Гидролиз солей

урок химии (11 класс)

- частный случай реакции ионного обмена
- одно из химических свойств солей

Электролитическая диссоциация (С. Аррениус, 1887 г.) -

процесс распада электролита в водном растворе (или расплаве) на ионы

Электролиты (М. Фарадей, первая половина XIX в.) -

вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток

Степень диссоциации (α) -

отношение концентрации распавшихся при диссоциации ионов к общей концентрации вещества (выражают в %)

Соли (с точки зрения ТЭД) -

электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металла и анионы кислотного остатка

pH раствора -

отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода

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

pH < 7 – кислая среда; pH = 7 – нейтральная среда; pH > 7 – щелочная среда

Сила солей (по степени диссоциации)

определяется по таблице растворимости, чем меньше растворимость, тем меньше степень диссоциации.

Сила кислот (по степени диссоциации)

$$H_2SO_4 \rightarrow \begin{matrix} HCl \\ HNO_3 \\ H_3PO_4 \end{matrix} \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow CH_3COOH \rightarrow H_2S \rightarrow H_2SiO_3$$

Сила оснований (по степени диссоциации)

$$\begin{matrix} NaOH \\ KOH \end{matrix} \rightarrow LiOH \rightarrow \begin{matrix} NH_4OH \\ Ba(OH)_2 \end{matrix} \rightarrow \begin{matrix} Ca(OH)_2 \\ Mg(OH)_2 \end{matrix} \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Al(OH)_3$$

Чем правее, тем слабее !!!

$$AlCl_3 = Al^{3+} + 3Cl^-$$

$Al(OH)_3$ – слабый электролит (ион подвергается гидролизу)
HCl – сильный электролит

$Al^{3+} + {}^-HO\text{-}H^+ \rightarrow AlOH^{2+} + H^+$ (pH<7 кислотная среда)

$AlCl_3 + H_2O = AlOHCl_2 + HCl$ (гидролиз по катиону)

$$Na_2CO_3 = 2Na^+ + CO_3^{2-}$$

NaOH – сильный электролит
H_2CO_3 – слабый электролит (подвергается гидролизу)

$CO_3^{2-} + {}^+H\text{-}OH^- \rightarrow HCO_3^- + OH^-$ (pH>7, щелочная среда)

$Na_2CO_3 + H_2O = NaHCO_3 + NaOH$ (по аниону)

$NaCl = Na^+ + Cl^-$ (pH=7, нейтральная среда)

NaOH – сильный электролит; HCl – сильный электролит (гидролизу не подвергается)

Алгоритм составления ионного и молекулярного уравнения гидролиза соли

1. Составляем уравнение электролитической диссоциации соли.

2. Определяем силу основания и кислоты, образующих соль.

3. Выбираем ион слабого электролита.

4. Составляем уравнение гидролиза выбранного иона

5. Определяем характер среды (pH < 7 или pH > 7)

6. По ионному уравнению составляем молекулярное.

$$ZnSO_4 = Zn^{2+} + SO_4^{2-}$$

$Zn(OH)_2$ – слабый электролит (ион подвергается гидролизу)
H_2SO_4 – сильный электролит

$Zn^{2+} + {}^{-}HO\text{-}H^{+} \rightarrow ZnOH^{+} + H^{+}$ (pH<7 кислотная среда)

$2ZnSO_4 + 2H_2O \leftrightarrow (ZnOH)_2SO_4 + H_2SO_4$ (гидролиз по катиону)

$$Na_2SiO_3 = 2Na^{+} + SiO_3^{2-}$$

NaOH – сильный электролит
H_2SiO_3 – слабый электролит (подвергается гидролизу)

$SiO_3^{2-} + {}^{+}H\text{-}OH^{-} \rightarrow HSiO_3^{-} + OH^{-}$ (pH>7, щелочная среда)

$Na_2SiO_3 + H_2O \leftrightarrow NaHSiO_3 + NaOH$ (по аниону)

$K_2SO_4 = 2K^{+} + SO_4^{2-}$ (pH=7, нейтральная среда)

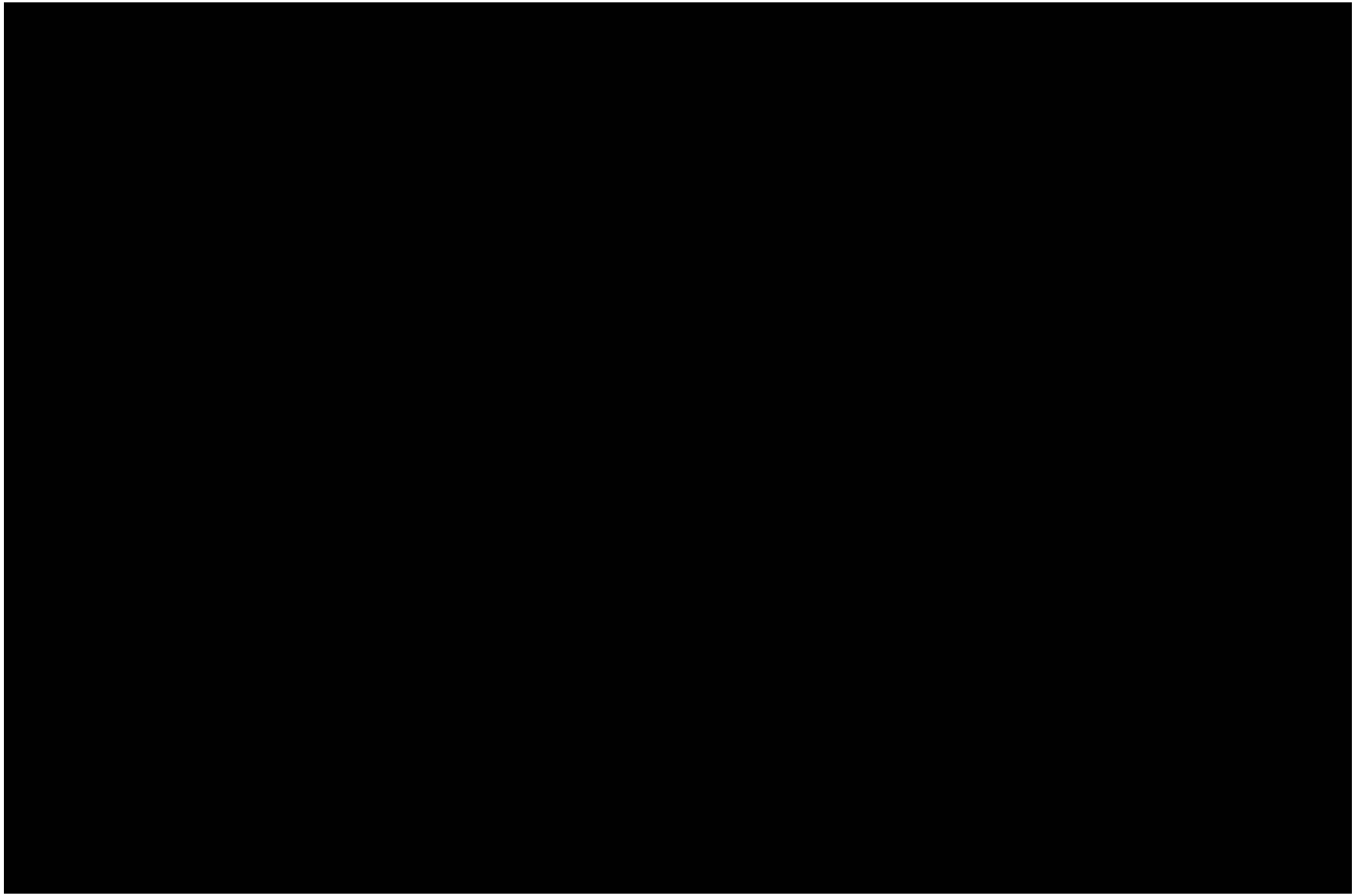
KOH – сильный электролит; H_2SO_4 – сильный электролит (гидролизу не подвергается)

Что происходит в водных растворах с солями, образованными и слабыми основаниями и слабыми кислотами?

- Они подвергаются гидролизу и по катиону и по аниону
- Реакция растворов может быть и нейтральной и слабокислотной и слабощелочной (это зависит от «силы» кислоты и основания, образующими соль)
- Некоторые соли подвергаются необратимому гидролизу, например сульфид алюминия:

$$Al_2S_3 + 6\ H_2O = 2\ Al(OH)_3\downarrow + 3\ H_2S\uparrow$$

Взаимодействие хлорида железа (+3) с карбонатом натрия



Взаимодействие хлорида железа (+3) с карбонатом натрия

$2FeCl_3 + 3Na_2CO_3 = Fe_2(CO_3)_3 + 6NaCl$

Не правильно, продукт реакции $Fe_2(CO_3)_3$ не существует!

$$FeCl_3 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + CO_2 + NaCl$$

Подберём коэффициенты

$$2FeCl_3 + 3Na_2CO_3 + 3H_2O = 2Fe(OH)_3 \downarrow + 3CO_2 \uparrow + 6NaCl$$

Значение гидролиза

- С древности – зола – моющее средство (в состав входит поташ – карбонат калия K_2CO_3, который гидролизуется по аниону и образует щелочную среду, что обусловливает его мылкость)
- Мыло- натриевые и калиевые соли высших карбоновых кислот (стеарат натрия $C_{17}H_{35}COONa$, также гидролизуется по аниону – щелочная среда)
- Стиральные порошки – добавляют фосфаты и карбонаты для усиления щелочной среды
- Кислотные почвы известкуют ($Ca(OH)_2$ или $CaCO_3$), а в щелочные добавляют удобрение – сульфат аммония $(NH_4)_2SO_4$
- В слюне содержатся гидрофосфат-ионы, поэтому в полости рта слабокислотная среда
- В составе крови содержатся соли – гидрокарбонат и гидрофосфат натрия, которые поддерживают определённую реакцию среды.

Выводы:

- Гидролиз – процесс взаимодействия ионов соли с ионами воды с изменением pH среды.
- Обязательное условие гидролиза – образование слабого электролита
- Характер среды раствора соли зависит от иона, который подвергается гидролизу (по катиону или по аниону)

В результате урока мы умеем:

- Определять характер среды раствора соли и объяснять результаты с помощью ионного и молекулярного уравнения гидролиза
- Делать логические выводы из наблюдений
- Более глубоко характеризовать свойства солей как электролитов
- В повседневной жизни использовать полученные знания по этой теме