

Лекція 1.5

Хімічний зв'язок

План

1. Класифікація хімічних зв'язків
2. Електронегативність елементів
3. Типи хімічного зв'язку
4. Вправи

1. Класифікація хімічних зв'язків

Одним з найбільш важливих питань хімії є питання хімічного зв'язку, що вимагає пояснення причин і виявлення закономірностей утворення зв'язків між атомами, іонами, молекулами на основі теорії будови атома і періодичного закону Д. І. Менделєєва, а також характеристики цих зв'язків допомогою інтерпретації фізичних і хімічних властивостей речовин. В даний час для вивчення хімічного зв'язку в основному використовують два методи:

- 1) валентних зв'язків;
- 2) молекулярних орбіталей.

У рамках першого методу розглядають індивідуальні атоми, що вступають у взаємодію, виходячи з принципу завершеності електронної оболонки (правило октету). Ковалентний зв'язок з точки зору методу валентних зв'язків утворюється за рахунок усупільнення електронної пари.

Простий метод валентних зв'язків для хіміка найбільш зрозумілий, зручний і наочний, найкраще відповідає цілям первинного навчання. Недолік методу валентних зв'язків полягає в тому, що в його рамках не можна пояснити деякі експериментальні дані.

Більшою ефективністю володіє метод молекулярних орбіталей, в якому розглядаються електрони, що знаходяться в полі тяжіння, створеному усіма атомними ядрами молекули. З точки зору методу молекулярних орбіталей в молекулі немає атомів як таких, а є ті, що взаємно відштовхуються ядра і електрони, що взаємодіють з ними і між собою. Метод молекулярних орбіталей дозволяє повніше пояснити експериментальні дані.

При характеристиці хімічного зв'язку зазвичай користуються такими поняттями, як «валентність», «ступінь окиснення» і «кратність зв'язку».

Валентність - здатність атома хімічного елемента до утворення зв'язку з іншими атомами. За величину валентності приймають для іонних сполук кількість відданих або прийнятих електронів. Для ковалентних сполук валентність дорівнює числу усупільнених електронних пар.

Ступінь окислення - це умовний заряд, який був би на атомі в тому випадку, коли всі полярні ковалентні зв'язки були б іонними.

Кратність зв'язку між даними атомами дорівнює числу їх усупільнених електронних пар.

Усі зв'язки, представлені в хімії, можна розділити на зв'язки, що призводять до утворення нових речовин, і міжмолекулярні зв'язки.

Зв'язки, що призводять до утворення нових речовин, виникають в результаті спарювання електронів. Спарені електрони перебувають у полі тяжіння всіх ядер молекул. Такий перерозподіл електронної щільності дає вигоду в енергії у порівнянні з непов'язаними атомами. Саме наявністю цього виграву й обумовлене утворення хімічного зв'язку. Залежно від способу перерозподілу електронів виділяють зв'язки ковалентні, іонні та металеві. За наявності або відсутності поляризації ковалентні зв'язку ділять на полярні - між атомами різних елементів - і неполярні - між атомами одного елемента. За способом утворення ковалентні зв'язку поділяють на звичайні, донорно-акцепторні і датівні.

2. Електронегативність елементів

Характеристику зв'язку між атомами можна дати на основі електронегативності.

Електронегативність - здатність атома, пов'язаного з іншим атомом, притягувати до себе електронну хмару, викликаючи тим самим поляризацію зв'язку. Використовують різні кількісні оцінки електронегативності атома, наприклад полусумму його спорідненості до електрону і потенціалу іонізації (метод Маллікена) (табл. 2.1).

Таблиця 2.1

Відносні електронегативності атомів у вигляді півсумми спорідненості до електрону і потенціалу іонізації

Період	Групи елементів							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne

	0,97	1,47	2,01	2,50	3,07	3,50	4,10	
3	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,47	P 2,1	S 2,6	Cl 2,83	Ar
4	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64 Co 1,70 Ni 1,75
5	Cu 1,75 Rb 0,89	Zn 1,66 Sr 0,99	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74	Kr

Існують і інші підходи до визначення електронегативності. Так, першою і найбільш відомою є шкала Л. Полінга, отримана з термохімічних даних і запропонована в 1932 р. За початок відліку в цій шкалі доволно прийнята величина електронегативності найбільш електронегативного елемента фтору, $\chi(\text{F}) = 4,0$ (табл. 3.2).

Таблиця 2.2

Електронегативності атомів у стабільних ступенях окислення за Полінгом

Період	Групи елементів							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1							He
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
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8 Co 1,8 Ni 1,8
5	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr

	Rb 0,8	Sr 1,0						
--	-----------	-----------	--	--	--	--	--	--

Електронегативність елементів періодичної системи, як правило, послідовно зростає зліва направо у кожному періоді. У межах кожної групи, за кількома винятками, електронегативність послідовно убиває зверху вниз. За допомогою електронегативності можна охарактеризувати хімічний зв'язок. Чим більше різниця електронегативності атомів, що утворюють хімічний зв'язок, тим більше ступінь іонності цього зв'язку. Зв'язки при різниці електронегативності атомів більше 2,1 можуть вважатися суто іонними (за даними інших наукових джерел, 50%-й іонності зв'язку відповідає різниця електронегативності атомів, рівна 1,7).

Зв'язки з меншою різницею електронегативності атомів відносять до полярних ковалентних зв'язків. Чим менше різниця електронегативності атомів, що утворюють хімічний зв'язок, тим менше ступінь іонності цього зв'язку. Нульова різниця електронегативності атомів вказує на відсутність іонного характеру у утвореній ними зв'язку, тобто на її виняткову ковалентність.

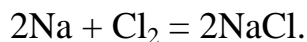
Електронегативність атома, мабуть, залежить і від ступеня його окислення. Так, для трьох оксидів хрому: CrO, Cr₂O₃, CrO₃ - спостерігається зміна їх характеру від основного (CrO) через амфотерний (Cr₂O₃) до кислотного (CrO₃). Один і той же елемент - Хром - в CrO поводитья як типовий метал, в Cr₂O₃ - як амфотерний метал, а в CrO₃ - як типовий неметал.

При складанні хімічних формул сполук слід враховувати, що більш електронегативні елементи поміщаються правіше, наприклад, H₂S, OF₂, SCl₂O, Br₃N, SiBr₂F₂.

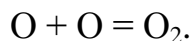
3. Типи хімічного зв'язку

Метод валентних зв'язків ґрунтується на постулаті, згідно з яким всі атоми прагнуть знайти закінчену електронну оболонку, але досягають цього різними способами. Атоми металів зазвичай віддають електрони, набуваючи при цьому електронну конфігурацію атома попереднього інертного газу. Атоми d-і f-елементів, що проявляють змінну валентність, можуть мати й інші стійкі електронні конфігурації. Атоми неметалів часто добудовують свій зовнішній електронний шар. Якщо в з'єднанні присутні більш електронегативний елемент, неметал може віддавати електрони до здобуття стійкого ступеня окислення (наприклад, для Cl - це +1, +3, +5, +7).

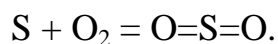
Коли атом металу утворює зв'язок з атомом неметалла, перший віддає електрони, а другий приймає. У разі взаємодії типового металу з типовим неметалом між їх атомами утворюється іонний зв'язок:



При реакції неметалла з неметалом виникає ковалентний зв'язок. Для атомів одного виду такий зв'язок буде неполярним:



Зв'язок між атомами різних неметалів є ковалентним полярним:



Атоми металу у простій речовині досягають октету за рахунок утворення валентними електронами єдиної системи (електронного газу), що називається металевим зв'язком і обумовлює високу електро- і теплопровідність металу, а також його пластичність.

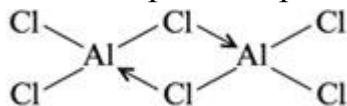
Для утворення простого ковалентного зв'язку кожен з атомів надає по одному електрону:



При виникненні донорно-акцепторного зв'язку один атом - донор - надає два електрона, а інший атом - акцептор - виділяє для цього вакантну електронну орбіталь:



У разі дативних зв'язків обидва атоми або обидві частки одночасно виступають у ролі і донора, і акцептора електронів. наприклад,



в димері Al_2Cl_6 : «акцепторні» атоми хлору віддають свої неподілені електронні пари, якими заселяються вакантні d-орбіталі «донорних» атомів алюмінію.

Міжмолекулярні зв'язки (взаємодії) носять як електростатичний, так і донорно-акцепторний характер (орбітальне зв'язування). Серед міжмолекулярних взаємодій можна виділити диполь-дипольне. Очевидно, що два диполя будуть орієнтуватися відносно один одного протилежними полюсами (рис. 3.1).

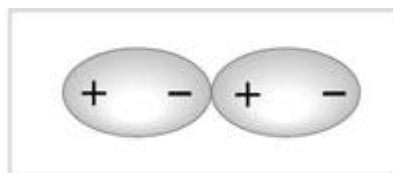


Рис. 3.1. Схема диполь-дипольної взаємодії

Найбільш яскравим прикладом диполь-дипольної взаємодії є водневий зв'язок:



Інший тип міжмолекулярної взаємодії - індукційний. Будь-який диполь, безумовно, надає електростатичний вплив на неполярні молекули, що знаходяться поруч, викликаючи їх поляризацію (рис. 3.2).

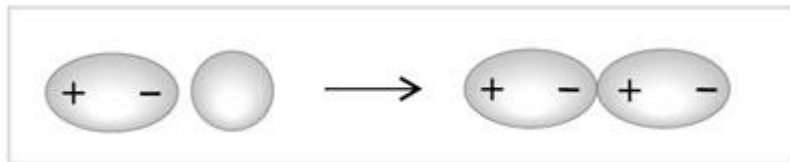
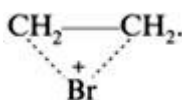


Рис. 3.2. Схема індукційної взаємодії

Наприклад, неполярна молекула бромиду, підходячи до π -хмари молекули етилену, поляризується так, що атакуючим центром виявляється атом бромиду з частково позитивним зарядом на ньому. Про це свідчить утворення проміжного бромонієвого катіона:



Можливі міжмолекулярної взаємодії і між абсолютно неполярними молекулами. Ми звикли розглядати електронну щільність як щось незмінне в часі. Проте електронна щільність, як і атмосфера Землі, схильна до коливань (флуктуацій). Зсув електронної щільності в одного атома (утворення миттєвого диполя) спричинить відповідне зміщення і в іншого (рис. 3.3).

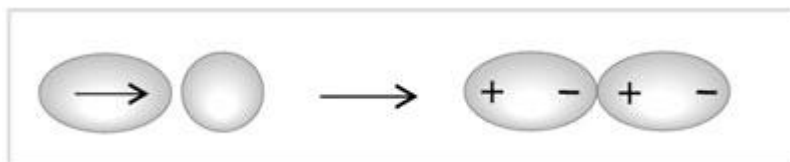


Рис. 3.3. Схема дисперсійної взаємодії

Наслідком подібних зрушень електронної щільності є взаємне тяжіння атомів. Дана взаємодія називається дисперсійною і дозволяє пояснити можливість існування конденсованих фаз (рідкої і твердої) для абсолютно неполярних атомів і молекул, наприклад для гелію.

Все вищесказане, що стосується типів хімічного зв'язку, наочно можна представити у вигляді такої схеми (рис. 3.4).

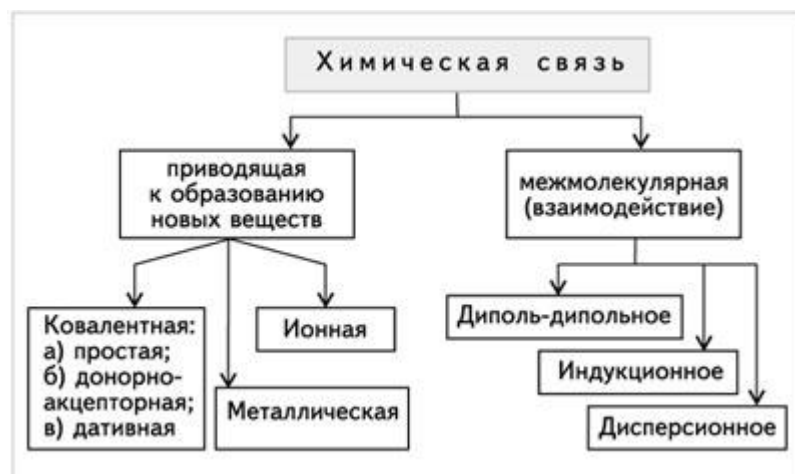


Рис. 3.4. Схема класифікації хімічних зв'язків

4. Вправи

1. Які види зв'язків можна віднести до хімічних?
2. Які два основних підходи до розгляду хімічного зв'язку вам відомі? У чому полягає їх відмінність?
3. Дайте визначення валентності та ступені окислення.
4. У чому полягають відмінності простого ковалентного, донорно-акцепторного, дативних, металевого, іонного зв'язків?
5. Як класифікують міжмолекулярні зв'язки?
6. Що таке електронегативність? З яких даних електронегативність розраховується? Про що електронегативності атомів, що утворюють хімічний зв'язок, дозволяють судити? Як змінюється електронегативність атомів елементів при просуванні в періодичній таблиці Д. І. Менделєєва зверху вниз і зліва направо?