**Періодичний закон і періодична система Д.І. Менделеєва**

План

1. Формулювання Періодичного закону.
2. Будова періодичної системи Д.І. Менделеєва
3. Періодичність властивостей хімічних елементів:

3.1. атомні та іоннні радіуси,

3.2. потенціал іонізації та спорідненість до електрона,

3.3. електронегативність.

**Формулювання періодичного закону Д.І. Менделеєвим.**

[***Д.І. Менделєєв***](http://school.xvatit.com/index.php?title=41._%D0%9F%D0%B5%D1%80%D1%96%D0%BE%D0%B4%D0%B8%D1%87%D0%BD%D0%B8%D0%B9_%D0%B7%D0%B0%D0%BA%D0%BE%D0%BD_%D1%82%D0%B0_%D0%BF%D0%B5%D1%80%D1%96%D0%BE%D0%B4%D0%B8%D1%87%D0%BD%D0%B0_%D1%81%D0%B8%D1%81%D1%82%D0%B5%D0%BC%D0%B0_%D1%85%D1%96%D0%BC%D1%96%D1%87%D0%BD%D0%B8%D1%85_%D0%B5%D0%BB%D0%B5%D0%BC%D0%B5%D0%BD%D1%82%D1%96%D0%B2_%D0%94._%D0%86._%D0%9C%D0%B5%D0%BD%D0%B4%D0%B5%D0%BB%D1%94%D1%94%D0%B2%D0%B0)узагальнив великий обсяг знань і відкрив фундаментальний закон природи ‒ [***періодичний закон***](http://school.xvatit.com/index.php?title=%D0%A2%D0%B5%D0%BC%D0%B0_16._%D0%9F%D0%B5%D1%80%D1%96%D0%BE%D0%B4%D0%B8%D1%87%D0%BD%D0%B8%D0%B9_%D0%B7%D0%B0%D0%BA%D0%BE%D0%BD_%D1%82%D0%B0_%D0%BF%D0%B5%D1%80%D1%96%D0%BE%D0%B4%D0%B8%D1%87%D0%BD%D0%B0_%D1%81%D0%B8%D1%81%D1%82%D0%B5%D0%BC%D0%B0_%D1%85%D1%96%D0%BC%D1%96%D1%87%D0%BD%D0%B8%D1%85_%D0%B5%D0%BB%D0%B5%D0%BC%D0%B5%D0%BD%D1%82%D1%96%D0%B2_%D0%94._%D0%86._%D0%9C%D0%B5%D0%BD%D0%B4%D0%B5%D0%BB%D1%94%D1%94%D0%B2%D0%B0). Але рівень тогочасних знань не давав змоги розкрити фізичний зміст періодичного закону, виявити причини періодичної зміни властивостей елементів залежно від зростання їх[***атомних мас***](http://school.xvatit.com/index.php?title=%D0%90%D1%82%D0%BE%D0%BC%D0%BD%D0%B0_%D0%BE%D0%B4%D0%B8%D0%BD%D0%B8%D1%86%D1%8F_%D0%BC%D0%B0%D1%81%D0%B8._%D0%92%D1%96%D0%B4%D0%BD%D0%BE%D1%81%D0%BD%D0%B0_%D0%B0%D1%82%D0%BE%D0%BC%D0%BD%D0%B0_%D0%BC%D0%B0%D1%81%D0%B0_%D1%85%D1%96%D0%BC%D1%96%D1%87%D0%BD%D0%B8%D1%85_%D0%B5%D0%BB%D0%B5%D0%BC%D0%B5%D0%BD%D1%82%D1%96%D0%B2). Це стало можливим лише після з'ясування будови [***атома***](http://school.xvatit.com/index.php?title=%D0%A2%D0%B5%D0%BC%D0%B0_17._%D0%91%D1%83%D0%B4%D0%BE%D0%B2%D0%B0_%D0%B0%D1%82%D0%BE%D0%BC%D0%B0:_%D1%8F%D0%B4%D1%80%D0%BE_%D1%96_%D0%B5%D0%BB%D0%B5%D0%BA%D1%82%D1%80%D0%BE%D0%BD%D0%BD%D0%B0_%D0%BE%D0%B1%D0%BE%D0%BB%D0%BE%D0%BD%D0%BA%D0%B0._%D0%A1%D0%BA%D0%BB%D0%B0%D0%B4_%D0%B0%D1%82%D0%BE%D0%BC%D0%BD%D0%B8%D1%85_%D1%8F%D0%B4%D0%B5%D1%80_%28%D0%BF%D1%80%D0%BE%D1%82%D0%BE%D0%BD%D0%B8_%D1%96_%D0%BD%D0%B5%D0%B9%D1%82%D1%80%D0%BE%D0%BD%D0%B8%29._%D0%9F%D1%80%D0%BE%D1%82%D0%BE%D0%BD%D0%BD%D0%B5_%D1%87%D0%B8%D1%81%D0%BB%D0%BE._%D0%9D%D1%83%D0%BA%D0%BB%D0%BE%D0%BD%D0%BD%D0%B5_%D1%87%D0%B8%D1%81%D0%BB%D0%BE).

На основі відкриття фізичного значення порядкового номера періодичний закон Д. І. Менделєєва нині формулюється так: **властивості елементів і утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їх атомів.**

Уточнення формулювання періодичного закону ‒ необхідний наслідок дальшого розвитку пізнання. Періодичний закон ‒ це об'єктивний закон природи. Він реально існує і діє незалежно від людської свідомості, а його формулювання відображає рівень розуміння людством цього закону. З часом формулювання законів (як і понять) може змінюватись, якщо нові відкриття дають змогу глибше зрозуміти їхню суть. Саме так відбулось і з періодичним законом, через що виникла необхідність уточнити його формулювання. Приклад із формулюванням періодичного закону дає тобі змогу зрозуміти закономірності процесу пізнання: від вивчення й узагальнення фактів — до виявлення закону природи і далі до пояснення цього закону на основі нових фактів

**Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва** ‒ так називають упорядковану множину хімічних елементів та їх класифікацію. У короткій формі цієї системи чітко  простежується розташування хімічних елементів у восьми вертикальних стовпчиках ‒ ***групах***, кожний з яких має свій номер і поділяється на *головну* та *побічну* підгрупи, і в семи горизонтальних рядах — ***періодах***, з яких перші три дістали назву *малі*, а решта — *великі*.

**Група** ‒ це вертикальний стовпчик хімічних елементів, подібних за властивостями утворених ними сполук.

**Період** ‒ це горизонтальний ряд хімічних елементів, розміщених у порядку зростання їх атомних мас, що розпочинається лужним металічним елементом, а завершується інертним елементом.

Першим варіантом Періодичної системи, який запропонував Д.І. Менделєєв, був *довгоперіодний варіант*, у якому періоди були розміщені в одну лінію. Пізніше він опублікував *короткоперіодну* форму, де періоди ділились на ряди, а групи на підгрупи.

Зараз найчастіше використовують *напівдовгий варіант* Періодичної системи, який є, по-суті, короткоперіодним варіантом, у якому для зручності лантаноїди та актиноїди винесені окремо. Надалі будемо користуватись саме таким варіантом Періодичної системи.

У сучасній Періодичній системі міститься 110 хімічний елементів, кожен з яких займає певне місце, згідно порядкового номера (заряду ядра). Для кожного елемента зазначено його символ, назву, порядковий номер та середню відносну атомну масу або масу найстабільнішого ізотопу.

Підтвердженням періодичної зміни властивостей хімічних елементів, форм і властивостей їх сполук є те, що кожна група має елементи з подібними властивостями й однаковою формою оксидів, гідратів оксидів, летких водневих сполук. Тому не випадково в нижній частині системи для кожної групи часто зазначають загальні формули *вищих оксидів і летких водневих сполук неметалічних елементів.*

*Періодична система складається з семи горизонтальних* *періодів*, перші три з яких (1 – 3) містять по одному ряду елементів і тому є *малими*. Решта періодів (4 – 7) є великими, вони містять по два ряди елементів.

Кожен період починається лужним металом і закінчується благородним газом. Лише перший період починається з неметалу, а сьомий – ще не завершений.

Елементи перших трьох періодів називають *типовими*, їх властивості плавно змінюються від типового металу до благородного газу.

У великих періодах властивості елементів плавно змінюються лише у непарних рядах (5, 7 і 9). У парних рядах (4, 6, 8, 10) розміщені метали і періодичність зміни їх властивостей малопомітна.

Лантаноїди розміщені окремим рядом внизу таблиці. Їх властивості яких схожі з Лантаном, у довгоперіодному варіанті Періодичної системи вони розміщені відразу після нього і є елементами 6 періоду.

Аналогічно розташовані і актиноїди – елементи 7 періоду, з властивостями, аналогічними Актинію.

У 1 періоді міститься 2 елементи, у 2 – 8, 3 – 8, 4 – 18, 4 – 18, 6 – 32, 7 – 21 (незавершений період).

*По вертикалі у Періодичній системі розміщено вісім груп,* які позначають римськими цифрами І – VIІІ. В межах кожної групи виділяють *головну* (або А) і *побічну* (або В) *підгрупу*.

Номер групи, як правило, рівний максимальному позитивному ступеню окиснення елемента. Винятками є Флуор (елемент VIІА групи, ступінь окиснення – 1), Купрум (ІА, +2), Аргентум (ІА, +1), Аурум (І А, +3); серед елементів VIІІ В групи, ступінь окиснення +8 характерний лише для Осмію, Рутенію та Ксенону.

Елементи головної та побічної підгруп у межах групи розташовані по різні сторони вертикального ряду (головної – зліва, побічної – справа). На рис. 5.1 це показано на прикладі VIІ групи.



У *головних підгрупах розміщені типові елементи* (2 і 3 періодів) і схожі за властивостями елементи великих періодів.

У *побічних підгрупах розташовані елементи-метали великих періодів*.

Властивості елементів головної та побічної підгрупи в межах однієї групи дуже відмінні. Так, у VIІА підгрупі розміщені неметали – галогени (F, Cl, Br, I, At), а у VIІВ підгрупі – метали (Mn, Tc, Re).

У ІІІВ підгрупі розміщені елементи 6 періоду (лантаноїди) та 7 періоду (актиноїди).

VIIВ підгрупа містить три побічні підгрупи (підгрупи Феруму, Кобальту та Ніколу).

Часто зустрічаються *історичні назви*окремих груп і підгруп Періодичної системи: ІА підгрупа – лужні метали, ІІА – лужноземельні метали, ІІІВ (лантаноїди та актиноїди) – рідкісноземельні метали, VА – пніктогени, VIА – халькогени, VIІА – галогени, VIІІА – благородні гази.

Порядковий номер елемента ‒ заряд ядра його атома. Численні експериментальні дослідження англійських учених (Е. Резерфорда, Г. Мозлі, 1917 р.) показали, що заряд ядра атома дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі.

Так було розкрито фізичний зміст порядкового номера. Він виявився дуже важливою константою, що виражає величину заряду ядра. Оскільки атом загалом електронейтральний, то й число електронів у атомі також дорівнює порядковому номеру елемента. Наприклад, порядковий номер елемента Феруму Fe — 26. Це означає, що заряд ядра його атома +26, а оскільки атом електронейтральний, то й електронів повинно бути 26, сумарний негативний заряд яких становить -26 (заряд електрона ‒ найменший негативний заряд, прийнятий за одиницю).

Відкриття фізичного змісту порядкового номера дало нове обґрунтування розміщенню елементів у періодичній системі. З'ясувалося, що елементи розміщені не стільки за зростанням атомної маси, скільки за зростанням заряду ядер їх атомів. Дістала пояснення й удавана суперечність у системі Д. І. Менделєєва ‒ розміщення трьох пар елементів (Аргон і Калій, Кобальт і Нікол, Телур і Йод) не в порядку зростання їх атомних мас, а навпаки. Виявилось, що таке розміщення відповідає  величині зарядів ядер атомів цих елементів.

З’ясування фізичної суті періодичного закону значно розширило *інформаційну функцію* періодичної системи. Відомо, що:

‒ порядковий номер хімічного елемента вказує на величину заряду ядра атома, кількість протонів у ядрі — на кількість електронів у електронній оболонці атома;

‒ кількість нейтронів у ядрі атома дорівнює різниці між відносною атомною масою хімічного елемента та його порядковим номером;

‒ номер періоду збігається з кількістю енергетичних рівнів (електронних шарів) в електронній оболонці атома;

‒ хімічні елементи однієї підгрупи мають однакову електронну формулу зовнішнього енергетичного рівня (електронного шару);

‒ в елементів головних підгруп кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні збігається з номером групи;

‒ вища валентність атомів хімічного елемента в оксидах дорівнює номеру групи (існують винятки);

‒ кількість неспарених електронів в атомах неметалічних елементів V–VІІ груп можна визначити дією віднімання: 8 ‒ номер групи.

Структура Періодичної системи повністю обумовлюється принципами будови електронної оболонки атомів. Число хімічних елементів, що містяться в кожному періоді, визначається місткістю відповідних енергетичних шарів.

Хімічні елементи, в атомах яких відбувається заповнення електронами передзовнішнього енергетичного рівня, називають перехідними.

Розподіл елементів по головних та побічних підгрупах також обумовлюється будовою електронних оболонок. До головних підгруп входять тільки s- та р-елементи, в яких заповнюється зовнішній енергетичний рівень, а до побічних груп входять d-елементи, в яких заповнюється передзовнішній електронний шар.

Якщо в атомах елементів на зовнішньому рівні є невелике число електронів (переважно від одного до чотирьох), то елемент проявляє металічні властивості, а якщо на зовнішньому рівні є більше чотирьох електронів, то елемент проявляє переважно неметалічні властивості. Чим більшим є число електронів на зовнішньому рівні, тим більше виражені неметалічні властивості й менше — металічні.

Атоми, які містять на зовнішньому рівні число електронів, проміжне між металічними й неметалічними (зазвичай це три-чотири), утворюють амфотерні сполуки.

**Залежність металічних і неметалічних властивостей від будови зовнішнього електронного шару**

Заряджений атом або групу атомів називають йоном.

Розрізняють катіони ‒ йони з позитивним зарядом, та аніони ‒ негативно заряджені йони.

Металічні властивості обумовлюються здатністю віддавати електрони, а неметалічні ‒ здатністю їх приєднувати. У періоді зі збільшенням порядкового номера металічні властивості зменшуються, а неметалічні ‒ зростають. Кожний період починається найбільш активним (серед елементів певного періоду) металічним елементом, а наприкінці періоду розташований найбільш активний неметалічний елемент (у групі VII) та інертний газ (у групі VIII).

Електронні конфігурації йонів можна вивести з електронних конфігурацій атомів, додавши до них або віднявши від них потрібне число електронів. Наприклад, електронна конфігурація атома Літію ‒ 1s2 2s1, а йона Літію Li + ‒ 1s2, що збігається з конфігурацією атома інертного газу гелію.

При утворенні аніонів додаткові електрони займають вільні орбіталі. Наприклад, конфігурація атома Хлору 1s22s22p63s23p5, а йона Cl- ‒ 1s22s22p63s23p6, що збігається з електронною конфігурацією атома інертного газу аргону.

В атомів хімічних елементів одного періоду число електронних шарів, що заповнюється, однакове, адже й радіус їхніх атомів має бути однаковим. Проте в періоді зі збільшенням порядкового номера хімічного елемента заряд ядра послідовно зростає. Електрони зі збільшенням заряду ядра притягуються до нього сильніше, і тому в періоді радіус атомів поступово зменшується.

***У головних підгрупах*** зі збільшенням порядкового номера елемента (згори вниз) зростає число зайнятих енергетичних рівнів. Саме тому радіус атомів хімічних елементів однієї групи збільшується.

Зміна радіусів атомів у групах пояснює зміну металічних властивостей елементів однієї групи. Чим далі від ядра розташовані валентні електрони (електрони зовнішнього енергетичного рівня), тим менше вони притягуються до ядра, адже зовнішні електрони зі збільшенням радіуса легше віддавати, і це призводить до того, що металічні властивості, які обумовлені здатністю елементів віддавати електрони, у групах зростають.

Водночас ***неметалічні властивості*** елементів у групах зі збільшенням радіуса атомів (порядкового номера) зменшуються.

***Металічні властивості***, таким чином, найбільш яскраво виражені в нижнього елемента підгрупи, а неметалічні ‒ у верхнього.

З огляду на зміни металічних властивостей у періодах, можна стверджувати, що серед усіх хімічних елементів найбільш активним металічним елементом є Францій (оскільки Францій у природі не виявлений, а добутий штучно ядерним синтезом, то серед існуючих елементів найбільш активний металічний елемент ‒ Цезій). А найбільш активний неметалічний елемент — Флуор.

**ВИСНОВКИ**

Наукові відкриття наприкінці XIX ст. ‒ відкриття рентгенівських променів, радіоактивності, електрона ‒ сприяли перегляду поглядів на атом як найпростішу, найменшу частинку речовини. Елементи в періодичній системі розміщені за зростанням величини заряду ядер їх атомів. Властивості елементів та їх сполук перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їх атомів.

**Завдання для самоконтролю**
*1. Чому протонне число є важливою константою хімічного елемента? Відповідь обґрунтуй.
2. Протонне число елемента дорівнює загальному числу
(а) нейтронів;   (в) нейтронів і протонів;
(б) протонів;     (г) протонів і електронів.
3. Основний внесок у масу атома роблять
(а) протони й електрони;    (в) протони й нейтрони;
(б) ядро;                           (г) нейтрони й електрони.
4. Загальне число електронів у атомі елемента з протонним числом 13 і відносною атомною масою 27 —
(а) 13; (б) 14; (в) 27; (г) 40.
5. Число протонів у нукліді Фосфору —
(а) 15; (б) 17; (в) 31; (г) 46.
6. Число нейтронів у нукліді Урану —
(а) 235; (б)92; (в) 327; (г) 146.
7. Ядро атома одного з ізотопів Купруму містить 36 нейтронів. Нуклонне число цього нукліда дорівнює
(а) 96; (б) 29; (в) 65; (г) 94.*

**Додаткові завдання**
*8. Що таке хімічний елемент? Як пояснити існування дробових значень відносних атомних мас елементів у періодичній системі?
9\*. У молекулі нітроген(ІІ) оксиду число протонів дорівнює
(а) 30; (б)15; (в) 14; (г) 16.
10\*. Більше число протонів, ніж електронів, має
(а) атом Натрію;      (в) сульфід-іон;
(б) атом Сульфуру; (г) йон Натрію.
11\*. Атомне співвідношення ізотопів Літію з нуклонними числами 6 і 7 у природному елементі Li дорівнює, відповідно, 7,3 і 92,7 % (атомних відсотків). Середня відносна атомна маса елемента Літію дорівнює (а) 6,52; (б) 6,73; (в) 6,82; (г) 6,93.
12\*. За поданими схемами напиши рівняння таких ядерних реакцій:*
