

## Лекція 4. Кислотно-основна рівновага.

### План

1. Теорія Льюїса.
2. Теорія Арреніуса.
3. Теорія Бренстеда-Лоурі.

#### 1. Теорія Льюїса.

За теорією Льюїса кислотою називається речовина, що може прийняти пару електронів від основи при цьому утворюється ковалентний зв'язок. Наприклад, за Льюїсом,  $\text{H}^+$  - кислота, що приймає пару електронів від основи  $\text{NH}_3$  з утворенням  $\text{NH}_4^+$  :



Уявлення Льюїса широко використовують в органічній хімії.

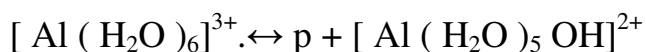
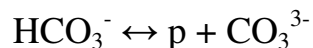
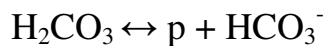
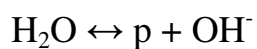
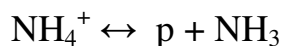
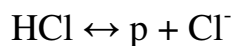
#### 2. Теорія Арреніуса.

Теорія Арреніуса, котра детально вивчається у курсі загальної хімії, відіграла важливу роль у розвитку уявлень про кислотно – основну рівновагу, а математичний апарат розрахунку концентрації йонів у водню у водних розчинах кислот, основ та солей досі використовуються у практиці аналітичної хімії. Але ця теорія має ряд недоліків, пов'язаних з нехтуванням ролі розчинника в кислотно-основній рівновазі. Так теорія не могла пояснити основних властивостей речовини, що не містила  $\text{OH}^-$  йони, ( наприклад  $\text{NH}_3$ ), або кислотних властивостей речовин, що не містять протон ( наприклад  $\text{FeCl}_3$  ), а також поведінку сполук у безводних розчинах.

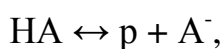
#### 3. Теорія Бренстеда-Лоурі.

Теорія Бренстеда та Лоурі, що усунула багато недоліків теорії Арреніуса, кислотою називається будь - яка речовина, що може віддавати протон ( донор протона ), основою – будь - яка речовина, що може приймати протон.( акцептор протона ).

### Кислоти



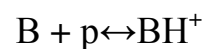
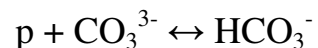
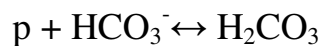
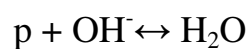
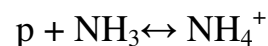
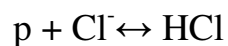
В загальному вигляді



Кислота Основа

Напівреакції віддачі протона

### Основи



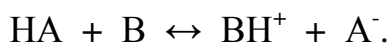
Основа Кислота

Напівреакції приєднання протона

У кожній напівреакції кислота чи основа складає протолітичну (спряжену) пару.

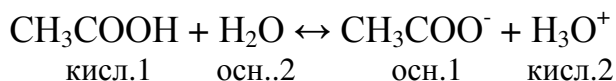
Помітно, що усі речовини у розчинах можна віднести до класу кислот чи основ. Деякі речовини володіють і кислотними та основними властивостями. Такі сполуки називаються амфолітами. Як бачимо, кислотами та основами можуть бути нейтральні та заряджені частинки.

Напівреакції на практиці не можливі, так як протон дуже малий і не може існувати в виді катіона  $\text{H}^+$ , він повинен обов'язково бути пов'язаний з акцептором. Тому на практиці мають місце повні протолітичні реакції:

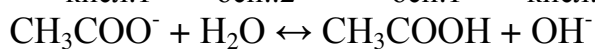


кисл.1 осн.2    кисл.2    осн.1

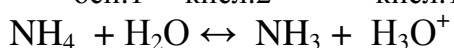
У часткових випадках донором чи акцептором протона може слугувати розчинник. Наприклад,



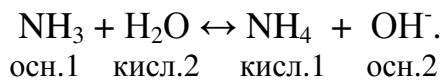
кисл.1    осн.2    осн.1    кисл.2



осн.1    кисл.2    кисл.1    осн.2



кисл.1    осн.2    осн.1    кисл.2



Речовини взаємодіють з розчинником S за двома стадіями – іонізації та дисоціації:



іонізація    йонна пара    дисоціація

Речовини з уже готовою йонною структурою відразу піддаються дисоціації ( наприклад, NaCl, NaOH ). Речовини з неполярним зв'язком спочатку піддаються йонізації ( тобто відбувається перерозподілення електронної щільності у молекулі ), а потім – дисоціації. В розчинниках з високою діелектричною проникністю йонна пара, як правило повністю дисоціює ( наприклад у воді ).