

Тема 3. Періодичний закон і періодична система елементів Д.І.Менделєєва. будова періодичної таблиці. Енергетичні характеристики атомів. Атомні та йонні радіуси. Поширення елементів в природі.

План

- 1 Історія відкриття періодичного закону
2. Періодичний закон у формулюванні Д. Менделєєва
3. Періодична система хімічних елементів та її структура
4. Енергетичні характеристики атомів.
5. Атомні та йонні радіуси
6. Поширення елементів у природі

1 Історія відкриття періодичного закону

Найважливішою подією в хімії після створення атомно-молекулярної теорії було відкриття періодичного закону. Тому, що в хімії тривалий час не було відмінності між поняттями проста речовина й елемент. Вперше поняття елемент увів Р. Бойль 1661 р. Під цим поняттям він мав на увазі просту речовину, яку можна одержати внаслідок розкладу складної речовини і яка не здатна далі до поділу. У 1694 р. було відомо 14 елементів (Au, Fe, Sb, P, Ag, Hg, As, Cu, S, Pb, Bi, Sn, Zn), до кінця XVIII ст. – 25, у першій половині XIX ст. – 56, а в середині XIX ст. – 63 елементи. Розвиток кількісних методів у хімії (основні закони), розробка атомно-молекулярного вчення пролили нове світло на ці поняття, а також дали змогу визначити деякі кількісні характеристики речовин, зокрема, відносні атомні маси. Остаточна плутанина між цими двома поняттями зникла після з'ясування того факту, що деякі прості речовини утворені з молекул, а не з простих атомів (наприклад, кисень, водень, азот, галогени). Чіткі визначення понять проста речовина і елемент дав Д. Менделєєв. Проста речовина – це метал або металоїд з притаманною йому низкою фізичних ознак і хімічних реакцій. Хімічний елемент – це окремий вид атомів, які є в складі простих і складних тіл, що має певне значення атомної маси. ною спіраллю (земна спіраль), що обгортала циліндр під кутом 45° і виявив подібність між елементами, що потрапляли на одну й ту саму твірну циліндра. Він висловив припущення, що властивості елементів є властивостями чисел, проте не побачив у цій залежності періодичності. Дж. Ньюлендс в Англії 1864 р. зробив спробу пов'язати властивості елементів з їхніми атомними масами. Він розташував елементи в порядку зростання атомних мас і виявив вісім груп подібних хімічних елементів. Учений помітив, що кожний восьмий елемент за властивостями подібний до першого (правило октав). Проте часто подібні елементи

не потрапляли в один ряд, елементи він розташовував не закономірно, а підганяв під емпіричне правило. Заслугою Дж. Ньюлендса є те, що він першим почав оперувати поняттям порядковий номер (за сучасною термінологією протонне число). Услід за першими статтями Дж. Ньюлендса У. Одлінг запропонував таблицю, у якій 48 елементів були об'єднані у 13 груп, і зазначив, що суто арифметичне розташування елементів за порядком (атомних мас) узгоджується з подібністю їхніх хімічних властивостей. Ця таблиця була дуже подібною до опублікованої 1869 р. Д. Менделєєвим. Найближче до відкриття періодичного закону підійшов німецький хімік Ю. Мейєр, який 1864 р. опублікував схему, де елементи було розділено на шість груп за валентністю. Ю. Мейєр розмістив елементи в порядку зростання їхніх атомних мас і помітив, що подібні елементи розташовані в одних і тих же вертикальних стовцях. Проте він не зміг зробити жодних теоретичних висновків з цих спостережень. У 1870р. Ю. Мейєр вдруге опублікував цю схему у формі таблиці, де елементи були розділені на дев'ять стовпців, а в пояснювальному тексті йшлося про хімічну періодичність. Однак ця робота виконана під впливом повідомлення Д. Менделєєва про періодичну систему.

2. Періодичний закон у формулюванні Д. Менделєєва На відміну від попередників, які послуговувалися лише формальною логікою і розділяли елементи на окремі групи, що різко відрізнялися одна від одної, Д. Менделєєв був переконаний, що між усіма хімічними елементами повинен існувати закономірний зв'язок, який об'єднує їх у єдине ціле. За основу систематики він узяв атомну масу елементів. Розмістивши елементи за зростанням атомних мас, дослідник виявив, що подібні властивості виявляються через певні інтервали, тобто багато властивостей елементів періодично повторюються. Ця закономірність відображена в періодичному законі, сформульованому 18 лютого 1869 р. так:

властивості простих тіл, а також форми і властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від значення їхніх атомних мас.

Наприклад, у ряду від Літію до Флуору зі зростанням атомної маси простежена закономірна зміна хімічних властивостей елементів та їхніх сполук. Літій є типовим металом, а в наступного елемента Берилію металеві властивості виражені значно менше. Після Берилію за масою є Бор – елемент з неметалевими властивостями. Далі в ряду елементів від Карбону до Флуору неметалеві властивості посилюються і Флуор є типовим неметалом. Наступний елемент Натрій різко відрізняється від Флуору, але дуже подібний до Літію. З переходом від Натрію до Хлору знову простежується поступове послаблення

металевих і посилення неметалевих властивостей. Періодично змінюються не лише хімічні властивості елементів, а й форми їхніх сполук. Наприклад, Літій утворює з Оксигеном сполуку складу Li_2O , аналогічну форму має сполука Натрію з Оксигеном – Na_2O . Отже, зміна властивостей від атомної маси не безперервна, а змінюється періодично. Періодична система хімічних елементів – це табличне вираження Періодичного закону. Відомо кілька сотень варіантів періодичної системи, проте користуються, головню, трьома: короткою восьмиклітинною, напівдовгою вісімнадцятиклітинною і довгоперіодною тридцяти двоклітинною. Принциповий підхід до побудови таблиць єдиний – елементи розміщують у порядку зростання заряду ядер їхніх атомів. Зазначимо, що менделєєвський варіант періодичної системи, який виявився найбільш довговічним і досконалим, охоплював не лише відомі на той час елементи, а й ті, які ще мали відкрити у майбутньому (наприклад, Д. Менделєєв передбачив фізичні й хімічні властивості пізніше відкритих Скандію (екабор, 1879), Галію (екаалюміній, 1875) і Германію (екасиліцій, 1886)). Наголосимо, що, беручи за основу атомні маси елементів, Д. Менделєєв усе таки значну увагу приділяв їхнім хімічним властивостям. Наприклад, у деяких випадках у таблиці порушено принцип розташування елементів за зростанням атомних мас. Зокрема, Телур, атомна маса якого більша від атомної маси Йоду, стоїть перед Йодом. В іншому випадку він би потрапив у одну групу з галогенами, а не Сульфуром, з яким подібність Телуру значно більша. Так само він вчинив із парою Калій–Аргон. Атомна маса К менша, ніж маса Ar, проте в таблиці Калій розташований після Аргону і потрапив до групи лужних металів, а не шляхетних газів. Також було виправлено атомну масу Цезію з 123 до 130. Зазначимо, що Д. Менделєєв сумнівався в можливості різкого переходу від таких активних неметалів, якими є галогени, до лужних металів. Він уважав, що цей перехід повинен бути плавнішим. Незабаром це наукове передбачення підтвердилося – відкрили шляхетні гази. У Періодичній системі спочатку не було вільних місць для цих елементів, тому їх виділили в окрему групу, яку назвали нульовою, щоб акцентувати на значній хімічній інертності цих елементів. Сьогодні отримано низку сполук важких шляхетних газів з Флуором, Оксигеном, у яких вони виявляють ступені окиснення +6, +8 (наприклад, XeF_6 , XeF_8 , XeO_3 , XeO_4). З огляду на це He, Ne, Ar, Kr, Xe і Rn включені до восьмої групи періодичної системи, де вони утворюють головну підгрупу. Відкриття передбачених Д. Менделєєвим елементів і блискучий збіг передбачених ним властивостей з визначеними дослідним шляхом привели до загального визнання періодичного закону, а також сприяли розвитку теорії будови атома і тим самим вплинули на розвиток не лише хімії, а й фізики. Як уже

зазначено, у 1913р. Г. Мозлі довів, що основою періодичності є не атомні маси елементів, а заряди їхніх ядер. Дослідження Г. Мозлі підтвердили правильність розташування у періодичній системі тих елементів, атомні маси яких не відповідали послідовності зростання: Кобальт перед Нікелем, Телур перед Йодом і Аргон перед Калієм. За значенням зарядів ядер ці елементи розміщені правильно. Тому сучасне формулювання періодичного закону таке:

властивості елементів, а також форми і властивості їхніх сполук є періодичною функцією позитивно зарядженого ядра атомів елементів.

3. Періодична система хімічних елементів та її структура

Є дві головні структурні одиниці періодичної системи: період і група.

Період – це горизонтальний ряд хімічних елементів, розміщених за зростанням їхніх протонних чисел (зарядів ядер), який починається з лужного металу (перший період – з Гідрогену) і закінчується шляхетним газом. Є сім періодів: перший найменший, складається лише з Гідрогену і Гелію, два малі (по вісім елементів), два великі (по вісімнадцять елементів), шостий період найбільший (32 елементи), а сьомий – незакінчений. У періодах простежено поступове послаблення металевих властивостей елементів і посилення неметалевих з переходом до шляхетних газів. Якщо порівняти елементи великих періодів, то можна помітити певну непослідовність зміни їхніх властивостей: спочатку їхні металеві властивості послаблюються, потім дещо посилюються і знову послаблюються з переходом до елементів неметалевої природи. Наприклад, у п'ятому періоді металеві властивості, чітко виражені в Рубідію, послаблюються від елемента до елемента, найпасивніші метали цього періоду – Рутеній, Родій, Паладій, за пасивністю нагадують шляхетні елементи. Елементи цього періоду, розміщені після Паладію (Ag, Cd, In, Sn тощо), виявляють вищу металеву активність; а в разі переходу від Кадмію до Телуру металеві властивості елементів значно послаблюються: Телур – неметал, Йод – активний неметал, період закінчується шляхетним газом Ксеноном. Отже, п'ятий період (як і всі великі періоди) поділяють на два ряди – парний і непарний. У великих періодах виявляється подвійна періодичність: крім характерної для всіх періодів зміни властивостей від лужного металу до шляхетного газу простежена також зміна властивостей у межах парного ряду (Rb → Pd), і окремо у непарному ряду (Ag → Xe). В елементів парних рядів переважають металеві властивості і їхнє послаблення зліва направо сповільнене. У непарних рядах помітно послаблюються металеві властивості й посилюються неметалеві. Головною ознакою, за якою елементи великих періодів поділяють на два ряди, є їхній

ступінь окиснення (с.о.) (за часів Д. Менделєєва – валентність). Їхні однакові значення двічі повторюються в періоді зі збільшенням атомних мас елементів. Зокрема, валентність елементів парного ряду четвертого періоду змінюється від 1 у К (с.о. +1) до 7 у Mn (с.о. +7), потім іде тріада Феруму. У непарному ряду простежена аналогічна зміна валентності від 1 у Cu до 7 у Br, а закінчується ряд шляхетним газом. Така ж закономірність зафіксована й для елементів інших великих періодів. Другою важливою структурною одиницею періодичної системи є група – вертикальний стовпець подібних елементів, що належать до різних періодів. Кожна група є ніби природною родиною елементів. Усього в періодичній системі вісім груп елементів. До кожної групи належить по одному елементу з малих періодів і по два з великих, оскільки великі містять по два ряди. Кожна група складається з головної і побічної підгруп. Головна підгрупа об'єднує типові елементи (Д. Менделєєв типовими називав елементи малих періодів) і подібні до них елементи великих періодів. Решта елементів належить до побічної підгрупи. Зокрема, до головної підгрупи першої групи належать типові елементи Li і Na, а також подібні до них K, Rb, Cs, Fr (всі вони є лужними металами). До побічної підгрупи першої групи належать Cu, Ag, Au. Номер групи, як звичайно, означає вищу валентність елемента за Оксигеном. Низка винятків існує для елементів підгрупи Купруму, сьомої і восьмої груп. Наприклад, Cu, Ag і Au утворюють сполуки, де їхня валентність досягає 3. Елемент сьомої групи Флуор має валентність тільки 1, а вища валентність решти галогенів за Оксигеном становить 7. У восьмій групі вищу валентність 8 виявляють лише Os, Ru і Хе. Елементи головних підгруп також характеризують валентністю за Гідрогеном. Леткі сполуки з Гідрогеном утворюють елементи четвертої–сьомої груп, у них валентність за Гідрогеном змінюється від 4 (четверта група) до 7 (сьома група). Водночас сума валентностей за Оксигеном і Гідрогеном для неметалів цих груп є сталою і дорівнює 8. Отже, знаючи валентність елемента за Гідрогеном, можна визначити його валентність за Оксигеном (і навпаки). Наприклад, Сульфур міститься у шостій групі, його вища валентність за Оксигеном 6 (формула оксиду SO₃). Валентність за Гідрогеном тоді становить 2, і сполука Сульфуру з Гідрогеном має склад H₂S. У групах зі зростанням атомних мас елементів посилюються їхні металеві властивості. Особливо чітко це виявляється в головних підгрупах. Найсильніше металеві властивості виражені у Францію і Цезію, а неметалеві – у Флуору. Крім груп і підгруп, у періодичній системі є ряди подібних елементів, розміщені в одній і тій самій групі і в одному періоді (за винятком платиноїдів). Ці ряди елементів називають родинами. Зокрема, до родини Феруму належать Ферум, Кобальт і Нікель; до родини платиноїдів – Ru, Rh,

Pd, Os, Ir і Pt. У шостому періоді, відразу після Лантану, розташовані 14 елементів (порядкові номери 58–71), які називають лантаноїдами. Хімічні властивості лантаноїдів дуже подібні: усі вони є реакційноздатними металами і під час взаємодії з водою утворюють гідроксид і водень. Чотирнадцять елементів сьомого періоду (з номерами 90–103) утворюють родину актиноїдів. На відміну від лантаноїдів, актиноїди значно відрізняються між собою за хімічними властивостями. Родини лантаноїдів та актиноїдів винесені окремими рядками внизу таблиці, їхнє місце в періодичній системі позначають зірочками біля Лантану й Актинію. Д. Менделєєв, визначаючи місце елемента в періодичній таблиці, керувався всією сукупністю його властивостей. Хоча в працях він прямо не писав про порядковий номер як фундаментальну характеристику хімічного елемента, однак пізніші дослідження засвідчили, що розташування Д. Менделєєвим елементів у періодичній системі є правильним і відповідає будові їхніх атомів. Отже, місце елемента в періодичній таблиці визначене його властивостями, і навпаки, кожному місцю відповідає елемент, що має певну сукупність властивостей. Тому, знаючи положення елемента в таблиці, можна точно описати його властивості. Саме тому в первинному варіанті таблиці були залишені місця для ще не відкритих елементів. Д. Менделєєв передбачив існування 11 раніше невідомих елементів.

4. Енергетичні характеристики атомів.

Хімічну природу елемента можна оцінити за здатністю його атомів втрачати (перетворюватись на позитивно заряджений йон) або приєднувати (перетворюватись на негативно заряджений йон) електрони. Кількісною характеристикою цієї здатності є енергія іонізації атома та енергія спорідненості до електрона.

Енергія іонізації – це енергія, яку потрібно затратити для відщеплення електрона від незбудженого атома з перетворенням його на позитивно заряджений йон. Мінімальна енергія, необхідна для цього, називається потенціалом іонізації. Якщо протонне число, більше за одиницю то можна відщепити два, три і більше електронів. Енергію, потрібну для відщеплення від атома першого електрона, часто називають першим потенціалом йонізації I_1 , енергію, потрібну для відщеплення електрона від йона з одним позитивним зарядом — другим потенціалом йонізації I_2 і т. д. Енергію йонізації виражають у кілоджоулях на моль (кДж/моль) або в електронвольтах на атом (еВ/атом). Найлегше відщепити один електрон від атома лужного металу, особливо важко — від атома інертного газу. Величина потенціалу іонізації є мірою «металічності» елемента: чим менший потенціал іонізації, тим

сильніше виражені його металічні властивості. Проте атоми можуть не тільки віддавати, а й приєднувати електрони. Енергія, що виділяється в процесі приєднання електрона до нейтрального атома, називається енергією спорідненістю до електрона. Спорідненість до електрона, так само як і енергію йонізації, виражають в електронвольтах. Для атомів металів приєднання електронів є енергетично невигідним: спорідненість до електрона атомів більшості металів наближається до нуля або має від'ємне значення. У періодах і групах спорідненість до електрона атомів елементів змінюється закономірно, відповідно до характеру електронних структур атомів. Для характеристики здатності атома утримувати електрони американський хімік Л. Полінг запропонував фізичну величину - електронегативність. Мірою електронегативності атома є півсума енергії його йонізації та спорідненості до електрона. Неметали мають вищу електронегативність, ніж метали. Чим активніший метал, тим менша його електронегативність, і навпаки, чим активніший неметал, тим більша його електронегативність. Отже, електронегативність атомів елементів збільшується в періодах зліва направо, тобто від металів до неметалів. Максимальну електронегативність виявляє Флуор, мінімальну — Францій. У головних підгрупах електронегативність атомів елементів зменшується із збільшенням протонного числа і маси атомів, у побічних — перший з перехідних елементів має підвищене значення електронегативності, далі воно зменшується, а потім, в міру зростання маси атома, знову підвищується. Причини цього явища, яке впливає на хімічні характеристики атомів елементів, пов'язані із зміною радіусів атомів під час заповнення внутрішніх електронних шарів.

5. Атомні та йонні радіуси

Унаслідок хвильової природи електрона атом не має чітко окреслених меж. ймовірність знаходження електрона (електронна густина) з віддаленням від ядра поступово збільшується до певного максимуму, а потім поступово зменшується, однак дорівнює нулю лише на нескінченно далекій відстані. Крім того, радіус окремого атома, що перебуває у газовій фазі, очевидно, не можна виміряти експериментально, його можна лише обчислити, використовуючи квантово-хімічні методи розв'язування рівняння Шредінгера. За радіус вільного атома можна прийняти теоретично розраховане положення головного максимуму густини зовнішньої електронної орбіталі (орбітальний радіус, r_0) або таку відстань від ядра, що охоплює 90 % електронної густини (r_1) (рис. 5.1).

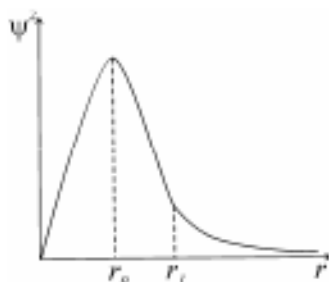


Рис. 5.1. Визначення радіуса вільного атома Гідрогену квантово-хімічним методом

Практично доводиться мати справу з радіусами атомів, сполучених між собою тим або іншим типом хімічного зв'язку. Такі радіуси треба розглядати як деякі ефективні величини, які експериментально визначають під час вивчення молекул або кристалів. Якщо уявити атоми в кристалах простої речовини у вигляді куль, що дотикаються одна до одної, то можна вважати, що половина найкоротшої відстані між ядрами сусідніх атомів дорівнює радіусу атома (рис. 5.2). Зміна радіусів атомів елементів у Періодичній системі є періодичною. У періодах атомні радіуси елементів зменшуються зі збільшенням заряду ядра атома (рис. 5.1). Визначення радіуса вільного атома Гідрогену квантово-хімічним методом

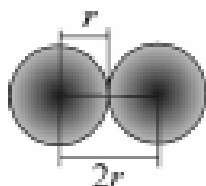
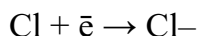


Рис. 5.2. Визначення ефективного радіуса атома в кристалі простої речовини

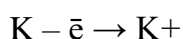
збільшенням заряду ядра атома. Максимальне зменшення радіусів спостерігають в елементів малих періодів, що пояснюють збільшенням притягання зовнішніх електронів до ядра атома, заряд якого зростає. Для елементів великих періодів характерне плавніше зменшення радіусів атомів, що зумовлене заповненням електронами d- та f-підрівнів. Такий ефект називають, відповідно, d- та f-стисненням і пояснюють тим, що зростання заряду ядра d- та f-елементів у межах певного періоду зумовлює посилене притягання електронів до ядра, і відповідно, зменшення радіусів атомів. У підгрупах радіуси атомів, як звичайно, зростають, що пов'язано зі збільшенням кількості електронних рівнів. Наприклад, розглянемо, як змінюються радіуси атомів елементів другого і третього періодів для кристалічної структури з координаційним числом 12 (координаційне число (КЧ) – це кількість найближчих сусідів атома в структурі) (табл. 5.1). Таблиця 5.1 Зміна атомних радіусів елементів другого і третього періодів (для КЧ 12)

Елемент	Li	Be	B	C	N	O	F
Атомний радіус, Е	1,55	1,13	0,91	0,77	0,71	0,66	0,64
Елемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Атомний радіус, Е	1,89	1,60	1,43	1,34	1,30	1,04	0,99

Приєднання атомом електрона приводить до його переходу в негативно заряджений іон (аніон), у цьому разі його йонний радіус буде більшим, ніж атомний. Наприклад, радіус іона Cl⁻ дорівнює 1,81 Е:



Втрата атомом електрона приводить до утворення позитивно зарядженого йона (катіона) з, відповідно, меншим, ніж атомний, радіусом:



Наприклад: Катіон Li⁺ Na⁺ K⁺ Rb⁺

Іонний радіус, Е 0,68 0,98 1,33 1,49

6. Поширення елементів у природі

Хімічні елементи у вигляді простих речовин і складних сполук поширені у Всесвіті, у тому числі на Землі, у різних кількостях. Закономірності поширення і розподілу елементів на Землі вивчає геохімія, у космосі – космохімія. Основи цих наук закладені в працях В. Вернадського, О. Ферсмана, О. Виноградова, Ф. Кларка, В. Гольдшміда та інших учених. Якщо суму всіх атомів елементів прийняти за 100, то частку, що припадає на атоми конкретного елемента, можна виразити у відсотках. Вміст елемента у масових відсотках називають масовим кларком, у атомних відсотках – атомним кларком (на честь американського вченого Ф. Кларка). Отже, кларк – це вміст елемента у певній космо- або геохімічній системі. Поширення різних елементів у Космосі й на Землі неоднакове. Гідроген і Гелій – найпоширеніші елементи Космосу. Термоядерна реакція перетворення Гідрогену на Гелій є головним джерелом енергії зірок і Сонця. На Землі вміст цих елементів у вільному стані невеликий. У ядрах зірок відбуваються термоядерні перетворення елементів, причому насамперед перетворення зазнають ядра легких елементів (В, Li, Be), тому їхній вміст у Космосі обмежений. Відносний вміст елементів у Космосі зі зростанням їхніх атомних мас знижується, винятком є Ферум і подібні до нього елементи, які, можливо, утворюються під час вибуху зірок. Найпоширенішими елементами на Землі є Оксиген, Силіцій і Алюміній, сумарний вміст яких досягає 80 % маси земної кори. Норвезький учений В. Гольдшмідт, вивчаючи розподіл елементів від кори до центра Землі, 1924 р. сформулював основний закон геохімії і розділив елементи на такі геохімічні групи: – атмофільні елементи, які є в складі атмосфери – О, N, H, шквельні гази та ін.; – літофільні елементи, які є в складі кам'янистої оболонки Землі (до 120 км углиб) – це галогени, О, Al, В, Si, Mg, лужні та лужноземельні метали, рідкісноземельні елементи (РЗЕ), Р, Nb, Та, Ti, Cr, V, W і т.д.; – халькофільні елементи, які є в складі халькосфери (до 1200

км углуб) – це S, Se, Te, Pb, Cu, Ga, In, Tl, Ge та ін.; – сидерофільні елементи, які є в складі сидеросфери (ядро Землі) – Fe, Ni, Co, Pt і платиноїди, Mo, Re та ін. У живих організмах із більшості хімічних елементів періодичної системи міститься лише 18. Шість елементів – C, O, H, N, P і S – є основою всіх біологічних систем, оскільки наявні в складі білків та нуклеїнових кислот. Це органогени, загальний масовий відсоток яких у живих організмах становить близько 97,5 %. Дванадцять інших елементів також необхідні для нормальної життєдіяльності живих організмів, проте їхня роль остаточно не вивчена. До них належать два неметали – Cl та I, і десять металів – Na, K, Mg, Ca, Zn, Mn, Fe, Co, Cu, Mo. Ці метали ще називають металами життя, або біометалами. Уперше науково обґрунтував роль живої речовини в міграції хімічних елементів земної кори, а також значення хімічних елементів у життєдіяльності живих організмів український академік В. Вернадський. Кругообіг хімічних елементів у природі відбувається постійно. Живі організми безперервно породжують міграцію хімічних елементів, таку міграцію називають біогенною. Частину планети, в якій існує життя у всій різноманітності, називають біосферою. Хімічні елементи в біосфері перебувають у постійному русі, який залежить від біохімічних та геохімічних процесів, а також від виробничої діяльності людства. Тому хімічні елементи трапляються всюди – у ґрунтах, водах, повітрі, організмах рослин, тварин, людини. Живі організми можуть вибірково концентрувати хімічні елементи залежно від розчинності їхніх сполук у середовищі цих організмів. Переважно всі організми концентрують ті елементи, які домінують у середовищі існування. Наприклад, у районах родовищ нікелевих руд у рослинах концентрується Нікель, що веде до спотворення їхніх форм. Проте є організми, які концентрують певні елементи у великих кількостях вибірково (деякі водорості та злаки накопичують Силіцій, устриці – Купрум, ламінарія – Йод). Зони, у яких організми концентрують переважно один або декілька елементів, називають біогеохімічними провінціями. Учення про біогеохімічні провінції створив академік О. Виноградов, узявши за основу уявлення про міграцію хімічних елементів у системі ґрунт–рослина–живий організм. У разі значних аномалій того чи іншого елемента в межах певної провінції виникають ендемічні хвороби рослин і тварин. Наприклад, у західних областях України спостерігають знижений вміст Йоду, у Прибалтиці – Кобальту, Купруму, Молібдену, у Закавказзі – підвищений вміст Молібдену, а в Казахстані – Нікелю та Купруму. Вивчення біогеохімічних провінцій дає змогу виявити зв'язок між хімічним середовищем і живими організмами, їхню мінливість. Подальшим розвитком теоретичних положень біогеохімії було створення геохімічної екології – учення про біохімічні та фізіологічні адаптації організмів до хімічного складу середовища.

Контрольні питання

1. У чому полягає різниця між поняттями “проста речовина” і “хімічний елемент”?

2. Сформулюйте періодичний закон у трактуванні Д. Менделєєва. У чому полягає сучасне трактування цього закону?
3. Які головні структурні одиниці періодичної системи елементів?
4. Як змінюються властивості елементів у групах, періодах?
5. Назвіть головні закономірності в заповненні електронних оболонок атомів елементів.
6. Які електрони називають валентними?
7. Дайте визначення понять “енергія йонізації”, “потенціал іонізації”, “спорідненість до електрона”, “електронегативність”. Як змінюються ці характеристики атомів елементів у групах та періодах?
8. Як можна оцінити радіус атома елемента? Що таке d- та f-стиснення?
9. Які елементи є найпоширенішими на Землі, у космосі? В яких одиницях вимірюють вміст елемента у природі?
10. Які елементи є найважливішими для життєдіяльності організмів? Що таке біогеохімічна провінція?
11. На які геохімічні групи поділяють хімічні елементи?

Література

1. О.В. Жак, Я.М. Каличак. Загальна хімія.-Львів ВЦ ЛНУ імені Івана Франка, 2010.- 368с.
2. Григорєва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М., Загальна хімія.- К.: Вища школа., 1991.- 461с.
3. Луцевич Д.Д. Довідник з хімії.-Львів НВФ«Українські технології», 2008.- 430с.
4. Неділько С.А, Попель П.П. Загальна й неорганічна хімія .Задачі та вправи.- К.: Либідь, 2001.- 400с.
5. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія.- К.: Перун, 2007.-4008с.
6. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С, Кінжибало В.В. Основи загальної хімії - Львів: Світ, 2000.- 424с.
7. Яворський В.Т. Основи теоретичної хімії.- Львів ВЦ Нац. Ун-ту «Львівська політехніка», 2008.-348с.
8. Полінг Г. Общая химия.- Мир, 1974.-848с.
9. Степаненко О.М, Рейтер Л.Г., Ледовских В.М., Иванов С.В. Загальна та неорганічна хімія.- К.: Пед. Преса, 2002.- У 2ч. –Ч.1.- 520с.
10. Ахметов Н.С. Неорганическая химия. – М.: Химия, 1981.- 434с.
11. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Химия, 1981.- 568с.
12. Григор’єва В.В. Загальна хімія. – К.: Вища школа, 1989.- 342с.
13. Карапетьянц М.Х. Общая химия. – М.: Химия, 1981. – 453с.