

Тема 2. Історія розвитку вчення про будову атома. Квантово– механічна модель атома Бора. Квантові числа. Атомні орбіталі. Принципи заповнення електронами енергетичних рівнів. Склад і будова атомних ядер. Ядерні реакції.

План

1. Історія розвитку вчення про будову атома.
2. Квантово– механічна модель атома Бора.
3. Квантові числа.
4. Атомні орбіталі. Принципи заповнення електронами енергетичних рівнів.
5. Склад і будова атомних ядер. Ядерні реакції.

1. Історія розвитку вчення про будову атома.

Майже до кінця XIX ст. вважали, що атом – це найелементарніша частинка простої речовини, що він неподільний та незмінний. Атом справді не ділиться під час перебігу хімічних реакцій. І тому закономірним є той факт, що після створення атомістичної теорії на підставі неподільності атома виникла проблема вивчення його внутрішньої будови. У 1886 р. російський учений О. Бутлеров висловив думку про те, що атом подільний. Наприкінці XIXст. вивчення електричних розрядів у газах заперечило уявлення про атом як неподільну частинку елемента. Таким явищем було катодне випромінювання У. Крукса, яке виникало внаслідок проходження електричного струму через розріджені гази (1879). У 1897 р. англійський фізик Дж. Томсон виявив, що всі досліджувані ним речовини, поміщені в сильне електричне поле, здатні давати негативно заряджені частинки з масою $\sim 1/2000$ маси атома Гідрогену. Ці частинки назвали електронами. Також було встановлено, що електрони можна вилучити з будь-якого елемента: їх випускає багато речовин під час нагрівання, освітлення, рентгенівського опромінення; а також електрони є носіями електричного струму в металах. Електрон – це елементарна частинка з найменшим негативним електричним зарядом ($1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл); маса електрона становить $9,1 \cdot 10^{-28}$ г (1/1840 маси атома Гідрогену). Явище фотоефекту (випромінювання електронів деякими металами під дією світла), вперше спостерігав німецький фізик Г. Герц у 1887р., згодом його детально вивчав російський учений О. Столетов (1888р.). Електронну природу фотоефекту довели Дж. Томсон (1899р.) та Ф. Ленард (1900р.). За відкриття фотоефекту. А. Айнштайн був удостоєний Нобелівської премії у 1921р. Окрім того, вивчення явища протікання електричного струму через розчини електролітів дало змогу вивести закони Фарадея (1832р.) і ввести уявлення про наявність

позитивно і негативно заряджених частинок. У 1895 р. німецький фізик В. Рентген і український фізик та електротехнік І. Пулюй майже одночасно повідомили про відкриття так званих Х-променів, які виникають під час зіткнення електронів з металами. Ці промені за природою є потоком електромагнітних коливань з довжиною хвилі близько 10^{-10} м. Хоча В. Рентген першим опублікував результати своїх досліджень у пресі, все ж природу та механізм виникнення Х-променів уперше правильно описав саме І. Пулюй. Крім того, І. Пулюй за 14 років до відкриття В. Рентгеном Х-променів сконструював і запатентував свою лампу, яка давала змогу просвічувати предмети і зробила можливим таке відкриття. Французький фізик А. Беккерель 1896 р. на прикладі сполук урану відкрив явище радіоактивності. У 1898 р. М. Складовська-Кюрі і П. Кюрі в уранових рудах відкрили два нові радіоактивні елементи – Полоній і Радій, які мали ще більшу радіоактивність, ніж Уран і Торій.

Значний внесок у вивчення радіоактивності зробив англійський фізик Е. Резерфорд, який у 1899 р. довів, що радіоактивне випромінювання неоднорідне і під дією магнітного поля розділяється на три пучки (α , β , γ -промені). У 1911 році Резерфорд запропонував планетарну модель атома, згідно з якою атом складається з позитивно зарядженого ядра, у якому зосереджена переважна частина маси атома, і електронів, які обертаються навколо ядра. Позитивний заряд ядра нейтралізований негативним зарядом електронів. Розміри ядра дуже малі порівняно з розмірами атома. У 1913 р. Г. Мозлі, вивчаючи спектри різних хімічних елементів, з'ясував, що довжини хвиль для однотипних ліній змінюються закономірно залежно від положення елемента в Періодичній системі.

2. Квантово– механічна модель атома Бора.

Природу лінійчастих спектрів пояснив Н. Бор 1913 р., запропонувавши теорію, що об'єднувала ядерну модель будови атома з квантовою теорією світла, яку висунув німецький фізик М. Планк 1900 р. М. Планк довів, що світлову енергію тіла випромінюють і поглинають не безперервно, а тільки певними порціями – кванта-ми (дискретно) Енергія кожної такої порції залежить від частоти випромінювання: $E = h\nu$, де E – енергія, Дж; ν – частота випромінювання, с^{-1} ; h – стала Планка, що дорівнює $6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж·с.

У 1905 р. А. Айнштейн довів, що електромагнітна енергія існує тільки у формі квантів і що звичайне сонячне випромінювання є потоком неподільних матеріальних частинок – фотонів – з енергією $h\nu$. Н. Бор на підставі положення квантової теорії про дискретну природу світла і лінійності атомних спектрів дійшов

висновку, що енергія електронів у атомах змінюється стрибкоподібно. Головні положення теорії Бора сформульовано двома постулатами:

1) електрони можуть обертатися навколо ядра не по будь-яких, а тільки по певних колових орбітах, які називають стаціонарними (умова квантування орбіт). Рухаючись на стаціонарній орбіті, електрон не випромінює і не поглинає електромагнітної енергії;

2) випромінювання або поглинання енергії відбувається лише в разі стрибкоподібного переходу електрона з однієї стаціонарної орбіти на іншу (умова частот). Перехід електрона з однієї орбіти на іншу супроводжується випромінюванням або поглинанням кванта електромагнітної енергії, частоту якого виражає рівняння $\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu$,

де E_1 і E_2 – енергія атома у початковому і кінцевому станах; ΔE –квант енергії.

У разі переходу електрона з вищої орбіти на нижчу відбувається випромінювання енергії, а з нижчої на вищу – поглинання. Яку саме орбіту займатиме електрон, залежить від енергії атома. В основному (не збудженому) стані атом має мінімальну енергію, і електрон обертається по найближчій до ядра орбіталі. В цьому випадку зв'язок електрона з ядром найсильніший. Якщо атом отримує додаткову порцію енергії, то він переходить у збуджений стан. У цьому разі електрон переходить на одну з більш віддалених від ядра орбіталей. Чим далі міститься початкова орбіталь від тієї, на яку перейшов електрон, тим більша частота випромінювання, яке в цьому випадку утворюється. Атоми в основному стані можуть лише поглинати кванти енергії, переходячи у збуджений стан. У збудженому стані фотони можуть зазнавати поглинання і випромінювання. Н. Бор математично довів, що випромінювання енергії в разі переходу електрона в атомі Гідрогену з одного рівня на інший можна описати математичним рівнянням. Отже, теорія Бора пояснила фізичну природу атомних спектрів, дала змогу їх розрахувати для атома Гідрогену, пояснила природу рентгенівських спектрів. Однак теорія Бора не могла пояснити деяких важливих спектральних характеристик багатоелектронних атомів, причину різної інтенсивності ліній в атомному спектрі Гідрогену, а також не давала відповіді на питання, де перебуває електрон під час переходу з однієї орбіталі на іншу.

3. Квантові числа.

Стан електрона в атомі (охарактеризувати електронну орбіталь) можна описати набором з 4 квантових чисел..

Головне квантове число n визначає основний запас енергії електрона і може набувати лише додатних цілих значень 1, 2, 3 і т. д. Зі зростанням головного квантового числа енергія електрона збільшується. Стан електрона, що відповідає певному значенню n , називають енергетичним рівнем. Головне квантове число визначає також розміри електронної орбіталі: чим більше значення головного квантового числа, тим більша електронна хмара. Електрони, які мають однакові значення головного квантового числа, утворюють електронні рівні (оболонки), які позначають великими літерами латинського алфавіту K, L, M, N, O, причому K-рівень є першим від ядра атома, йому відповідає головне квантове число $n = 1$; L-рівень – другим, M-рівень – третім і т.д. Електрони, що утворюють певний рівень, можуть мати дещо відмінну енергію й орбіталі різної форми. Кількість орбіталей в атомі для кожного значення n дорівнює n^2 . Для атома Гідрогену квантовий стан з $n=1$ відповідає його найменшій енергії, його називають основним, або нормальним. Стани з $n=2, 3, 4 \dots$ називають збудженими. Електрон в основному стані найміцніше зв'язаний з ядром. Якщо ж атом перебуває у збудженому стані, то зв'язок електрона з ядром послаблений аж до відриву електрона від атома. В основному стані атом може існувати необмежений час, а у збудженому – мізерні частки секунди. Максимальна кількість енергетичних рівнів, на яких можуть перебувати електрони атома в основному стані, дорівнює номеру періода, у якому розміщений хімічний елемент.

Орбітальне (побічне, або азимутальне) квантове число l характеризує енергію електрона на підрівні і визначає форму орбіталі. *Енергетичним (електронним) підрівнем* називають сукупність електронів заданого рівня з однаковим значенням орбітального квантового числа l . Орбітальне квантове число l набуває всіх цілочислових значень від 0 до $n-1$. Відповідні орбіталі позначають малими літерами латинського алфавіту:

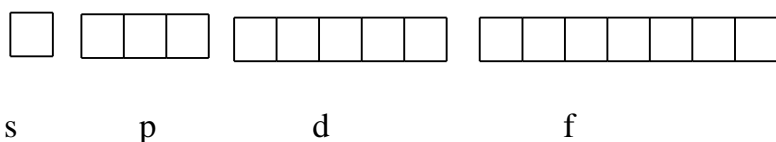
орбітальне квантове число: 0 1 2 3

енергетичні підрівні: s p d f.

Кількість можливих підрівнів у кожному енергетичному рівні збігається з порядковим номером електронного шару, однак фактично жоден енергетичний рівень не містить більше чотирьох підрівнів. Першому енергетичному рівню відповідає один s-підрівень; другому – s і p-підрівні; третьому – s, p і d; четвертому і наступним рівням – чотири підрівні: s, p, d і f.

Магнітне квантове число m_l визначає орієнтацію у просторі електронної орбіталі. Воно характеризує значення проекції орбітального моменту кількості руху електрона M на довільно вибрану координатну вісь. Магнітне квантове число

може набувати будь-яких цілочислових значень від $-l$ до $+l$. Будь-якому значенню l відповідають $(2l+1)$ значень магнітного квантового числа, тобто $(2l+1)$ можливих розміщень електронної орбіталі заданого типу в просторі. Число m_l означає кількість орбіталей з заданим значенням l : для s -стану – одна орбіталь; p – три орбіталі, d – п'ять орбіталей, f – сім орбіталей. Орбіталь s -електрона ($l = 0, m_l = 0$) має форму кулі; електрони p -підрівня ($l = 1, m_l = -1, 0, +1$) формують три орбіталі у формі “об’ємної вісімки” (гантелі), що орієнтовані вздовж осей координат i , які, відповідно, позначають p_x, p_y, p_z (Електрони d -підрівня формують п'ять орбіталей ($l=2, m_l = -2, -1, 0, +1, +2$), які мають форму подвійної гантелі. Електрони f -підрівня ($l = 3, m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$) можуть перебувати на семи орбіталях, і мають ще складнішу форму. Часто електронні орбіталі позначають так званими квантовими комірками:



Орбіталі з різними значеннями m_l , але з однаковими головним і орбітальним квантовими числами мають однакову енергію. Усі орбіталі, які відповідають якому-небудь стану і мають однакову енергію, називають виродженими. Кількість орбіталей, що становлять підрівень, дорівнює $2l+1$. Стан електрона в атомі, який має певні значення квантових чисел n, l, m_l , тобто певні розміри, форму й орієнтацію в просторі електронної хмари, називають *атомною електронною орбіталлю*. Крім того, електрон має власний момент кількості руху, який можна описати **спіновим квантовим числом s** , яке може набувати двох значень: $s = +1/2, -1/2$. Спін (від англ. spin – крутіння, обертання) можна уявити як обертання електрона навколо власної осі за годинниковою стрілкою або проти. Спін зображають протилежно напрямленими стрілками \uparrow та \downarrow . Спіни електронів, напрямлені в один бік, називають паралельними, а в протилежні – антипаралельними.

4. Атомні орбіталі. Принципи заповнення електронами енергетичних рівнів.

Заповнення енергетичних рівнів і підрівнів електронами відбувається відповідно до принципу найменшої енергії, згідно з яким найбільш стійкому стану електрона в атомі відповідає найменша з його можливих енергій. Тому заповнення електронних рівнів починається з рівнів і підрівнів, які мають найнижчу енергію. Заселення електронами енергетичних

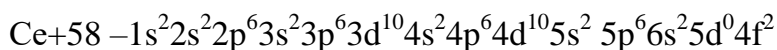
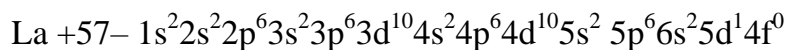
підрівнів відбувається за правилами, які сформулював російський учений В. Клечковський.

Правила Клечковського:

1) електрони заповнюють енергетичні рівні й підрівні у послідовності зростання їхньої енергії, що визначене зростанням суми $(n + l)$; 2) за однакових значень цієї суми спочатку заповнюється орбіталь з меншим значенням n . З використанням цих правил отримуємо таку послідовність заповнення енергетичних підрівнів: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \approx 5d < 6p < 7s < 5f \approx 6d < 7p$.

Наприклад, сума $(n + l)$ для електронів 3d-орбіталі дорівнює 5 (3+2), а для електронів 4s-орбіталі – 4 (4+0). Спочатку електронами заповнюється 4s-орбіталь, а потім – 3d-орбіталь. Сума $(n + l)$ для електронів 4f-орбіталі дорівнює 7 (4+3), вона є більшою від суми $(n + l)$ для електронів 5s-, 5p- і 6s-орбіталей. У випадку, коли сума $(n + l)$ для двох орбіталей має однакове значення, наприклад, для електронів 3d- і 4p-орбіталей вона дорівнює 5 (3+2, 4+1). Першочерговість заселення визначена головним квантовим числом. Оскільки для електронів 3d-орбіталі ($n = 3$) головне квантове число є меншим, то передусім відбувається заповнення саме 3d-орбіталі. Лише після того, як заповнені орбіталі менших енергій, починається заповнення орбіталей більших енергій. Правила Клечковського суперечать реальній черговості заповнення орбіталей у двох випадках:

1) після заповнення електронами 6s- або 7s-підрівнів наступний електрон з'являється на підрівнях 5d або 6d, а не на 4f чи 5f. Наприклад, в атома Лантану починається забудова 5d-підрівня (один електрон), а в атомів елементів Ce–Lu стан 4f енергетично вигідніший, ніж 5d. Тому в цих атомів відбувається забудова 4f-орбіталей, а забудова 5d-орбіталей продовжується в елементів Hf–Au. Наприклад:



2) підрівні p, d і f мають підвищену стійкість, якщо вони незаповнені, заповнені наполовину або повністю. Тому зі станів з одним електроном на підрівні або з одним електроном понад половину заповненого підрівня електрон переходить на інший підрівень, якому до стійкого бракує одного електрона. Наприклад, в атомах Хрому і Купруму один 4s-електрон переходить на 3d-підрівень: $4s^2 3d^4 \rightarrow 4s^1 3d^5$

(в атомі Cr) і $4s^23d^9 \rightarrow 4s^13d^{10}$ (в атомі Cu), формуючи стійку d^5 або d^{10} електронну конфігурацію. Таке явище переходу електрона з вищого на нижчий рівень називають “провалом” електрона.

У випадку заповнення електронних шарів, крім принципу найменшої енергії, дотриманий **принцип Паулі**, згідно з яким в атомі не може бути двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел. З цього принципу випливає, що на кожній орбіталі, яка має певні значення головного n , орбітального l і магнітного m_l квантових чисел, не може бути двох електронів з однаковими спінами. Два електрони, що перебувають на одній орбіталі й мають протилежно напрямлені (антипаралельні) спіни, називають спареними.

Принцип Паулі дає змогу обчислити максимальну кількість електронів на кожному енергетичному рівні та підрівні в атомі. Максимальна кількість електронів на підрівні з орбітальним квантовим числом l дорівнює $2(2l+1)$. Наприклад, на s -підрівні ($l = 0$) може бути не більше двох електронів. На трьох орбіталях p -підрівня ($l = 1$) розміститься не більше шести електронів. При $l = 2$ (d -підрівень) на п'яти орбіталях може перебувати до десяти електронів, а на семи f -орбіталях ($l = 3$) – не більше 14. Будова кожного електронного рівня залежить від значення головного квантового числа. Зокрема, K -рівень ($n = 1$) складається лише з однієї s -орбіталі; L -рівень ($n = 2$) містить одну $2s$ -орбіталь і три $2p$ -орбіталі; M -рівень ($n = 3$) складається з однієї $3s$ -орбіталі, трьох $3p$ -орбіталей і п'яти $3d$ -орбіталей; N -рівень ($n = 4$) містить одну $4s$ -орбіталь, три $4p$ -орбіталі, п'ять $4d$ -орбіталей і сім $4f$ -орбіталей і т. д. Максимальну кількість електронів N , що може міститися на заданому електронному рівні, визначають за формулою $N = 2n^2$,

де n – головне квантове число. Обчислена за цією формулою максимальна кількість електронів для кожного рівня становить: для K -рівня – 2 електрони; для L -рівня – 8; для M -рівня – 18; для N -рівня – 32 електрони. У разі заповнення електронами підрівнів також повинно виконуватись **правило Гунда**:

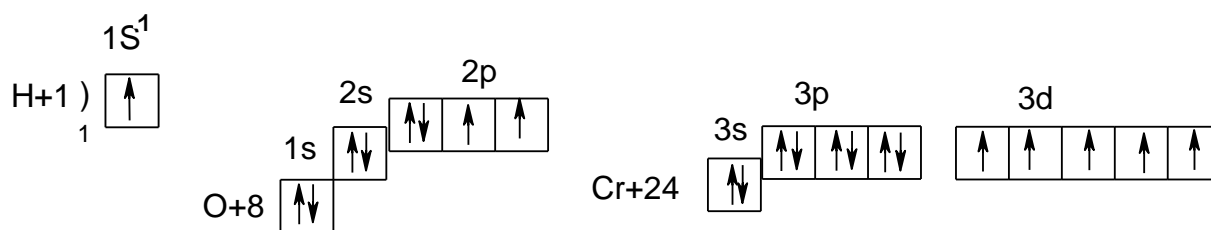
- у межах енергетичного підрівня електрони розміщуються так, щоб їхній сумарний спін був максимальним, тобто спочатку по одному на орбіталь.

Наприклад, якщо атом має три електрони на p -підрівні, то вони розміщуються на p_x -, p_y -, p_z - орбіталях, тобто по одному електрону на кожній орбіталі, тоді сумарний спін буде $3/2S$. Іншими словами, спочатку відбувається заповнення орбіталей електронами з паралельними спінами. Розташування електронів за енергетичними рівнями та підрівнями називають електронною конфігурацією. У записі електронної конфігурації зазначають значення головного квантового числа, потім – літерами s , p , d і f – значення орбітального квантового

числа, а зверху праворуч над літерою – кількість електронів на заданій орбіталі. Наприклад, електронну конфігурацію атомів Гідрогену, Оксигену і Хрому описують такими формулами:



Інакше можна зобразити розподіл електронів в атомі у вигляді квантових комірок, де електрони показані стрілками, а комірки, розташовані вище, відповідають рівням з більшою енергією, наприклад, для тих же атомів Н, О і Сr отримаємо



5. Склад і будова атомних ядер. Ядерні реакції

Атомне ядро – це позитивно заряджена частина атома, у якій зосереджена майже вся його маса. Ядра складаються з протонів і нейтронів. Протон і нейтрон – два стани однієї й тієї ж ядерної частинки – нуклона. Протон 1_1p – це стабільна елементарна частинка з позитивним зарядом $e=1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл (+1) та масою спокою $1,673 \cdot 10^{-24}$ г ($A=1,00728$ а.о.м.). Нейтрон 1_0n – стабільна електрично нейтральна елементарна частинка з масою спокою $1,675 \cdot 10^{-24}$ г ($A=1,00866$ а.о.м.).

Ядра атомів легких елементів складаються з приблизно однакової кількості протонів і нейтронів. Стійкість атомних ядер важких елементів зумовлена “розведенням” протонів нейтронами. У важких елементів кількість нейтронів значно перевищує кількість протонів. Стійкість ядра характеризують енергією зв’язку, тобто енергією, яка необхідна для розділення ядра на складові частини – нуклони. У ядрі зосереджена основна маса атома (> 99,9%). Однак маса ядра завжди менша від арифметичної суми мас протонів і нейтронів, які є в його складі. Різницю між цими величинами називають дефектом маси. Дефект маси характеризує стійкість атомних ядер і енергію зв’язку нуклонів у ядрі. Властивості ядер атомів зумовлені їхнім складом, тобто кількістю протонів і нейтронів.

Кількість протонів характеризує заряд ядра і належність атома до конкретного хімічного елемента. Загальна кількість протонів (Z) і нейтронів (N) у ядрі дорівнює округленому значенню атомної маси, її називають масовим (або нуклонним) числом: $A = Z + N$.

Отже: а) заряд атомного ядра елемента визначений кількістю протонів, які є в складі ядра; б) порядковий номер елемента Z дорівнює позитивному заряду

ядра атома і відображає кількість протонів у ядрі цього атома; в) масове (нуклонне) число ядра A дорівнює сумі протонів і нейтронів, які є в складі атомного ядра; г) різниця між масовим числом і порядковим номером елемента ($A - Z$) дорівнює кількості нейтронів у ядрі атома заданого елемента.

Для позначення атомних ядер використовують структурний символ елемента, у якому поряд з його хімічним символом ставлять два числа: ліворуч унизу – порядковий номер (заряд ядра), а ліворуч уверху – масове число. Наприклад, ${}_{13}^{27}\text{Al}$, ${}_{8}^{16}\text{O}$, ${}_{20}^{40}\text{Ca}$

Ізотопи – це атоми хімічного елемента, які мають однакову кількість протонів Z , але різну кількість нейтронів, тому за однакового заряду мають різну атомну масу і займають одне місце у Періодичній таблиці елементів та мають однакові хімічні властивості. Майже кожен елемент складається з декількох ізотопів. Наприклад, Гідроген має три ізотопи: ${}_{1}^1\text{H}$ протій, ${}_{1}^2\text{H}$ -дейтерій, ${}_{1}^3\text{H}$ -третій.

Кількість ізотопів може бути різною. Зокрема, Станум складається з суміші десяти ізотопів, Ксенон – дев'яти, Меркурій – семи, Оксиген – трьох і т. д. Для деяких елементів (Флуор) відомий лише один природний ізотоп. Елементи з парними порядковими номерами, як звичайно, мають більшу кількість ізотопів, ніж елементи з непарними номерами. Атомна маса елемента, зазначена в Періодичній системі, є середнім значенням масових чисел ізотопів, з яких він складається, з урахуванням відсоткового вмісту кожного ізотопу. Наприклад, Хлор є сумішшю природних ізотопів з масовими числами 35 (близько 75 %) і 37 (близько 25 %), що в середньому дає атомну масу 35,46. Сьогодні відомо понад 270 стабільних і понад 2 000 радіоактивних ізотопів. Масові числа деяких ізотопів різних елементів можуть збігатися. Наприклад, один з ізотопів Калію має масове число 40. Таке саме масове число має один з ізотопів Аргону і один з ізотопів Кальцію. Ізотопи з однаковими масовими числами відомі також для Хрому і Феруму (${}_{24}^{54}\text{Cr}$, ${}_{26}^{54}\text{Fe}$). такі атоми називають ізобарами.

Ізобари – це атоми, що містять різну кількість протонів Z і нейтронів N , проте мають однакову сумарну кількість нуклонів (відповідає масовому числу A).

Наприклад:

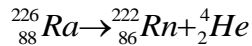
ізотопи: ; ${}_{20}^{42}\text{Ca}(20p,22n)$; ${}_{20}^{43}\text{Ca}(20p,23n)$

ізобари: ${}_{20}^{40}\text{Ne}(20p,20n)$ ${}_{18}^{40}\text{Ar}(18p,22n)$; ${}_{19}^{40}\text{K}(19p,21n)$; ${}_{20}^{40}\text{Ca}(20p,20n)$

З відкриттям ізотопів по-новому сформулювали поняття радіоактивності: **Радіоактивність** - це самочинне перетворення нестійкого ізотопу одного хімічного

елемента в ізотоп іншого елемента, що супроводжується випромінюванням елементарних частинок або ядер.

Наприклад, радіоактивний розпад ізотопу Радію-226 відбувається з утворенням ізотопу Радону-222 і випромінюванням α -частинки (α -розпад) за рівнянням



До основних видів радіоактивного розпаду відносяться α -розпад, β^- , β^+ -розпад, електронний захват, спонтанний поділ. Часто ці види радіоактивного розпаду супроводжуються випусканням γ -променів. Реакції в яких беруть участь атоми елементів які можна бомбардувати α , β , γ -променями називаються ядерними. Ядерні реакції записуються за допомогою хімічних реакцій, але символи позначають не атоми елементів, а лише їх ядра. В ядерних реакціях справджується закон збереження маси і заряду, тобто сума мас і сума зарядів у лівій частині рівняння повинна дорівнювати відповідно сумі мас і сумі зарядів у правій частині рівняння.

В результаті α -розпаду виділяється ядро атома гелію ${}_2^4\text{He}$. В загальному випадку ядерну реакцію можна записати: ${}_Z^A\text{E} \rightarrow {}_2^4\text{He} + {}_{Z-2}^{A-4}\text{E}$

В результаті β^- -розпаду може виділитися β^+ (позитрон) і β^- (електрон) частинки. Загальне рівняння β^- -розпаду: ${}_Z^A\text{E} \rightarrow {}_{-1}^0\ell + {}_Z^A\text{E}$

В результаті β^+ -розпаду виділяється позитрон (ℓ^+), що має масу електрона і заряд протилежний до електрона. Загальне рівняння β^+ -розпаду: ${}_Z^A\text{E} \rightarrow {}_1^0\ell^+ + {}_{Z-1}^A\text{E}$

Електронний захват. При захопленні ядром електрона з найближчого до ядра К-мару в ядрі відбувається зменшення числа протонів внаслідок протікання процесу ${}_1^0\ell + {}_Z^A\text{E} \rightarrow {}_{Z-1}^A\text{E} + {}_0^1n$. Заряд ядра зменшується на одиницю, а масове число залишається сталим. Відбувається реакція ${}_Z^A\text{E} + {}_{-1}^0\ell \rightarrow {}_{Z-1}^A\text{E} + {}_0^1n$

Для кожної радіоактивної речовини є певний інтервал часу, протягом якого активність зменшується удвічі. Цей інтервал називають періодом напіврозпаду. Період напіврозпаду T – це той час, за який розпадається половина всієї кількості наявних радіоактивних атомів. Наприклад, період напіврозпаду Радону становить 3,85 доби, Радію – 1620 років, Урану – 4,5 млрд років. Отже, на відміну від хімічних реакцій, під час перебігу яких змін зазнають лише молекули, а ядра атомів є незмінними, під час ядерних реакцій змін зазнають самі атомні ядра. У цьому разі замість одних хімічних елементів утворюються інші. Отже, зміну атомних ядер унаслідок їхньої взаємодії з елементарними частинками або між собою називають ядерними реакціями. Ядерні реакції бувають штучними і

природними. Штучні ядерні реакції відбуваються за допомогою ядер дейтерію – дейтронів, α -частинок, протонів, нейтронів, важких ядер, які розганяють до великих швидкостей, щоб під час зближення можна було подолати кулонівські сили відштовхування й увійти в зону дії ядерних сил. Унаслідок злиття початкових ядер на деякий час утворюється комбіноване ядро, яке згодом розпадається на уламки, що їх кулонівські сили розганяють до швидкостей, близьких до швидкості світла. Процеси ядерних реакцій описують рівняннями, в яких сума масових чисел вихідних частинок повинна дорівнювати сумі масових чисел частинок, утворених унаслідок реакції, алгебричні суми зарядів вихідних частинок і зарядів продуктів реакції також повинні бути однаковими. Першу ядерну реакцію на швидких протонах проведено 1932 р., коли вдалося розщепити літій на дві α -частинки: ${}^7_3\text{Li} + {}^1_1\text{H} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^4_2\text{He}$

Деякі ядерні реакції відбуваються з виділенням енергії, а деякі – з її поглинанням. Енергетичний вихід ядерної реакції ΔE можна визначити, знайшовши різницю мас Δm частинок, які вступають у реакцію, і продуктів реакції:

$$\Delta E = (M_A + M_B - M_C - M_D)c^2 = \Delta mc^2,$$

де M_A, M_B – маси вихідних речовин; M_C, M_D – маси продуктів реакції.

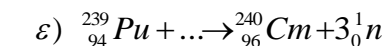
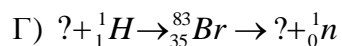
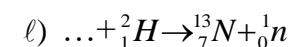
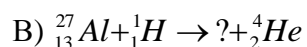
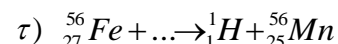
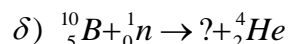
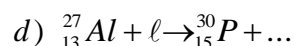
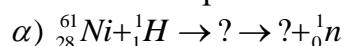
Якщо сума мас ядер, які вступили в реакцію, більша від суми мас ядер, одержаних унаслідок реакції, то енергетичний вихід ядерної реакції позитивний, тобто енергія виділяється. А якщо сума мас ядер, які вступили в реакцію, менша, то енергетичний вихід реакції негативний (відбувається поглинання енергії).

Запитання для самоконтролю

1. Які факти свідчать про складність будови атома?
2. Що таке радіоактивність? Які види радіоактивного випромінювання ви знаєте? Сформулюйте закон Мозлі. Яка його роль у вивченні хімічних елементів?
4. У чому полягають переваги теорії Бора порівняно з планетарною моделлю будови атома?
5. У чому полягає корпускулярно-хвильова двоїстість електрона?
6. На яких положеннях ґрунтується квантово-механічний підхід до опису руху частинок мікросвіту?
7. Які головні характеристики визначають стан електрона в атомі?
8. Згідно з якими правилами відбувається заповнення електронами енергетичних рівнів?
9. У чому полягає відмінність між хімічними та ядерними реакціями?
10. Які частинки є в складі атомних ядер? Що таке енергія зв'язку, дефект маси?

12. Які атоми називають ізотопами, ізобарами? Наведіть приклади.

13. Записати рівняння ядерних реакцій:



14. Як зміниться масове число і заряд атома ізотопа: а) при послідовному випусканні ℓ -частинки і двох β^- -частинок; б) при поглинанні ядром двох протонів і випусканні двох нейтронів; в) при поглинанні однієї ℓ -частинки і випусканні двох дейтронів.

15. Скільки β і ℓ -частинок втратить ядро атома ${}^{226}\text{Ra}$ для отримання елемента з масовим числом 206, що належить до четвертої групи періодичної системи елементів? Назвати цей елемент.

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.