

Неорганічна хімія

Роман Гладішевський



кафедра неорганічної хімії

*Львівський національний університет
імені Івана Франка*



Тема 17.

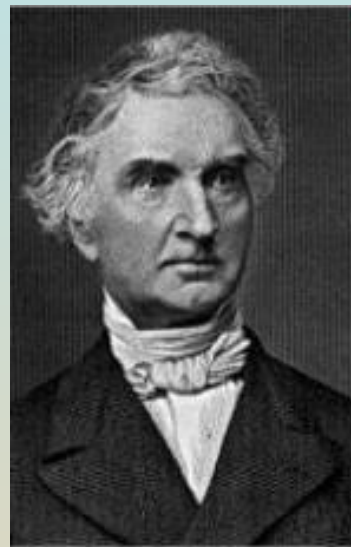
Теорії кислот і основ.



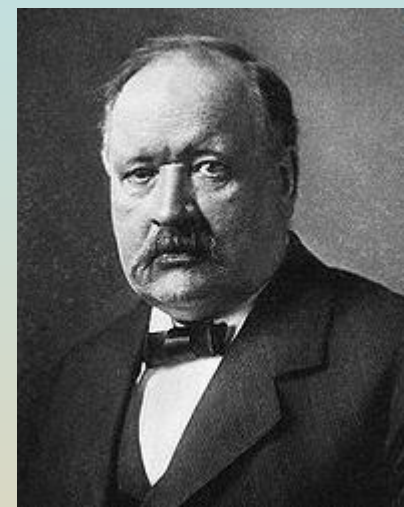
Антуан Лоран Лавуазьє
1743-1794



Гемфрі Деві
1778-1829



Юстус Лібіх
1803-1873



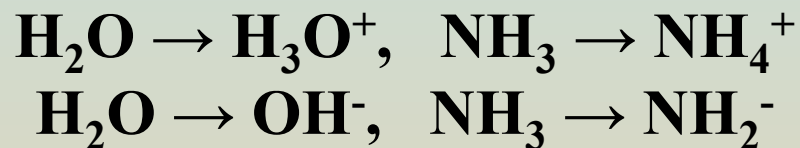
Сванте Август Арреніус
1856-1927

Теорія Лавуазьє (1778): кислотні властивості пояснюються присутністю Оксигену.

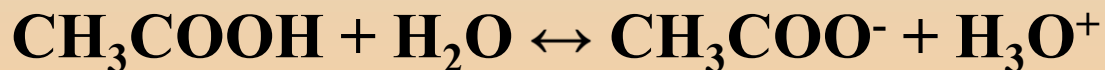
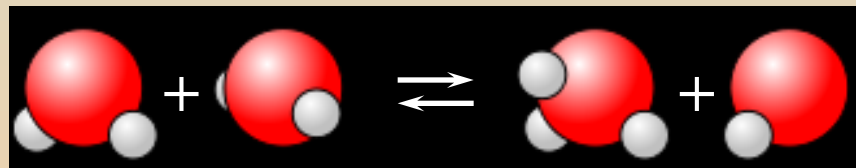
Теорія Деві (1814) - Лібіха (1833): кислотні властивості пояснюються присутністю Гідрогену.

Електролітична теорія Арреніуса (1887): кислота – електроліт, у водному розчині якого присутні іони Гідрогену; основа дисоціює з утворенням гідроксид-іонів.

Теорія сольвосистем Франкліна-Кеді (1905): кислота (**основа**) – речовина, що в розчині дає такі позитивні (**негативні**) іони, які утворюються при автоіонізації розчинника.



Протонна теорія Бренстеда-Лоурі (1923): кислота є донором протона, а основа – акцептором протона.



кислота основа

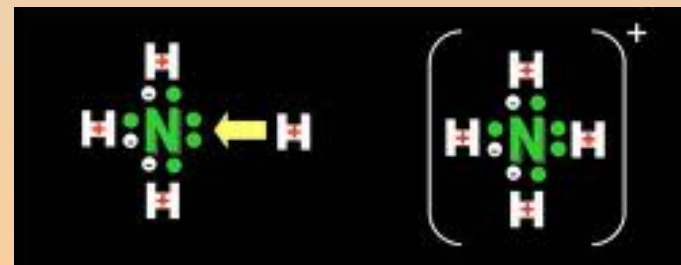
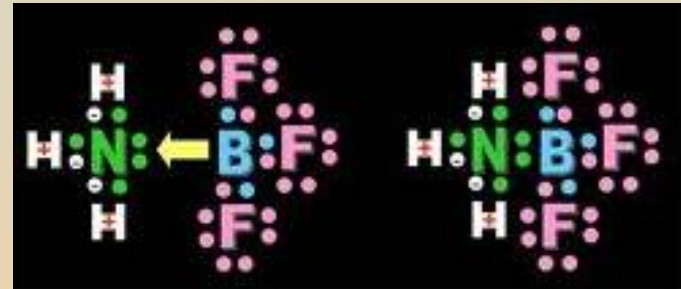
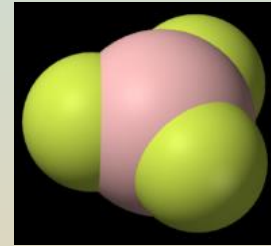
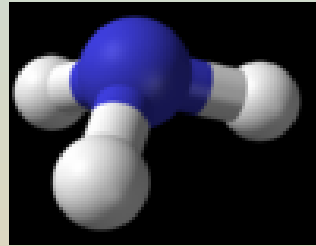


кислота основа

Електронна теорія Льюїса (1923): кислота – акцептор електронної пари (**апротонна кислота**), а основа – донор електронної пари.

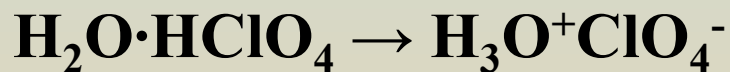
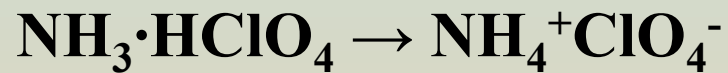


Джільберт Ньютон Льюїс
1875-1946



Хімічна теорія Ганча (1927): основна ознака кислот – здатність утворювати солі.

Онiєві солі $(\text{HK})^+\text{A}^-$:



Позитивно-негативна теорія Усановича (1939): кислота (**основа**) – це сполука, яка здатна віддавати катіони (**аніони**), сполучатися з аніонами (**катіонами**), нейтралізувати основи (**кислоти**) з утворенням солей.

Теорія твердих (жорстких) і м'яких кислот і основ Пірсона (ТМКО, 1927): тверді кислоти реагують з твердими основами, а м'які кислоти – з м'якими основами.

Тверді кислоти (**основи**) – акцепторні (**донорні**) частинки з високою електронегативністю, низькою здатністю до поляризації.



М'які кислоти (**основи**) – акцепторні (**донорні**) частинки з низькою електронегативністю, високою здатністю до поляризації.



Колоїдні розчини

Колоїдні розчини – дисперсні системи, в яких частинки розміром 1-100 нм складаються з 10^3 - 10^9 атомів і між ними і розчинником виникає поверхня поділу.

Класифікація дисперсних систем

Дисперсна система	Розмір частинок дисперсної фази (r)
Завись (гетерогенна)	> 100 нм ($D < 0,03$ нм ⁻¹)
Колоїдний розчин (гетерогенна)	100 - 1 нм ($0,03 \leq D \leq 3$ нм ⁻¹)
Істинний розчин (гомогенна)	1 - $0,01$ нм ($3 < D < 30$ нм ⁻¹)



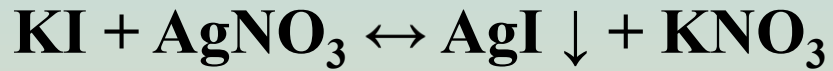
За агрегатним станом дисперсійного середовища: газуваті (аерозолі), рідкі (ліозолі) та тверді колоїдні розчини.

За розміром частинок дисперсної фази:

макромолекулярні колоїди (1 нм), асоціативні або міцелярні колоїди (1-100 нм), суспензійні колоїди (100 нм).

За інтенсивністю взаємодії дисперсної фази з рідким дисперсійним середовищем: оборотні або ліофільні (гідрофільні, олеофільні) – частинки взаємодіють із середовищем та необоротні або ліофобні (гідрофобні, олеофобні) – частинки слабо взаємодіють із середовищем.

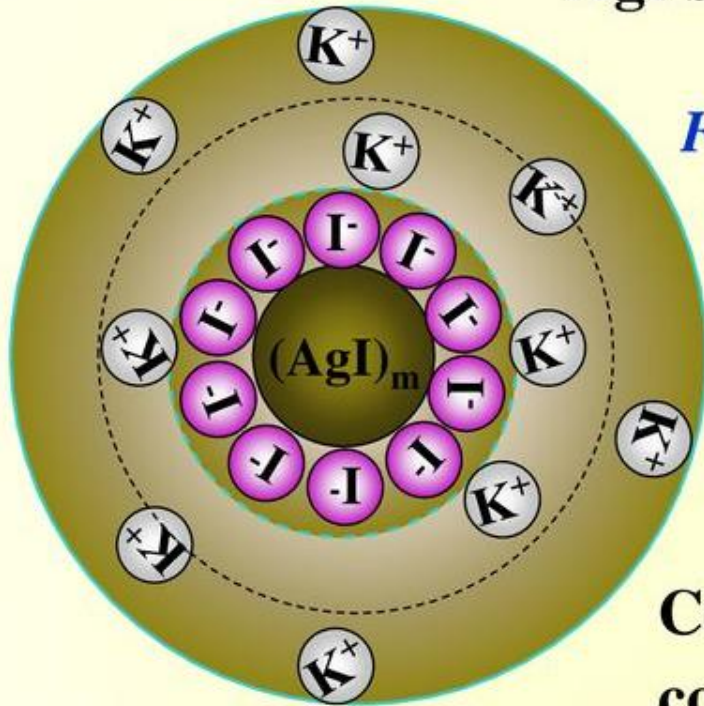
Колоїдні розчини добувають дисперсійними або конденсаційними методами.



колоїдний розчин AgI

Міцела – частинка в колоїдній системі, яка складається із нерозчинного в даному середовищі ядра, адсорбційного шару іонів і дифузійного шару іонів.

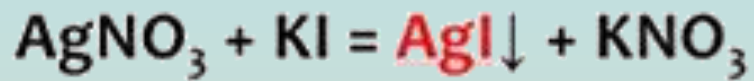
AgI, when prepared by adding KI into dilute AgNO₃ solution, positively charged AgI sol can be prepared. While by adding AgNO₃ into KI solution, negatively charged AgI sol was obtained.



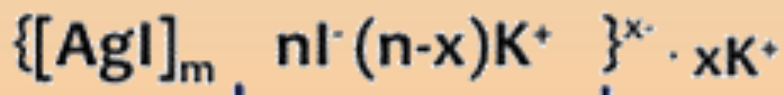
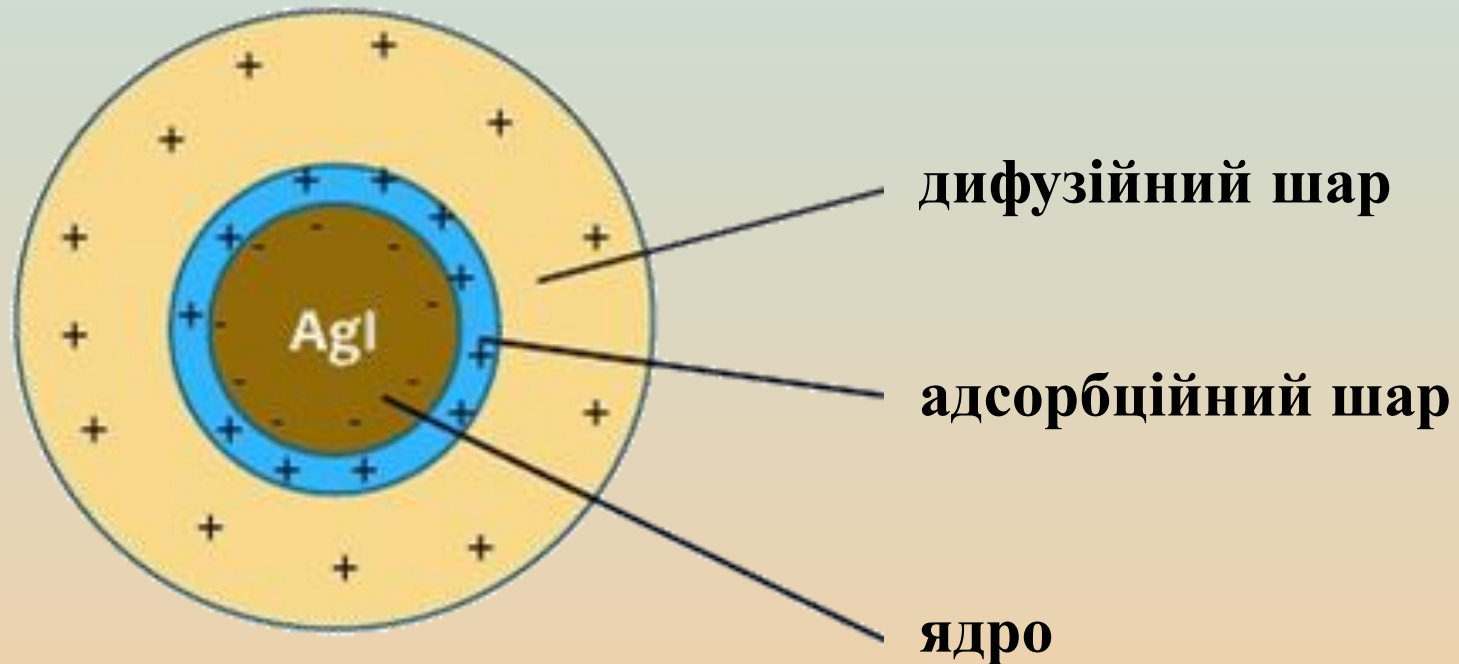
Fajans rule of preferential adsorption

Sols **preferentially** adsorb ions comprising itself, and then the ions with higher charges.

**Co-ions /similiions;
counterions**

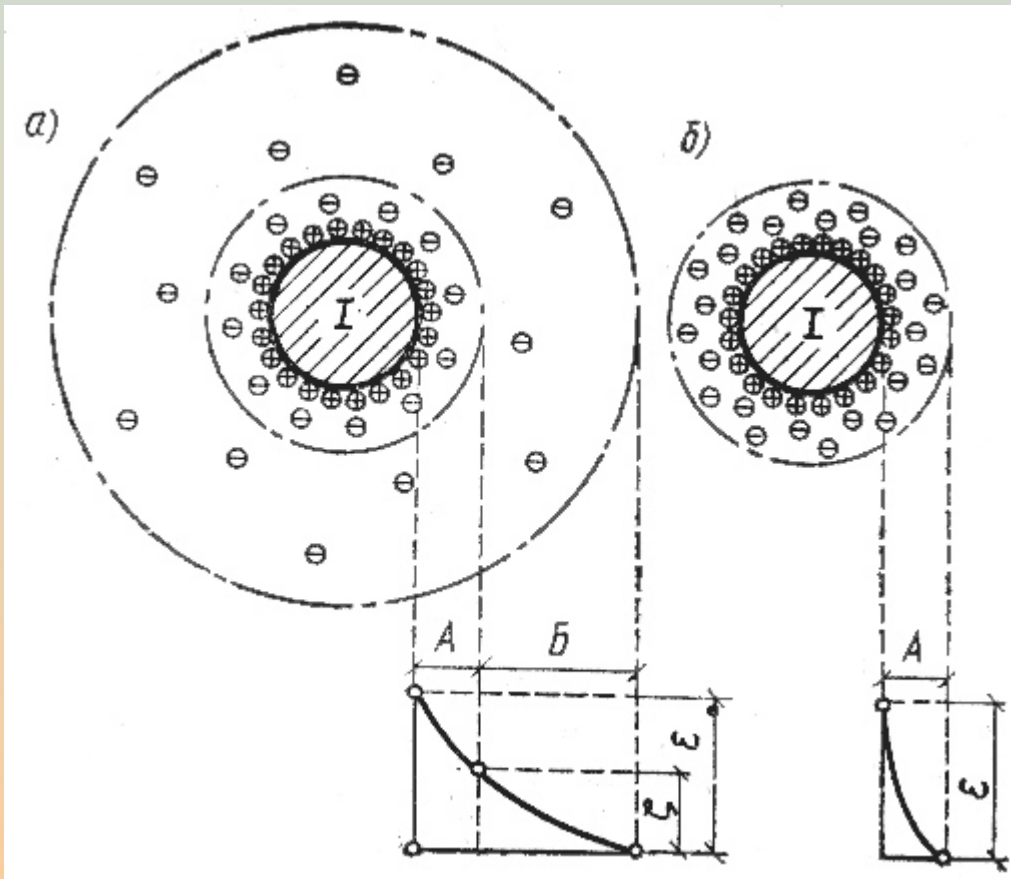


Γ^- – потенціалвизначальний іон



**Гранула заряджена негативно.
Міцела – електронейтральна.**

Міцела – частинка в колоїдній системі, яка складається із нерозчинного в даному середовищі ядра, адсорбційного шару іонів і дифузійного шару іонів.



ϵ -потенціал (міжфазовий) – між ядром і адсорбційним шаром;
 ζ -потенціал (електрокінетичний) – між адсорбційним і дифузійним шарами (0,001-0,1 В).

Застосування заряджених частинок:

електрофорез – напрямлений рух частинок дисперсної фази в електричному полі;

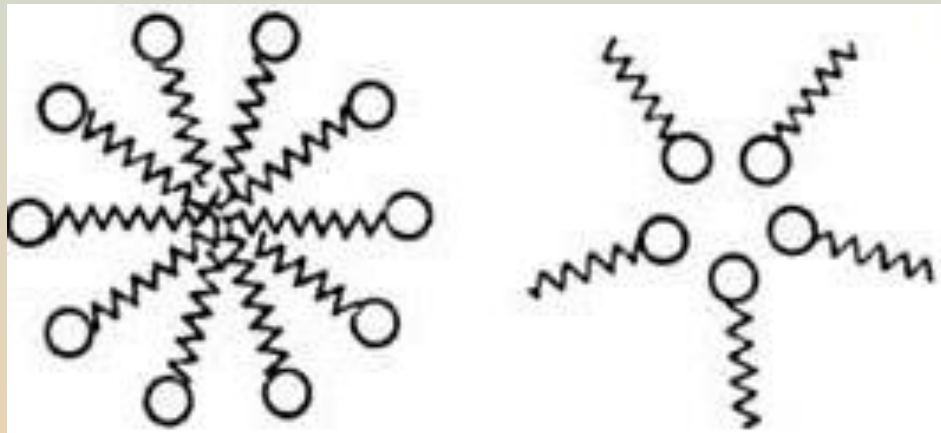
електроосмос – проникнення молекул дисперсійного середовища крізь капілярні системи під дією різниці потенціалів.

Коагуляція – процес збільшення колоїдних частинок внаслідок їхнього злипання.

Седиментація – осідання частинок і вилучення їх з розчину у вигляді осаду.

Пептизація – перехід гель-золь.

Синерезис – виділення гелем частини поглинутого розчинника.



1. Гідроліз



$\text{pH} \approx 7$ (лакмус)



$\text{pH} \approx 7$ (лакмус)

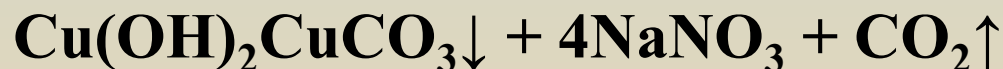


$\text{pH} > 7$ (фенолфталеїн)

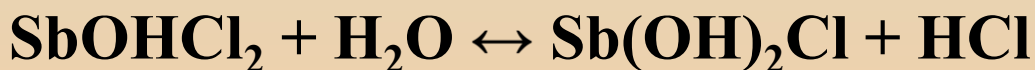
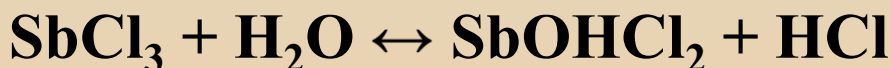


$\text{pH} < 7$ (лакмус)

2. “Повний” гідроліз



3. Зсув рівноваги



4. Залежність від температури

