



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



**Кафедра биологии растений и химии**

# **ГИДРОХИМИЯ**

**Теоретический раздел**

**Лекция**

**Физико-химические свойства воды**



## ЛЕКЦИЯ № 2.

### Физико-химические свойства воды.

План:

1. Молекулярная структура и изотопный состав воды.
2. Физические свойства воды.
3. Химический состав природных вод.

#### 1. Молекулярная структура и изотопный состав воды

Вода – это простейшее устойчивое в обычных условиях химическое соединение водорода с кислородом. По своей химической природе – это оксид (окись) водорода  $H_2O$ . В чистом виде вода – вещество бесцветное, не имеющее ни вкуса, ни запаха. Несмотря на кажущуюся простоту своего строения, молекулярная структура воды очень сложна, изменчива и недостаточно изучена. Но именно благодаря особенностям молекулярной структуры вода представляет собой уникальное соединение, обладающее множеством «аномалий», отличающих ее от других веществ и определяющих многие природные процессы на Земле.

Молекула воды несимметрична: три ядра образуют равнобедренный треугольник с двумя ядрами водорода в основании и ядром кислорода в вершине (рис.1)

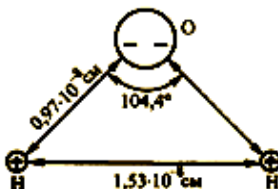


Рис. 1. Строение молекулы воды

Атом кислорода в молекуле воды присоединяет к себе два электрона, отнятых от атомов водорода, и тем самым приобретает отрицательный заряд. В свою очередь, оба атома водорода, лишённые электронов, становятся положительно заряженными протонами. Молекула воды поэтому образует электрический диполь. Полярное строение воды и возникающее в воде электрическое поле обуславливают большую диэлектрическую проницаемость воды – величину, показывающую, во сколько раз силы взаимодействия электрических зарядов уменьшаются в воде по сравнению с силами их взаимодействия в вакууме. Высокая диэлектрическая проницаемость воды предопределяет большую ее ионизирующую способность, т. е. способность расщеплять молекулы других веществ, что обуславливает сильное растворяющее действие воды.

Наиболее упрощенное представление о молекулярной структуре воды заключается в следующем. Водяной пар состоит преимущественно из одиночных молекул



воды, т. е. водородные связи практически не реализуются. В твердом состоянии (лед) строение воды в высокой степени упорядочено. В кристаллах льда молекулы воды составляют гексагональную систему с прочными водородными связями. Такая структура весьма рыхлая и, как иногда говорят, «ажурная». Вода в жидком состоянии занимает промежуточное положение между паром и льдом. В такой воде сохраняются элементы «льдоподобного» молекулярного каркаса, а его пустоты частично заполняются одиночными молекулами. Поэтому «упаковка» молекул в воде, находящейся в жидком состоянии, более плотная, чем у льда, и плавление льда приводит не к уменьшению, а к «аномальному» увеличению плотности воды. Переход от полностью упорядоченной рыхлой молекулярной структуры, свойственной льду, к более плотной структуре, свойственной воде в жидком состоянии, не происходит мгновенно в процессе плавления льда, а продолжается и в жидкой воде. При повышении температуры наряду с упомянутым уплотнением «упаковки» молекул происходит и свойственное всем веществам увеличение объема воды вследствие роста интенсивности теплового движения молекул. В диапазоне повышения температуры от 0 до 4°C преобладает процесс уплотнения химически чистой воды, при температуре выше 4°C – тепловое расширение, поэтому вода обладает «аномальным» свойством – наибольшей плотностью не при температуре плавления, а при 4°C.

Присущие воде водородные связи примерно в десять раз прочнее связей, обусловленных межмолекулярными взаимодействиями, которые характерны для большинства других жидкостей. Поэтому для преодоления этих связей при плавлении, нагревании и испарении воды необходимо гораздо больше энергии, чем в случае других жидкостей. Это определяют ряд «аномалий» тепловых свойств воды. Благодаря особенностям молекулярного строения вода обладает свойством хорошо растворять различные химические вещества. Природная вода представляет собой слабый раствор.

Суммарное содержание в воде растворенных неорганических веществ (концентрация солей) выражают либо в виде минерализации  $M$  (мг/л, г/л), либо в относительных единицах (% , ‰). Содержание растворенных в воде веществ в г/кг или в промилле называется соленостью воды ( $S$  ‰). Численные величины минерализации  $M$  и солености ( $S$  ‰) воды для не очень насыщенных растворов обычно соотносятся как  $1000 \text{ мг/л} \approx 1 \text{ ‰}$ .

По содержанию солей (минерализации или солености) природные воды подразделяют на четыре группы: пресные – менее 1, солоноватые – 1–25, соленые (морской солености) – 25–50, высокосолёные (рассолы) – свыше 50 ‰. Границы между группами выделены по следующим соображениям: 1 ‰ – это верхний предел солёности питьевой воды, 25 ‰ (точнее 24,7 ‰) – солёность, при которой температура наибольшей плотности и температура замерзания воды совпадают. В морях солёность воды выше 50 ‰, как правило, не наблюдается. Минерализация природ-



ных вод разного типа может изменяться в довольно широких пределах: от 0,01 г/л в атмосферных осадках до 600 г/л в рассолах.

Все природные воды делятся по преобладающему аниону (отрицательно заряженные ионы) на три класса: гидрокарбонатный, сульфатный и хлоридный; по преобладающему катиону (положительно заряженные ионы) на три группы: кальциевую, магниевую, натриевую.

Речные воды, как правило, относятся к гидрокарбонатному классу и кальциевой группе. Подземные воды нередко относятся к сульфатному классу и магниевой группе. Воды океанов и морей принадлежат к хлоридному классу и натриевой группе.

Особенности химического (и биологического) состава природных вод вместе с некоторыми их физическими свойствами, о которых речь пойдет ниже, часто объединяются в понятие «качество воды», при этом обычно имеют в виду пригодность вод для какого-либо использования. Поэтому качество воды – характеристика состава и свойств воды, определяющая пригодность ее для конкретного водопользования.

Вода может находиться в трех агрегатных состояниях, или фазах, – твердом (лед), жидком (собственно вода), газообразном (водяной пар). Очень важно, что при реально существующих на Земле диапазонах атмосферного давления и температуры вода может находиться одновременно в разных агрегатных состояниях. В этом отношении вода существенно отличается от других физических веществ, находящихся в естественных условиях преимущественно либо в твердом (минералы, металлы), либо в газообразном ( $O_2$ ,  $N_2$ ,  $CO_2$  и т. д.) состоянии.

Изменения агрегатного состояния вещества называют фазовыми переходами. В этих случаях свойства вещества (например, плотность) скачкообразно изменяются. Фазовые переходы сопровождаются выделением или поглощением энергии, называемой теплотой фазового перехода («скрытой теплотой»). Зависимость агрегатного состояния воды от давления и температуры выражается диаграммой состояния воды, или фазовой диаграммой (рис. 2)

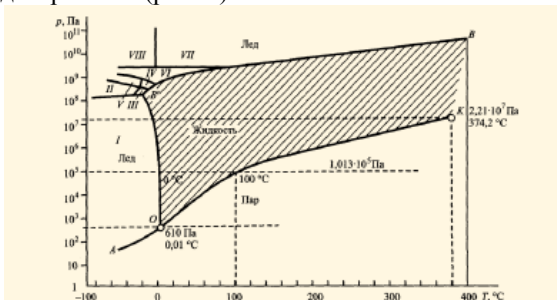


Рис. 2. Диаграмма состояния воды I – VIII – различные модификации льда



Диаграмма состояния воды иллюстрирует две «аномалии» воды, оказывающие решающее влияние не только на «поведение» воды на Земле, но и на природные условия планеты в целом.

По сравнению с веществами, представляющими собой соединения водорода с элементами, находящимися в Периодической таблице Менделеева в одном ряду с кислородом, – теллуром  $Te$ , селеном  $Se$  и серой  $S$ , – температура замерзания и кипения воды оказывается необычно высокой. Учитывая закономерную связь температуры замерзания и кипения с массовым числом упомянутых веществ, следовало бы ожидать у воды значения температуры замерзания около  $-90\text{ }^{\circ}C$ , а температуры кипения около  $-70\text{ }^{\circ}C$ .

Аномально высокие значения температуры замерзания и кипения предопределяют возможность существования воды на планете как в твердом, так и в жидком состоянии и служат определяющими условиями основных гидрологических и других природных процессов на Земле. Да и сам облик нашей планеты (огромный Мировой океан, обширные ледники, реки и озера) есть следствие этих особенностей свойств воды.

Земля, по-видимому, единственная планета в Солнечной системе, где вода находится в жидком состоянии. Диаграмма состояния воды – универсальна и может быть использована для оценки возможности присутствия воды в жидком виде (а значит – и жизни) в масштабах всей Вселенной. Так, например, на Марсе в условиях очень низких температур (менее  $-100\text{ }^{\circ}C$ ) и очень малого атмосферного давления (от 1 до 12 гПа, т. е. в среднем в 160 раз меньше, чем на поверхности Земли) вода может находиться лишь в виде льда и частично – водяного пара. Впрочем, в далеком прошлом, когда у Марса была атмосфера, и благодаря парниковому эффекту температура на поверхности планеты была выше, чем сейчас, здесь вполне могла присутствовать жидкая вода, могли выпадать дожди и течь реки. На Венере, наоборот, в условиях очень высоких температур (более  $400\text{ }^{\circ}C$ ) и очень большого давления вода может находиться лишь в виде сильно нагретого водяного пара.

## 2. Физические свойства воды

Химическому анализу воды предшествует определение физических свойств – температуры, цвета, прозрачности.

Температура. Изменение температуры воды и воздуха является неотъемлемой частью анализа. Температура воды измеряется всегда одновременно с отбором пробы ртутным термометром с делениями  $0,1-0,2^{\circ}$ ; как указывалось, есть батометры с вмонтированным термометром. Для определения температуры воды водоема на разных глубинах применяют специальные термометры. Их крепят на проволоке или крепкой бечевке и опускают на нужную глубину, выдерживая там не менее 3–5 мин,



а затем быстро поднимают на поверхность. Отсчитывают температуру возможно быстрее.

Температура воды оказывает многогранное воздействие на жизнь и распространение водных животных и растений. Особенно большую роль этот фактор играет в жизни рыб, которые являются типичными представителями пойкилотермных водных животных. Повышение температуры окружающей среды усиливает у рыб интенсивность обмена веществ, увеличивает потребление пищи и ее переваривание. Понижение температуры приводит к противоположным результатам. При изменении температуры тела рыбы, выходящем за оптимальные границы, прекращается прием пищи, затрудняется пищеварение. Температурные границы жизни неодинаковы у различных представителей животного мира и зависят от видовых особенностей или от экологических условий обитания. Очень высокие температуры воды оказывают губительное действие на рыб, которое связано не только с повреждением клеток, но с ухудшением условий дыхания, поскольку потребность в кислороде возрастает и наступает удушье. При низких температурах минимальная концентрация  $O_2$  для карпа составляет 0,5–0,6 мг/л, а при температуре 25–30° поднимается до 1,2 мг/л. Температура воды в водоеме является лимитирующим фактором при разведении отдельных видов рыб.

Термический режим воды значительно устойчивее, чем воздуха, что объясняется большой теплоемкостью воды, а также сравнительно слабой перемещаемостью холодных и теплых слоев, имеющих различную плотность. В результате годовые колебания температуры в континентальных водоемах обычно достигают не более 30–35°. Для текучих водоемов характерно равенство температур по вертикали – так называемая гомотермия, а для стоячих водоемов расчленение температурных слоев – стратификация. В достаточно глубоких водоемах различают верхний слой воды, или эпилимнион, температура которого в течение сезона сильно колеблется, металимнион – слой температурного скачка и гипolimнион, охватывающий глубинную водную массу, степень нагретости которой мало меняется на протяжении года. В большинстве озер летом и зимой отмечается четко выраженная стратификация. В летние дни верхний слой прогревается, в промежуточном слое температура резко падает, на глубине она низка и постоянна, причем разница может оказаться весьма значительной. Зимой наблюдается обратная картина: самая теплая вода у дна и самая холодная – на поверхности. Стратификация связана с одним из физических свойств воды, которое заключается в том, что наибольшую плотность вода имеет при температуре 4°. Весной и осенью температура воды в водоемах выравнивается, как это бывает в реке. В неглубоких водоемах нередко вся толща воды к середине лета прогревается до дна.

Прозрачность является одним из важных показателей физических свойств воды. Этот фактор определяет зону действия фотосинтеза и распространение в глубину водоема зеленых растений. В чистых озерах фотосинтез успешно протекает на глу-



бине 10–20 м, в водоемах с малопрозрачной водой – на глубине не более 4–5 м, в отдельных прудах в летнее время слой с прозрачной водой часто не превышает 60–80 см. Прозрачность воды в реках зависит в основном от количества взвешенных частиц и в меньшей степени – от растворенных и коллоидных веществ. Взвешенные частицы поглощают свет, уменьшают прозрачность воды, снижают скорость передачи тепла, поглощают на окислительные процессы много кислорода. Когда их содержание невелико, они играют положительную роль, увеличивая биологическую продуктивность водоема. Влияние взвешенных частиц на прозрачность воды в непроточных водоемах – прудах, озерах, водохранилищах – менее значительно. На первый план выступают биологические процессы, например, цветение воды. Снижает прозрачность приносимая притоками муть и частицы ила, а также загрязнение водоема сточными водами, промышленными и бытовыми стоками. Наиболее простой метод определения прозрачности воды состоит в том, что в воду на размеченном шнуре или тросе опускают белый диск до тех пор, пока он не исчезнет из поля зрения. Глубина, на которой диск перестает быть видимым, считается прозрачностью, она измеряется в сантиметрах или в метрах. Более точные показания дает применение фотоэлемента.

Цвет воды является показателем некоторых ее химических и биологических особенностей. В естественном состоянии цвет воды зеленовато-голубой. Она может казаться беловатой, желтоватой, серой или коричневой в зависимости от цвета взвешенных частиц, наличия органических веществ, растворенных или взвешенных в воде, а также цветения планктона. Если река или озеро имеет болотный водосбор, то вода от гуминовых веществ приобретает темно-коричневый цвет. В ряде случаев речная вода окрашивается в разные цвета от попадающих в нее загрязнений. Цвет пресных вод выражается в условных единицах – градусах платино-кобальтовой шкалы, получаемых при сравнении исследуемого раствора со стандартной шкалой. Цветность наиболее подходящего стандарта и будет цветностью испытуемой воды. Для цветной стандартной шкалы обычно используют хлорплатинат калия ( $K_2PtCl_6$ ) в количестве 1,246 г и хлористый кобальт ( $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ ) – 1 г, которые растворяют в мерной колбе, добавляя 100 мл концентрированной соляной кислоты и доводят дистиллированной водой до объема 1 л. Получается раствор, имеющий цветность 5000°. Из этого исходного раствора, разбавляя его, готовят стандартную шкалу. Можно применять двуххромовокислый калий  $K_2Cr_2O_7$  с хлористым кобальтом, но этот состав менее устойчив при хранении.

Вода с высокой цветностью в качестве источника водоснабжения для рыбоводных прудов, особенно зимовальных, нежелательна. Запах и вкус помогают обнаружить посторонние загрязнения. Так, даже небольшая концентрация фенола придает воде запах карболки. Запах воды легче уловить при нагревании до 50°. Интенсивность запаха описывают словами: без запаха, слабый, заметный, сильный, очень сильный. При этом указывают, каким именно запахом обладает вода: неопределен-



ным, болотным, гнилостным, сероводородным и т. д. Для определения вкуса особых указаний не требуется.

Плотность воды, как и других веществ, зависит прежде всего от температуры и давления (а для природных вод – еще и от содержания растворенных и тонкодисперсных взвешенных веществ) и скачкообразно изменяется при фазовых переходах.

При повышении температуры плотность воды, как и любого другого вещества, в большей части диапазона изменения температуры уменьшается, что связано с увеличением расстояния между молекулами при росте температуры. Эта закономерность нарушается лишь при плавлении льда и при нагревании воды в диапазоне от 0 до 4 °С (точнее 3,98 °С). Здесь отмечаются еще две очень важные «аномалии» воды:

1) плотность воды в твердом состоянии (лед) меньше, чем в жидком (вода), чего нет у подавляющего большинства других веществ;

2) в диапазоне температуры воды от 0 до 4 °С плотность воды с повышением температуры не уменьшается, а увеличивается.

Особенности изменения плотности воды связаны с перестройкой молекулярной структуры воды. Эти две «аномалии» воды имеют огромное гидрологическое значение: лед легче воды и поэтому «плавает» на ее поверхности; водоемы обычно не промерзают до дна, так как охлажденная до температуры ниже 4°С пресная вода становится менее плотной и поэтому остается в поверхностном слое. Заметим попутно, что свойства воды послужили основой для единиц массы. В системе СГС масса 1 см<sup>3</sup> химически чистой воды при температуре ее наибольшей плотности (≈ 4°С) была принята за 1 г. В системе же СИ (международной) масса 1 м<sup>3</sup> химически чистой воды оказалась в 1000 раз больше – 1000 кг.

Плотность льда зависит от его структуры и температуры. Пористый лед может иметь плотность намного меньшую. Еще меньше плотность снега. Свежевыпавший снег имеет плотность 80–140 кг/м<sup>3</sup>, плотность слежавшегося снега постепенно увеличивается от 140–300 (до начала таяния) до 240–350 (в начале таяния) и 300–450 кг/м<sup>3</sup> (в конце таяния). Плотный мокрый снег может иметь плотность до 600–700 кг/м<sup>3</sup>. Снежки во время таяния имеют плотность 400–600, лавинный снег – 500–650 кг/м<sup>3</sup>.

Плотность морской воды при нормальном атмосферном давлении может достигать 1025–1033 кг/м<sup>3</sup>. Соотношения между температурами наибольшей плотности и замерзания влияют на характер процесса охлаждения воды и вертикальной конвекции – перемешивания, обусловленного различиями в плотности. Охлаждение воды в результате теплообмена с воздухом приводит к увеличению плотности воды и, соответственно, к опусканию более плотной воды вниз. На ее место поднимаются более теплые и менее плотные воды. Происходит процесс вертикальной плотностной конвекции. Однако для пресных и солоноватых вод, имеющих соленость менее 24,7 ‰, такой процесс продолжается лишь до момента достижения водой темпера-



туры наибольшей плотности. Дальнейшее охлаждение воды ведет к уменьшению ее плотности и вертикальной конвекцией не сопровождается.

Соленые воды при  $S > 24,7$  ‰ подвержены вертикальной конвекции вплоть до момента их замерзания. Таким образом, в пресных или солоноватых водах зимой в придонных горизонтах температура воды оказывается выше, чем на поверхности, и, согласно графику Хелланд-Хансена, всегда выше температуры замерзания. Это обстоятельство имеет огромное значение для сохранения жизни в водоемах на глубинах. Если бы у воды температуры наибольшей плотности и замерзания совпадали бы, как у всех других жидкостей, то водоемы могли промерзнуть до дна, что привело бы к неизбежной гибели большинства организмов.

Аномальное изменение плотности воды при изменении температуры влечет за собой такое же «аномальное» изменение объема воды: с возрастанием температуры от 0 до 4°C объем химически чистой воды уменьшается, и лишь при дальнейшем повышении температуры – увеличивается; объем льда всегда заметно больше объема той же массы воды (вспомним, как лопаются трубы при замерзании воды).

Некоторое влияние на плотность воды оказывает также давление. Сжимаемость воды очень мала, но она на больших глубинах в океане все же сказывается на плотности воды. На каждые 1000 м глубины плотность вследствие влияния давления столба воды возрастает на 4,5–4,9 кг/м<sup>3</sup>. Поэтому на максимальных океанских глубинах (около 11 км) плотность воды будет приблизительно на 48 кг/м<sup>3</sup> больше, чем на поверхности, и при  $S = 35$  ‰ составит около 1076 кг/м<sup>3</sup>. Если бы вода была совершенно несжимаемой, уровень Мирового океана стоял бы на 30 м выше, чем в действительности. Малая сжимаемость воды позволяет существенно упростить гидродинамический анализ движения природных вод.

Влияние мелких взвешенных наносов на физические характеристики воды и, в частности, на ее плотность изучено еще недостаточно. Считают, что на плотность воды могут оказывать влияние лишь очень мелкие взвеси при их исключительно большой концентрации, когда воду и наносы уже нельзя рассматривать изолированно. Так, некоторые виды селей, содержащие лишь 20–30 % воды, представляют собой по существу глинистый раствор с повышенной плотностью.

Другим примером влияния мелких наносов на плотность могут служить воды Хуанхэ, втекающие в залив Желтого моря. При очень большом содержании мелких наносов (до 220 кг/м<sup>3</sup>) речные мутные воды имеют плотность на 2–2,5 кг/м<sup>3</sup> больше, чем морские воды (их плотность при фактической солёности и температуре составляет около 1018 кг/м<sup>3</sup>). Поэтому речные воды «ныряют» на глубину и опускаются по морскому дну, формируя «плотный», или «мутевой», поток.

Очень высокая удельная теплота плавления (замерзания) и испарения, а также весьма большая теплоемкость воды оказывают огромное регулирующее влияние на тепловые процессы не только в водных объектах, но и на всей планете. При нагревании земной поверхности огромные количества теплоты тратятся на таяние льда,



нагревание и испарение воды. В результате нагрев земной поверхности замедляется. Достаточно упомянуть, что на нагревание воды уходит теплоты в 5 раз больше, чем на нагревание сухой почвы, а теплосодержание всего лишь трехметрового слоя океана равно теплосодержанию всей атмосферы. Наоборот, в процессе охлаждения земной поверхности при конденсации водяного пара и замерзании воды выделяются огромные количества теплоты, сдерживающие процесс охлаждения. Полезно напомнить, что в большинстве водных объектов (кроме полярных ледников) изменение температуры воды, как правило, происходит в интервале от  $-2$  до  $+30$  °С; для суши этот диапазон значительно шире: от  $-70$  до  $+60$  °С.

Важно также подчеркнуть, что чем больше влаги в почве, тем медленнее такая почва нагревается и остывает. Благодаря большой теплоемкости нагревание и охлаждение воды происходит медленнее, чем воздуха.

Таким образом, отмеченные аномальные особенности тепловых свойств воды способствуют теплорегуляции процессов на Земле. При меньших значениях  $L_{пл}$ ,  $L_{исп}$  и  $c_p$  поверхность Земли нагревалась бы и охлаждалась гораздо быстрее, вырос бы и диапазон изменения температуры. В таких условиях вся вода на Земле то замерзала бы, то испарялась, гидросфера имела бы совсем иные свойства, а жизнь в таких условиях вряд ли была бы возможна.

### **3. Химический состав природных вод**

Химический состав природных вод представляет собой сложный комплекс растворенных газов, различных минеральных солей и органических соединений. В природных водах растворены почти все известные на земле химические элементы в виде простых и сложных ионов, комплексных соединений, растворенных или газообразных молекул, стабильных и радиоактивных изотопов. Еще В. И. Вернадский указывал, что каждая капля воды является микрокосмосом, в ней отражается состав космоса. Из всех стабильных химических элементов, известных в земной коре, около 90 обнаружены в природных водах (океанах, реках, подземных водах зоны гипергенеза), а также во всех природных объектах, составляющих водные экосистемы. Нет сомнения в том, что при повышении чувствительности аналитических методов будут установлены и многие другие элементы.

Распределение химических элементов в природных водах определяется типом природной системы (геохимической среды) и свойствами самих элементов и в целом подчиняется основным геохимическим закономерностям. С увеличением порядкового номера в таблице Менделеева наблюдается убывание концентрации элементов, а распространенность четных химических элементов, как правило, более высокая, чем соседних нечетных, что соответствует известному закону Олдо-Гаркинса.



Сложность состава природных вод определяется не только присутствием большого числа химических элементов, но и различным соотношением элементов в разных типах вод, а также разнообразием форм каждого элемента. В природных водах, донных отложениях, теле гидробионтов химические элементы присутствуют как в виде простых и сложных ионов, так и в виде комплексных соединений минеральных и органических веществ, многие из которых еще не идентифицированы. Химические вещества и элементы (химические параметры) в составе природных вод условно делят на шесть групп:

- 1) главные ионы (макрокомпоненты) –  $K^+$ ,  $Na^+$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Cl^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $HCO_3^-$  и  $CO_3^{2-}$
- 2) растворенные газы – кислород, азот, сероводород,  $CO_2$  и др.;
- 3) биогенные вещества – соединения азота, фосфора, железа и кремния;
- 4) органические вещества – разнообразные органические соединения, относящиеся к органическим кислотам, сложным эфирам, фенолам, гумусовым веществам, азотсодержащим соединениям (белки, аминокислоты, амины) и др.;
- 5) микроэлементы (микрокомпоненты) – все металлы, кроме главных ионов ( $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ), а также некоторые другие компоненты, содержащиеся в водах в небольших количествах (например, радиоактивные элементы);
- 6) загрязняющие вещества – нефтепродукты, фенолы, пестициды, синтетические поверхностно-активные вещества (СПАВ), детергенты и др.



**Концентрация химических элементов в природных объектах пресноводных экосистем, по литературным данным**

| Номер в таблице Менделеева | Элемент  | Вода, мкг/л  | Донные отложения (по сухой массе), мг/кг | Гидробионты (по сухой массе), мг/кг |
|----------------------------|----------|--------------|--|-------------------------------------|
| 1                          | Водород  | —            | —  | 560 000—620 000                     |
| 3                          | Литий    | 0,03—19      | 25—85                                    | 0,04—0,51                           |
| 4                          | Бериллий | —            | —  | 0,0005—0,002                        |
| 5                          | Бор      | 2,3—950      | 20—70                                    | 0,20—150                            |
| 6                          | Углерод  | 1 000—25 000 | 1 000—8 000                              | 310 000—600 000                     |
| 7                          | Азот     | 95—2 000     | 1 510—8 230                              | 4 900—115 000                       |
| 8                          | Кислород | 0—14 000     | —  | 240 000—430 000                     |
| 9                          | Фтор     | 10—1 300     | 10—80                                    | 0,80—210                            |
| 11                         | Натрий   | 200—103 000  | 1 603—10 000                             | 500—18 722                          |
| 12                         | Магний   | 100—59 600   | 10 000—15 300                            | 320—11 900                          |
| 13                         | Алюминий | 10—7 900     | 1,0—94 000                               | 3,8—210                             |
| 14                         | Кремний  | 700—6 500    | 2,5—220 000                              | 80,3—11 200                         |
| 15                         | Фосфор   | 2,0—520      | 40—10 000                                | 4 600—30 500                        |
| 16                         | Сера     | 500—10 000   | 180—4 250                                | 1 000—17 500                        |
| 17                         | Хлор     | 400—13 800   | 800—1 900                                | 570—210                             |
| 19                         | Калий    | 300—18 600   | 2 375—24 300                             | 1 800—70 000                        |
| 20                         | Кальций  | 200—132 000  | 358—75 000                               | 1 100—74 600                        |
| 21                         | Скандий  | 0,001—0,04   | 1,4—20                                   | 0,04—6,2                            |
| 22                         | Титан    | 3,0—10       | 4 000—5 600                              | 1,2—1 200                           |
| 23                         | Ванадий  | 0,16—18,6    | 120—210                                  | 0,40—18,5                           |
| 24                         | Хром     | 0,10—500     | 5—1 780                                  | 0,10—2 100                          |
| 25                         | Марганец | 0,40—1 700   | 105—6 320                                | 3,5—30 010                          |
| 26                         | Железо   | 3,0—1 560    | 810—68 177                               | 10,4—51 219                         |
| 27                         | Кобальт  | 0,006—20     | 1,3—40                                   | 0,10—30,7                           |
| 28                         | Никель   | 0,8—135      | 7,6—1 500                                | 0,80—144                            |
| 29                         | Медь     | 0,001—400    | 1,0—1 020                                | 2,9—1 000                           |
| 30                         | Цинк     | 0,002—4 840  | 4,0—24 800                               | 3,1—6 705                           |
| 31                         | Галлий   | 0,09—0,1     | 9,6—25                                   | 0,05—0,5                            |
| 32                         | Германий | 0,29—6,1     | —  | —                                   |
| 33                         | Мышьяк   | 0,02—42      | 1,0—73                                   | 0,015—21,1                          |
| 34                         | Селен    | 0,002—1 800  | 1,7—40                                   | 0,10—5,0                            |
| 35                         | Бром     | 6,0—22       | 3,0—131                                  | 1,5—350                             |
| 37                         | Рубидий  | 0,04—2,0     | 44—210                                   | 0,5—76                              |

Щелочную и кислую среду выражают обычно концентрацией водородных ионов, так как их легче определять, чем концентрацию гидроксильных ионов. Если вода не содержит других ионов, то при температуре 22 °С она имеет нейтральную реакцию. В этом случае  $pH = 7$ . Если раствор кислый, то  $pH < 7$ , если раствор щелочной,  $pH > 7$ .



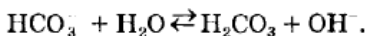
Все изложенное относилось к чистой воде, то есть к химическому соединению  $H_2O$ . Но природные воды являю тся многокомпонентными системами, в них происходят разнообразные реакции, которые являю тся дополнительными источниками ионов  $H^+$  и  $OH^-$ . Вследствие этого в природных водах рН обычно колеблется в широких пределах. Природные воды в зависимости от рН принято делить на семь групп:

- 1) сильнокислые воды ( $pH < 3$ );
- 2) кислые воды ( $pH 3-5$ );
- 3) слабокислые воды ( $pH 5-6,5$ );
- 4) нейтральные воды ( $pH 6,5-7,5$ );
- 5) слабощелочные воды ( $pH 7,5-8,5$ );
- 6) щелочные воды ( $pH 8,5-9,5$ );
- 7) сильнощелочные воды ( $pH > 9,5$ ).

В природных водах рН зависит от содержания различных форм угольной кислоты, от присутствия органических кислот, газов, микроорганизмов, от гидролиза солей и т. д. Для большинства природных вод рН определяется главным образом соотношением концентраций угольной кислоты и ее ионов. Угольная кислота в воде диссоциирует с образованием ионов  $H^+$ :



Угольная кислота является слабой кислотой и в нормальных условиях диссоциирует незначительно. В природной воде ионы  $HCO_3^-$  образуются в больших количествах в результате диссоциации гидрокарбонатов  $Ca(HCO_3)_2$  и  $Mg(HCO_3)_2$ , которые, увеличивая концентрацию  $HCO_3^-$ , ведут к уменьшению концентрации  $H^+$ , увеличению рН в сторону щелочной реакции, то есть появлению ионов  $OH^-$ , согласно уравнению гидролиза



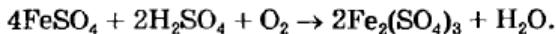
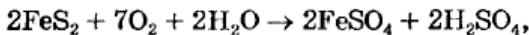
Поэтому для поверхностных вод, в которых содержание диоксида углерода небольшое, характерна слабощелочная реакция. Однако в случае наличия больших количеств  $CO_2$  и сравнительно небольших количеств  $HCO_3^-$  рН может быть ниже 7,0.

Гумусовые кислоты, присутствующие в почвах (особенно кислых), в перегное лесной подстилки, а также в болотных водах, являются источниками обогащения вод ионами водорода. Поэтому воды лесной зоны имеют слабокислую реакцию.

Сильнокислые воды ( $pH < 3$ ) образуются в результате гидролиза солей тяжелых металлов. При окислении сульфидов получают сульфаты железа, меди, свинца и других металлов, которые гидролитически расщепляются. Например, гидролиз сульфата железа совершается по следующему уравнению:  $FeSO_4 + 2H_2O = Fe(OH)_2 + 2H^+ + SO_4^{2-}$ . Подобный процесс развивается в зоне окисления сульфидов металлов



и особенно характерен для шахтных и рудничных вод. Так, окисление пирита происходит в два этапа:



Воды обогащаются сульфатами металлов, и pH снижается за счет появившейся серной кислоты. В сернокислых водах легко мигрирует большинство металлов, таких как алюминий, медь, цинк и т. д.

Кислые и слабокислые воды (pH от 3 до 6,5) образуются в результате разложения органических веществ и поступления в воды угольной кислоты, фульвокислот, других органических кислот. В таких водах легко мигрируют металлы в форме бикарбонатов и комплексных соединений с органическими кислотами.



## ЛИТЕРАТУРА

### Основная:

1. Алекин, О. А. Основы гидрохимии: учеб. пособие / О. А. Алекин. – Л.: Гидрометеиздат, 1970. – 296 с.
2. Никаноров А.М. Гидрохимия: Учебник. А. М. Никаноров. – СПб: Гидрометеиздат, 2001. – 444 с.
3. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: уч. для вузов/ Ю.А. Ершов и др. 6-е изд., стер. М.: Высш. шк., 2007. – 560 с.
4. Привезенцев Ю. А. Практикум по прудовому рыбоводству.- М.: Высшая школа, 1982. – 258 с.

### Дополнительная:

5. Баранов И. В. Основы биопродукционной гидрохимии. - М.: Легкая и пищевая промышленность, 1982. - 277 с.
6. Власов Б.П. Антропогенная трансформация озер Беларуси. Минск, 2004. . – 78 с.
7. Зенин А. А., Белоусова И. В. Гидрохимический словарь/ Под ред. А.М. Никанорова. – Л.: Гидрометеиздат, 1988. – 240 с.
8. Логинов В.Ф., Волчек А.А. Водный баланс речных водосборов Беларуси. Минск: Тонпик, 2006. . – 146 с.
9. Логинов В.Ф. Управление гидрометеорологическими данными. Минск: БГУ, 2002. . – 38 с.
10. Прожорина Т.И. Практикум по курсу "Гидрохимия". Ч.1: Учебно-методическое пособие. - Воронеж: ИПЦ ВГУ, 2007. - 27 с.
11. Прожорина Т.И. Экологическая гидрохимия: Методические указания к лабораторному практикуму. Часть 2. - Воронеж: Изд-во ВГУ, 2007. - 20 с.
12. Слесарев В. И. Химия: основы химии живого: учебник для вузов / В. И. Слесарев. – СПб: Химиздат, 2001. – 784 с.
13. Федоров А.А. и др. Методы химического анализа объектов природной среды/ А.А. Федоров, Г.З. Казиев, Г.Д.Казаков. – М.: КолосС, 2008. – 118 с.
14. [www.waterandecology.ru](http://www.waterandecology.ru)

### Справочники:

15. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/ Под ред. Р. Лидина. – М.: КолосС, 2008. – 480 с.
16. Лурье Ю. Ю. Справочник по аналитической химии/ Ю. Ю. Лурье. – М.:Химия, 1971. – 454 с.
17. Справочник по гидрохимии / Под ред. А.М. Никанорова. – Л.: Гидрометеиздат, 1989. – 392 с.
18. Химия. Лабораторный практикум: учеб. пособие/А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная, И. В. Ковалева, Т. В. Булак.–Минск: ИВЦ Минфина, 2015. – 320 с.
19. Цыганов, А. Р. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие / А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная. – Минск: ИВЦ Минфина, 2013. – 236 с.

Автор

**Поддубная Ольга Владимировна**