



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Кафедра биологии растений и химии

ХИМИЯ

Теоретический раздел Лекция Химия воды

ХИМИЯ ВОДЫ

План:

1. Вода в природе. Состав природных вод.





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



2. Физические свойства воды.
3. Строение молекулы воды.
4. Химические свойства воды.
5. Жесткость воды и методы ее устранения.

Вода, или оксид водорода H_2O – важнейший из природных оксидов. Это самое распространенное на земном шаре вещество; вода покрывает около $3/4$ земной поверхности, а ее общая масса составляет примерно $1,4-10^{18}$ т.

Подавляющая часть воды сосредоточена в морях и океанах и содержит много солей; это делает воду непригодной для питья, орошения и многих технических целей. На долю пресной воды приходится около 2,6 % от ее общих запасов; в основном эта вода в виде льда сосредоточена на Северном и Южном полюсах и пока малодоступна для человека. Доля же доступной пресной воды составляет всего приблизительно 0,014 % от общих запасов воды.

Вода входит в состав всех живых и растительных организмов. Во всяком организме вода представляет собой среду, в которой протекают химические процессы, обеспечивающие жизнедеятельность организма, кроме того, она участвует в ряде биохимических реакций.

Существующие 3 изотопа водорода (протий, дейтерий, тритий) и 3 стабильных изотопа кислорода ($^{16}_8O$, $^{17}_8O$, $^{18}_8O$) могут образовывать 18 изотопических разновидностей воды.

Природная вода не бывает совершенно чистой. Количество примесей в пресных водах обычно лежит в пределах от 0,01 до 0,1 % (масс.). Морская вода содержит 3,5 % (масс.) растворенных веществ, главную массу которых составляет хлорид натрия (поваренная соль).

В природе идет непрерывный круговорот воды. Вода, испаряясь, поступает в атмосферу, а затем выпадает в виде осадков над океаном (65-75%) и сушей (35-25%). Природная вода находится в непрерывном взаимодействии с окружающей средой. Она реагирует с атмосферой, почвой, растительностью, минералами и различными породами. При этом вода растворяет органические и неорганические соединения. Состав природных вод определяется характером этого взаимодействия.

В зависимости от размера частиц все примеси природных вод подразделяют на три группы:

1. Истинно растворенные;
2. Коллоидные;





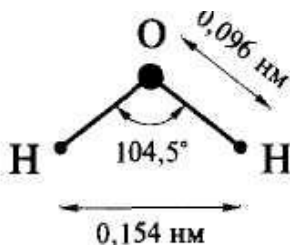
3. Взвешенные.

По химическому составу примеси подразделяются на органические и неорганические. Органические имеют очень сложный состав и находятся в коллоидном или истинном растворенном состоянии. Неорганические находятся в основном в виде ионов: Na^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , Cl^- , SO_4^{2-} , HCO_3^- . В воде растворены азот, кислород, углекислый и другие газы.

Состав природных вод характеризуют некоторыми технологическими показателями, в том числе жесткостью, реакцией среды, щелочностью, солесодержанием, окисляемостью. При обычных условиях вода – жидкость без вкуса и запаха; в тонком слое она бесцветна, однако при толщине более 2 м она приобретает голубоватый оттенок.

Необычные свойства воды обусловлены тремя причинами: полярным характером молекул, наличием неподеленных пар электронов у атомов кислорода и образованием водородных связей.

Строение молекулы воды установлено с очень большой точностью: молекула воды имеет угловое строение в виде равнобедренного треугольника ($\angle \text{НОН} = 104,5^\circ$) с длиной связи $\text{H}-\text{O}$, равной 0,096 нм (рис.). 109^0 sp^3 гибридизация



Энергия связи $\text{H}-\text{O}$ в молекуле воды составляет 463 кДж/моль.

Электроны связи $\text{H}-\text{O}$ смещены к более электроотрицательному атому кислорода, поэтому атомы водорода приобретают эффективные положительные заряды, равные в долях заряда электрона $+0,33$. Соответственно на атоме кислорода сосредоточен эффективный отрицательный заряд, значение которого составляет $-0,66$.

По этой причине, а также вследствие нелинейности строения (о таких трехатомных молекулах говорят, что они имеют угловое строение) молекула воды полярна. Полярный характер молекулы воды часто представляют упрощенно, изображая ее молекулу в виде эллипса с двумя зарядовыми полюсами. Высокая полярность молекулы обуславливает уникальную способ-





ность воды служить хорошим растворителем для веществ с ионным (соли, щелочи) или ковалентным сильнополярным (некоторые кислоты) характером связи.

Одновременное сочетание высоких значений диэлектрической проницаемости вещества воды и дипольного момента (т.е. большой полярности) молекулы воды приводит к тому, что в водных растворах ионные и полярные вещества распадаются на свободные ионы (диссоциируют).

Наличие неподеленных пар электронов у кислорода и смещение обобщенных электронных пар от атомов водорода к атому кислорода обуславливают образование водородных связей между кислородом и водородом.

Ряд физических свойств воды и их зависимость от внешних факторов аномальны. Вода единственное вещество, которое в природе существует в 3-х агрегатных состояниях: лед, вода, пар (рис. 15).

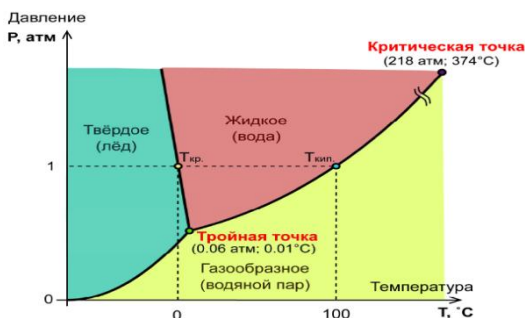


Рис. 15. Фазовая диаграмма воды

Диаграмма состояния (фазовая диаграмма) представляет собой графическое изображение зависимости между температурой и давлением, характеризующими состояние системы, и фазовыми превращениями в системе.

В тройной точке в равновесии находятся все три фазы жидкость, лед и пар.

В критической точке различие между жидким и парообразным состоянием исчезает.

Свойства воды существенно отличаются от свойств водородных соединений элементов VI группы (H_2S , H_2Se , H_2Te). Вода при обычных условиях находится в жидком состоянии, в то время как указанные соединения – газы. Температура плавления воды $0^{\circ}C$, кипения – $100^{\circ}C$ (слишком высокая для вещества с такой сравнительно малой молярной массой). Температуры кристаллизации и испаре-





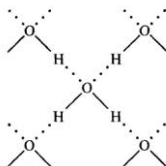
ния воды значительно выше температур кристаллизации и испарения водородных соединений элементов VI группы.

Максимальную плотность вода имеет при 4°C – 1 г/см^3 , у льда (-2°C) – $0,92 \text{ г/см}^3$, в отличие от других соединений плотность воды при кристаллизации не растёт, а уменьшается. (как правило, вещество в твердом состоянии имеет большую плотность, чем в жидком).

Из всех жидкостей более высокое поверхностное натяжение имеет только ртуть. У воды поверхностное натяжение $0,073 \text{ Н/м}$. Оно проявляется в том, что вода постоянно стремится стянуть, сократить свою поверхность, хотя она всегда принимает форму емкости, в которой находится в данный момент.

Вода обладает аномально высокой теплоемкостью – $4,18 \text{ Дж/г}\cdot\text{К}$. Поэтому в ночное время, а также при переходе от лета к зиме вода остывает медленно, а днем или при переходе от зимы к лету так же медленно нагревается, являясь, таким образом, регулятором температуры на земном шаре.

Специфика молекулы воды состоит в том, что каждая данная молекула H_2O может участвовать в образовании четырех водородных связей. Две такие связи формируются с участием неподеленных пар электронов атома кислорода, а еще две – за счет положительно поляризованных атомов водорода. Длина водородной связи $\text{—H} \dots \text{O—}$ в молекуле воды равна $0,177 \text{ нм}$, а ее энергия составляет примерно 21 кДж/моль . Следовательно, водородная связь $\text{—H} \dots \text{O—}$ длиннее и менее прочная, чем ковалентная σ -связь H—O в молекуле H_2O .



Вода имеет большую теплоемкость а также аномально высокие температуры кипения и плавления. Указанные физические аномалии воды объясняются водородными связями между ее молекулами: при нагревании воды энергия затрачивается не только на повышение температуры (т.е. кинетической энергии молекул), но и на разрыв водородных связей (энергия разрыва водородной связи в воде составляет 25 кДж/моль), разрушение ассо-





циатов до более простых структур. Этим объясняется высокая теплоемкость воды.

В кристаллах льда молекула воды образует четыре водородные связи с соседними молекулами воды, что обуславливает возникновение тетраэдрической кристаллической структуры льда. Расположение молекул в таком кристалле отличается от плотной упаковки молекул, в решетке много свободных мест, поэтому лед имеет относительно невысокую плотность. При высоких давлениях (выше 200 МПа) обеспечивается более плотная укладка молекул воды и возникает еще несколько кристаллических модификаций льда. При плавлении происходит частичное разрушение структуры льда и сближение молекул, поэтому плотность воды возрастает. В то же время повышение температуры усиливает движение молекул, которое снижает плотность вещества. При температуре выше 4 °С последний эффект начинает превалировать, и плотность воды понижается.

В жидкой воде молекулы ассоциированы, т.е. объединены в более крупные частицы, причем устанавливается равновесие между молекулами воды, связанными в ассоциаты, и свободными молекулами воды. Наличие ассоциатов повышает температуру кристаллизации и испарения воды и диэлектрическую проницаемость. При увеличении температуры растет доля свободных молекул. При испарении воды ассоциаты разрушаются и водяной пар при невысоких давлениях состоит из свободных молекул H₂O. Однако при повышении давления молекулы воды сближаются и образуют водородные связи, происходит ассоциация молекул. По мере повышения давления пар приближается по своему строению к жидкому состоянию. Это вызывает увеличение растворимости в паре соединений с ионными связями.

В химическом отношении вода относится к числу весьма реакционноспособных веществ – она реагирует со многими простыми и сложными веществами.

С точки зрения кислотно-основных свойств, вода является очень слабым амфотерным электролитом. При комнатной температуре только одна из примерно 10⁸ молекул воды распадается на ионы:



Поскольку концентрации ионов H⁺ и OH⁻ равны по 10⁻⁷ моль/дм³, ионное произведение для воды при 25 °С составляет 10⁻¹⁴:

$$c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14}.$$

Не проявляя отчетливо выраженных кислотных или основных свойств, вода обладает уникальной способностью вызывать распад вещества на ионы.





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Вода не обладает выраженными окислительно-восстановительными свойствами, поскольку в ее молекуле атомы водорода и кислорода находятся в наиболее типичных степенях окисления, равных соответственно +1 и -2. Поэтому окислительные свойства вода проявляет только в реакциях с сильными восстановителями (металлами, гидридами металлов, некоторыми неметаллами), а восстановительные – при взаимодействии с сильными окислителями (хлором, фтором).

Жесткостью воды называют свойство воды, обусловленное наличием в ней растворимых солей кальция и магния.

Марганец, стронций и железо оказывают на жесткость незначительное влияние и им пренебрегают.

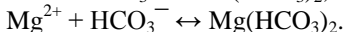
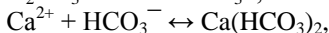
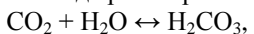
Общую жесткость воды можно рассчитать как:

$$J_{\text{общ}} = J_{\text{к}} + J_{\text{нк}}$$

где $J_{\text{к}}$ – карбонатная жесткость, $J_{\text{нк}}$ – некарбонатная жесткость.

Единицы измерения жесткости миллимоль эквивалент на 1 л.

Карбонатная жесткость (временная жесткость) характеризуется присутствием в воде растворимых гидрокарбонатов кальция и магния.



При длительном кипячении воды с карбонатной жесткостью появляется осадок (CaCO_3 и MgCO_3) вследствие разложения солей:



Некарбонатная жесткость (постоянная жесткость) обусловлена присутствием в воде солей сильных кислот – сульфатов или хлоридов кальция и магния, которые при кипячении не удаляются.

Методы устранения жесткости воды:

Термоумягчение. Реагентное умягчение.

Катионирование. Обратный осмос.

Электродиализ. Дистилляция.





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2006. – 743. .
2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие/ З. Е. Гольбрайх.–М.:ООО «Издательство Астрель»,2004.–383с
3. Коровин, Н. В. Общая химия:учебник для технических направ. и спец. вузов / Н. В. Коровин. – М.: Высш. шк., 2005. – 557 с.:ил.
4. Руководство к изучению курса “Общая и неорганическая химия”: Пособие для студентов нехимических специальностей / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И.Е. Шимановича. – 3-е изд. – Минск: РИВШ, 2008. – 112 с.
- 5.Химия. Лабораторный практикум: учеб. пособие/А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная, И. В. Ковалева.–Минск: ИВЦ Минфина, 2015. – 320 с.
- 6.Угай Я. А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Я. А. Угай. 4-е изд. – М.: Высш. шк., 2004. – 440 с.
- 7.Химия: учебно-методический комплекс: учебно-методическое пособие / О. В. Поддубная, И.В. Ковалева и др. – Горки: БГСХА, 2011. – 452 с.
- 8.Цыганов, А. Р. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие / А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная. – Минск: ИВЦ Минфина, 2013. – 236 с.

Дополнительная

1. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии: Учеб. пособие / В.В. Свиридов, Г.А.Попкович и др. – Мн : Выш. шк., 2003. – 96 с.
2. Жарский, И. М.Теоретические основы химии: сборник задач: Учеб. пособие. – Минск.: Аверсев, 2004. – 397 с.
- 3.Степин, Б. Д. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Б. Д. Степин, А.А. Цветков. – М.: Высш. шк., 1994. – 608 с.
- 4.Колотыркин, Я.М. Металл и коррозия / Я.М. Колотыркин. – М.: Металлургия, 2005. –388 с.
5. Общая химия в формулах, определениях, схемах / под ред. В. Ф. Тикавого. – Минск: Университетское, 1996. – 560 с.
- 6.Улиг, Г.Г., Ревя Р.У. Коррозия и борьба с ней / Г.Г. Улиг, Р.У.Ревя. –Л.: Химия, 1989. –456 с.

Справочники:

1. Краткий химический справочник. – М.: Химия,1977.
2. Лидин, Р.А. Химические свойства неорганических веществ/ Под ред. Р.А. Лидина. – 5-е изд., стер. – М.: КолосС, 2008, – 480 с.





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Составители

Поддубная Ольга Владимировна

Ковалева Ирина Владимировна

Мохова Елена Владимировна

Седнев Константин Викторович

Шагитова Марина Николаевна

