

*Ионообменные  
процессы в водных  
растворах.*

# План:

1. Типы электролитов. Теория электролитической диссоциации.
2. Ионные реакции.
3. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН).

**1. Типы электролитов.  
Теория электролитической  
диссоциации.**

⊙ **Электролиты** – это вещества, растворы или расплавы которых содержат ионы и проводят электрический ток.

⊙ К ним относятся соединения с ионным и ковалентным полярным типом связи:  
**соли, кислоты, основания, вода.**

Молекулы электролита в  
растворе или расплаве  
распадаются на ионы –  
положительно заряженные  
катионы ( $K^+$ )  
и отрицательно заряженные  
анионы ( $A^-$ ).

**Электролитическая  
диссоциация –  
это процесс распада  
электролита на ионы под  
действием полярных  
молекул растворителя.**

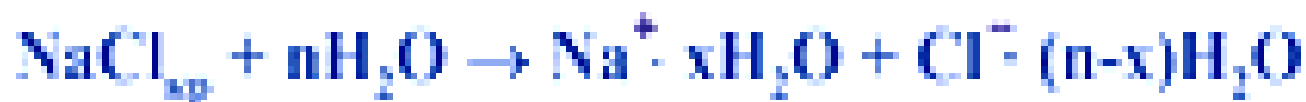
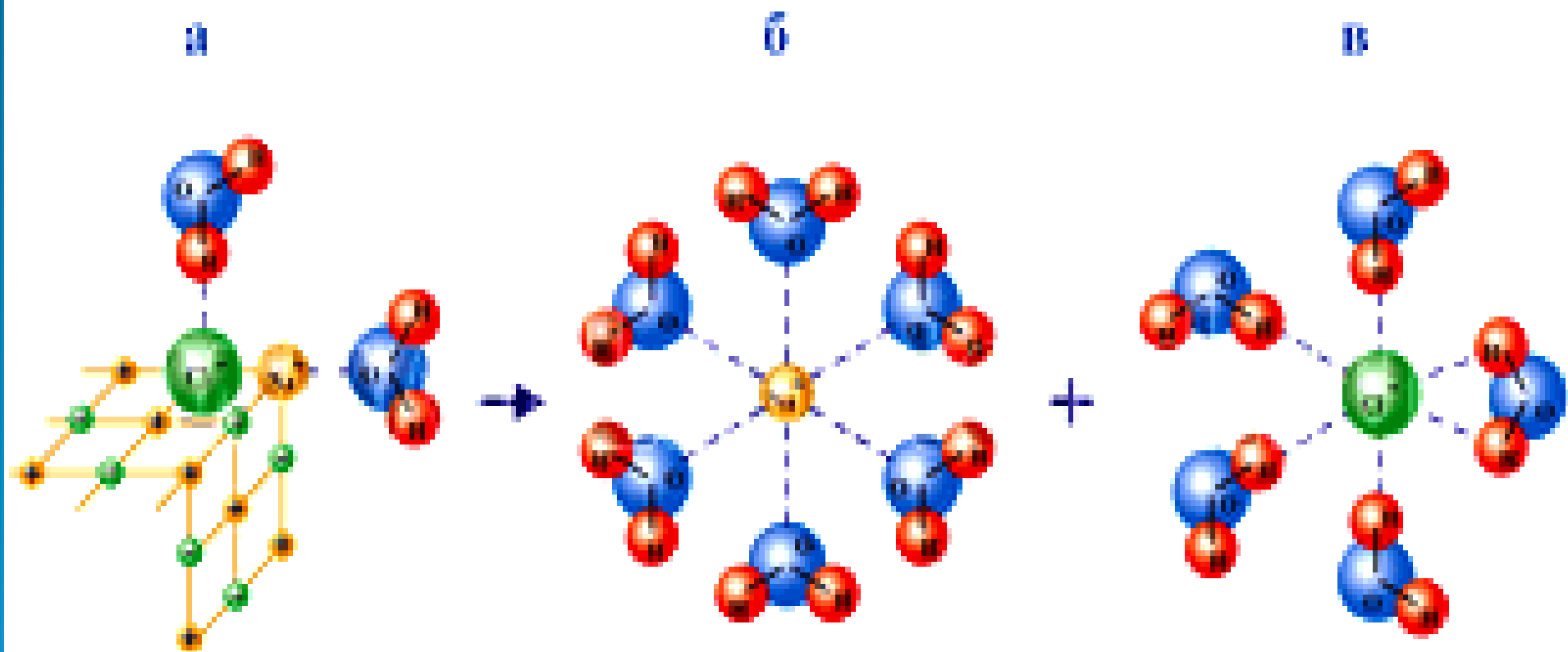
**Теория была создана в 1884-1887 г.г.  
шведским ученым С. Аррениусом.**

**Шведский физикохимик,  
основные работы  
которого посвящены  
учению о растворах  
электролитов и кинетике  
химических реакций.  
Лауреат Нобелевской  
премии (1903)**



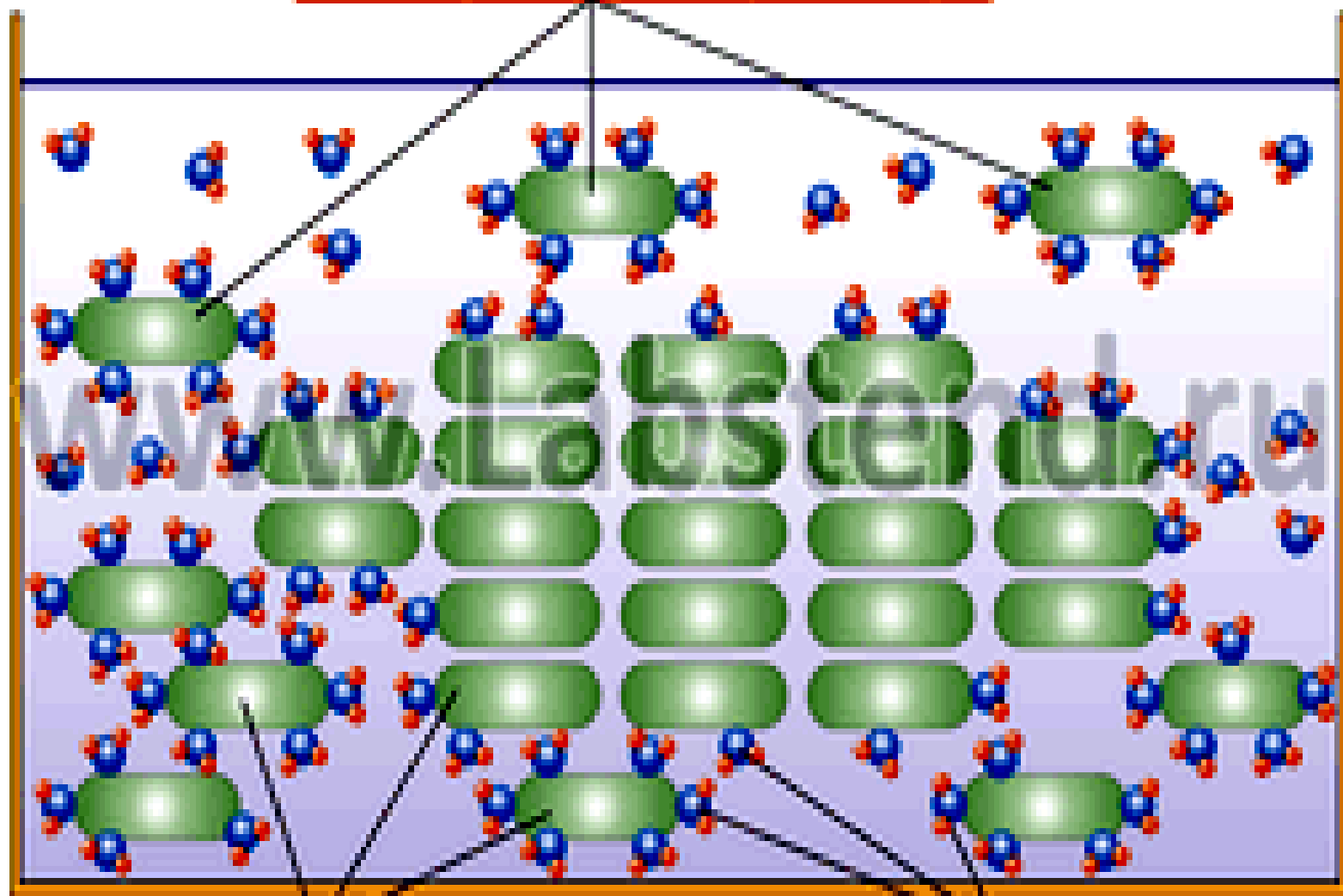
**Сванте Аррениус  
(1859-1927)**

# РАСТВОРЕНИЕ И ДИССОЦИАЦИЯ ИОННОГО КРИСТАЛЛА



# РАСТВОРЕНИЕ И ГИДРАТАЦИЯ МОЛЕКУЛ САХАРА В ВОДЕ

Растворенные молекулы сахара

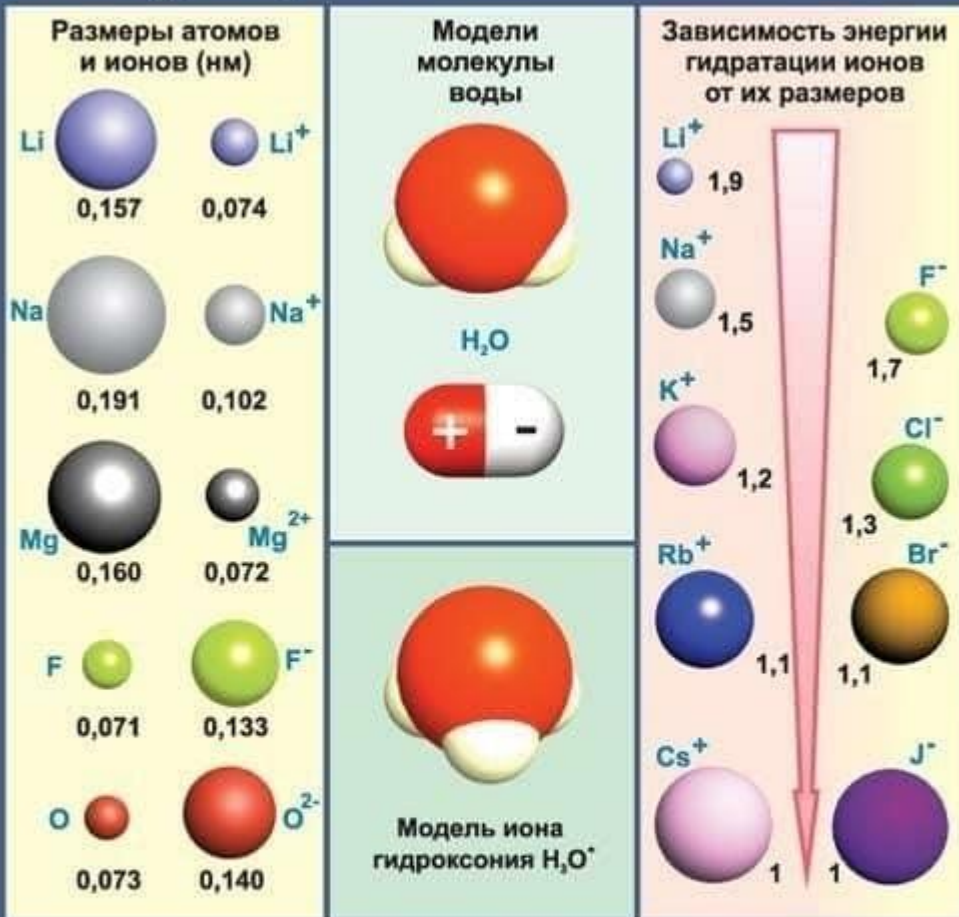


Молекулы сахара

Молекулы воды

# 6

## ГИДРАТАЦИЯ ИОНОВ



### Модели гидратированных ионов

Na<sup>+</sup>



Cl<sup>-</sup>



Гидратная "шуба"

# *Основные положения теории С. Аррениуса*

**1. В растворах электролитов происходит самопроизвольный распад (диссоциация) молекул на ионы, в результате чего раствор становится электропроводным.**

2. Количественной характеристикой процесса диссоциации является **степень электролитической диссоциации ( $\alpha$ )**:

$$\alpha = \frac{\text{число диссоциированных молекул}}{\text{общее число растворенных молекул}}$$

*Степень диссоциации электролита ( $\alpha$ )*  
определяет электропроводность раствора.



3. Электролиты, в зависимости от степени их диссоциации, делятся на ***сильные и слабые***.

Однако это деление несколько условно, т.к. одно и то же вещество, в зависимости от растворителя, может быть как сильным, так и слабым электролитом.

**NaCl в воде — сильный  
электролит,**

**NaCl в бензоле — слабый  
электролит**

**В дальнейшем будут  
рассмотрены только водные  
растворы электролитов.**

# ТИПЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Типы электролитов	$\alpha$	Примеры
сильные	$\alpha \geq 0,3$	$\text{HNO}_3$ , $\text{H}_2\text{SO}_4$ , $\text{HClO}_4$ , $\text{HCl}$ , $\text{HBr}$ , $\text{HI}$
средней силы	$0,03 < \alpha < 0,3$	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , $\text{H}_2\text{SO}_3$ , $\text{H}_3\text{PO}_4$
слабые	$\alpha < 0,03$	$\text{H}_2\text{S}$ , $\text{HCN}$ , $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , $\text{H}_3\text{BO}_3$ , $\text{HgCl}_2$ , $\text{CdCl}_2$ ,

4. Ионы в растворе образуют ионосольваты (ионогидраты); при этом концентрация свободного растворителя в растворе уменьшается.

Экспериментальным путем определяются *числа гидратации*, показывающие, сколько молекул воды связано с одним ионом:

$H^+$	$Li^+$	$Na^+$	$NH_4^+$	$K^+$	$Rb^+$	$Cs^+$
1	120	66	17	16	14	13

$\epsilon$  – диэлектрическая постоянная растворителя, показывающая во сколько раз взаимодействие между ионами в данной среде меньше, чем в вакууме.

$\epsilon(\text{H}_2\text{O}) \sim 81$ ;  $\epsilon(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \sim 24$ ,  
для большинства орг.  
растворителей  $\epsilon = 2-2,5$ .

Вода является лучшей средой для диссоциации электролитов.

## 5. Диссоциация слабых электролитов – обратимый процесс.

К слабым электролитам относятся  
ковалентные соединения.

Для реакции диссоциации в  
водном растворе устанавливается  
равновесие:



В растворах слабых электролитов устанавливается равновесие между молекулами веществ и их ионами:



$$\alpha < 1$$

**Константа равновесия  $K$**  называется константой электролитической диссоциации, которая представляет собой отношение произведения концентраций ионов к концентрации недиссоциированных молекул электролита.



$$K = \frac{[K^{a+}]^n \cdot [A^{b-}]^m}{[K_n A_m]}$$

Чем больше  $K$ , тем лучше электролит распадается на ионы.  
Не зависит от концентрации.

# Диссоциация слабых кислот



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

**Ка** - константа равновесия,  
называемая

**константой кислотности**

**КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ НЕКОТОРЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ**  
( $T = 298 \text{ K}$ ,  $C = 0,1 \text{ моль/л}$ )

Сильные электролиты	$K_a$ I	$K_a$ II	Электролиты средней силы	$K_a$ I	$K_a$ II	$K_a$ III	Слабые электролиты	$K_a$ I	$K_a$ II	$K_a$ III
$\text{HNO}_3$	3,1		$\text{H}_2\text{SO}_4$	$1,7 \cdot 10^2$	$6,2 \cdot 10^2$		$\text{HNO}_2$	$7,1 \cdot 10^{-4}$		
$\text{HI}$	$10^7$		$\text{H}_3\text{PO}_4$	$7,6 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,2 \cdot 10^{-13}$	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$1,7 \cdot 10^{-5}$		
$\text{HBr}$	$10^7$		$\text{HF}$	$6,8 \cdot 10^3$			$\text{H}_2\text{S}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$1,3 \cdot 10^{-14}$	
$\text{HCl}$	$10^7$		$\text{AgOH}$	$5 \cdot 10^{-10}$			$\text{HCO}_2\text{H}$	$4,5 \cdot 10^{-4}$	$4,8 \cdot 10^{-8}$	
$\text{H}_2\text{SO}_3$	$10^2$	$1,3 \cdot 10^3$					$\text{HCN}$	$7,2 \cdot 10^{-10}$		
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		$2,3 \cdot 10^3$					$\text{H}_2\text{SiO}_3$		$1,3 \cdot 10^{-10}$	
$\text{NaOH}$	5,9						$\text{NH}_4\text{OH}$	$1,76 \cdot 10^{-5}$		
$\text{LiOH}$	$6,8 \cdot 10^2$						$\text{Cu(OH)}_2$		$3,7 \cdot 10^{-6}$	
$\text{Ca(OH)}_2$		$4 \cdot 10^3$					$\text{Zn(OH)}_2$	$4,4 \cdot 10^{-4}$	$1,5 \cdot 10^{-6}$	
							$\text{Fe(OH)}_2$		$5 \cdot 10^{-10}$	$3 \cdot 10^{-16}$
							$\text{HONH}_2$	$1,8 \cdot 10^{-6}$		

Константа диссоциации и  
степень диссоциации  
взаимосвязаны между собой  
по закону разбавления  
(Оствальд, 1888 г.)

$$K = \alpha^2 C$$

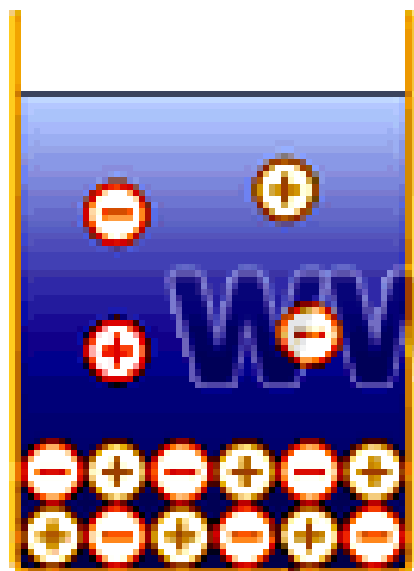
$$\alpha \approx \sqrt{K/C}$$

Для слабых электролитов  $K < 10^{-4}$ .

# СОСТОЯНИЕ СИЛЬНЫХ И СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ В РАСТВОРЕ

Сильные электролиты

Слабый электролит

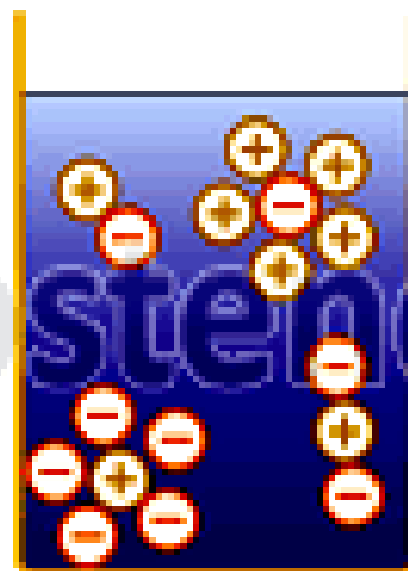


А

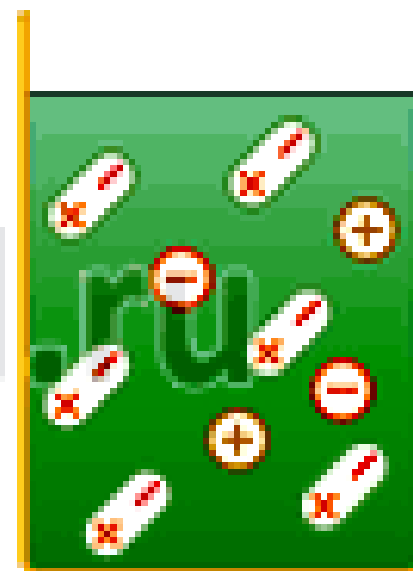
Осадки



Б



В



Г

Малорастворимый  
электролит

Хорошо растворимый  
электролит  
(разбавленный раствор)

Хорошо растворимый  
электролит  
(концентриров. раствор)

В периоде сила кислородсодержащей кислоты растет с увеличением заряда и с уменьшением радиуса иона кислотообразующего элемента:  
 $\text{H}_4\text{SiO}_4 < \text{H}_3\text{PO}_4 < \text{H}_2\text{SO}_4 < \text{HClO}_4$ .

Для одного и того же элемента  
константа диссоциации  
различных кислот возрастает  
по мере увеличения степени  
окисления  
кислотообразующего элемента



В пределах одной группы элементов сила кислоты уменьшается по мере увеличения радиуса кислотообразующего элемента:



⦿ Для многоосновных кислот способность к диссоциации уменьшается по мере увеличения отрицательного заряда аниона:



# Протонная теория Бренстеда – Лоури

Кислотой называется вещество, способное быть донором протонов, а основанием – вещество, которое может присоединить протон:



$\text{HAn}$  – кислота,  $\text{An}^-$  – основание, сопряженное с этой кислотой.

Любой кислоте соответствует сопряженное с ней основание.  $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{NH}_4^+.$

Любое кислотно-основное равновесие включает взаимодействие двух пар сопряженных кислот и оснований.

# Различают:

- **кислоты–молекулы** ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ),
- **кислоты-катионы** ( $\text{NH}_4^+$ ),
- **кислоты–анионы** ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ )

## **Электролиты в организме:**

- а) удерживают воду в виде гидратов;**
- б) создают осмотическое давление биологических жидкостей.**

**Существование перепадов осмотического давления является причиной активного транспорта воды;**

- в) влияют на растворимость газов, а также белков, аминокислот и других органических соединений.**

В разбавленных растворах  
наблюдается  
*солевой эффект* –  
увеличение  
растворимости веществ в  
присутствии  
электролитов.

В концентрированных  
растворах имеет место  
*эффект высаливания* –

уменьшение

растворимости веществ в  
присутствии электролитов.

## 2. Ионные реакции.

⦿ **Реакции ионного обмена** – это реакции между ионами, которые ведут к образованию слабого электролита:

***H<sub>2</sub>O,***

***осадки веществ,***

***газы (легколетучие вещества),***

***комплексные ионы.***

Уравнения реакций в растворах электролитов рекомендуется записывать в ионной форме.

В ионных уравнениях неэлектролиты и слабые электролиты записываются в виде молекул.



(молекулярное уравнение);



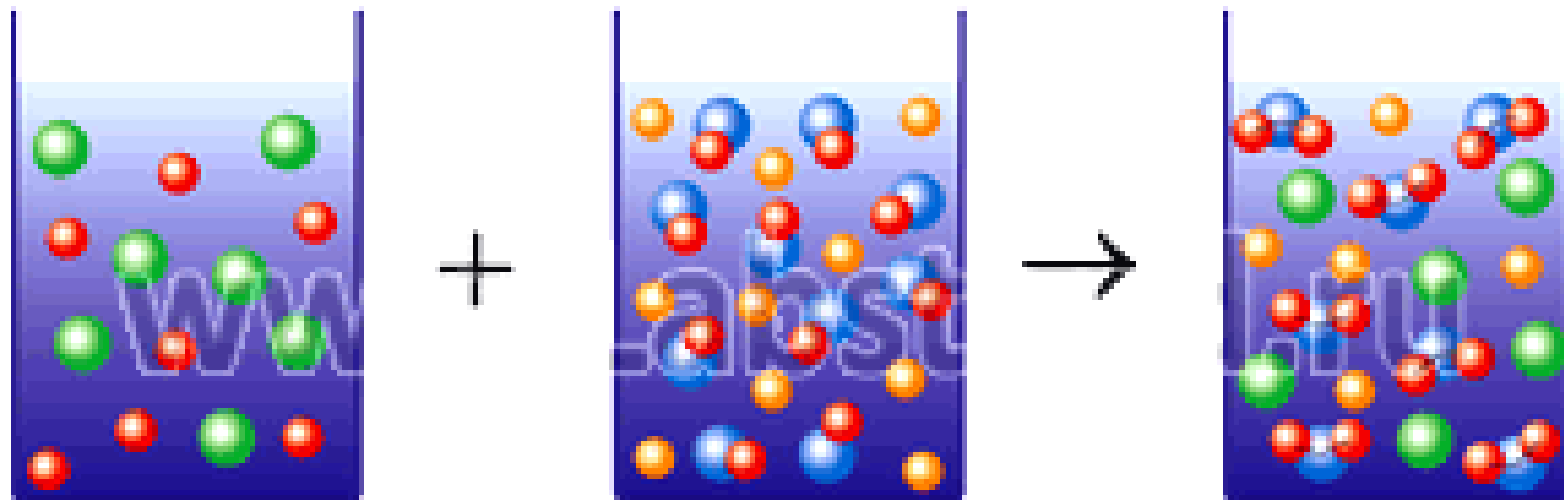
(полное ионное уравнение);



(краткое ионное уравнение).

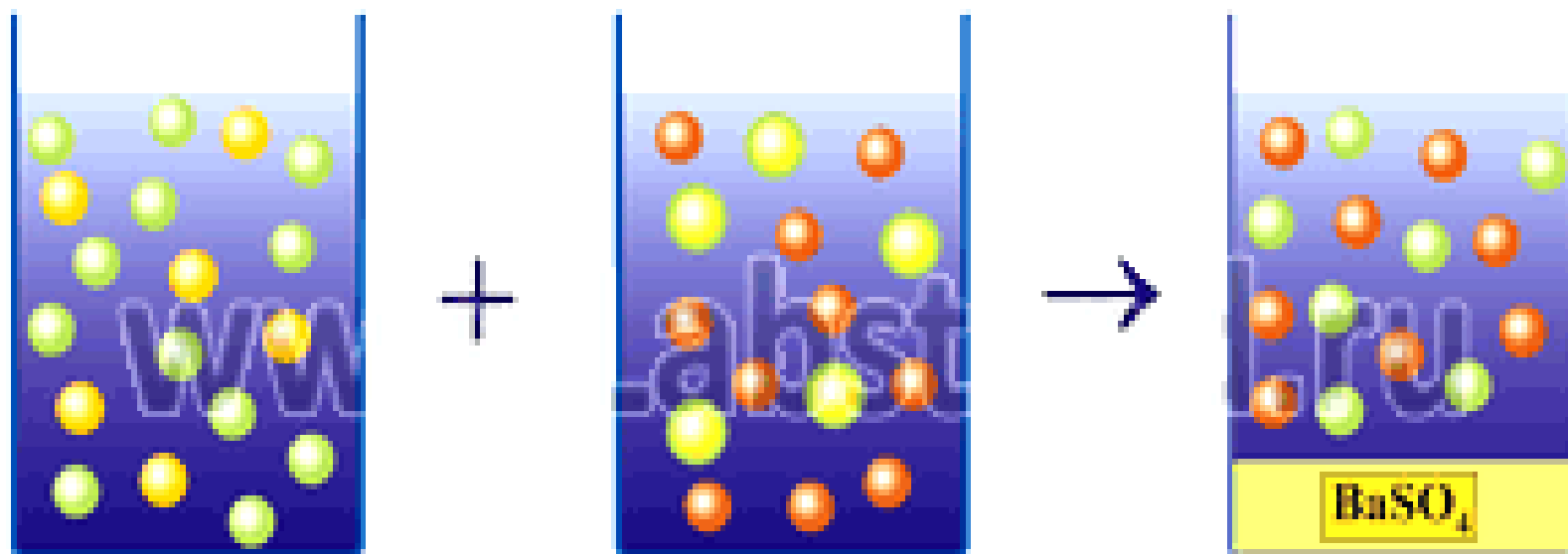
Краткое ионное уравнение выражает сущность процесса.

РЕАКЦИИ МЕЖДУ ИОНАМИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ, ИДУЩИЕ С ОБРАЗОВАНИЕМ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА, НА ПРИМЕРЕ РЕАКЦИИ:

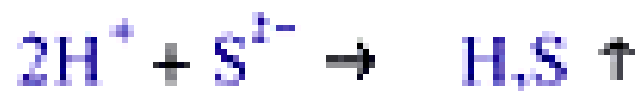


● - ион водорода ● - ион  $\text{Cl}^-$  ● - ион  $\text{Na}^+$  ● - ион  $\text{OH}^-$  ● - молекула  $\text{H}_2\text{O}$

РЕАКЦИИ МЕЖДУ ИОНАМИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ, ПРОТЕКАЮЩИЕ С ОБРАЗОВАНИЕМ МАЛОРАСТВОРИМОГО ВЕЩЕСТВА, НА ПРИМЕРЕ РЕАКЦИИ:



РЕАКЦИИ МЕЖДУ ИОНАМИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ, ПРОТЕКАЮЩИЕ С ОБРАЗОВАНИЕМ ГАЗОБРАЗНОГО ВЕЩЕСТВА, НА ПРИМЕРЕ РЕАКЦИИ:



● - ион  $\text{H}^+$    
 ● - ион  $\text{Cl}^-$    
 ● - ион  $\text{Na}^+$    
 ● - ион  $\text{S}^{2-}$    
 ●●● - молекула  $\text{H}_2\text{S}$

## РАСТВОРИМОСТЬ СОЛЕЙ, КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

Ионы	H <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Al <sup>3+</sup>
OH <sup>-</sup>		P	P	P	—	P	M	M	H	H	M	H	H	H
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	P
Γ	P	P	P	P	H	P	P	P	P	—	M	P	—	P
S <sup>2-</sup>	P	P	P	P	H	P	—	—	H	H	H	H	H	—
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	M	M	M	P	M	—	H	M	—	—
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	M	P	P	P
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	M	H	H	M	M	—	H	H	—	—
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H	—	P	P	—	H	H	H	H	—	H	H	—	—
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	—	P	P	—	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	—	P	P	—	P	P	P	—	—	—	—	—	—
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	P	P		P	P	P	P	P	P	P	—	—	—	—

**P** растворимые  
(больше 1 г  
в 100 г воды)

**M** малорастворимые  
(от 0,001 г до 1 г  
в 100 г воды)

**H** нерастворимые  
(меньше 0,001 г  
в 100 г воды)

**—** реагируют  
или  
не существуют

# 3.Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH)

**Кислотность является важной характеристикой как водных растворов, так и биологических жидкостей.**

**Она определяется соотношением концентраций ионов  $H^+$  и  $OH^-$ .**

**Вода является слабым электролитом и диссоциирует по уравнению**



**Применение закона действия масс к процессу диссоциации воды дает возможность записать константу электролитической диссоциации:**

$$K = ([\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]) / [\text{H}_2\text{O}] = 1,82 \cdot 10^{-16} \text{ (при температуре } 25 \text{ }^\circ\text{C}).$$

## ● Концентрация

недиссоциированных молекул

воды равна  $1000 / (18 \cdot 1\text{л}) =$

$55,56$  моль/л.

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] =$$

$$1,82 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}.$$

Произведение  
концентраций ионов  
водорода и гидроксид-ионов  
называется **ионным  
произведением воды**:

$$K_w = K_b = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}.$$

**Вода – очень слабый  
природный электролит:  
при комнатной  
температуре из 5 млн.  
молекул воды  
диссоциирует на ионы  
только одна молекула**

**ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ ( $K_{H_2O}$ )  
ПРИ РАЗЛИЧНЫХ ТЕМПЕРАТУРАХ (ПО ЛУРЬЕ)**

$t, ^\circ\text{C}$	0	20	25	40	60	80	100
$K_{H_2O}$	$0,11 \cdot 10^{-14}$	$0,69 \cdot 10^{-14}$	$1,00 \cdot 10^{-14}$	$2,95 \cdot 10^{-14}$	$9,55 \cdot 10^{-14}$	$25,1 \cdot 10^{-14}$	$55,0 \cdot 10^{-14}$
$c_{H^+} = c_{OH^-}$	$0,33 \cdot 10^{-7}$	$0,83 \cdot 10^{-7}$	$1,00 \cdot 10^{-7}$	$1,70 \cdot 10^{-7}$	$3,09 \cdot 10^{-7}$	$5,01 \cdot 10^{-7}$	$7,41 \cdot 10^{-7}$

Диссоциация воды описывается  
константой равновесия,  
называемой ионным  
произведением воды:

$$K_w = [H^+] [OH^-] = 10^{-14}$$

В нейтральной среде

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

- Для количественной характеристики среды растворов чаще всего пользуются концентрацией водородных ионов:  
кислый раствор –  $[H^+] > 10^{-7}$  моль/л;  
нейтральный –  $[H^+] = 10^{-7}$  моль/л;  
щелочной –  $[H^+] < 10^{-7}$  моль/л.
- Зная концентрацию ионов водорода, всегда можно вычислить концентрацию гидроксильных ионов по формуле ионного произведения воды.

**Водородный показатель рН** – это показатель реакции среды, который равен отрицательному десятичному логарифму концентрации ионов водорода:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+].$$

$$\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7$$

Для характеристики кислотности используется водородный показатель (рН), рассчитываемый по уравнениям:

$$\text{pH} = - \lg[\text{H}^+]$$

- для слабых электролитов

$$\text{pH} = - \lg \alpha (\text{H}^+)$$

Тогда рН различных растворов будут иметь следующие значения:

$\text{pH} = 7$  – среда нейтральная;

$\text{pH} < 7$  – среда кислая;

$\text{pH} > 7$  – среда щелочная.

Реже для характеристики реакции среды раствора используется гидроксильный показатель рОН, равный:

$$pOH = - \lg[OH^-]$$

– для слабых электролитов

$$pOH = - \lg \alpha(OH^-)$$

$$pOH = - \lg 10^{-7} = 7$$

Для одного раствора

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

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

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

**Для воды и водных растворов:**

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]}$$

**В кислой среде:**



$$\text{pH} < 7, \text{pOH} > 7$$

**В щелочной среде:**



$$\text{pH} > 7 \quad \text{pOH} < 7$$

## **Опасность изменения рН связана:**

- 1) со снижением активности ферментов и гормонов, активных только в узком диапазоне рН;**
- 2) с изменением осмотического давления биологических жидкостей;**
- 3) с изменением скорости биохимических реакций, катализируемых катионами  $H^+$ .**

# Шкала рН

Нейтральная  
среда



$[H^+], M$

1

$10^{-5}$

$10^{-7}$

$10^{-9}$

$10^{-14}$

рН

0

5

7

9

14

Сильнокислая  
среда

Слабокислая  
среда

Слабощелочная  
среда

Сильнощелочная  
среда



# Свойства некоторых кислотно-основных индикаторов.

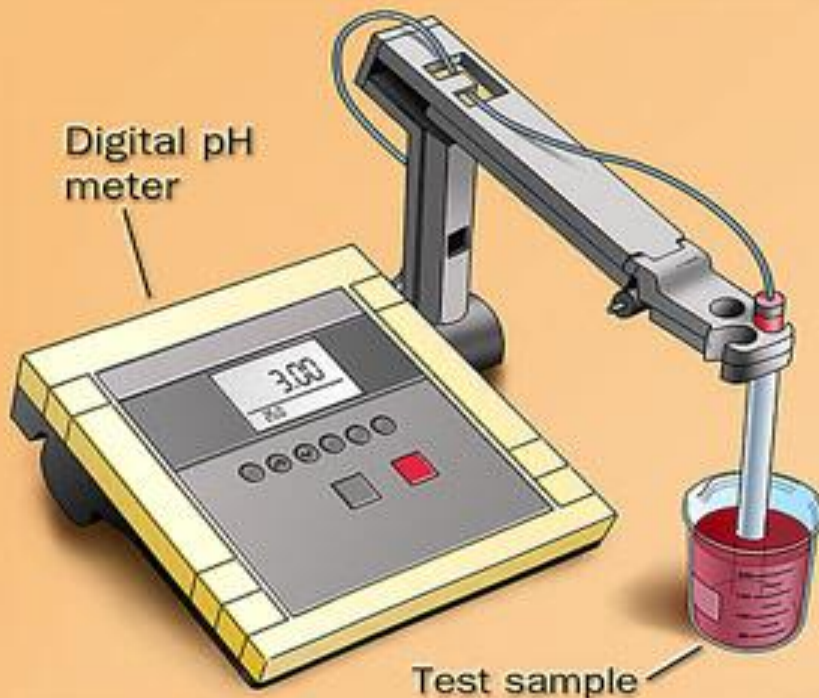
Индикатор	Интервал рН перехода окраски	Окраска	
		В кислой среде	В щелочной среде
Метиловый фиолетовый	0-3	Желто-зеленая	Фиолетово-голубая
Метиловый оранжевый	3,1-4,4	Красная	Желтая
Лакмус	5-8	Красная	Синяя
Фенолфталеин	8,3-10,0	Бесцветная	Красная
Индиго карминовый	12-14	Голубая	Желтая

## ОКРАСКА УНИВЕРСАЛЬНОГО ИНДИКАТОРА В РАСТВОРАХ С РАЗЛИЧНЫМИ ЗНАЧЕНИЯМИ pH- СРЕДЫ

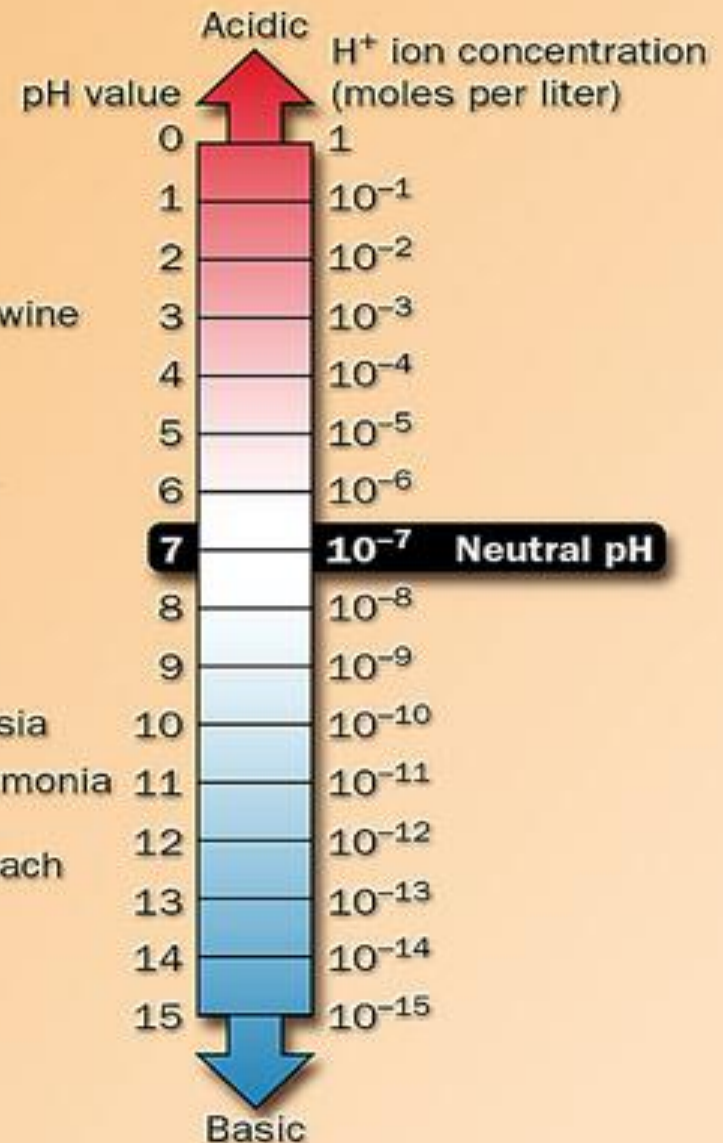
Индикатор \ pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Тропесолвин	Red	Orange	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow
Метилловый оранжевый	Red	Red	Orange	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red
Метилловый красный	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red
Ализарин. желтый Р	Red	Orange	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Orange	Orange	Brown	Brown
Бромтимол. синий	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Dark Blue	Dark Blue	Dark Blue	Dark Blue	Dark Blue	Dark Blue
Фенолфталеин	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Pink	Pink	Pink	Pink	Pink	Pink	Pink
Универсальный	Red	Pink	Orange	Red	Red	Yellow	Yellow	Yellow	Dark Blue	Purple	Purple	Purple	Purple	Purple

- Используя набор различных индикаторов, можно достаточно точно определить рН раствора. При электрометрическом методе определения рН применяют лабораторные рН-метры, или ионометры.

# Потенциометрический метод



- Stomach acid
- Lemon juice
- Vinegar, cola, wine
- Tomato juice
- Black coffee
- Distilled water
- Human urine
- Human saliva**
- Human blood
- Seawater
- Baking soda
- Milk of magnesia
- Household ammonia
- Household bleach
- Oven cleaner
- Drain opener



**Спасибо за внимание!**