

Растворы электролитов

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.**

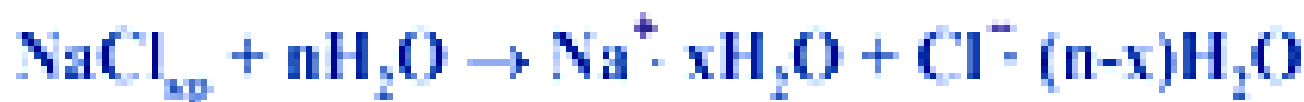
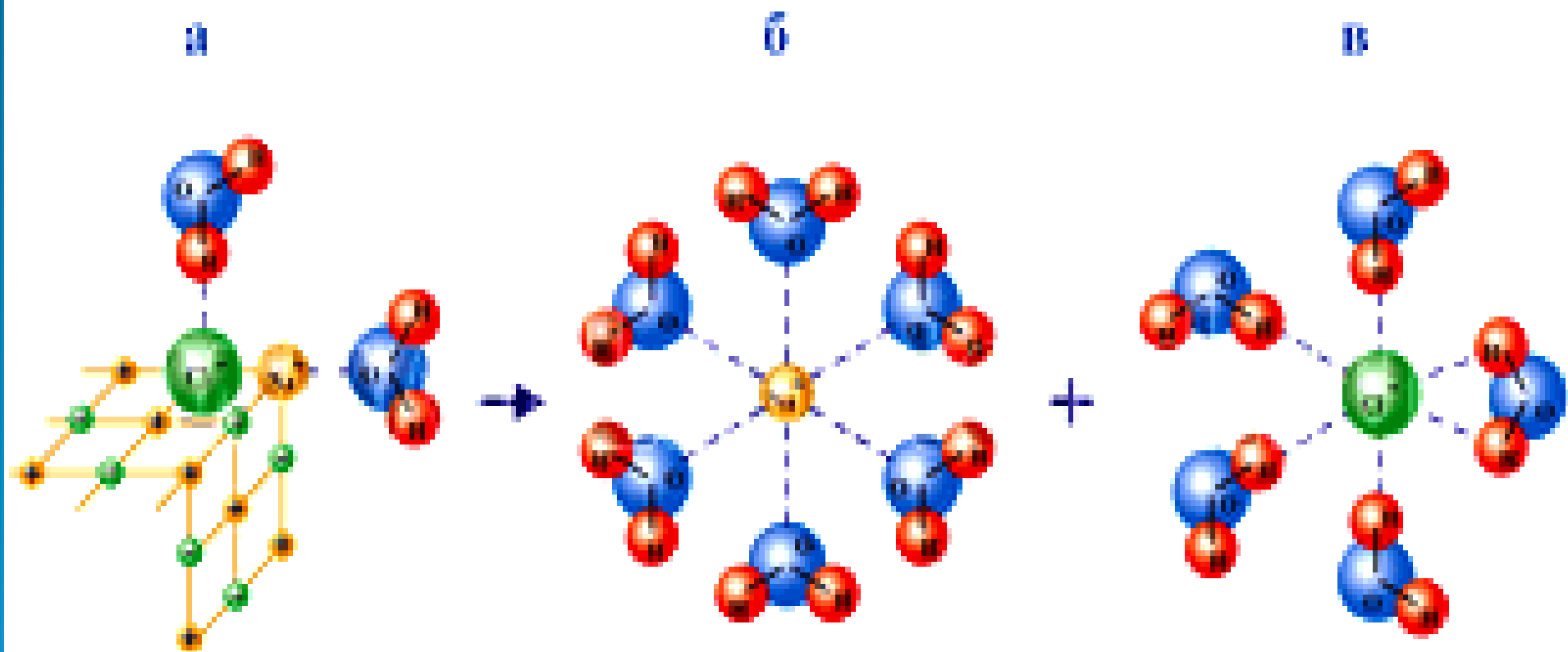
**Теория была создана в 1884-1887 г.г.
шведским ученым С. Аррениусом.**

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



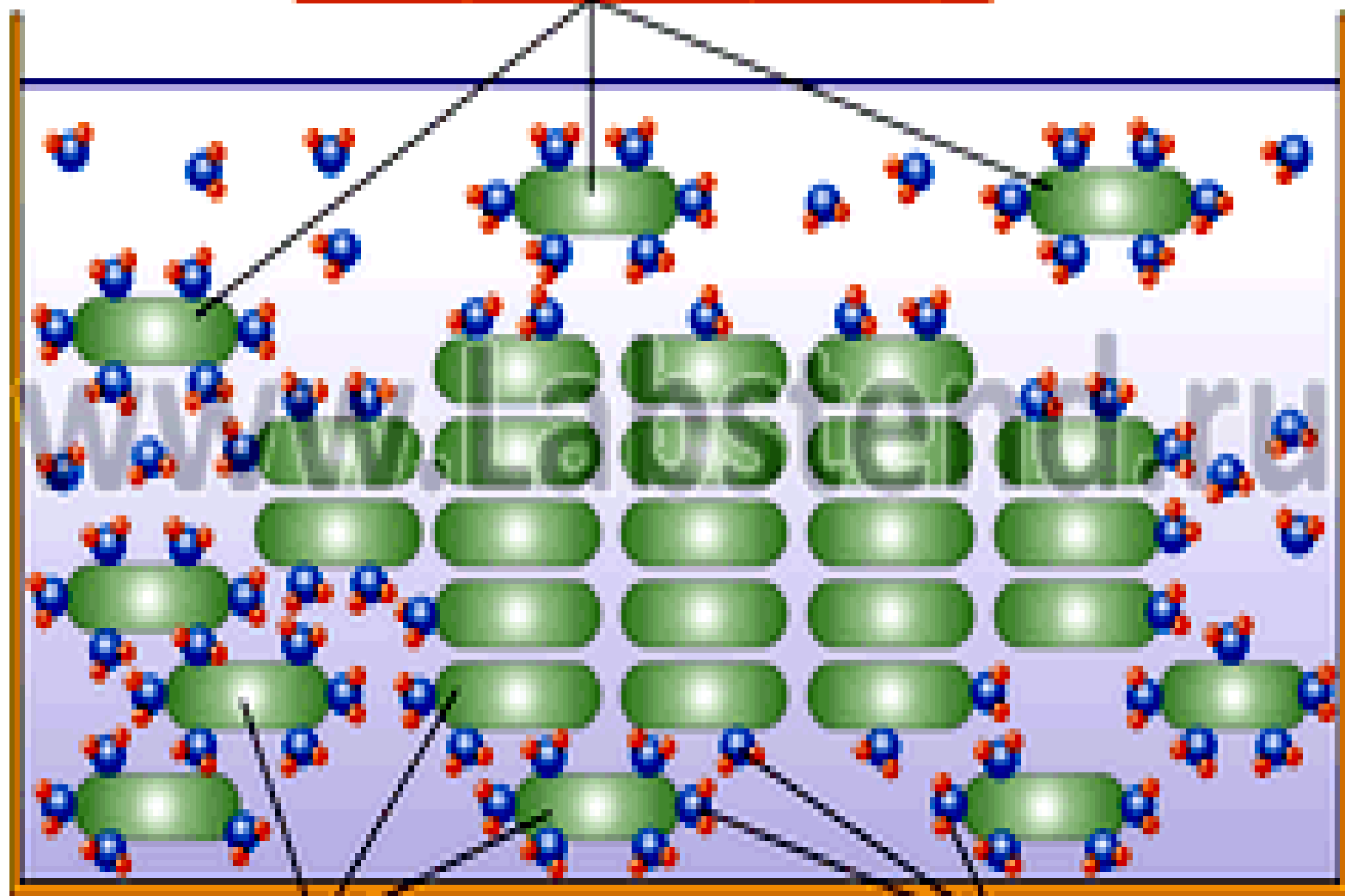
**Сванте Аррениус
(1859-1927)**

РАСТВОРЕНИЕ И ДИССОЦИАЦИЯ ИОННОГО КРИСТАЛЛА



РАСТВОРЕНИЕ И ГИДРАТАЦИЯ МОЛЕКУЛ САХАРА В ВОДЕ

Растворенные молекулы сахара



Молекулы сахара

Молекулы воды

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 (α)**:

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

Степень диссоциации электролита (α)
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	α	Примеры
сильные	$\alpha \geq 0,3$	HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HCl , HBr , HI
средней силы	$0,03 < \alpha < 0,3$	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, H_2SO_3 , H_3PO_4
слабые	$\alpha < 0,03$	H_2S , HCN , H_2SiO_3 , H_3BO_3 , HgCl_2 , 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

ϵ — 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

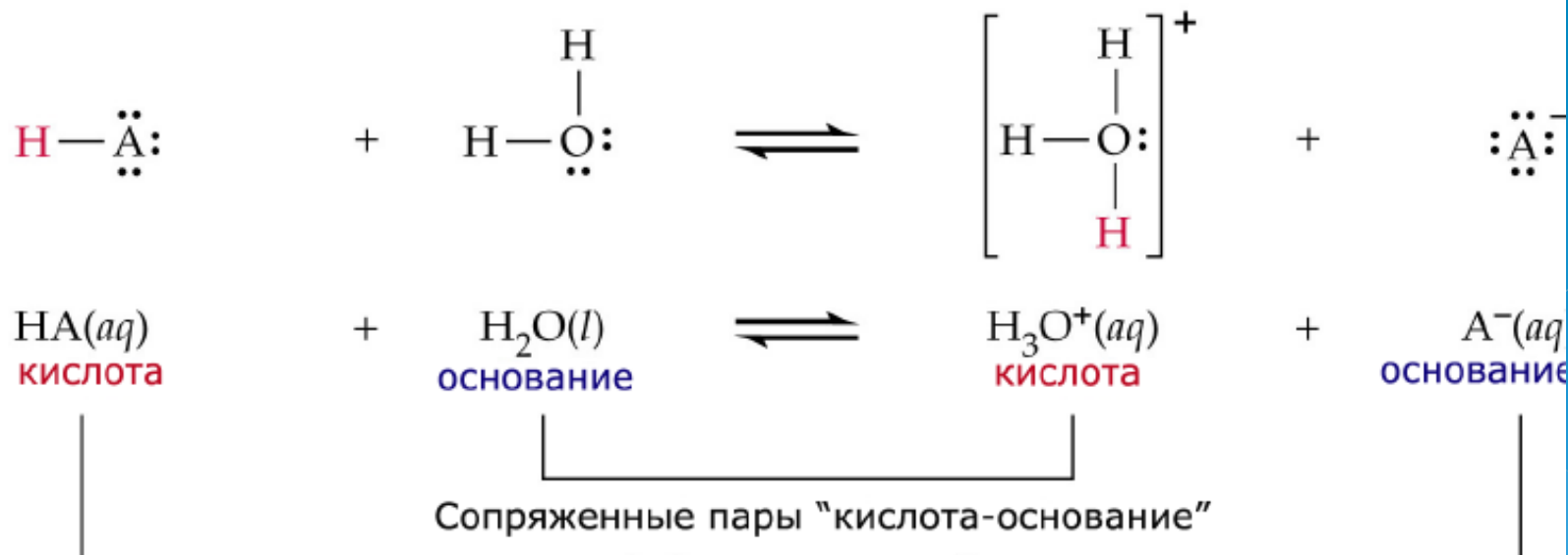
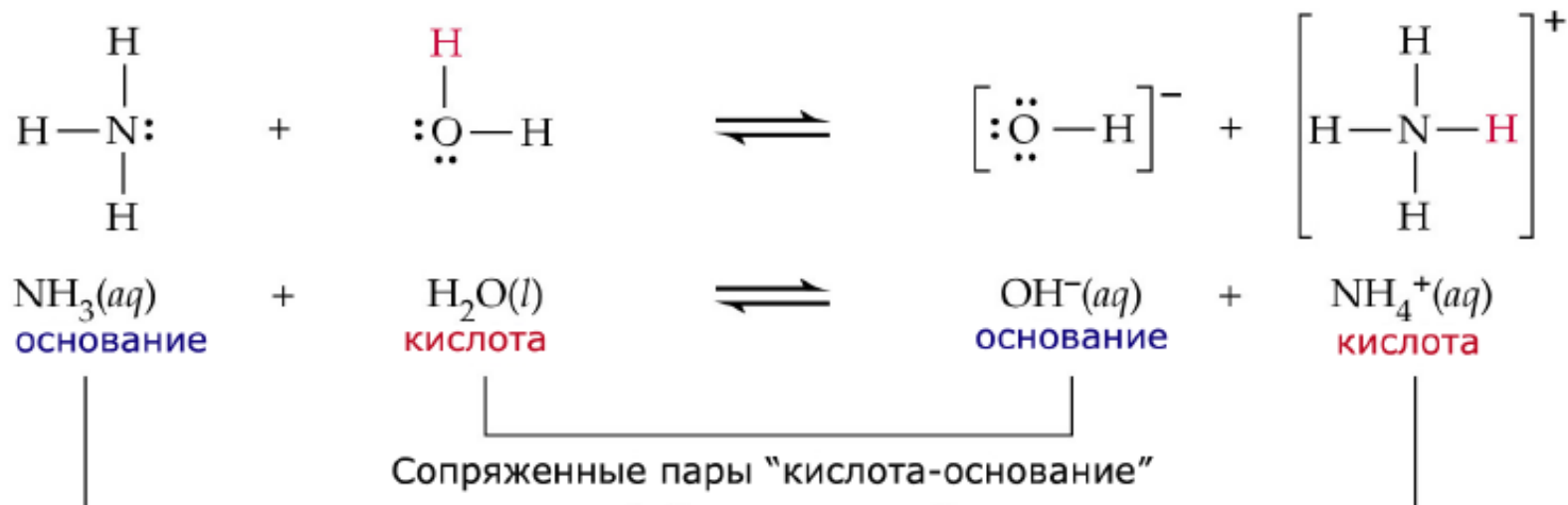
Слабый электролит	Формула	$K_{\text{дис}}$
Водный аммиак	NH_4OH	$2 \cdot 10^{-5}$
Пероксид водорода	H_2O_2	$K_1 \approx 1 \cdot 10^{-12},$ $K_2 \approx 1 \cdot 10^{-25}$
Угольная кислота	H_2CO_3	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7},$ $K_2 = 4,7 \cdot 10^{-11}$
Азотистая кислота	HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$
Кремниевая кислота	H_2SiO_3	$K_1 \approx 1 \cdot 10^{-10},$ $K_2 = 1 \cdot 10^{-12}$
Сернистая кислота	H_2SO_3	$K_1 = 2 \cdot 10^{-2},$ $K_2 = 6 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная кислота	H_2S	$K_1 = 6 \cdot 10^{-8},$ $K_2 = 1 \cdot 10^{-14}$
Плавиковая кислота	HF	$7 \cdot 10^{-4}$
Синильная кислота	HCN	$8 \cdot 10^{-10}$
Ортофосфорная кислота	H_3PO_4	$K_1 = 8 \cdot 10^{-3},$ $K_2 = 6 \cdot 10^{-8},$ $K_3 = 1 \cdot 10^{-12}$
Уксусная кислота	CH_3COOH	$2 \cdot 10^{-5}$

Константы кислотности (вода, 25°C)

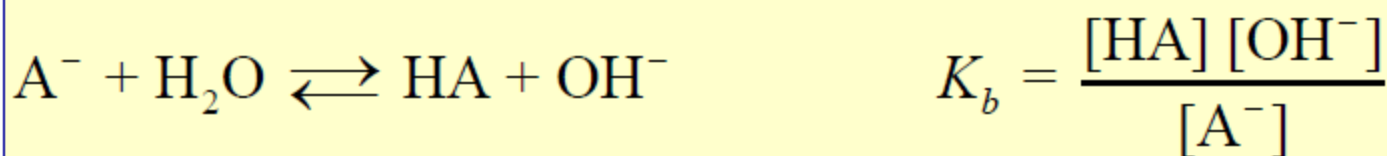
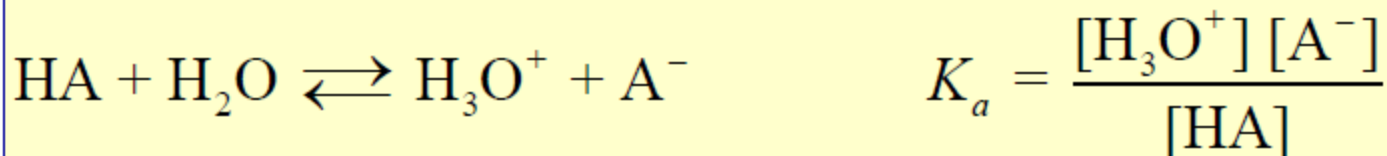
Кислота	HA	A ⁻	K _a	pK _a
Хлорная	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	10 ¹⁰	-10
Хлоро- водородная	HCl	Cl ⁻	10 ⁷	-7
Серная	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	10 ²	-2
Ион гидроксония	H ₃ O ⁺	H ₂ O	1	0
Сернистая	H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻	1.5×10 ⁻²	1.81
Угльная	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	4.3×10 ⁻⁷	6.37
Цианисто- водородная	HCN	CN ⁻	4.9×10 ⁻¹⁰	9.31

Сопряженные кислоты и основания

Кислота отдает H^+ , основание принимает H^+



Сопряженные кислоты и основания





$$K_a K_b = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w \quad \text{p}K_a + \text{p}K_b = \text{p}K_w = 14$$

Чем сильнее кислота, тем слабее сопряженное ей основание, и наоборот

Кислота	HCl	H ₂ SO ₄	H ₃ O ⁺	H ₂ SO ₃	HSO ₄ ⁻	H ₃ PO ₄	HF	NH ₄ ⁺	H ₂ O
Основание	Cl ⁻	HSO ₄ ⁻	H ₂ O	HSO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	F ⁻	NH ₃	OH ⁻
K _a	10 ⁷	10 ²	1	1.5·10 ⁻²	1.2·10 ⁻²	7.5·10 ⁻³	3.5·10 ⁻⁴	5.6·10 ⁻¹⁰	10 ⁻¹⁴
pK _a	-7	-2	0	1.8	1.9	2.1	3.5	9.3	14

Сопряженные кислоты и основания

		Кислота HA			Основание A ⁻		
 <p>Сила кислот</p>	}	HClO ₄	} Сильные кислоты, полностью диссоциируют в водном растворе	}	ClO ₄ ⁻	} Очень слабые основания, практически не протонируются в водном растворе	 <p>Сила оснований</p>
		HCl			Cl ⁻		
		H ₂ SO ₄			HSO ₄ ⁻		
		HNO ₃			NO ₃ ⁻		
	}	H ₃ O ⁺	} Слабые кислоты, диссоциируют обратимо, в растворе - смесь HA, A ⁻ и H ₃ O ⁺	}	H ₂ O	} Слабые основания, обратимо протонируются в водном растворе	
		HSO ₄ ⁻			SO ₄ ²⁻		
		H ₃ PO ₄			H ₂ PO ₄ ⁻		
		HNO ₂			NO ₂ ⁻		
		HF			F ⁻		
		CH ₃ CO ₂ H			CH ₃ CO ₂ ⁻		
		H ₂ CO ₃			HCO ₃ ⁻		
		H ₂ S			HS ⁻		
	}	NH ₄ ⁺	} Очень слабые кислоты, практически не диссоциируют	}	NH ₃	} Сильные основания, протонированы на 100%	
		HCN			CN ⁻		
		HCO ₃ ⁻			CO ₃ ²⁻		
H ₂ O		OH ⁻					
NH ₃		NH ₂ ⁻					
OH ⁻	O ²⁻						
H ₂	H ⁻						

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
HNO_3	3,1		H_2SO_4	$1,7 \cdot 10^2$	$6,2 \cdot 10^2$		HNO_2	$7,1 \cdot 10^{-4}$		
HI	10^7		H_2PO_4	$7,6 \cdot 10^{-8}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,2 \cdot 10^{-11}$	CH_3COOH	$1,7 \cdot 10^{-5}$		
HBr	10^7		HF	$6,8 \cdot 10^3$			H_2S	$1 \cdot 10^{-7}$	$1,3 \cdot 10^{-14}$	
HCl	10^7		AgOH	$5 \cdot 10^{-10}$			HCO_2	$4,5 \cdot 10^{-4}$	$4,8 \cdot 10^{-8}$	
H_2SO_3	10^2	$1,3 \cdot 10^3$					HCN	$7,2 \cdot 10^{-10}$		
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		$2,3 \cdot 10^4$					H_2SiO_3		$1,3 \cdot 10^{-11}$	
NaOH	5,9						NH_4OH	$1,76 \cdot 10^{-5}$		
LiOH	$6,8 \cdot 10^2$						Cu(OH)_2		$3,7 \cdot 10^{-21}$	
Ca(OH)_2		$4 \cdot 10^3$					Zn(OH)_2	$4,4 \cdot 10^{-17}$	$1,5 \cdot 10^{-17}$	
							Fe(OH)_3		$5 \cdot 10^{-38}$	$3 \cdot 10^{-38}$
							HOH	$1,8 \cdot 10^{-16}$		

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

$$K = \alpha^2 C$$

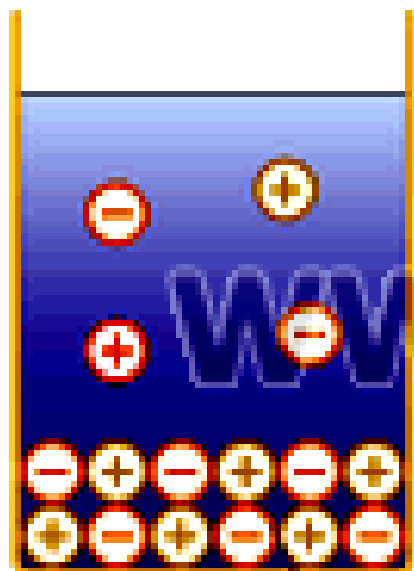
$$\alpha \approx \sqrt{K/C}$$

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

СОСТОЯНИЕ СИЛЬНЫХ И СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ В РАСТВОРЕ

Сильные электролиты

Слабый электролит



А

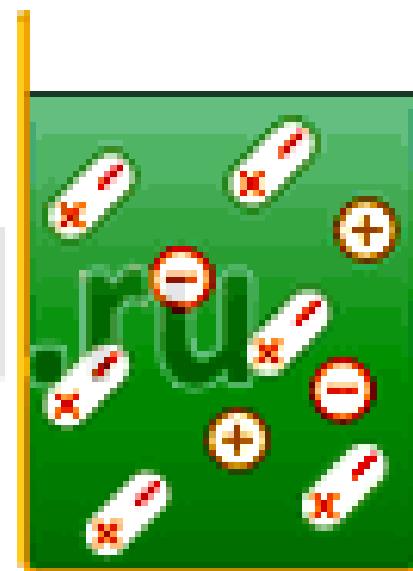
Осадки



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:



HAn – кислота, 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** (CH_3COOH),
- **кислоты-катионы** (NH_4^+),
- **кислоты–анионы** (H_2PO_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:

H₂O,

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);



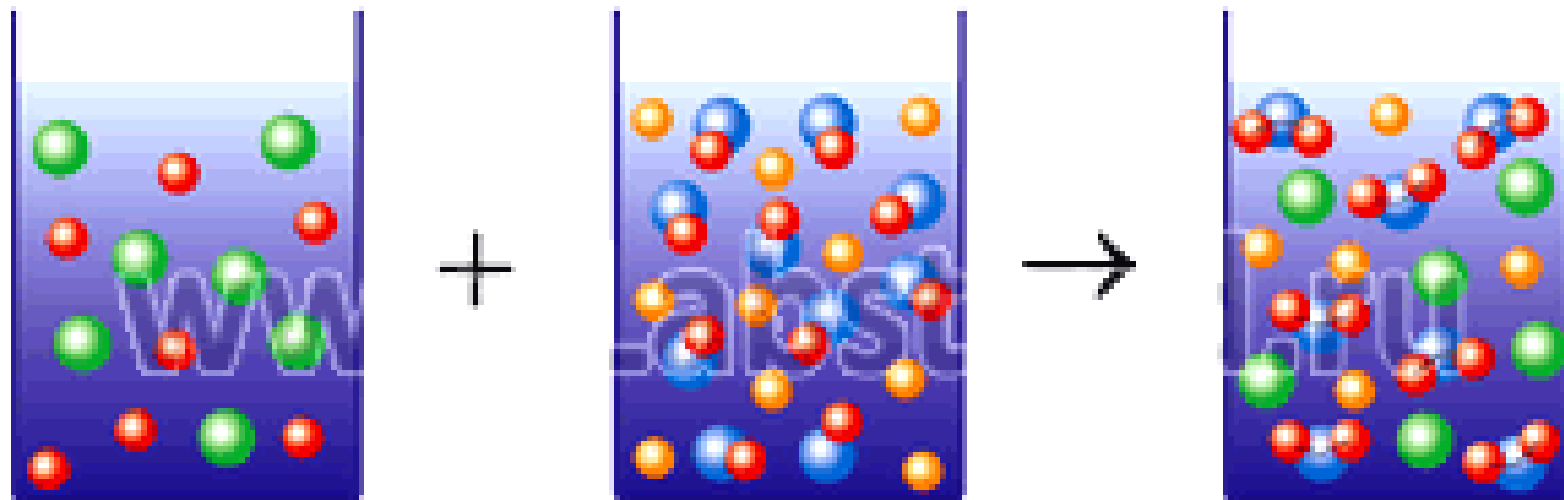
(полное ионное уравнение);



(краткое ионное уравнение).

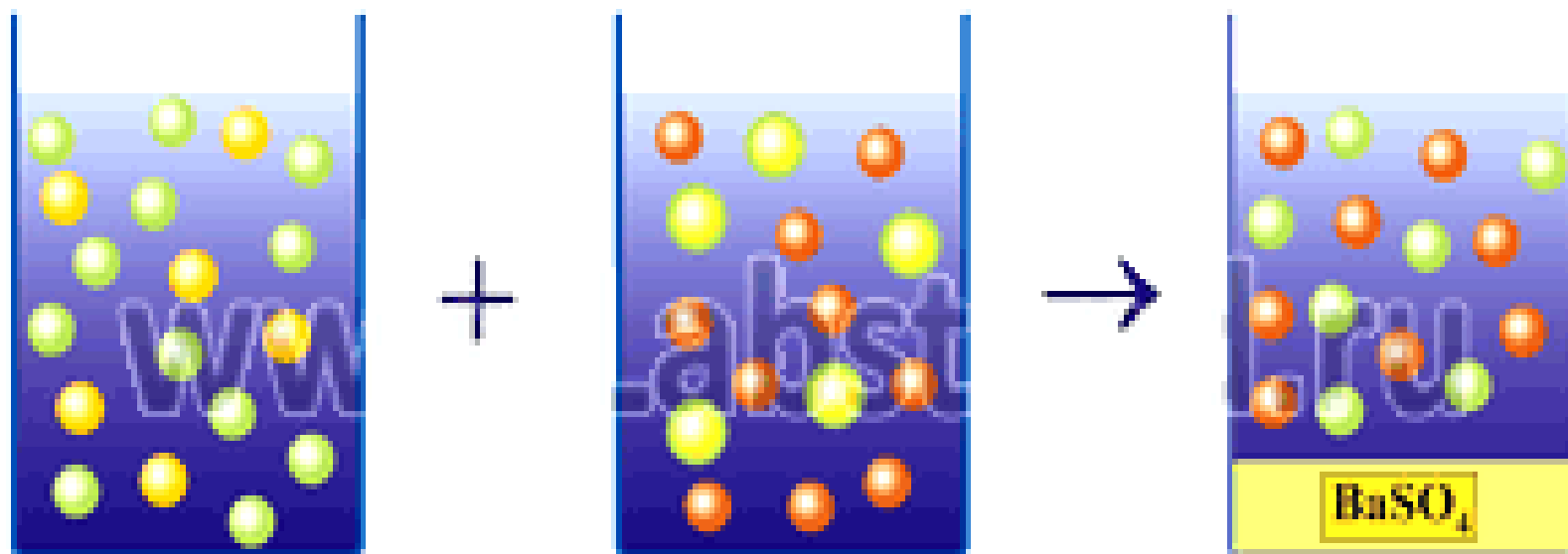
Краткое ионное уравнение выражает сущность процесса.

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

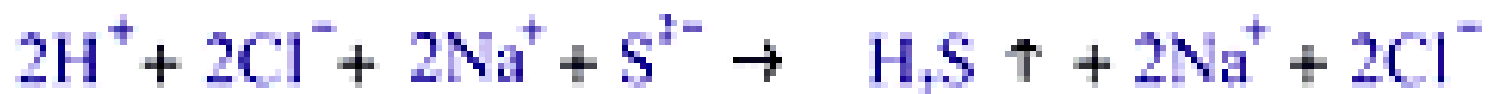
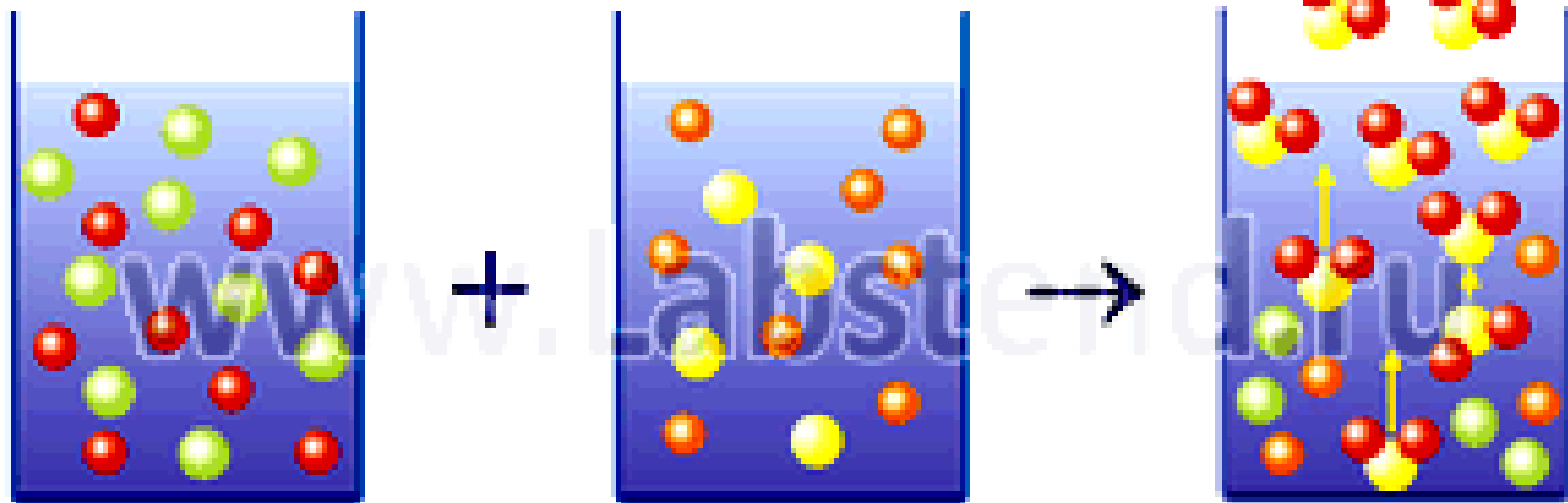


● - ион водорода ● - ион Cl^- ● - ион Na^+ ● - ион OH^- ● - молекула H_2O

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 H^+ ● - ион Cl^- ● - ион Na^+ ● - ион S^{2-} ●● - молекула H_2S

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

Анионы	Катионы																			
	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	М	Р	
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	-	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	М	
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	М	М	-	-	М	-	Н	-	М	Н	Н	-	Н	-	
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	-	Р	Н	Р	
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	-	
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	-	Н	Н	Н	-	-	Н	-	-	Н	Н	-	-	-	Н	-	
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	

Р – растворяются;
 М – мало растворяются;
 Н – не растворяются;
 - – в водной среде разлагаются

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:

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

**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.

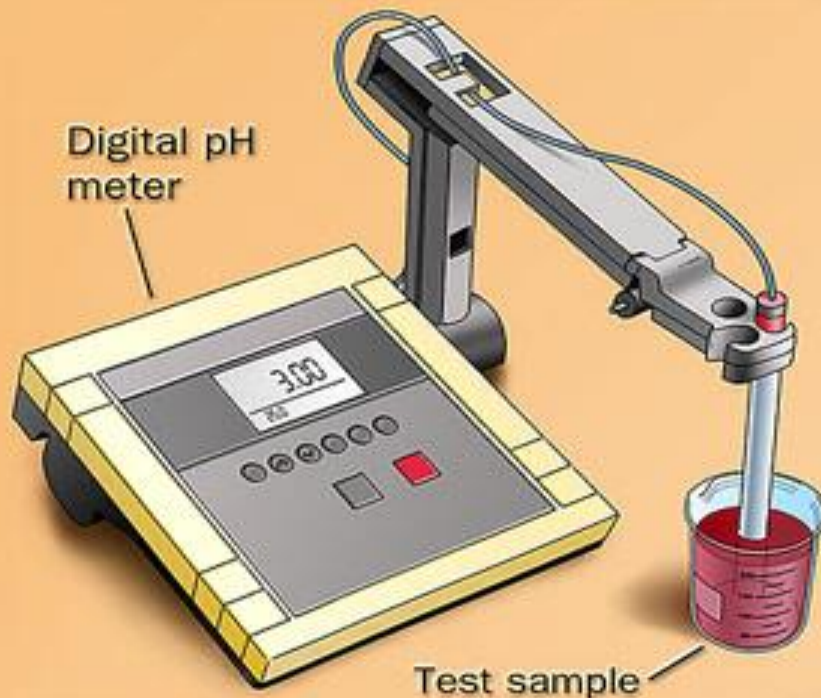
Индикатор	Интервал рН перехода окраски	Окраска	
		В кислой среде	В щелочной среде
Метиловый фиолетовый	0-3	Желто-зеленая	Фиолетово-голубая
Метиловый оранжевый	3,1-4,4	Красная	Желтая
Лакмус	5-8	Красная	Синяя
Фенолфталеин	8,3-10,0	Бесцветная	Красная
Индиго карминовый	12-14	Голубая	Желтая

Кислотно-основные индикаторы

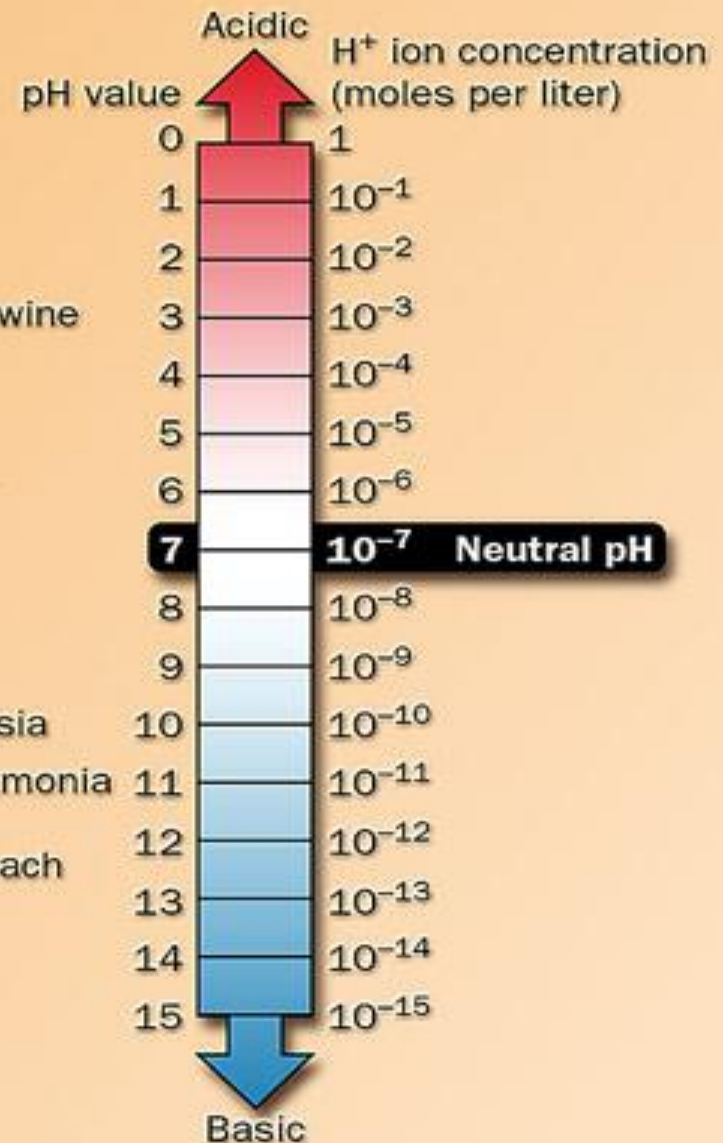
Индикатор	Интервал перехода ΔpH_{Ind}	pT	pK_a (H_{Ind})	Изменение окраски
Тимоловый синий	1,2 – 2,8 8,0 – 9,6	2,0 8,5	1,65 9,2	красная – желтая
Метиловый оранжевый	3,1 – 4,4	4,0	3,5	красная – желтая
Бромкрезоловый зеленый	3,8 – 5,4	4,5	4,9	желтая – синяя
Метиловый красный	4,2 – 6,2	5,5	5,0	красная – желтая
Лакмус	5,0 – 8,0	7,0	-	красная – синяя
Бромтимоловый синий	6,0 – 7,6	7,0	7,3	желтая – синяя
Фенолфталеин	8,2 – 10,0	9,0	9,5	бесцв. – малиновая
Тимолфталеин	9,4 – 10,6	10,0	9,6	бесцветная – синяя
Ализариновый желтый	9,7 – 10,8	11,0	10,1	желтая – фиолетовая

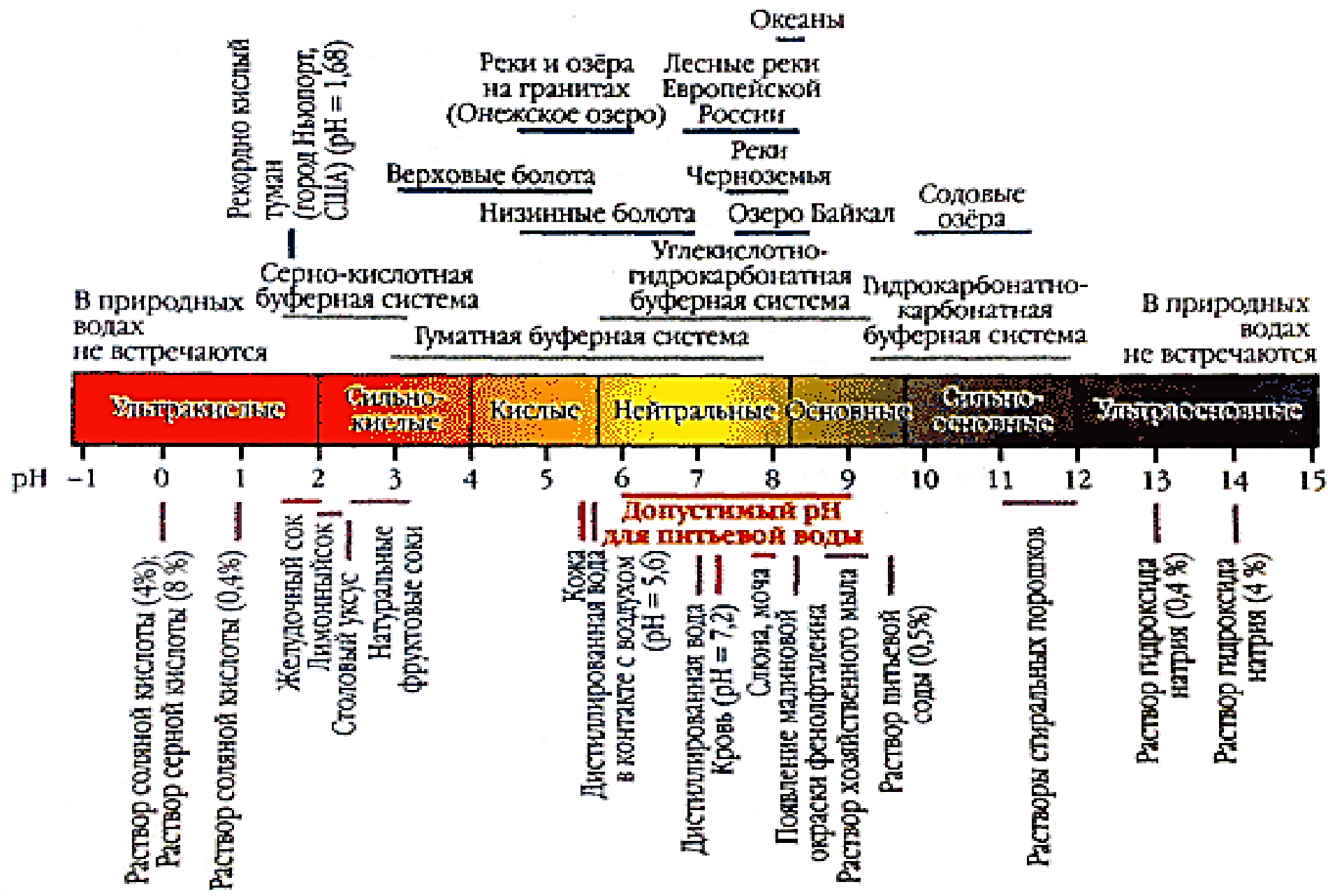
- Используя набор различных индикаторов, можно достаточно точно определить рН раствора. При электрометрическом методе определения рН применяют лабораторные рН-метры, или ионометры.

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





Характер среды	Влияние pH среды на живые организмы	pH показатель	Пример	
<div style="display: flex; flex-direction: column; align-items: center;"> <div style="margin-bottom: 20px;"> <p>увеличение кислотности</p> <p>кислая</p> </div> <div style="margin-bottom: 20px;"> <p>увеличение щелочности</p> <p>нейтральная</p> </div> <div> <p>щелочная</p> </div> </div>		pH = 0	Кислотные батарейки	
			pH = 1	Серная кислота
			pH = 2	Лимонный сок, Уксус
			pH = 3	Апельсиновый сок, Сода
		Вся рыба гибнет (4.2)	pH = 4	Кислотный дождь (4.2-4.4) Кислотные озера (4.5)
		Яйца лягушки, головастики, раки и мухи-однодневки (подёнки) погибают (5.5)	pH = 5	Бананы (5.0-5.3), Моча (5.5) Чистый дождь (5.6)
		Радужная форель гибнет (6.0)	pH = 6	Здоровые озера (6.5) Молоко (6.5-6.8)
			pH = 7	Чистая вода Слюна (7.4), Кровь (7.43), Лимфа (7.5)
			pH = 8	Морская вода, Яйца
			pH = 9	Пищевая сода (гидрокарбонат натрия)
			pH = 10	Взвесь магнезии (гидроксид магния)
			pH = 11	Аммиак (нашатырный спирт)
			pH = 12	Мыльная вода
			pH = 13	Отбеливатель (белизна)
		pH = 14	Жидкость для прочистки сточных труб	

Водородный показатель, pH сырой растительной пищи

Абрикосы		3.3 - 4.8	Кукуруза		5.9 - 7.3
Авокадо		6.3 - 6.6	Курага		3.4 - 3.8
Апельсины		3.0 - 4.0	Лайм		1.8 - 2.0
Арбуз		5.2 - 5.6	Лимон		2.2 - 2.4
Артишоки		5.5 - 6.0	Лук-порей		5.5 - 6.2
Бананы		4.5 - 5.2	Малина		3.2 - 3.6
Батат		5.3 - 5.6	Манго		5.8 - 6.0
Бобы		5.6 - 6.5	Маслины		6.0 - 7.0
Брокколи		5.3	Морковь		5.9 - 6.3
Виноград		3.5 - 4.5	Нектарины		3.9 - 4.2
Вишня		3.2 - 4.5	Оливки		3.6 - 3.6
Горох		5.8 - 6.4	Персики		3.4 - 4.1
Грейпфрут		3.0 - 3.7	Питьевая вода		6.5 - 8.0
Груши		3.6 - 4.0	Помидоры		4.3 - 4.9
Дыня		6.0 - 6.7	Свекла		4.9 - 6.6
Ежевика		3.9 - 4.5	Сельдерей		5.7 - 6.0
Изюм		2.8 - 3.0	Спаржа		6.0 - 6.7
Капуста		5.2 - 5.4	Тыква		4.8 - 5.2
Картофель		5.6 - 6.0	Финики		6.5 - 8.5
Клубника		3.0 - 3.9	Черника		3.1 - 3.4
Клюква		2.3 - 2.5	Шпинат		5.5 - 6.8
Кокос		5.5 - 7.8	Укроп		5.5 - 6.5
Красн. перец		4.6 - 5.2	Яблоки		3.3 - 3.9
Крыжовник		2.8 - 3.1			

Водородный показатель, pH некоторых продуктов

Белый хлеб		5.0 - 6.2	Сардины		5.7 - 6.6
Вино		2.8 - 3.8	Свежие яйца		7.6 - 8.0
Газ. напитки		2.0 - 4.0	Сельдь		6.1
Горчица		3.5 - 6.0	Сидр		2.9 - 3.3
Кальмары		5.8	Соевое молоко		7.0
Карп		6.0	Соевый соус		4.4 - 5.4
Кетчуп		3.9	Соус Карри		6.0
Кислая капуста		3.4 - 3.6	Соус Чили		2.8 - 3.7
Крабовое мясо		6.5 - 7.0	Сыр		4.8 - 6.4
Креветки		6.8 - 7.0	Тунец		5.9 - 6.1
Крекеры		6.5 - 8.5	Тыква		4.8 - 5.2
Лосось		6.1 - 6.3	Уксус		2.4 - 3.4
Масло		6.1 - 6.4	Устрицы		5.7 - 6.2
Молоко		6.6 - 6.9	Фрукт. желе		2.8 - 3.4
Мука		5.5 - 6.5	Хрен		5.4
Окунь, жарен.		6.6 - 6.8	Чай		5.5 - 7.0
Печень трески		6.2			

Спасибо за внимание!

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ
 Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au →
 активность металлов уменьшается

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H	
F ⁻	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	-	H	P	P	
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	P	H	H	H	M	P
S ²⁻	P	P	P	P	P	-	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	-	H	?	H	H	?	M	H	H	H	H	?	?
HSO ₃ ⁻	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	H	P	P	
HSO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	M	?	?	M	?	?	?	?	?
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO ₄ ²⁻	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	H	?	?	?	?	M	H	?
H ₂ PO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	P	P	P	?	-	?	?	
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	-	H	H	H	H	H	?	H	?	H	
HCO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	?	?	P	?	?
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
SiO ₃ ²⁻	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?	

“P” – растворяется (> 1 г на 100 г H₂O)

“M” – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O)

“H” – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г воды)

“-” – в водной среде разлагается

“?” – нет достоверных сведений о существовании соединений