

07.04.2022

Група №26

Хімія

Урок 14-15

Тема: Можливі ступені окиснення неметалічних елементів 2 і 3 періодів. Йонний, ковалентний, металічний, водневий хімічні зв'язки.

Матеріал до уроку

Можливі ступені окиснення неметалічних елементів 2 і 3 періодів.

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.

C (незбуджений стан)

$1s^2 2s^2 2p^2$

C* (збуджений стан)

$1s^2 2s^1 2p^3$

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:

CO, CO₂, CH₄.

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 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:

$${}^8\text{O}$$
$$1s^2 2s^2 2p^4$$
$${}^{16}\text{S}$$
$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^0$$

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:

$${}^{16}\text{S}^*$$
$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^1$$
$${}^{16}\text{S}^{**}$$
$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$$

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.

Можливі ступені окиснення неметалічних елементів 2-го і 3-го періодів.

В елементів зі змінною валентністю кількість неспарених електронів в основному стані визначає мінімальну валентність атомів, у збудженому стані — проміжні й максимальну (вищу) валентності. Вища (максимальна) валентність здебільшого збігається з номером групи хімічного елемента.

Визначення можливих ступенів окиснення елементів

Ступінь окиснення — це умовний заряд на атомі в молекулі або кристалі, який би виник на ньому, коли б усі полярні зв'язки, утворені ним, мали іонний характер.

На відміну від валентності, ступінь окиснення може бути позитивним, негативним або дорівнювати нулю.

Ступені окиснення, які елементи можуть проявляти в різних сполуках, у більшості випадків можна визначити за будовою зовнішнього електронного рівня або за місцем елемента в Періодичній системі.

Атоми неметалічних елементів можуть виявляти як позитивні, так і негативні ступені окиснення, залежно від того, з атомом якого елемента вони утворюють зв'язок. Якщо елемент більш електронегативний, то він проявляє негативний ступінь окиснення, а якщо менш електронегативний — позитивний.

Абсолютне значення ступеня окиснення неметалічних елементів можна визначити за будовою зовнішнього електронного шару. Атом здатний прийняти стільки електронів, щоб на його зовнішньому рівні розташувалося вісім електронів: неметалічні елементи VII групи приймають один електрон і

виявляють ступінь окиснення -1, VI групи — два електрони й виявляють ступінь окиснення -2 тощо.

Неметалічні елементи здатні віддавати різне число електронів: щонайбільше стільки, скільки розташовано на зовнішньому енергетичному рівні. Інакше кажучи, максимальний ступінь окиснення неметалічних елементів дорівнює номеру групи. Завдяки промотуванню електронів на зовнішньому рівні атомів число неспарених електронів, які атом може віддавати в хімічних реакціях, буває різним, тому неметалічні елементи здатні виявляти різні проміжні значення ступеня окиснення.

Можливі ступені окиснення s- і p-елементів

Група ПС	1	II	III	IV	V	VI	VI
Вищий ступінь окиснення	+	+	+	+4	+5	+6	+7
Проміжний ступінь окиснення				+2, 0	+3, 0	+4, +2, 0	+5, +3, +1, 0
Нижчий ступінь окиснення	0	0	0	-4	-3	-2	-1

Йонний, ковалентний, металічний, водневий хімічні зв'язки.

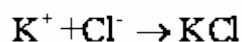
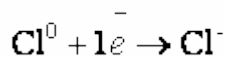
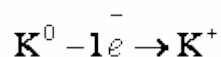
Йонний зв'язок — це хімічний зв'язок, який утворюється за рахунок електростатичної взаємодії між йонами з зарядами протилежного знаку.

Йонний зв'язок утворюється внаслідок повного переносу одного чи декількох електронів від одного атома до іншого. Такий тип зв'язку можливий тільки між атомами елементів, електронегативності яких значно відрізняються. При цьому відбувається перехід електрона від атома з меншою електронегативністю до атома з більшою електронегативністю. Треба

запам'ятати, що такий тип хімічного зв'язку утворюється між атомами типових металів та типових неметалів. Наприклад, елементи першої та другої групи головних підгруп періодичної системи (типові метали) безпосередньо з'єднуються з елементами шостої та сьомої групи головних підгруп періодичної системи (типові неметали).

Розглянемо механізм утворення йонного зв'язку в сполуці калій хлорид. Атом Калію містить один валентний електрон (визначаємо за номером групи, в якій знаходиться Калій). Атом Хлору містить сім валентних електронів (визначаємо за номером групи, в якій знаходиться Хлор). При взаємодії атомів Калію з атомами Хлору валентний електрон атома Калію повністю переходить на зовнішній рівень атома Хлору, добудовуючи його до восьмиелектронної структури. При цьому атом Калію, втрачаючи електрон, набуває позитивний заряд +1 та перетворюється на катіон K^+ , а атом Хлору, приєднуючи електрон, набуває негативний заряд -1 та перетворюється на аніон Cl^- .

Різнойменно заряджені йони притягуються завдяки електростатичним силам та утворюється сполука калій хлорид. Цей процес можна зобразити за допомогою схеми:



Йонний зв'язок є крайнім випадком ковалентного полярного зв'язку. Сполуки з йонним зв'язком називають йонними. Прикладами речовин з йонним типом зв'язку можна назвати магній сульфід MgS , алюміній хлорид AlCl_3 , натрій бромід NaBr . Йонний зв'язок також існує в солях оксигеновмісних кислот і в лугах між атомами металів і атомами Оксигену.

Ковалентний зв'язок, його властивості.

Хімічний зв'язок, що здійснюється електронними парами, називається ковалентним. Це двоелектронний і доцентровий(утримує

двоє ядер) зв'язок. **Сполуки з ковалентним зв'язком називаються гомеополярними, або атомними.**

Розрізняють два види ковалентного зв'язку: неполярний і полярний.

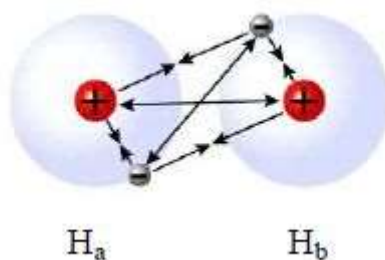
У разі неполярного ковалентного зв'язку електронна хмара, утворена спільною парою електронів, або електронна хмара зв'язку, розподіляється в просторі симетрично відносно ядер обох атомів. Прикладом є двохатомні молекули, які складаються з атомів одного елемента.

У разі полярного ковалентного зв'язку електронна хмара зв'язку зміщена в бік атома з більшою відносною електронегативністю. Прикладом можуть бути молекули летких неорганічних сполук.

Якщо між атомами виник один ковалентний зв'язок (одна спільна електронна пара), то він називається **одинарним**; якщо дві спільні електронні пари – **подвійним**.

Розглянемо два механізми утворення ковалентного зв'язку.

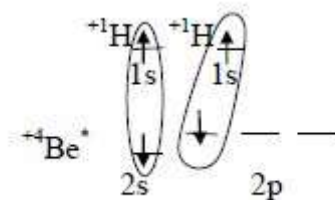
Механізм спарювання, рівноцінний або обмінний механізм. Це спосіб утворення ковалентного зв'язку, коли кожний з атомів, що взаємодіють, віддає по одному електрону для спільної електронної пари. В утворенні зв'язку беруть участь неспарені електрони і незбудженого, і збудженого атомів. Розглянемо на прикладі молекули водню:



Особливістю утворення сполук за обмінним механізмом є насичуваність, яка підтверджує, що атом утворює не будь-яке, а обмежене число зв'язків. Здатність до насичуваності хімічного зв'язку зумовлена тим, що даний атом максимально може приєднати таке число інших атомів з

одноелектронними орбіталями, яке відповідає числу його власних одноелектронних орбіталей.

Наприклад, в молекулі **BeH₂** атом Берилію приєднує два атоми Гідрогену з одноелектронними орбіталями, що відповідає числу власних одноелектронних орбіталей атому Берилію, і стає насиченим:



Під час утворення зв'язку енергія завжди виділяється (енергія зв'язку), таку ж кількість енергії необхідно затратити на його розрив (енергія дисоціації). Енергія зв'язку – це міра його міцності, яка вимірюється в кДж/моль або еВ/моль (знаходиться в широких межах 100...1000 кДж/моль).

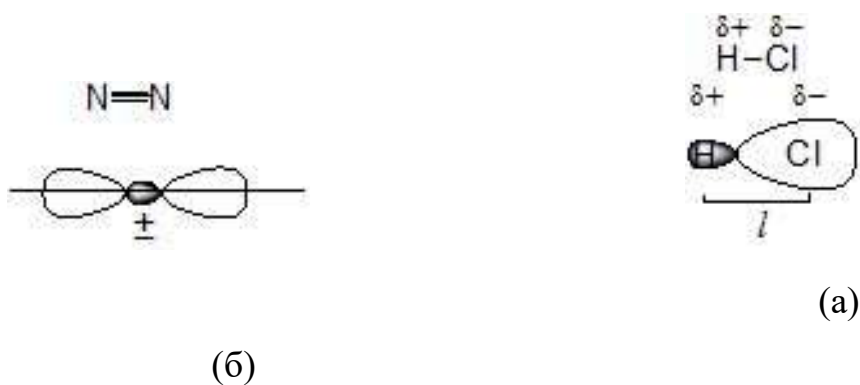
Таким чином, хімічний зв'язок характеризується енергією, довжиною зв'язку, які визначають його міцність.

Кратність зв'язку

Хімічний зв'язок, утворений більш ніж однією електронною парою, називається кратним. Підвищення кратності зв'язку призводить до зміцнення міжатомного зв'язку і зменшення між'ядерної відстані (довжини зв'язку).

Полярність зв'язку

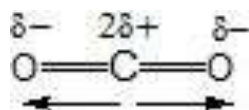
У випадку, коли електронна пара належить в рівній мірі обом атомам, утворюється ковалентний **неполярний зв'язок** (рисунок 2 а), характерний для сполук, утворених елементами неметалами з однаковим значенням електронегативності, наприклад для газів: H₂, O₂, Cl₂, N₂. Якщо ж сполука утворюється елементами з різною електронегативністю, то усупільнена електронна пара буде зміщена до атома з більшою електронегативністю, утворюється ковалентний **полярний зв'язок** (рисунок 2 б): H₂O, HCl, NH₃ (полярні молекули або диполі).



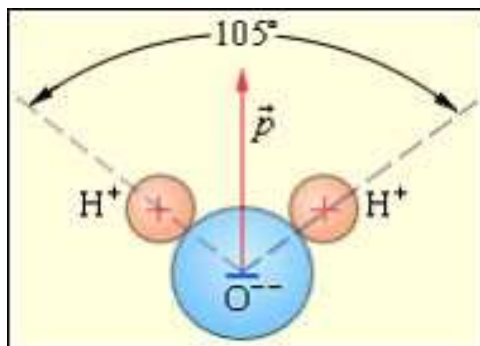
а – неполярний ковалентний зв'язок, б – полярний ковалентний зв'язок

Рисунок 2. Види ковалентного зв'язку (δ – ефективні заряди, l – довжина диполя)

Дипольний момент – це векторна величина (вектор, напрямлений від позитивно зарядженої частини (кінця) диполя до негативно зарядженого). Сумарний дипольний момент молекули дорівнює векторній сумі дипольних моментів окремих зв'язків та неподілених електронних пар. Тому можуть існувати неполярні молекули з полярним типом зв'язку, коли $\mu = 0$, наприклад, молекула CO_2 :



До неполярних відносяться і такі симетричні молекули (C_6H_6 , CF_4 , SF_6 , CH_4 та ін.).



В молекулі води, яка має кутову форму, полярні зв'язки Н–О розташовані під кутом 105° . Через це їх дипольні моменти не компенсуються, і молекула є полярною.

Металічний зв'язок.

Атоми більшості металів на зовнішньому енергетичному рівні містять невелике число електронів. Так, по одному електрону містять 16 елементів, по два – 58, по три – 4 елементи і жодного – тільки Палладій. Атоми елементів германію, олову і свинцю мають на зовнішньому рівні по 4 електрони, сурма і вісмут – по 5, полоній – 6, але ці елементи не є характерними металами.

Елементи метали утворюють прості речовини – метали. За звичайних умов це кристалічні речовини(крім ртуті). На прикладі натрію розглянемо природу хімічного зв'язку в металах.

В атома натрію, як і в інших металів, є надлишок валентних орбіталей і нестача електронів. Так, валентний електрон ($3s^1$) може займати одну з 9 вільних орбіталей - $3s$ (одна), $3p$ (три), $3d$ (п'ять). Під час зближення атомів внаслідок утворення кристалічної решітки валентні орбіталі сусідніх атомів перекриваються, в результаті чого електрони вільно переміщуються з однієї орбіталі на іншу, здійснюючи зв'язок між усіма атомами кристала металу. Такий тип хімічного зв'язку називається **металічним зв'язком**.

Водневий зв'язок.

Водневий зв'язок — це взаємодія атома Гідрогену однієї молекули (або її частини), сполученого з дуже електронегативним атомом, із неподіленою електронною парою дуже електронегативного атома іншої молекули (або її частини).

Водневий зв'язок – це своєрідний хімічний зв'язок. Він може бути міжмолекулярним і внутрішньо молекулярним.

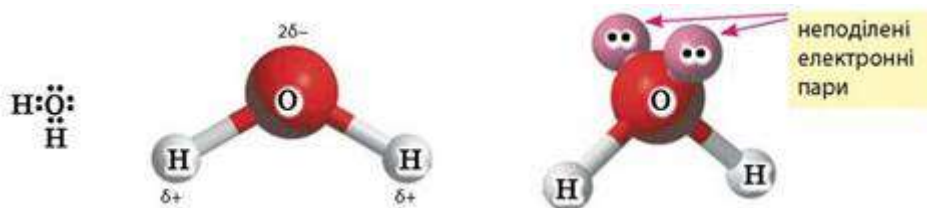
Міжмолекулярний водневий зв'язок виникає між молекулами, до складу яких входять гідроген та сильно електронегативний елемент – флуор, оксисен, нітроген, рідше – хлор, Сульфур. Оскільки в такій молекулі спільна електронна пара сильно зміщена від атома гідрогену до атома електронегативного елемента, а позитивний заряд гідрогену сконцентрований у малому об'ємі, то протон взаємодіє з неподіленою парою іншого атома або

іона, усуспільнюючи її. В результаті утворюється інший, слабкіший зв'язок, що дістав назву водневий.

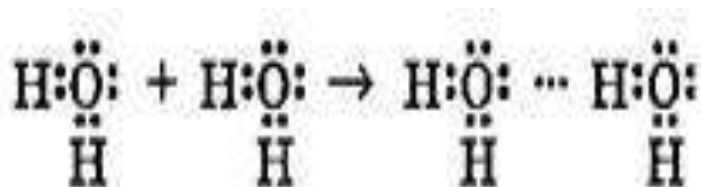
Механізм утворення водневого зв'язку

У багатьох речовинах існує особливий тип хімічного зв'язку — водневий. У 9 класі ви вивчали, що водневий зв'язок є міжмолекулярним, тобто утворюється між молекулами (або між частинами однієї молекули).

Розглянемо утворення водневого зв'язку на прикладі молекул води. У молекулі води між атомами Оксигену та Гідрогену зв'язок ковалентний. Через значну різницю електронегативностей ($\Delta EN = 3,44 - 2,20 = 1,24$) цей зв'язок дуже полярний. Унаслідок цього на атомах Гідрогену наявний позитивний заряд і дефіцит електронної густини, а в атома Оксигену заряд негативний і є дві неподілені електронні пари:



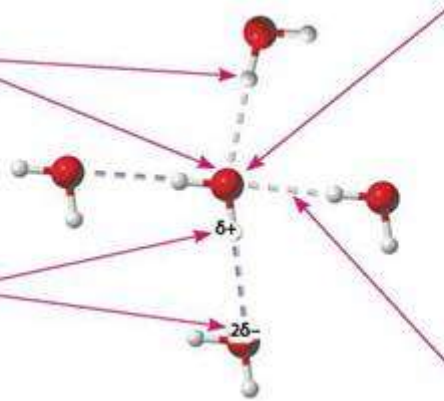
Неподіленими електронними парами атом Оксигену притягується до атомів Гідрогену інших молекул води, і між молекулами води виникає додаткова взаємодія — водневий зв'язок, який позначають крапками:



Водневий зв'язок має частково електростатичний характер, а частково — донорно-акцепторний:

Кожний атом Оксигену утворює по два водневі зв'язки із сусідніми молекулами, а атом Гідрогену — по одному

Водневий зв'язок виникає між позитивно зарядженим атомом Гідрогену та негативно зарядженим атомом Оксигену, що підтверджує його електростатичний характер



Кожна молекула води утворює по чотири водневі зв'язки із сусідніми молекулами

Водневий зв'язок виникає тільки в напрямку, у якому спрямована неподілена електронна пара атома Оксигену, що підтверджує його донорно-акцепторний характер

Отже, молекула певної речовини утворює водневий зв'язок за наявності неподілених електронних пар на одному з атомів та за наявності дуже полярного зв'язку з одним із атомів Гідрогену.

Домашнє завдання:

Написати конспект.

За додатковими питаннями звертатися на електронну адресу

valusha886@gmail.com