Тема: Явище періодичної зміни властивостей елементів та їхніх сполук на основі уявлень про електронну будова атома.

Вивчення нового матеріалу

Явище періодичності. Найрізноманітніші явища, які ви можете спостерігати візуально: зміна дня і ночі, пір року; зміни в рослинному світі, що відбуваються навесні, улітку, восени та взимку; міграція багатьох видів птахів тощо, підтверджують наявність явища періодичності в природі.

З'ясуємо, що розуміють під поняттям «періодичність» у хімії. Це періодична зміна електронної будови атомів і, відповідно, властивостей хімічних елементів і простих та складних речовин, утворених цими елементами. Це періодична зміна радіусів атомів, валентності й ступенів окиснення елементів. Такі зміни відбуваються через кожні 8 елементів у малих періодах і через кожні 18 і 32 елементи — у великих.

З часу відкриття періодичного закону зроблено багато відкриттів щодо будови атома: спростовано твердження про його неподільність; з'ясовано, що атом складається з ядра й електронної оболонки; доведено, що ядро є складним утворенням. Зокрема, установлено, що ядро містить позитивно заряджені частинки із зарядом +1 — протони p+ та електронейтральні частинки — нейтрони n0. Протони й нейтрони мають однакову масу. Оскільки в ядрі зарядженими є тільки протони, то заряд ядра атома визначають кількістю протонів у ядрі. Цей заряд нейтралізує така сама кількість електронів, що рухаються навколо ядра, тому атом є електронейтральною частинкою.

Ураховуючи дослідження будови атома, учені дійшли висновку, що не атомні маси безпосередньо впливають на властивості елементів, а заряди атомних ядер. Тому сучасне формулювання періодичного закону дещо інше.

• Властивості хімічних елементів та їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від величини зарядів ядер їхніх атомів.

Отже, завдяки новим відкриттям періодичний закон було науково обґрунтовано на основі сучасного бачення будови атомів і повніше розкрито явище періодичності.

• З погляду теорії будови атома періодичний закон трактується так: властивості хімічних елементів та їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від величини зарядів ядер їхніх атомів.

• Під поняттям «періодичність» у хімії розуміють періодичну зміну електронної будови атомів і, відповідно, властивостей хімічних елементів, простих і складних речовин, утворених цими елементами; періодичну зміну радіусів атомів, валентності та ступенів окиснення.

• Енергетичні рівні — віддалі, на яких рухаються електрони з певним запасом енергії відносно ядра атома. Енергетичні рівні складаються з підрівнів, які утворюються орбіталями, що мають однаковий запас енергії.

• Номер енергетичного рівня позначають числом n. Максимальну кількість електронів на енергетичному рівні визначають за формулою N = 2n2, тобто максимальна кількість електронів на енергетичному рівні дорівнює подвоєному квадрату номера рівня. Номер періоду в періодичній системі вказує на кількість енергетичних рівнів в атомі хімічного елемента.

• Кожний підрівень складається з певної кількості s-, p-, d-, f-орбіталей. Найменший за енергією підрівень кожного енергетичного рівня містить одну s-орбіталь, другий підрівень — три p-орбіталі, третій — п’ять d-орбіталей, четвертий — сім f-орбіталей.

• Дослідженнями встановлено, що на кожній орбіталі може бути не більше ніж два електрони, які відрізняються напрямком руху електрона навколо власної осі, тобто спіном. Електрони, що рухаються у двох протилежних напрямках навколо власної осі, мають антипаралельні спіни. Їх називають спареними електронами.

• Послідовність заповнення орбіталей електронами визначається за принципом «мінімальної енергії», згідно з яким електрон в атомі розміщується так, щоб його енергія була мінімальною.

• Атом в основному стані має мінімальну енергію. Розподіл енергетичних рівнів і підрівнів елементів 1-4 періодів відбувається відповідно до зростання енергії електронів у такій послідовності: 1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p.

• Для розуміння явища періодичності необхідно мати уявлення про сучасну модель будови атома, особливо будову електронних оболонок атомів.

• Електронні формули, або електронні конфігурації, відображають розподіл електронів в атомі. Вони вказують на розміщення електронів на енергетичних рівнях, де цифрами 1, 2, 3, ..., 7 позначають енергетичний рівень, літерами s-, p-, d-, f- — енергетичні підрівні та форму орбіталей, а цифрою в степені — кількість електронів на підрівні. Наприклад: 9F 1s22s22p5.

• Графічні електронні формули відображають структуру електронних оболонок атомів. Орбіталь позначають квадратом (його називають енергетичною коміркою), а електрони — стрілками. Якщо квадрат вільний — на орбіталі відсутній електрон, якщо є одна стрілка — електрон неспарений, якщо дві стрілки, спрямовані в протилежних напрямках, — спарені електрони з антипаралельними спінами.

• Енергетичні рівні заповнюються поступово: спочатку s-підрівень, за ним p-підрівень, що має три орбіталі, за ним d-підрівень, якому властива наявність п'яти орбіталей. Відповідно максимальна кількість електронів на s-підрівні — 2, на p-підрівні — 6 і на d-підрівні — 10.

• s-елементи розміщуються в головних підгрупах (підгрупи А) I та II груп періодичної системи. До них також належать два елементи 1 періоду, тобто Гідроген і Гелій.

• p-елементи — елементи, в атомах яких заповнюється електронами p-підрівень, розміщуються в головних підгрупах III—VIII груп.

• d-елементи — елементи, в атомах яких заповнюється d-підрівень попереднього енергетичного рівня, і розміщуються вони в побічних підгрупах I—VIII груп.

• У збудженому стані кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні зростає, тому атоми, перебуваючи в цьому стані, проявляють змінні валентність і ступені окиснення.

• Електронна конфігурація атомів пояснює періодичні зміни таких характеристик атома, як радіус, електронегативність, валентність і ступінь окиснення, що визначають хімічні властивості елементів та їхніх сполук.

• У межах одного періоду кількість енергетичних рівнів в атомів елементів не змінюється, але збільшується заряд ядра атома. Унаслідок цього від початку до кінця періоду радіуси атомів незначно зменшуються. Тому в елементів одного малого періоду й у парних рядах великих періодів металічні властивості елементів плавно змінюються на неметалічні.

• В атомів елементів кожного наступного періоду формується новий енергетичний рівень, що спричиняє різке збільшення радіуса атома й, відповідно, зміну властивостей елементів та їхніх сполук.

• Електронегативність елемента характеризується здатністю атома притягувати електрони під час утворення хімічних зв'язків. Зі зростанням

заряду ядра атома електронегативність у періодах зростає, а в підгрупах спадає. Найбільшу електронегативність проявляє Флуор.

• Валентність і ступінь окиснення — поняття неоднозначні. Валентність визначається здатністю атомів елементів утворювати хімічні зв'язки, а ступінь окиснення — це умовний заряд атома, якщо припустити, що сполука складається тільки з йонів. Максимальна валентність атомів більшості елементів та їхні ступені окиснення відповідають номеру групи, у якій міститься елемент у періодичній системі. Мінімальний ступінь окиснення (негативний) обчислюють за формулою 8 мінус номер групи, у якій міститься елемент.

Визначаючи ступінь окиснення в бінарних і складніших сполуках, необхідно пам'ятати правило: усередині однієї молекули сполуки сума позитивних зарядів дорівнює сумі негативних.

• Відкриття періодичного закону спричинило справжню революцію в хімічній науці. На основі наукових прогнозів було відкрито нові хімічні елементи. Так, у 2016 р. в періодичну систему внесено чотири елементи й вони повністю завершили 7 період.

Домашнє завдання:

1. Переглянути презентацію за посиланням:

https://naurok.com.ua/prezentaciya-yavische-periodichno-zmini-vlastivostey-elementiv-ta-hnih-spoluk-na-osnovi-uyavlen-pro-elektronnu-budova-atomiv-259303.html

2. Виконати тестове завдання: https://naurok.com.ua/test/join?gamecode=3366481
3. Дайте відповіді на запитання. Порівняйте свої знання з правильними відповідями.

1. Наведіть сучасне формулювання періодичного закону

Властивості хімічних елементів, а також утворених ними сполук перебувають у періодичній залежності від величини зарядів ядер їх атомів

2. Що спільного в електронній будові атомів елементів підгрупи Карбону?

Спільне те, що на зовнішньому енергетичному рівні є по 4 електрони.

3. Що спільного в електронній будові атомів галогенів?

Спільне те, що на зовнішньому енергетичному рівні міститься по 7 електронів.

4. Схарактеризуйте структуру короткої та довгої форм періодичної системи

В структурі обох варіантів таблиці розрізняють періоди та групи.

У короткій формі періодичної системи 7 періодів, їх позначено арабськими цифрами від 1 до 7, і 8 груп, вони пронумеровані римськими цифрами від I до VIII. Окремі періоди складаються з двох рядів: парний та непарний, які називають великими, а решту - малими. У групах розрізняють головну та побічну підгрупи. У окремі рядки періодичної системи винесли 28 елементів родини лактаноїдів і актиноїдів.

У довгій формі періодичної системи також 7 періодів, але ряди відсутні. Груп є не 8, а 18, які позначені літерами А та Б. У групах А розташовані ті ж самі хімічні елементи, що у головних підгрупах короткої форми системи, групи Б - відповідають складу побічних підгруп. Елементи групи Б відсутні в перших трьох періодах, а наявні лише в 4-7 періодах. Першими розташовані групи IA й IIA, за ними - десять груп Б, після яких періоди продовжують і завершують групи IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIIIA.

5. Назвіть два хімічних елементи однієї з Нітрогеном підгрупи та три хімічні елементи одного з Ферумом періоду

Хімічні елементи:

Фосфор і Арсен — однієї з Нітрогеном підгрупи,

Калій і Бром — одного з Ферумом періоду

6. На підставі сучасного формулювання періодичного закону, поясність, чому Аргон, атомна маса якого більша за атомну масу Калію, розташований у періодичній системі вісімнадцятим, а не дев'ятнадцяти

Порядковий номер (протонне число) елемента в періодичній системі вказує на таку його важливу характеристику, як величина заряду ядра атома. Перестановка була необхідною, щоб елемент Аргон, заряд ядра атома якого дорівнює +18, зайняв належне йому місце після елемента із зарядом ядра атома +17, тобто Хлору попри те, що його атомна маса більша, ніж у Калію.

7. Поясніть причину періодичної зміни властивостей елементів і їхніх сполук.

Періодична зміна властивостей елементів і їхніх сполук пов'язана з електронною будовою атомів хімічних елементів. Елементи з подібними властивостями й однаковою формою оксидів, гідроксидів, летких сполук з Гідрогеном мають однакову електронну конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня, яка з певною періодичністю повторюється.

8. Як ви поясните, що Магній і Кальцій мають однакову загальну формулу оксиду та гідроксиду й характеризуються схожими хімічними властивостями.

Тому, що є елементами одної підгрупи (II група, головна підгрупа).

9. З якою періодичністю та які хімічні елементи мають подібні з Літієм властивості? Відповідь підтвердьте формулами речовин і прикладами рівнянь реакцій.

З певною періодичністю подібні властивості з Літієм мають елементи одної з ним підгрупи - це Na, K, Rb, Cs.

$Li + O_2 = Li_2O$

$Na + O_2 = Na_2O$

$Li + H_2O = LiOH + H_2\uparrow$

$Na + H_2O = NaOH + H_2\uparrow$

Бережіть себе та близьких!