



ГОУ ВПО «Донбасская Национальная академия строительства и архитектуры»,

кафедра «Прикладная химия»

Курс лекций по дисциплине «Химия»

для студентов 1 курса

Направление подготовки – 08.03.01 Строительство

Лекция №1



«Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Свойства разбавленных растворов электролитов»

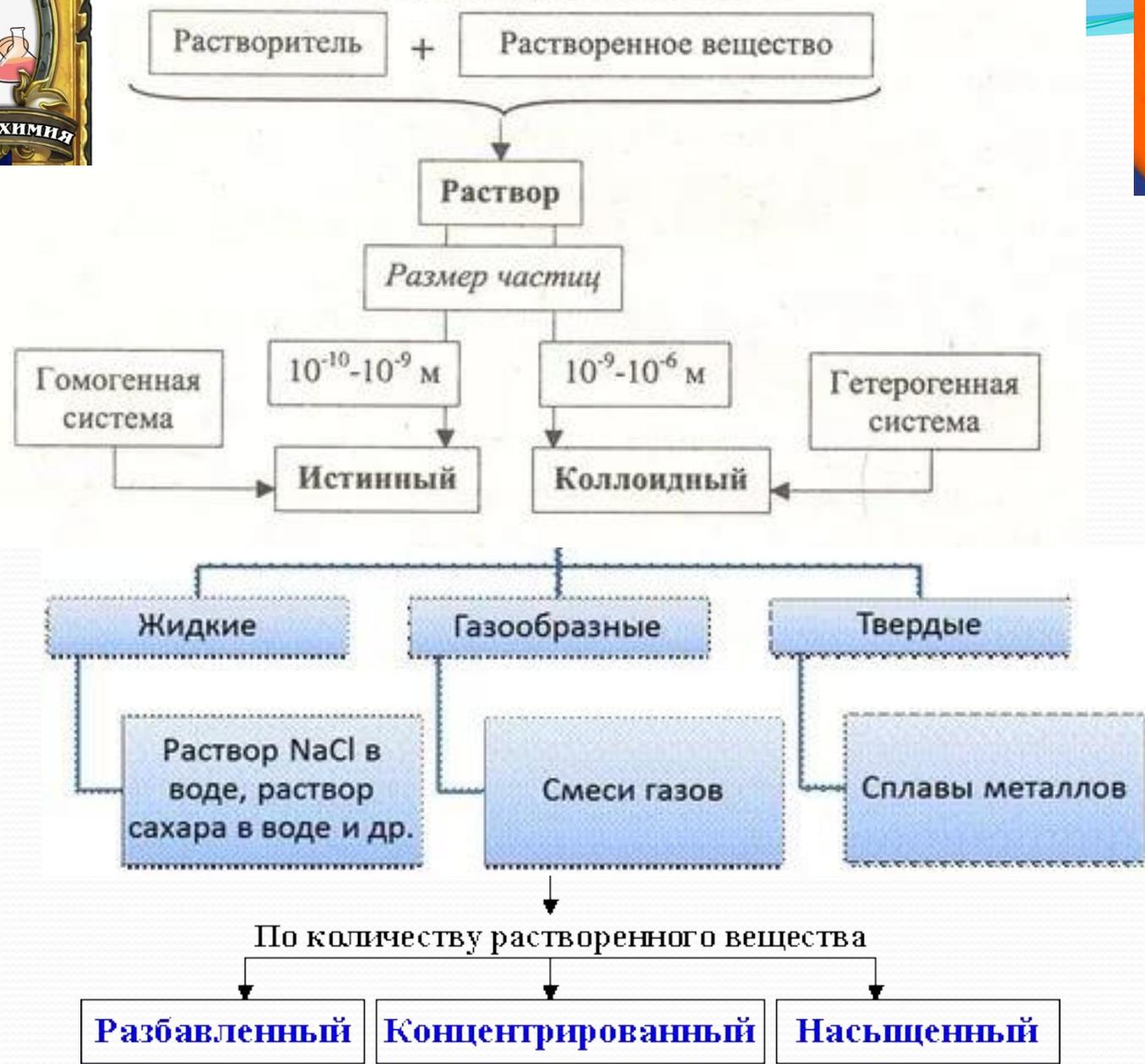


Составил:
Ташкинов Ю.А.

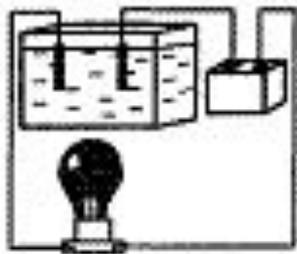
Макеевка, 2019



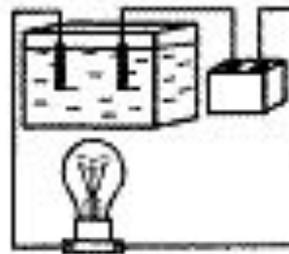
Классификация растворов



ЭЛЕКТРОЛИТЫ И НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ



Вещества



электролиты

Электролитами называются вещества, водные растворы и расплавы которых проводят электрический ток

вид связи:
ионная,
ковалентная сильнополярная

*растворы солей,
щелочей, кислот*

неэлектролиты

Неэлектролитами называются вещества, водные растворы и расплавы которых не проводят электрический ток

вид связи:
ковалентная неполярная,
малополярная

газы, твердые вещества, органические вещества (бензин, сахароза...)

примеры





Способы выражения концентраций

1. Массовая доля:

$$\omega = \frac{m_{\text{растворённого вещества}}}{m_{\text{растворённого вещества}} + m_{\text{растворителя (воды)}}} * 100\% \quad [\%] \quad (0-100\%), \text{ где}$$

$$m_{\text{растворённого вещества}} + m_{\text{растворителя (воды)}} = m_{\text{раствора}}$$

2. Молярная доля (растворённого вещества):

$$N = \frac{v_{\text{растворённого вещества}}}{v_{\text{растворённого вещества}} + v_{\text{растворителя (воды)}}} \quad [\text{доли единицы}] \quad (0-1)$$

$$v = \frac{m}{M}$$

Здесь и далее v [моль] – количество растворённого вещества,
 m [г] – масса растворённого вещества,

M [$\frac{\text{г}}{\text{моль}}$] – молярная масса (рассчитывается с использованием
таблицы Менделеева),

$\rho_{\text{раствора}}$ - плотность раствора [$\frac{\text{г}}{\text{мл}}$]



Способы выражения концентраций

3. Моляльная концентрация

$$C_m = \frac{m_{\text{растворённого вещества}} * 1000}{M_{\text{растворённого вещества}} * m_{\text{растворителя (воды)}}} \left[\frac{\text{моль}}{\text{кг}}, \text{ м.} \right]$$

4. Молярная концентрация

$$C_M = \frac{m_{\text{растворённого вещества}} * \rho_{\text{раствора}} * 1000}{M_{\text{растворённого вещества}} * (m_{\text{растворённого вещества}} + m_{\text{растворителя (воды)}})} = \frac{\rho * \omega * 10}{M} \left[\frac{\text{моль}}{\text{л}}, \text{ М.} \right]$$

5. Нормальная (эквивалентная) концентрация

$$C_H = \frac{m_{\text{растворённого вещества}} * \rho_{\text{раствора}} * 1000}{M_{\text{эквивалентная}} * (m_{\text{растворённого вещества}} + m_{\text{растворителя (воды)}})} \left[\frac{\text{моль}}{\text{л}}, \text{ Н.} \right]$$

$C_{H1} * V_{H1} = C_{H2} * V_{H2}$ (Правило разведения растворов,
или закон эквивалентов для растворов)

6. Титр

$$T = \frac{C_H * M_{\text{э}} * 1000}{V} \left[\frac{\text{г}}{\text{см}^3} = \frac{\text{г}}{\text{мл}} \right]$$





Способы выражения концентраций

Для электролитов: $i = 1 + \alpha * (k - 1)$ – изотонический коэффициент Вант-Гоффа, где α – степень диссоциации, k – число частиц, на которые распадается данный электролит.

Для разбавленных растворов слабых электролитов (из закона разведения Оствальда):

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C_M}}, \text{ где } K_D - \text{константа диссоциации слабого электролита.}$$





Способы выражения концентраций

Для электролитов: $i = 1 + \alpha * (k - 1)$ – изотонический коэффициент Вант-Гоффа, где α – степень диссоциации, k – число частиц, на которые распадается данный электролит.

Для разбавленных растворов слабых электролитов (из закона разведения Оствальда):

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C_M}}, \text{ где } K_D - \text{константа диссоциации слабого электролита.}$$





Коллигативные свойства растворов

Неэлектролиты

Электролиты

I закон Рауля, p_0 – давление пара над чистым растворителем, p – давление паров растворителя над раствором

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = N = \frac{v_{\text{растворённого вещества}}}{v_{\text{растворённого вещества}} + v_{\text{растворителя (воды)}}$$

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = \frac{i * v_{\text{растворённого вещества}}}{i * v_{\text{растворённого вещества}} + v_{\text{растворителя (воды)}}$$

II закон Рауля

$E(\text{H}_2\text{O})=0.52$ – эбуллиоскопическая постоянная, $K(\text{H}_2\text{O})=1.86$ – криоскопическая константа

Раствор закипает при температуре $100 + \Delta t_{\text{кипания}}^{\circ}\text{C}$, замерзает при $0 - \Delta t_{\text{замерзания}}^{\circ}\text{C}$

$$\Delta t_{\text{кипания}} = E * C_m$$

$$\Delta t_{\text{кипания}} = i * E * C_m$$

$$\Delta t_{\text{замерзания}} = K * C_m$$

$$\Delta t_{\text{замерзания}} = i * K * C_m$$

Молярная масса неизвестного вещества:

$$M = \frac{K * m_{\text{растворённого вещества}} * 1000}{\Delta t * m_{\text{растворителя (воды)}}$$

Закон Вант-Гоффа (для осмотического давления)

$$P_{(\text{осм})} = C_M * R * T$$

$$P_{(\text{осм})} = i * C_M * R * T$$

Для электролитов: $i = 1 + \alpha * (k - 1)$ – изотонический коэффициент Вант-Гоффа, где α – степень диссоциации, k – число частиц, на которые распадается данный электролит.

Для разбавленных растворов слабых электролитов (из закона разведения Оствальда):

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C_M}}, \text{ где } K_D - \text{ константа диссоциации слабого электролита.}$$



Якоб Хендрик Вант-Гофф
(нидерл. *Jacobus Henricus (Henry) van 't Hoff*; 30 августа 1852, Роттердам — 1 марта 1911, Берлин) — голландский химик, первый лауреат Нобелевской премии по химии (1901 год) «В знак признания огромной важности открытия законов химической динамики и осмотического давления в растворах».





Осмотическое давление

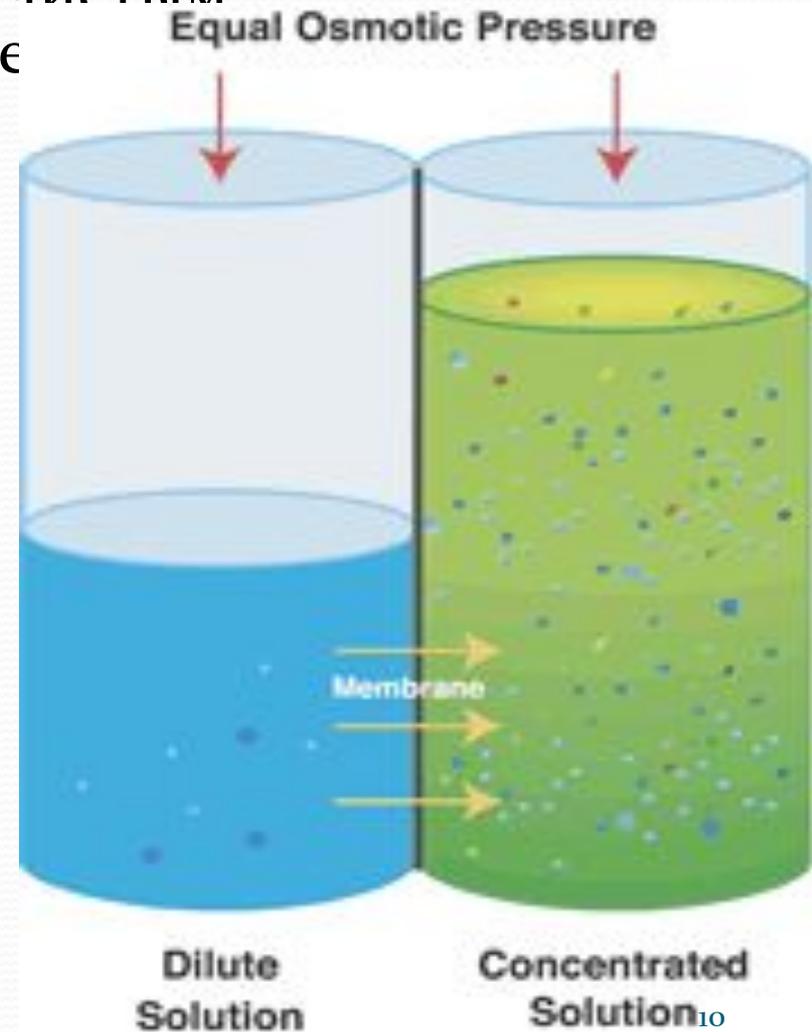
– это давление, которое нужно приложить, чтобы привести раствор в равновесие с чистым растворителем, отделенным от него полупроницаемой мембраной

$$\pi = P_{\text{гидр.}}$$

π плазмы крови человека =
= 7.4-7.8 атм (740 – 780 кПа)

π рыб до 15 атм

π растений до 100 атм



Закон Вант – Гоффа

$$\pi = C_m R T$$

- π – осмотическое давление (кПа)
- R – универсальная газовая постоянная 8,31 (л*кПа/моль*К)
- T - абсолютная температура (К)
- C_m – молярная концентрация (моль/л)

$$P = n/V RT \text{ или } PV = nRT$$





Изотонический коэффициент

(коэффициент Вант - Гоффа i)

i показывает, во сколько раз истинная концентрация кинетически активных частиц в растворе **электролита** больше, чем в растворе неэлектролита с той же концентрацией

$$\pi = i C_m R T$$

$i = 1$ для НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ

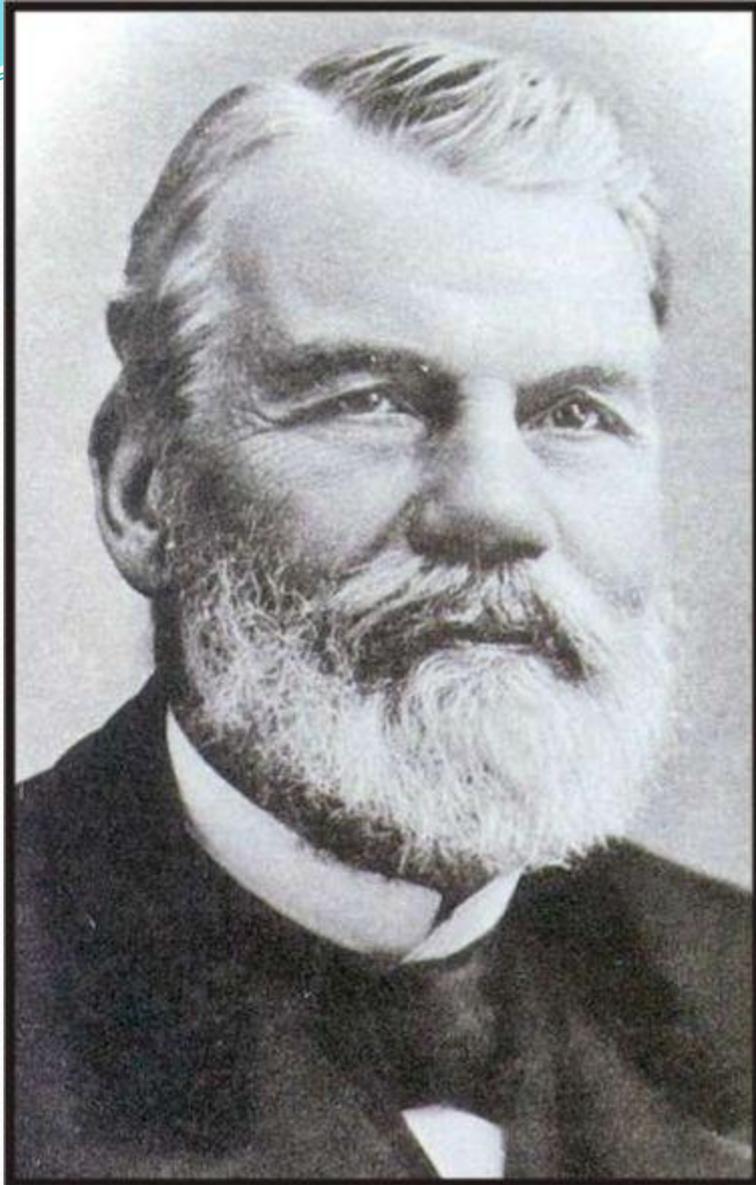
$i = n$ для **сильных** электролитов



$i = 1 + \alpha(n-1)$ для **слабых** электролитов

$$i = \frac{C_{\text{эл}}}{C_{\text{неэл}}} = \frac{\pi_{\text{эл.}}}{\pi_{\text{неэл.}}} = \frac{\Delta t_{\text{зам.эл.}}}{\Delta t_{\text{зам.неэл.}}} = \frac{\Delta t_{\text{кип.эл.}}}{\Delta t_{\text{кип.неэл.}}}$$





Франсуа Мари Рауль (фр. *François-Marie Raoult*; 10 мая 1830, Фурн-ан-Веп, Нор, — 1 апреля 1901, Гренобль) — **французский химик и физик**, член-корреспондент Парижской академии наук (1890). С 1867 — в Гренобльском университете (профессор с 1870). Член-корреспондент Петербургской АН (1899). Исследуя в 1882—88 понижение температуры кристаллизации, а также понижение давления пара (или повышение температуры кипения) растворителя при введении в него растворённого вещества, открыл закон Рауля, применяемый для определения молекулярных масс веществ в растворённом состоянии.

Закон Рауля (1886)



Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором нелетучего неэлектролита пропорционально мольной доле растворенного вещества

P_0 - давление насыщенного пара над чистым растворителем, Па

P – давление насыщенного пара растворителя над раствором, Па

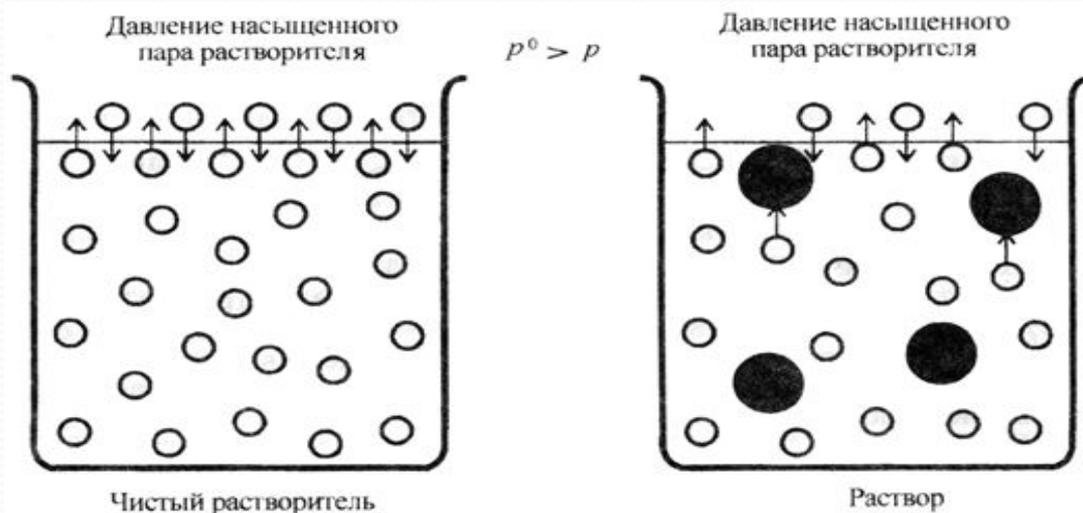
N_2 - мольная доля растворенного вещества

$$\frac{p^0 - p}{p^0} = N_{\text{раств.в-ва}} \quad N_A = \frac{n_a}{n_a + n_b}, \quad N_A + N_B = 1$$



Причины

Уменьшение Поверхности Испарения



Уменьшение Концентрации Растворителя:

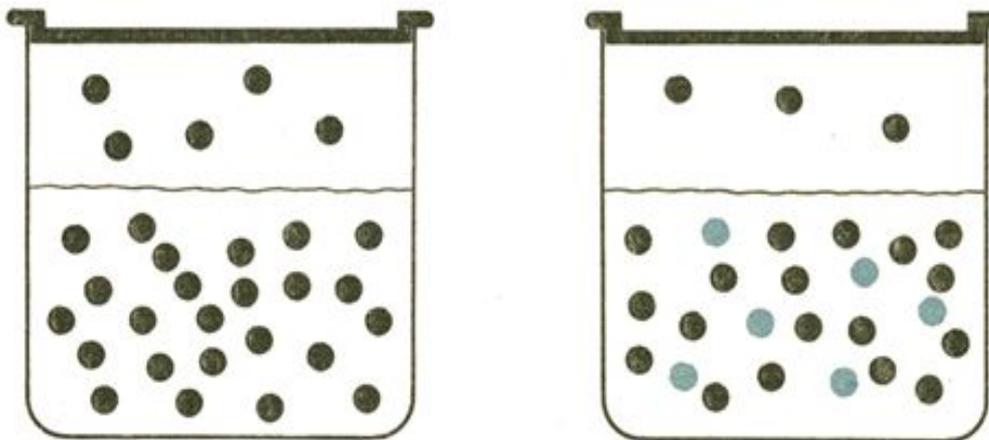
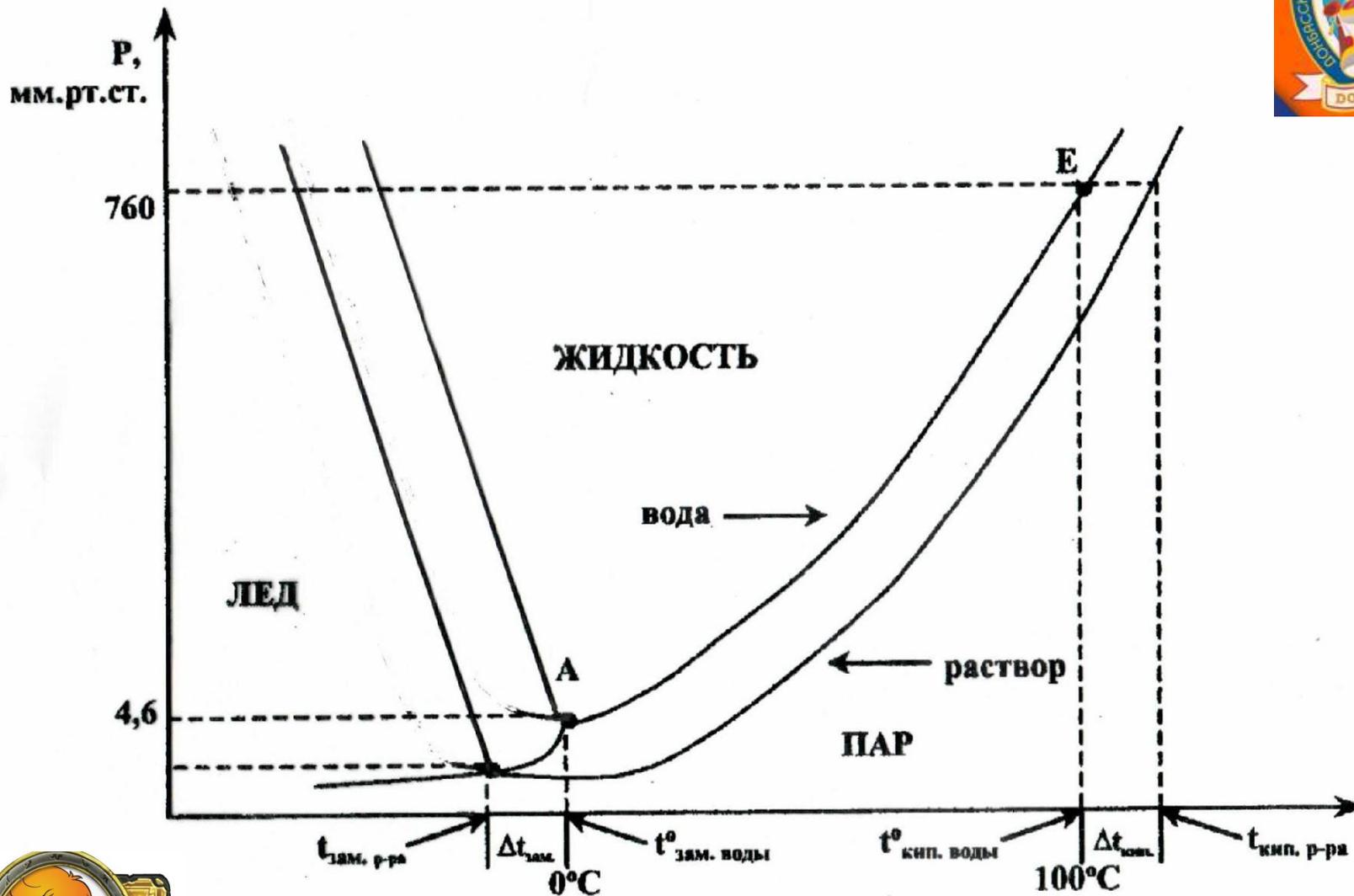


Диаграмма состояния воды и водного раствора нелетучего вещества.



Понижение температуры замерзания биосред по сравнению с водой

Биосреда	$\Delta T_{\text{зам.}}, ^\circ\text{C}$
Кровь	0.56
Тканевой сок	0.6 - 0.8
Спинномозговая жидкость	0.56
Слюна	0.19 - 0.49
Желудочный сок	0.49 - 0.65
Пот	0.13 - 0.65
Моча	1.12 - 2.30
Молоко	0.55 - 0.57
Желчь	0.54 - 0.61
Сок печени	0.81 - 0.96





Электролиты – это вещества, способные в растворах и расплавах диссоциировать на ионы. К ним относятся соединения с ионным и ковалентным полярным типом связи: **соли, кислоты, основания, вода.**

Самопроизвольный распад электролитов на ионы, протекающий под воздействием растворителя, называется **электролитической диссоциацией**, теория которой была создана в 1884-1887 г.г. шведским ученым С. Аррениусом.



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



**Сванте Аррениус
(1859-1927)**



С продиссоциированных

$\alpha =$

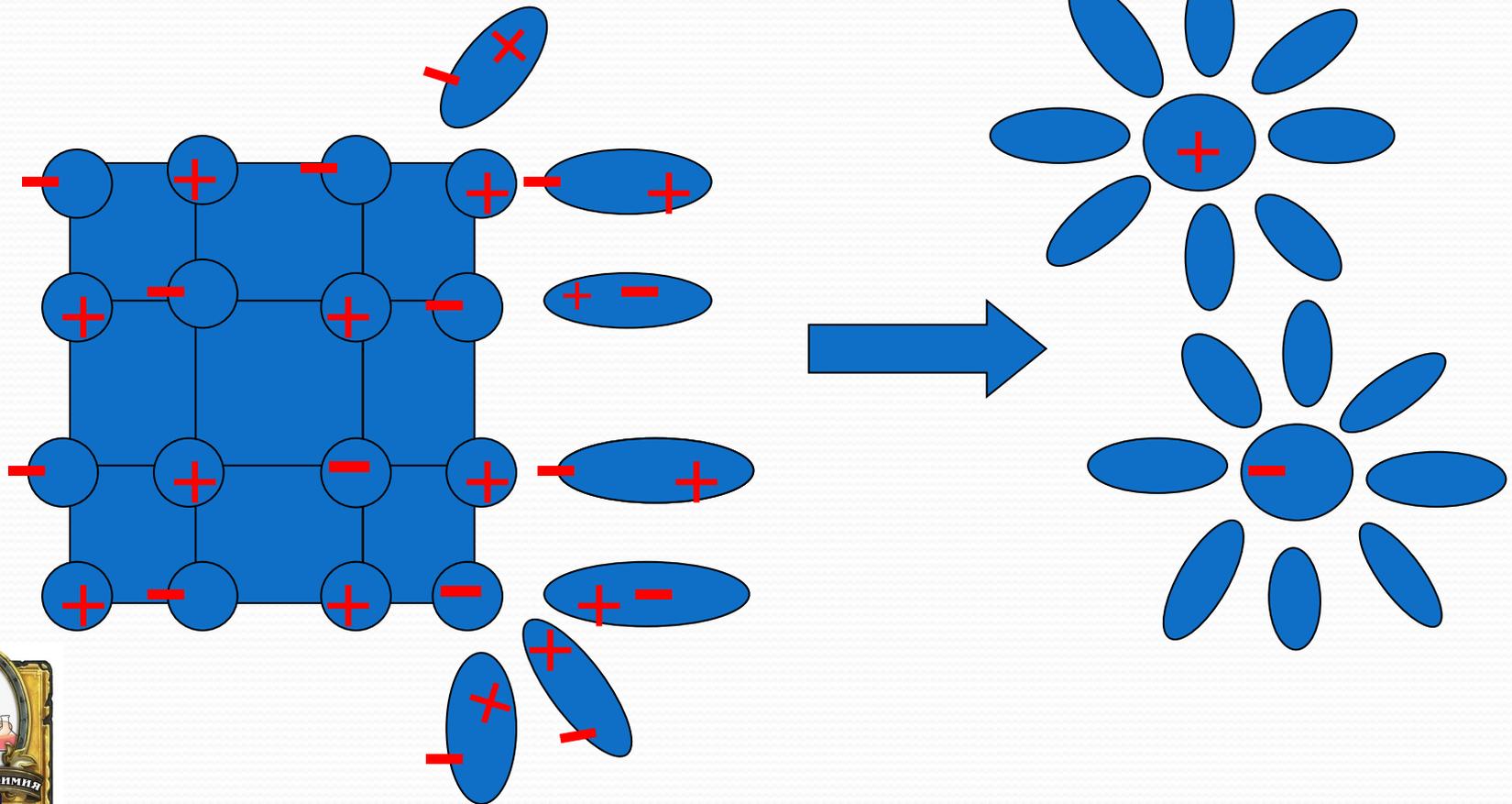
С всех молекул

Степень диссоциации α зависит от:

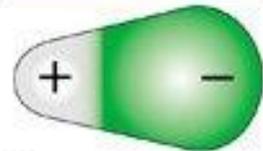
- Природы растворителя и растворенного вещества
- Температуры
- Концентрации раствора
- Наличия в растворе одноименных ионов



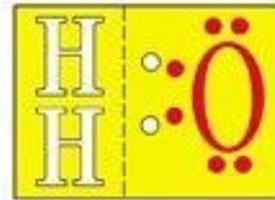
Схема диссоциации электролита ионного строения



ДИССОЦИАЦИЯ СОЕДИНЕНИЙ С КОВАЛЕНТНОЙ ПОЛЯРНОЙ СВЯЗЬЮ

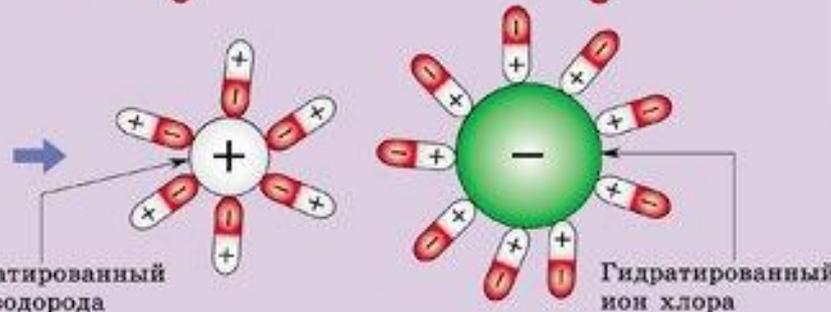
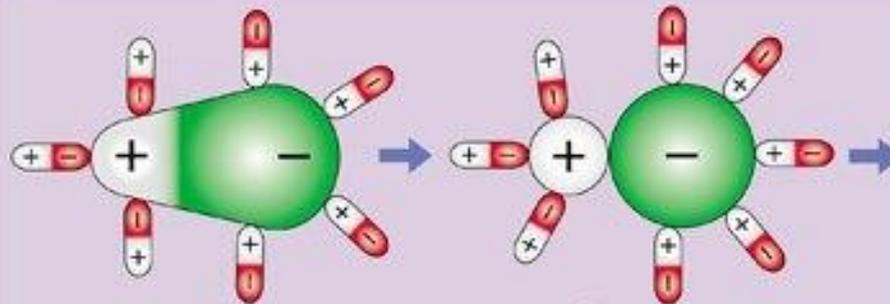


Полярная молекула
хлороводорода



Полярная молекула
воды

Схема диссоциации молекулы хлороводорода в воде



Условия протекания реакции

- образование осадка
- образование газообразного продукта реакции
- образование более слабого электролита, чем исходные вещества: например, воды





Большой мешок, подарков груз
Несет Ион своим подругам:
Для КАТИ ОН несет свой плюс,
Для АНИ ОН несет свой минус



РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

ИОНЫ	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
OH ⁻		Р	Р	Р	-	Р	М	М	Н	Н	Н	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
F ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	М	Р	Р	М	Р	-	М	М	Н	М	М
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Р	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	-	Н	Н	Р	-	Р	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	-	-	-	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	-	-	-	М	-	-	-
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	-	-	Н	Н	-	-	-
SiO ₃ ²⁻	Н	-	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	-	-	-	Н	-	-	-
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р

Р

РАСТВОРИМЫЕ

М

МАЛОРАСТВОРИМЫЕ

Н

НЕРАСТВОРИМЫЕ

-

РАЗЛАГАЮТСЯ ВОДОЙ
ИЛИ НЕ СУЩЕСТВУЮТ



Теория слабых электролитов

К слабым электролитам относятся ковалентные соединения, обратимо (частично) диссоциирующие в водных растворах.

К ним относятся:

- а) почти все органические и многие неорганические кислоты: H_2S , H_2SO_3 , HNO_2 , HCN , и др;
- б) труднорастворимые основания, а также NH_4OH
- в) некоторые соли HgCl_2 , $\text{Fe}(\text{CNS})_3$;
- г) вода.





Классификация кислот

Сильные кислоты		Их соли	Слабые кислоты		Их соли
HI	иодоводородная	йодид	HF	фтороводородная	фторид
HBr	бромоводородная	бромид	H ₃ PO ₄	(орто) фосфорная	(орто) фосфат
HCl	соляная	хлорид	H ₂ SO ₃	сернистая	сульфит
H ₂ SO ₄	серная	сульфат	H ₂ S	сероводородная	сульфид
HNO ₃	Азотная (сильный окислитель!)	нитрат	H ₂ CO ₃	угольная	карбонат
			H ₂ SiO ₃	кремниевая	силикат
		HNO ₂	азотистая	нитрит	
		CH ₃ COOH	Уксусная	ацетат	





**Константа диссоциации –
константа равнов**

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Константа диссоциации K ЗАВИСИТ ОТ:
природы электролита
температуры

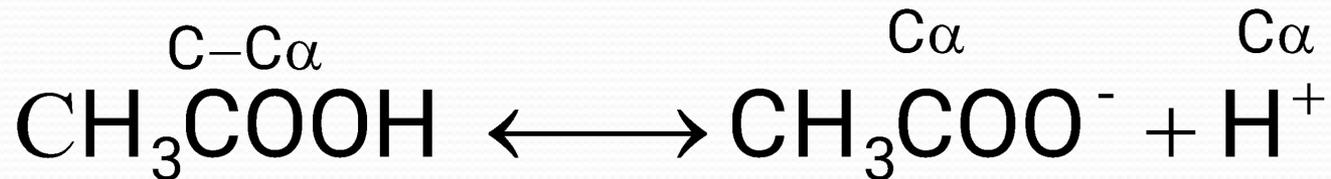
**Слабые электролиты
подчиняются **закону
разбавления
Оствальда,**
получившего
Нобелевскую премию
в 1909 за работы в
области химического
равновесия.**



**Ф.В.Оствальд
(1853-1932)**



Вывод закона разбавления Оствальда



$$K_d = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{C\alpha C\alpha}{C - C\alpha} = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha}$$

При $\alpha \ll 1$ $K_d = C \cdot \alpha^2$

$$\alpha = \sqrt{K_d / C}$$





КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ НЕКОТОРЫХ СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

	K ₁	K ₂	K ₃
HNO₂	7,1 · 10⁻⁴		
HF	6,8 · 10⁻⁴		
CH₃COOH	1,8 · 10⁻⁵		
HClO	3,0 · 10⁻⁸		
H₂SO₃	1,3 · 10⁻²	6,3 · 10⁻⁸	
H₂CO₃	4,2 · 10⁻⁷	4,7 · 10⁻¹¹	
H₂S	8,9 · 10⁻⁸	1,0 · 10⁻¹³	
H₃PO₄	7,1 · 10⁻³	6,2 · 10⁻⁸	4,4 · 10⁻¹³
NH₄OH	1,8 · 10⁻⁵		

MyShared



ЩЕЛОЧНАЯ

Фиолетовый → Синий → Бирюзовый

НЕЙТРАЛЬНАЯ

Зелёный

КИСЛАЯ

Красный → Оранжевый → Жёлтый

pH	КОНЦЕНТРАЦИЯ H ⁺ МОЛЬ/Л	КОНЦЕНТРАЦИЯ OH ⁻ МОЛЬ/Л	ПРИМЕР
14	1×10^{-14}	1	Очиститель слива 
13	1×10^{-13}	0.1	Отбеливатель 
12	1×10^{-12}	0.01	Аммиак 
11	1×10^{-11}	0.001	Мыло 
10	1×10^{-10}	1×10^{-4}	Антациды 
9	1×10^{-9}	1×10^{-5}	Пищевая сода 
8	1×10^{-8}	1×10^{-6}	Морская вода 
7	1×10^{-7}	1×10^{-7}	Чистая вода 
6	1×10^{-6}	1×10^{-8}	Моча(в среднем) 
5	1×10^{-5}	1×10^{-9}	Чёрный кофе 
4	1×10^{-4}	1×10^{-10}	Томатный сок 
3	0.001	1×10^{-11}	Газированная вода 
2	0.01	1×10^{-12}	Лимонный сок 
1	0.1	1×10^{-13}	Желудочный сок 
0	1	1×10^{-14}	Аккумуляторная кислота 

5





Спасибо за
внимание

