

Процессы, проходящие в растворах (продолжение темы)

Лекция

Автор: доц. Р.Я. Оловянникова

План

- Гидролиз солей,
- Расчёт рН их растворов.
- Механизм гидролиза солей
- Метод нейтрализации.

Гидролиз солей

- ❖ **Гидролиз солей** – это реакция обменного разложения между солью и водой.
- ❖ **Гидролиз солей** – это реакция взаимодействия ионов слабого электролита, входящего в состав соли, с водой, в результате которой получается слабый электролит.
- ❖ **Гидролиз соли** – это слабое кислотно-основное взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к разрушению не только соли, но и воды.

Первые два определения являются классическими и возникли со времен появления теории электролитической диссоциации Аррениуса.

Третье определение возникает значительно позднее и связано с пониманием теории Бренстеда и теории Льюиса.

Из второго определения следует, что гидролизу подвергаются соли, образованные **либо слабой кислотой, либо слабым основанием, либо тем и другим** (см. табл.4)

Таблица 4. Примеры солей, подвергающихся гидролизу:

<p>KtA* сильн.- слаб.</p>	<p>KtA слаб.- сильн.</p>	<p>KtA слаб.- слаб.</p>
<p>NaCH₃COO ацетат натрия Na₂C₂O₄ оксалат натрия Na₂CO₃ карбонат натрия Na₃PO₄ фосфат натрия NaH₂PO₄ дигидрофосфат натрия Na₂HPO₄ гидрофосфат натрия KCN цианид калия и др.</p>	<p>NH₄Cl хлорид аммония AlCl₃ хлорид алюминия FeCl₃ хлорид железа ZnCl₂ хлорид цинка ZnSO₄ сульфат цинка (NH₄)₂SO₄ сульфат аммония и др.</p>	<p>NH₄CH₃COO ацетат аммония (NH₄)₂CO₃ карбонат аммония (NH₄)₃PO₄ фосфат аммония AlPO₄ фосфат алюминия и др.</p>

* **Обозначение:** **Kt** – катионная часть соли; **A** – анионная часть соли.

Гидролиз солей

(продолжение)

- Согласно определению, соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой, в ходе гидролиза это сильное основание и эту слабую кислоту и дают:



☞ В кратком ионном виде: $\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ реакция не идёт,

так как катион Na^+ не может связывать ион OH^- из воды (у Na^+ плохое сродство к электронам). Иными словами, гидролиз (разрушение водой) катиона Na^+ происходить не может.

☞ Зато ацетат ион может разрушаться водой (гидролизироваться), связывая H^+ и выталкивая OH^- :



Такой процесс (36) называют **гидролизом соли по аниону**.

Вывод: соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой (CH_3COONa), гидролизуется по аниону (CH_3COO^-)

- В результате гидролиза по аниону происходит защелачивание среды. Её рН будет зависеть от силовой характеристики (pK_a) ацетатной сопряжённой кислотно-основной пары и количественной характеристики соли (pC_M соли):

$$pH_{\text{соли сил/слаб (г. по аниону)}} = 7 + \frac{pK_a(\text{к-ты}) - pC_M(\text{соли})}{2} \quad (37)$$

⇒ рН соли, гидролизующейся по аниону, «заходит за 7» на величину полуразности двух показателей pK_a (к-ты) и pC_M (соли).

☞ **Запомнить:** гидролиз соли по аниону даёт анион (HO^-), $pH > 7$.

- Процесс гидролиза обратим, однако, **чем слабее образовавшаяся кислота, тем сильнее идёт гидролиз** (то есть, тем больше равновесие (35), (36) сдвинуто вправо).

☞ Вспомните – равновесие всегда сдвинуто в сторону слабого

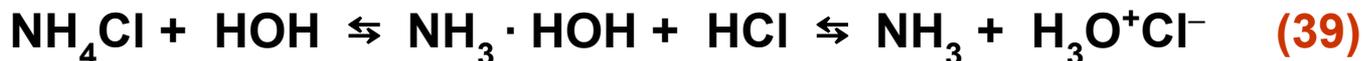
$$K_{\text{г. по аниону}} = \frac{K_w}{K_a} \text{ где } K_w - \text{константа воды (ионное произведение воды)} \quad (38)$$

Чем меньше K_a , тем больше $K_{\text{г. по аниону}}$.

Гидролиз солей

(продолжение)

- Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой, в ходе гидролиза даёт слабое основание и сильную кислоту.



☞ В кратком ионном виде: $\text{Cl}^- + \text{HOH} \rightarrow$ реакция не идёт,

так как хлорид анион Cl^- не может выталкивать HO^- и связывать H^+ из воды.

(Cl^- – плохой донор электронной пары из-за делокализации электронной плотности, поэтому он устойчивее, чем HO^- и существует сам по себе).

Таким образом, гидролиз (разрушение водой) аниона Cl^- происходить не может

☞ Зато катион аммония частично гидролизуется водой:



Такой гидролиз называют **гидролизом по катиону**.

Вывод: соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой (NH_4Cl), гидролизуется по катиону (NH_4^+)

В результате гидролиза соли по катиону среда приобретает слабо кислый характер, т.к. освобождается H^+ в гидратированной форме (см. уравнение (40)).

Кислотность среды зависит от силовой характеристики (pK_b) сопряжённой кислотно-основной аммиачной пары и её концентрации в растворе:

$$pH_{\text{соли слаб/сил (г. по катиону)}} = 7 - \frac{pK_b(\text{основ.}) - pC_M(\text{соли})}{2} \quad (41)$$

⇒ pH соли, гидролизующейся по катиону, меньше 7 на величину полуразности двух показателей pK_b (основания) и pC_M (соли).

• **Чем слабее образованное основание** (меньше K_b), **тем сильнее идёт гидролиз** (то есть, тем сильнее равновесие (39), (40) сдвинуто вправо).

• Аналитически:
$$K_{\text{г. по катиону}} = \frac{K_w}{K_b}, \quad (42)$$

где K_b – силовая характеристика (константа основности) сопряжённой кислотно-основной пары, в данном случае ($^+NH_4 / NH_3$).

Гидролиз солей

(продолжение)

- Соли, образованные **слабой кислотой** и **слабым основанием** в ходе гидролиза эти же соединения и дают.



Гидролиз по катиону:



pH либо 7, либо < 7, либо > 7 (см. ниже)

Гидролиз по аниону:



2 H₂O,

В этом случае положение равновесия (43) будет сдвинуто вправо больше, чем в предыдущих случаях (35) и (39), так как образующиеся продукты **CH₃COOH** и **NH₃** - **слабые электролиты**. Причём, как видим, часть разрушенной воды возвращается в систему, что тоже способствует смещению равновесия вправо.

Вывод: соль, образованная **слабым основанием** и **слабой кислотой** (**NH₄CH₃COO**), гидролизуется по обоим ионам

pH при таком гидролизе может быть нейтральным, слабокислым или слабощелочным. Это **зависит от сравнительной силы** слабого основания (NH_3) и **слабой кислоты** (CH_3COOH) как продуктов реакции.

pH раствора **соли типа слаб/слаб** будет определяться по формуле:

$$pH_{\text{соли слаб/слаб (г. по обоим ионам)}} = 7 + \frac{pK_a - pK_b}{2} \quad (46)$$

при $pK_a > pK_b$, или $K_a < K_b$ (преобладает основность) $pH > 7$

при $pK_a < pK_b$, или $K_a > K_b$ (преобладает кислотность) $pH < 7$

Здесь K_a и K_b относятся к разным соединениям, а не к одной сопряжённой кислотно – основной паре.

- Итак, **гидролиз по обоим ионам, идёт сильнее**, чем по одному.

Действительно: $K_{\text{г. по обоим ионам}} = \frac{K_w}{K_a^1 \cdot K_b^2} \quad (47)$

где K_a^1 – **константа кислотности** для одной сопряжённой кислотно-основной пары, а K_b^2 – **константа основности** для другой сопряжённой кислотно-основной пары. В нашем примере, K_a ($\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$), K_b (${}^+\text{NH}_4/\text{NH}_3$).

- ❖ **Степень гидролиза** – это отношение числа гидролизованных молекул соли к общему числу растворённых молекул (выражается в долях к единице или в процентах):

$$h = \frac{n \cdot 100}{N}, \% \quad (48)$$

Степень гидролиза h связана с константой гидролиза K_r соотношением:

$$K_r = h^2 \cdot C = \text{const},$$

где C – молярная концентрация соли

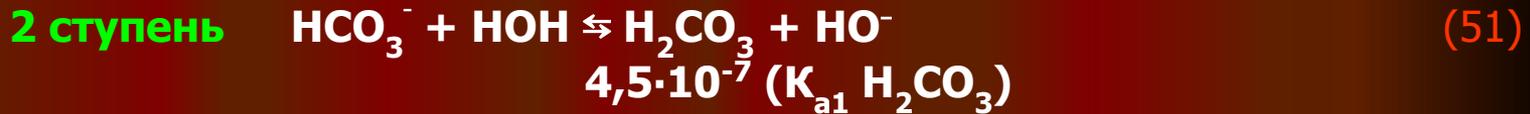
$$h = \sqrt{K_r / C} \quad (49)$$

Вывод: С увеличением концентрации соли степень гидролиза снижается.

Степень гидролиза зависит:

- ✓ от природы соли (характеристики pK_a и pK_b).
- ✓ от t^0 (повышается t^0 - растёт гидролиз, так как гидролиз – это эндотермический процесс);
- ✓ от концентрации (чем меньше концентрация соли, тем лучше идёт гидролиз, см. (49));
- ✓ от pH среды: гидролиз по катиону даёт катион H^+ , поэтому при добавлении щёлочи происходит связывание H^+ ($H^+ + NO^- \rightarrow HON$), что приведёт к смещению равновесия (39) и (40), а также (43) и (44) вправо; гидролиз по аниону даёт анион HO^- , поэтому при добавлении кислоты происходит связывание HO^- : $HO^- + H^+ \rightarrow HON$, что приведёт к смещению равновесия (35) и (36), а также (43) и (44) вправо.
- Таким образом, кислоты и щёлочи будут усиливать определённый тип гидролиза (соответственно, по аниону или катиону, а также по обоим ионам).

Многозарядные ионы гидролизуются ступенчато: Так, **гидролиз по двухзарядному аниону:**



Из (37) следует:

$$K_{r1} = \frac{K_w}{K_{a1}(\text{HCO}_3^-)} = \frac{K_w}{K_{a2}(\text{H}_2\text{CO}_3)} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-11}} = 2 \cdot 10^{-2}$$

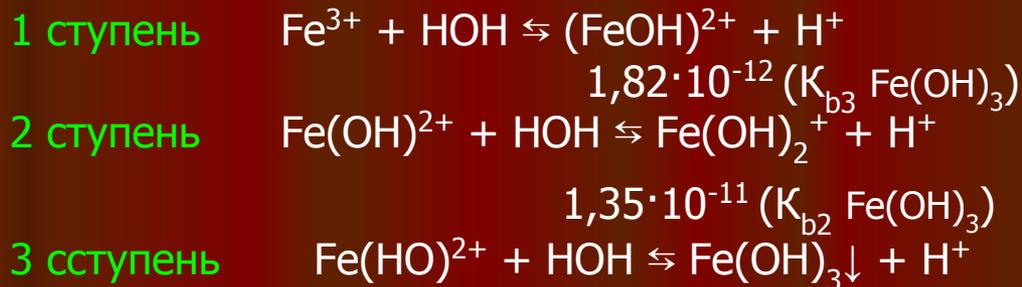
Аналогично для K_{r2} :

$$K_{r2} = \frac{K_w}{K_{a1}(\text{H}_2\text{CO}_3)} = \frac{10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-7}} \approx 2 \cdot 10^{-6}$$

Отсюда видно, что $K_{r1} \gg K_{r2}$ (в 10 000 раз, - т.е. на 4 порядка). Причина в том, что на 1-ой ступени гидролиза образовалась значительно более слабая кислота HCO_3^- (а значит, сильнее выражен гидролиз), чем на 2-ой ступени, дающей H_2CO_3 .

☞ При обычных условиях **второй ступенью гидролиза можно пренебречь:**

Гидролиз по многозарядному катиону:



Из (42) следует:

$$K_{r1} = \frac{K_w}{K_b(\text{Fe(OH)}^{2+})} = \frac{K_w}{K_{b3} \text{Fe(OH)}_3} = \frac{10^{-14}}{1,82 \cdot 10^{-12}} \approx 5 \cdot 10^{-1}$$

Аналогично для

$$K_{r2} = \frac{K_w}{K_b(\text{Fe(OH)}_2^+)} = \frac{K_w}{K_{b2}(\text{Fe(OH)}_3)} = \frac{10^{-14}}{1,35 \cdot 10^{-11}} \approx 10^{-3}$$

Отсюда видно, что $K_{r1} \gg K_{r2}$ (в 500 раз).

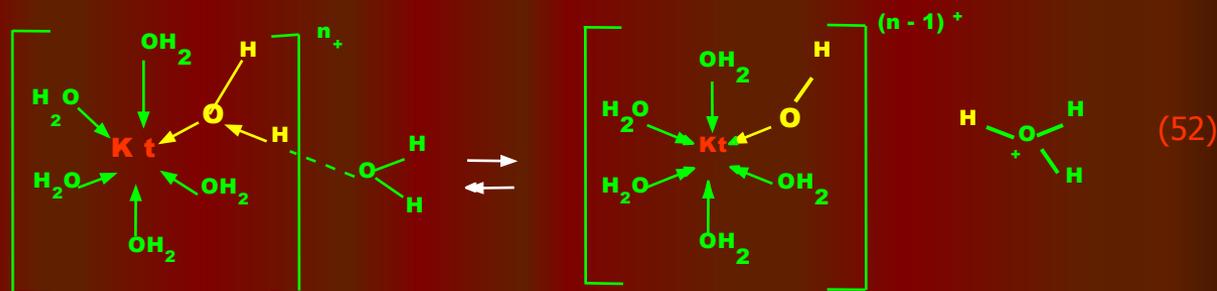
Поэтому гидролизом соли по катиону на второй ступени при обычных условиях можно снова пренебречь.

Таким образом, **pH растворов солей при комнатной температуре определяется в основном первой ступенью гидролиза по многозарядному катиону (или аниону).**

Механизм гидролиза

- Гидролиз солей можно рассматривать как результат поляризационного взаимодействия ионов соли с их гидратной оболочкой. Чем сильнее поляризующее действие ионов на воду, тем в большей степени протекает гидролиз.

1 Так, катионы в водном растворе (Kt) гидратированы и существуют в виде аквакомплексов, образованных с помощью ковалентной связи $Kt-OH_2$ по донорно-акцепторному типу. Аквакомплексы, в свою очередь, гидратированы посредством водородных связей (см. ниже схему).



☞ **Катион аммония** NH_4^+ связан с **НОН** только **водородной связью**, причём, эта связь более сильная, чем между молекулами NH_3 и НОН . Здесь водородная связь может легче перерасти в ковалентную, поэтому



Здесь **поляризующее действие катиона аммония NH_4^+ на молекулу воды H_2O очень мало** из-за делокализации (+) заряда по всей частице. Скорее, наоборот, вода **H_2O оказывает поляризующее действие** на катион NH_4^+ . Поэтому и такой результат (53).

☞ Более того, **катион аммония NH_4^+ вообще не может быть акцептором электронных пар** (у атома азота нет вакантных атомных орбиталей) и ещё поэтому он **не может оказать существенного поляризующего влияния на молекулы воды**, с которыми связан **только водородными связями**. Другими словами, H^+ из молекулы H_2O вытеснен быть не может, а значит и процесс образования $[\text{NH}_4]^+\text{OH}^-$ при гидролизе по катиону NH_4^+ невозможен (это ещё один аргумент против существования недиссоциированного $[\text{NH}_4]^+\text{OH}^-!$).

Слабые акцепторы электронной пары **катионы щелочных и щелочноземельных металлов** – также не способны в достаточной степени поляризовать координированную в комплексе молекулу воды НОН.

Водородная связь между координационной НОН и НОН гидратной оболочки **остаётся слабой** и не превращается в ковалентную. Катиона гидроксония H_3O^+ не получится. Вот почему **не идёт гидролиз по катионам: Na^+ , K^+ , Ca^{2+}** и др.

Сильные акцепторы электронной пары **двух- и трёхзарядные катионы** (**Cu^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} , Al^{3+}** и др.), то есть катионы слабых оснований Аррениуса **способны** к указанному взаимодействию. Эти катионы являются **жёсткими кислотами Льюиса** и взаимодействуют эффективно с молекулой **НОН** как **жёстким основанием**.

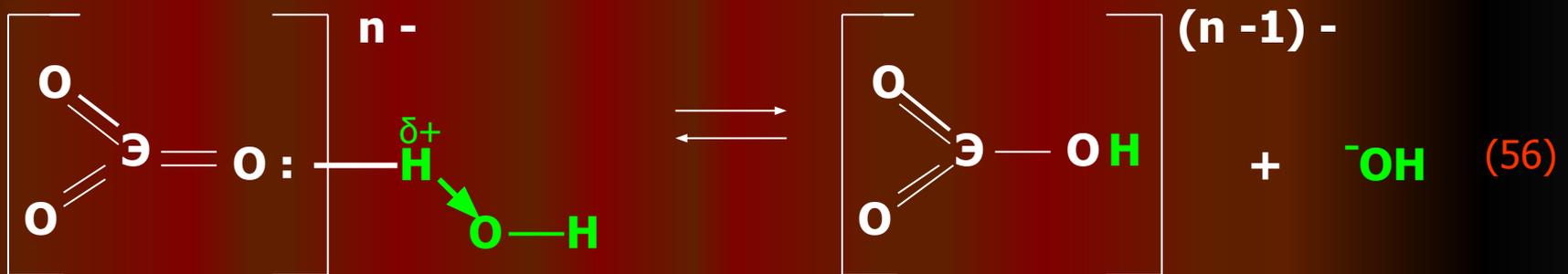


Сократим на 6 молекул воды. Получится:



Механизм гидролиза (продолжение)

- ② Анионы гидратированы только за счёт водородной связи. Чем больше отрицательный заряд аниона и меньше размер, тем более сильным донором электронных пар он является для $\text{H}^{\delta+}$ гидратированной молекулы НОН . Его водородная связь будет прочной и может перейти в ковалентную.



- Таким действием будут обладать уже **электронодоноры средней силы:** CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SO_3^{2-} , S^{2-} , а также CN^- (то есть, **кислотные остатки слабых и средней силы кислот Аррениуса**).
- **Слабые доноры электронной пары** - **однозарядные анионы** (Cl^- , Br^- , I^- , NO_3^- , ClO_4^-), а также SO_4^{2-} и др. **остатки сильных кислот Аррениуса** - **не способны дать сильную водородную связь.**
 Другими словами, они оказывают очень слабое поляризующее действие на воду из-за делокализации (-). Поэтому **гидролиз по аниону** NO_3^- , ClO_4^- , SO_4^{2-} , Cl^- и др. **не происходит.**

Метод нейтрализации

(нестандартный подход)

- **Реакция, лежащая в основе метода:**



- В результате кислотно-основного взаимодействия H^+ переносится с кислоты **АН** на основание **В**. Образуется **новая кислота** и **новое основание**, сопряжённые исходным. Понятно, что **pH среды в точке эквивалентности, как правило, будет отличаться от первоначальной.**
 - ✎ **Точка эквивалентности** устанавливается с помощью кислотно-основного индикатора
- **Среди участников реакции** обязательно должны быть либо сильная кислота (**HCl, H₂SO₄**), либо сильное основание (**NaOH**), либо оба реагента сильные.

В последнем случае реакция нейтрализации сводится к виду:



- *В роли титранта* всегда используется раствор **сильного основания** или **сильной кислоты** для эффективного взаимодействия не только с исследуемым веществом но и с индикатором в точке эквивалентности (индикатор, если помните, это слабая органическая кислота или слабое органическое основание Бренстеда).
- **Понятно, что методом нейтрализации можно определять любые кислоты и любые основания, удовлетворяющие определению Бренстеда.**

Примеры

① Используя **NaOH** в качестве титранта, можно определять слабые кислоты: **$H_2C_2O_4$, H_3PO_4 , $H_2PO_4^-$ (NaH_2PO_4), HPO_4^{2-} (Na_2HPO_4), HCO_3^- , лактат, пируват, CH_3COOH , NH_4^+ (NH_4Cl)** и многие др. слабые кислоты Бренстеда прямым титрованием.

☞ Для определения же сильных кислот **HCl, H_2SO_4** можно также использовать **NaOH**, но лучше слабое основание, например, **HCO_3^- ($NaHCO_3$)**. Причём, в этом случае **определяемые сильные кислоты (HCl, H_2SO_4)** нужно брать в роли титрантов, а раствор слабого основания **HCO_3^- ($NaHCO_3$)** – наливать в колбочку для титрования и использовать в качестве стандартного рабочего раствора, который можно точно приготовить.

② Используя HCl в качестве титранта, можно определять как сильные основания NaOH , так и слабые основания HCO_3^- (NaHCO_3), NH_3 .

☞ Хотя для определения сильных оснований (щелочей) лучше использовать слабые кислоты, например, щавелевую (так как их раствор можно приготовить точнее и он лучше хранится). В этом случае раствор определяемой щелочи следует брать в качестве титранта, а раствор щавелевой кислоты наливать в колбочку для титрования и использовать в качестве стандартного рабочего реактива.



По щавелевой кислоте обычно **устанавливают титр NaOH** – рабочего раствора, используемого в дальнейшем для определения кислотности желудочного сока или буферной ёмкости крови по основанию и т.д. (реакцию ведут в присутствии фенолфталеина). **При этом могут быть даны:**

а) m ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)

б) C_3 ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$)

в) T ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) – **простой титр**

г) $T_{\text{NaOH}} / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – **сложный титр**, показывающий сколько грамм $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ взаимодействует с 1мл. NaOH, т.е.,

$$T_{\text{NaOH}} / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \frac{m (\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O})}{V_{\text{мл}} (\text{NaOH})}, \text{ г/мл}$$

В любом случае, **если нужно найти $C_3(\text{NaOH})$** , то рациональнее всего воспользоваться сначала определением C_3 и **законом эквивалентов**, а затем уже приступить конкретно к ответу в вариантах **а) – г)** :

$$C_3(\text{NaOH}) = \frac{n (\text{NaOH})}{V_{\text{л}} (\text{NaOH})} = \frac{n (1/2 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})}{V_{\text{л}} (\text{NaOH})}$$

$$\text{а) } C_3 (\text{NaOH}) = \frac{m (\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})}{M (1/2 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) \cdot V_{\text{мл}} (\text{NaOH}) \cdot 10^{-3}} ; \quad (58)$$

$$\text{б) } C_3(\text{NaOH}) = \frac{C_3(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{V(\text{NaOH})} ; \quad (59)$$

На основе этой формулы можно получить новую **в**), выразив $C_3(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$ в формуле (59) через $T(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$:

$$\text{в) } C_3(\text{NaOH}) = \frac{T(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) \cdot 10^3}{M(1/z \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})} \cdot \frac{V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{V(\text{NaOH})} \quad (60)$$

На основе **а**) можно получить решение **г**), если увидеть, что $\frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})}{V_{\text{мл}}(\text{NaOH})}$

есть не что иное, как $T_{\text{NaOH}} / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$:

$$\text{г) } C_3(\text{NaOH}) = \frac{T_{\text{NaOH}} / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}{M(1/z \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})} \quad (61)$$

☞ При необходимости найти T_{NaOH} по реакции (57) на основе знаний $m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$, то есть, условия варианта **а**) -- можно воспользоваться либо понятием простого титра, либо пропорцией. Первое – проще:

$$T_{\text{NaOH}} = \frac{m(\text{NaOH})}{V_{\text{мл}}(\text{NaOH})} = \frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})}{V_{\text{мл}}(\text{NaOH})} \cdot \frac{M(1/z \text{NaOH})}{M(1/z \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})} \quad (62)$$

❖ Мы разобрали вопрос об установке титра NaOH по щавелевой кислоте.

Установка точки эквивалентности в методе нейтрализации

- В методе нейтрализации **точка эквивалентности** (конец титрования) устанавливается с помощью кислотно-основных индикаторов. При этом необходимо, чтобы ***pH в точке эквивалентности*** $pH_э$ (а это расчётная величина) ***попадала в зону перехода цвета индикатора*** (табличная величина).

- Аналитически **это условие выбора индикатора** записывается формулой:

$$pH_э = pT \pm 1 \quad (63)$$

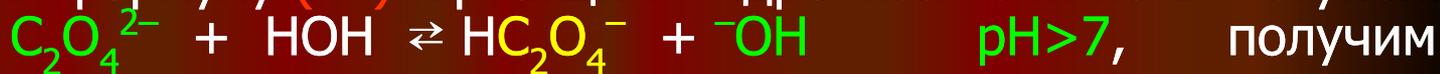
- Зная $pH_э$, легко найти pT из уравнения (63):

☞ Для расчёта $pH_э$ надо знать тему «**pH растворов сильных и слабых кислот и оснований**», а также «**pH растворов солей, подвергающихся гидролизу по катиону, аниону или обоим ионам**» (см. выше).

Так, **например**, для выбора индикатора в реакции (57) необходимо рассчитать **pH** раствора, в котором будет находиться соль $Na_2C_2O_4$, гидролизующаяся по аниону $C_2O_4^{2-}$ (ведь именно эта соль должна быть **в точке эквивалентности**, а **щавелевая кислота** должна вся уйти в реакцию с **NaOH**).

Установка точки эквивалентности в методе нейтрализации (продолжение)

- Применяя формулу (37) к реакции гидролиза соли по 1-й ступени:



$$\text{pH}_3 (\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 7 + \frac{\text{pK}_{a1}(\text{HC}_2\text{O}_4^-) - \text{pC}_M(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{2} = 7 + \frac{\text{pK}_{a2}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) - \text{pC}_M(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{2}$$

где

$$\text{pK}_{a2}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = -\lg K_{a2}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4);$$

$$\text{pC}_M(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = -\lg C_M(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = -\lg \frac{C_3(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{2} = -\lg \frac{C_3(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{2 \cdot 2}$$

- При переходе от соли к кислоте мы учли, что соль, как конечный продукт реакции в ходе титрования, находится теперь уже в объёме примерно в два раза больше, чем тот объем, в котором находилась исходная кислота. Следовательно, и её концентрация будет в два раза меньше по сравнению с концентрацией кислоты (вот почему в знаменателе появилась дополнительная цифра 2).

Конец лекции

Благодарю за внимание