

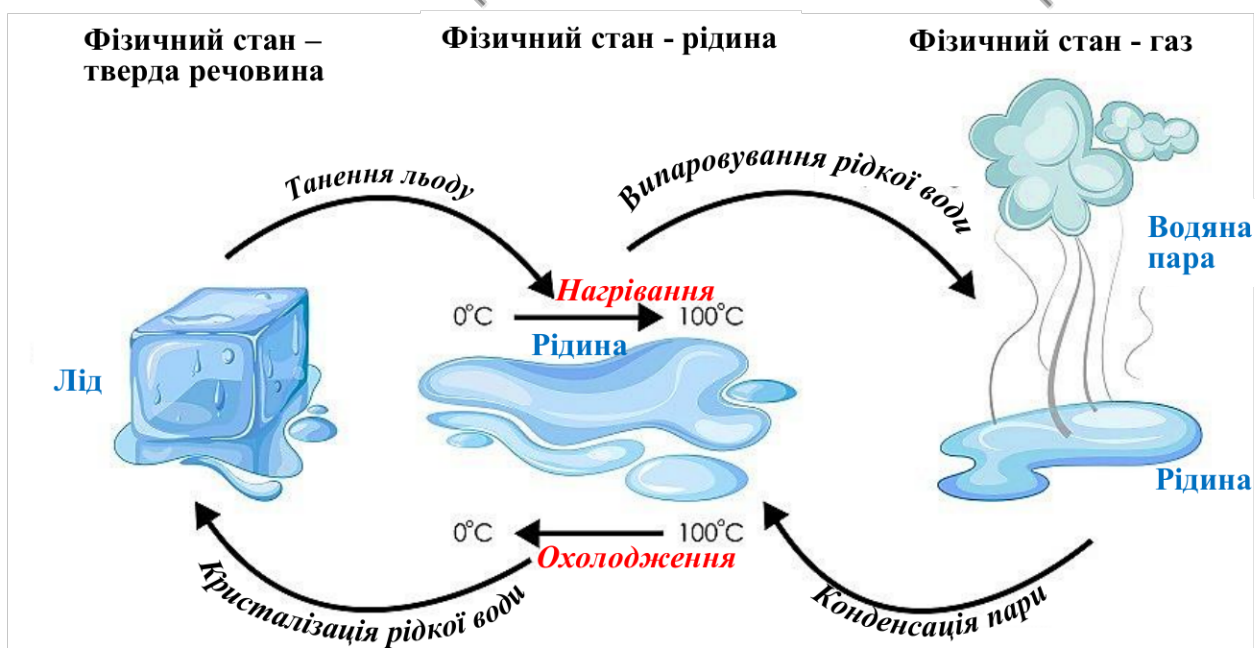
Вода – що ми знаємо про цю речовину

Вода – це рідина без смаку і запаху, вона має універсальну здатність розчиняти велику кількість речовин. Справді, унікальність води як розчинника є важливою для існування живих організмів. Вважається, що життя зародилося у водних розчинах Світового океану, а біологічні процеси живих організмів залежать від водних розчинів, таких як кров та травні соки.

Вода також існує на інших планетах та місяцях як усередині Сонячної системи, так і за її межами.

У невеликих кількостях вода здається безбарвною, але вода має власний синій колір, який з'являється внаслідок незначного поглинання червоних хвиль сонячного спектра світла.

На планеті Земля температурні умови забезпечують можливість існування води в усіх трьох агрегатних станах. Вода – це речовина, яка за звичайних умов (атмосферний тиск 1 атм., температура 25 °C) може існувати у двох фізичних станах – пари та рідини. Лише в наслідок зниження температури нижче 0 °C фізичний стан води змінюється – вона стає твердою речовиною, яку зазвичай ми називаємо льодом.



В чому ж різниця між вологою і сухою парою?



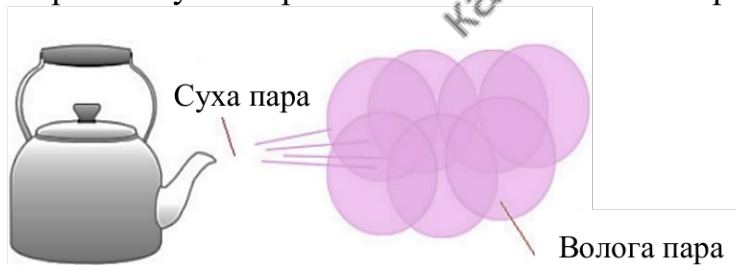
Ви коли-небудь помічали, що ваше волосся стає кучерявим, коли на вулиці волого?

Чи знаєте ви, що це явище стало основою для того, щоб людство сконструювало інструмент для вимірювання вологості?



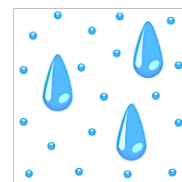
У повітрі вода може існувати у газоподібному стані – утворювати суху пару, а також вологу водяну пару – наприклад, туман. На великих висотах – там, де атмосфера холодна, вода перебуває як у формі мікрокрапель рідини, так і у формі мікрочисталів льоду та сніжинок у хмарах. Тобто хмари, як і решта атмосфери, містять водяну пару, але видно тільки краплі, що знаходяться в повітрі, і кристали льоду.

Різниця між вологою і сухою парою зумовлена наявністю або відсутністю «мікрокрапель води». Візьмемо, наприклад, чайник із киплячою водою. Вода спочатку нагрівається і згодом починає кипіти. Під час нагрівання і, особливо, під час кипіння частина води випаровується й об'єм утвореної пари стає у 1600 разів більшим за об'єм тієї рідкої води, яка стала парою. Іноді

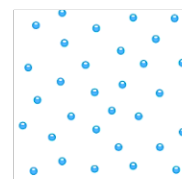


можна побачити «туман», що «виходить» із носика чайника. Цей туман виникає, коли суха пара потрапляє в холоднішу атмосферу, втрачає частину

своєї енергії, передаючи її навколишньому повітрю, і в ній починають утворюватися, крихітні крапельки води. Цю суміш води в рідкому стані (дрібні мікрокраплі) та газоподібному стані (пара) називають *воловою парою*.



У сухій парі немає мікрокрапель води і вона є прозорим газом.





Як людина навчилась застосовувати вологу і суху пару?

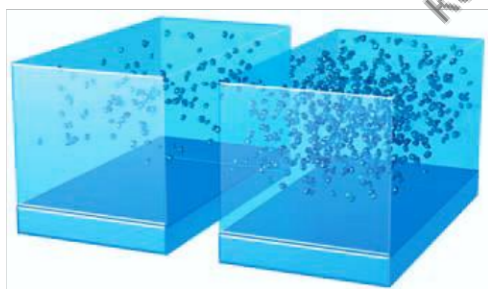
Суха і волога пара вже давно застосовуються людиною в технологіях очищення забруднених поверхонь. Очищення паром для усунення вірусів та мікроорганізмів, запахів почали використовувати в Італії ще в 1980-х роках. Цей спосіб є природним, екологічним, простим і дуже ефективним, дає можливість відмовитися від мийних і більш агресивних засобів для чищення та бактерицидних засобів і досягти максимальної дезінфекції. Це дозволяє уникнути ризику отруєння та виникнення алергічних реакцій організмів. Інші корисні аспекти для людей, які страждають на алергію, полягають у тому, що обробка сухою паром назавжди знищує кліщів. Пара здатна утримувати пил, тому алергени не накопичуються в будинках і знижується навантаження на дихальні шляхи.



Чи можна кількісно оцінити вміст води в повітрі?

Коли ми говоримо про повітря, то завжди цікавимося показниками його *вологості*, тобто вмісту водяної пари в атмосфері. Вологість змінюється залежно від температури: за нижчих температур менша кількість водяної пари зумовлює більшу вологість, ніж за вищих температур. Вологість пом'якшує спеку на Землі, зберігаючи планету придатною для життя.

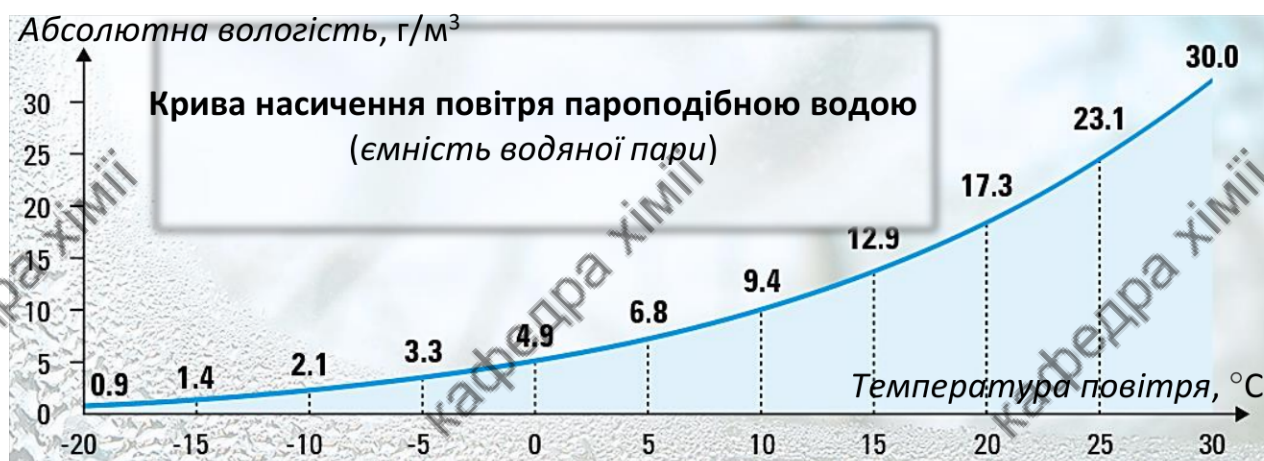
- **Абсолютна вологість** = маса водяної пари / об'єм повітря;



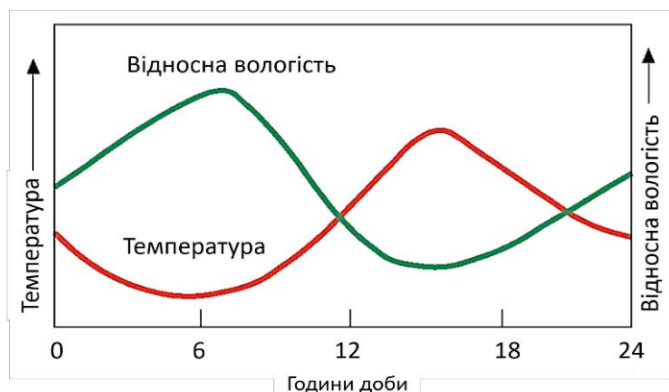
У наведеному прикладі куб праворуч містить більше водяної пари, ніж лівий куб, тому повітря в правому кубі має більшу вологість, ніж повітря в лівому кубі. Якби ми зібрали і зважили всю водяну пару в будь-якому умовному кубі, ми могли б визначити,

скільки водяної пари міститься в цьому об'ємі повітря. Така міра називається *абсолютною вологістю* і виражається в одиницях маси на об'єм, наприклад, у грамах на кубічний метр (г/м^3).

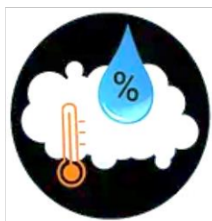
- **Ємність водяної пари** = максимальний вміст водяної пари у повітрі за певної температури.



- **Відносна вологість** = вміст водяної пари / ємність водяної пари;



Холодне повітря не може утримувати стільки води, скільки тепле. Тому, що вищою буде температура, тим більшою ємність водяної пари. Коли температура спадає, а кількості води у повітрі не змінюється, то відносна вологість підвищується. З підвищенням температури без зміни кількості води в повітрі відносна вологість знижується.



Один з найперших описів приладу для вимірювання вологості (гігрометра) відноситься до часів китайської династії Хань – це рукопис, що датується 120 р. до н.е. Гігрометром вимірюють вміст водяної пари побічно, використовуючи той факт, що деякі речовини поглинають водяну пару легше за інших. Інструмент династії Хань складався з рівних мас пір'я та деревного вугілля, підвішених у рівновазі. Деревне вугілля легко поглинає водяну пару, а пір'я – ні. Коли кількість водяної пари в повітрі збільшувалася, вугілля поглинало більше води і ставало важчим, звисаючи під пір'ям. Коли вологість зменшувалась, вода, поглинена вугіллям, випаровувалась, і вугілля ставало легшим, відновлюючи баланс з пір'ям.



Який вміст води в повітрі оптимальний для життя?

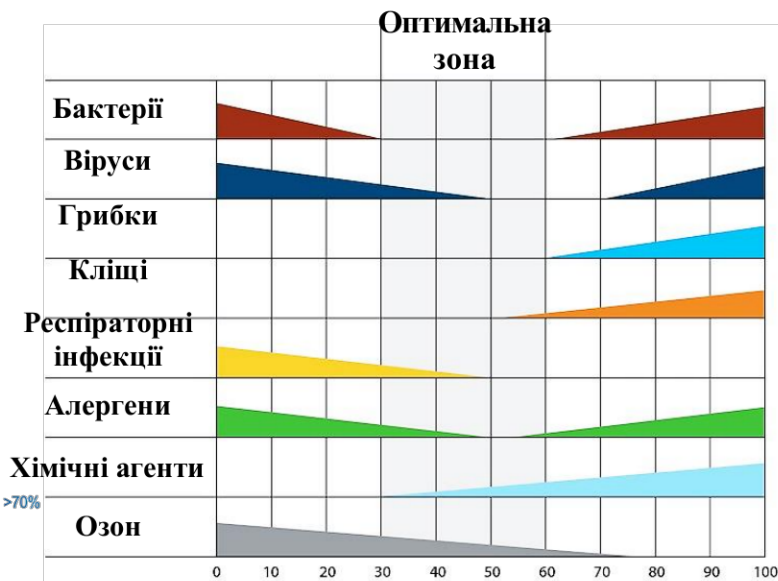
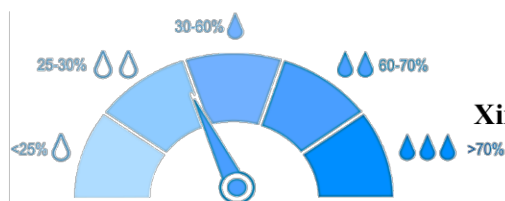
В епоху пандемії коронавірусу важливо розумітися на шляхах передачі вірусів, їх стійкості у вологому повітрі. Виявляється, що дрібні краплинки води, які утворюють аерозолі – рідину у газоподібному середовищі повітря (азот, кисень), переносять вірусні частинки та забезпечують передачу вірусу за прямого контакту з інфікованими поверхнями чи людьми.

Наприклад, вірус грипу швидко втрачає життєздатність з підвищенням відносної вологості понад 40 %. Відповідно, заразність вірусу зменшується, коли відносна вологість повітря знижується нижче 40 %, і знову посилюється, якщо вона піднімається вище 60 %. Аналогічні результати одержані і щодо життєздатності бактерій. Крім вірусів і бактерій респіраторних інфекцій, у дослідженні також розглядалися алергени, такі як кліщі та грибки, а також хімічні речовини – формальдегід та озон. Результати були схожими.

Крім лабораторних досліджень, були вивчені епідеміологічні дані щодо поширення респіраторних інфекцій в школах, офісах тощо і виявлено, що у кожному випадку в приміщеннях з більшою вологістю спостерігалось менше респіраторних інфекцій. Більшість зволжених помешкань мали відносну вологість від 40 до 51 відсотка.

Важливість дотримання середини спектра відносної вологості вперше була показана у вигляді **діаграми Стерлінга** (1986 рік).

Як низька, так і висока вологість можуть бути шкідливими для здоров'я!



Отже, ідеальна вологість у приміщенні має становити від 30 % до 50 % в одиницях відносної вологості.



Яку ж будову має молекула води!

Молекули води мають досить простий склад (H_2O). Тобто кожна молекула води складається з двох атомів Гідрогену (H), сполучених з атомом Оксигену (O), який є центральним атомом молекули.

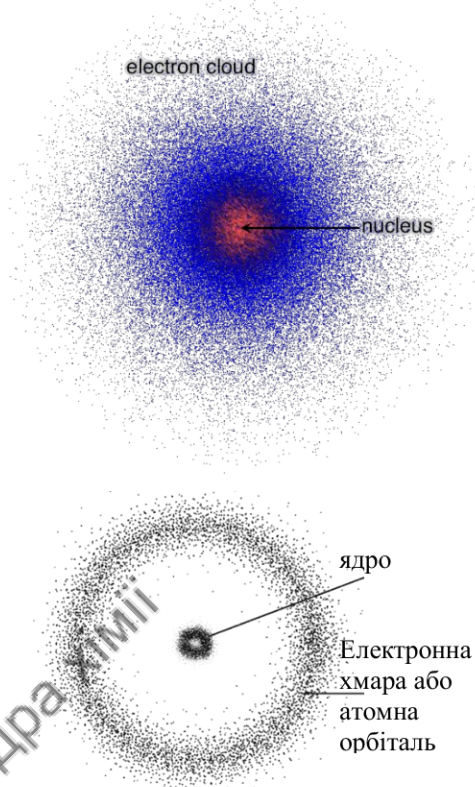
Згадаємо будову цих атомів

Шукаємо підказку за їх розміщенням в таблиці Періодичної системи хімічних елементів:

Номер періоду	Група							
	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
I	1 H $1s^1$							2 He $1s^2$
II	3 Li $1s^2$ $2s^1$	4 Be $1s^2$ $2s^2$	5 B $1s^2$ $2s^2 2p^1$	6 C $1s^2$ $2s^2 2p^2$	7 N $1s^2$ $2s^2 2p^3$	8 O $1s^2$ $2s^2 2p^4$	9 F $1s^2$ $2s^2 2p^5$	10 Ne $1s^2$ $2s^2 2p^6$

Чому саме така електронна конфігурація вказана для атомів Гідрогену і Оксигену? Що це означає?

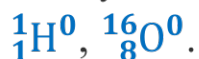
Основні ключові моменти.



Електрони в атомі рухаються безперервно і з такою величезною швидкістю, що *передбачити місце їх знаходження в просторі навколо ядра в певний момент часу неможливо*. Наприклад, розрахунок швидкості руху електрона в атомі Гідрогену дає значення 2 187 км/с.

Рухаючись з величезною швидкістю кожний електрон утворює ніби «електронну хмару» – частину простору навколо ядра, де ймовірність його існування досягає 90 %. Таку «електронну хмару» називають **атомною орбіталлю** (АО). Для зручності атомну орбіталь часто зображають суцільним і чітким контуром.

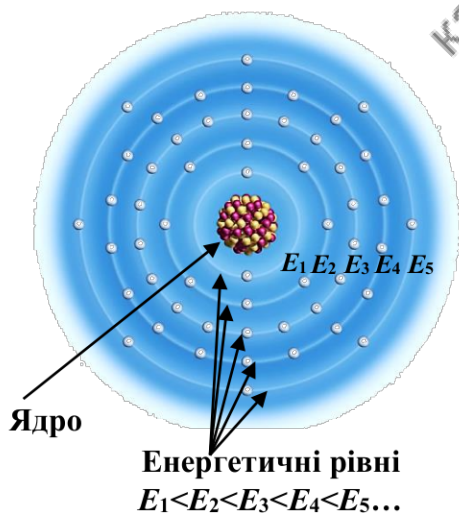
Разом усі електрони атома, рухаючись навколо *позитивно зарядженого ядра*, утворюють *сферичну електронну оболонку, що несе негативний заряд*. Заряд електронної оболонки (-) повністю компенсує заряд ядра (+), тому вцілому атом є електрично нейтральним – тобто має «нульовий заряд». Його записують цифрою «0» справа від символу хімічного елемента



Зліва від символу елемента пишуть:

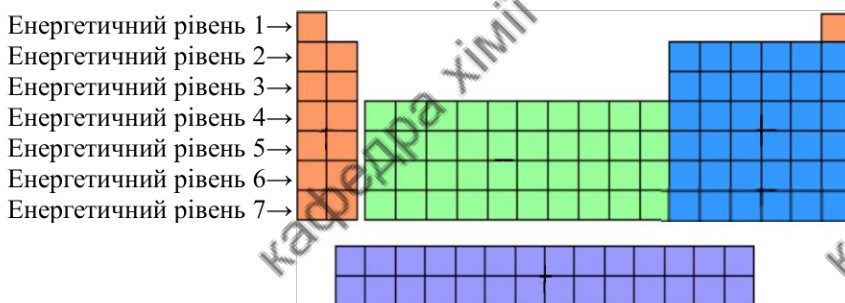
- *знизу* – порядковий номер, що відповідає заряду ядра атома хімічного елемента,
- *зверху* – відносну атомну масу (у відносних одиницях, а.о.м.).

Енергія та відповідно швидкість руху кожного електрона в електронній оболонці є різною. Однак електрони мають лише **дозволену величину енергії**.



За сучасною моделлю будови електронної оболонки близькі за значеннями дозволени енергії руху електрона об'єднують у вигляді певного усередненого рівня енергії, який називають **енергетичним рівнем** атома: $E_1, E_2, E_3, E_4 \dots$. Кожний енергетичний рівень формується певними атомними орбіталями.

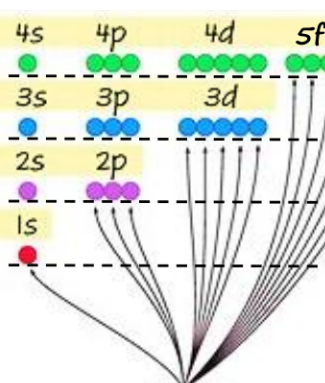
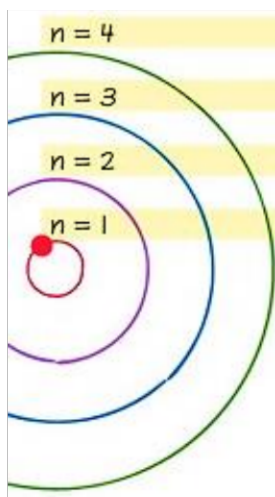
На 2D-схемах будови атома енергетичний рівень зазвичай зображають як розмитий або чіткий контур. Залежно від віддаленості від ядра атома та величини енергії виокремлюють 7 енергетичних рівнів і саме тому в таблиці Періодичної системи ми бачимо лише 7 періодів. Чим більше відстань енергетичного рівня від ядра, тим більшою буде його енергія $E_1 < E_2 < E_3 < E_4 < E_5 \dots$



Кожний енергетичний рівень, окрім першого, розщеплюється на **енергетичні підрівні (s, p, d, f)**:

Енергетичні рівні

Енергетичні підрівні



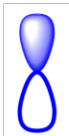
- Утворений 16 атомними орбіталями і максимально 32 електронами
- Утворений 9 атомними орбіталями і максимально 18 електронами
- Утворений 4 атомними орбіталями і максимально 8 електронами
- Утворений 1 атомною орбіталлю і максимально 2 електронами

Тип енергетичного підрівня та кількість атомних орбіталей, які його формують

Тип енергетичного підрівня вказує на певну траєкторію руху електрона в полі ядра – сферичну, гантелеподібну тощо:



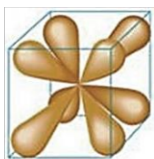
- *s*-підрівень представлений лише однією (1) атомною орбітальною, сферичної форми;



- *p*-підрівень представлений трьома (3) атомними орбітальми гантелеподібної форми;



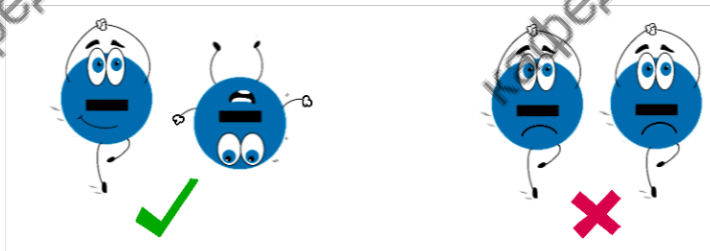
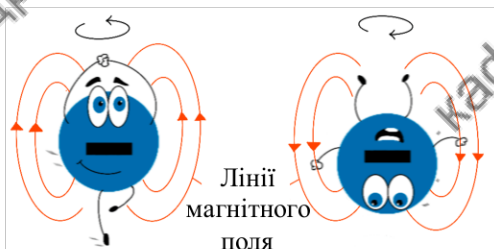
- *d*-підрівень представлений п'ятьма (5) атомними орбітальми у формі чотирьох пелюстків квітки (наприклад, хрестоцвітих).



- *f*-підрівень представлений сімома (7) атомними орбітальми

На будь-якій орбіталі можуть міститись щонайбільше два електрони. Електрони, що займають одну й ту саму орбіталь, повинні мати протилежні спіни: спін «вгору» ↑ та спін «вниз» ↓.

Спін – властивість електрона, яка проявляється, коли той знаходиться в магнітному полі:



Заповнення електронами енергетичних рівнів підпорядковується принципу «найменшої енергії» і відбувається у такій послідовності:



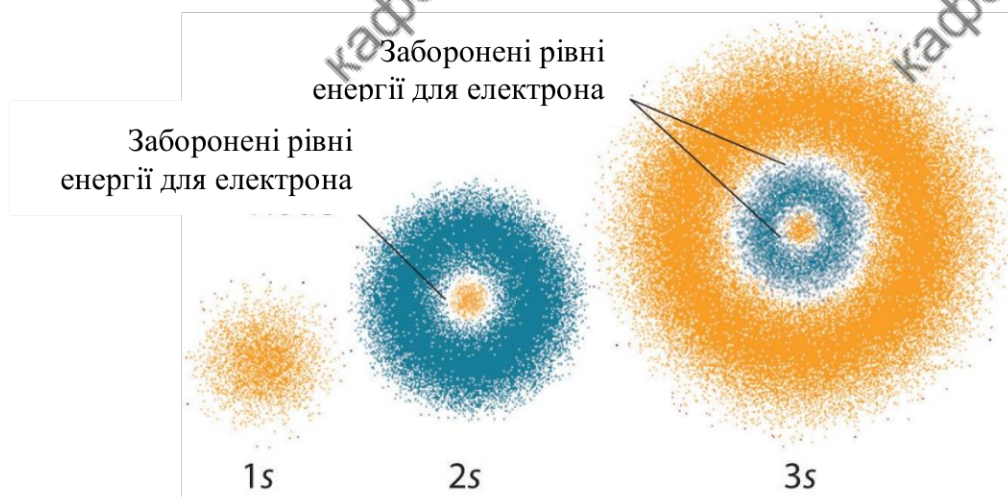
- ✚ Коли на першому енергетичному рівні вже є 2 електрони, то наступні електрони переходять на другий енергетичний рівень доти, доки на другому рівні не розміститься 8 електронів, які завершують рівень.

- ✚ Коли на другому енергетичному рівні вже є 8 електронів, наступні електрони переходять на третій енергетичний рівень доти, доки на третьому рівні не розміститься 8 електронів, які завершують рівень.

- ✚ Коли на третьому енергетичному рівні вже є 8 електронів, наступні електрони переходять на четвертий енергетичний рівень.
- ✚ Коли на четвертому енергетичному рівні вже є 2 електрони на s -підрівні, наступні 10 електронів розміщуються на d -підрівні попереднього, третього, енергетичного рівня.
- ✚ Після заповнення 10 електронами попереднього d -підрівня ще 6 електронів розміщується на p -підрівні четвертого енергетичного рівня і завершують його.

Електрони, що перебувають на найвіддаленішому від ядра енергетичному рівні, називають **валентними електронами**.

Імовірність знаходження електрона в певному об'ємі простору можна візуалізувати різними способами. Наприклад, використовують різну інтенсивність кольору: що більша ймовірність знайти електрон у заданому об'ємі, то вища насиченість кольору в цій області. На зображенні показано розподіли ймовірностей для сферичних орбіталей $1s$, $2s$ і $3s$ першого, другого і третього енергетичних рівнів.



Зображення розташування електронів в атомі.

Розташування електронів в атомі показують схемою, яку називають **електронною конфігурацією атома**. Щоб її записати потрібно спочатку визначитись з відповідями на такі запитання.

1. Скільки енергетичних рівнів характерно для атома хімічного елемента? Атом Гідрогену, розміщений в таблиці в першому періоді.

отже має лише один перший енергетичний рівень з енергією -13,6 еВ. Атом Оксигену знаходиться у другому періоді, отже має два енергетичні рівні.

2. Скільки електронів формують певний енергетичний рівень?

Перший енергетичний рівень атома Гідрогену формується одним електроном, оскільки елемент розміщений в першій групі таблиці. Атом Оксигену має порядковий номер 8, тобто на двох його енергетичних рівнях є 8 електронів. На першому енергетичному рівні атома не може бути більше 2 електронів. Тоді другий енергетичний рівень вміщує $8 - 2 = 6$ електронів.

3. Які види траєкторій руху електронів (кількість підрівнів) характерні для певного енергетичного рівня?

В атомі Гідрогену перший енергетичний рівень не розщеплюється і представлений лише сферичною АО – тип *s*-підрівня. Енергетичні рівні атома Оксигену формуються по-різному. Перший, точно так же, як і для атома Гідрогену, представлений лише *s*-підрівнем, а другий розщеплюється на *s*- та *p*-підрівні.

4. Скільки атомних орбіталей формують кожний тип підрівнів?

Тип *s*-підрівня формується однією АО, а *p*-підрівня – трьома АО на кожному енергетичному рівні. На кожній атомній орбіталі не може бути більше 2-х електронів з різними спінами.

Тепер, щоб записати **електронну конфігурацію** атома потрібно вказати:

1. номер енергетичного рівня;
2. букву, що відображає тип підрівня (*s*, *p*, *d*, *f*);
3. верхній індекс – позначення кількості електронів, що формують атомну орбіталь або підрівень.

Електронну конфігурацію атома Гідрогену (**1H**) записують як **1s¹**.

Це скорочене позначення означає: номер рівня – 1, незавершений *s*-підрівень, тому що кількість електронів на цьому підрівні лише 1.

Електронну конфігурацію атома Оксигену (**8O**) записують як



Це скорочене позначення означає:

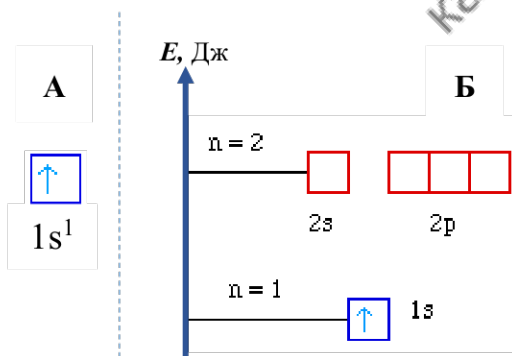
- номер завершеного внутрішнього енергетичного рівня – 1, і це s -підрівень, на якому – 2 електрони;
- номер зовнішнього незавершеного (валентного) енергетичного рівня – 2, він побудований заповненим 2-ма електронами s -підрівнем та незавершеним p -підрівнем з 4-ма електронами.

Чи можна графічно представити розташування електронів в атомі?

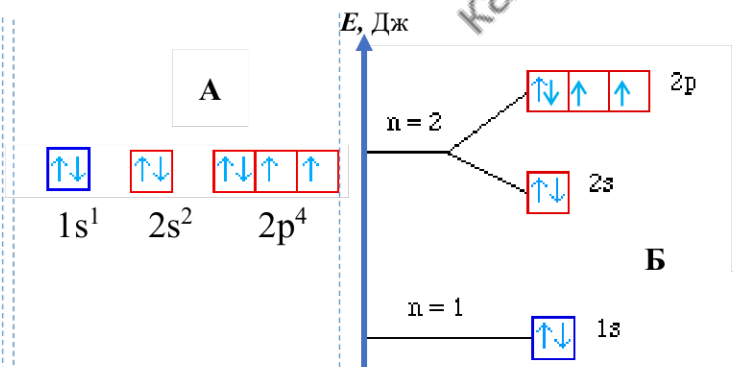
Прийнято **два способи** графічного представлення розташування електронів в атомі, тобто їх електронних конфігурацій:

- **орбітальна** діаграма – з використанням *квадратної рамки* для позначення орбіталі й *стрілки* для позначення електрона;
 - **енергетична** діаграма – комбінація орбітальної діаграми та зображення енергетичних рівнів атома.

Зображення орбітальної та енергетичної діаграм атома Гідрогену та Оксигену буде таким, як показано на рисунках нижче:



Орбітальна (А) та енергетична (Б) діаграми атома Гідрогену



Орбітальна (А) та енергетична (Б) діаграми атома Оксигену



Як і чому утворюється молекула води з водню та кисню?

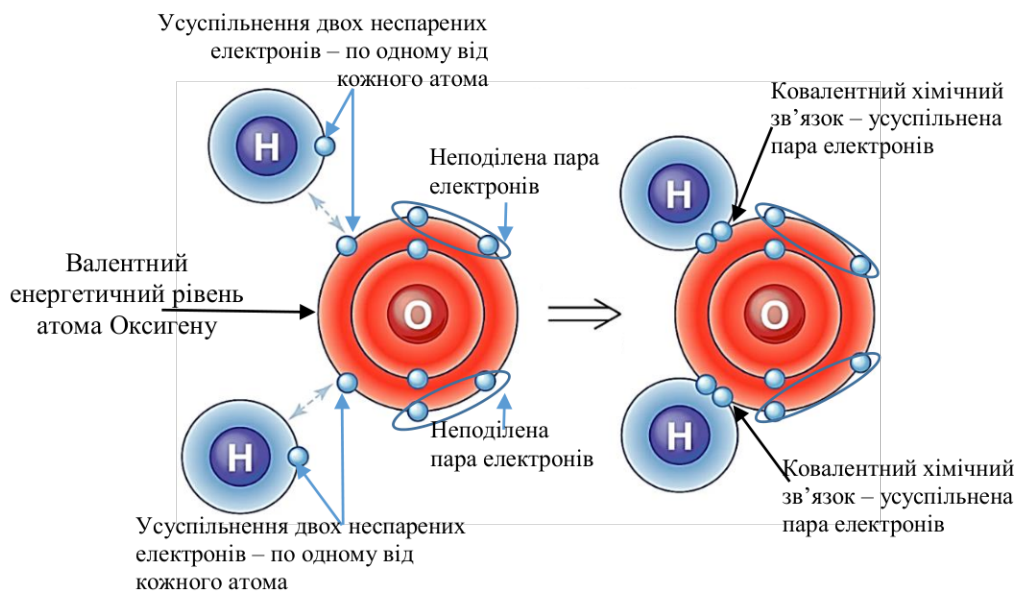
Для початку давайте з'ясуємо: якщо атоми Гідрогену та Оксигену мають однакову кількість протонів і електронів, чому вони зв'язуються між собою? Чому б їм просто не залишитися окремо?

Відповідь проста – вони мають неспарені електрони і незавершений останній (валентний) енергетичний рівень!

Кожен атом Гідрогену має 1 протон і 1 електрон; кожен атом Оксигену має 8 протонів і 8 електронів. Але на зовнішньому енергетичному рівні атома Гідрогену міститься його єдиний 1 неспарений валентний електрон, а на зовнішньому другому енергетичному рівні атома Оксигену розташовано 6 електронів, з яких тільки два не мають пари.

Притягання ядер кожного атома до валентних електронів іншого атома зближує атоми. На певній близькій відстані, якщо сили притягання досить сильні, неспарені електрони – один від атома Гідрогену та один від атома Оксигену об'єднуються в пару електронів. Ці усупільнені електрони притягуються до ядер двох атомів одночасно. Спільне використання пари електронів між атомами Оксигену та Гідрогену веде до утворення ковалентного зв'язку $O-H$, який міцно утримує атоми разом як молекулу.

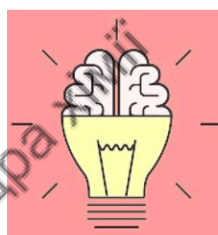
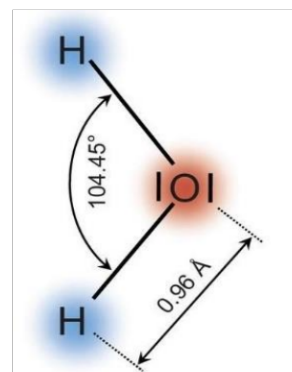
Атоми будуть ковалентно зв'язуватися доти, доки їхній зовнішній енергетичний рівень не заповниться електронами. Тому, атом Оксигену маючи два неспарені валентні електрони може утворити дві такі об'єднані пари з двома різними атомами Гідрогену, тобто два ковалентні зв'язки $O-H$.





Як у просторі орієнтуються два ковалентні зв'язки молекули води?

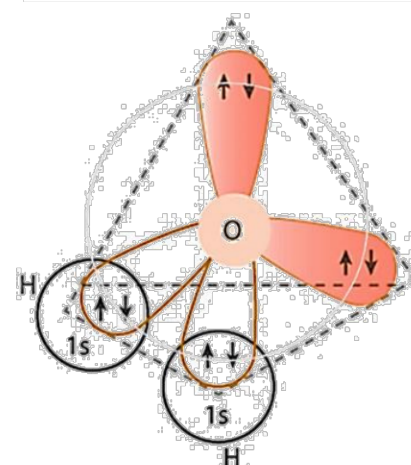
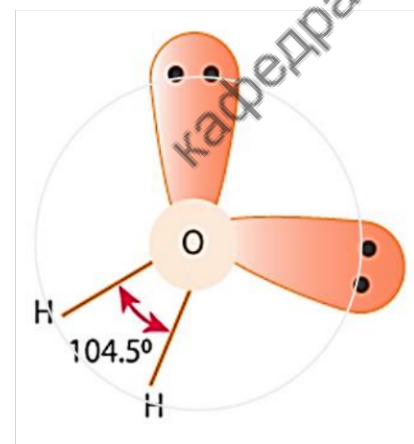
Обидва зв'язки O–H утворені парою усупільнених електронів, де від кожного атома Оксигену та Гідрогену надається по одному неспареному електрону зовнішнього енергетичного рівня. Таких зв'язків в молекулі води тільки два, оскільки саме два неспарених електрони на двох атомних орбіталях надає центральний атом Оксигену. Ці зв'язки забезпечують енергетично стійку і стабільну структуру. Два ковалентні хімічні зв'язки O–H в просторі утворюють **кутову вигнуту (V-подібну) структуру**. Кут між атомами Гідрогену H–O–H в молекулі рідкої води становить $104,5^\circ$.



Як у просторі орієнтуються усі електронні пари навколо ядра атома Оксигену в молекулі води?

Атом Оксигену має ще *дві неподілені* електронні пари. Вони формують дві атомні орбіталі, які не задіяні в утворенні хімічних зв'язків – їх називають **незв'язаними**. Тому в молекулі води, крім двох зв'язувальних електронних пар, є ще дві незв'язувальні. Вони формують чотири валентні атомні орбіталі навколо ядра центрального атома Оксигену.

За орієнтацією у просторі чотири атомні орбіталі молекули води утворюють **викривлений тетраедр**. Тобто молекула води дещо асиметрична, оскільки незв'язувальні електронні пари займають трохи більше місця, ніж зв'язувальні електронні пари.





Найважливішою властивістю молекули води є її полярність.

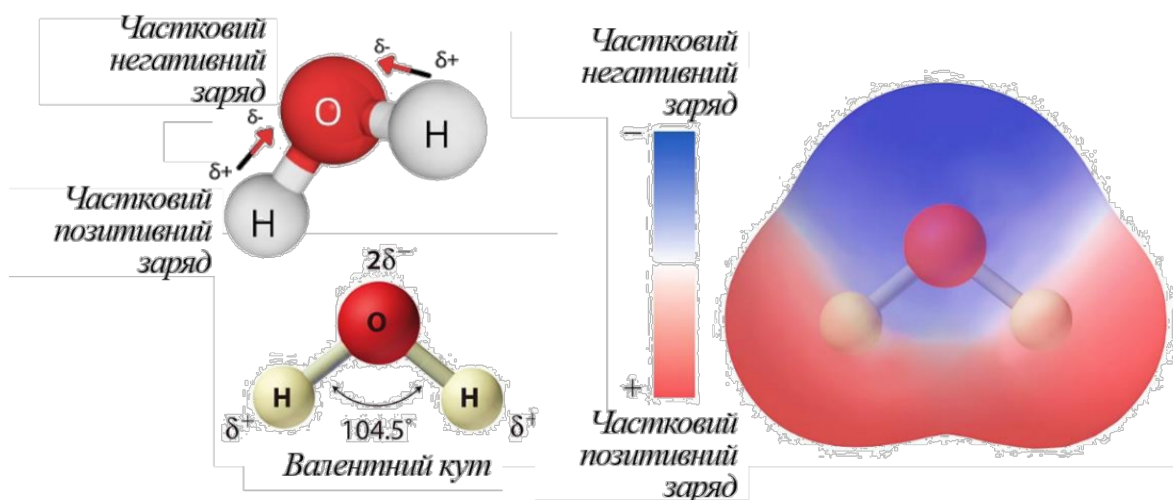
Полярність – властивість молекули, що виникає внаслідок нерівномірного розподілу електричного заряду всередині молекули.

Полярність молекули залежить від полярності зв'язків та геометрії молекули.

Гідроген та Оксиген є неметалічними хімічними елементами з різною величиною *електронегативності* – здатності атома відтягувати до себе електронну хмару хімічного зв'язку.

Електронегативність Оксигену значно більша, тому в кожному ковалентному зв'язку О–Н атом Оксигену притягує зв'язувальні електрони сильніше і наближає електронну пару хімічного зв'язку, тобто зміщує її так, що вона «згущується» біля нього. Атом Оксигену стає збагаченим електронами порівняно з нейтральним атомом і на ньому виникає **частковий негативний заряд**. Відповідно кожний атом Гідрогену хімічного зв'язку О–Н в молекулі води стає збідненим електронами порівняно з нейтральним атомом і має **частковий позитивний заряд δ^+** .

Щоб молекула мала нульовий сумарний заряд, частковий негативний заряд на атомі Оксигену має бути вдвічі більшим **$2\delta^-$** , ніж частковий позитивний заряд кожного атома Гідрогену **δ^+** ,



Такий розподіл заряду уздовж хімічного зв'язку $\delta^- \text{O} - \text{H} \delta^+$ поляризує зв'язок. Кутове розміщення двох полярних О–Н-зв'язків у просторі зумовлює те, що одна частина молекули води несе частковий негативний заряд, а інша

частковий позитивний заряд. В молекулі води виникають два різнозаряджені полюси, тобто вона є **диполем**.

Кожна молекула води є мініатюрним **диполем**, а **вода – полярною речовиною**. Під впливом диполів води у 80 разів слабшають міжатомні або міжмолекулярні сили на поверхні зануреної в неї речовини. Отже, завдяки високій полярності, вода є універсальним розчинником. Постійно контактуючи з різними речовинами, вода фактично завжди утворює розчин, часто дуже складної будови. Навіть зі свіжої дощової води можна виділити розчинені в ній мінеральні та органічні речовини (до кількох десятків міліграмів на літр).

У прісних (річкових та озерних) природних водах вміст розчинених речовин зазвичай не перевищує 1 г/л. Від кількох одиниць до десятків грамів на літр коливається вміст солей у морській воді: наприклад, у Чорному – 18, а в Червоному морі – близько 40 г/л. У середньому в 1 л океанської води розчинено 34...35 г солей. Загальна кількість їх настільки велика, що, виділені з води, вони покрили б поверхню земної кулі шаром стометрової товщини.



Чи такою простою є молекула води?

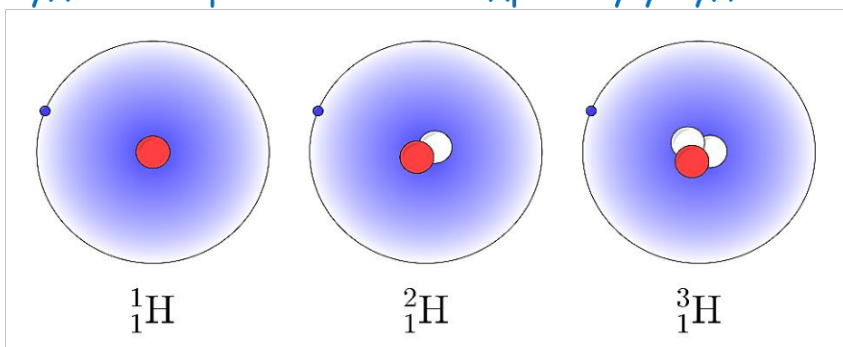
У 1932 році світ облетіла сенсація: крім води звичайної, у природі існує ще й **важка вода**. У молекулах такої води місце Гідрогену займає його важкий ізотоп – Дейтерій. До молекули важкої води входять атоми не легкого Протію (^1H), а його ізотопу – Дейтерію (^2D), атом якого на одиницю важчий за протієвий внаслідок існування нейтрону в ядрі (на додачу до одного протону). Отже, відносна молекулярна маса важкої води на 2 одиниці більша – 20, а не 18.

Формула важкої води D_2O . Її густина на 10 % більша за звичайну, її в'язкість вища на 23 %; вона кипить за температури $101,42\text{ }^\circ\text{C}$, а замерзає при $+3,8\text{ }^\circ\text{C}$. Важка вода діє негативно на життєві функції організмів, навіть у разі використання звичайної природної води з підвищеним вмістом важкої води.

Відкриття важкої води дало поштовх до виявлення **надважкої води** T_2O . У її складі місце Гідрогену посідає його природний ізотоп, ще більш важкий, ніж дейтерій. Це Тритій (^3T), він радіоактивний, атомна маса його дорівнює 3, тому що в ядрі крім одного протону є ще два нейтрони. Тритій зароджується у високих шарах атмосфери, де відбуваються природні ядерні реакції. Він є одним із продуктів бомбардування атомів Нітрогену нейтронами

космічного випромінювання. Щохвилини на кожен квадратний сантиметр земної поверхні падають 8...9 атомів Тритію.

Таким чином, можливе існування молекул води, в яких містяться будь-які з трьох ізотопів Гідрогену у будь-якому поєднанні.



Але в природі існують ще два ізотопи Оксигену – ${}^{17}\text{O}$ і ${}^{18}\text{O}$. Наприклад, у природних водах у середньому на кожні 10 тисяч атомів ізотопу ${}^{16}\text{O}$ припадає 4 атоми ізотопу ${}^{17}\text{O}$ та 20 атомів ізотопу ${}^{18}\text{O}$. З їхнім урахуванням найпоширенішими в природі є 9 стійких різновидів води:

${}^1\text{H}_2{}^{16}\text{O}$	${}^1\text{H}{}^2\text{D}{}^{16}\text{O}$	${}^2\text{D}_2{}^{16}\text{O}$
${}^1\text{H}_2{}^{17}\text{O}$	${}^1\text{H}{}^2\text{D}{}^{17}\text{O}$	${}^2\text{D}_2{}^{17}\text{O}$
${}^1\text{H}_2{}^{18}\text{O}$	${}^1\text{H}{}^2\text{D}{}^{18}\text{O}$	${}^2\text{D}_2{}^{18}\text{O}$

Основну масу природної води – понад 99 % – становить протієва вода – ${}^1\text{H}_2{}^{16}\text{O}$. Важкоокисенових вод набагато менше: ${}^1\text{H}_2{}^{18}\text{O}$ – десяти частки відсотка, ${}^1\text{H}_2{}^{17}\text{O}$ – соті частки від загальної кількості природних вод. Власне важка вода – D_2O – в природі міститься в мізерних кількостях – у мільйонних частках відсотка. Переважає її різновид з формулою ${}^1\text{HDO}$. У Світовому океані міститься 10^{15} тон HDO . Важкої води більше в місцевостях зі спекотним кліматом.

Отже, чистої води ${}^1\text{H}_2{}^{16}\text{O}$ в природних умовах не існує!



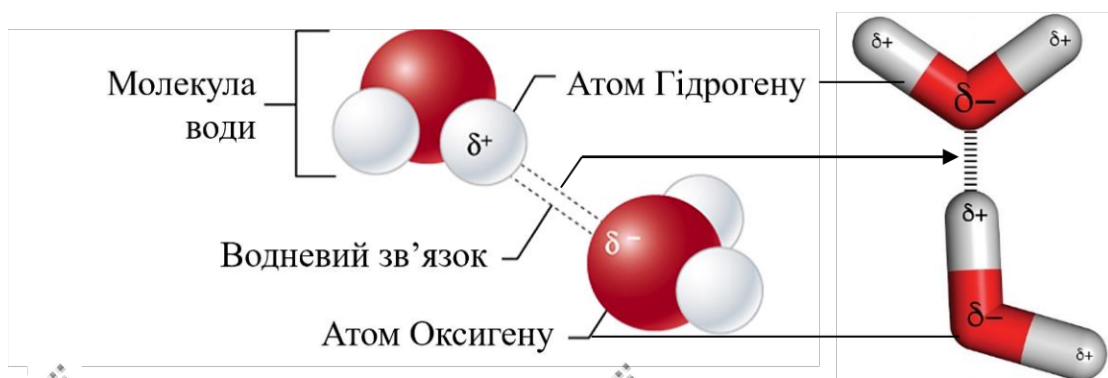
Як молекули води взаємодіють між собою?

Коли молекули води перебувають у тісному контакті (наприклад, в рідкому або твердому стані), позитивно і негативно заряджені полюси молекул притягуються одна до одної з утворенням водневих зв'язків.

Водневий зв'язок утворюється між двома молекулами. Від однієї молекули участь в утворенні такого зв'язку бере атом Гідрогену, який ковалентно зв'язаний в молекулі з більш електронегативним атомом, зокрема атомом Оксигену. Нагадаємо, що в молекулі атом Оксигену відтягує до себе електронну пару ковалентного хімічного зв'язку, збіднює атом Гідрогену

електронами і тим самим звільняє атомну орбіталь атома Гідрогену. На такій звідній електронами атомній орбіталі здатна розміститись неподілена електронна пара від електронегативного атома іншої сусідньої молекули. Кажуть, що в цьому разі **атом Гідрогену є акцептором електронної пари водневого зв'язку**.

Електронегативний атом Оксигену іншої молекули води має дві неподілені електронні пари, тобто може бути **донором двох електронних пар для двох водневих зв'язків**.



У разі виникнення водневого зв'язку кут між атомами Оксигену двох сусідніх молекул ($\text{HO}-\text{H}\cdots\text{OH}_2$) становить 180° .

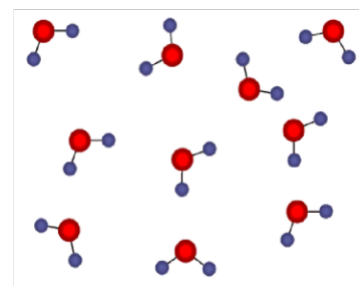
Водневі зв'язки між молекулами води в десятки разів слабші за "стандартні" внутрішньо-молекулярні хімічні зв'язки і достатньо звичайного теплового руху молекул, щоб зруйнувати їх. Але під впливом теплових коливань вони так само легко можуть виникати.



Яка структура води в різних її агрегатних станах?

Газоподібний стан

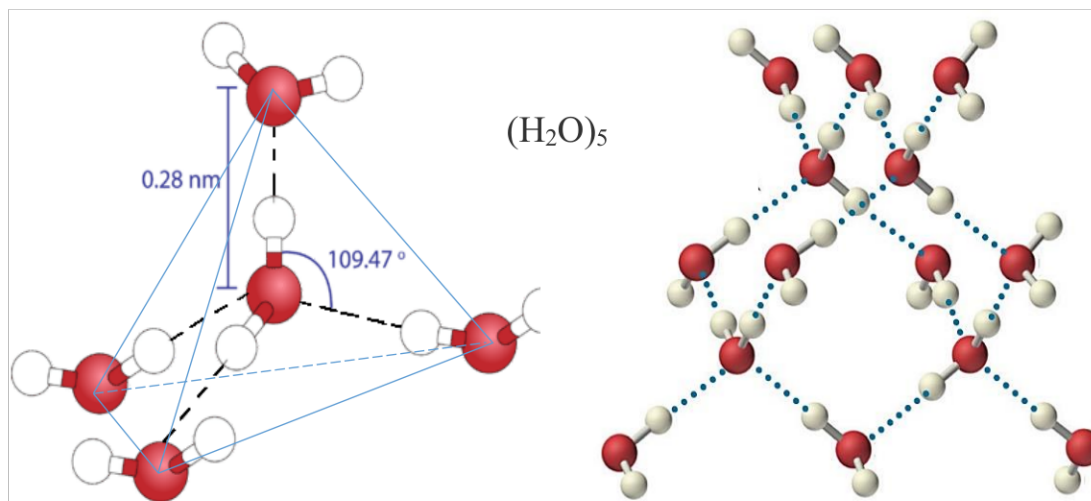
У стані сухої пари вода повністю відповідає формулі H_2O і перебуває у стані окремих *мономерних* молекул. Це показали результати визначення молекулярної маси водяної пари.



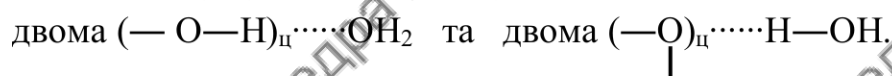
Стан рідини

У температурному інтервалі від 0 до 100°C концентрація окремих молекул рідкої води не перевищує 1% . Всі інші молекули води об'єднані в асоціати (угруповання) різного ступеня складності, який можна описати загальною формулою $(\text{H}_2\text{O})_x$.

Оскільки електронні орбіталі в кожній молекулі води утворюють трохи викривлену тетраедричну структуру, виникнення міжмолекулярних водневих зв'язків може упорядкувати розташування молекул у вигляді тривимірних тетраедрично координованих асоціатів – льодоподібних структур.

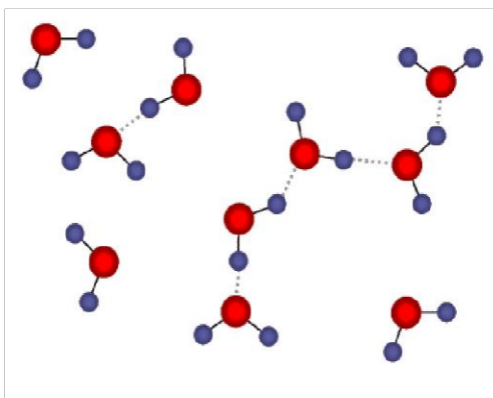


Тетраедрично зв'язані молекули води утворюють своєрідні «кластери» відносно стабільного складу. Центральна молекула води $(\text{H}_2\text{O})_{\text{ц}}$ зв'язана з чотирма атомами Оксигену сусідніх 4 молекул води зв'язками:



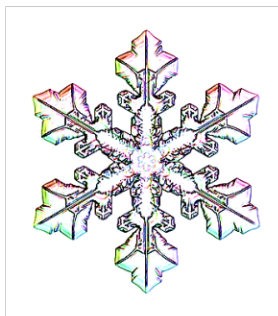
Простір між ними заповнюють мономерні молекули води.

Крім кластерів з льодоподібною структурою і мономерних молекул для рідкої води описано ще і третій елемент структури. Деяка частина молекул води утворює лінійні та кільцеві кластери внаслідок електростатичного притягання між частково негативно зарядженим атомом Оксигену однієї молекули та частково позитивно зарядженими атомами Гідрогену двох сусідніх молекул (диполь-дипольні сили Ван дер Ваальса). Кільця, групуючись, утворюють ще складніші асоціати.



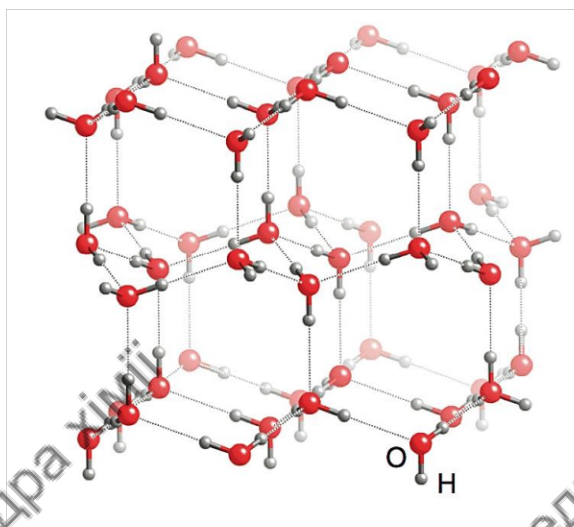
Без міжмолекулярних взаємодій вода випаровувалась би за набагато нижчої температури, і ні земні океани, ні ми не існували б!

Вода в агрегатному стані твердого тіла - лід

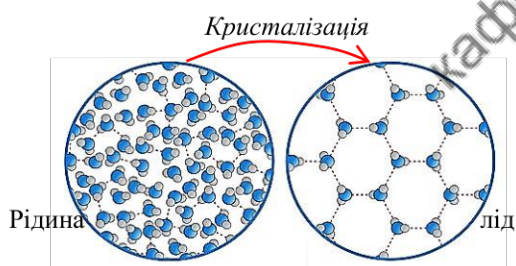


Чому твердий лід плаває на поверхні рідкої води?

За зниження температури енергія теплового руху молекул води поступово зменшується і при досягненні $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ водневі зв'язки між молекулами стають міцними та стабільними, утворюючи взаємопов'язаний каркас молекул гексагональної¹ форми. У цей момент рідка вода твердіє й утворює лід.



Кристалізація льоду супроводжується збільшенням відстані між молекулами, зменшенням щільності їх упаковки й утворенням структури з більшою кількістю пустот. Зрештою, у твердому стані структура води стає однорідною та більш порожнистою, що зумовлює розширення речовини та зниження густини льоду, порівняно з густиною рідкої води.



Отже, під час замерзання води густина льоду зменшується, а об'єм збільшується на 10% порівняно з об'ємом, який займає та сама маса води.

Оскільки лід має меншу густина, ніж рідка вода, він плаває, а не тоне!



Під час замерзання води розчинені в ній гази (повітря) починають вивільнятися, але швидко затримуються вже замерзлою водою. Це відбувається, коли вода замерзає надто швидко, щоб дати змогу газовим бульбашкам вийти з приграничної області між замерзлою і рідкою водою. Заблоковані у льоді маленькі бульбашки є

¹ Гексагональна структура кристала води – це чітка періодичність просторового повторення структури шестикутника, у вузлових точках якого розташовуються молекули.

причиною появи білого кольору – вони розсіюють фотони світла, що падає на лід, і надають льоду «колір».

Білий лід може утворюватись, якщо річкова, озерна і, навіть, питна вода має також включення різних розчинних домішок та дрібних частинок. За певної концентрації домішок у воді їхня розчинність на момент замерзання різко знижується і домішки починають випадати в осад у вигляді мінеральних



пластівців. Крім того, забруднена вода зазвичай кристалізується всередині льодяної структури. Це видно, коли ми виймаємо ємкість з замороженою водою з морозильної камери: зовні бачимо прозорий лід, який всередині – білий.

Явище, яке ми спостерігаємо, пов'язано з тим, що температура замерзання забрудненої води нижча за температуру замерзання чистої води (наприклад, дистильованої). Коли поверхня охолоджується до температури кристалізації (або навіть нижче) спочатку замерзає чиста вода, яка дає прозорі структури. Частина води під нею теж замерзає і цей закристалізований лід розширюється. Під ним залишається ще незамерзла вода, що має більшу густину, щільніше розташування молекул і концентрує усі домішки. Останньою замерзає саме ця вода.

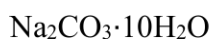


Вода кристалізаційна – що це за вода?

Деякі солі містять у своїй кристалічній структурі кілька молекул води, які хімічно зв'язані з йонами речовини і складають структуру кристала. **Такі солі є індивідуальними речовинами і називаються кристалогідратами.** У них вміст кристалізаційної води може бути різним, тобто у різній пропорції з формульною одиницею безводної сполуки ("безводна" означає буквально "без води").



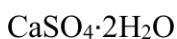
Кальцинована сода



Натрій карбонат декагідрат



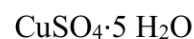
Гіпс



Кальцій сульфат дигідрат

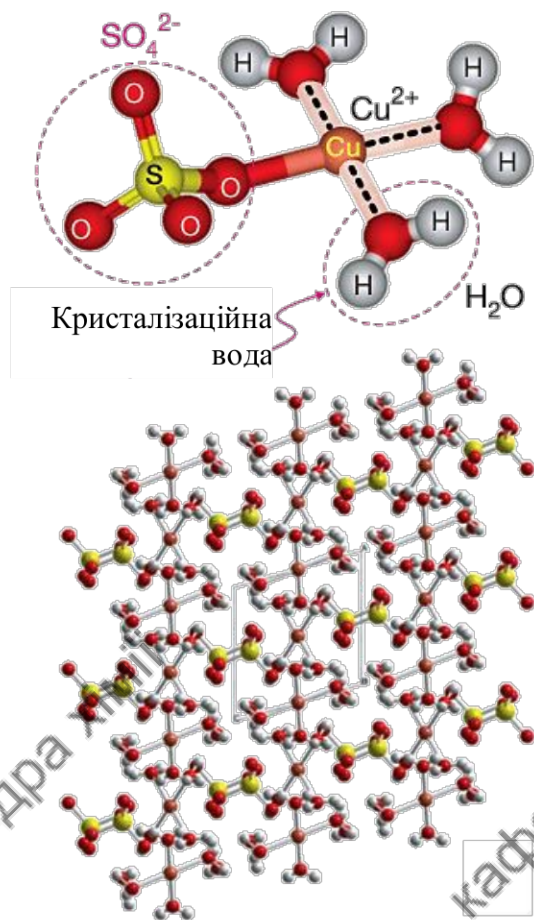


Мідний купорос



Купрум(II) сульфат пентагідрат

Наприклад, безводна сполука з формульною одиницею CuSO_4 утворює дві речовини – кристалогідрати: яскраво-синій мідний купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ та блідо-блакитний купрум сульфат тригідрат $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

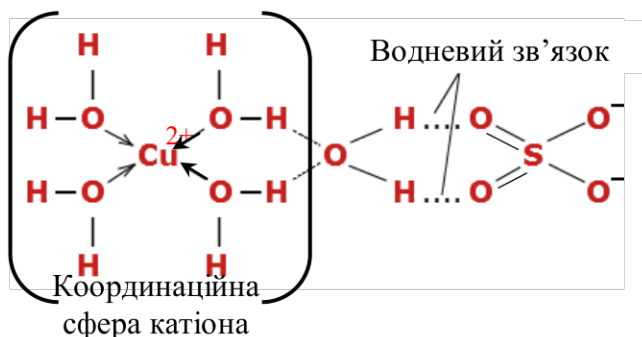


Інший приклад – кобальт(II) хлорид CoCl_2 , який може існувати у двох формах. Безводний CoCl_2 , що не містить води, є світло-блакитним порошком. Але частіше кобальт(II) хлорид трапляється в його гідратованій формі $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Це означає, що на кожен одиницю CoCl_2 припадає шість (і рівно шість) молекул води. Речовина $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ утворює напівпрозорі кристали насиченого кольору фуксії.

Солі, що містять кристалізаційну воду, інакше називають *гідратами*.

Чому утворюються гідрати?

Багато солей стабільніші, коли вони організовані в регулярні кристалічні структури з регулярним розташуванням кожного йона. Якщо уважно розглянути малюнок, можна побачити «містки» між правильно розташованими частинками CuSO_4 . Подібні кристали можуть зароджуватися, якщо молекули води увійдуть до координаційної сфери катіона Cu^{2+} і утворять місткові водневі зв'язки між координаційно зв'язаними молекулами води та йонами Оксигену в структурі аніону (SO_4^{2-}).



Зазвичай такі солі одержують кристалізацією з їх водних розчинів і під час утворення кристалів молекули води включаються у побудову кристалічної ґратки речовини.

Нагрівання кристалогідратів до високих температур зазвичай дозволяє видалити кристалізаційну воду, але при цьому утворюється вже інша речовина внаслідок зміни кристалічної структури. Відповідно іншими будуть і її фізичні властивості – форма та колір тощо. Безводні солі стають безбарвними і порошкоподібними. Наприклад, натрій хлорид дигідрат, на відміну від безводного натрій хлориду, нестабільний вже за кімнатної температури.

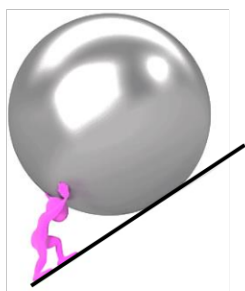
Після додавання води до безводної солі, вона зв'язує молекули води, які утворюють координаційну сферу катіона, і повертається до стану кристалогідрату. Наприклад, коли кристали мідного купоросу нагріваються до високої температури, вони втрачають усю воду і перетворюються на безводний купрум(II) сульфат біло-сірого кольору:



Дегідратація кристалів мідного купоросу – оборотний процес. Додавання води до безводного купрум(II) сульфату веде до його гідратації та відновлення синього забарвлення, що є свідченням утворення кристалогідрату, який містить 5 молекул води:



Ця властивість безводного купрум(II) сульфату використовується для виявлення присутності вологи або води в рідині чи газі. До білого порошку безводного купрум(II) сульфату додають кілька крапель випробовуваної рідини. Поява синього кольору вказує на наявність вологи або води.



Як і чому електрична енергія руйнує молекули води з утворенням водню та кисню?

Для руйнування молекул води з утворенням газоподібних водню та кисню потрібна зовнішня електроенергія – джерело постійного електричного струму.

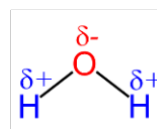
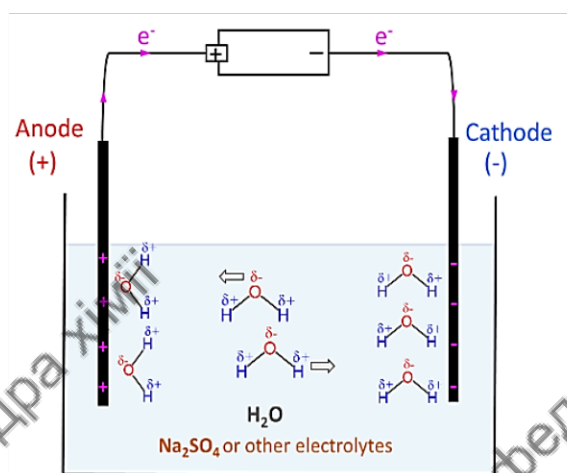
Отже, для проведення електролізу (лат. electrolysis: elektron — електрон, lysis — розкладання, розчинення) води потрібна батарея з розрахунковою напругою понад 1,23 В. Нам також знадобляться два електроди, які можна виготовити з одного й того самого металу (або графіту), тому що вони не беруть участі в реакції. Помістити два електроди в електроліт і підключити до джерела живлення (батареї). Електролітом може бути, наприклад, водний розчин Na_2SO_4 . (Якщо намагались провести електроліз з чистою водою, все буде марно, тому що вода дуже слабкий електроліт і чинить великий опір

проходженню електричного струму). Проте, під час електролізу розчину натрій сульфату розкладатись під дією електричного струму будуть саме молекули води.

Електрод ліворуч під'єднаний до позитивного полюсу батареї і, отже, заряджений позитивно, а електрод праворуч заряджений негативно.

Що ж відбувається з молекулами води на поверхні цих електродів?

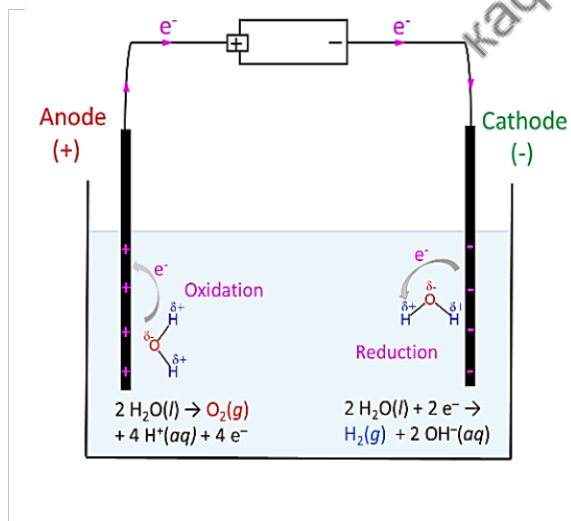
Давайте спочатку пригадаємо, що вода є полярною сполукою, у якій атом Оксигену частково заряджений негативно, а два атоми Гідрогену частково заряджені позитивно:



На початку процесу електролізу диполі води своїм *позитивним* полюсом рухаються до електроду, на який подається «—», і оточують його; а негативним — до електроду, на який подається «+», і теж оточують його.

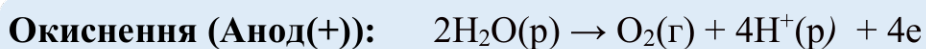
Електрод з негативним полюсом відповідно буде катодом, а з позитивним — анодом.

На лівому електроді — аноді — відбувається окиснення атомів Оксигену до O_2 . На правому електроді — катоді — відновлюються атоми Гідрогену.

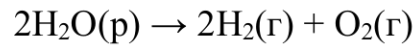


Процеси окиснення завжди відбуваються на аноді, а відновлення — на катоді.

Давайте тепер запишемо кожну напівреакцію: на аноді відбувається окиснення води, а на катоді — її відновлення:



Йони H^+ та OH^- об'єднуються, утворюючи молекулу води, тому загальна реакція буде такою:



Переконатись у тому, що на катоді утворюється водень, а на аноді – кисень, можна за допомогою характерних реакцій на ці речовини.