

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

лекции 5 -7

Теория электролитической диссоциации (С.
Аррениус, 1888–1889)

Р а с т в о р ы

электролиты

неэлектролиты

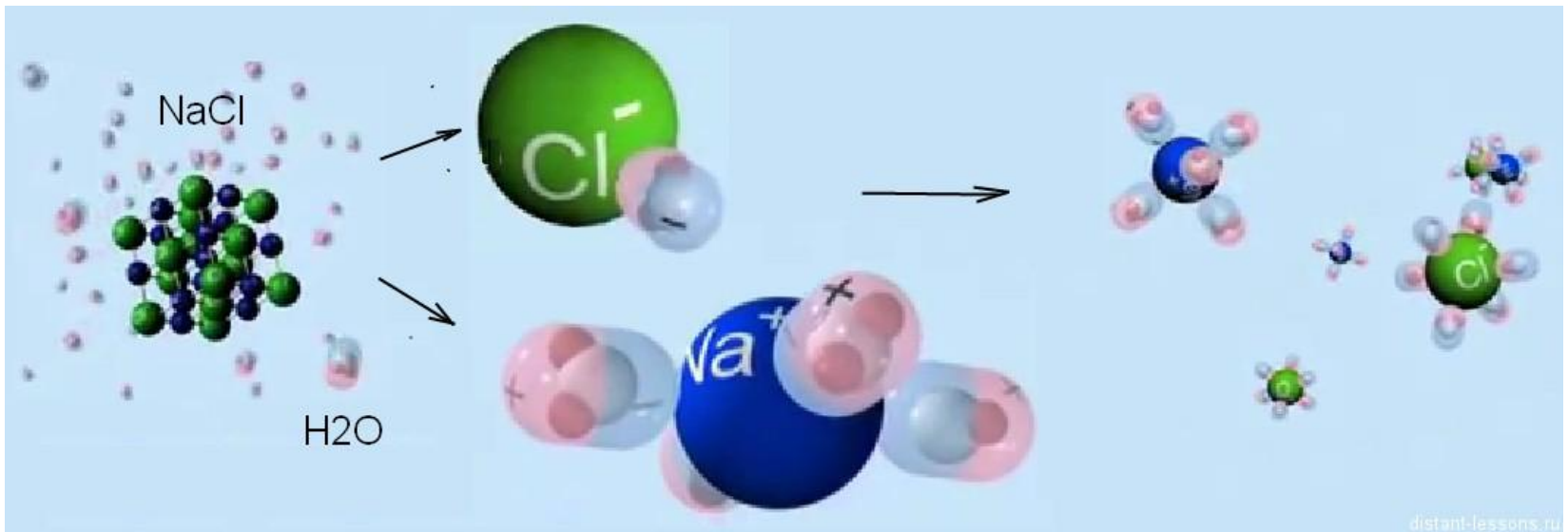
Электролиты – вещества, при растворении подвергающиеся диссоциации и сообщаемые раствору способность проводить электрический ток.

~~Электролиты~~

Сильные

Слабые

- Диссоциация является следствием взаимодействия молекул растворителя (в водных растворах диполей воды) с растворенным веществом, в результате чего образуются гидратированные



Диссоциация электролитов характеризуется степенью диссоциации $\alpha = n / N$,

где n – число молекул, распавшихся на ионы, N – общее число молекул.

По степени диссоциации различают сильные и слабые электролиты.

Сильные электролиты при растворении или расплавлении практически полностью распадаются на ионы ($\alpha > 0.3$). К ним относят почти все соли, кислоты: H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr и другие; щелочи.

Слабые электролиты диссоциируют лишь частично ($\alpha < 0.3$). Слабыми электролитами являются органические кислоты, слабые минеральные кислоты: H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S , HNO_2 , HClO и другие, нерастворимые основания, H_2O .

Сильные электролиты

- Оказывается, в растворах сильных электролитов, ожидаемые при полной диссоциации электролита величины повышения температуры кипения, понижения температуры замерзания, осмотического давления и т.д., гораздо ниже. Получается, что теория Аррениуса не выполняется в растворах сильных электролитов и степень диссоциации меньше единицы. В этих растворах степень диссоциации называется *кажущейся*.
- Эти отклонения вызваны взаимодействием ионов электролита с молекулами растворителя и между собой. Межионное взаимодействие, а также сольватация ионов уменьшают подвижность ионов, и чем выше концентрация, тем медленнее движутся ионы.

Активность электролита

- Для приближения расчетных данных сильных электролитов Льюис ввел понятие *активности электролита*, или *активности его ионов*.
- *Активность электролита - это величина, подстановка которой вместо концентрации в уравнения, описывающих свойства растворов, делает их применимыми к указанным растворам.*

Активность можно представить себе как произведение концентрации на некоторый коэффициент – *коэффициент активности*:

$a = f C$, где a – активность электролита;

C – концентрация; f – коэффициент активности, включающий поправку на силы взаимодействия. Коэффициент активности обычно определяют экспериментально по величине $\Delta T_{\text{зам.}}$, $\Delta T_{\text{кип.}}$, P и т.д. Как правило, $f < 1$ и равно 1 только при очень сильном разбавлении ($C < 0,0001$ моль/л). В этом случае, $a = C$. Если $f < 1$, то активность ионов a меньше концентрации C .

Для характеристики зависимости активности иона от концентрации всех находящихся в растворе ионов Льюис ввел понятие об *ионной силе* раствора электролита. *Ионной силой* раствора электролита называется величина (I), измеряемая полусуммой произведения концентрации (C) каждого из присутствующих в растворе ионов на квадрат их заряда (Z), т.е.

$$I = \frac{1}{2} (Z_1^2 \cdot C_1 + Z_2^2 \cdot C_2 + Z_3^2 \cdot C_3 + \dots + Z_n^2 \cdot C_n)$$

$$I = \frac{1}{2} \sum Z_i^2 \cdot C_i$$

Для разбавленных растворов, ионная сила которых не превышает 0,01, коэффициент активности ионов можно рассчитать по уравнению **Дебая-Хюккеля**:

$\lg f = - 0,5 Z^2 \sqrt{I}$, где I – ионная сила раствора, Z – заряд иона.

Ионная сила плазмы крови 0,15 моль/л, $f < 1$, поэтому для расчетов необходимо использовать величину a .

С увеличением концентрации раствора сильного электролита количество ионов в растворе возрастает, что приводит к увеличению ионной силы раствора и значительному уменьшению коэффициента активности.

Активность ионов является на самом деле эффективной концентрацией, проявляющей себя в химических реакциях. Обычные же концентрации показывают количество вещества, находящееся в растворе. Поэтому в точных расчетах следует пользоваться не концентрацией сильных электролитов, а их активностью.

Слабые электролиты. Константа диссоциации.

К растворам слабых электролитов, как к равновесным гомогенным системам, приложим закон действующих масс. Например:



$$K_p = ([\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+])/[\text{CH}_3\text{COOH}]$$

Константа равновесия для случаев электролитической диссоциации называется *константой диссоциации*. Она имеет постоянное значение при постоянной температуре.

Связь константы диссоциации со степенью диссоциации называется *законом разбавления Оствальда* :

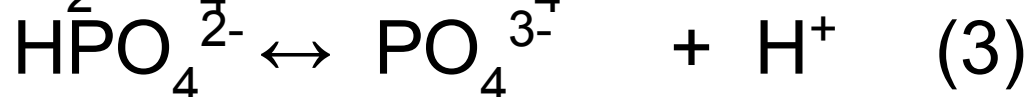
Пусть C - C_m электролита, тогда концентрация каждого иона в растворе αC , а концентрация недиссоциированных молекул:

$C - \alpha C = C(1-\alpha)$. Подставим эти значения в уравнение K :

$$K = (\alpha C)^2 / (1-\alpha)C ; \quad K = \alpha^2 C / 1-\alpha,$$

отсюда $\alpha = \sqrt{K/C}$

Многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют ступенчато. Например, диссоциация фосфорной кислоты протекает в три ступени:



Диссоциация по ступеням характеризуется константами:

$$K_1 = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-][\text{H}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = 7,24 \cdot 10^{-3}$$

$$K_2 = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 6,16 \cdot 10^{-8}$$

$$K_3 = \frac{[\text{PO}_4^{3-}][\text{H}^+]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} = 4,57 \cdot 10^{-13}$$

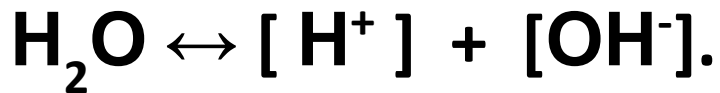
Константа диссоциации каждой последующей ступени гораздо меньше предыдущей. Это объясняется тем, что отрыв иона от нейтральной молекулы требует меньшей энергии, чем отрыв иона от заряженного иона, заряд которого становится больше на последующих ступенях.

Ионное произведение воды. Понятие о pH.

Вода, как известно, очень слабый электролит.

При комнатной температуре в 1 литре воды распадается всего 10^{-7} моль воды.

Следовательно, $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$, т.к. вода диссоциирует по уравнению



Константа равновесия воды выражается:

$K_p = ([H^+] [OH^-]) / [H_2O]$; концентрацию воды можно считать постоянной:

$$K(H_2O) = K_v = [H^+] [OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}.$$

K_v – ионное произведение воды.

Величина ионного произведения воды является постоянной только при постоянной температуре.

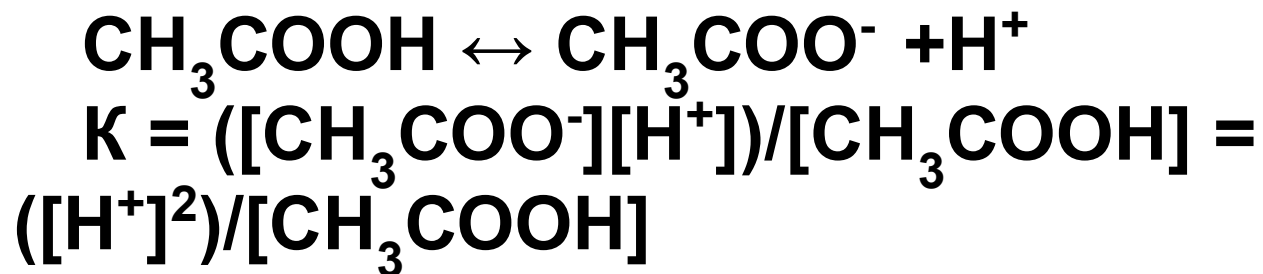
Водородным показателем рН называется обратный десятичный логарифм молярной концентрации ионов водорода:

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

В нейтральной среде $\text{pH} = 7$, в кислой - < 7 , в щелочной - > 7 .

Реакция среды в растворах слабых кислот.

Концентрация ионов H^+ , а также рН слабых кислот могут быть вычислены теоретическим путем. Пример:



$\alpha = [\text{H}^+] / C$; $[\text{H}^+] = \alpha C$. Воспользуемся формулой разбавления Оствальда и подставим вместо α ее значение: $[\text{H}^+] = \sqrt{KC}$, где K – константа диссоциации слабой кислоты, а C – концентрация.

Прологарифмируем это выражение: $\lg [H^+] = \frac{1}{2} \lg KC$; $-\lg [H^+] = pH$;

$pH = -\frac{1}{2} \lg K - \frac{1}{2} \lg C$. Обозначим $-\lg K$ через pK :

$pH = \frac{1}{2} pK - \frac{1}{2} \lg C$ - для слабых кислот

$pH = 14 - \frac{1}{2} (pK - \lg C)$ - для слабых оснований, где K – константа диссоциации слабого основания, а C – концентрация основания

Значения pH для различных жидкостей человеческого организма.

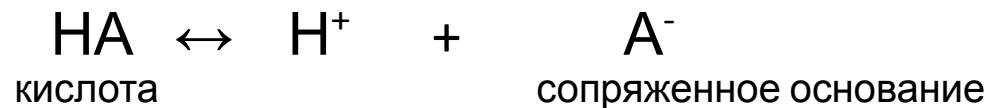
Одним из удивительных свойств живых организмов является кислотно-основной гомеостаз – постоянство pH биологических жидкостей, тканей и органов. Это постоянство поддерживается буферными системами. Смещение значения pH крови в кислую область называется *ацидозом*, а в щелочную область – *алкалозом*.

Теория Аррениуса

- Диссоциация различных классов неорганических веществ – электролитов с точки зрения теории электролитической диссоциации:
- Кислоты – электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода;
- Основания – электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов только анионы гидроксила;
- Соли – электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металла и анионы кислотных остатков.

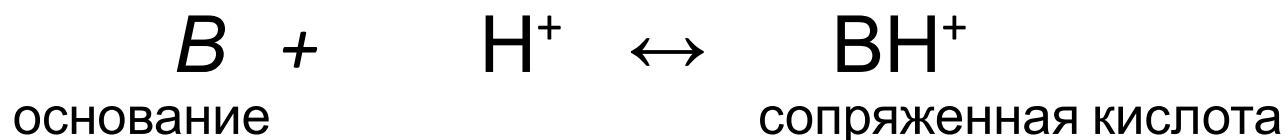
Протонная (протолитическая) теория Бренстеда и Лоури

- Согласно этой теории *кислотой (НА) называется молекула или ион, способные быть донором протона (H⁺):*



- Согласно теории Бренстеда две частицы, отличающиеся друг от друга на один протон, представляют собой сопряженную кислотно-основную пару.
- Отдавая протон, сопряженная кислота превращается в сопряженное основание. Чем легче молекула или ион отдают протон, тем более сильными кислотными свойствами они обладают.
- Сила кислот уменьшается в ряду:
- $\text{H}^+ > \text{HClO}_4 > \text{HCl} > \text{H}_2\text{SO}_4 > \text{HNO}_3 > \text{H}_3\text{PO}_4 > \text{CH}_3\text{COOH} > \text{H}_2\text{CO}_3 > \text{H}_2\text{S} > \text{HCN}$

- **Основание(V)** – молекула или ион, способные присоединять протон:

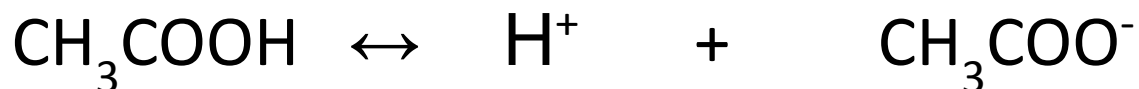
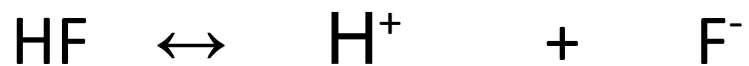


- **Чем легче молекула или ион присоединяют протон, тем более сильными основными свойствами они обладают.**

Сила оснований уменьшается в ряду:

- $OH^- > KOH > NaOH > LiOH > Ca(OH)_2 > (CH_3)_2NH_2 > NH_3 > C_6H_5NH_2$

Согласно протонной теории, кислота, отдавая свой протон, превращается в *сопряженное основание* по схеме



Таким образом, каждой кислоте соответствует сопряженное основание.

Основание, присоединяя протон, превращается в сопряженную кислоту:



- Сопряженные кислотно-основные пары ***протолитами***, а процесс перехода протона от кислоты к основанию называется **протолизом**.

Амфолиты

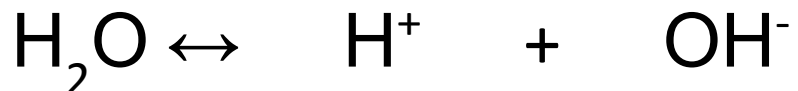
- Некоторые вещества способны выступать в одних реакциях в роли донора протона, а в других – в роли акцептора протона.

Такие вещества называют ***амфолитами***.

Примеры: H_2O , HCO_3^- , HSO_3^- , $\text{Zn}(\text{OH})_2$,
 $\text{Be}(\text{OH})_2$ и т.д.

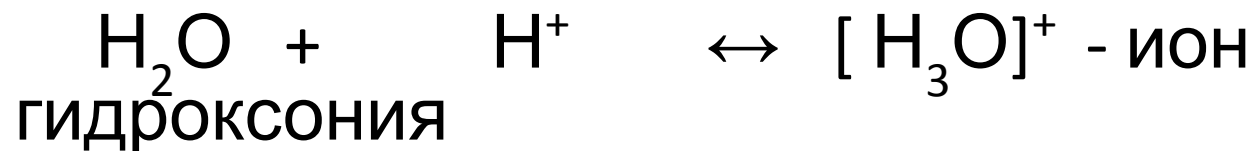
Типичным амфолитом является вода.

Молекула воды способна отдать протон той молекуле, которая будет его удерживать прочнее; в качестве сопряженного основания в этом случае образуется гидроксид-ион:



кислота I протон основание I

При наличии вещества, слабо удерживающего протон, молекула воды может и присоединить протон, выступая в роли основания:



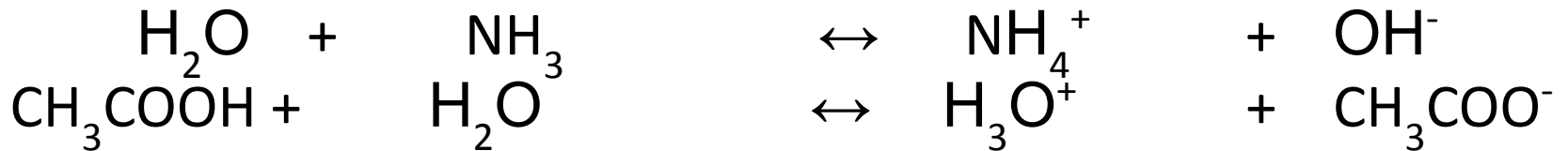
основание II протон кислота II

Переход протона всегда происходит в сторону образования более слабых кислот, имеющих большее значение pK_a .

Типы протолитических реакций:

Реакция нейтрализации - протолитическая реакция переноса протона от кислоты к основанию, например:

кислота I + основание II ↔ кислота II + основание I



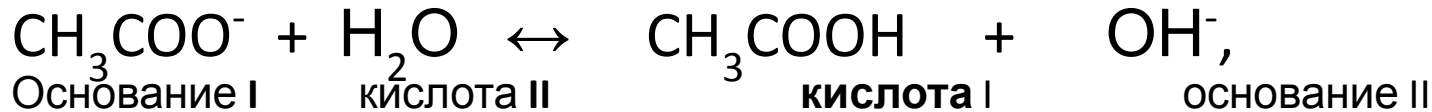
Автопротолиз- перенос протона между двумя одинаковыми частицами амфолита



кислота I + основание II ↔ кислота II + основание I

Гидролиз солей

Реакция гидролиза - протолитический процесс взаимодействия ионов солей с молекулами воды, приводящий к образованию малодиссоциирующих соединений.



а обратная реакция - нейтрализация уксусной кислоты щелочью. Здесь имеет место конкуренция воды и слабой уксусной кислоты за обладание протоном.

Несмотря на свои достоинства, теория Бренстеда, как и теория Аррениуса, не применима к веществам, проявляющим функцию кислоты, но не содержащих водорода, например галогенидам бора, алюминия и т. д. Поэтому более общей является электронная теория Льюиса.

Гидролиз солей.

Гидролиз соли - обменная реакция ионов соли с молекулами воды, приводящая к образованию слабых электролитов.

Основные правила написания реакций гидролиза:

Гидролизу подвергаются анионы слабых кислот и катионы слабых оснований, входящих в состав соли.

Гидролиз - процесс ступенчатый. На каждой ступени один гидролизующийся ион реагирует с одной молекулой воды.

В обычных условиях гидролиз протекает только по первой ступени. Гидролиз усиливается при нагревании и разбавлении растворов солей.

4. Гидролиз - процесс, как правило, обратимый, его равновесие можно смещать. Добавление одноименных (H^+ или OH^-) ионов, выделяющихся в процессе гидролиза, смещает равновесие в сторону уменьшения гидролиза.

Добавление противоположных ионов, связывающих выделяющиеся H^+ или OH^- ионы в молекулы воды, смещает равновесие в сторону усиления гидролиза.

Типы реакций гидролиза.

- 1. Соль образована ионами сильного основания и сильной кислоты (например, NaCl , KNO_3 и др.).
- $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз не идет (NaOH - сильное основание, HCl - сильная кислота), $\text{pH}=7$, среда нейтральная.

2. Соль образована ионами сильного основания и слабой кислоты(например: Na_2CO_3 , KSCN и др.).

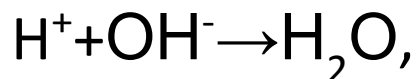
$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по аниону (NaOH - сильное основание, H_2CO_3 - слабая кислота).

$\text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ (среда щелочная, $\text{pH} > 7$).

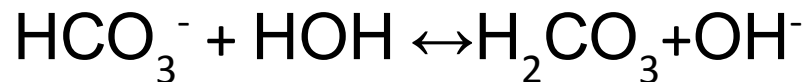
$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HON} \leftrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$ (1 степень гидролиза).

Добавление к раствору щелочей (NaOH), содержащих одноименные ионы (OH^-), вызывает ослабление гидролиза (смещение равновесия влево по принципу Ле Шателье).

Добавление к раствору кислот усиливает гидролиз за счет реакции



в результате которой концентрация ионов OH^- в растворе уменьшается, и равновесие гидролиза смещается вправо. Гидролиз усиливается и начинает идти по второй ступени:



3. Соль образована ионами слабого основания и сильной кислоты (например, AlCl_3 , FeSO_4 и др.).

$\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по катиону
($\text{Al}(\text{OH})_3$ - слабое основание, HCl -
сильная кислота).

$\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$ (среда кислая, $\text{pH} < 7$)

$\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{AlOHCl}_2 + \text{HCl}$ (1 степень)

4. Соль образована ионами слабого основания и слабой кислоты:

а) соль растворима в воде (например, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, NH_4NO_2 и др.),

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз идет сразу по катиону и аниону: $2\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCO}_3^- + \text{NH}_4^+$ (pH \approx 7)

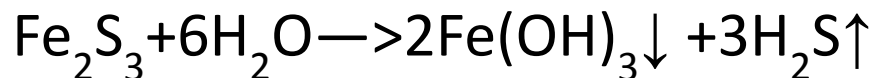
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{HON} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{HCO}_3$

б) соль нерастворима в воде (например, FeS , ZnSiO_3 и др.).

$\text{FeS} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ нерастворимые соли гидролизу не подвергаются.

в) соль разлагается водой (в таблице растворимости стоит прочерк, например, Fe_2S_3 , $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ и др.).

Гидролиз таких солей идет необратимо и до конца:



Реакция среды растворов солей

Реакцию среды растворов солей, подвергающихся гидролизу, можно вычислить по формулам:

а) для растворов солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой (гидролиз идет по слабой части - аниону, а среда щелочная – по сильной части)

$$pH = 7 + 0,5 pK_a + 0,5 \lg C_{(B^-)'}$$

где pK_a – показатель $K_{дис.}$ кислоты, B^- - основание;

Реакция среды растворов солей

б) для растворов солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой (гидролиз идет по слабой части – катиону, а среда кислая – по сильной части)

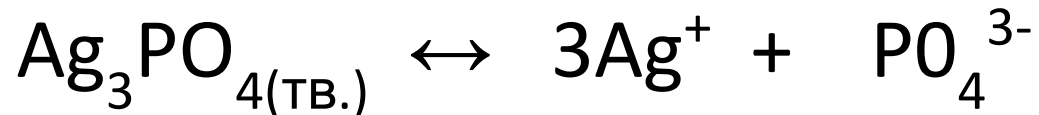
$$pH = 7 - 0,5 pK_{\text{в}} - 0,5 \lg C_{(\text{соли})}'$$

где $pK_{\text{в}}$ – показатель $K_{\text{дис.}}$ основания.

Гетерогенные равновесия в растворах с осадком

•

В насыщенных растворах малорастворимых веществ устанавливается равновесие между осадком (твёрдая фаза) и ионами электролитов в растворе (жидкая фаза):



Состояние равновесия характеризуется константой, которая носит название *произведение растворимости*, $K_{\text{пр}}$.

$$K_{\text{пр}}(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = [\text{Ag}^+]^3[\text{PO}_4^{3-}]$$

Произведение растворимости

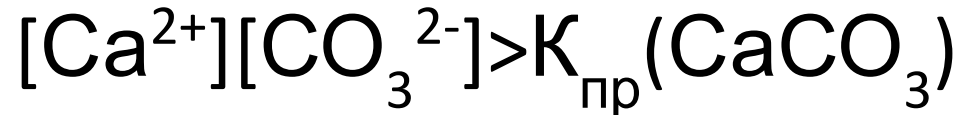
- *это произведение концентраций ионов малорастворимого вещества в его насыщенном растворе в степенях, соответствующих их стехиометрическим коэффициентам.*
- Числовые значения произведения растворимости малорастворимых веществ представлены в специальных справочных таблицах (приложение 8).

В присутствии одноименных ионов равновесие смещается в сторону образования осадка (*эффект одноименного иона*). В присутствии сильных электролитов, не содержащих общих ионов, подвижность ионов в растворе уменьшается и равновесие смещается в сторону большего растворения осадка

При смешивании растворов, содержащих ионы, дающие нерастворимую соль, начинается выпадение осадка. В первые моменты времени концентрация ионов в растворе велика и осадок выпадает. Постепенно концентрация ионов уменьшается и в растворе устанавливается равновесие.

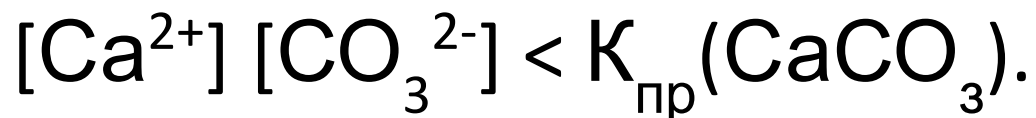
Условие образования осадка:

произведение концентраций ионов в растворе должно быть больше, чем величина произведения растворимости данного соединения. Например,



Условие растворения осадка:

произведение концентраций ионов в растворе меньше, чем величина произведения растворимости данного соединения



Буферные растворы

Буферными называются растворы, рН которых практически не изменяется от добавления к ним небольших количеств сильной кислоты или щелочи, а также при разведении.

- К числу исключительных свойств живых организмов относится их способность поддерживать постоянство рН биологических жидкостей, тканей и органов – *кислотно-основной гомеостаз*.
- Это постоянство обусловлено наличием нескольких буферных систем, входящих в состав этих тканей

Типы буферных систем

К буферным системам принадлежат смеси, которые содержат:

1. Слабую кислоту и соль этой кислоты, образованную сильным основанием, например,
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$ (ацетатный буфер).
2. Слабое основание и соль этого основания, образованную сильной кислотой, например
 $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ (аммиачный буфер);
3. Соли многоосновных кислот, например
 $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$ (фосфатный буфер);
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$ (карбонатный буфер);
4. Сильную или слабую кислоту (кислотный компонент) и глицин или щелочь (основной компонент), например
 $\text{HCl} + \text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ (диапазон pH 1,0-3,7),
 $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH} + \text{NaOH}$ (диапазон pH 2,2 – 6,5).

Условие образования буферной системы:

Для того чтобы раствор обладал буферными свойствами, в нем должны содержаться слабая кислота и сопряженное основание (соль) или слабое основание и сопряженная кислота (соль).

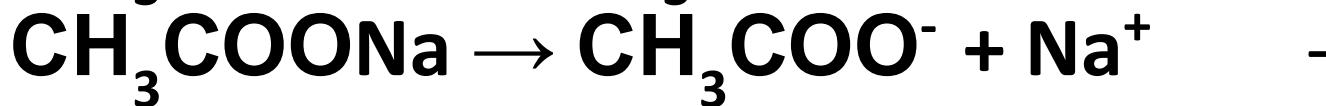
- При добавлении к такому раствору сильной кислоты она будет вступать в реакцию нейтрализации с присутствующим в растворе основанием, в результате чего концентрация H^+ в растворе увеличится незначительно и заметного уменьшения pH не произойдет. Точно также будет действовать и добавленное сильное основание.

Буферные растворы

Простейший буферный раствор- это смесь слабой кислоты и соли, имеющей с этой кислотой общий анион или слабого основания и соли, образованной слабым основанием.

Рассмотрим сущность буферного действия на примере ацетатного буфера $\text{CH}_3\text{COO}^- / \text{CH}_3\text{COOH}$, представляющего собой буферную систему, состоящую из слабой кислоты CH_3COOH и сопряженного с ней слабого основания CH_3COO^- .

В растворе происходят следующие процессы диссоциации:

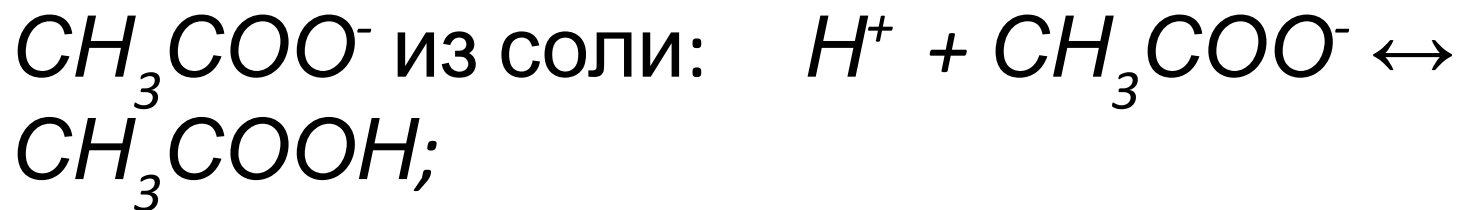


полностью

Введение одноименного иона CH_3COO^- , почти полностью смещает равновесие

диссоциации слабой кислоты влево.
Добавим сильную кислоту HCl (H^+).

Происходит связывание ионов H^+ остатком



в результате pH изменяется очень незначительно.

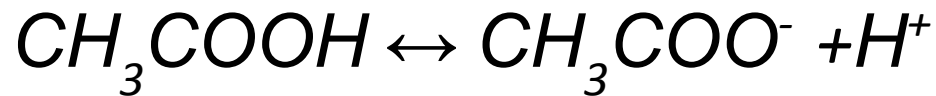
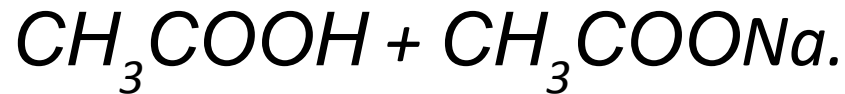
Механизм буферного действия:

Добавим щелочь $NaOH$ (OH^-). Ионы OH^- связываются с ионами H^+ из CH_3COOH с образованием молекул воды: $H^+ + OH^- \leftrightarrow H_2O$. И снова pH изменяется незначительно.

Каждая из буферных смесей характеризуется определенным pH, которую смесь стремится сохранить при добавлении к ней кислоты или щелочи. Этот pH зависит от природы компонентов смеси и их соотношения

рН буферной системы

Определение рН буферной смеси на примере ацетатной буферной смеси:



$$K_a = ([CH_3COO^-][H^+]) / [CH_3COOH]$$

$[H^+] = (K \cdot [CH_3COOH]) / [CH_3COO^-]$ - это в растворе уксусной к-ты. При добавлении к уксусной кислоте **CH₃COONa** полностью подавляется ее диссоциация:

$$[CH_3COOH] = [кислота]$$

рН буферной системы

Так как $\text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$

полностью диссоциируют, то

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [C_{\text{осн}}], \text{ тогда}$$

$$[\text{H}^+] = (K \cdot [\text{кислота}]) / [\text{осн}];$$

прологарифмируем и изменим знак:

$$\lg [\text{H}^+] = \lg K - \lg C_{\text{осн}} + \lg C_a$$

$$- \lg [\text{H}^+] = - \lg K_a + \lg C_{\text{осн}} - \lg C_a$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg (C_{\text{осн}} / C_a) \text{ - уравнение}$$

Гендерсона-Гассельбаха

Уравнение Гендерсона-Гассельбаха:

$$pH = pK_a + \lg \frac{[A^-]}{[HA]} \qquad pOH = pK_b + \lg \frac{[B]}{[BH^+]}$$

Из уравнения Гендерсона-Гассельбаха следует ряд важных выводов.

1. pH буферных растворов зависит от отрицательного десятичного логарифма константы диссоциации слабой кислоты pK_a или основания pK_b и от отношения концентраций кислотно-основной пары, но практически не зависит от разбавления раствора.
2. Значения pK_a любой кислоты и pK_b любого основания можно вычислить по измеренному pH раствора, если известны молярные концентрации компонентов.
3. Уравнение Гендерсона-Гассельбаха позволяет рассчитать pH буферного раствора, если известны значения pK_a (pK_b) и молярные концентрации компонентов.
4. Уравнение Гендерсона-Гассельбаха можно использовать для определения отношения компонентов буфера, чтобы приготовить раствор с заданным значением pH.

Приготовление буферных растворов

- Для приготовления буферных смесей с желаемым значением рН необходимо взять слабую кислоту или основание с соответствующими значениями констант диссоциации, а также подбирать определенные соотношения компонентов.
- Способность буферных смесей противодействовать резкому изменению рН при добавлении к ним кислоты или щелочи является ограниченной.

Буферная емкость

Предел, в котором проявляется буферное действие, называется буферной емкостью (V). Она выражается количеством эквивалента вещества сильной кислоты или основания, которое следует добавить к 1л буферного раствора, чтобы изменить рН на единицу. Она может быть вычислена относительно кислоты (V_a) или основания (V_b).

где V_a и V_b - буферные емкости по кислоте и основанию соответственно; C_a и C_b - концентрации добавленных кислоты и основания; pH_1 и pH_2 - исходные и конечные значения рН раствора; V_a и V_b - объемы добавленных сильных кислоты и основания

Значение буферных растворов организма

- Биологическое значение буферных систем огромно. В живых и растительных организмах буферные системы поддерживают постоянство рН в крови и тканях.

5. Буферные системы организма. Кислотно-основное состояние крови

- Организм человека владеет специальным механизмом координации физиологических и биохимических процессов и может поддерживать на определенном уровне содержание разных веществ, а именно: газов, воды, электролитов, ионов металлов и Водорода, биолигандов. Эта координация по предложению К. Кеннона была названная **гомеостазом**.
- *Буферные системы организма* – это, прежде всего, гидрокарбонатная, гемоглобиновая, фосфатная и белковая. Все эти системы имеются в крови, где с их помощью особенно строго поддерживается $pH=7,4\pm 0,05$

- Все буферные системы крови и тканевых жидкостей тесно связаны между собой и функционируют как единое целое. Организм, являясь открытой стационарной системой, использует разнообразные буферы для поддержания кислотно-щелочного баланса и активного противодействия влиянию внешних факторов, направленных как на снижение, так и на увеличение рН его жидких сред.

-

Буферные системы организма



Повышение концентрации ионов водорода (снижение рН) называется *ацидозом*, повышение концентрации ионов OH^- - *алкалозом*. Ацидоз и алкалоз могут возникать либо в результате непосредственного поступления в организм избыточных количеств продуктов с повышенной кислотностью или щелочностью, либо в результате аномальной генерации или эвакуации из организма таких веществ при различных патологиях