лекції:

1. Основи змісту атомно-молекулярного вчення. Хімічні елементи. Класифікація речовин. Алотропія.
2. Основні закони хімії. Газові закони.
3. Хімічні реакції. Класифікація хімічних реакцій.
4. Відкриття Д.І.Менделєєвим періодичного закон та періодичної системи хімічних елементів. Періодичність властивостей атомів. Значення періодичного закону і теорії будови атома.

Література:

Основна

1. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : практикум. Київ : Либідь, 2003. 205 с. URL: <http://elartu.tntu.edu.ua/handle/lib/28898> (дата звернення: 25.07.2023)
2. Кириченко В. І. Загальна хімія : навч. посібник. Київ : Вища школа, 2005. 635 с.
3. Басов В. П., Радіонов В. М. Хімія : навч. посібн. 4-те вид. Київ : Каравела, 2004. 302 с. URL: https://caravela.com.ua/index.php?route=product/product&product_id=174 (дата звернення: 16.11.2023)
4. Бочеров А. Д., Жикол О. А., Красовська М. В. Хімія : Довідник з прикладами розв'язання задач. Харків, 2011. 416 с.
5. Григор'єва В. В., Самійленко В.М., Сич А. М., Голуб О. А. Загальна хімія : підручник для студентів нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів. Київ : Вища школа, 2009. 471 с.
6. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 1. Київ : Педагогічна преса, 2002. 418 с. URL: <https://er.nau.edu.ua/handle/NAU/16542> (дата звернення: 25.11.2023)
7. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 2. Київ : Педагогічна преса, 2000. 783 с. URL: <https://er.nau.edu.ua/handle/NAU/16542> (дата звернення: 25.11.2023)

Додаткова

8. Панасенко О. І. та ін. Неорганічна хімія : підручник. Запоріжжя : Запорізький державний медичний університет, 2016. 462 с. URL: <https://ru.scribd.com/document/655105683/%D0%9D%D0%B5%D0%BE%D1%80%D0%B3%D0%B0%D0%BD%D1%96%D1%87%D0%BD%D0%B0-%D1%85%D1%96%D0%BC%D1%96%D1%8F-%D0%9F%D1%96%D0%B4%D1%80%D1%83%D1%87%D0%BD%D0%B8%D0%BA> (дата звернення: 12.11.2023)
9. Андрійко О. О. Неорганічна хімія біогенних елементів. Київ : НТТУ«КПІ», 2013. 332 с.
10. Рейтер Л. Г., Степаненко О. М., Басов В. П. Теоретичні розділи загальної хімії. Київ : Каравела, 2012. 303 с.
11. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є. Я. Левітін, А. М. Бризицька, Р. Г. Ключова; за заг. ред. Є.Я. Левітіна. 3-тє вид. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. 512 с.
12. Гомонай В. І., Мільович С. С. Загальна та неорганічна хімія : підручник для студентів вищих навчальних закладів. Вінниця, 2016. 448 с.

Текст лекції

1. Основи змісту атомно-молекулярного вчення. Хімічні елементи. Класифікація речовин. Алотропія.

Хімія відноситься до числа природних наук, що вивчають навколишній нас світ зі всім багатством його форм і різноманіттям явищ, що відбуваються в ньому. При всіх різноманітних переходах одних форм руху в інші точно дотримується основний закон природи – закон вічності матерії і її руху. Окремі форми руху матерії вивчаються різними науками: фізикою, хімією, біологією і іншими.

Кожний вид матерії, що володіє за даних умов певними фізичними властивостями, наприклад вода, залізо, сіра, вапно і т.п., в хімії називають речовиною. Для встановлення властивостей речовини необхідно мати його можливо більш чистим.

Речовини в чистому вигляді в природі не зустрічаються. Природні речовини є сумішами, що складаються іноді з дуже великого числа різних речовин. Речовини, що випускаються хімічною промисловістю – також містять якусь кількість домішок.

Чисті речовини завжди однорідно, суміші ж можуть бути однорідними або неоднорідними.

Однорідними називають суміші, в яких не можна знайти частинок цих речовин унаслідок малої їх величини. Такими сумішами є суміші газів, багато рідин, деякі сплави. Прикладами неоднорідних сумішей можуть служити різні гірські породи, ґрунт, каламутна вода, заповишене повітря і т.п. Повсюдно можна спостерігати, що речовини піддаються різним змінам. Явища, при яких з одних речовин утворюються інші, нові речовини, називаються хімічними. Вивченням таких явищ займається хімія. Хімія – це наука про перетворення речовин. Вона вивчає склад і будову речовин, залежність властивостей речовин від їх складу і будови, умови і шляхи перетворення одних речовин в інші.

Хімічні зміни завжди супроводжуються змінами фізичними. Тому хімія тісно пов'язана і з біологією, оскільки біологічні процеси супроводжуються безперервними хімічними перетвореннями. Проте хімічні явища не зводяться до фізичних процесів, а біологічні – до хімічних і фізичних: кожна форма руху матерії має свої особливості.

У сучасному житті, особливо у виробничій діяльності людини, хімія грає виключно важливу роль. Немає майже жодної галузі виробництва, не зв'язаної із застосуванням хімії. Природа дає лише початкову сировину. Піддаючи природні матеріали хімічній переробці, одержують різноманітні речовини, необхідні для сільського господарства, для промисловості, для домашнього

побуту і т.п. Для хімічної переробки природної сировини необхідно знати загальні закони перетворення речовин, а ці знання дає хімія.

Уявлення про те, що речовина складається з окремих, дуже малих частинок, - атомна гіпотеза – виникло ще в Стародавній Греції. Проте створення наукове обґрунтованого атомно-молекулярного вчення стало можливим значно пізніше – в XVIII – XIX століттях, корду фізика стала базуватися на точному експерименті. В хімію кількісні методи дослідження були введені М.В. Ломоносовим в другій половині XVIII століття. Поняття

«елемент» введено в хімію Р. Бойлем для позначення «найпростіших тіл», з яких складені складні тіла і які не можуть бути хімічно розкладені. Подальший розвиток поняття «хімічний елемент» одержаний в працях М.В. Ломоносова. В своїй книзі в 1714 році «Елементи математичної хімії» він висуває ряд положень. Серед яких вводиться поняття «корпускул». Таким чином, М.В. Ломоносов заклав основи атомно-молекулярного вчення. Він чітко розрізняв два ступені в будові речовини: елементи (атоми) і корпускули (молекули).

Великий внесок у розвиток атомно-молекулярного вчення французького хіміка Лавуазьє. Він розробив кисневу теорію горіння. Лавуазьє дійшов важливого висновку: «При хімічних реакціях не тільки зберігається загальна маса речовини, але і маса кожного з елементів». (Він не допускав зміни хімічних елементів).

У основі атомно-молекулярного вчення лежить принцип дискретності (переривчастої будови) речовини: всяка речовина не є чимось суцільним, а складається з окремих дуже малих частинок. Атомно-молекулярне вчення в хімії повністю восторжествувало, коли в 1860 році в Карлсруе на I Міжнародному з'їзді хіміків були прийняті наступні основні поняття.

Молекула – це якнайменша частинка речовини, що володіє його хімічними властивостями. Хімічні властивості молекул визначаються її складом і хімічною будовою.

Атом – якнайменша частинка елементу в молекулах простих і складних речовин. Сучасне визначення **атома** – це електронейтральна частинка, що складається з позитивно зарядженого атомного ядра і негативно заряджених електронів.

Хімічний елемент – певний вид атомів з однаковим (+) зарядом ядра. Кожний окремий атом є хімічним елементом. Поєднання атомів не буде елементом: поєднання одних і тих же атомів – ця **проста речовина**, поєднання атомів різних елементів – ця **складна речовина** або суміш простих.

Алотропія – здатність хімічних елементів утворювати декілька простих речовин, різних по будові і властивостям.

Приклад:

- 1) різним числом атомів в молекулі. $O_2 - O_3$ (кисень – озон)
- 2) утворенням різних кристалічних форм (вуглець – алмаз – графіт).

Масу атомів і молекул прийнято виражати у відносних величинах – атомних одиницях маси.

Відотною атомною масою елементу називають відношення середньої маси атома природного ізотопічного складу елементу до $1/12$ маси атома вуглецю ^{12}C (а.е.м. $^{12}C = 1,661 \cdot 10^{-27}$ кг). Введено поняття в 1961 році.

Відотною молекулярною масою речовини називається величина, рівна відношенню середньої маси молекул природного ізотопічного складу речовини до $\frac{1}{2}$ маси атома вуглецю ^{12}C .

Наприклад: маса атома водню складає $1,674 \cdot 10^{-27}$ кг. Атомна маса водню $A(H) = 1,674 \cdot 10^{-27} / 1,661 \cdot 10^{-27} = 1,0079$

Моль – ця кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів і ін.), скільки атомів міститься в 0,012 кг ізотопу ^{12}C .

Число Авогадро – число структурних одиниць (молекул, атомів, іонів і ін.), що містяться в молі будь-якої речовини. Воно рівне:

$$N_A = 0,012 / 1,993 \cdot 10^{-26} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Молярна маса – відношення маси m речовини до кількості його молі n .

$$M = m/n \quad (\text{г/моль, кг/моль})$$

Молярна маса речовини, виражається в г/моль, має те ж числове значення, що і його відносна молекулярна (атомна) маса. Молярна маса газу рівна його густині по відношенню до іншого газу, помноженої густини на молярну масу другого газу:

$$M_1 = D \cdot M_2$$

Молярна маса будь-якої газоподібної речовини може бути визначена по його відносній густині: по повітрю: $M = 29 \cdot D$ по водню: $M = 2 \cdot D$.

Масу атома знаходять розподілом маси моля речовини (молярної маси) A на число Авогадро:

$$m = A/N_A$$

Міль будь-якого газу за нормальних умов займає об'єм 22,4 л. Для обчислення молярних мас газів доцільно використовувати рівняння полягання ідеального газу Менделєєва – Клапейрона:

$$pV = mRT/M,$$

де p – тиск газу, Па;

V – об'єм газу, м^3 ; m – маса газу, кг;

M – молярна маса газу, кг/моль;

R – універсальна газова постійна, 8,314 Дж/(моль*К), (кПа м³/(моль*К);

T – абсолютна температура, К

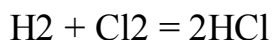
Правило Дюлонга-Пті. Добуток питомої теплоємності на атомну масу для більшості елементів приблизно рівний 26 Дж/(моль*К) або 6,3 кал/г–атом*град.

$$A \cdot c \approx 26$$

Валентність елементу – це здатність його атомів з'єднуватися з іншими атомами в певних співвідношеннях. Елементи позначають хімічними знаками. Склад складних речовин зображається у вигляді формул: H₂SO₄ Явища, при яких одні речовини перетворюються на інші, відмінні від початкових складом і властивостями, і при цьому не відбувається зміни складу ядер атомів, називаються **хімічними**.

2. Основні закони хімії. Газові закони.

Закон збереження маси речовин. Відкритий Ломоносовим в 1748 році. Застосовується в розрахунках матеріального балансу. Маса речовин до реакції рівна масі речовин, що утворюються в результаті реакції



$$2 \cdot 35,5/73 = 2 \cdot 36,5/73$$

Цей закон є окремим випадком закону збереження маси і енергії: $E = m \cdot c^2$ Через величезне значення величини c^2 тим енергіям, які виділяються або поглинаються при хімічних реакціях, відповідають дуже малі маси, що лежать зовні меж можливості вимірювань. Тому при хімічних реакціях можна не брати до уваги ту масу, яка приноситься або несеться з енергією.

Закон постійності складу. Всяка речовина незалежно від способу його отримання має постійний хімічний склад (при однаковому ізотопному складі хімічних елементів) або при утворенні складної речовини елементи з'єднуються один з одним в строго певному порядку. Відкритий Прустом в 1808 році. Інший учений Бертолле вважав, що склад речовини залежить від способу отримання. Речовини можуть мати змінний склад. Має рацію і Пруст і Бертолле, оскільки закон застосовний тільки для речовин з молекулярною структурою. Речовини постійного складу – дальтоніди. Наприклад: H₂O, CO₂, CH₄ і ін. Речовини змінного складу – бертоліди. Наприклад, залежно від способу отримання оксид ванадію (II) має склад від VO= 0,9 до VO= 1,3 або VO= 2,5 до VO= 3. З'єднання змінного складу утворюють перехідні d – елементи. **Сучасне формулювання закону постійності складу.** Склад з'єднань з молекулярною структурою є

постійним незалежно від способу отримання. Склад же з'єднань з немолекулярною структурою (атомними, іонними і металевими ґратами) не є постійним і залежить від умов отримання.

Закон кратних відносин Дальтона (1803 р.) Якщо два хімічні елементи утворюють між собою два або декілька хімічних з'єднань, то на одну і ту ж кількість одиниць маси одного елементу доводяться такі ж кількості одиниць маси іншого елементу, які співвідносяться між собою як невеликі цілі числа. Закон застосовується тільки для речовин з молекулярною структурою.

Приклад:	Кисню на одну вагову частину N	Відносна вага змісту O ₂
N ₂ O	0,57	1
NO	1,14	2
N ₂ O ₃	1,71	3
NO ₂	2,28	4
N ₂ O ₅	2,85	5

Закон еквівалентів. Елементи з'єднуються один з одним в кількостях пропорційних їх еквівалентам $m_1/m_2 = m_{\text{э}1}/m_{\text{э}2}$ Якщо одна з речовин знаходиться в газоподібному поляганні, то закон приймає вигляд:

$$m/m_{\text{э}} = V/V_{\text{мэ}}$$

$V_{\text{мэ}}$ – еквівалентний об'єм газоподібної речовини, л або м³

Приклад: $V_{\text{мэ}}(\text{H}_2) = 22,4/2 = 11,2$ л

$V_{\text{мэ}}(\text{O}_2) = 22,4/4 = 5,6$ л

Еквівалент елементу – це така кількість, яка з'єднується з 1 моль атомів водню або заміщає ту ж кількість атомів водню в хімічних реакціях (молі). Маса одного еквівалента елементу називається еквівалентною масою $m_{\text{э}}$ (г/моль)

$m_{\text{э}} = A/B$ Еквівалент алюмінію: $E(\text{Al}) = 1/3$ моль

Еквівалентна маса алюмінію: $m_{\text{э}}(\text{Al}) = 27/3 = 9$ г/моль.

Еквівалентом складної речовини називається така його кількість, яка взаємодіє без залишку з одним еквівалентом водню або іншої будь-якої речовини.

Еквівалентна маса з'єднання рівна молярній масі, діленій на Добуток валентності елементу B на число атомів p .

$m_{\text{э}} \text{ кислоти} = M \text{ кислоти} / \text{основність кислоти}$ $m_{\text{э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98/3 = 32,7$ г/моль

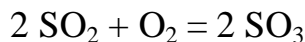
$m_{\text{э}} \text{ основи} = M \text{ основи} / \text{кислотність основи}$ $m_{\text{э}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74/2 = 37$ г/моль

$m \text{ э соли} = M \text{ соли} / \text{число атомів металу} * \text{валентність металу}$

$m \text{ э}(\text{Al}(\text{SO}_4)_3) = 342/2 * 3 = 57 \text{ г/моль}$

Газові закони

Закон Гей-Люссака (закон об'ємних відносин). Об'єми газів, що вступають в реакцію, за однакових умов (T і p) відносяться один до одного як прості цілі числа:



$$2:1 = 2$$

Закон Авогадро. У рівних об'ємах газів за однакових умов (T і p) міститься однакове число молекул. Слідство із закону Авогадро

а) 22,4 л – об'єм 1 моль газу при н.у. (273 К, 101,325 кПа)

б) число Авогадро $6,02 * 10^{23}$ моль⁻¹.

$R = 0,082 \text{ атм} * \text{л} / \text{моль} * \text{К}$

Молярний об'єм – відношення об'єму речовини до кількості цієї речовини

$$V_m = V / n$$

Закон Бойля – Маріотта. $pV = \text{const}$, при $T = \text{const}$

При $T = \text{const}$ об'єм даної кількості газу обернено пропорційний тиску під яким він знаходиться.

$$p_2/p_1 = V_1/V_2$$

Закон Гей –Люссака. При $p = \text{const}$ зміна об'єму газу пропорційна температурі.

$V/T = \text{const}$, при $p = \text{const}$ З'єднаний закон Бойля-Маріотта і Гей-Люссака:

$$p V/T = \text{const}$$

Закон парціального тиску Дальтона. Тиск суміші газів, що хімічно не взаємодіють один з одним, рівний сумі парціального тиску газів, що становлять суміш:

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n$$

Парціальний тиск газу – цей тиск, який проводив би кількість газу, що є в суміші, якби воно займало при тій же температурі весь об'єм, займаною сумішшю.

Закон Дальтона, закон простих об'ємних відносин і закон Авогадро – наближені закони. При високому тиску газів спостерігаються великі відхилення від цих законів.

3. Хімічні реакції. Класифікація хімічних реакцій.

Хімічна реакція, або хімічне перетворення, – це процес, під час якого з

одних речовин утворюються інші речовини, відмінні за хімічним складом і будовою.

Хімічні реакції класифікуються за такими ознаками:

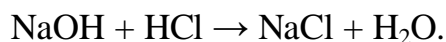
1) зміна або відсутність зміни кількості реагентів і продуктів реакції. За цією ознакою реакції поділяються на **реакції сполучення, розкладу, заміщення, обміну**.

Реакція сполучення – це реакція, під час якої з двох або кількох речовин утворюється одна нова речовина. Наприклад, $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$.

Реакція розкладу – це реакція, під час якої з однієї речовини утворюється дві або кілька нових речовин. Наприклад, $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$.

Реакція заміщення – це реакція між простою і складною речовинами, у процесі якої атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів у складній речовині, внаслідок чого утворюються нова проста і нова складна речовини. Наприклад, $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{FeCl}_2$.

Реакція обміну – це реакція, у процесі якої дві складні речовини обмінюються своїми складовими частинами. Наприклад,



2) Другою ознакою класифікації хімічних реакцій є зміна або відсутність **зміни ступенів окиснення елементів**, що входять до складу речовин, які реагують. За цією ознакою реакції поділяються на окисно-відновні та такі, які відбуваються без зміни ступенів окиснення елементів. Наприклад, $\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{ZnS}$ (цинк плюс ес утворюється цинк-ес). Це окисно-відновна реакція, під час якої Цинк віддає два електрона і набуває ступінь окиснення +2: $\text{Zn}^0 - 2e^- \rightarrow \text{Zn}^{+2}$, а Сульфур приймає 2 електрона і набуває ступінь окиснення -2: $\text{S}^0 + 2e^- \rightarrow \text{S}^{-2}$.

Процес віддавання електронів речовинами називається **окисненням**, а процес приймання електронів – **відновленням**.

3) Третьою ознакою класифікації хімічних реакцій є **виділення або поглинання енергії** в процесі реакції. За цією ознакою реакції поділяються на **екзотермічні** (що супроводжується виділенням теплоти) та **ендотермічні** (які супроводжуються поглинанням тепла).

4) Четвертою ознакою класифікації хімічних реакцій є **тип одного з реагентів**. За цією ознакою реакції поділяються на **реакції галогенування** (взаємодія з хлором, бромом), **гідрування** (приєднання молекул водню), **гідратації** (приєднання молекул води), **гідролізу, нітрування**.

5) П'ятою ознакою класифікації хімічних реакцій є **наявність каталізатора**. За цією ознакою реакції поділяються на **каталітичні** (які відбуваються тільки за наявності каталізатора) і **некаталітичні** (які відбуваються без каталізатора).

6) Ще однією ознакою класифікації хімічних реакцій є **перебіг реакції до**

кінця. За цією ознакою реакції поділяються на *оборотні* та *необоротні*.

Існують також інші класифікації хімічних реакцій. Усе залежить від того, який критерій покладено в їхню основу.

4. Відкриття Д.І.Менделєєвим періодичного закон та періодичної системи хімічних елементів. Періодичність властивостей атомів. Значення періодичного закону і теорії будови атома.

Після затвердження атомно-молекулярної теорії найважливішою подією в хімії було відкриття періодичного закону Д.І. Менделєєва в 1869 році.

Як головна характеристика елементу при побудові періодичної системи була прийнята його атомна маса.

Властивості простих тіл, а також форми і властивості з'єднань елементів знаходяться в періодичній залежності від величини атомних терезів елементів. У відповідності цьому закону і складена періодична система елементів, яка об'єктивно відображає періодичний закон. Спроби систематизувати відкриті хімічні елементи проводилися і до Менделєєва. Це виражено в працях Доберейнера, Ньюлендса, Майєра, Одлінга і ін. хіміків.

Міжнародний з'їзд хіміків в 1860 році, на якому були прийняті єдині визначення основних понять: атом, елемент, атомна вага, валентність і ін. дав поштовх і розширив можливості класифікації елементів. Це привело до появи нових гіпотез і таблиць, більш менш близьких формою до первинних варіантів періодичної системи Д.І. Менделєєва.

Це система елементів, запропонована де Шанкуртуа в 1863 році у вигляді циліндра, англійського ученого Ньюлендса 1865 року у вигляді октав, згідно якої властивості елементів повторюються через кожні сім елементів на восьмій.

Недоліки:

- 1) у шести випадках він розташував на одне місце по 2 елементи;
- 2) порушив послідовність розташування елементів за збільшенням атомних терезів;
- 3) відсутність вільних місць в таблиці, що виключало відкриття нових елементів.

У таблиці, запропонованій німецьким хіміком Майєром елементи, розташовані за збільшенням атомних терезів у вертикальних стовпцях, які вважалися аналогічними по хімічних властивостях. Головний недолік запропонованих таблиць - не розкривається періодичність в зміні властивостей елементів.

Менделєєв же вже в первинному варіанті таблиці розташовує елементи

через певні інтервали, в порядку зростання їх атомних терезів, з дотриманням періодичності в зміні властивостей, незалежно від відсутності не відкритих на той час елементів.

У 1871 році Менделєєв розробляє новий клітинний варіант таблиці, яку називають природною системою елементів. В цьому варіанті всі елементи розділяються на вісім груп. Номер групи відповідає вищій валентності, що входять в неї елементів. Кожна група, окрім VIII, має головну і побічну підгрупи. Елементи підгрупи є хімічними аналогами по відношенню один до одного. В системі 12 горизонтальних рядків елементів названих рядами. Елементи парних рядів характеризуються більш вираженими металевими властивостями, а елементи непарних рядів – неметалічними. В системі вказані форми вищих кисневих і водневих з'єднань елементів. Виходячи, що властивості будь-якого елементу знаходяться в закономірному зв'язку з властивостями сусідніх елементів, Менделєєв передбачає 11 ще невідомих елементів, які пізніше були відкриті, що підтвердило правильність теорії. Проте цілий ряд питань у той час залишався невирішеним:

- не була розкрита причина періодичності;
- не можна було відповісти, скільки елементів знаходяться між воднем і ураном і чи можливі елементи між воднем і гелієм;
- не визначено число рідкоземельних елементів і порядок їх розташування в періодичній системі Менделєєва;
- причини невідповідності валентності і номера групи (наприклад: F^{-1} , Au^{+2} , Os^{+8} , O^{-2} в VII групі) і ін.

Більшість цих питань одержала пояснення пізніше з відкриттям будови атомів.

В дослідів Резерфорда виходило, що заряд ядра чисельно рівний порядковому номеру елементу в періодичній системі. Це підтверджено Г.Мозлі англійським фізиком, що встановив в 1913 році простий зв'язок між довжинами хвиль певних ліній рентгенівського спектру елементу і його порядковим номером. Був встановлено фізичне значення порядкового номера елементу в періодичній системі: порядковий номер виявився найважливішою константою елементу, що виражає позитивний заряд ядра його атома. З електронейтральності атома виходить, що і число обертаються навкруги ядра електронів рівне порядковому номеру елементу.

Це відкриття дало нове обґрунтування розташуванню елементів в періодичній системі. Разом з тим воно усувало і уявну суперечність в системі Менделєєва – положення деяких елементів з більшою атомною масою

попереду елементів з меншою масою (телур і йод, аргон і калій і т.п.). Виявилося, що суперечності тут немає, оскільки місце елементу в системі визначається зарядом атомного ядра.

Отже, заряд атомного ядра є тією основною величиною, від якої залежать властивості елементу і його положення в періодичній системі.

Періодичний закон Менделєєва в даний час формується таким чином: властивості елементів і утворюваних ними простих і складних речовин знаходяться в періодичній залежності від заряду ядра атомів елементів. Вираз періодичного закону знайшов своє віддзеркалення в періодичній системі елементів. Найпоширенішими варіантами періодичної системи є довгий і короткий. Довга форма періодичної системи елементів містить 7 періодів і 18 груп. Групи нумеруються римськими цифрами з буквами А і В. Лантаноїди, як і актиноїди, називають сімейством і не відносять до якої-небудь групи. Короткий варіант складається з періодів, рядів і груп. У періодичній системі по горизонталі є 7 періодів, що позначаються римськими цифрами. I, II і III називаються малими, а інші великими. В першому періоді – 2 елементи, в II і III – по 8, IV і V – по 18, в VI – 32, в VII (незавершеному) – 21 елемент. Номери елементів називаються порядковими або атомними номерами. Елементи II і III періодів Менделєєв назвав типовими. Властивості їх закономірно змінюються від типового металу до благородного газу. Закономірно змінюються в періодах і форми з'єднань елементів.

У системі 10 рядів. Кожний малий період складається з одного ряду, кожний великий – з двох лав: парного верхнього і непарного (нижнього). В парних рядах великих періодів (4, 6, 8 і 10) знаходяться одні метали, і властивості елементів в ряду зліва на право змінюються слабо. В непарних рядах великих періодів (5, 7, 9) властивості елементів в ряду зліва на право змінюються, як біля типових елементів, тобто посилюються неметалічні властивості.

Основною ознакою, по якій елементи великих періодів розділені на два ряди, є їх ступінь окислення (за часів Менделєєва – валентність).

У VI періоді вслід за лантаном розташовуються 14 елементів званих лантаноїдами. Вони поміщені внизу таблиці. Хімічні властивості їх дуже схожі. Для них характерна горизонтальна аналогія.

У VII періоді розташовується сімейство актиноїдів. Проте, на відміну від лантаноїдів горизонтальна аналогія у них виражена слабо. Вивчення хімічних властивостей актиноїдів у край складне унаслідок нестійкості їх ядер. У періодичній системі по вертикалі розташовано вісім груп. Номер групи пов'язаний із ступенем окислення елементів.

Кожна група ділиться на дві підгрупи – головну і побічну. Головну

підгрупу складають типові елементи (елементи II і III періодів) і схожі з ними по хімічних властивостях елементи великих періодів.

Побічну підгрупу складають тільки метали – елементи великих періодів. VIII група відрізняється від інших. Комі головної підгрупи гелію вона містить три побічні підгрупи: підгрупу заліза, підгрупу кобальту і підгрупу нікелю. Хімічні властивості елементів головної і побічної підгрупи значно розрізняються. В системі вказані форми вищих кисневих і водневих з'єднань елементів.

Властивості елементів в підгрупах закономірно змінюються: зверху вниз посилюються металеві властивості. В періодах зліва направо посилюються неметалічні властивості.

У світлі вчення про будову атомів стає обґрунтованим розділення Менделєєвим всіх елементів на сім періодів. Номер періоду відповідає числу енергетичних рівнів атомів, заповнюваних електронами. Легко з'ясовано і розподіл груп на підгрупи, заснований на відмінності в заповненні електронами енергетичних рівнів. Таким чином, в кожній підгрупі з'єднані елементи, атоми яких мають схожу будову зовнішнього електронного рівня. При цьому атоми елементів головної підгрупи містять на зовнішніх рівнях число електронів рівне номеру групи. В побічні ж підгрупи входять елементи, атоми яких мають на зовнішньому рівні по два або одному електрону. Номер групи, як правило, вказує число електронів, які можуть брати участь в утворенні хімічних зв'язків.

Періодичний закон Д.І. Менделєєва поклав початок сучасної хімії, зробив її єдиною, цілісною наукою. На основі періодичного закону були заповнені всі порожні клітини системи елементів, і сьогодні цей закон служить орієнтиром для відкриття або штучного створення нових хімічних елементів. Він підтвердив самі загальні закони розвитку природи. На основі періодичного закону розвивалося вчення про будову атома, яка розкрила його фізичне значення і пояснила розташування елементів в періодичній системі.

Складова частина атома, що має (+) електричний заряд і компенсуюча (-) заряд знаходяться в атомі електронів, була відкрита на початку 1911 року Ернестом Резерфордом при дослідженні проходження γ - випромінювання через речовини.

Дослідженнями Е.Резерфорда, а також Гейгера і О.Марсдена було встановлено, що при проходженні γ - випромінювання крізь шар газу або тонку металеву пластинку більшості γ - частинок продовжує рухатися по прямій, невелика частина відхиляється на різні кути, але деякі дуже небагато α - частинки відкидаються назад. Також зміна напрямку руху α - частинок пояснюється тим, що вони натрапляють на однойменний (+) і притому

значний по величині заряд, що має відносно велику масу. Виходячи з результатів досліджень, Резерфорд запропонував ядерну модель атома, згідно якої в центрі атома знаходиться (+) заряджене ядро, навкруги якого обертаються електрони. Сумарний (-) заряд електронів чисельно рівний (+) заряду ядра. В ядрі зосереджено 99,97% маси всього атома. Розмір ядер надзвичайно малий в порівнянні з розміром самих атомів. З дослідів Резерфорда виходило, що заряд ядра (виражений в одиницях заряду електрона) чисельно рівний порядковому номеру елементу в періодичній системі.

У 1932 році після відкриття Дж. Чедвіком електронної частинки, що не володіє електричним зарядом і названої нейтроном, маса якої набагато перевищує масу протона 1,008665 у.о., $m_p = 1,007825$ у.о., запропонована незалежно один від одного сучасна теорія атомних ядер Д.Д.Іваненко, Е.Н.Гапоном і В.Гейзенбергом. Згідно якої ядра атомів всіх елементів (за винятком H_2) складаються з протонів і нейтронів. Число протонів в ядрі визначає значення його (+) заряду, а сумарне число протонів і нейтронів – значення його маси. Ядерні частинки – протони і нейтрони об'єднуються загальною назвою нуклони.

Число нейтронів в ядрі N визначається по формулі: $N = A - Z$, де

A – атомна маса;

Z – (+) заряд (порядковий номер елементу).

Проте модель Резерфорда в деяких відносинах суперечила твердо встановленим фактам:

1. По-перше, теорія Резерфорда не могла пояснити стійкості атома.
2. По-друге, модель Резерфорда приводила до неправильних висновків про характер атомних спектрів.

Істотний крок в розвитку уявлень про будову атома зробив в 1913 році Нільс Бір, що запропонував теорію, об'єднуючу ядерну модель атома з квантовою теорією світла.

У 1900 році Планк Макс показав, що промениста (електромагнітна) енергія випускається і поглинається тілами не безперервно, а дискретно, тобто окремими партіями – квантами. При цьому енергія E кожної порції пов'язана з частотою випромінювання ν співвідношенням: $E = h \cdot \nu$, де h – постійна Планка рівна $6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж з.

У 1905 році Ейнштейн А. аналізуючи явище фотоелектронного ефекту дійшов висновку, що електромагнітна енергія існує тільки у формі квантів і отже, випромінювання є потоком неподільних частинок (фотонів), енергія яких визначається рівнянням Планка. З квантової теорії світла виходить, що фотон не здатний дробитися, він взаємодіє як ціле з електронами металу, з

світлочутливою речовиною, фотографічної плівки і т.д., тобто проявляє корпускулярні властивості. Проте фотон володіє і хвильовими властивостями: це виявляється в хвильовому характері розповсюдження світла, в здібності фотона до дифракції, інтерференції. Тому фотону властива корпускулярно-хвильова подвійність.

Грунтуючись на положенні квантової теорії світла і на лінійчатому характері атомних спектрів Нільс Бір зробив висновок, що енергія електронів в атомі не може мінятися безперервно, а змінюється скачками, дискретно. Перехід з одного дозволеного полягання в інше скоюється стрибкоподібно і супроводжується випуском або поглинанням кванта електромагнітного випромінювання.

Основні постулати теорії Бору:

1. Електрон обертається навкруги ядра не по будь-кому, а тільки по певних кругових орбітах. Ці орбіти одержали назву стаціонарних.
2. Рухаючись по стаціонарній орбіті, електрон не випромінює електромагнітної енергії.
3. Випромінювання відбувається при стрибкоподібному переході електрона з однієї стаціонарної орбіти на іншу, при цьому випускається або поглинається квант електромагнітного випромінювання, енергія якого рівна різниці енергії атома в кінцевому і в початковому поляганнях.

Теорія Бору дозволила розраховувати спектр атома водню. Розрахунки складніших атомів виконати виявилось проблематично, не дивлячись на удосконалення даної теорії Арнольдом Зоммерфельдом, у зв'язку з якими була врахована можливість руху електронів в атомі не тільки по кругових, але і по еліптичних орбітах.

Атоми різних елементів характеризуються певним значенням заряду ядра і рівним йому числом електронів, які розподіляються по енергетичних рівнях.

Поведінка електронів в атомі характеризується чотирма квантовими числами:

1. Головне квантове число, n визначає найвірогіднішу відстань електрона від ядра, тобто середні розміри електронної хмари і енергію електрона.

Сукупність електронів, що характеризуються певним головним квантовим числом, утворює в атомі енергетичний рівень або шар. Число може приймати значення ряду натуральних чисел від 1 до 7. Ці числа відповідають електронним шарам атома або енергетичним рівням, які позначаються прописними буквами латинського алфавіту:

1	2	3	4	5	6	7
K	L	M	N	O	P	Q

2. Орбітальне квантове число l , зване також побічним або азимутним, визначає форму електронної хмари і відхилення енергетичного полягання від середнього значення, що характеризується головним квантовим числом. Орбітальне квантове число приймає значення від 0 до $(n - 1)$, тобто для першого енергетичного рівня ($n = 1$) l може мати тільки одне значення 0; для другого ($n = 2$) l може мати два значення 0 і 1 і т.д. Сукупність електронів даного рівня, що характеризуються певним орбітальним квантовим числом, утворює підрівень. Чисельним позначенням підрівнів відповідають буквені:

0	1	2	3	4	5
s	p	d	f	g	h

3. Магнітне квантове число (m^l) визначає орієнтацію електронної хмари в просторі. Воно пов'язано з орбітальним квантовим числом і може приймати цілочисельні значення від $-l$ до $+l$. Таким чином, число значень m^l для даного підрівня складає $(2l + 1)$.

Полягання електрона в атомі, що характеризується певним значенням головного орбітального і магнітного квантових чисел (іншими словами – розміром, формою і орієнтацією в просторі електронної хмари), називається атомної електронної орбіталлю.

4. Спінове квантове число (m^s) не пов'язано з характеристикою атомної орбітали, а умовно характеризує власне обертання електрона навкруги своєї осі. Воно може приймати тільки два значення $+1/2$ і $-1/2$.

Перші три квантові числа характеризують орбіталь, на якій знаходиться даний електрон; четверте квантове число характеризує поведінку електрона на даній орбіталі. Загальна характеристика полягання електрона в багатеелектронному атомі регулюється принципом В. Паулі (1925 р.):

У атомі не може бути двох електронів, які характеризувалися б однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел. Це значить, що на орбіталі, що характеризується трьома квантовими числами не може бути більше два електронів. Два електрони, що знаходяться на одній орбіталі, відрізняються один від одного значеннями квантового числа спину, тобто протилежними спінами і називаються спареними.

Кількість електронів:

- на рівнях: $X_n = 2n^2$;
- на підрівнях $X_l = 2(2l + 1)$.

Електрони розміщуються на рівнях і підрівнях оболонок атомів відповідно до принципу, згідно якому стійке полягання електрона в атомі пов'язано з мінімальним значенням його енергії, і з принципом Паулі.

Електрони, число яких в атомі рівно заряду його ядра заповнюють послідовно енергетичні рівні і підрівні від низьких до вищих. Розміщення електронів по рівнях і підрівнях, що характеризується головним і орбітальним квантовими числами, виражається формулами, в яких рівні позначаються цифрами, підрівні – буквами, а число електронів в підрівні – індексами біля відповідних букв. Так, наприклад, формула $\text{Ne } 1s^2 2s^2 2p^6$ показує, що в s – підрівні першого рівня – два і в p – підрівні другого рівня – шість електронів, а загальне їх число рівне сумі індексів, тобто десяти.

Порядок заповнення електронних рівнів передбачений правилом послідовного заповнення електронами $(n+1)$ – груп В. Клечковського:

Із зростанням атомного номера елементу електрони розміщуються послідовно на орбіталях, що характеризуються зростанням суми головного і орбітального квантових чисел; при однакових значеннях цієї суми $(n+1)$ електрони заповнюють підрівні з меншим значенням головного квантового числа.

Наприклад, для атома вуглецю – нормальне полягання виражається формулою: $1s^2 2s^2 2p^2$, а збуджене - $1s^2 2s^1 2p^3$.

Дані електронні формули відображають розподіл електронів тільки по головному і орбітальному квантовим числам. Проте, поведінка електронів в атомі характеризується ще магнітним і спином квантовими числами. Для їх віддзеркалення структуру електронних оболонок умовно зображають за допомогою осередків або графічних електронних схем. Кожна відповідна даній орбіталі осередок зображається кліткою, в якій стрілками позначаються електрони. Напрямок стрілки – вгору або вниз – відповідає знаку квантового числа спину; вільна від стрілок клітка означає вільну орбіталь, яку може займати електрон при збудженні атома. Число осередків в кожному підрівні рівне максимальному числу електронів в даному підрівні, діленому на два. В кожному енергетичному осередку можуть знаходитися максимум два електрони із спинами різних знаків.

Розподіл електронів по декількох осередках одного підрівня відбувається відповідно до правила Хунда, згідно якому в даному підрівні електрони розташовуються так, щоб сума їх чисел спинів була максимальною, у зв'язку з чим вони займають найбільше число вільних осередків.

Теорія будови атомів пояснює періодичну зміну властивостей елементів в періодичній системі. У межах кожного періоду металеві властивості найбільш виражені у першого члена періоду. Потім вони поступово слабшають. Це пояснюється будовою зовнішніх електронних шарів. Метали легко віддають електрони, вступаючи у взаємодію, а неметали приєднують. Здібність до віддачі електронів характеризується потенціалом іонізації. Він залежить від заряду ядра, радіусу атома і взаємодії електронів в полі ядра. Біля елементів одного і

того ж періоду заряд ядра зростає, а радіус атома зменшується, отже, для відриву електронів потрібне все велика енергія, потенціал іонізації збільшується. Атоми неметалів приєднують електрони, перетворюючись на (-) заряджені іони, при цьому виділяється енергія. У великих періодах ослаблення металевих властивостей відбувається повільніше. Причина – йде забудова передостаннього шару, а в зовнішніх шарах кількість електронів постійна. На хімічні властивості атома роблять вплив головним чином електрони зовнішнього шару. Велика схожість лантаноїдів пояснюється тим, що число електронів змінюється в третьому зовнішньому шарі атомів і тому робить нікчемний вплив на властивість атомів. В головних підгрупах із збільшенням порядкового номера елемента зростає радіус атома, тому збільшується відштовхуюче дію на зовнішні електрони, тому зростають металеві властивості, потенціал іонізації зменшується.

У 1932 році після відкриття Дж. Чедвіком елементарної частинки, що не володіє електричним зарядом і названої нейтроном, маса якої трохи перевищує масу протона $m_p = 1,007825$ у.о., $m_n = 1,008665$ у.о., запропонована незалежно один від одного сучасна теорія атомних ядер Д.Д. Іваненко, Е.Н. Гапоном і В. Гейзенбергом. Згідно якої ядра атомів всіх елементів (за винятком H^2) складаються з протонів і нейтронів. Число протонів в ядрі визначає значення його (+) заряду, а сумарне число протонів і нейтронів – значення його маси. Ядерні частинки – протони та нейтрони об'єднуються загальною назвою нуклони.

Число нейтронів в ядрі N визначається по наближеній формулі:

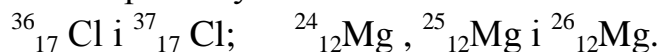
$$N = A - Z,$$

де A – атомна маса;

Z – (+) заряд (порядковий номер елемента)

Між частинками твірних ядра діють два види сил: електростатичні сили взаємного відштовхування (+) заряджених протонів і сили тяжіння, звані ядерними силами. Не всяке поєднання протонів з нейтронами стійке. У міру збільшення заряду ядра відносно число нейтронів зростає більшою мірою, ніж протонів, досягаючи значної переваги. Ядро важких елементів взагалі нестійке. Насправді виявляється, що маса ядра завжди менше суми мас протонів і нейтронів, що розглядаються окремими один від одного. Це явище одержало назву дефекту маси. Атоми, що володіють однаковим зарядом ядра (і отже, тотожними хімічними властивостями), але різним числом нейтронів (а значить, і різним масовим числом), називають ізотопами. Так, природний хлор складається з двох протонів з масовими числами 35 і 37, магній – з трьох з масовими числами 24, 25 і 26.

Для позначення ізотопів використовують запис:



Радіоактивністю називається мимовільне перетворення нестійкого ізотопу одного хімічного елементу в ізотоп іншого елементу, що супроводжується випуском елементарних частинок або ядер. Радіоактивність, що проявляється природними ізотопами елементів, називається природною радіоактивністю. Проміжок часу, протягом якого розкладається половина первинної кількості радіоактивного елементу, називається періодом напіврозпаду.

До основних видів радіоактивного розпаду відносяться: α - розпад β - розпад, електронне захоплення і спонтанний розподіл.

При α -розпаді ядро атома випускає два протони і два нейтрони, зв'язані в ядро атома гелію ^4_2He . Це приводить до зменшення заряду початкового радіоактивного ядра на 2, а його масового числа на 4.

При β -розпаді утворюється атом елементу, зміщеного на одне місце від початкового радіоактивного елементу до кінця періодичної системи. Спонтанним розподілом називається мимовільний розпад ядер важких елементів на два ядра елементів середини періодичної системи.

Ядерні реакції – перетворення атомних ядер в результаті їх взаємодії з елементарними частинками і один з одним. Написання рівнянь цих реакцій засновано на законах збереження маси і заряду.

Наприклад,

