Лекция 3. Вода-растворитель

План лекции:
1. Вода как активный растворитель и слабый электролит
2. Ионное произведение воды
3. Равновесие H^+- и OH^-ионов в водных растворах; понятие о pH

1. Вода как активный растворитель и слабый электролит

При возникновении контакта веществ друг с другом неизбежно протекают процессы их смешения, приводящие к образованию дисперсных систем.

Дисперсные системы – это системы, состоящие из сплошной среды (называемой дисперсионной средой) с распределенным в ней веществом (дисперсной фазой), которое состоит из отдельных частиц с большой удельной поверхностью. В случае, когда распределенная фаза диспергирована до молекулярно-ионного состояния, дисперсная система становится истинным раствором.

Растворы – это гомогенные системы переменного состава, образованные не менее чем двумя компонентами.

В случае истинных растворов дисперсионная среда называется растворителем, а доведенная до предельной степени дробления дисперсная фаза называется растворенным веществом.

Учитывая важнейшее практическое значение жидких растворов, рассмотрим их более подробно. Растворителем в них является тот компонент, который находится в жидкой фазе и, как правило, превалирует количественно.

Процесс растворения твердого тела в жидкости является результатом явления *сольватации* – взаимодействия молекул растворителя с частицами растворяемого вещества. В результате этого взаимодействия возникают *сольваты* – образования молекулярных размеров, представляющие собой ассоциаты частиц растворяемого вещества (A) с молекулами растворителя (R):

nR+ A = AnR

В случае, когда растворителем является вода, процесс называется гидратацией, а ассоциаты – гидратами.

Процесс сольватации может приводить к распаду молекул растворяемого вещества на заряженные частицы. В таких случаях говорят, что происходит *электролитическая диссоциация* – распад растворенного вещества на ионы. Полученный раствор называется *электролитом.*

По количеству компонентов растворы бывают бинарными и многокомпонентными.

I. Концентрации (размерные величины)

1. Молярная концентрация (молярность) – количество молей растворенного вещества в литре раствора. [моль/л]

2. Массовая концентрация – масса растворенного вещества в литре раствора.[г/л]

3. Моляльная концентрация (моляльность) – количество молей растворенного вещества в 1000 граммах растворителя. [моль/1000 г.р-рителя]

4. Нормальная концентрация (нормальность) – количество молей химического эквивалента растворенного вещества в литре раствора. [моль-экв/л]

II. Доли (безразмерные величины)

1. Мольная доля – отношение числа молей растворенного компонента к общему числу молей раствора.

2. Массовая доля – отношение массы растворенного компонента к общей массе раствора.

3. Объемная доля (для смесей газов и растворов ж-ж) – отношение объема растворенного компонента к сумме объемов растворителя и растворенного вещества до начала процесса растворения.

Доли могут быть выражены и в процентах.

2. Ионное произведение воды

Вода является важнейшим растворителем, широко применяемым в практике аналитической химии.

Молекулы H_2O подвергаются электролитической диссоциации:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

Как видно из уравнения электролитической диссоциации, вода может проявлять и кислотные, и основные свойства.

Применив закон действия масс, получим:

$$\frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = K_{H_2O} = 1{,}8 \cdot 10^{-16}$$

где K_{H2O}— константа электролитической диссоциации воды.

Равновесная концентрация недиссоциированных молекул воды равна:

$$[H_2O] = C_{H_2O} - [H^+] = C_{H_2O} - [OH^-]$$

где C_{H2O} — суммарная концентрация диссоциированных и недиссоциированных молекул воды.

Ввиду очень малой степени электролитической диссоциации воды величинами $[H^+]$ и $[OH^-]$ можно пренебречь. Тогда выражение примет вид:

$[H_20] = C_{H2O}$

Здесь C_{H2O} — величина постоянная.

Вычислив, сколько молей воды в 1 л (1000 г) ее: 55.5 моль выразим общую концентрацию воды C_{H2O} в молях на 1 л

C_{H2O}= 55,5 *моль/л*

Подставив это значение в выражение закона действия масс, получим:

$[H^+]\ [OH^-] = C_{H2O} \cdot K_{H2O}$,

отсюда $[H^+]\ [OH^-] = 1{,}8. \cdot 10^{-16} \cdot 55{,}5 = 1 \cdot 10^{-14}$

Величину произведения $[H^+][OH^-]$ называют *ионным произведением воды* и обозначают K_w. Эта величина больше константы электролитической диссоциации воды в 55,5 раза.

$[н^+]\,[он^-] = K_w = 1 \cdot 10^{-14}$

Ионное произведение воды (K_w) остается постоянным в водных растворах кислот, щелочей, солей или других соединений. Так как диссоциация воды является эндотермическим процессом, согласно принципу Ле-Шателье, при повышении температуры эта величина сильно возрастает.

При температуре кипения воды (100°С) ионное произведение увеличивается приблизительно в 500 раз по сравнению с его значением при 0°С.Изменение величины константы электролитической диссоциации и ионного произведения воды в зависимости от температуры имеет очень важное значение в теории и практике аналитической химии.

3. Равновесие H^+ и OH^-ионов в водных растворах; понятие о pH

Кислотные и щелочные свойства электролитов характеризуются величиной концентрациииионов водорода или гидроксила. Так как ионное произведение K_wпри данной температуре неизменно, а $[H^+]$ и $[OH^-]$ — величины переменные, то по величине $[H^+]$ или $[OH^-]$ можно судить о кислотности или щелочности раствора, т.е. концентрация ионов $[H^+]$ и $[OH^-]$ изменяются в обратной пропорциональной зависимости относительно друг друга, но никогда не становится равной нулю.

Ионное произведение воды*Kw*при комнатной температуре приблизительно равно $1 \cdot 10^{-14}$, а в нейтральном водном растворе $[H^+]=[OH^-]$; следовательно,

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{K_W} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}\ \textit{г-ион/л}$$

Таким образом, концентрация ионов водорода или гидроксила, равная 10^{-7} *моль/л*, соответствует нейтральной среде. Увеличение или уменьшение $[H^+]$ или $[OH^-]$ сказывается на характере среды. Например, реакция среды кислая, если величина $[OH^-]$ уменьшается (по сравнению с 10^{-7} *г-ион/л)* при соответственном повышении величины $[OH^-]$ реакция среды щелочная.

Следовательно, всякий раствор мы будем называть нейтральным, если в нем при комнатной температуре;

$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ *г-ион/л*

Например, если концентрация ионов водорода в растворе равна 10^{-3} *г-ион/л*, то реакция раствора кислая. Концентрация ионов гидроксила в таком растворе меньше концентрации ионов водорода, что можно вычислить по ионному произведению воды:

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ г-ион/л}$$

Следует иметь в виду, что в водных растворах различных веществ независимо от их природы и характера всегда сосуществуют два взаимно отрицающие друг друга начала: носители кислых свойств — ионы водорода и носители основных свойств — ионы гидроксила. Например, H^+-ионы существуют не только в водных растворах кислот, но и в водных растворах оснований; OH^- -Тионы имеются не только в водных растворах оснований, но и в водных растворах кислот. В процессе самых разнообразных реакций (нейтрализации — гидролиза, окисления — восстановления, осаждения — растворения и др.) $[H^+]$ и $[OH^-]$ в водных растворах могут меняться в широких пределах вследствие либо нейтрализации H^+ или OH^- ионов, либо их образования, но всегда и неизменно при 20—25° С произведение концентраций ионов водорода и ионов гидроксила составляет величину, равную ионному произведению воды, т.е.10^{-14},

Так, реакция $NH_4 + OH^- = NH_3 + H_20$ сопровождается понижением концентрации OH^-ионов, а реакция $Cu^{2+} + H_2S^- = CuS + 2H^+$— повышением концентрации H^+ ионов.

Концентрация ионов водорода нередко обусловливает направление и оптимальные условия протекания химических реакций, поэтому контроль за состоянием среды в процессе химико-аналитических превращений имеет огромное значение в аналитической химии. Описанный способ выражения

кислотности и щелочности очень показателен, однако представляет некоторые неудобства при выражении малых значений $[H^+]$.

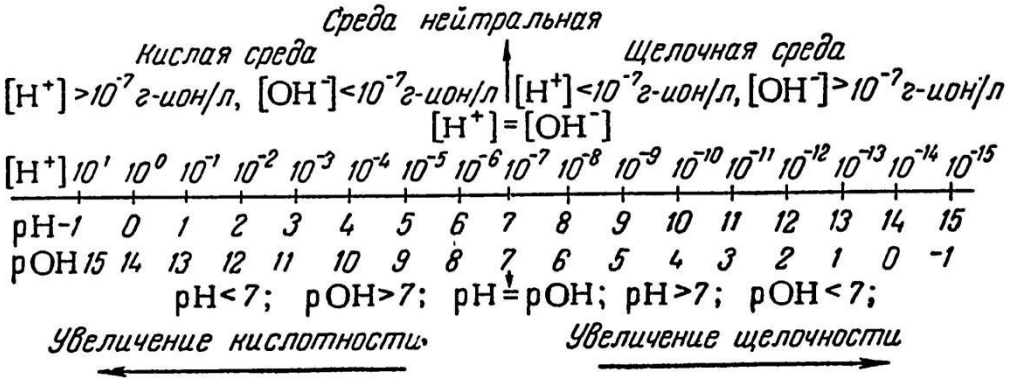
В настоящее время вместо значения $[H^+]$ применяют отрицательный логарифм этой величины, который называют*водородным показателем* и обозначают pH:

При уменьшении $[H^+]$ значение pH увеличивается; при увеличении $[H^+]$ значение pH уменьшается:

в нейтральном водном растворе pH = pOH = 7; *в кислом водном растворе*; pH<7; *в щелочном водном растворе* pH>pOH; pH>7. Если испытуемый раствор имеет pH=4, то pOH=10, так как

$$pH + pOH = 14 \qquad (19)$$

Рис. 1 дает наглядное представление о состоянии среды и величине pH.



Значения pH некоторых растворов:

Электролит в свинцовых аккумуляторах < 5,6
Кожа здорового человека ~6,5
Слюна 6,35—6,85
Молоко 6,6-6,9
Кровь 7,36—7,44
Морская вода 8,0
Раствор пищевой соды8,5
Мыло для рук 9,0—10,0
Нашатырный спирт 11,5
Отбеливатель 12,5
Каустическая сода >13
Желудочный сок 1,0—2,0

Кока-кола 2,1-2,4
Лимонный сок 2,5±0,5
Уксус 2,9
Яблочный сок 3,5±1,0
Пиво 4,5
Кофе 5,0
Шампунь 5,5
Чай 5,5
Кислотный дождь < 5,6

Контрольные вопросы:

1. Что такое дисперсные системы?
2. Что такое ионное произведение воды?

Рекомендуемая литература:

1. Никитина, Н. Г. Аналитическая химия и физико-химические методы анализа: учебник и практикум для вузов / Н. Г. Никитина, А. Г. Борисов, Т. И. Хаханина; под редакцией Н. Г. Никитиной. — 5-е изд., испр. — Москва: Издательство Юрайт, 2026. — 451 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-18193-7. — Текст: электронный. - URL: https://urait.ru/bcode/582531/p.1

2. Апарнев, А. И. Аналитическая химия: учебное пособие для вузов / А. И. Апарнев, Г. К. Лупенко, Т. П. Александрова, А. А. Казакова. — 2-е изд., испр. и доп. — Москва: Издательство Юрайт, 2026. — 77 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-17110-5. — Текст: электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. с. 60 — URL: https://urait.ru/bcode/585257/p.60.

3. Александрова, Э. А. Химические методы анализа: учебник и практикум для вузов / Э. А. Александрова, Н. Г. Гайдукова. — 3-е изд., испр. и доп. — Москва: Издательство Юрайт, 2025. — 533 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-17719-0. — Текст: электронный. — URL: https://urait.ru/bcode/560067/p.304

4. Смагин, В. П. Аналитическая химия. Лабораторный практикум: учебное пособие для вузов / В. П. Смагин, Л. В. Щербакова, Е. А. Лейтес [и др.]. — Санкт-Петербург: Лань, 2026. — 208 с. — ISBN 978-5-507-53579-8. — Текст: электронный. — URL: https://e.lanbook.com/book/510238