

Явище періодичної зміни властивостей елементів і їхніх сполук на основі уявлень про електронну будову атомів

Періодична зміна властивостей елементів. У попередніх параграфах ви ознайомилися з будовою електронних оболонок атомів елементів, їхніми електронними конфігураціями та графічними електронними формулами. За допомогою періодичної системи можна скласти електронні формули кожного з хімічних елементів. Зважаючи на те, що властивості елементів періодично повторюються, узагальнимо від чого залежать їхні періодичні зміни.

Радіус атома. Через хвильовий характер руху електронів навколо ядра радіуси атомів не мають чітких меж. Крім того, форма орбіталей електронів є різною. Якщо припустити, що атоми мають форму кулі, то радіус атома визначають як віддаль від ядра до зовнішнього енергетичного рівня. Інакше кажучи, поняття «атомний радіус» є умовним. Якщо треба встановити числові значення радіусів атомів елементів, то їх визначають експериментально, ураховуючи довжини хімічних зв'язків між атомами в сполуці. Одиницею вимірювання атомних радіусів є нанометр (нм): $1 \text{ нм} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ м}$.

У межах одного періоду кількість енергетичних рівнів в атомів елементів не змінюється, однак зростає заряд ядра атома, отже, посилюється притягання ядром атома електронів зовнішнього енергетичного рівня. Унаслідок цього від початку до кінця періоду радіуси атомів незначно зменшуються. Тому в елементів одного малого періоду металічні властивості плавно змінюються на неметалічні. Такі самі зміни відбуваються в парних рядах великих періодів.

Звернімо увагу на зміни, які відбуваються з радіусами йонів, оскільки вони відрізняються від радіусів атомів елементів. Якщо атоми віддають електрони зовнішнього енергетичного рівня, то радіус йона зменшується. Це властиво металічним елементам. Атоми неметалічних елементів приєднують електрони, що є причиною збільшення розмірів йонів. Отже, радіуси катіонів завжди менші від радіусів аніонів та електронейтральних атомів.

Електронегативність. З цим поняттям ви ознайомилися в курсі хімії 8 класу. Електронегативність елемента — це властивість атома, що характеризує здатність притягувати до себе спільні електрони під час утворення хімічних зв'язків. Ця здатність змінюється в періодах і групах залежно від розміщення елемента в періодичній системі.

Одиницею електронегативності вважають електронегативність Літію. Її порівнюють з іншими елементами, тому для інших елементів вона є відносною величиною, тобто відносною електронегативністю. Розглянемо, як змінюється електронегативність елементів у періодах і групах періодичної системи (табл.1).

Таблиця 1

Зміна відносної електронегативності елементів у періодах і групах

Період	Група								Зміна електронегативності
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	H 2,1							He	Зі збільшенням заряду ядра атома в періодах — зростає, у головних підгрупах — спадає.
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne	
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar	

Отже, зі збільшенням заряду ядра атома електронегативність у періодах систематично зростає, а в підгрупах — спадає. Найбільшу електронегативність проявляє Флуор.

За допомогою поняття «відносна електронегативність» пояснюють механізми утворення хімічного зв'язку.

Валентність і ступінь окиснення. Фізичний зміст валентності атомів елементів полягає в їхній здатності утворювати хімічні зв'язки. Валентність — це кількість ковалентних хімічних зв'язків, якими атом сполучений з

іншими атомами. З погляду будови атома в утворенні ковалентних зв'язків беруть участь неспарені електрони зовнішнього енергетичного рівня.

Проте вам відомо, що існує безліч речовин немoleкулярної будови, тому поняття «валентність» втрачає свою визначеність. Для них використовують поняття «ступінь окиснення».

Ступінь окиснення — це умовний заряд атома, якщо припустити, що сполука складається тільки з йонів. Він може набувати: позитивного значення, якщо атом під час утворення сполуки віддає електрони; негативного — у разі приєднання атомом електронів або нульового, якщо утворюється сполука з ковалентним неполярним зв'язком.

Під час переходу атома елемента в збуджений стан усі неспарені електрони зовнішнього енергетичного рівня беруть участь в утворенні хімічних зв'язків. Тому максимальна валентність атомів більшості елементів та їхні ступені окиснення відповідають номеру групи, у якій розміщується елемент у періодичній системі. Наприклад, в атома Хлору в третьому збудженому стані два р-електрони й один s-електрон третього рівня переходять на d-підрівень. Це відбувається в атомах елементів побічних підгруп, у яких на зовнішньому енергетичному рівні валентними є s-електрони та d-електрони передостаннього енергетичного рівня.

Мінімальний ступінь окиснення (негативний) визначають за кількістю приєднаних атомом електронів, щоб його зовнішній енергетичний рівень став завершеним. Здебільшого його обчислюють так: 8 мінус номер групи, у якій розміщений елемент.

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