

Лекція № 8

Тема: Дисоціація води.

Поняття про водневий показник – рН реакції середовища.

Водневий показник, рН (вимовляється "пе аш", англійська вимова англ. рН - рі "Пі ейч") - міра активності (в дуже розведених розчинах вона еквівалентна концентрації) іонів водню в розчині, і кількісно виражає його кислотність, обчислюється як негативний (узятий з оберненим знаком) десятковий логарифм активності водневих іонів, вираженої в молях на літр:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

Це поняття було введено в 1909 датським хіміком Серенсеном. Показник називається рН, за першими літерами латинських слів *potentia hydrogeni* - сила водню, або *pondus hydrogenii* - вага водню. Взагалі в хімії поєднанням рХ прийнято позначати величину, рівну $-\lg X$, а буква Н в даному випадку означає концентрацію іонів водню (H^+). У чистій воді при 25 С концентрації іонів водню ($[\text{H}^+]$) і гідроксид-іонів ($[\text{OH}^-]$) однакові і складають 10^{-7} моль / л, це безпосередньо впливає з визначення іонного добутку води, що дорівнює $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ і становить 10^{-14} моль / л (при 25 С).

Коли концентрації обох видів іонів в розчині однакові, говорять, що розчин має нейтральну реакцію. При додаванні до води кислоти концентрація іонів водню збільшується, а концентрація гідроксид-іонів відповідно зменшується, при додаванні підстави - навпаки, підвищується вміст гідроксид-іонів, а концентрація іонів водню падає. Коли $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ кажуть, що розчин є кислим, а при $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ - лужним.

Для зручності подання, щоб позбутися негативного показника ступеня, замість концентрацій іонів водню користуються їх десятковим логарифмом, узятим зі зворотним знаком, який власне і є водневим показником - рН.

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

Кілька менше поширення отримала зворотній рН величина - показник основності розчину, рОН, рівна негативному десятковому логарифму концентрації в розчині іонів OH^- :

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]$$

як в будь-якому водному розчині при 22 С $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$, Очевидно, що при цій температурі:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH}$$

Значення рН у розчинах різної кислотності

Всупереч поширеній думці, рН може змінюватися не тільки в інтервалі від 0 до 14, а може і виходити за ці межі. Наприклад, при концентрації іонів водню $[\text{H}^+] = 10^{-15}$ моль / л, рН = 15, при концентрації гідроксид-іонів 10 моль / л рОН = -1.

Так як при 25 С (стандартних умовах) $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$, то зрозуміло, що при цій температурі $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

Так як в кислих розчинах $[\text{H}^+] > 10^{-7}$, то рН кислих розчинів $\text{pH} < 7$, аналогічно рН лужних розчинів $\text{pH} > 7$, рН нейтральних розчинів дорівнює 7. При більш високих температурах константа електролітичної дисоціації води підвищується, відповідно

збільшується іонний добуток води, тому нейтральній виявляється $\text{pH} < 7$ (що відповідає одночасно зрослим концентраціям як H^+ , так і OH^- ; при зниженні температури, навпаки, нейтральна pH зростає).

Методи визначення значення pH

Для визначення значення pH розчинів широко використовують кілька методик. Водневий показник можна приблизно оцінювати з допомогою індикаторів, точно вимірювати pH -метром або визначати аналітично шляхом, проведенням кислотно-основного титрування.

1. Для грубої оцінки концентрації водневих іонів широко використовуються кислотно-основні індикатори - органічні речовини- барвники, колір яких залежить від pH середовища. До найбільш відомих індикаторів належать лакмус, фенолфталеїн, метиловий оранжевий (метиловий оранж) та інші. Індикатори здатні існувати у двох по-різному пофарбованих формах - або в кислотній, або в основній. Зміна кольору кожного індикатора відбувається в своєму інтервалі кислотності, зазвичай становить 1-2 одиниці.
2. Для розширення робочого інтервалу вимірювання pH використовують так званий універсальний індикатор, що представляє собою суміш з кількох індикаторів. Універсальний індикатор послідовно змінює колір з червоного через жовтий, зелений, синій до фіолетового при переході з кислої області в лужну. Визначення pH індикаторним методом утруднено для каламутних або забарвлених розчинів.
3. Використання спеціального приладу - pH -метра - дозволяє вимірювати pH в більш широкому діапазоні і більш точно (до 0,01 одиниці pH), ніж за допомогою індикаторів. Іонометричний метод визначення pH ґрунтується на вимірюванні миллівольтметром-іонометрії ЕРС гальванічного ланцюга, що включає спеціальний скляний електрод, потенціал якого залежить від концентрації іонів H^+ у навколишньому розчині. Спосіб відрізняється зручністю і високою точністю, особливо після калібрування індикаторного електрода в обраному діапазоні pH , дозволяє вимірювати pH непрозорих і кольорових розчинів і тому широко використовується.
4. Аналітичний об'ємний метод - кислотно-основне титрування - також дає точні результати визначення кислотності розчинів. Розчин відомої концентрації (титрант) по краплях додається до досліджуваного розчину. При їх змішуванні протікає хімічна реакція. Точка еквівалентності - момент, коли титранта точно вистачає, щоб повністю завершити реакцію, - фіксується за допомогою індикатора. Далі, знаючи концентрацію і об'єм доданого розчину титранту, обчислюється кислотність розчину.