

ТЕМА: Збуджений стан атома. Валентні стани елементів.

Валентність — це здатність атомів утворювати хімічні зв'язки з певною кількістю інших атомів.

- Постійну валентність мають:

I	I	I	I	II	II	II	II	II	III	III
H	Na	F	K	Mg	Ca	Ba	Zn	O	Al	B

- Більшість хімічних елементів мають змінну валентність. Наводимо її значення для деяких з них:

Pb Плюмбум (IV група) — II, IV;

P Фосфор (V група) — III, V;

S Сульфур (VI група) — II, IV, VI;

Cr Хром (VI група) — II, III, VI;

Cl Хлор (VII група) — I, III, V, VII;

Mn Манган (VII група) — II, IV, VI, VII;

Fe Ферум (VIII група) — II, III, VI.

- Валентними електронами називають електрони, які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків.

- Ступінь окиснення — це умовний заряд атома в сполуці, обчислений на основі припущення, що вона складається з йонів.

- Ступінь окиснення може набувати позитивного, негативного та нульового значень.

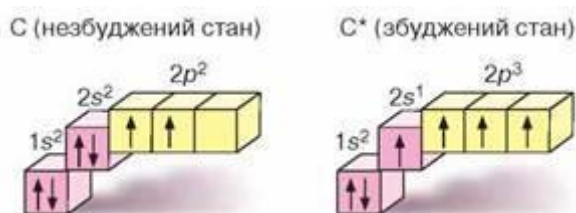
- У простих речовинах валентність і ступінь окиснення хімічних елементів не збігаються. Наприклад, у молекулі кисню O_2 валентність Оксигену II, а ступінь окиснення 0.

- Визначаючи ступені окиснення елементів у бінарних сполуках, послуговуються рядом електронегативності. Елементи з більшим значенням електронегативності мають від'ємні значення ступенів окиснення.

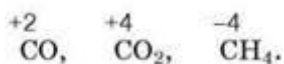
ЗБУДЖЕНИЙ СТАН АТОМА. Це поняття пов'язане зі здатністю електронів отримувати додаткові порції енергії або віддавати її частину.

Що ближче до ядра розміщений енергетичний рівень, то меншим запасом енергії наділені його електрони. Тобто електрони другого рівня характеризуються меншою енергією, ніж третього; третього — меншою, ніж четвертого і так далі. У межах свого стійкого енергетичного рівня, електрон не виділяє і не поглинає енергії.

Отримавши додатковий запас енергії, наприклад під час нагрівання, електрони переходять на вищий енергетичний підрівень, атом набуває збудженого стану. Щоб відрізнити збуджений стан атома від основного, символ елемента записують зі значком *. Розглянемо це на прикладі Карбону.



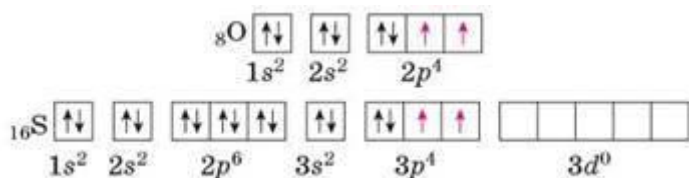
Наведені зображення доводять, що атом Карбону може мати два валентні стани. В одному з них (основному) в атома Карбону два неспарених електрони, і це визначає його мінімальну валентність II та ступінь окиснення +2. У другому стані (збудженому) неспарених електронів чотири. За рахунок них Карбон утворює чотири спільні електронні пари з іншими атомами — набуває чотиривалентного стану і має ступінь окиснення +4 або -4:



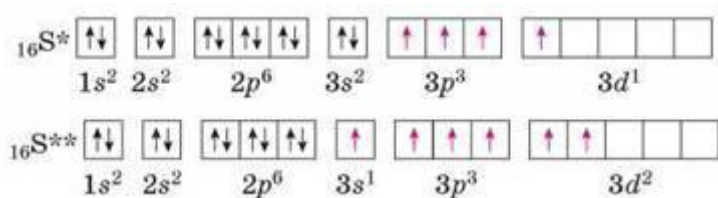
Здатність електронів переходити на інші енергетичні підрівні зумовлює наявність в атомів одного хімічного елемента кількох ступенів окиснення.

ОСОБЛИВОСТІ БУДОВИ АТОМІВ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ, ЩО ЗУМОВЛЮЮТЬ ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ. З вивченого в основній школі ви знаєте, що вища валентність хімічних елементів груп А дорівнює номеру групи, проте існують винятки. Наприклад, Оксиген розташований у VI групі, проте ніколи не буває шестивалентним. Елемент цієї ж підгрупи Сульфур має сполуки, у яких він шестивалентний, наприклад сульфур(VI) оксид SO_3 . Поряд з цим існує сульфур(IV) оксид SO_2 з чотиривалентним Сульфуром і гідроген сульфід H_2S , у якому валентність Сульфуру дорівнює двом.

Електронні конфігурації зовнішніх енергетичних рівнів Оксигену і Сульфуру однакові:



Графічні електронні формули атомів Оксигену й Сульфуру свідчать, що в атома Оксигену відсутні вільні енергетичні комірки, тому він не може перейти в збуджений стан і мати більше двох неспарених (валентних) електронів. Для атома Сульфуру це цілком реально, тому що в нього є вільні комірки на d-підрівні третього енергетичного рівня. Поглинувши додатково енергію, спарені s- і p-електрони атома Сульфуру займають вільні комірки на d-підрівні. У збудженому стані графічні електронні формули Сульфуру такі:



Тобто, на відміну від Оксигену, з яким Сульфур входить до однієї підгрупи, електрони зовнішнього енергетичного рівня атома Сульфуру можуть стати неспареними й атом Сульфуру розширює свої валентні можливості.

Атоми неметалічних хімічних елементів можуть переходити в збуджений стан, якщо мають на зовнішньому енергетичному рівні вільні енергетичні комірки, збільшуючи цим самим кількість неспарених електронів.