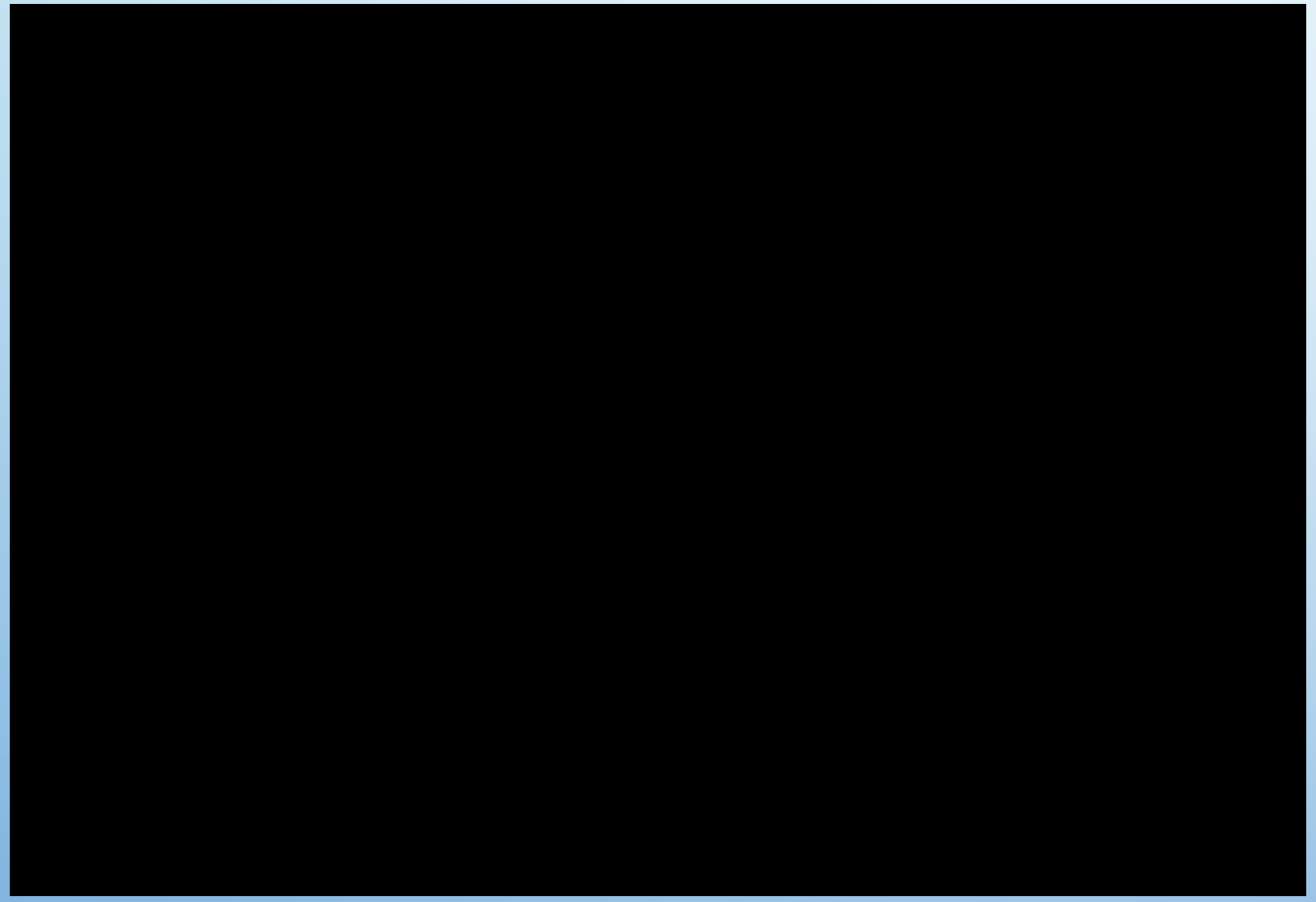
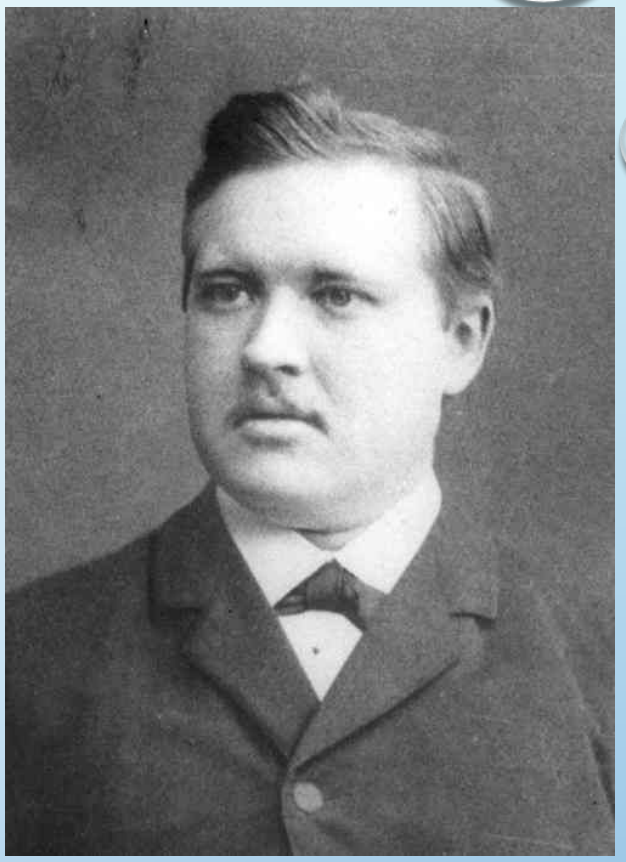
ТЕМА 1.5.ТЕОРИЯ РАСТВОРОВ.

1.5.2. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ. ЭЛЕКТРОЛИТЫ. СТЕПЕНЬ И КОНСТАНТА ДИССОЦИАЦИИ. СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ. СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА.

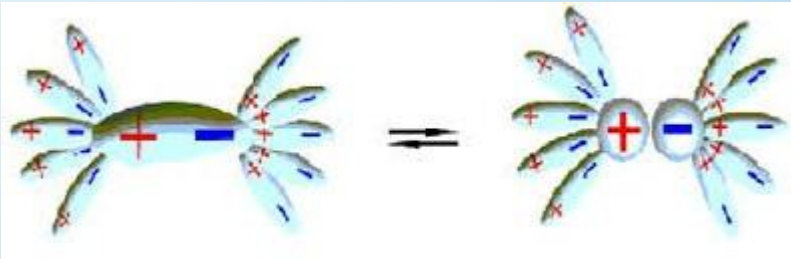
СВАНТЕ АВГУСТ АРРЕНИУС. 1887





ОПОРНЫЙ КОНСПЕКТ

- электролиты
- электролитическая диссоциация



слабые электролиты

$$\alpha = \frac{N_{дисс.}}{N_{общ.}}$$

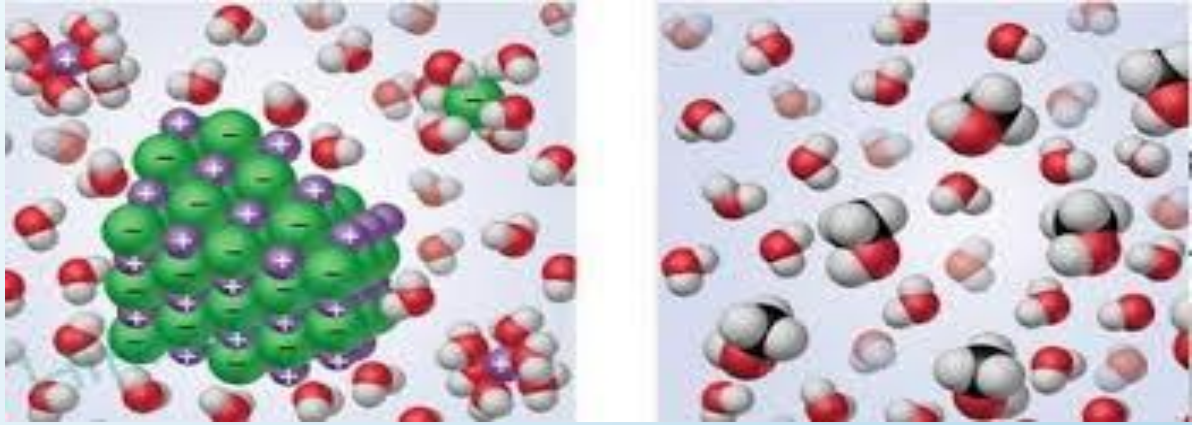
сильные электролиты

$Na_3PO_4 \leftrightarrow PO_4^{3-} + 3Na^+$ $\qquad$ $H_2CO_3 \leftrightarrow H^+ + HCO_3^-$

константа диссоциации

Kt*An* + Kt**An** ↔ Kt*An** + Kt**An*

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЭД



- **Электролиты** – вещества, водные растворы которых проводят электрический ток.
- **Электролитическая диссоциация** – процесс распада электролита на ионы при растворении его в воде или расплавлении.
- Степень распада электролита на ионы называется **«степень диссоциации».** Величина степени диссоциации характеризует количество ионов в растворе электролита.

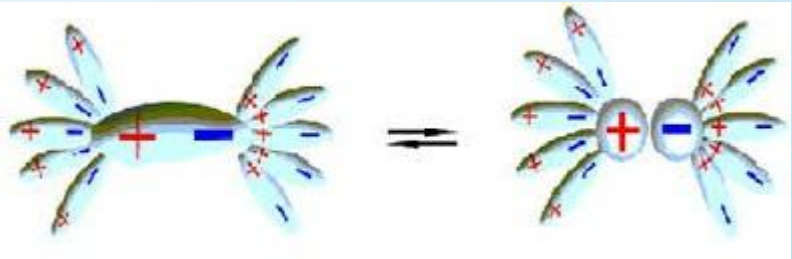
$$\alpha = \frac{N_{дисс.}}{N_{общ.}}$$

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЭД

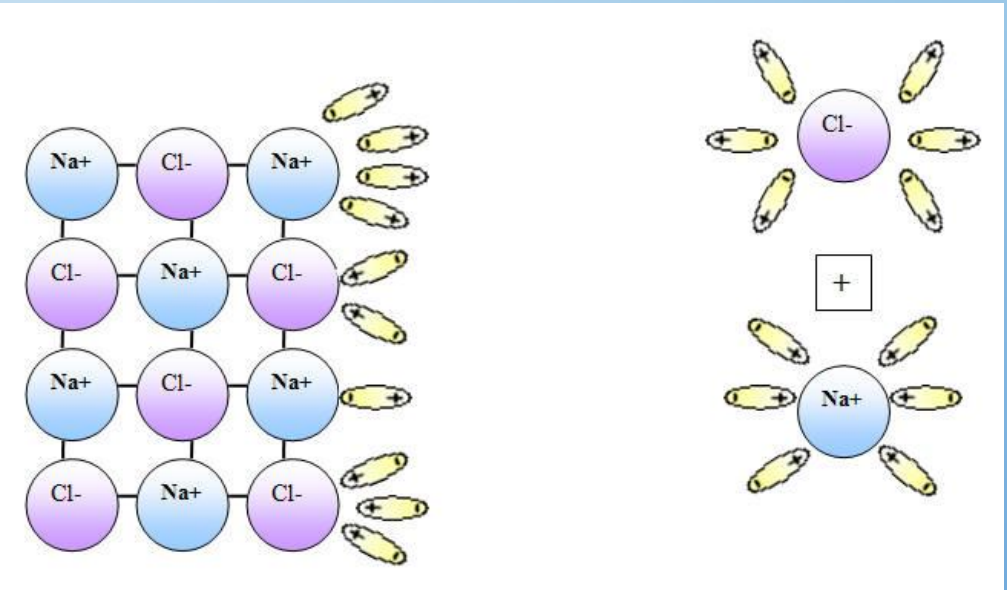
- Электролиты у которых степень диссоциации низкая (менее 50%) называют **слабыми электролитами**. В растворах слабых электролитов ионов мало и они плохо проводят электрический ток.
- Электролиты, которые хорошо распадаются на ионы (степень диссоциации больше 50%) называются **сильными электролитами**. В растворах сильных электролитов ионов очень много и они хорошо проводят электрический ток.

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЭД

- При диссоциации рвутся химические связи, а значит степень диссоциации и константа диссоциации зависят в первую очередь от прочности этих связей



- $H_2CO_3 \leftrightarrow H^+ + HCO_3^-$
- $Na_3PO_4 \leftrightarrow PO_4^{3-} + 3Na^+$
- Ионы могут образовываться при разрыве ионной или полярной связи. Причем ионная связь рвется гораздо проще, чем ковалентная полярная.



ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЭД

- Процесс диссоциации изображается **уравнением диссоциации** .
- Для таких обратимых процессов можно записать константу равновесия, которую называют **константой диссоциации**. Величина константы характеризует состояние равновесия в растворе электролита и является его важнейшей характеристикой

$$HCN \rightleftarrows H^+ + CN^-$$

$$CH_3COOH \rightleftarrows CH_3COO^- + H^+$$

$$NH_4OH \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

$$K_{HCN} = \frac{[H^+] \cdot [CN^-]}{[HCN]} = 7{,}2 \cdot 10^{-10}$$

$$K_{NH_4OH} = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_4OH]} = 1{,}76 \cdot 10^{-5}$$

ДИССОЦИАЦИЯ МНОГООСНОВНЫХ КИСЛОТ И И ОСНОВАНИЙ МНОГОВАЛЕНТНЫХ МЕТАЛЛОВ ПРОИСХОДИТ СТУПЕНЧАТО. В РАСТВОРАХ ТАКИХ ВЕЩЕСТВ УСТАНАВЛИВАЮТСЯ НЕСКОЛЬКО РАВНОВЕСИЙ, В КОТОРЫХ УЧАСТВУЮТ ИОНЫ С РАЗЛИЧНЫМИ ЗАРЯДАМИ.

$$H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-$$

первая ступень электролитической диссоциации

Причем всегда $K_1 > K_2$.

$$K_1 = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4{,}13 \cdot 10^{-7}$$

$$HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{--}$$

вторая ступень электролитической диссоциации

$$K_2 = \frac{[H^+][CO_3^{--}]}{[HCO_3^-]} = 4{,}70 \cdot 10^{-11}$$

Причем всегда К1> К2.

КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ

Иодноватистая	HIO	$2{,}3 \cdot 10^{-11}$
Метакремниевая	H_2SiO_3	$K_1 = 1{,}0 \cdot 10^{-10}$
	-»-	$K_2 = 2{,}0 \cdot 10^{-12}$
Ортокремниевая	H_4SiO_4	$K_1 = 1{,}3 \cdot 10^{-10}$
	-»-	$K_2 = 1{,}6 \cdot 10^{-12}$
	-»-	$K_3 = 2{,}0 \cdot 10^{-14}$
Муравьиная	$HCOOH$	$1{,}8 \cdot 10^{-4}$
Пероксид водорода	H_2O_2	$2{,}0 \cdot 10^{-12}$
Серная	H_2SO_4	$K_2 = 1{,}2 \cdot 10^{-2}$
Сернистая	H_2SO_3	$K_1 = 1{,}4 \cdot 10^{-2}$
	-»-	$K_2 = 6{,}2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная	H_2S	$K_1 = 1{,}0 \cdot 10^{-7}$
	-»-	$K_2 = 2{,}5 \cdot 10^{-13}$
Синильная	HCN	$5{,}0 \cdot 10^{-10}$
Тиосерная	$H_2S_2O_3$	$K_1 = 2{,}5 \cdot 10^{-1}$
		$K_2 = 1{,}9 \cdot 10^{-2}$
Угольная	H_2CO_3	$K_1 = 4{,}5 \cdot 10^{-7}$
		$K_2 = 4{,}8 \cdot 10^{-11}$
Уксусная	CH_3COOH	$1{,}74 \cdot 10^{-5}$
Фосфористая	H_3PO_3	$K_1 = 3{,}1 \cdot 10^{-2}$
	-»-	$K_2 = 1{,}6 \cdot 10^{-7}$
Ортофосфорная	H_3PO_4	$K_1 = 7{,}1 \cdot 10^{-3}$
		$K_2 = 6{,}2 \cdot 10^{-8}$
		$K_3 = 4{,}2 \cdot 10^{-13}$
Фтороводородная	HF	$6{,}8 \cdot 10^{-4}$
Хлорноватистая	$HClO$	$2{,}95 \cdot 10^{-8}$
Хромовая	H_2CrO_4	$K_1 = 1{,}6 \cdot 10^{-1}$
		$K_2 = 3{,}2 \cdot 10^{-7}$

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЭД

$$K_д = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$$

- Закон разбавления Оствальда устанавливает зависимость между степенью диссоциации и концентрацией.
- Степень диссоциации увеличивается с уменьшением концентрации электролита. Особенно сильно это проявляется в растворах слабых электролитов. Причина – сдвиг равновесия в растворе при изменении концентрации электролита

ВЫПОЛНИТЕ ЗАДАНИЕ: ЗАПИШИТЕ ВЫРАЖЕНИЕ ДЛЯ КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ ПО ВСЕМ СТУПЕНЯМ. СРАВНИТЕ ЭТИ КОНСТАНТЫ ПО ВЕЛИЧИНЕ

1) $Fe(OH)_2 \Leftrightarrow Fe(OH)^+ + OH^-$

$Fe(OH)^+ \Leftrightarrow Fe^{2+} + OH^-$

2) $H_2S \Leftrightarrow HS^- + H^+$

$HS^- \Leftrightarrow H^+ + S^{2-}$

3) $H_2SiO_3 \Leftrightarrow HSiO_3^- + H^+$

$HSiO_3^- \Leftrightarrow SiO_3^{2-} + H^+$

4) $Al(OH)_3 \Leftrightarrow Al(OH)_2^+ + OH^-$

$Al(OH)_2^+ \Leftrightarrow Al(OH)^{2+} + OH^-$

$Al(OH)^+ \Leftrightarrow Al^{3+} + OH^-$

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЭД

- **К электролитам относятся соли, основания и кислоты.**
- **Все соли растворимые в воде – сильные электролиты.**
- **Все основания растворимые в воде – сильные электролиты.**

Исключение – гидроксид <u>аммония NH_4OH</u> (раствор аммиака в воде $NH_3 \cdot H_2O$)

- **Среди кислот есть много сильных и много слабых электролитов.**

Запомнить!

<u>Сильные: соляная, азотная, серная.</u>

<u>Слабые: угольная, фосфорная, уксусная.</u>

$$а)\ HNO_3 \rightleftarrows H^+ + NO_3^-$$

$$H_2SO_4 \rightleftarrows 2H^+ + SO_4^{2-}$$

$$б)\ NaOH \rightleftarrows Na^+ + OH^-$$

$$NH_4OH \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

$$Ca(OH)_2 \rightleftarrows Ca^{2+} + 2OH^-;$$

$$в)\ Fe_2(SO_4)_3 \rightleftarrows 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$$

$$Mg(NO_3)_2 \rightleftarrows Mg^{2+} + 2NO_3^-$$

СВОЙСТВА КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В СВЕТЕ ТЭД

Выполните задание:

- Проанализируйте уравнения реакций и дайте определения понятия кислота, основание и соль с точки зрения ТЭД.

- **Свойства солей, кислот и оснований можно и нужно рассматривать как свойства ионов, которые находятся в их растворах.**

$$а) HNO_3 \rightleftarrows H^+ + NO_3^-$$

$$H_2SO_4 \rightleftarrows 2H^+ + SO_4^{2-}$$

$$б) NaOH \rightleftarrows Na^+ + OH^-$$

$$NH_4OH \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

$$Ca(OH)_2 \rightleftarrows Ca^{2+} + 2OH^-;$$

$$в) Fe_2(SO_4)_3 \rightleftarrows 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$$

$$Mg(NO_3)_2 \rightleftarrows Mg^{2+} + 2NO_3^-$$

ЗАЧЕМ НАДО ЗНАТЬ ТЭД СТУДЕНТАМ-МЕДИКАМ?

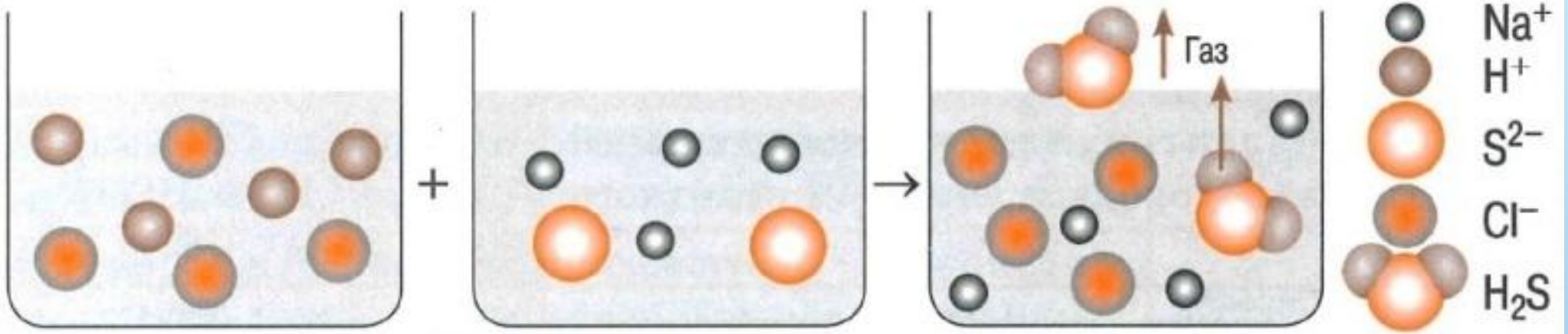
- Жидкие среды организма содержат большое количество различных ионов. Постоянство концентраций различных ионов в биологических средах принято называть водно-солевым балансом. Нарушение водно-солевого баланса свидетельствует о различных патологиях.
- От концентрации ионов зависит величина осмотического давления плазмы крови и др. Биологических жидкостей, а это определяет направление осмоса и тургор клеток.
- Клеточных мембраны имеют избирательную проницаемость, она определяется состоянием ионов в растворах.
- От концентрации ионов зависит величина электродных потенциалов ионов, которые определяют возможность и направление окислительно-восстановительных процессов в клетках.
- Особой биологической активностью обладают ионы водорода и гидроксид-ионы, которые определяют кислотность внутренних сред организма, влияют на активность ферментов и других БАВ.

ДЛЯ ВСЕХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ ЕСТЬ ФАКТИЧЕСКИ ОДНО ОБЩЕЕ ХИМИЧЕСКОЕ СВОЙСТВО, ОДИН ТИП РЕАКЦИЙ, В КОТОРЫЕ ОНИ ВСЕ ВСТУПАЮТ, ЭТО <u>РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА.</u>

$$Kt^{*}An^{*} + Kt^{**}An^{**} \leftrightarrow Kt^{*}An^{**} + Kt^{**}An^{*}$$

- **Если все вещества, участвующие в реакции – сильные электролиты и в растворе находятся в виде ионов, то процесс будет обратимым. Т.К. Никаких новых соединений не образуется, можно считать, что реакция не проходит.**
- **Если какое –то из соединений, участвующее в реакции, не будет распадаться на ионы, то равновесие сдвигается в сторону образования этого, плохо распадающегося на ионы, вещества. И реакция может стать практически необратимой.**
- **На ионы в растворах практически не распадаются: малорастворимые вещества (соли, кислоты, основания), растворимые в воде, но слабые**

СУТЬ РЕАКЦИЙ ИОННОГО ОБМЕНА МОЖНО ПОНЯТЬ, ИСПОЛЬЗУЯ ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ



$2HCl + Na_2S = 2NaCl + H_2S\uparrow$ – молекулярное уравнение

Сильная кислота | Растворимая соль | Растворимая соль | Газ

$2H^+ + 2Cl^- + 2Na^+ + S^{2-} = 2Na^+ + 2Cl^- + H_2S\uparrow$ – полное ионное уравнение

$2H^+ + S^{2-} = H_2S\uparrow$ – сокращённое ионное уравнение

Реакции ионного обмена широко используются

- **для получения различных солей, кислот, оснований**
- *** для их анализа.**

Ион	Реактив	Уравнение реакции	Признак реакции
H^+	Кислотно-основные индикаторы		Изменение окраски индикатора
Ag^+	Cl^-	$Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$	Белый осадок
Cu^{2+}	OH^- S^{2-}	$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow$ $Cu^{2+} + S^{2-} = CuS\downarrow$	Голубой осадок Черный осадок
Fe^{2+}	OH^- Красная кровяная соль $K_3[Fe(CN)_6]$	$Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2\downarrow$	Белый хлопьевидный осадок, зеленеет на воздухе. Темно — синий коллоидный осадок (турнбулева синь)
Fe^{3+}	OH^- Желтая кровяная соль $K_4[Fe(CN)_6]$	$Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow$	Бурый осадок. Темно — синий коллоидный осадок (берлинская лазурь)
Zn^{2+}	OH^- S^{2-}	$Zn^{2+} + 2OH^- = Zn(OH)_2\downarrow$ $Zn^{2+} + S^{2-} = ZnS\downarrow$	Белый осадок, в избытке щелочи растворяется. Белый осадок
Al^{3+}	OH^-	$Al^{3+} + OH^- = Al(OH)_3\downarrow$	Серый осадок, в избытке щелочи растворяется
NH_4^+	OH^-	$NH_4^+ + OH^- = NH_3\uparrow + H_2O$	Запах аммиака, изменение цвета индикаторной бумаги в парах
Ba^{2+}	SO_4^{2-}	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$	Белый осадок. Окрашивание пламени в желто-зеленый цвет
Ca^{2+}	CO_3^{2-}	$Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaSO_3\downarrow$	Белый осадок. Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет
Cl^-	Ag^+ H_2SO_4	$Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$ $Cl^- + H^+ = HCl\uparrow$	Белый осадок. Выделение бесцветного газа с резким запахом, изменение окраски индикаторной бумаги в парах
Br^-	Ag^+ H_2SO_4	$Ag^+ + Br^- = AgBr\downarrow$ $Br^- + H_2SO_4 =$ $= Br_2\uparrow + SO_2\uparrow + H_2O$	Желтоватый осадок. Выделение SO_2 (характерный резкий запах) и бурых паров Br_2
I^-	Ag^+ H_2SO_4	$Ag^+ + I^- = AgI\downarrow$ $I^- + H_2SO_4 =$ $= I_2 + H_2S\uparrow + H_2O$	Желтый осадок. Выделение H_2S (характерный запах) и буро — фиолетового I_2
SO_3^{2-}	H^+	$SO_3^{2-} + 2H^+ = H_2SO_3 =$ $= SO_2\uparrow + H_2O$	Выделение SO_2 , характерный резкий запах, обесцвечивание раствора фуксина и фиолетовых чернил
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$	Белый осадок
CO_3^{2-}	H^+	$CO_3^{2-} + 2H^+ = H_2CO_3 =$ $= CO_2\uparrow + H_2O$	Выделение бесцветного газа, не имеющего запаха, вызывающего помутнение известковой воды

Алгоритм составления ионных уравнений:

1) Составьте формулы электролитов, вступивших в реакцию ионного обмена и формулы продуктов реакции.
2) Расставьте коэффициенты в уравнении.
3) Отметьте вещества, которые не распадаются на ионы (т.Е. Малорастворимые вещества, газы, слабые электролиты: вода или некоторые кислоты). Пользуйтесь таблицей растворимости!
4) Перепишите уравнения, записывая вместо формулы сильного электролита ионы, на которые он распадается, с учетом числа этих ионов в молекуле (индекса) и числа молекул этого вещества (коэффициента в уравнении).
5) Зачеркните справа и слева в уравнении ионы, которые повторяются.
6) Перепишите то, что осталось отдельной строкой.

ВЫПОЛНИТЕ ЗАДАНИЯ: ЗАПИШИТЕ ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ ОБМЕНА МЕЖДУ ЭТИМИ ЭЛЕКТРОЛИТАМИ. КАКИЕ ИЗ ЭТИХ ВЕЩЕСТВ БУДУТ ВЗАИМОДЕЙСТВОВАТЬ МЕЖДУ СОБОЙ? ПОЧЕМУ?

1) $K_2SiO_3 + HNO_3 =$

2) $CuOH + H_2SO_4 =$

3) $Mg(NO_3)_2 + K_2CO_3 =$

4) $HCl + Ba(OH)_2 =$

5) $CaCl_2 + NaNO_3 =$

6) $FeO + HNO_3 =$

7) $KOH + (NH_4)_2SO_4 =$

8) $HNO_3 + Fe(OH)_3 =$

9) $Ba(NO_3)_2 + CuSO_4 =$

$Ca(NO_3)_2 + K_2CO_3 \Rightarrow CaCO_3\downarrow + 2KNO_3$

$Ca^{2+} + 2NO_3^- + 2K^+ + CO_3^{2-} \Rightarrow CaCO_3\downarrow + 2K^+ + 2NO_3^{2-}$

$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \Rightarrow CaCO_3\downarrow$

КИСЛОТНО-ЩЕЛОЧНОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

ОТКРЫТОЕ КОМПЛЕКСНОЕ ЗАНЯТИЕ №13 ПО ТЕМЕ 1.5 «РАСТВОРЫ. ТЭД»

ПРЕПОДАВАТЕЛЬ ЮГОВА Н.Е. 2019-2020 УЧ.ГОД

АКТУАЛИЗАЦИЯ ОПОРНЫХ ЗНАНИЙ

- 1. ЧТО ТАКОЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ? КАКИЕ ВЕЩЕСТВА ОТНОСЯТСЯ К ЭЛЕКТРОЛИТАМ?
- 2. ПОЧЕМУ РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ ПРОВОДЯТ ЭЛЕКТРИЧЕСКИЙ ТОК? КАКУЮ РОЛЬ В ЭТОМ ПРОЦЕССЕ ИГРАЕТ ВОДА?
- 3. ЧТО ТАКОЕ СТЕПЕНЬ ДИССОЦИАЦИИ? ЧТО ТАКОЕ СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ?
- 4. ЧТО ТАКОЕ КОНСТАНТА ДИССОЦИАЦИИ? ОТ ЧЕГО ЗАВИСИТ ЭТА ВЕЛИЧИНА?
- 5. ЧТО ТАКОЕ КИСЛОТЫ, С ТОЧКИ ЗРЕНИЯ ТЭД? НАПИШИТЕ ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИИ МЕЖДУ СЕРНОЙ КИСЛОТОЙ И КАРБОНАТОМ НАТРИЯ. БУДЕТ ЛИ ВЫДЕЛЯТЬСЯ УГЛЕКИСЛЫЙ ГАЗ, ЕСЛИ В РЕАКЦИЮ ВСТУПИТ СОЛЯНАЯ КИСЛОТА?

ПРОТОННАЯ ТЕОРИЯ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ

Йоханнес-Николаус БРЁНСТЕД (1879 - 1947), датский физикохимик

Главную роль в определении понятий «кислота» и «основание» играет протон (H^+, катион водорода).

- **Кислота – частица (молекула или ион), способная быть донором протона.**
- **Основание – частица, способная быть акцептором протона.**

$$A \leftrightarrow B + H^+$$

Томас-Мартин ЛАУРИ (1874 - 1936) английский химик

$$HCl \leftrightarrow H^+ + Cl^-$$
$$NH_4^+ \leftrightarrow H^+ + NH_3$$
$$HCO_3^- \leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}$$

- КИСЛОТЫ – ЭТО ЧАСТИЦЫ, КОТОРЫЕ ИМЕЮТ В СВОЕМ СОСТАВЕ ВОДОРОД И СПОСОБНЫ ЕГО ОТДАТЬ (ДОНОРЫ ПРОТОНОВ)
- ОСНОВАНИЯ – ЭТО ЧАСТИЦЫ, СПОСОБНЫЕ ПРИСОЕДИНЯТЬ ПРОТОН (АКЦЕПТОРЫ ПРОТОНОВ)
- $A \leftrightarrow B + H^+$
- А- КИСЛОТА, СОПРЯЖЕННАЯ ОСНОВАНИЮ
- В- ОСНОВАНИЕ, СОПРЯЖЕННОЕ ЭТОЙ КИСЛОТЕ
- КИСЛОТЫ И ОСНОВАНИЯ СУЩЕСТВУЮТ ТОЛЬКО В ВИДЕ ТАКИХ СОПРЯЖЕННЫХ ПАР, ОНИ СВЯЗАНЫ МЕЖДУ СОБОЙ ПРОЦЕССОМ ПЕРЕДАЧИ ПРОТОНА
- КОНЦЕНТРАЦИЯ И КИСЛОТЫ И ОСНОВАНИЯ ЗАВИСИТ ОТ КОНЦЕНТРАЦИИ ПРОТОНА

КИСЛОТНОСТЬ И ОСНОВНОСТЬ ВЕЩЕСТВ

КИСЛОТНЫЕ И ОСНОВНЫЕ СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВ ОПРЕДЕЛЯЮТСЯ СРОДСТВОМ К ПРОТОНУ, Т.Е. ЭНТАЛЬПИЕЙ РЕАКЦИИ ПРИСОЕДИНЕНИЯ ПРОТОНА:

$NH_3(Г) + H^+(Г) \rightarrow NH_4^+(Г)$; $\Delta H° = -826$ КДЖ

$H_2O(Г) + H^+(Г) \rightarrow H_3O^+(Г)$; $\Delta H° = -689$ КДЖ

NH_3 – БОЛЕЕ СИЛЬНЫЙ АКЦЕПТОР ПРОТОНА И БОЛЕЕ СИЛЬНОЕ ОСНОВАНИЕ, ЧЕМ H_2O,

NH_4^+ - БОЛЕЕ СЛАБЫЙ ДОНОР ПРОТОНА И БОЛЕЕ СЛАБАЯ КИСЛОТА, ЧЕМ H_3O^+.

КИСЛОТА МОЖЕТ ОТДАТЬ ВОДОРОД, ЕСЛИ ЕСТЬ ЧАСТИЦА, СПОСОБНАЯ ЕГО ПРИНЯТЬ, Т.Е. ЕСТЬ ОСНОВАНИЕ. И НАОБОРОТ.

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕЖДУ КИСЛОТОЙ И ОСНОВАНИЕМ НАЗЫВАЕТСЯ ПРОТОЛИТИЧЕСКОЙ РЕАКЦИЕЙ.

В РЕЗУЛЬТАТЕ ОБМЕНА ПРОТОНАМИ МЕЖДУ КИСЛОТОЙ И ОСНОВАНИЕМ ОБРАЗУЮТСЯ НОВЫЕ КИСЛОТА И ОСНОВАНИЕ.

$$HA + B \rightleftharpoons A^- + HB^+;$$

КТ 1 ОС 2 ОС 1 КТ 2

НАПРИМЕР, В РЕАКЦИИ $HNO_3 + NH_3 \rightleftharpoons NO_3^- + NH_4^+$

СОПРЯЖЕННЫЕ ПАРЫ HNO_3 / NO_3^- И NH_4^+ / NH_3

ЗНАЧЕНИЕ ВОДЫ ДЛЯ ПРОЯВЛЕНИЯ СВОЙСТВ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ

ПРОТОНЫ, КОТОРЫЕ ОТДАЕТ КИСЛОТА, ДОЛЖНЫ ПРИСОЕДИНЯТЬСЯ К МОЛЕКУЛЕ РАСТВОРИТЕЛЯ.

ОСНОВАНИЕ ПРИСОЕДИНЯЕТ ПРОТОН, КОТОРЫЙ ЗАБИРАЕТ У РАСТВОРИТЕЛЯ.

- ЕСЛИ РАСТВОРИТЕЛЬ НЕ СПОСОБЕН НИ ПРИСОЕДИНЯТЬ, НИ ОТДАВАТЬ ПРОТОНЫ, ТО В НЕМ ВЕЩЕСТВО НЕ МОЖЕТ ПРОЯВЛЯТЬ НИ КИСЛОТНЫХ, НИ ОСНОВНЫХ СВОЙСТВ

$$A_1 + B_2 \leftrightarrow B_1 + A_2$$

$$HCl + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

ЕСЛИ ЭЛЕКТРОЛИТ ПРОЯВЛЯЕТ СВОЙСТВА И КИСЛОТ, И ОСНОВАНИЙ ИХ НАЗЫВАЮТ АМФОТЕРНЫМИ ИЛИ АМФОЛИТАМИ.

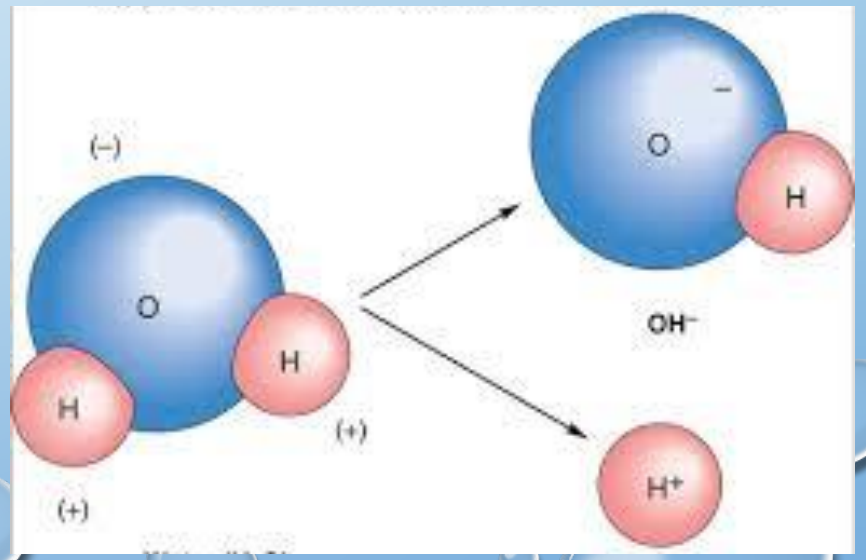
- ВОДА ЯВЛЯЕТСЯ ОЧЕНЬ СЛАБЫМ АМФОТЕРНЫМ ЭЛЕКТРОЛИТОМ, У КИСЛОТ ОНА ПРИНИМАЕТ ПРОТОН, А ОСНОВАНИЯМ ОТДАЕТ ЕГО. БОЛЕЕ ТОГО – ОДНА МОЛЕКУЛА ВОДЫ МОЖЕТ ОТДАВАТЬ ПРОТОН ВТОРОЙ МОЛЕКУЛЕ ВОДЫ.

$$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$$

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1{,}8 \cdot 10^{-16}$$

ионное произведение воды:

$$K_B = K \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-] \approx 10^{-14} \text{моль/л}$$



КИСЛОТНОСТЬ СРЕДЫ

$$K_B = K \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-] \approx 10^{-14} \text{моль/л}$$

- $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ МОЛЬ/Л – СРЕДА НЕЙТРАЛЬНАЯ
- $[H^+] > [OH^-]$, ПРИ $[H^+] > 10^{-7}$ МОЛЬ/Л – СРЕДА КИСЛАЯ
- $[H^+] < [OH^-]$, ПРИ $[H^+] < 10^{-7}$ МОЛЬ/Л – СРЕДА ЩЕЛОЧНАЯ

ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ - ЭТО СПОСОБ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ ИОНОВ ВОДОРОДА.

$$pH = -\lg [H^+]$$

- ПРИ pH = 7 – СРЕДА НЕЙТРАЛЬНАЯ,
- ПРИ pH > 7 – СРЕДА ЩЕЛОЧНАЯ,
- ПРИ pH <7 – СРЕДА КИСЛАЯ.

ВЕЛИЧИНА pH – МЕРА АКТИВНОЙ КИСЛОТНОСТИ СРЕДЫ, Т.Е. ПОКАЗЫВАЕТ РЕАЛЬНУЮ КОНЦЕНТРАЦИЮ ИОНОВ ВОДОРОДА В РАСТВОРЕ. ОНА М. Б. МЕНЬШЕ ОБЩЕЙ КИСЛОТНОСТИ, КОТОРАЯ ОПРЕДЕЛЯЕТСЯ НАЧАЛЬНОЙ МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ КИСЛОТЫ.

ОПОРНЫЙ КОНСПЕКТ

$$A_1 + B_2 \leftrightarrow B_1 + A_2$$

$$\mathbf{A} \leftrightarrow \mathbf{B} + H^+$$

$$K_B = K \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-] \approx 10^{-14} \text{моль/л}$$

$$pH = -\lg [H^+]$$

- ПРИ pH = 7 – СРЕДА НЕЙТРАЛЬНАЯ,
- ПРИ pH > 7 – СРЕДА ЩЕЛОЧНАЯ,
- ПРИ pH <7 – СРЕДА КИСЛАЯ

ВЫПОЛНИТЕ ЗАДАНИЕ №1: ОПРЕДЕЛИТЕ С ПОМОЩЬЮ УНИВЕРСАЛЬНОЙ ИНДИКАТОРНОЙ БУМАГИ КОНЦЕНТРАЦИЮ ИОНОВ ВОДОРОДА В РАСТВОРЕ

АЛГОРИТМ

1) ОПУСТИТЬ НА 2-3 СЕК ИНДИКАТОРНУЮ БУМАГУ В ИССЛЕДУЕМЫЙ РАСТВОР
2) СРАВНИТЬ ОКРАСКУ ИНДИКАТОРНОЙ БУМАГИ СО ШКАЛОЙ pH И ЗАПИШИТЕ РЕЗУЛЬТАТ
3) ПОЛЬЗУЯСЬ ФОРМУЛОЙ $pH = -\lg [H^+]$ ОПРЕДЕЛИТЬ РАВНОВЕСНУЮ КОНЦЕНТРАЦИЮ ИОНОВ ВОДОРОДА В МОЛЬ/Л
4) ОТВЕТИТЬ НА ДОПОЛНИТЕЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ: ЧЕМУ РАВНА МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ ГИДРОКСИД-ИОНОВ? КАКИХ ИОНОВ В РАСТВОРЕ БОЛЬШЕ H^+ ИЛИ OH^-? КАКАЯ СРЕДА В РАСТВОРЕ?

ВЫПОЛНИТЕ ЗАДАНИЕ №2:

1) ОПРЕДЕЛИТЕ ГДЕ КИСЛОТА, А ГДЕ ОСНОВАНИЕ?

2) КАКУЮ РОЛЬ В РЕАКЦИИ ИГРАЕТ ВОДА?

3) КУДА СМЕСТИТСЯ РАВНОВЕСИЕ ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ ИОНОВ ВОДОРОДА?

1) $HCN + H_2O \rightleftharpoons CN^- + H_3O^+$

2) $HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons SO_4^{2-} + H_3O^+$

3) $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$

4) $CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$

5) $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H_3O^+$

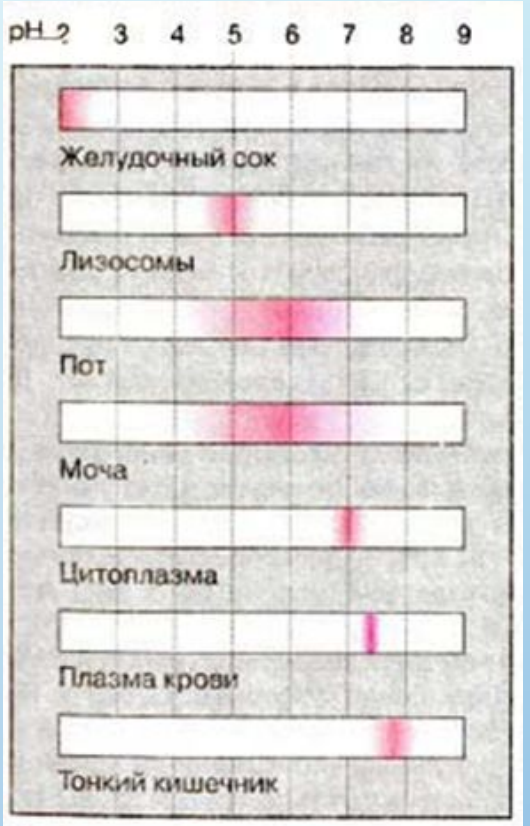
6) $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-$

ВЫПОЛНИТЕ ЗАДАНИЕ №4:

- № 1 ВЫЧИСЛИТЕ ЧЕМУ РАВЕН pH РАСТВОРА 0,01МОЛЬ/Л HCL ?
- №2 В РАСТВОРЕ ПЕРЕКИСИ ВОДОРОДА pH РАВНО 4. ОПРЕДЕЛИТЕ МОЛЯРНУЮ КОНЦЕНТРАЦИЮ ИОНОВ ВОДОРОДА В ЭТОМ РАСТВОРЕ?
- №3* В РЕЗУЛЬТАТЕ ПРОВЕДЕННОГО ЛЕЧЕНИЯ pH МОЧИ У БОЛЬНОГО ИЗМЕНИЛАСЬ ОТ 8 ДО 7. КАК ИЗМЕНИЛАСЬ ПРИ ЭТОМ КОНЦЕНТРАЦИЯ ИОНОВ ВОДОРОДА В МОЧЕ? МОЖНО ЛИ СЧИТАТЬ ЛЕЧЕНИЕ УСПЕШНЫМ?

ЗНАЧЕНИЕ pH ВНУТРЕННИХ СРЕД ОРГАНИЗМА ХАРАКТЕРИЗУЮТСЯ ЗНАЧИТЕЛЬНЫМ ПОСТОЯНСТВОМ, И ЭТО ПОСТОЯНСТВО ЯВЛЯЕТСЯ ОСНОВОЙ ГОМЕОСТАЗА

- КОНЦЕНТРАЦИЯ ИОНОВ ВОДОРОДА ВЛИЯЕТ НА РАВНОВЕСИЕ ВСЕХ СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ В КЛЕТКАХ И В МЕЖКЛЕТОЧНОЙ ЖИДКОСТИ, А ЗНАЧИТ И НА КОНЦЕНТРАЦИЮ ИОНОВ;
- ИОНЫ ВОДОРОДА УЧАСТВУЮТ В ПРОЦЕССАХ ОКИСЛЕНИЯ-ВОССТАНОВЛЕНИЯ;
- ИОНЫ ВОДОРОДА КАТАЛИЗИРУЮТ ПРОЦЕССЫ ЭТЕРИФИКАЦИИ И ГИДРОЛИЗА;
- ОТ КОНЦЕНТРАЦИИ ИОНОВ ВОДОРОДА ЗАВИСИТ ПРОЦЕСС ДЕНАТУРАЦИИ БЕЛКОВ.



Б. Значения pH в организме человека

РН ПЛАЗМЫ КРОВИ ОДНА ИЗ САМЫХ ЖЕСТКИХ КОНСТАНТ ОРГАНИЗМА, В НОРМЕ ОН СОСТАВЛЯЕТ 7,36

ВЫПОЛНИТЕ ЗАДАНИЕ №3:
ЗАПОЛНИТЕ СВОБОДНЫЕ КЛЕТКИ В ТАБЛИЦЕ

$[H^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH	кислотность среды
10^{-5}				
	10^{-12}			
		9		
			10	
				нейтральная

- **КИСЛОТНО-ЩЕЛОЧНОЕ РАВНОВЕСИЕ (ПОСТОЯНСТВО pH) ОБЕСПЕЧИВАЕТСЯ РАБОТОЙ ВЫДЕЛИТЕЛЬНЫХ СИСТЕМ ОРГАНИЗМА (ПОЧКИ, ЛЕГКИЕ) И НАЛИЧИЕМ НЕСКОЛЬКИХ БУФЕРНЫХ СИСТЕМ, ВХОДЯЩИХ В СОСТАВ РАЗЛИЧНЫХ ТКАНЕЙ**

- ПРИ МЕТАБОЛИЗМЕ (В ПРОЦЕССАХ ОКИСЛЕНИЯ, И ДР.) В КЛЕТКАХ ОБРАЗУЮТСЯ РАЗЛИЧНЫЕ ВЕЩЕСТВА. БОЛЬШИНСТВО ИЗ НИХ ОКИСЛЯЕТСЯ И ЗАТЕМ ВЫДЕЛЯЕТСЯ КЛЕТКАМИ В ВИДЕ УГЛЕКИСЛОГО ГАЗА (А ЭТО ТОЖЕ УГОЛЬНАЯ КИСЛОТА!), КОТОРЫЙ ПРИ ПОМОЩИ ФЕРМЕНТА КАРБОГИДРАЗЫ СВЯЗЫВАЕТСЯ В ЭРИТРОЦИТАХ С ГЕМОГЛОБИНОМ И ПЕРЕНОСИТСЯ В ЛЕГКИЕ.
- КРОМЕ ТОГО, В ПРОЦЕССЕ ОКИСЛЕНИЯ ОБРАЗУЮТСЯ НЕЛЕТУЧИЕ КИСЛОТЫ (МОЛОЧНАЯ, ПИРОВИНОГРАДНАЯ, УКСУСНАЯ И Т.Д.), ЗА СУТКИ – 1ММОЛЬ/Л ИОНОВ ВОДОРОДА НА 1 КГ МАССЫ ТЕЛА ПРИ НОРМАЛЬНОМ ПИТАНИИ. ЧАСТЬ ЭТИХ ИОНОВ ВЫДЕЛЯЕТСЯ С МОЧОЙ ЧЕРЕЗ ПОЧКИ.

НО … ЦЕНТРАЛЬНОЕ МЕСТО В СИСТЕМЕ РЕГУЛЯЦИИ pH ИГРАЮТ БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ ОРГАНИЗМА

- РАСТВОРЫ, СОДЕРЖАЩИЕ СМЕСЬ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА И ЕГО СОЛИ, СОХРАНЯЮЩИЕ ХАРАКТЕРНЫЕ ДЛЯ НЕГО ЗНАЧЕНИЯ pH ПРИ РАЗБАВЛЕНИИ, ДОБАВЛЕНИИ СИЛЬНЫХ КИСЛОТ ИЛИ ЩЕЛОЧЕЙ, НАЗЫВАЮТСЯ БУФЕРНЫМИ.
- ПРОСТЕЙШИЙ БУФЕРНЫЙ РАСТВОР - ЭТО СМЕСЬ СЛАБОЙ КИСЛОТЫ И ЕЕ СОЛИ (НАПРИМЕР, СМЕСЬ УКСУСНОЙ КИСЛОТЫ CH_3COOH И АЦЕТАТА НАТРИЯ CH_3COONa), ЛИБО СМЕСЬ СЛАБОГО ОСНОВАНИЯ И ЕГО СОЛИ (НАПРИМЕР, СМЕСЬ ГИДРОКСИДА АММОНИЯ NH_4OH С ХЛОРИДОМ АММОНИЯ NH_4Cl).
- БУФЕРНОЕ ДЕЙСТВИЕ РАСТВОРА ОБУСЛОВЛЕНО СМЕЩЕНИЕМ КИСЛОТНО-ОСНОВНОГО РАВНОВЕСИЯ В РАСТВОРЕ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА ЗА СЧЕТ СВЯЗЫВАНИЯ ДОБАВЛЯЕМЫХ В РАСТВОР ИОНОВ H^+ И OH^-. ЭТИ ИОНЫ ОБРАЗУЮТ С КОМПОНЕНТАМИ СИСТЕМЫ ВЕЩЕСТВА, НЕ РАСПАДАЮЩИЕСЯ НА ИОНЫ.

БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ ОРГАНИЗМА

- БИКАРБОНАТНАЯ – ГЛАВНАЯ БУФЕРНАЯ СИСТЕМА ОРГАНИЗМА. ОНА СОСТОИТ ИЗ ДВУХ КИСЛОТНО-ОСНОВНЫХ ЧАСТЕЙ, НАХОДЯЩИХСЯ В ДИНАМИЧЕСКОМ РАВНОВЕСИИ. ПОЭТОМУ ТАКАЯ СИСТЕМА ИМЕЕТ ДОСТАТОЧНО БОЛЬШУЮ ЕМКОСТЬ И ШИРОКУЮ ЗОНУ БУФЕРНОГО ДЕЙСТВИЯ.
- ОСОБЕННОСТЬ БИКАРБОНАТНОЙ СИСТЕМЫ В ТОМ, ЧТО ОНА ОТКРЫТА. ЭТО ОЗНАЧАЕТ, ЧТО ОНА НЕПОСРЕДСТВЕННО СВЯЗАНА С ВЫДЕЛИТЕЛЬНЫМИ СИСТЕМАМИ ОРГАНИЗМА.

$$H_2O + CO_2 \leftrightarrow H_2CO_3 \leftrightarrow H^+ + HCO_3^-$$

- ИЗБЫТОК ИОНОВ ВОДОРОДА СВЯЗЫВАЕТСЯ С БИКАРБОНАТОМ, ОБРАЗУЮЩИЙСЯ УГЛЕКИСЛЫЙ ГАЗ СТИМУЛИРУЕТ ДЫХАТЕЛЬНЫЙ ЦЕНТР, ВЕНТИЛЯЦИЯ ЛЕГКИХ ПОВЫШАЕТСЯ, И ИЗЛИШКИ УГЛЕКИСЛОГО ГАЗА УДАЛЯЮТСЯ ПРИ ДЫХАНИИ. ЧЕМ БОЛЬШЕ В КЛЕТКАХ ОБРАЗУЕТСЯ ИОНОВ ВОДОРОДА, ТЕМ БОЛЬШЕ РАСХОД БИКАРБОНАТНОГО БУФЕРА. НА ЭТОМ ЭТАПЕ МЕТАБОЛИЗМА ПОДКЛЮЧАЮТСЯ ПОЧКИ, КОТОРЫЕ ВЫВОДЯТ С МОЧОЙ ИЗБЫТОК ИОНОВ ВОДОРОДА, И СИНТЕЗИРУЮТ

НАРУШЕНИЕ КЩР

- ПОВЫШЕННАЯ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ ИОНОВ Н+ - АЦИДОЗ
- ПОНИЖЕННОЙ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ ИОНОВ Н+– АЛКАЛОЗ

В БОЛЬШИНСТВЕ СЛУЧАЕВ, И В ЖКТ И В ДРУГИХ ОРГАНАХ И ТКАНЯХ, МЫ ИМЕЕМ ДЕЛО С АЦИДОЗОМ. В ЭТОМ СОСТОЯНИИ ОРГАНИЗМ ПЛОХО УСВАИВАЕТ МИНЕРАЛЫ, ОТ НЕДОСТАТКА ИОНОВ НАТРИЯ, КАЛИЯ, КАЛЬЦИЯ И МАГНИЯ СТРАДАЮТ ЖИЗНЕННО ВАЖНЫЕ ОРГАНЫ. ПОЯВЛЯЮТСЯ ЗАБОЛЕВАНИЯ СЕРДЕЧНО-СОСУДИСТОЙ СИСТЕМЫ: СПАЗМ СОСУДОВ, ГИПОКСИЯ. РАЗВИВАЕТСЯ ОЖИРЕНИЕ И ДИАБЕТ; ЗАБОЛЕВАНИЯ ПОЧЕК И МОЧЕВОГО ПУЗЫРЯ; СНИЖАЕТСЯ ИММУНИТЕТ. ПОЯВЛЯЕТСЯ ХРУПКОСТЬ КОСТЕЙ, ВПЛОТЬ ДО СПОНТАННЫХ ПЕРЕЛОМОВ, БОЛИ В МЫШЦАХ И СУСТАВАХ, СВЯЗАННЫЕ С НАКОПЛЕНИЕМ МОЛОЧНОЙ КИСЛОТЫ.

ПРОТОЛИТИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

ЯСНО, ЧТО В РАСТВОРАХ КИСЛОТ, ГДЕ ПРЕОБЛАДАЮТ ИОНЫ ВОДОРОДА, СРЕДА КИСЛАЯ, А В РАСТВОРАХ ЩЕЛОЧЕЙ ИОНОВ ГИДРОКСИДА БОЛЬШЕ, ЧЕМ ИОНОВ ВОДОРОДА, ПОЭТОМУ ТАМ СРЕДА ЩЕЛОЧНАЯ. А КАКАЯ СРЕДА В РАСТВОРАХ СОЛЕЙ?

- РАСТВОРИТЕЛЬ ВЗАИМОДЕЙСТВУЕТ С РАСТВОРЕННЫМ ВЕЩЕСТВОМ, МЕЖДУ ЭЛЕКТРОЛИТАМИ ПРОИСХОДИТ РЕАКЦИЯ ИОННОГО ОБМЕНА.
- РЕАКЦИИ ОБМЕНА ИОНАМИ ПРОТЕКАЮТ МЕЖДУ ЛЮБЫМИ ЭЛЕКТРОЛИТАМИ, ПРИЧЕМ РЕАКЦИИ НАПРАВЛЕНЫ В СТОРОНУ ОБРАЗОВАНИЯ БОЛЕЕ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА.
- ЕСЛИ ЭЛЕКТРОЛИТЫ ОБМЕНИВАЮТСЯ МЕЖДУ СОБОЙ ИОНАМИ ВОДОРОДА, ТО ТАКИЕ РЕАКЦИИ НАЗЫВАЮТ ПРОТОЛИТИЧЕСКИМИ. К НИМ ОТНОСЯТСЯ РЕАКЦИИ ДИССОЦИАЦИИ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ, РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ МЕЖДУ КИСЛОТАМИ И ОСНОВАНИЯМИ И РЕАКЦИИ ГИДРОЛИЗА.

ГИДРОЛИЗ – ЭТО РЕАКЦИЯ ВЕЩЕСТВА С ВОДОЙ, ПРИ КОТОРОЙ ИСХОДНОЕ ВЕЩЕСТВО РАСПАДАЕТСЯ НА ДВА НОВЫХ ВЕЩЕСТВА

МНОГИЕ БИООРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА (БЕЛКИ, ПОЛИСАХАРИДЫ, ЖИРЫ, НУКЛЕИНОВЫЕ КИСЛОТЫ) ПОДВЕРГАЮТСЯ ГИДРОЛИЗУ ПОД ДЕЙСТВИЕМ ФЕРМЕНТОВ. НАПРИМЕР, ПРОЦЕССЫ ГИДРОЛИЗА БЕЛКОВ, ПОЛИСАХАРИДОВ И ЖИРОВ. КОТОРЫЕ ПРОТЕКАЮТ ПРИ ПИЩЕВАРЕНИИ. ОЧЕНЬ ВАЖНОЙ ДЛЯ ОРГАНИЗМА ЯВЛЯЕТСЯ РЕАКЦИЯ ГИДРОЛИЗА АТФ, ПРИ КОТОРОЙ ОСВОБОЖДАЕТСЯ ЭНЕРГИЯ, НЕОБХОДИМАЯ ДЛЯ РАЗЛИЧНЫХ ФИЗИОЛОГИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ.

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

- ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ – РЕАКЦИЯ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ СОЛИ (СИЛЬНОГО ЭЛЕКТРОЛИТА) С ВОДОЙ (СЛАБЫМ ЭЛЕКТРОЛИТОМ), ЭТО ОБЫЧНАЯ РЕАКЦИЯ ИОННОГО ОБМЕНА, В РЕЗУЛЬТАТЕ КОТОРОГО ОБРАЗУЮТСЯ СООТВЕТСТВУЮЩИЕ КИСЛОТА И ОСНОВАНИЕ (РЕАКЦИЯ ОБРАТНАЯ РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ).

$$3HNO_3 + Fe(OH)_3 = Fe(NO_3)_3 + 3H_2O$$

$$Fe(NO_3)_3 + 3H_2O = 3HNO_3 + Fe(OH)_3$$

Как протекает процесс взаимодействия соли с водой?

1) если соль образована сильным основанием и слабой кислотой

$Na_2CO_3 + H_2O \leftrightarrow NaOH + \underline{HCO_3^-}$

$2Na^+ + CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow 2Na^+ + OH + \underline{HCO_3^-}$

$CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow OH^- + \underline{HCO_3^-}$,

ион водорода связывается анионом слабой кислоты, образуется слабый электролит и в растворе остается сильное основание, а значит и избыток OH^-, среда щелочная

2) соль образована слабым основанием и сильной кислотой

$FeCl_3 + H_2O \leftrightarrow \underline{FeOH^{2+}} + HCl$,

$Fe^{3+} + H_2O \leftrightarrow \underline{FeOH^{2+}} + H^+$

ион OH^- связывается катионов слабого основания, в растворе образуется слабый электролит, в остается избыток H^+, среда кислая.

Как протекает процесс взаимодействия соли с водой?

3) если соль образована сильным основанием и сильной кислотой гидролиз не проходит

$NaCl + H_2O \leftrightarrow NaOH + HCl$,

$Na^+ + Cl^- + H_2O \leftrightarrow Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^-$,

$H_2O \leftrightarrow OH^- + H^+$

т.к. образуются два сильных электролита, которые опять распадаются на ионы, и реакция среды не изменяется, $[H^+] = [OH^-]$, среда нейтральная.

4) соль образована слабым основанием и слабой кислотой гидролиз протекает и по катиону и по аниону, гидролиз идет до конца и соль разлагается.

$Al_2S_3 + H_2O \leftrightarrow \underline{AlOH^{2+}} + \underline{HS^-}$

т.к. в растворе не накапливаются ионы H^+ или OH^-, среда в них зависит от константы диссоциации слабой кислоты и слабого основания.

ПРАВИЛА ГИДРОЛИЗА:

1. СИЛЬНОЕ ПОБЕЖДАЕТ СЛАБОЕ
2. ПРИ ПОВЫШЕНИИ ТЕМПЕРАТУРЫ ГИДРОЛИЗ УСИЛИВАЕТСЯ (ПО ПРАВИЛУ ЛЕ ШАТЕЛЬЕ Т.К. ГИДРОЛИЗ – РЕАКЦИЯ ЭНДОТЕРМИЧЕСКАЯ).
3. ПРИ ПОВЫШЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ ИОНОВ СОЛИ В РАСТВОРЕ ГИДРОЛИЗ УМЕНЬШАЕТСЯ (ОПЯТЬ ПО ПРАВИЛУ ЛЕ ШАТЕЛЬЕ).

- ВЫВОД: РАСТВОРЫ СОЛЕЙ ЛУЧШЕ ХРАНИТЬ В КОНЦЕНТРИРОВАННОМ ВИДЕ В ХОЛОДНОМ МЕСТЕ.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ ПО ГИДРОЛИЗУ

1. НАПИШИТЕ РЕАКЦИИ МЕЖДУ

А) ФОСФОРНОЙ КИСЛОТОЙ И ГИДРОКСИДОМ ЛИТИЯ

Б) СЕРНОЙ КИСЛОТОЙ И ГИДРОКСИДОМ НАТРИЯ

В КАКОМ СЛУЧАЕ МОЖНО УТВЕРЖДАТЬ, ЧТО ПРОЦЕСС БУДЕТ ПОЛНОСТЬЮ НЕОБРАТИМЫМ?

2. КАКАЯ СРЕДА БУДЕТ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ КАРБОНАТА КАЛИЯ, ХЛОРИДА ЦИНКА, НИТРАТА АММОНИЯ, СИЛИКАТА НАТРИЯ. ОТВЕТ ПОДТВЕРДИТЕ ИОННЫМИ УРАВНЕНИЯМИ ГИДРОЛИЗА.

3. КАКУЮ СОЛЬ НАТРИЯ: ХЛОРИД ИЛИ КАРБОНАТ, ДОБАВЛЯЮТ В МОЮЩИЕ СРЕДСТВА И ПОЧЕМУ?

4. КАКУЮ СОЛЬ: ХЛОРИД АММОНИЯ ИЛИ НИТРАТ НАТРИЯ, МОЖНО ИСПОЛЬЗОВАТЬ В КАЧЕСТВЕ АЗОТНОГО УДОБРЕНИЯ ДЛЯ ГОРТЕНЗИИ, ЕСЛИ ИЗВЕСТНО, ЧТО ОНА ПРЕДПОЧИТАЕТ КИСЛЫЕ ПОЧВЫ? ПОЧЕМУ?

5. ПОЧЕМУ ПРИ ДОБАВЛЕНИИ СУЛЬФИДА НАТРИЯ К РАСТВОРУ НИТРАТА ХРОМА (III) ВЫПАДАЕТ ОСАДОК ГИДРОКСИДА ХРОМА (III)? ОТВЕТ ПОДТВЕРДИТЬ УРАВНЕНИЯМИ РЕАКЦИЙ.