

Вода

Интегрированная презентация

Выполнила уч-ся 9-Б
класса

Вода в природе

Вода — весьма распространенное на Земле вещество. Почти 3/4 поверхности земного шара покрыты водой, образующей океаны, моря, реки и озера. Много воды находится в газообразном состоянии в виде паров в атмосфере; в виде огромных масс снега и льда лежит она круглый год на вершинах высоких гор и в полярных странах. В недрах земли также находится вода, пропитывающая почву и горные породы.

Природная вода не бывает совершенно чистой. Наиболее чистой является дождевая вода, но и она содержит незначительные количества различных примесей, которые захватывает из воздуха.

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).

Вода, содержащая значительное количество солей кальция и магния, называется жесткой в отличие от мягкой воды, например, дождевой. Жесткая вода дает мало пены с мылом, а на стенках котлов образует накипь.

Чтобы освободить природную воду от взвешенных в ней частиц, ее фильтруют сквозь слой пористого вещества, например, угля, обожженной глины и т. п. При фильтровании большого количества воды пользуются фильтрами из песка и гравия. Фильтры задерживают также большую часть бактерий. Кроме того, для обеззараживания питьевой воды ее хлорируют; для полной стерилизации воды требуется не более 0,7 г хлора на 1 т воды.

Фильтрованием можно удалить из воды только нерастворимые примеси. Растворенные вещества удаляют из нее путем перегонки (дистилляции) или ионного обмена.

Вода имеет очень большое значение в жизни растений, животных и человека. Согласно современным представлениям, само происхождение жизни связывается с морем. Во всяком организме вода представляет собой среду, в которой протекают химические процессы, обеспечивающие жизнедеятельность организма; кроме того, она сама принимает участие в целом ряде биохимических реакций.

Физические свойства воды

Чистая вода представляет собой бесцветную прозрачную жидкость. Плотность воды при переходе ее из твердого состояния в жидкое не уменьшается, как почти у всех других веществ, а возрастает. При нагревании воды от 0 до 4 °C плотность ее также увеличивается. При 4 °C вода имеет максимальную плотность, и лишь при дальнейшем нагревании ее плотность уменьшается

Большое значение в жизни природы имеет и тот факт, что вода обладает аномально высокой теплоемкостью, 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.

Молекулярная масса парообразной воды равна 18 и отвечает ее простейшей формуле. Однако молекулярная масса жидкой воды, определяемая путем изучения ее растворов в других растворителях, оказывается более высокой. Это свидетельствует о том, что в жидкой воде происходит ассоциация молекул, т. е. соединение их в более сложные агрегаты. Такой вывод подтверждается и аномально высокими значениями температур плавления и кипения воды.

Ассоциация молекул воды вызвана образованием между ними водородных связей.

В твердой воде (лед) атом кислорода каждой молекулы участвует в образовании двух водородных связей с соседними молекулами воды. Образование водородных связей приводит к такому расположению молекул воды, при котором они соприкасаются друг с другом своими разноименными полюсами.

Молекулы образуют слои, причем каждая из них связана с тремя молекулами, принадлежащими к тому же слою, и с одной — из соседнего слоя. Структура льда принадлежит к наименее плотным структурам, в ней существуют пустоты, размеры которых несколько превышают размеры молекулы H₂O.

При плавлении льда его структура разрушается. Но и в жидкой воде сохраняются водородные связи между молекулами: образуются ассоциаты — как бы обломки структуры льда, — состоящих из большего или меньшего числа молекул воды. Однако в отличие ото льда каждый ассоциат существует очень короткое время: постоянно происходит разрушение одних и образование других агрегатов. В пустотах таких “ледяных” агрегатов могут размещаться одиночные молекулы воды; при этом упаковка молекул воды становится более плотной. Именно поэтому при плавлении льда объем, занимаемый водой, уменьшается, а ее плотность возрастает.

По мере нагревания воды обломков структуры льда в ней становится все меньше, что приводит к дальнейшему повышению плотности воды. В интервале температур от 0 до 4 °C этот эффект преобладает над тепловым расширением, так что плотность воды продолжает возрастать. Однако при нагревании выше 4 °C преобладает влияние усиления теплового движения молекул, и плотность воды уменьшается. Поэтому при 4 °C вода обладает максимальной плотностью.

При нагревании воды часть теплоты затрачивается на разрыв водородных связей (энергия разрыва водородной связи в воде составляет примерно 25 кДж/моль). Этим объясняется высокая теплоемкость воды.

Водородные связи между молекулами воды полностью разрываются только при переходе воды в пар.

Химические свойства воды

Молекулы воды отличаются большой устойчивостью к нагреванию. Однако при температурах выше 1000 °С водяной пар начинает разлагаться на водород и кислород: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$. Процесс разложения вещества в результате его нагревания называется термической диссоциацией. Термическая диссоциация воды протекает с поглощением теплоты. Поэтому, согласно принципу Ле Шателье, чем выше температура, тем в большей степени разлагается вода. Однако даже при 2000 °С степень термической диссоциации воды не превышает 2%, т. е. равновесие между газообразной водой и продуктами ее диссоциации — водородом и кислородом — все еще остается смещенным в сторону воды. При охлаждении же ниже 1000 °С равновесие практически полностью сдвигается в этом направлении.

Вода — весьма реакционноспособное вещество. Оксиды многих металлов и неметаллов соединяются с водой, образуя основания и кислоты; некоторые соли образуют с водой кристаллогидраты; наиболее активные металлы взаимодействуют с водой с выделением водорода.

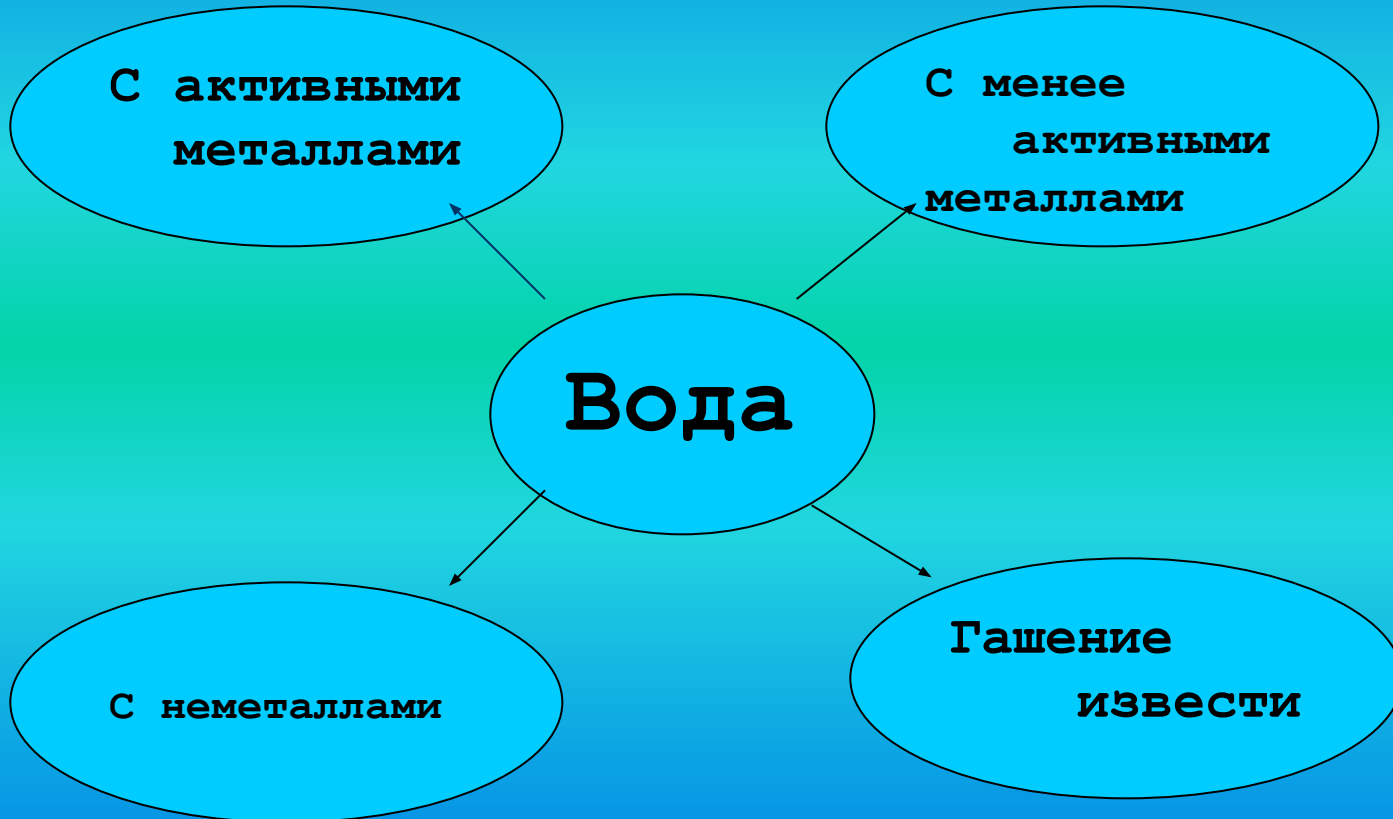
Вода обладает также каталитической способностью. В отсутствие следов влаги практически не протекают некоторые обычные реакции; например, хлор не взаимодействует с металлами, фтороводород не разъедает стекло, натрий не окисляется в атмосфере воздуха.

Вода способна соединяться с рядом веществ, находящихся при обычных условиях в газообразном состоянии, образуя при этом так называемые гидраты газов. Примерами могут служить соединения $\text{Xe} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Cl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, $\text{C}_6\text{H}_6 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{C}_6\text{H}_6 \cdot 17\text{H}_2\text{O}$, которые выпадают в виде кристаллов при температурах от 0 до 24 °С (обычно при повышенном давлении соответствующего газа). Подобные соединения возникают в результате заполнения молекулами газа (“гостя”) межмолекулярных полостей, имеющих в структуре воды (“хозяина”); они называются соединениями включения или клатратами.

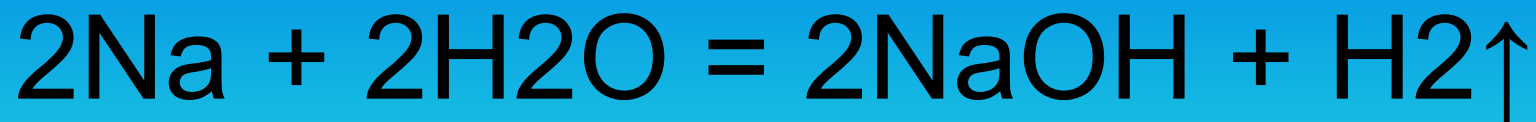
В клатратных соединениях между молекулами “гостя” и “хозяина” образуются лишь слабые межмолекулярные связи; включенная молекула не может покинуть своего места в полости кристалла преимущественно из-за пространственных затруднений. Поэтому клатраты — неустойчивые соединения, которые могут существовать лишь при сравнительно низких температурах.

Клатраты используют для разделения углеводородов и благородных газов. В последнее время образование и разрушение клатратов газов (пропана и некоторых других) успешно применяется для обессоливания воды. Нагнетая в соленую воду при повышенном давлении соответствующий газ, получают льдоподобные кристаллы клатратов, а соли остаются в растворе. Похожую на снег массу кристаллов отделяют от маточного раствора и промывают. Затем при некотором повышении температуры или уменьшении давления клатраты разлагаются, образуя пресную воду и исходный газ, который вновь используется для получения клатрата. Высокая экономичность и сравнительно мягкие условия осуществления этого процесса делают его перспективным в качестве промышленного метода опреснения морской воды.

Взаимодействие



С активным металлом:




С менее активным металлом:



C неметаллом:



Гашение извести: 
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$

