

# «Новороссийский колледж строительства и экономики» (ГАПОУ КК «НКСЭ»)

## Очистка и контроль качества природных и сточных вод

### Вода и ее свойства



Материал подготовлен кандидатом технических наук  
Кузьминой Ириной Викторовной





Я, Кузьмина Ирина  
Викторовна, кандидат  
технических наук с большим  
опытом преподавания в  
высшей школе, обобщила  
полезную для Вас  
информацию по дисциплине  
**«Очистка и контроль качества  
природных и сточных вод».**



# Инструкция по использованию интерфейса



Справочная  
таблица  
Вернемся к ...

**Вернуться к содержанию**

**Переход к тому действию, о котором гласит надпись, выделенная вишневым или желтым цветом**



**Для выхода из программы нажмите «Esc» на клавиатуре**



**Кнопки для перемещения вперед и назад по материалу занятий**

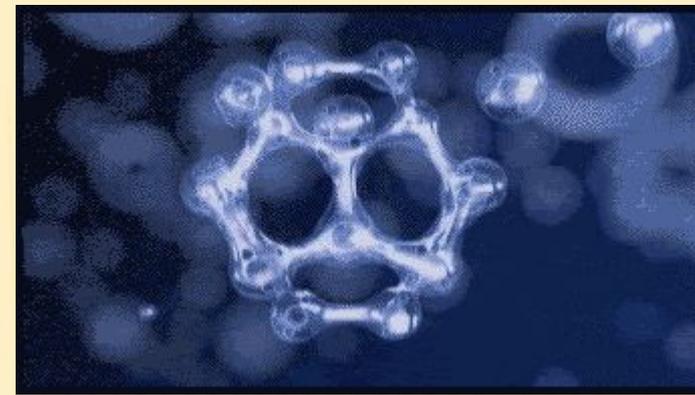
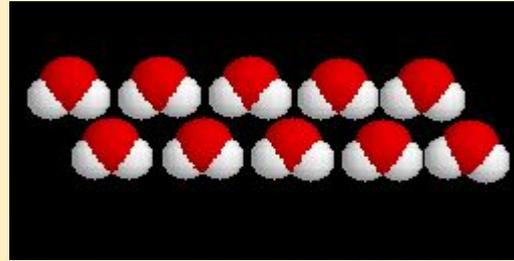
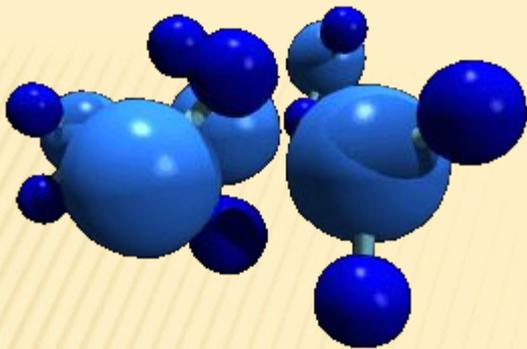




# Содержание

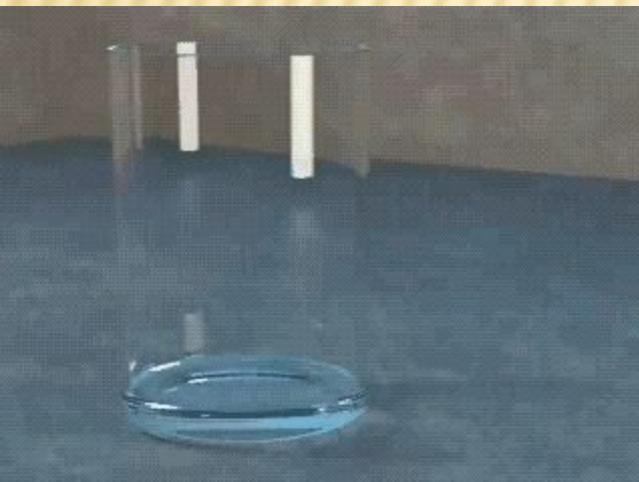
Инструкция по использованию интерфейса  
Вода и ее свойства. Изотопный состав воды.  
Структура жидкой воды. Водородные связи.  
Физические свойства воды.  
Свойства водных растворов. Химическое  
равновесие. Электролитическая диссоциация.  
Электролиты и неэлектролиты. Среда водных  
растворов электролитов. Кислотно-основные  
индикаторы.  
Использованные источники.





# Вода и ее свойства

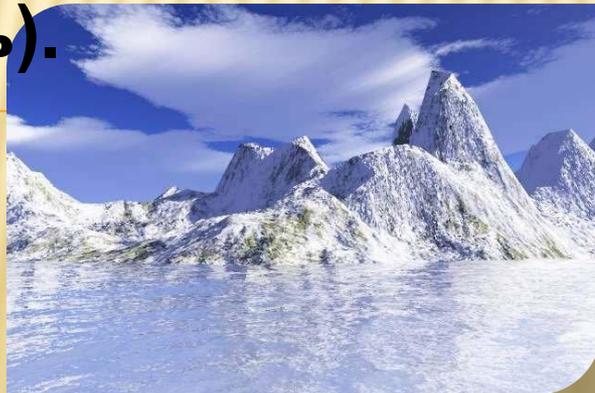
## Изотопный состав и структура жидкой ВОДЫ



**Вода** – главное и наиболее распространенное химическое соединение на нашей планете – обязательный компонент всех живых организмов (составляющий до 99 % их массы), главный компонент среды их пребывания, а также большинства продуктов питания. Вода – регулятор климатических условий на Земле, стабилизирующий температуру на ее поверхности, и участник практически всех технологических процессов промышленного и сельхозпроизводства.



Наибольшие запасы воды содержатся в гидросфере – 96 % в мировом океане, остальные запасы воды – это реки, озера, ледники, подземные и почвенные воды; 3 % воды – пресные (причем 80 % этой воды находится в виде льда на вершинах гор и ледников на полюсах Земли). Вода покрывает 80% поверхности Земли и содержится в ее горных породах и минералах, почве, растениях, атмосфере. Она является наиболее изученным соединением; ее свойства использованы при определении единиц измерения физических величин (плотность, температура, теплота и теплоемкость).

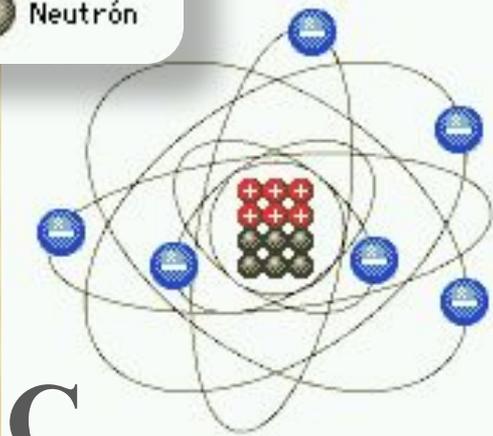
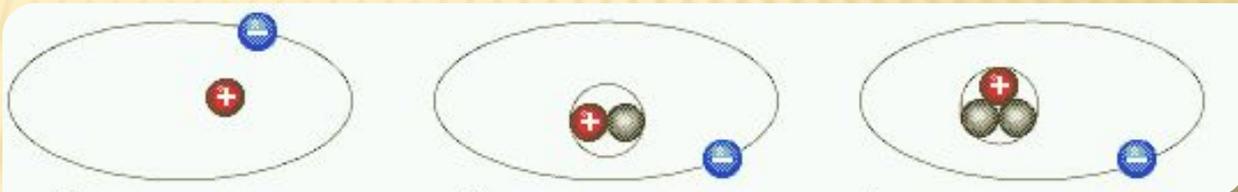


# ИЗОТОПНЫЙ СОСТАВ ВОДЫ

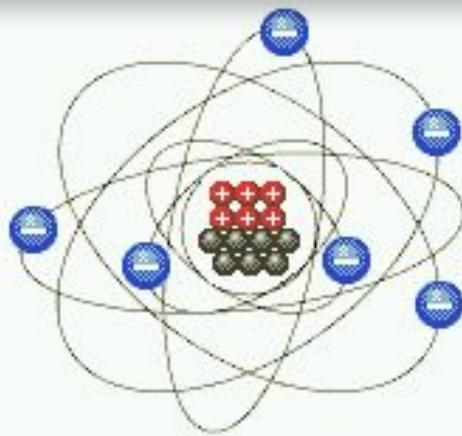
Разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа, называют **ИЗОТОПАМИ**. Изотопы одного и того же элемента имеют одинаковое число протонов и электронов, а отличаются друг от друга только числом нейтронов.

- Electrón
- Protón
- Neutrón

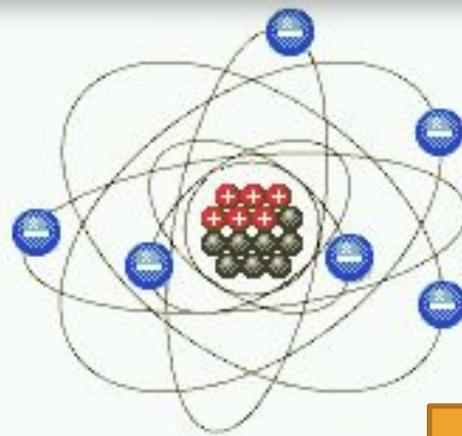
Н



Carbono 12



Carbono 13

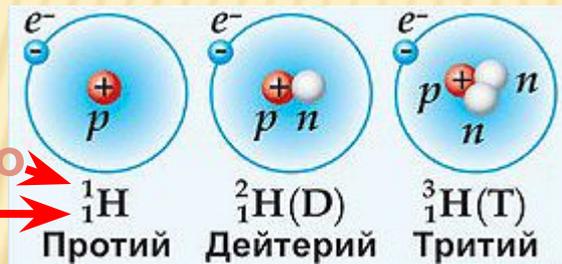


Carbono 14



Слово «**ИЗОТОП**» образовано от двух греческих слов: **ИЗОС** – один и **ТОПОС** – место. Изотопы занимают одно место (клетку) в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева.

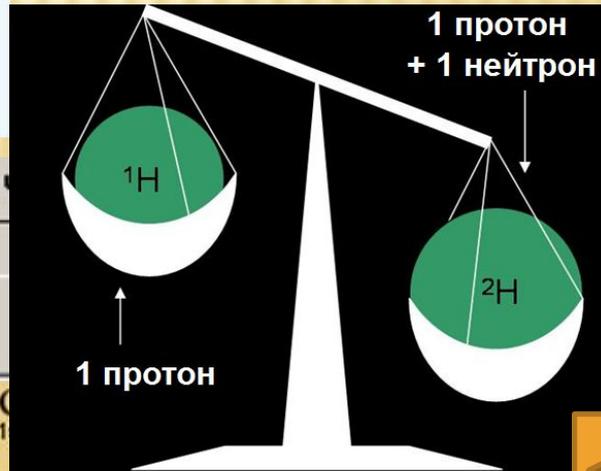
Каждый ИЗОТОП характеризуется двумя величинами: **массовым числом** (его указывают вверху слева от символа элемента) и **зарядом ядра** (его указывают внизу слева от символа элемента).



Массовое число →  
Заряд ядра →

Группы химии

	I	II	III	IV	V
I	<div style="border: 2px solid blue; padding: 2px;"> <math>\text{H}</math> 1,00794 ВОДОРОД           </div>				
II	$\text{Li}$ 6,941 ЛИТИЙ	$\text{Be}$ 9,01218 БЕРИЛЛИЙ	$\text{B}$ 10,811 БОР	$\text{C}$ 12,011 УГЛЕРОД	$\text{N}$ 14,0067 АЗОТ
III	$\text{Na}$ 22,98977 НАТРИЙ	$\text{Mg}$ 24,3047 МАГНИЙ	$\text{Al}$ 26,9815 АЛЮМИНИЙ	$\text{Si}$ 28,0855 КРЕМНИЙ	$\text{P}$ 30,97376 ФOSФОР



Два изотопа водорода

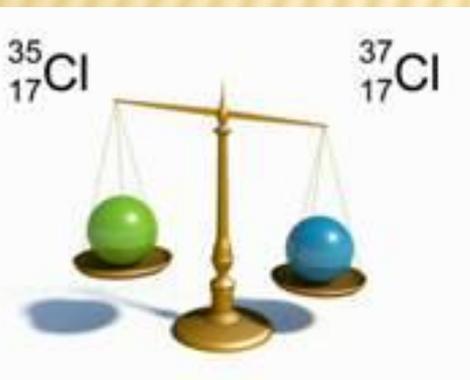


**Массовые числа изотопов** всегда выражают целыми числами. Но в природе содержание каждого изотопа различно, поэтому относительные атомные массы элементов имеют не целочисленные значения.

**Относительная атомная масса элемента**, которая указана в Периодической системе химических элементов, является средней величиной из массовых чисел всех его природных изотопов с учётом их распространённости.

Например, содержание в природе изотопа хлора с массовым числом 35 ( $^{35}_{17}\text{Cl}$ ) составляет 75,5%, а изотопа хлора с массовым числом 37 ( $^{37}_{17}\text{Cl}$ ) – 24,5 %. Следовательно:

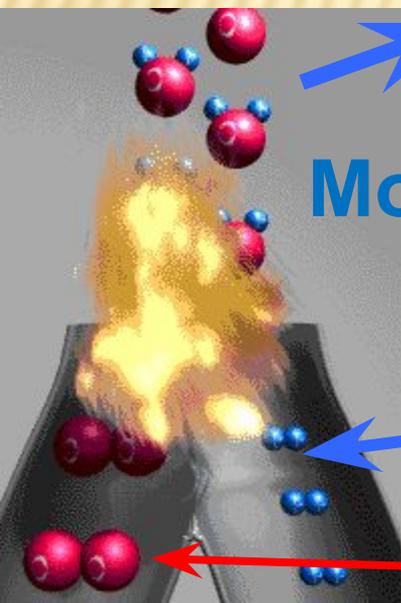
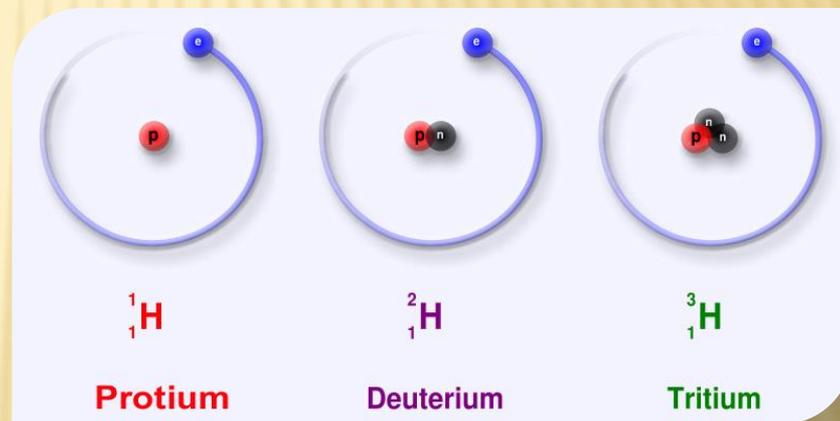
$$A_r(\text{Cl}) = \frac{35 \cdot 75,5 + 37 \cdot 24,5}{100} \approx 35,5.$$



**Вода** – продукт соединения двух химических элементов: водорода и кислорода. Оба эти элемента имеют несколько изотопов.

Для **водорода** характерны три изотопа:

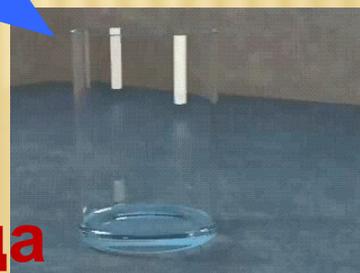
- **протий** – H – массой 1,007822 атомных единиц (а.е.);
- **дейтерий** – D – 2,0141 а.е.;
- **тритий** – T – 3,017001 а.е., образуется при ядерном распаде.



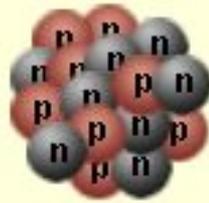
**Молекулы  
ВОДЫ**

**Молекулы  
водорода**

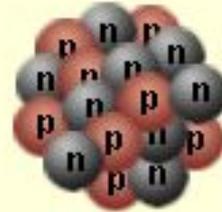
**Молекулы кислорода**



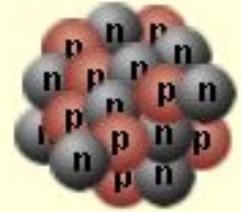
Для **кислорода** характерны изотопы с массовыми числами 16, 17 и 18. Соотношение их в природной смеси: 2670 : 1 : 5.



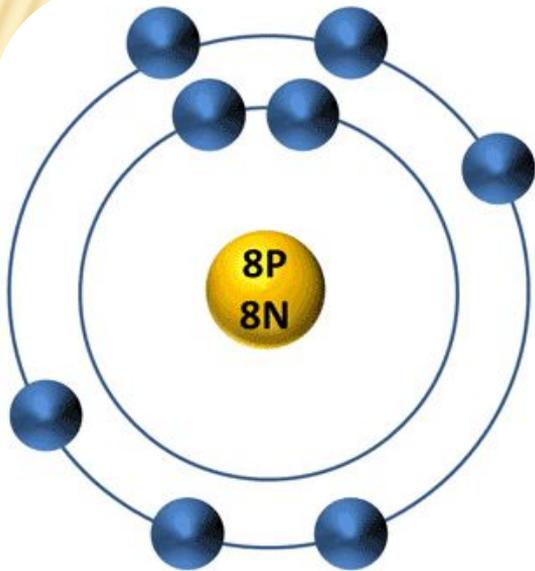
$^{16}_8\text{O}$



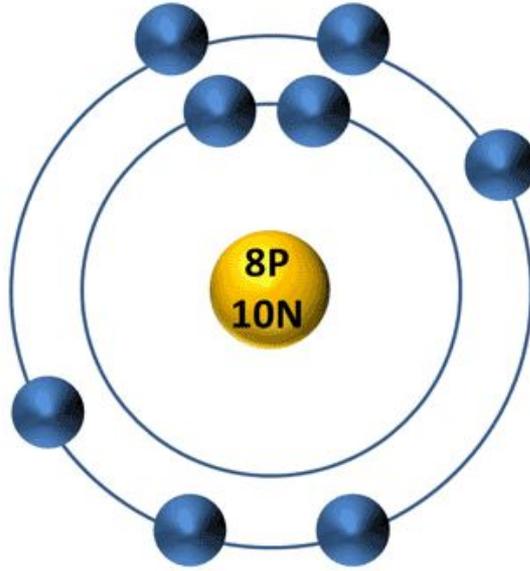
$^{17}_8\text{O}$



$^{18}_8\text{O}$



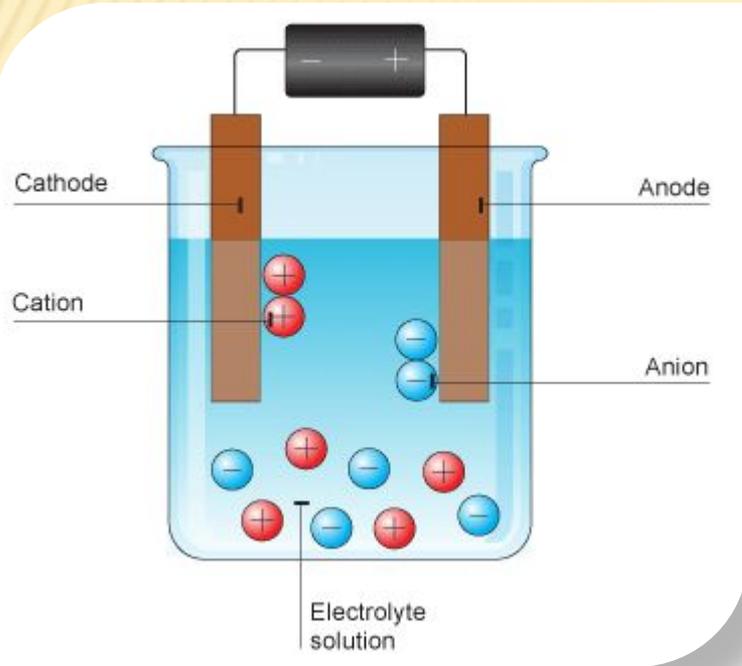
$^{16}\text{O}$  Isotope



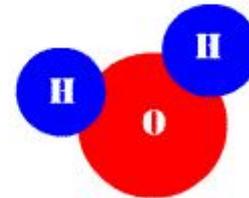
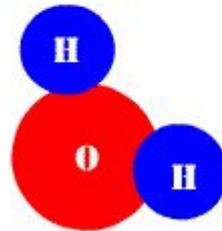
$^{18}\text{O}$  Isotope



Вода состава DHO является **тяжелой**, THO – **сверхтяжелой**. **Тяжелую воду** получают путем электролиза природной воды.



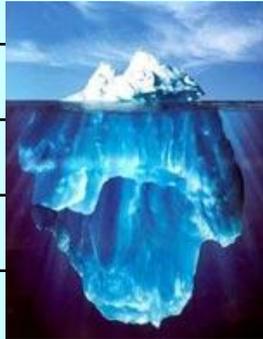
C  
A  
T  
H  
O  
D  
E  
(  
C  
A  
R  
B  
O  
N  
)

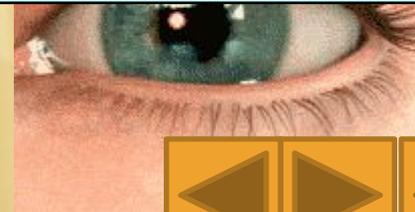
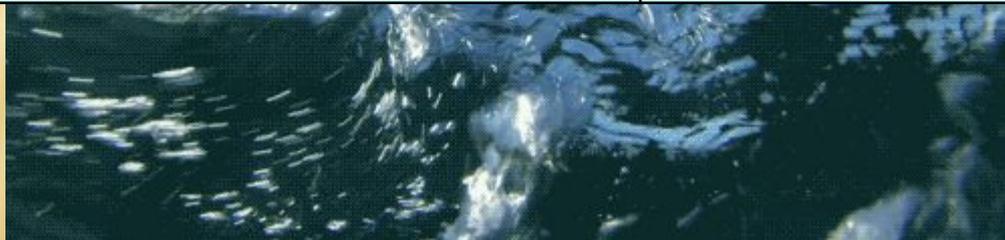


По свойствам **тяжелая вода** отличается от обычной: замерзает при температуре  $-3,8\text{ }^{\circ}\text{C}$ , кипит при температуре  $101,4\text{ }^{\circ}\text{C}$ , ее плотность –  $1,1059\text{ г/см}^3$  при  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ , максимальная плотность –  $+11\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Растворимость солей в ней ниже, чем в обычной. **Тяжелая вода** оказывает тормозящее действие на кинетику процессов в животных и растительных организмах, применяется в атомных реакторах как замедлитель нейтронов при ядерном распаде.

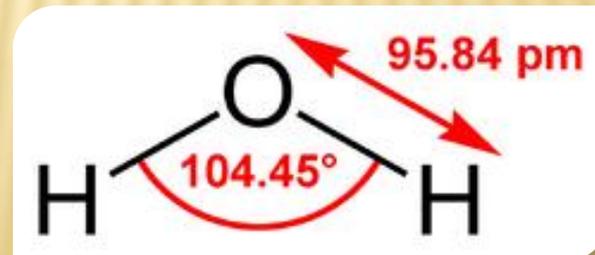
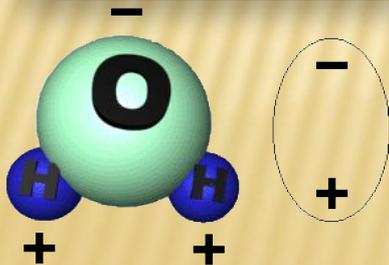
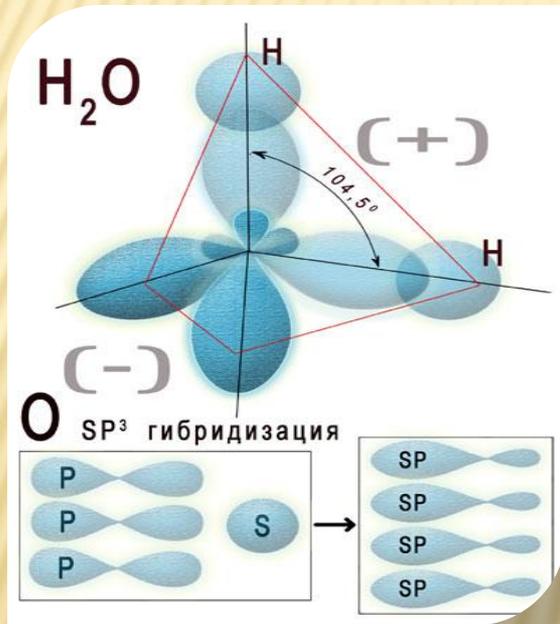


**Вода** – это смесь девяти видов молекул, поэтому в зависимости от их количественного соотношения все ее свойства, особенно плотность, изменяются.

Вода		Плотность при температуре 4 °С
Снеговая		0,9999977
Дождевая		0,9999990
Речная		1,0
Океанская		1,0000015
Из живого организма		1,0000012
Из растительных организмов	растительных	1,0000017
Кристаллизационная вода минералов	вода	1,0000024



**Вода** – очень устойчивое соединение. **Схема ее молекулы** – три сферы молекул: в середине атом кислорода, который с двумя атома водорода образует связи O–H, их длина составляет 96 пм, валентный угол равен  $104,5^\circ$ .



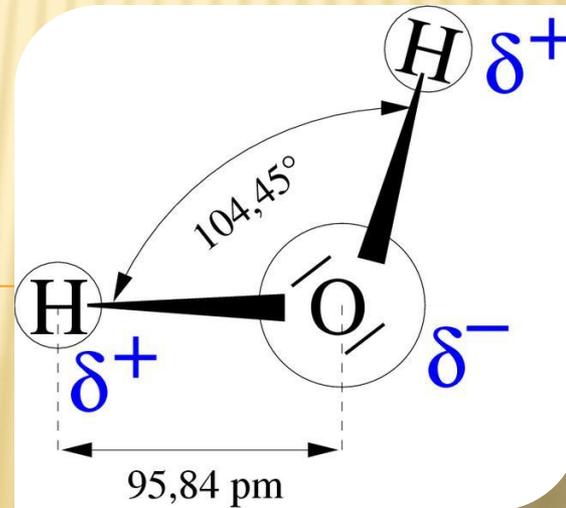
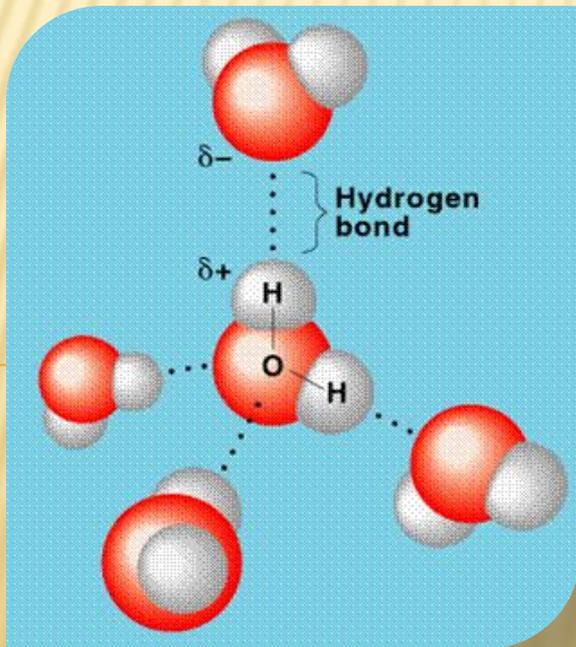
Молекула **воды** сильно поляризована, имея три полюса зарядов: отрицательный, обусловленный избытком электронной плотности, и два положительных, обусловленных ее недостатком.

Радиус молекулы ..... 138 пм.

Расстояние O–H ..... 95,84 пм.

Расстояние H–H ..... 151,5 пм.

Угол  $\angle$ H–O–H между связями O–H...  $104^{\circ} 27'$ .



## Десятичные приставки к названиям единиц

Приставка	Обозначение		Множитель	Приставка	Обозначение		Множитель
	русское	международное			русское	международное	
Тера	Т	T	$10^{12}$	санти	с	c	$10^{-2}$
Гига	Г	G	$10^9$	милли	м	m	$10^{-3}$
Мега	М	M	$10^6$	микро	мк	μ	$10^{-6}$
кило	к	k	$10^3$	нано	н	n	$10^{-9}$
гекто	г	h	$10^2$	пико	п	p	$10^{-12}$
дека	да	da	10	фемто	ф	f	$10^{-15}$
деци	д	d	$10^{-1}$	атто	а	a	$10^{-18}$

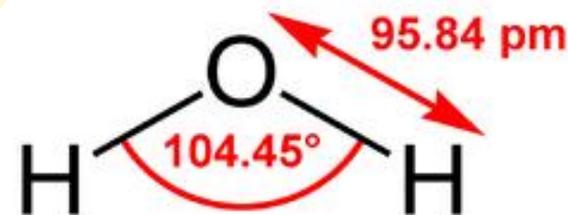


# Сделаем запись в тетради.

## Вода и ее свойства

**Вода** – главное и наиболее распространенное химическое соединение на нашей планете – обязательный компонент всех живых организмов (составляющий до 99 % их массы), главный компонент среды их пребывания, а также большинства продуктов питания.

**Вода** – очень устойчивое соединение. **Схема ее молекулы** – три сферы молекул: в середине атом кислорода, который с двумя атома водорода образует связи O–H, их длина составляет 96 пм, валентный угол равен  $104,5^\circ$ .



## Сделаем запись в тетради.

Разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа, называют **изотопами**. Изотопы одного и того же элемента имеют одинаковое число протонов и электронов, а отличаются друг от друга только числом нейтронов.

**Вода** – продукт соединения двух химических элементов: водорода и кислорода. Оба эти элемента имеют несколько изотопов:

◆ **водорода:**

□ протий –  ${}^1_1\text{H}$ ;

□ дейтерий –  ${}^2_1\text{D}$ ;

□ тритий –  ${}^3_1\text{T}$ .

◆ **кислорода:**

□  ${}^{16}_8\text{O}$ ;

□  ${}^{17}_8\text{O}$ ;

□  ${}^{18}_8\text{O}$ .



# Структура жидкой воды

Для объяснения аномальных свойств **воды** в жидком состоянии созданы различные модели ее структуры: кристаллическое вещество, жидкий кристалл, хаотичное или регулярное пространственное расположение молекул воды в жидком состоянии – все они доказаны экспериментально.

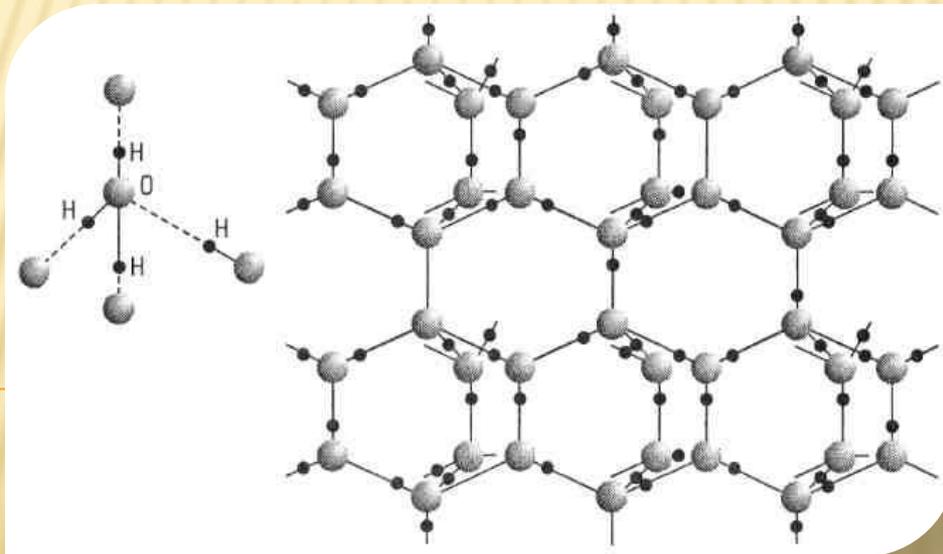
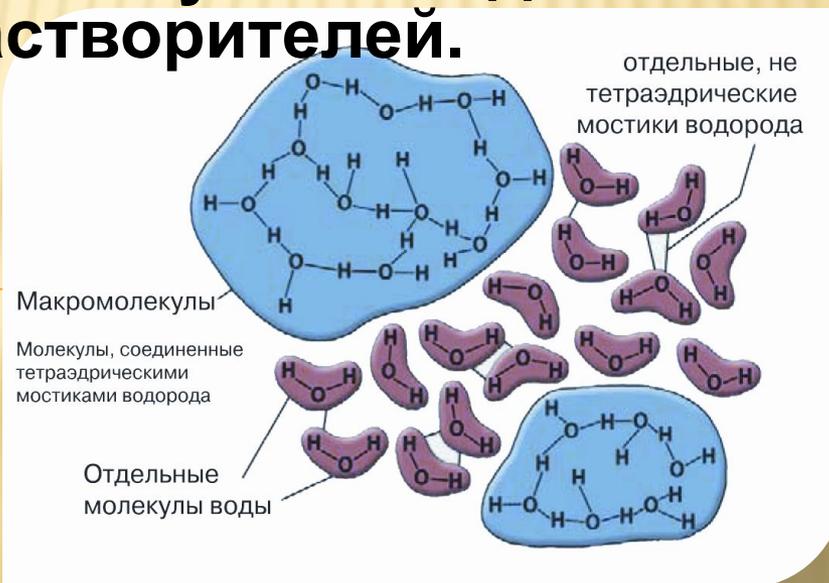


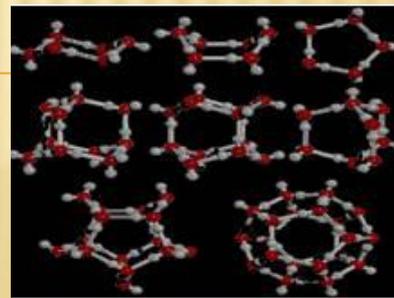
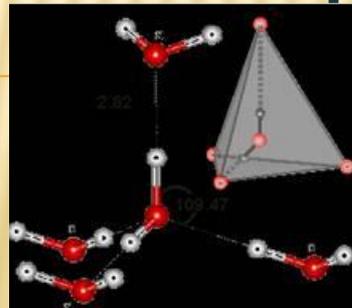
Схема строения кристалла воды



Одна из первых моделей воды – модель Фрэка и Уэна [Frank & Wen, 1957]. В соответствии с ней водородные связи в жидкой воде непрерывно образуются и рвутся, причем эти процессы протекают кооперативно в пределах короткоживущих групп молекул воды, названных «**мерцающими кластерами**». Их время жизни оценивают в диапазоне от  $10^{-10}$  до  $10^{-11}$  с. Такое представление правдоподобно объясняет высокую степень подвижности жидкой воды и ее низкую вязкость. Считается, что благодаря таким свойствам вода служит одним из самых универсальных растворителей.



В 1999 г. известный российский исследователь воды С.В. Зенин защитил в Институте медико-биологических проблем РАН докторскую диссертацию, посвященную кластерной теории, которая явилась существенным этапом в продвижении этого направления исследований, сложность которых усиливается тем, что они находятся на стыке трех наук: физики, химии и биологии. Им построена и доказана геометрическая модель основного стабильного структурного образования из молекул воды (структурированная вода), а затем (С.В. Зенин, 2004) получено изображение с помощью контрастно-фазового микроскопа этих структур.



Станислав Валентинович Зенин

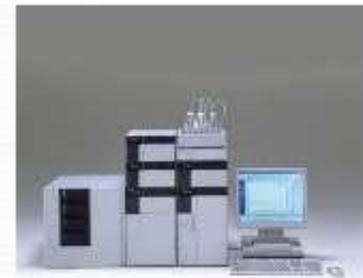


# С.В. Зенин проводил исследования тремя химическими методами:

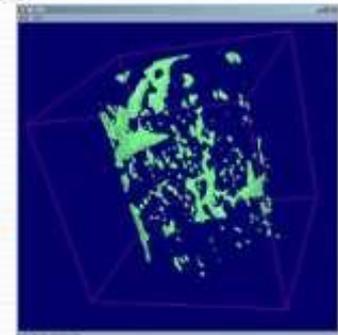
**Рефрактометрия** (от лат. refractus - преломленный и греч. metreo - измеряю) - это метод исследования веществ, основанный на определении показателя (коэффициента) преломления (рефракции) и некоторых его функций

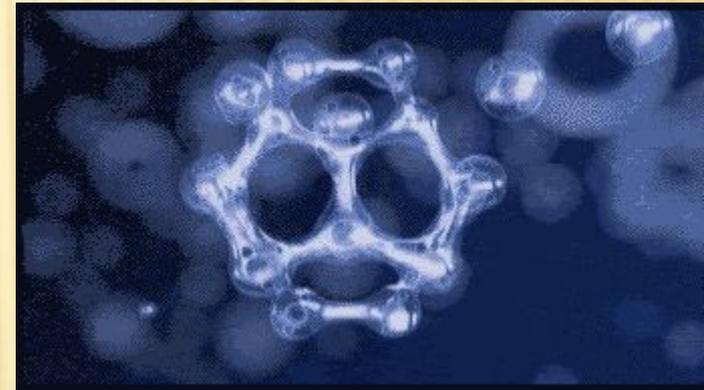
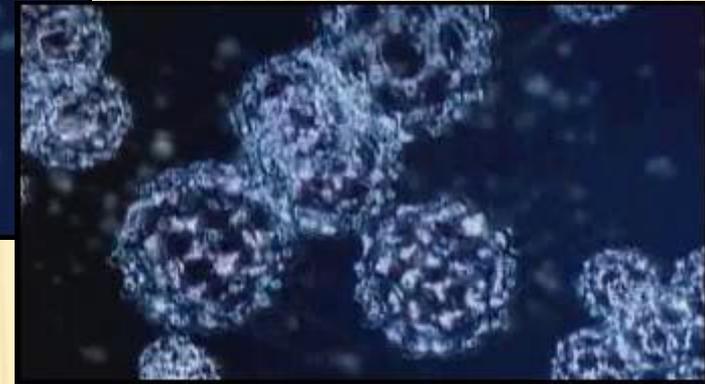


**Высокоэффективная жидкостная хроматография** (ВЭЖХ, англ. *HPLC*, *High performance liquid chromatography*) — один из эффективных методов разделения сложных смесей веществ, широко применяемый как в аналитической химии, так и в химической технологии



**Протонного магнитного резонанса** (ПМР) — аналитический метод в органической химии, использующийся для определения структуры молекул

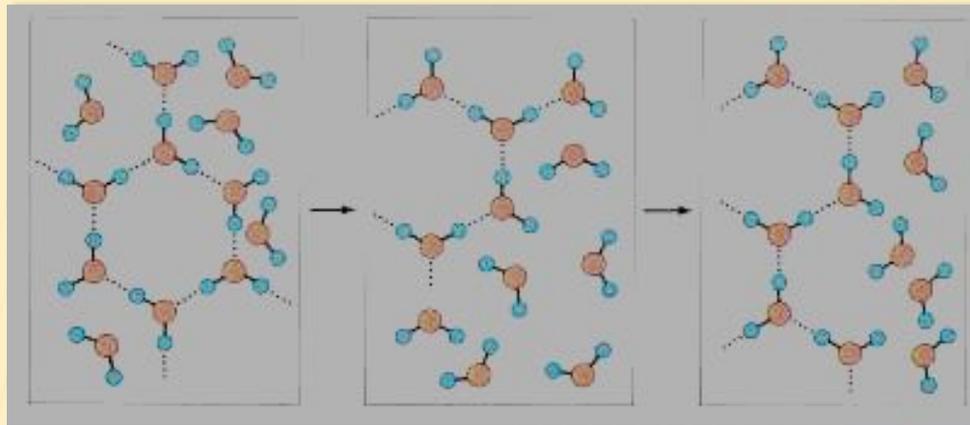
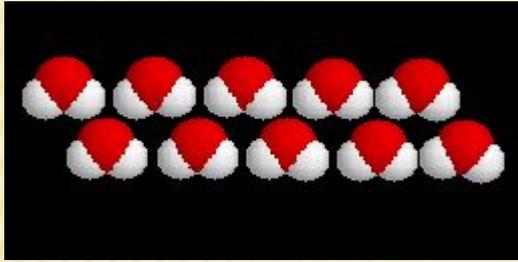




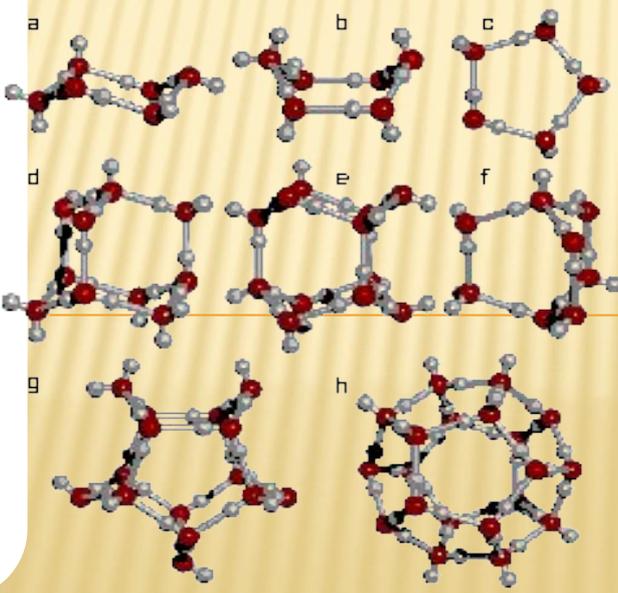
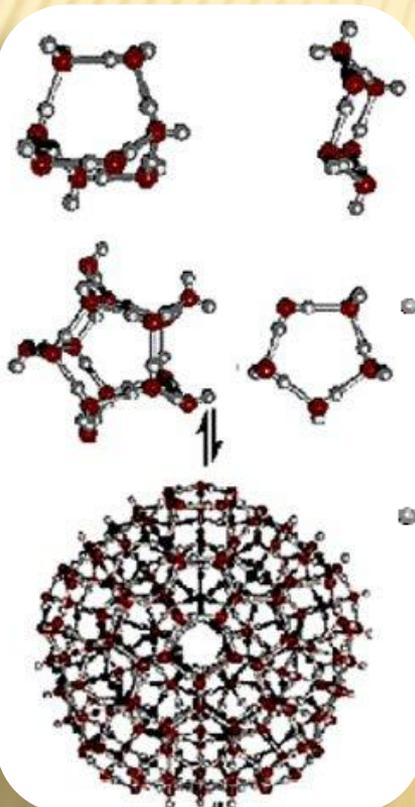
Молекулы **воды** объединяются в группы, которые называются **кластерами**. Ученые предположили, что именно кластеры являются своеобразными ячейками памяти, в которые вода, как на магнитофонную ленту записывает все что видит, слышит, ощущает.

На рисунках приведено формирование отдельного кластера воды (компьютерное моделирование).





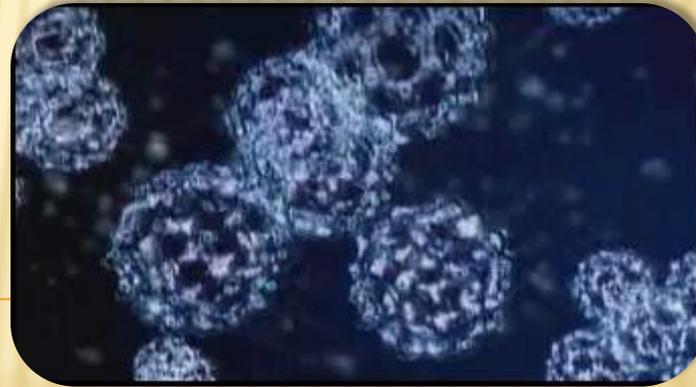
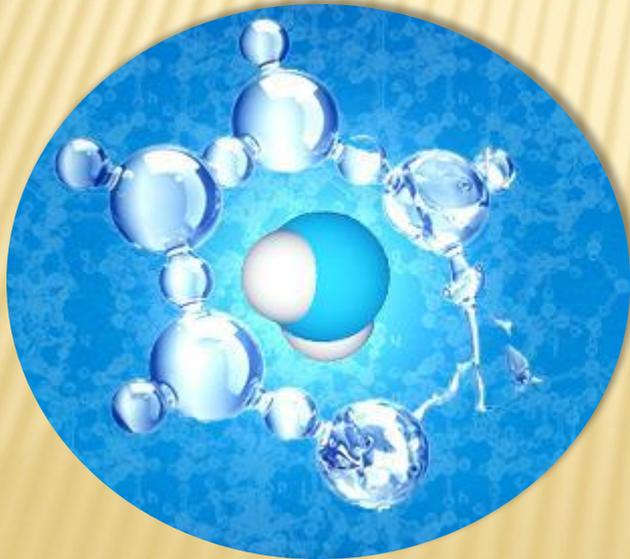
**Структура жидкой воды:** в воде кластеры периодически разрушаются и образуются снова (время перескока составляет 10–12 секунд)



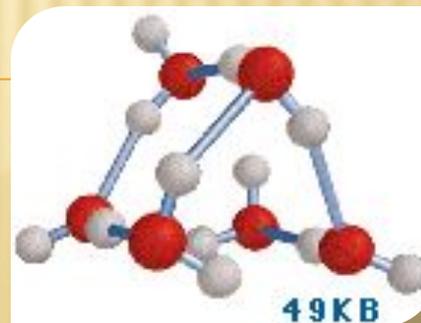
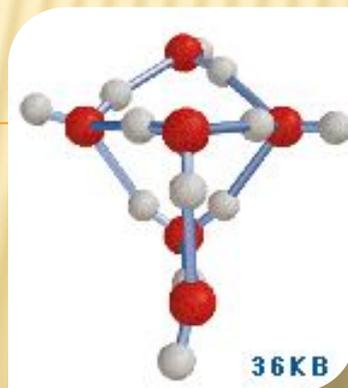
**Возможные кластеры ВОДЫ**

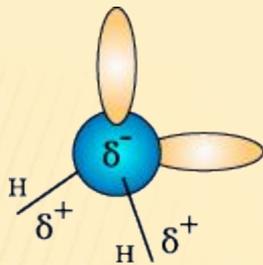


**Поллинг** полагает, что вода имеет **клатратную структуру**, характерную для газовых гидратов, центральная молекула в которых окружена каркасом из молекул воды. Не образующие связей молекулы **воды** до 30–60 °С обладают возможностью сохранять льдоподобный каркас. Тепловые аномалии свойств воды в интервале температур 32–37 °С странно совпадают с температурой организма человека.

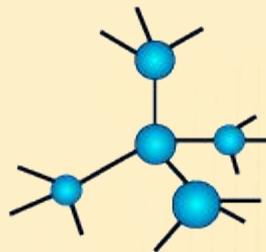


В 1993 году американский химик Кен Джордан предложил свои варианты устойчивых «квантов воды», которые состоят из 6 её молекул [Tsai & Jordan, 1993]. Эти кластеры могут объединяться друг с другом и со «свободными» молекулами воды за счет экспонированных на их поверхности водородных связей. Интересной особенностью этой модели является то, что из нее автоматически следует, что свободно растущие кристаллы воды, хорошо известные нам снежинки, должны обладать 6-лучевой симметрией.

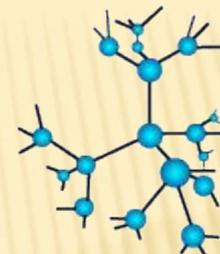




Молекула **ВОДЫ**



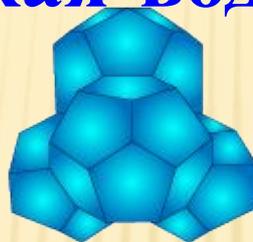
Начало формирования  
кластера **ВОДЫ**



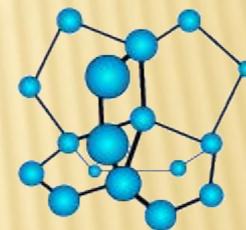
## Жидкая вода



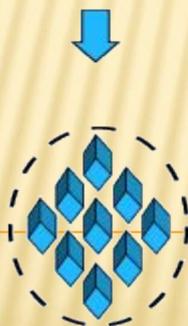
Модель  
структурного  
элемента **ВОДЫ**



Модель  
кванта **ВОДЫ**



Кластер **ВОДЫ**

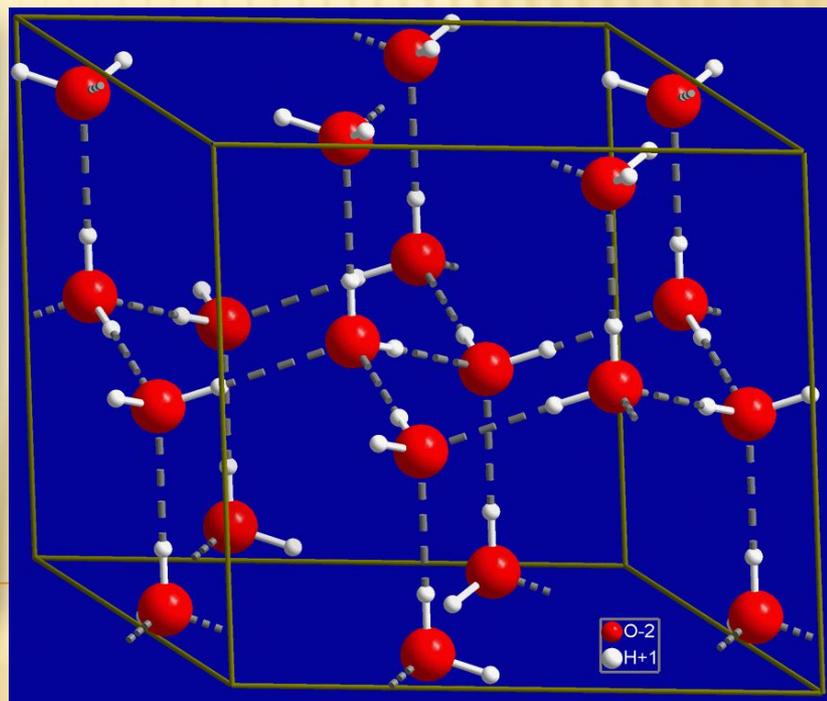
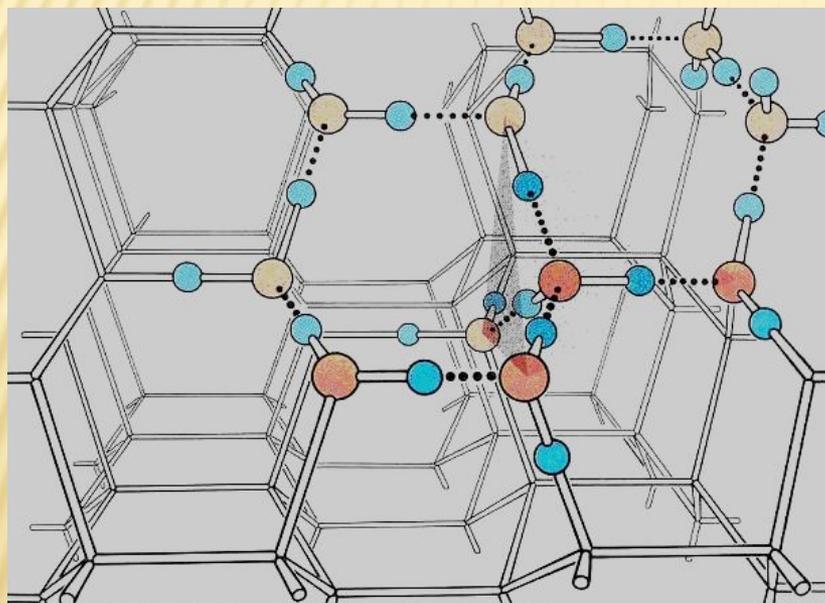


Супер молекула  
**ВОДЫ** – жидкий  
кристалл

## Образование кристалла воды



В теории структуры воды, созданной Дж. Берналом и Фаулером, максимум плотности при температуре  $4\text{ }^{\circ}\text{C}$  обусловлен связанностью молекул воды в плотную пространственную структуру, при других температурах структура имеет меньшую плотность.



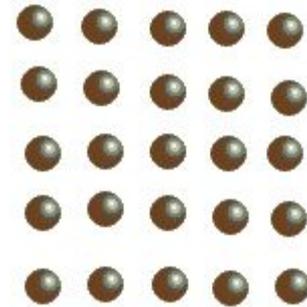
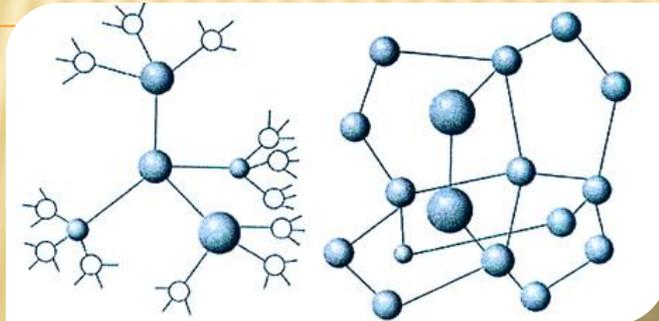
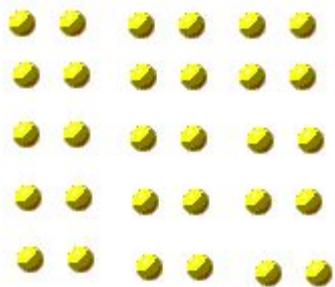
Кристаллическая  
структура льда



Структура воды искажается при попадании в нее примесей – как способных взаимодействовать с диполями воды, так и инертных. Упрочение структурных образований приводит к уменьшению энтропии системы, их ослабление – к увеличению энтропии и изменению кинематических свойств системы (вязкости, диффузии и др.).

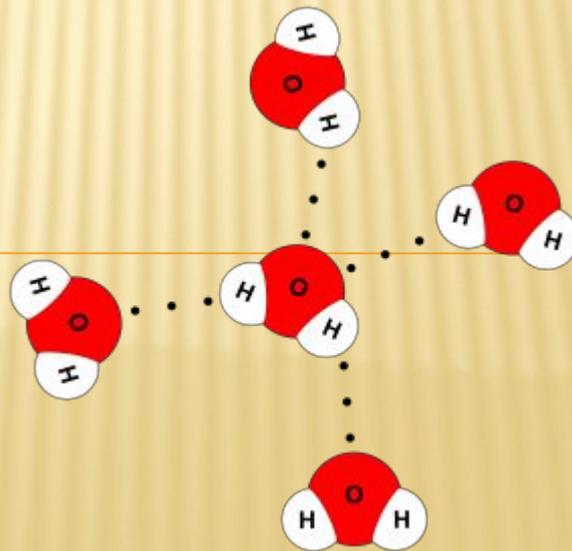
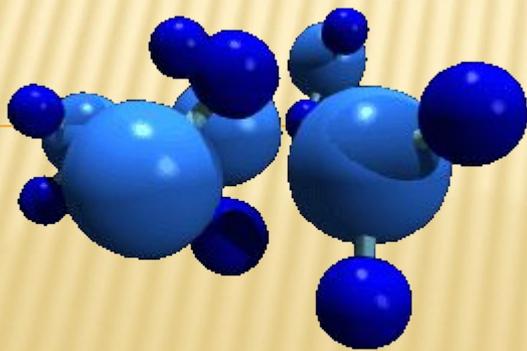


При повышении температуры амплитуда колебаний молекул воды в кристалле увеличивается и его объем возрастает – плотность воды уменьшается. При плавлении кристалла разрушается около 15 % всех водородных связей, поэтому в жидкой воде при температуре, близкой к 0 °С, сохраняются структурные фрагменты льда с пространственной регулярностью. Часть молекул, не перешедших в структуру воды, размещается в пустотах, что приводит к увеличению плотности жидкости по сравнению с плотностью кристалла и уменьшению приблизительно на 9 % объема при плавлении.



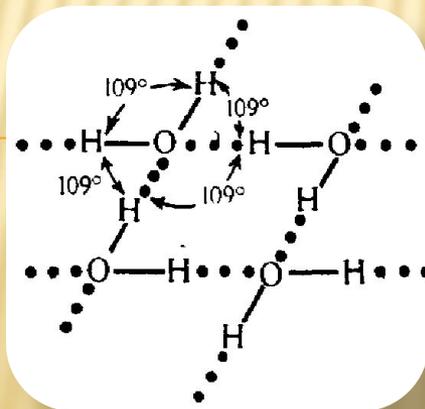
# Водородные связи в воде

**Молекулы воды в жидком состоянии** комбинируются в *ассоциаты* – структуры из большого количества молекул – за счет взаимного притяжения противоположных полюсов. Ассоциаты образуются в результате притяжения водорода одной молекулы воды к кислороду другой молекулы. Это приводит к сохранению в воде аномально высокого по сравнению с другими жидкостями ближнего порядка.

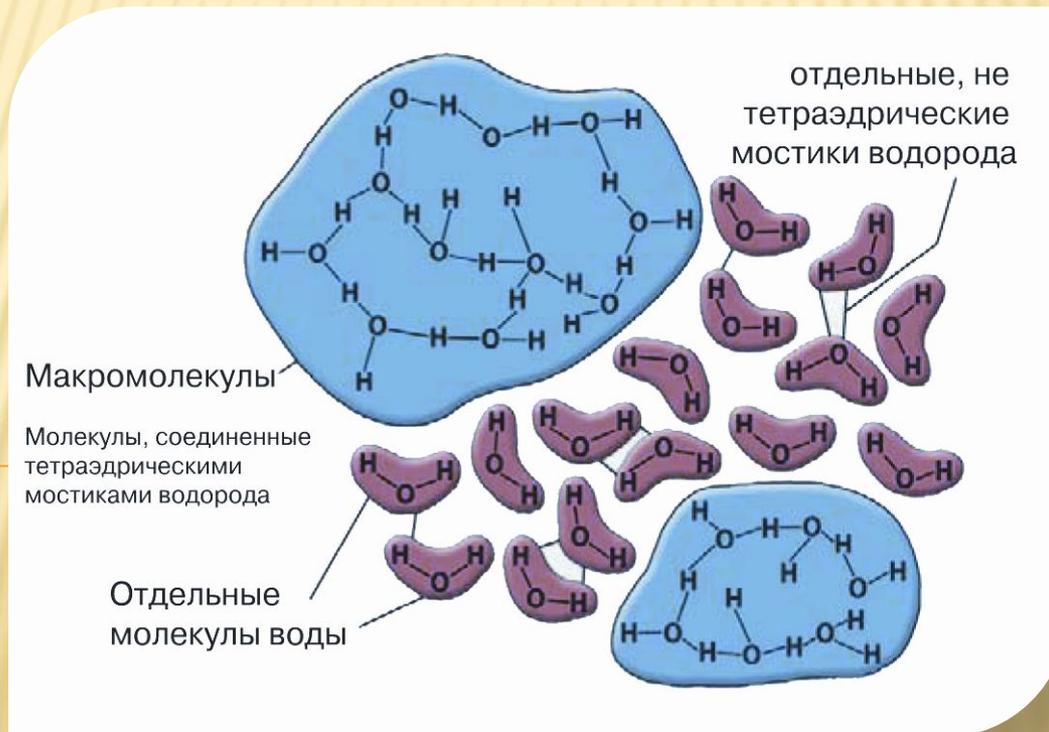


**Водородные связи** – это коллективное свойство, при этом структура воды упорядочивается в большом пространстве.

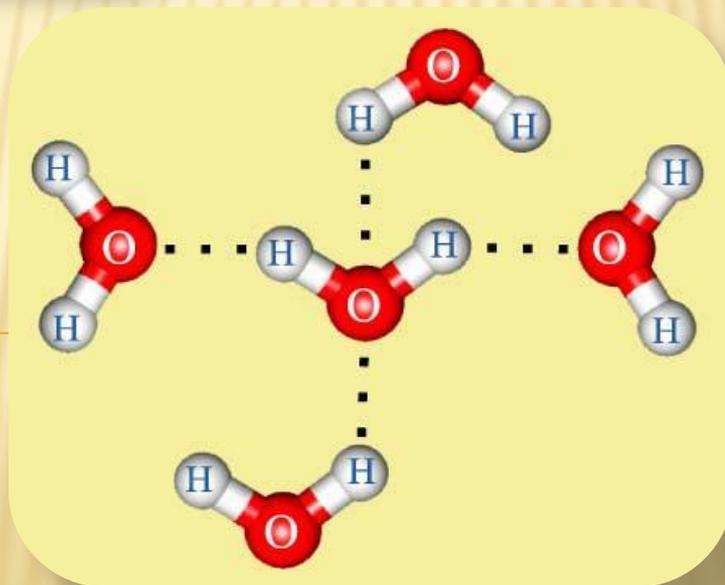
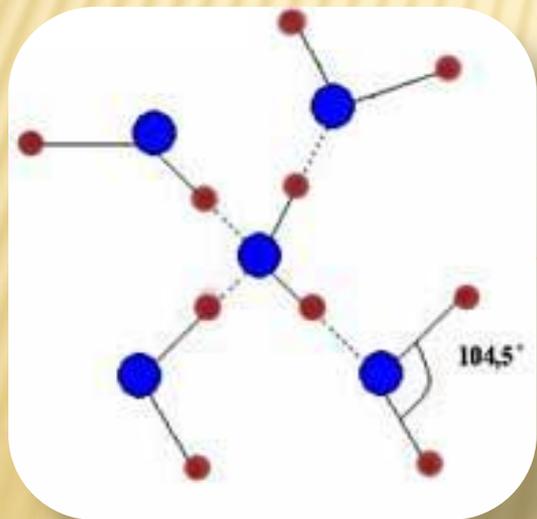
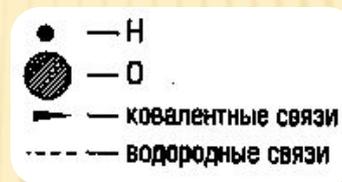
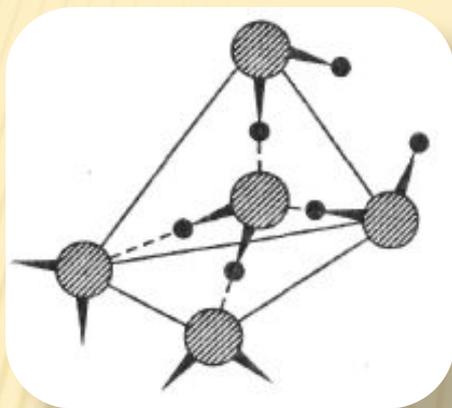
Наличием водородных связей объясняются также аномалии воды, проявляющиеся в некоторых ее свойствах. При плавлении происходит рост плотности воды, одновременно длина водородных связей увеличивается и плотность уменьшается. Совместное действие двух факторов объясняет наличие максимума *плотности воды* –  $1 \text{ г/см}^3$  при температуре  $3,98 \text{ }^\circ\text{C}$ . Это свойство воды уникально.



Несвязанные молекулы, заполняющие пустоты, составляют около 16 % от их общего количества. Объемная система водородных связей сохраняется в жидкой воде вплоть до температуры кипения. По мере повышения давления пар по своему строению приближается к жидкости, что приводит к увеличению растворимости в нем солей.



На рисунке приведена схема тетраэдрической координации молекул воды перед ее замерзанием за счет действия водородных связей.



# Сделаем запись в тетради.

## Структура жидкой воды

Для объяснения аномальных свойств **ВОДЫ** в жидком состоянии созданы различные

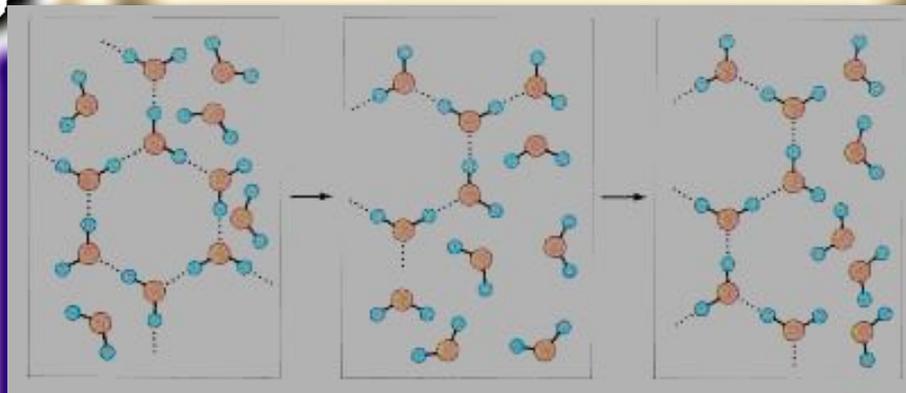
**модели ее структуры:**

- кристаллическое вещество,
- жидкий кристалл,
- хаотичное или регулярное пространственное расположение молекул воды в жидком состоянии.

В 90-е годы 20 века было установлено, что молекулы **ВОДЫ** объединяются в группы, которые называются **кластерами**. Ученые предположили, что именно кластеры являются своеобразными ячейками памяти, в которые вода, как на магнитофонную ленту записывает все что видит, слышит, ощущает.

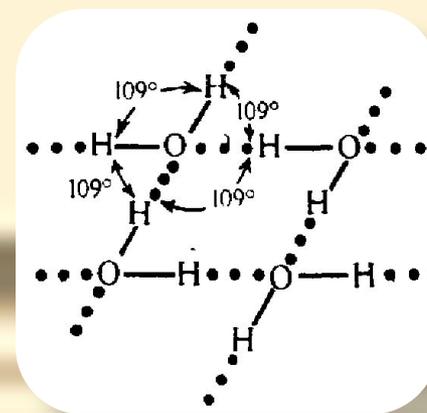


# Сделаем запись в тетради.



**Структура жидкой воды:** в воде кластеры периодически разрушаются и образуются снова (время перескока составляет 10–12 секунд)

Кластеры могут объединяться друг с другом и со «свободными» молекулами воды за счет экспонированных на их поверхности водородных связей.

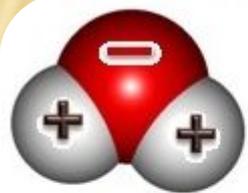


# Физические свойства воды

**Вода** – единственное химическое соединение, которое в природе может находиться в жидком, твердом и газообразном состояниях одновременно. Чистая вода – прозрачная, бесцветная жидкость без запаха и вкуса. Многие ее **физические свойства** и их изменения имеют аномальный характер.



Основными причинами **аномальных** **свойств** **воды** являются полярность ее молекул и образование объемной системы водородно-связанных структур. Они делают воду весьма реакционным соединением с уникально хорошей растворяющей способностью по отношению к полярным и ионогенным веществам, при этом в воде растворяются все природные соединения.



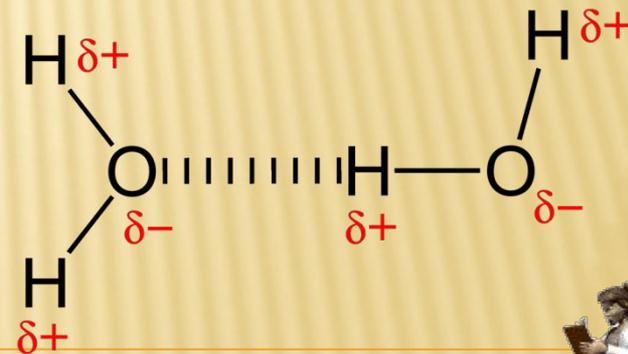
или



или



**H<sub>2</sub>O** – полярная молекула  
(диполь)



**Коэффициент объемного расширения** имеет отрицательные значения при температурах ниже  $3,98\text{ }^{\circ}\text{C}$ , теплоемкость при плавлении возрастает почти вдвое, а в интервале  $0\text{--}100\text{ }^{\circ}\text{C}$  почти не зависит от температуры – имеет минимум при  $35\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Другие необычные свойства воды – аномально высокие **температуры кипения** –  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  и **плавления** –  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Вследствие высокой **теплоемкости** вода, как уже говорилось, стабилизирует температуру поверхности Земли.



**Вязкость воды** при повышении давления снижается аномально быстро в области малых температур при нагревании (что не характерно для других веществ); это играет большую роль в гидродинамике процессов в водных потоках и седиментации взвешенных веществ воды. Все аномальные явления обусловлены особенностями строения молекул воды и их способностью образовывать молекулярные агрегаты и ассоциированные молекулы –  $(\text{H}_2\text{O})_n$ .

Масса 1 мл очищенной речной воды принята за единицу массы и называется **граммом**.

**Температура** замерзания при 760 мм рт. ст. –  $0^\circ\text{C}$ ; температура кипения –  $100^\circ\text{C}$ .



# Сделаем запись в тетради.

## Физические свойства воды

**Вода** – это смесь девяти видов молекул, поэтому в зависимости от их количественного соотношения все ее свойства, особенно плотность, изменяются.

По свойствам **тяжелая вода** отличается от обычной: замерзает при температуре  $-3,8\text{ }^{\circ}\text{C}$ , кипит при температуре  $101,4\text{ }^{\circ}\text{C}$ , ее плотность –  $1,1059\text{ г/см}^3$  при  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ , максимальная плотность –  $+11\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

Растворимость солей в ней ниже, чем в обычной.

**Тяжелая вода** оказывает тормозящее действие на кинетику процессов в животных и растительных организмах, применяется в атомных реакторах как замедлитель нейтронов при ядерном распаде.



## Сделаем запись в тетради.

Не образующие связей молекулы **воды** до 30–60 °С обладают возможностью сохранять льдоподобный каркас. **Тепловые аномалии** свойств воды в интервале температур 32–37 °С странно совпадают с температурой организма человека.

При плавлении кристалла разрушается около 15 % всех водородных связей, поэтому в жидкой воде при темпе-

ратуре, близкой к 0 °С, сохраняются структурные фрагменты льда с пространственной регулярностью.

Максимум плотности при температуре 4 °С обусловлен **связанностью молекул воды в плотную пространственную структуру**, при других температурах структура имеет меньшую плотность.



## Сделаем запись в тетради.

Наличием водородных связей объясняются аномалии воды: при плавлении происходит рост плотности воды, одновременно длина водородных связей увеличивается и плотность уменьшается.

Совместное действие двух факторов объясняет наличие максимума плотности воды –  $1 \text{ г/см}^3$  при температуре  $3,98 \text{ }^\circ\text{C}$ .





# Свойства водных растворов.

## Химическое равновесие



Химические реакции обратимы, т.е. их течение возможно в прямом и обратном направлениях:



Оба процесса протекают одновременно и независимо друг от друга, но скорость одного из них превышает скорость другого на начальной стадии. По мере накопления продуктов реакции количество прямых и обратных превращений становится равным – наступает равновесие.

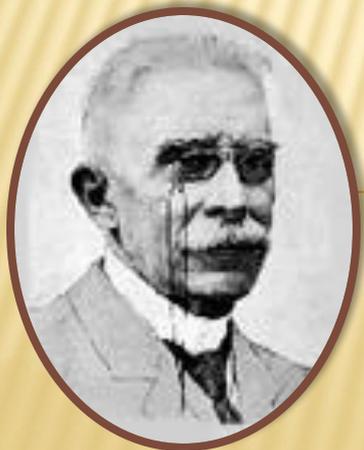
**Химическое равновесие** является динамическим, изменяющимся в пространстве и во времени.



**Равновесное состояние нарушается при воздействии внешних факторов – изменении концентрации продуктов реакции и температуры. Так как реакции процесса обратимы, то количество компонентов системы постоянно колеблется относительно равновесного, т.е. система флуктуирует. После установления новых внешних параметров система переходит в новое состояние равновесия, т.е. происходит смещение химического равновесия.**



Направление смещение химического равновесия можно определить с помощью **принципа Ле-Шателье**: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие (изменяется давление, температура, концентрация реагирующих веществ), то в системе происходят процессы, направленные на уменьшение внешнего воздействия.

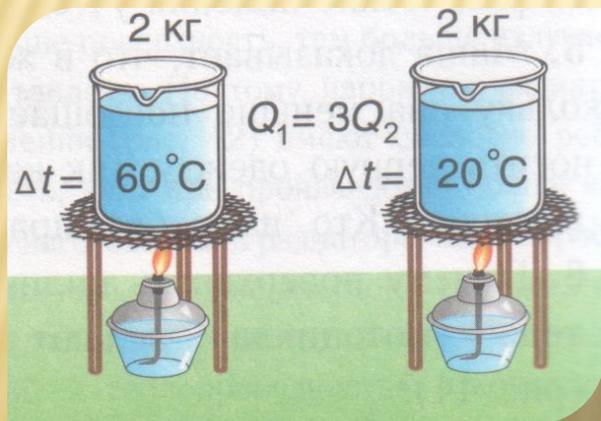


Французский физико-химик  
Анри Ле-Шателье



При увеличении **температуры** равновесие смещается в сторону эндотермической реакции и, наоборот, при уменьшении температуры – в сторону экзотермической.

При увеличении **давления** в реакционной системе равновесие сместится в сторону образования меньшего числа молей газообразных веществ, так как они создают меньшее давление и наоборот. Если реакция протекает без изменения числа молей газообразных веществ, изменение давления на положение равновесия не влияет.



При увеличении **концентрации** исходных веществ равновесие системы смещается вправо, в сторону образования конечных продуктов, а при увеличении концентрации продуктов реакции – влево.

При введении **катализатора** или его замене положение равновесия не меняется, так как катализатор изменяет энергию активации прямой и обратной реакции на одну и ту же величину, то есть скорость прямой и обратной реакции изменится в одинаковое число раз. Равновесие будет достигнуто быстрее, но при тех же равновесных концентрациях.



Принцип смещения равновесия в  
гомогенных системах применим и к  
гетерогенным системам для характеристики  
равновесных состояний в отдельных фазах  
системы.

**Самопроизвольные химические реакции**  
**ВОЗМОЖНЫ, если** процесс сопровождается  
уменьшением внутренней энергии системы и  
переходом ее в состояние с большим числом  
комбинаций взаимного расположения частиц,  
обладающих одинаковым запасом энергии.





2. При уменьшении давления в системе равновесие сместится вправо, т.к. исходные вещества занимают меньший объем, чем продукты (реакция протекает с увеличением числа молей газообразных веществ).

3. При увеличении температуры в этой равновесной системе происходит смещение равновесия вправо. Процесс образования  $\text{CO}_{(г)}$  и  $\text{H}_{2(г)}$  эндотермический.



**4. При введении катализатора или его замене положение равновесия не меняется, так как катализатор изменяет энергию активации прямой и обратной реакции на одну и ту же величину, то есть скорость прямой и обратной реакции изменится в одинаковое число раз. Равновесие будет достигнуто быстрее, но при тех же равновесных концентрациях.**



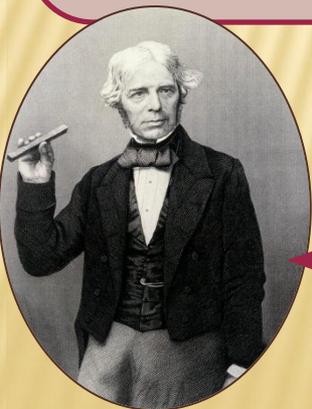
# Электролитическая диссоциация. Электролиты и неэлектролиты

В первой половине 19 в. ввел понятие об электролитах и неэлектролитах английский физик и химик **Майкл Фарадей**.

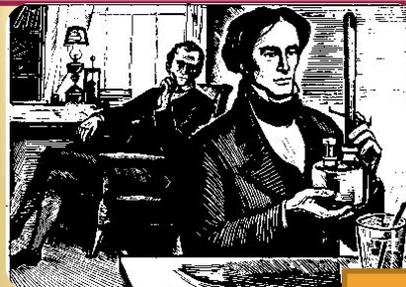
## Вещества

**Электролиты** – вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрических ток

**Неэлектролиты** – вещества, водные растворы или расплавы которых *не* проводят электрический ток



**Майкл Фарадей**  
22. IX.1791 – 25.VIII. 1867



Основные положения теории электролитической диссоциации (распада на ионы) разработаны в 1887 г. шведским учёным **Сванте Аррениусом**. Он исключал возможность химического взаимодействия ионов с молекулами растворителя, поэтому его теория не могла объяснить причину диссоциации электролитов и устойчивость ионов в растворе.



Сванте Август Аррениус  
(1859-1927)



Дальнейшее развитие представления об **электролитической диссоциации** получили в трудах русских учёных **Каблукова И. А.**, **Кистяковского В. А.** и др., которые показали, что **электролитическая диссоциация** в растворе происходит в результате физико-химического взаимодействия ионов (молекул) электролита с полярными молекулами растворителя.



И. А. Каблуков в химической лаборатории.

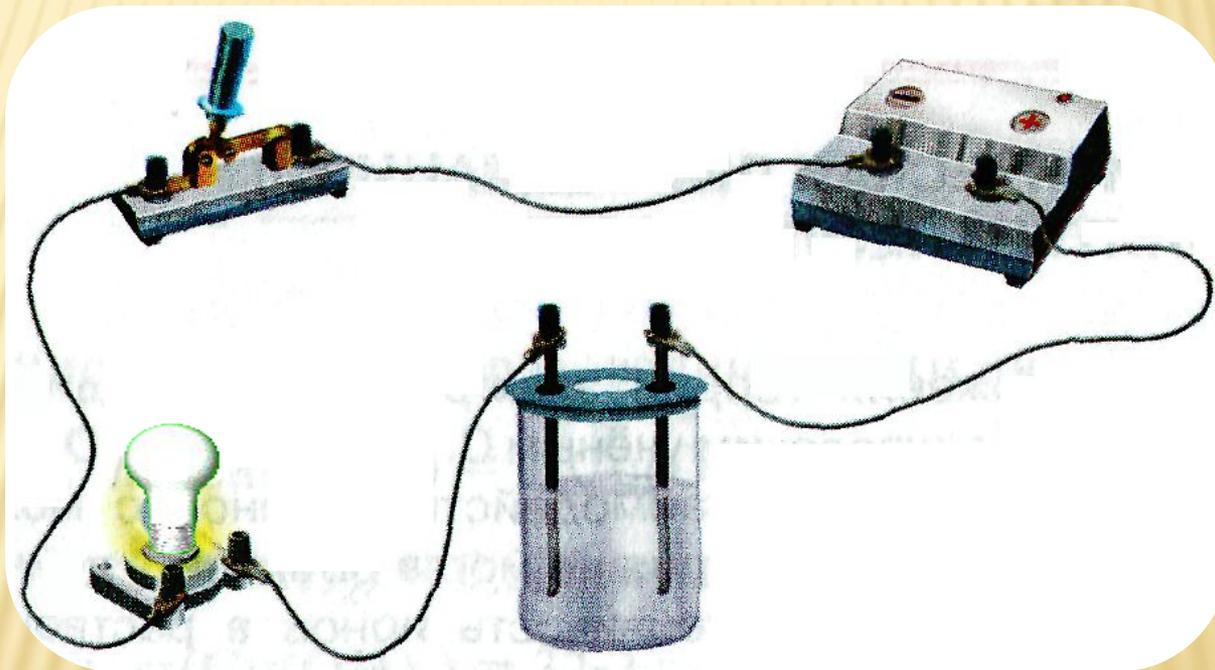


Владимир Александрович  
Кистяковский (1865 –1952)

← **Иван Алексеевич Каблуков**  
**(1857-1942)**

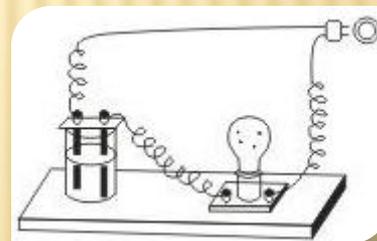
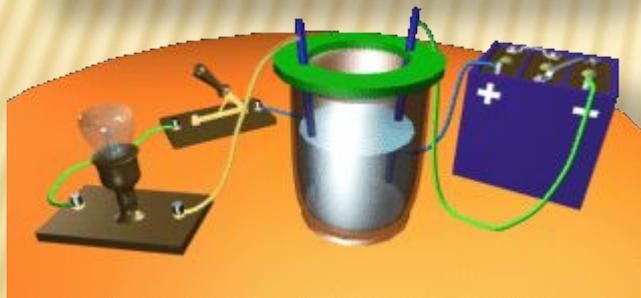
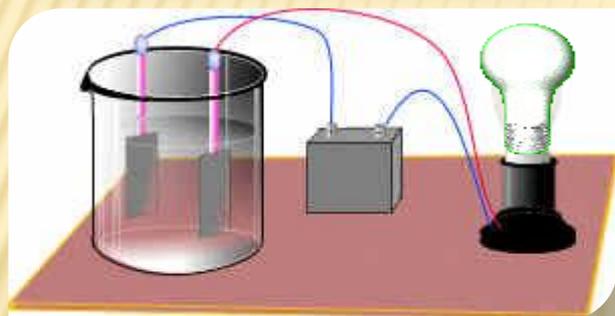
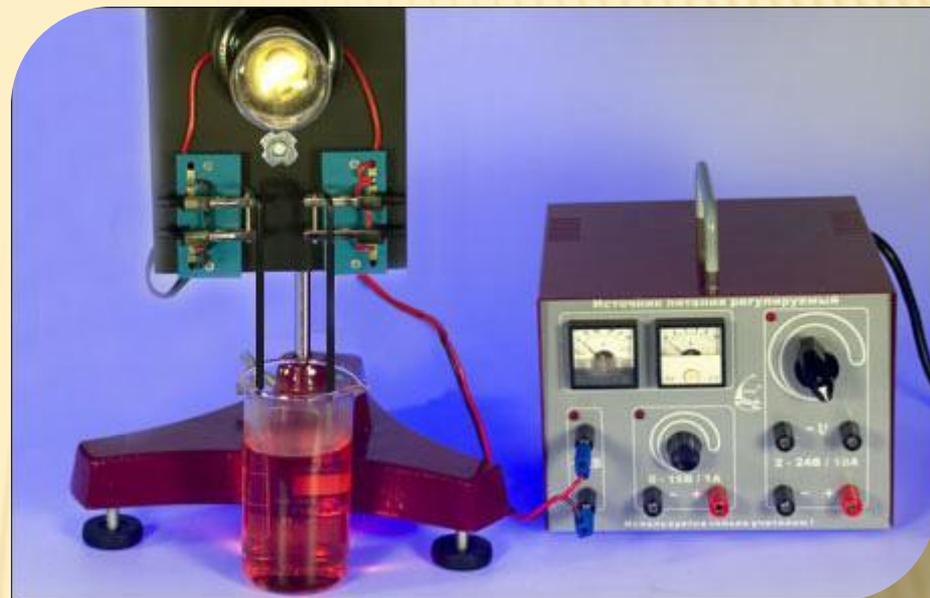
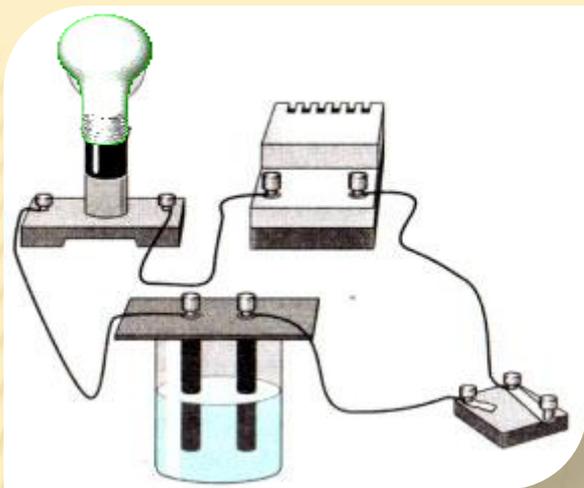


**Вам известно из курса физики и повседневной жизни, что водные растворы и расплавы одних веществ проводят электрический ток, а других – нет. Это можно наблюдать с помощью прибора, изображённого на рисунке.**



**Прибор для наблюдения электропроводности веществ**

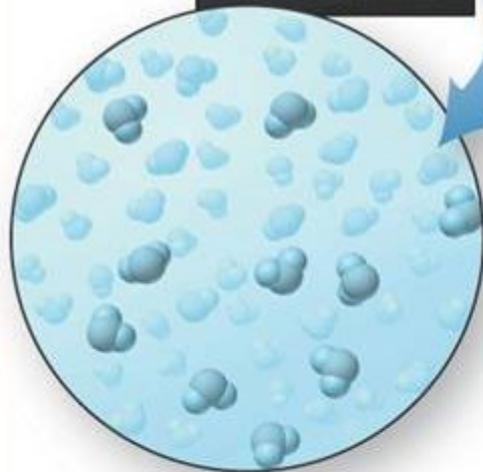




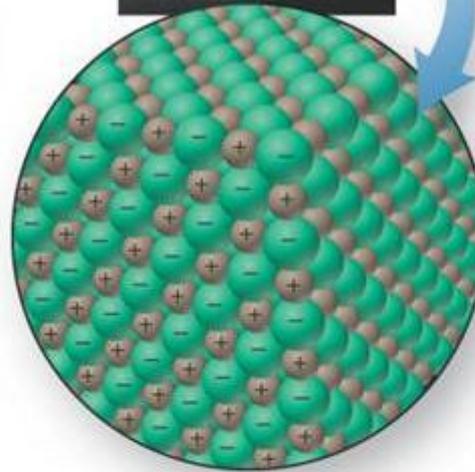
# Приборы для наблюдения электропроводности веществ



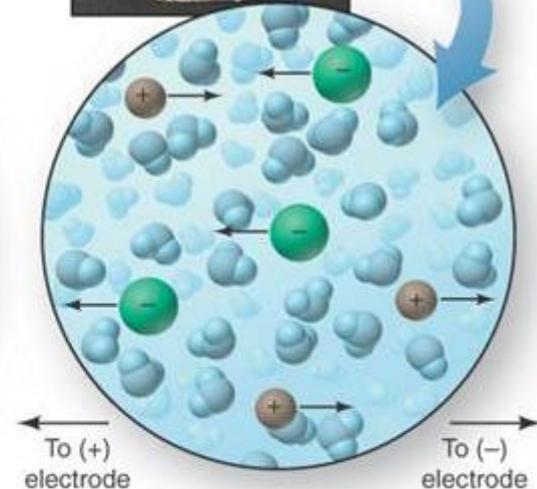
# Электропроводность электролитов



дистиллированная  
вода



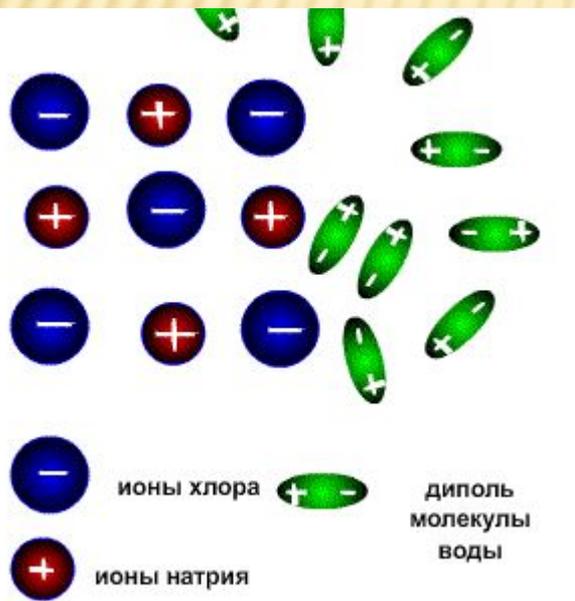
кристаллический  
хлорид натрия



раствор  
хлорида натрия



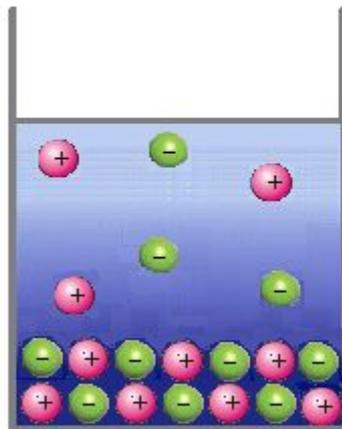
**Электролитическая диссоциация** – это распад электролита на свободно перемещающиеся ионы при растворении его в воде или при плавлении. Электрический ток не является причиной диссоциации (например, сухая поваренная соль не проводит ток).



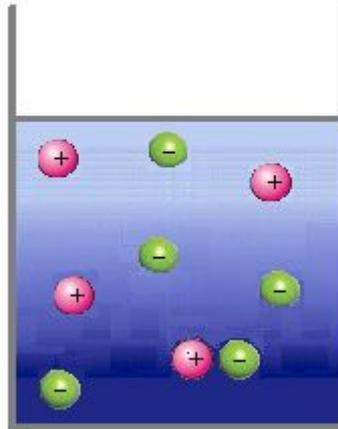
Электролиты		Неэлектролиты	
Ионная связь	Ковалентная сильнополярная связь	Ковалентная слабополярная связь	Ковалентная неполярная связь
NaCl Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HCl H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> (сахар) C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (спирт)	N <sub>2</sub> O <sub>2</sub>

## Состояние сильных и слабых электролитов в растворе

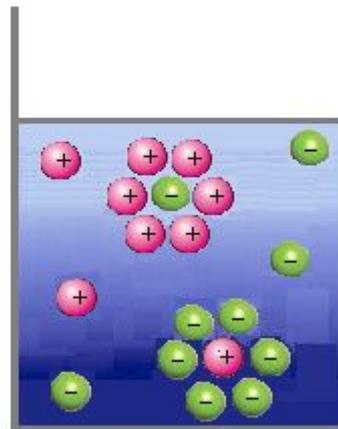
### Сильные электролиты



малорастворимый  
электролит

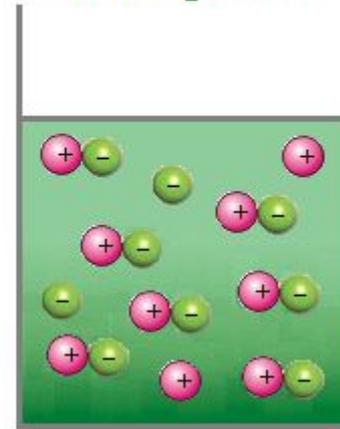


хорошо растворимый  
электролит  
(разбавленный  
раствор)



хорошо растворимый  
электролит  
(концентрированный  
раствор)

### Слабый электролит





**Дистиллированная вода,** которая имеет молекулярную структуру, является **хорошим изолятором (неэлектролитом)**, т.к. в ней нет свободных электрических зарядов, а следовательно, в ней не может возникнуть электрический ток. Если собрать цепь, изображенную на рисунке, и налить в сосуд дистиллированную воду, то лампочка гореть не будет, а амперметр покажет отсутствие электрического тока в цепи.



Тем не менее, **вода** незначительно диссоциирует. Традиционная форма записи **ДИССОЦИАЦИИ ВОДЫ** на ионы водорода и гидроксила по первой ступени



носит формальный характер, не отображающий ход реального процесса, поэтому мы заменим ее уравнением реакции фактически протекающего процесса:



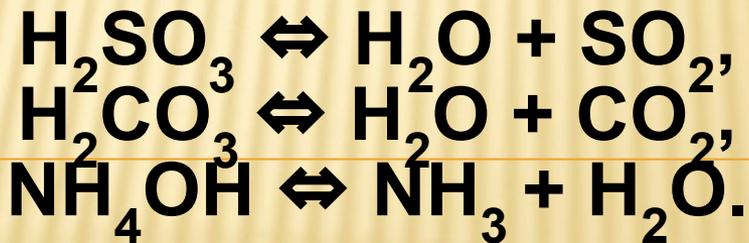
Образование свободного протона  $\text{H}^+$  в воде при энергиях взаимодействия молекул воды в характерных условиях водоподготовки крайне маловероятно.



**Вспомним:** при написании ионно-молекулярных уравнений нельзя расписывать на ионы:

- нерастворимые и малорастворимые вещества;
- твердые вещества;
- газы;
- оксиды, в том числе и воду;
- слабые и кислоты средней силы (выучить!);
- слабые и основания средней силы (нерастворимые и малорастворимые).

Если в растворе есть  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  или  $\text{NH}_4\text{OH}$ , то будем записывать:



# Формулы и названия кислот и кислотных остатков

Формула и сила кислоты	Название кислоты	Формула кислотного остатка	Название кислотного остатка
HF средней силы	Фторо <u>водородная</u> (плавиковая)	F <sup>-</sup>	Фтор <u>ид</u>
HCl сильная	Хлоро <u>водородная</u> (соляная)	Cl <sup>-</sup>	Хлор <u>ид</u>
HBr сильная	Бром <u>водородная</u>	Br <sup>-</sup>	Бром <u>ид</u>
HI сильная	Иодо <u>водородная</u>	I <sup>-</sup>	Иод <u>ид</u>
H <sub>2</sub> S слабая	Серо <u>водородная</u>	HS <sup>-</sup>	Гидросульф <u>ид</u>
		S <sup>2-</sup>	Сульф <u>ид</u>
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> слабая	Серни <u>стая</u>	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Гидросульф <u>ит</u>
		SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Сульф <u>ит</u>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> сильная	Серн <u>ая</u>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Гидросульф <u>ат</u>
		SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Сульф <u>ат</u>

# Формулы и названия кислот и кислотных остатков

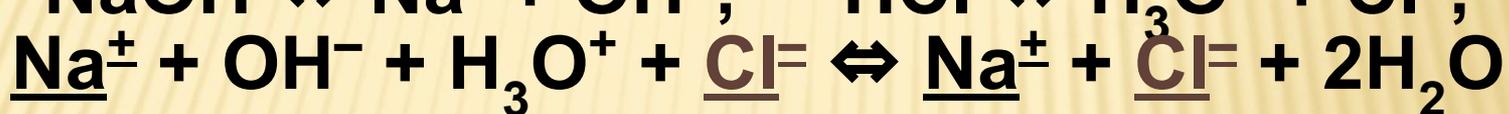
Формула и сила кислоты	Название кислоты	Формула кислотного остатка	Название кислотного остатка
$\text{HNO}_2$ слабая	Азот <u>истая</u>	$\text{NO}_2^-$	Нитр <u>ит</u>
$\text{HNO}_3$ сильная	Азотн <u>ая</u>	$\text{NO}_3^-$	Нитр <u>ат</u>
$\text{H}_3\text{PO}_4$ средней силы	<u>Орто</u> фосфорн <u>ая</u> (фосфорн <u>ая</u> )	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	<u>Ди</u> гидрофосф <u>ат</u>
		$\text{HPO}_4^{2-}$	<u>Гидро</u> фосф <u>ат</u>
		$\text{PO}_4^{3-}$	<u>Орто</u> фосф <u>ат</u> (фосф <u>ат</u> )
$\text{H}_2\text{CO}_3$ слабая	Угольн <u>ая</u>	$\text{HCO}_3^-$	<u>Гидро</u> карбон <u>ат</u>
		$\text{CO}_3^{2-}$	Карбон <u>ат</u>
$\text{H}_2\text{SiO}_3$ слабая	Кремниев <u>ая</u>	$\text{SiO}_3^{2-}$	Силик <u>ат</u>



Классическая реакция нейтрализации в молекулярной форме записи процесса:



при указанных условиях уравнения с обязательным указанием на диссоциацию в воде исходных продуктов система уравнений:



принимает вид уравнения:



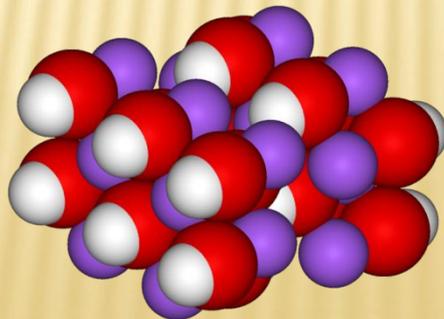
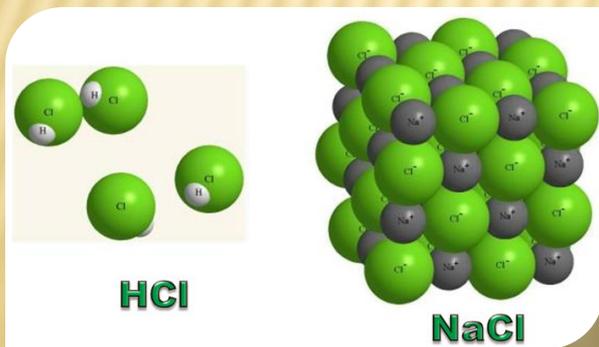
В воде протекание реакции диссоциации иона  $\text{OH}^-$  по второй ступени в соответствии с уравнением:



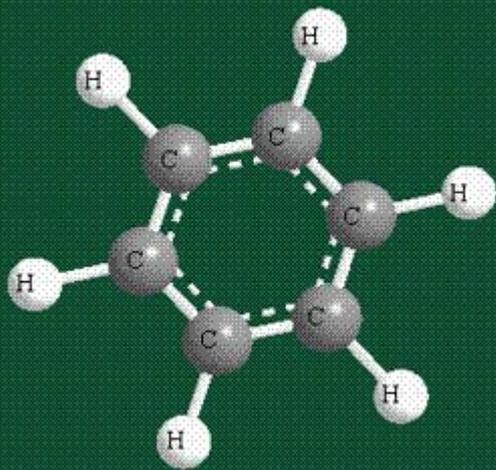
не происходит потому, что в обычных условиях концентрация ионов не достаточна для реализации этой реакции.



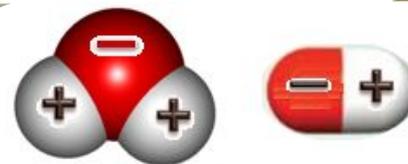
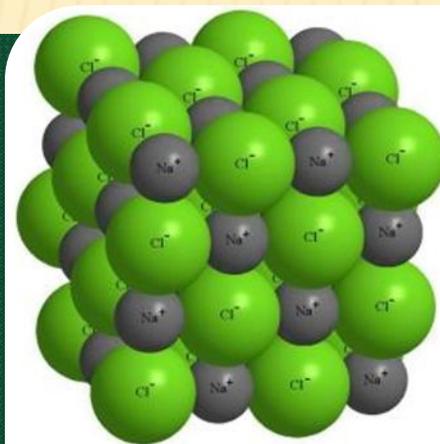
Возможность распада растворённого вещества на ионы определяется его природой. **Распадаются на ионы** немолекулярные (**ионные**) соединения (например, NaCl) и молекулярные соединения **с ковалентными сильно полярными связями** (например, HCl). Ионными соединениями являются и твёрдые щёлочи, поэтому их водные растворы также проводят электрический ток. Соли, щёлочи электропроводны не только в растворах, но и в расплавах. При плавлении кристаллическая решётка разрушается и ионы начинают относительно свободно перемещаться.



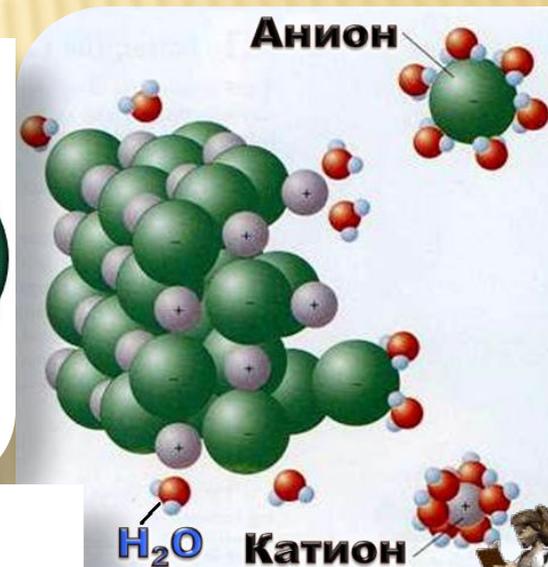
**Распад электролита на ионы** происходит под влиянием растворителя, имеющего **полярные молекулы**. Поэтому раствор хлорида натрия в воде (полярный растворитель) электропроводен и диссоциирует на ионы, а раствор этого же вещества в бензоле (неполярный растворитель) не проводит ток и не диссоциирует на ионы.



Бензол ( $C_6H_6$ ) – неполярная молекула



$H_2O$  – полярная молекула (диполь)



В зависимости от того, какой ион реакции диссоциации вступает в дальнейшее взаимодействие, вода может вести себя как кислота, если реагирует  $\text{H}_3\text{O}^+$ , или как основание –  $\text{OH}^-$ , т.е. **вода** обладает амфотерными свойствами. Поэтому в растворе всегда существует равновесие:



В этой реакции молекула воды действует как **кислота**, т. е. соединение, отдающее водород, и **основание**, т. е. соединение, присоединяющее водород.



Насколько полно электролит диссоциирует на ионы, показывает его **степень диссоциации**, которую обозначают греческой буквой  **$\alpha$**  («**альфа**»).

**Степень диссоциации ( $\alpha$ )** – это отношение числа продиссоциировавших на ионы молекул ( $n$ ) к общему числу растворённых молекул ( $N_0$  или  $N$ ):

$$\alpha = \frac{n}{N_0} \quad \text{или} \quad \alpha = \frac{n}{N_0} \cdot 100 \%$$

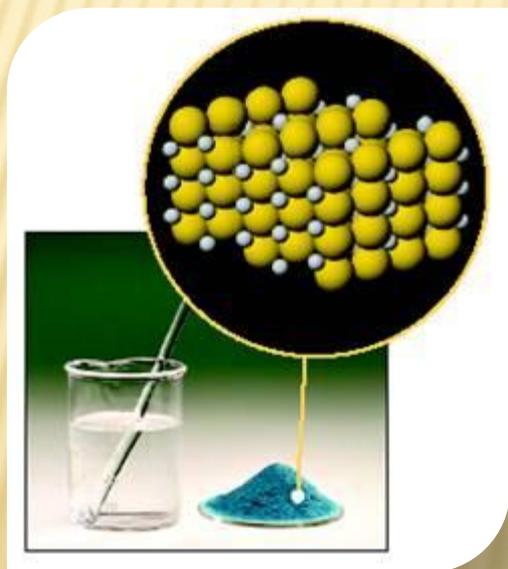
**Степень диссоциации электролита** выражают в долях единицы или процентах. Например, пусть из 1000 молекул уксусной кислоты распались на ионы 92 молекулы, тогда  $\alpha = 92/1000 = 0,092$ , или 9,2 %.



**Степень диссоциации зависит от:**

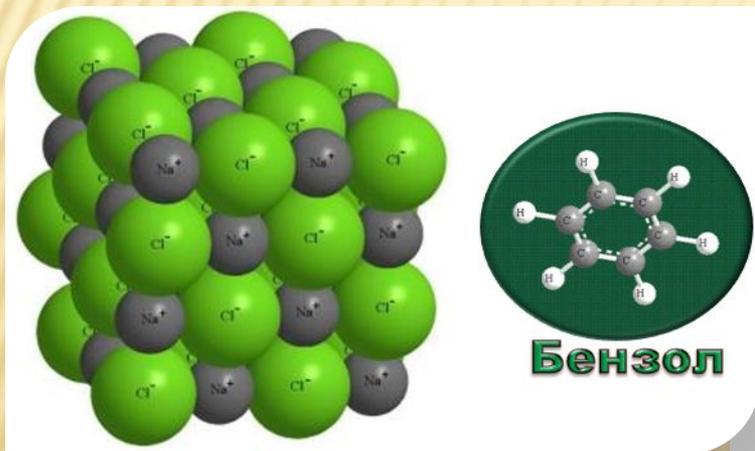
**□ концентрации электролита в растворе.**

**С уменьшением концентрации электролита (при разбавлении раствора водой) степень диссоциации *слабого электролита* увеличивается, так как ионы всё более отдаляются друг от друга, поэтому снижается вероятность их связывания в молекулы;**



## □ природы растворителя.

Под природой растворителя понимают полярность его молекул. Чем полярнее молекулы растворителя, тем больше степень диссоциации электролита. Так, в воде (полярный растворитель) хлорид натрия обладает электропроводностью, а в бензоле (неполярный растворитель) – не обладает;



**H<sub>2</sub>O – полярная молекула (диполь)**

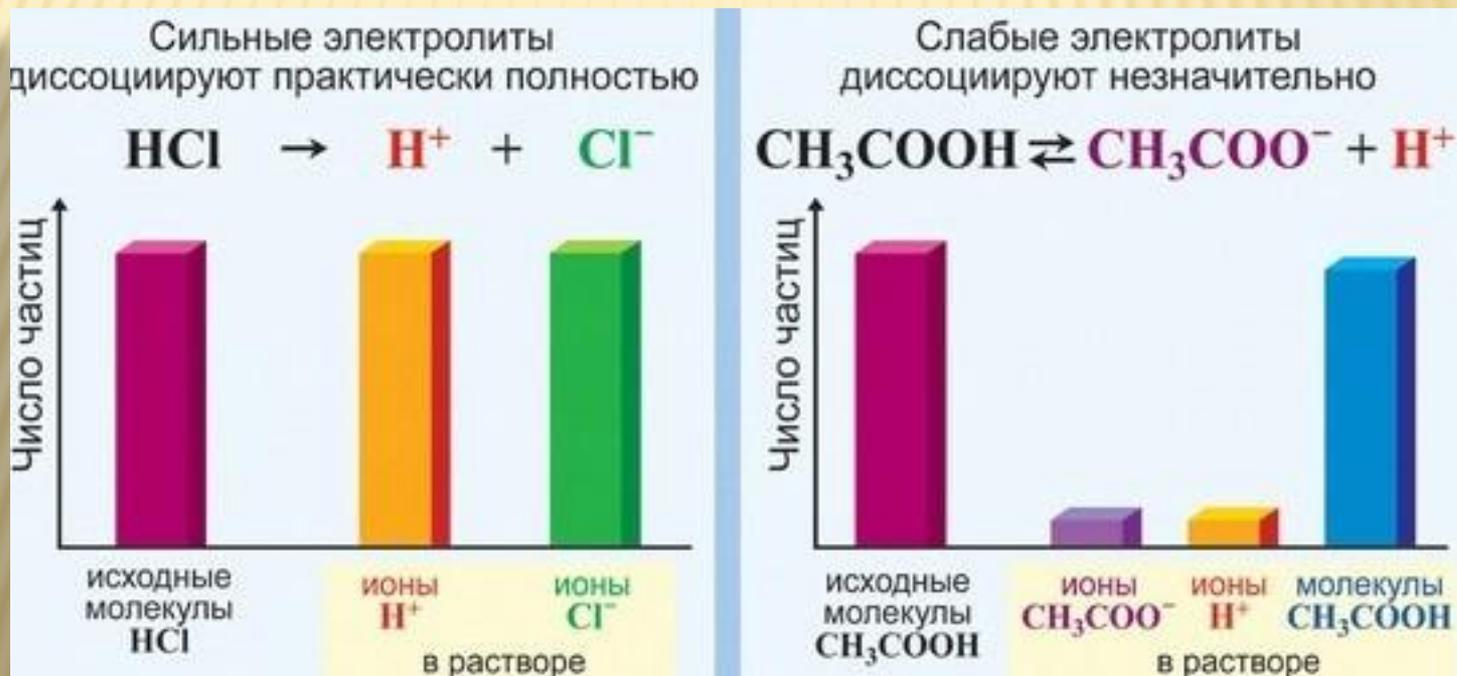


## □ температуры.

При повышении температуры, как правило, степень диссоциации увеличивается;

## □ природы электролита.

По степени диссоциации различают сильные и слабые электролиты.



Количественно распад электролита на ионы определяется **степенью диссоциации** –  $\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$

$\alpha \sim 100\%$

**Сильные электролиты**

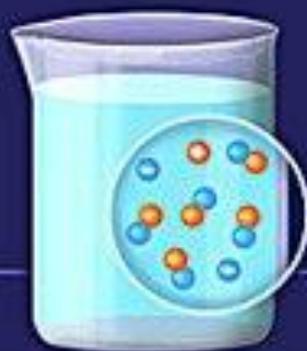


Большинство растворимых солей,  
сильные кислоты: **HCl, HNO<sub>3</sub>,**

**H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>,** щелочи

$3\% < \alpha < 30\%$

**Слабые электролиты**



Слабые кислоты: **H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>,**  
органические кислоты

$\alpha < 3\%$

**Неэлектролиты**



Растворы сахара,  
дистиллированная вода



# Классификация электролитов по степени их диссоциации

Вещество	Сильные электролиты $\alpha > 30$	Слабые электролиты $\alpha < 30$
Основания	KOH, NaOH, Ba(OH) <sub>2</sub> , LiOH	NH <sub>4</sub> OH, все нерастворимые основания и амфотерные гидроксиды
Кислоты	HCl, HNO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub> , HClO <sub>3</sub> , HClO <sub>4</sub>	HF, H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , HNO <sub>2</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , HCN, H <sub>2</sub> S, H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> , CH <sub>3</sub> COOH и др., а так же большинство органических кислот
Соли	все растворимые, средние и кислые соли, а так же основные HNO <sub>3</sub>	все основные (кроме нитратов), средние, малорастворимые и нерастворимые



**Сильные электролиты** при растворении в воде практически полностью диссоциируют на ионы независимо от их концентрации в растворе.

Поэтому в уравнениях диссоциации сильных электролитов ставят знак равенства (=).

К сильным электролитам относятся:

- растворимые соли;
- многие неорганические кислоты:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ;
- основания, образованные щелочными ( $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$  и т. д.) и щёлочно-земельными ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ) металлами.

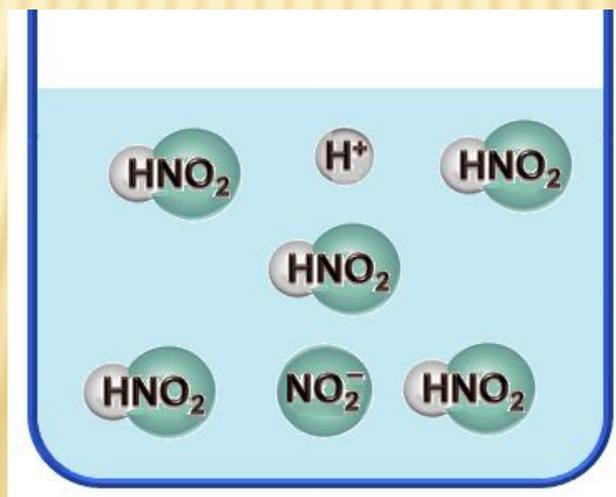


**Слабые электролиты** в водных растворах лишь частично (обратимо) диссоциируют на ионы.

Поэтому в уравнениях диссоциации слабых электролитов ставят знак обратимости ( $\rightleftharpoons$ ).

К слабым электролитам относятся:

- почти все органические кислоты и вода;
- некоторые неорганические кислоты:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  и др.;
- нерастворимые гидроксиды металлов:  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  и др.



# Среда водных растворов электролитов

**Среду** любого водного раствора можно охарактеризовать содержанием ионов водорода  **$H^+$**  или гидроксид-ионов  **$OH^-$** .

Водные растворы могут иметь нейтральную, щелочную и кислотную среды.

**Нейтральная среда** – это среда, в которой число ионов

Например, среда чистой воды нейтральная, так как число ионов водорода  $H^+$  равно числу гидроксид-ионов  $OH^-$ .



**Кислотная среда** – это среда, в которой число ионов водорода больше числа **гидроксид-ионов**.

Например, все кислоты в растворе создают кислотную среду, так как при диссоциации они отщепляют ионы водорода **H<sup>+</sup>**.



**Щелочная среда** – это среда, в которой **число ионов водорода** меньше **числа гидроксид-ионов**.

Например, **щелочную среду** в растворе создают все растворимые основания, так как при диссоциации они отщепляют **гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$** .



# Вспомните!

## Окраска индикаторов в воде, растворах кислот и щелочей

Среда	Цвет индикатора		
	в чистой воде (нейтральная среда)	в растворах кислот (кислотная среда)	в растворах щелочей (щелочная среда)
Индикатор			
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метилоранж	Оранжевый	Красный	Жёлтый
Лакмус	Фиолетовый	Красный	Синий



# Метилоранж (метилоранж)

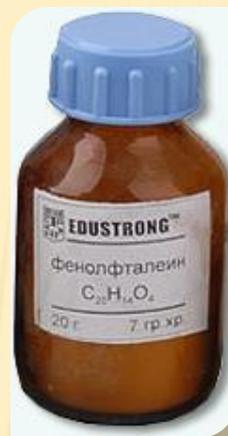
# Фенолфталеин



К  
И  
С  
Л  
О  
Т  
А

Д  
О  
В

Ь  
Ч  
О  
Л  
О



К  
И  
С  
Л  
О  
Т  
А

Д  
О  
В

Ь  
Ч  
О  
Л  
О



# Лакмус

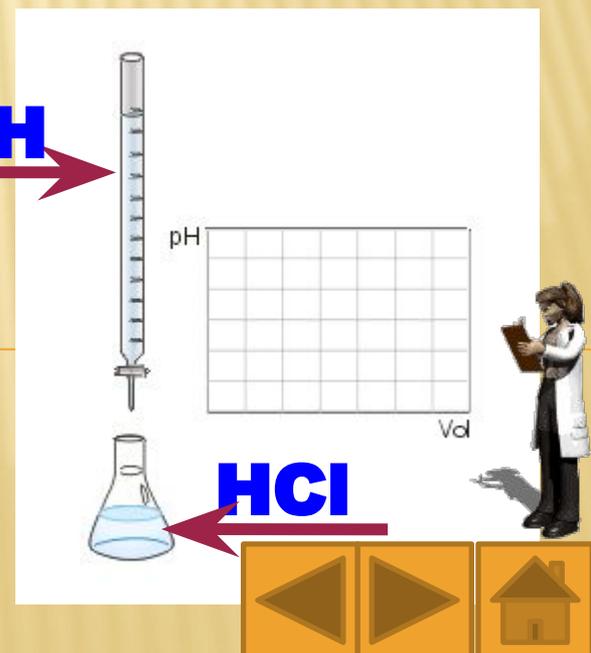


Лакмус в воде



# Кислотно-основные индикаторы

Индикатор меняет окраску в определенном интервале значений pH. Интервал перехода окраски индикатора:  $\Delta pH = pK_{\text{инд}} \pm 1$ . Часто индикатор характеризуют не интервалом перехода окраски, а показателем индикатора  $pK_{\text{инд}}$  (показателем титрования pT) – значением pH, при котором резко меняется окраска индикатора и заканчивается титрование.



<b>Индикатор</b>	<b>Область перехода рН</b>	<b>рК</b>	<b>Изменение окраски</b>
<b>Метилловый фиолетовый</b>	<b>0 – 1,8</b>	<b>–</b>	<b>Желтая – фиолетовая</b>
<b>Тимоловый синий</b>	<b>1,2–2,8</b>	<b>1,65</b>	<b>Красная – желтая</b>
<b>Метилловый оранжевый</b>	<b>3,1–4,4</b>	<b>3,36</b>	<b>Красная – желтая</b>
<b>Бромкрезоловый зеленый</b>	<b>3,9–5,4</b>	<b>4,90</b>	<b>Желтая – синяя</b>
<b>Метилловый красный</b>	<b>4,4–6,2</b>	<b>5,00</b>	<b>Красная – желтая</b>
<b>Бромтимоловый синий</b>	<b>6,0–7,6</b>	<b>7,3</b>	<b>Желтая – синяя</b>
<b>Феноловый красный</b>	<b>6,4–8,2</b>	<b>8,00</b>	<b>Желтая – красная</b>
<b>Тимоловый синий</b>	<b>8,0–9,6</b>	<b>9,20</b>	<b>Желтая– синяя</b>
<b>Фенолфталеин</b>	<b>8,2–9,8</b>	<b>9,53</b>	<b>Бесцветная – красная</b>
<b>Тимолфталеин</b>	<b>9,3–10,5</b>	<b>9,6</b>	<b>Бесцветная – синяя</b>
<b>Ализариновый желтый</b>	<b>9,7–10,8</b>	<b>–</b>	<b>Желтая – красная</b>



Индикаторы	Кислая среда	pH перехода	Щелочная среда
Метиловый оранжевый		$\begin{matrix} 4,4 \\ \longleftrightarrow \\ 3,1 \end{matrix}$	
Лакмус		$\begin{matrix} 8,0 \\ \longleftrightarrow \\ 5,0 \end{matrix}$	
Фенолфталеин		$\begin{matrix} 9,6 \\ \longleftrightarrow \\ 8,0 \end{matrix}$	



**Лакмус** в аналитической химии при титровании **не** используется, так как имеет широкую область перехода окраски (5,0 – 8,0) и изменение окраски красная – фиолетовая – синяя не является контрастным.

**Правило выбора индикатора:** индикатор должен менять окраску при значениях pH, лежащих в пределах скачка титрования.



Состояние равновесия процесса диссоциации **воды** характеризуется **константой диссоциации**:

$$K = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]^2}$$

Концентрация ионов и молекул в уравнении выражается в г-ион/дм<sup>3</sup>, г-моль/дм<sup>3</sup> или г-экв/дм<sup>3</sup>. **Концентрация воды** постоянна – **55,56 моль/дм<sup>3</sup>**. Тогда **константа воды**:

$$K_w = 55,56[H_2O]^2 = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

При **нейтральной реакции** в воде, когда и  $[H_3O^+] = [OH^-]$  для 295 °К

$$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = [H_3O^+]^2 = 10^{-14}$$

$$\text{или } [H_3O^+] = 10^{-7} \text{ г-ион/дм}^3$$



Традиционно в курсах общей химии отмечается, что нейтральная реакция среды, когда  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ , при температуре 22 °С или  $T = 298,16 \text{ К}$ , когда  $[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 1,0062 \cdot 10^{-14}$  имеем  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,079 \cdot 10^{-7} \text{ г-ион/дм}^3$ .

Отрицательный логарифм концентрации водородных ионов  $\text{H}_3\text{O}^+$  должен быть обозначен выражением  $\text{pH}_3\text{O}$ , однако, сохраняя традицию обозначения величины, здесь и в дальнейшем используем символ **pH** (отрицательный десятичный логарифм молярной концентрации водородных ионов):

$$-\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{pH}, \text{ или } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

аналогично

$$-\lg[\text{OH}^-] = \text{pOH} \text{ или } [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}.$$



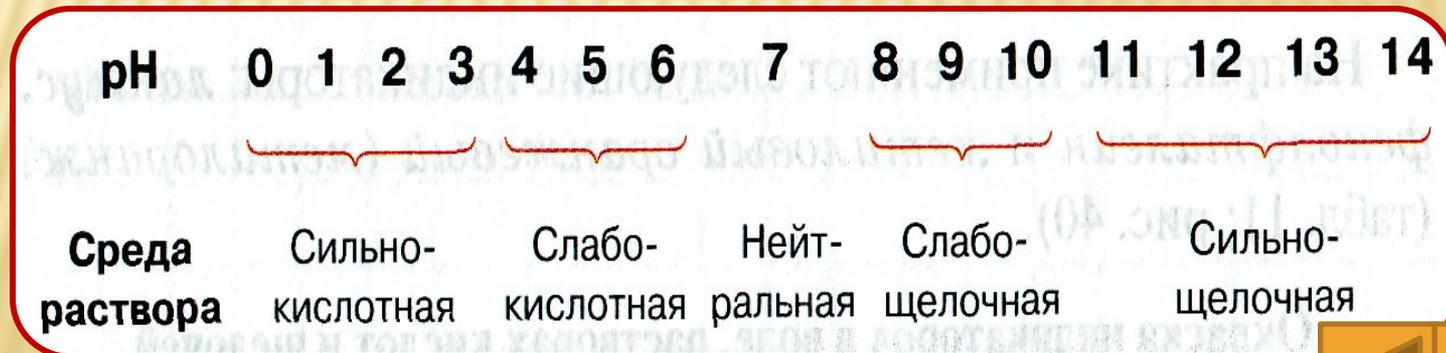
Для оценки кислотности, нейтральности и щелочности – активной реакции среды водных растворов – удобно пользоваться не концентрацией водородных ионов, а **водородным показателем рН**. Приведенные соотношения справедливы только при температуре  $-22\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

Например,  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5}$  моль/дм<sup>3</sup> рН = 5.

Для **нейтральной среды**  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup> рН = 7.

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

Соотношение между средой и значением **рН** можно представить в виде схемы:

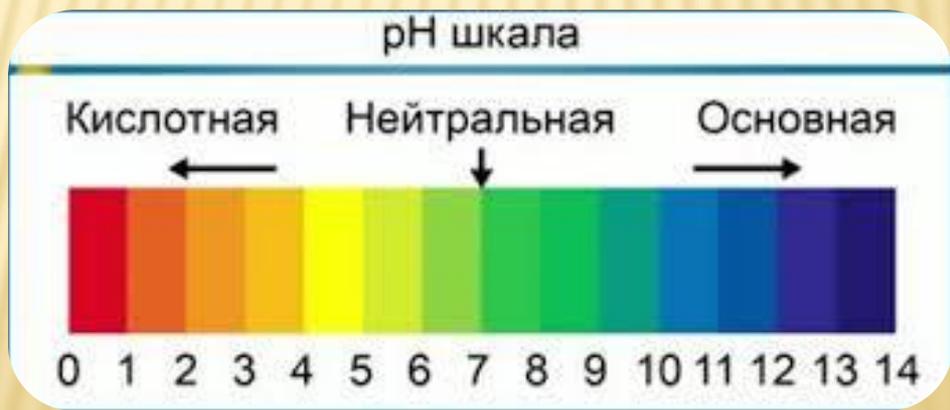


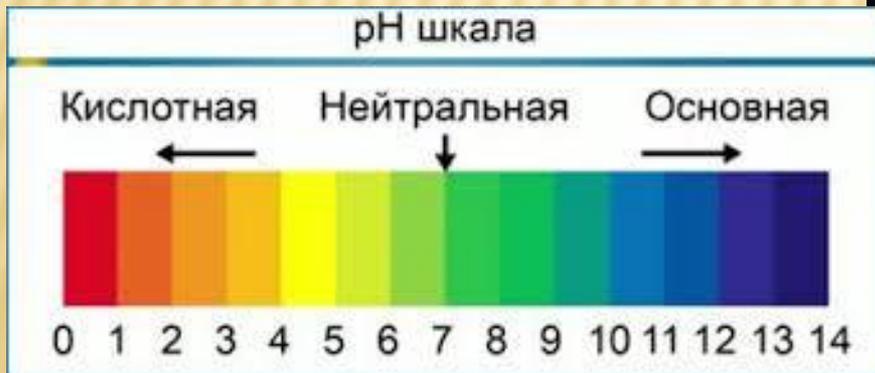
## Запомните:

при  $pH = 7$  среда нейтральная,  
при  $pH < 7$  среда кислотная,  
при  $pH > 7$  среда щелочная.

Значение  $pH$  раствора можно определить с помощью универсального индикатора и более точно методом титрования (рассмотрим позже). **Универсальный индикатор** – это смесь нескольких индикаторов, изменяющая окраску в широком интервале значений  $pH$ . Бумагу, пропитанную универсальным индикатором и высушенную, называют **универсальной индикаторной бумагой**. К индикаторной бумаге прилагается цветная шкала, показывающая, какую окраску принимает индикаторная бумага при различных значениях  $pH$  нанесённого на неё раствора.









# Использованные источники

1. Алексеев Л.С. Контроль качества воды: учебник. – 3-е изд., перераб. и доп. – М.: ИНФРА-М, 2014.– 154 с. – (Среднее профессиональное образование)
2. [http://vesti.nrbb.ru/voda/kachestvo\\_vody\\_pochemu\\_ona\\_takaya/](http://vesti.nrbb.ru/voda/kachestvo_vody_pochemu_ona_takaya/)
3. <http://www.izvestia.ru/news/410196>
4. <http://www.discusfish.ru/forum/lofiversion/index.php/t4303.html>
5. <http://www.magshells.com/production.html>
6. [http://mlservicenvrsk.ru/vse\\_o\\_vode](http://mlservicenvrsk.ru/vse_o_vode)
7. <http://ru.wikipedia.org/wiki/>
8. <http://ru.wikipedia.org/wiki/H2O>
9. [http://svoystvavody.blogspot.com/2008/07/blog-post\\_6068.html](http://svoystvavody.blogspot.com/2008/07/blog-post_6068.html)
10. [http://www.o8ode.ru/article/energo/vozdeictvie\\_na\\_vodu\\_elektromagnitnyh\\_voln-2.htm](http://www.o8ode.ru/article/energo/vozdeictvie_na_vodu_elektromagnitnyh_voln-2.htm)





# Использованные источники

1. <http://www.ecology-portal.ru/publ/4-1-0-789>
2. <http://www.vodoobmen.ru/13-prop.html>
3. [http://www.o8ode.ru/article/dwater/pi\\_water/](http://www.o8ode.ru/article/dwater/pi_water/)
4. <http://www.ibe-techno.com/e/piwater/piwater.html>
5. <http://www.piwater.net/>
6. [http://www.pi-water.com/new/en\\_water\\_DrPi\\_WhatsPi.html](http://www.pi-water.com/new/en_water_DrPi_WhatsPi.html)
7. [http://www.medicinform.net/biochemistry/voda\\_1.htm](http://www.medicinform.net/biochemistry/voda_1.htm)
8. <http://missis-lanaluk.hiblogger.net/>
9. <http://www.o8ode.ru/article/energo/emotoenergy/remem.htm>
10. <http://structuravody.ru/index.php?id=71>
11. <http://www.vodoobmen.ru/13-prop.html>





# Использованные источники

22. Габриелян О. С., Остроумов И. Г. Химия для профессий и специальностей технического профиля: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. – М., 2014.
23. Габриелян О.С., Остроумов И. Г., Остроумова Е. Е. и др. Химия для профессий и специальностей естественно-научного профиля: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. – М., 2014.
24. Ерохин Ю. М., Ковалева И. Б. Химия для профессий и специальностей технического и естественно-научного профилей: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. – М., 2014.
25. Ерохин Ю. М. Химия: Задачи и упражнения: учеб. пособие для студ. учреждений сред. проф. образования. – М., 2014.





# Использованные источники

26. <http://www.webqc.org/periodictable-Rutherfordium-Rf.html>
27. [https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9B%D1%8C%D1%8E%D0%B8%D1%81,\\_%D0%93%D0%B8%D0%BB%D0%B1%D0%B5%D1%80%D1%82\\_%D0%9D%D1%8C%D1%8E%D1%82%D0%BE%D0%BD](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9B%D1%8C%D1%8E%D0%B8%D1%81,_%D0%93%D0%B8%D0%BB%D0%B1%D0%B5%D1%80%D1%82_%D0%9D%D1%8C%D1%8E%D1%82%D0%BE%D0%BD)
28. <http://podelise.ru/docs/index-24513145-1.html>
29. [http://www.syl.ru/article/150485/mod\\_stepen-dissotsiatsii-elektrolityi-i-polojeniya-teorii-elektroliticheskoy-dissotsiatsii](http://www.syl.ru/article/150485/mod_stepen-dissotsiatsii-elektrolityi-i-polojeniya-teorii-elektroliticheskoy-dissotsiatsii)
30. Новошинский И. И., Новошинская Н. С. Химия: учебник для 10(11) класса общеобразовательных учреждений/И. И. Новошинский, Н. С. Новошинская. – М.: ООО «Русское слово – учебник», 2014. (ФГОС. Инновационная школа).





# Использованные источники

01. <http://ppt4web.ru/khimija/ehlektroliticheskaja-dissociacija.html>
02. <http://www.tryphonov.ru/tryphonov5/terms5/pK4.htm>
03. [http://demexp.pspu.ru/digital\\_resources?page=3](http://demexp.pspu.ru/digital_resources?page=3)
04. <http://autosquad.ru/kak-polzovatsya-areometrom>
05. <http://rpp.nashaucheba.ru/docs/index-53922.html>
06. <http://fizhim.com/prigotovlenie-rastvora-i-izmereniye-e/>
07. [http://pogrebok.net/shop/termometry\\_areometry/areometr\\_dlya\\_soli/](http://pogrebok.net/shop/termometry_areometry/areometr_dlya_soli/)
08. <http://lib.convdocs.org/docs/index-63955.html?page=7>
09. <http://ru.convdocs.org/docs/index-160605.html>
10. <http://www.gastroscan.ru/handbook/117/2846>
11. <http://liidweb.com/node/7683>





# Использованные источники

2. <http://www.kristalnikov.net/page5.html>
3. <http://texvedkom.org/archives/115>
4. <http://wiseparents.ru/eksperiment-s-kaпустoj-ili-kak-menya-obvinili-v-besxozyajstvenosti/>
5. <http://interactions.iciq.es/divulgaciocientifica/es/2013/01/06/larc-de-sant-marti-de-la-col-lombardal/>



