

### 30. Гидролиз солей. Среда водного раствора солей: кислая, нейтральная, щелочная

Гидролиз - реакция обменного разложения веществ водой.

Гидролизу подвергаются многие вещества:

#### 1) Средние соли

Гидролиз соли – процесс обменного взаимодействия ионов соли с молекулами воды. Причина – ЭД соли и воды на ионы и взаимодействие между ними. Вода диссоциирует незначительно на ионы (1 молекула из 550000), причём в процессе гидролиза один или оба этих иона могут связываться с ионами соли в осадок, малодиссоциирующее или газообразное вещество.

На гидролиз влияют химическая природа соли, t.

#### Случаи гидролиза солей

Кислота	Основание	
	сильный электролит: щёлочи (кроме NH <sub>4</sub> OH)	слабый электролит: нерастворимые основания и NH <sub>4</sub> OH
сильная: H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , HNO <sub>3</sub> , HCl, HI, HClO <sub>4</sub> , HMnO <sub>4</sub>	1) Соль образована сильным основанием и сильной кислотой: гидролиз не идёт. Среда <u>нейтральная</u> (pH=7). Цвет индикаторов не изменяется. Примеры солей – NaCl, K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , LiNO <sub>3</sub>	3. Соль образована слабым основанием и сильной кислотой: гидролиз по катиону. Среда <u>кислая</u> (pH<7), образуется слабый электролит – основная соль. Красная окраска лакмуса. Примеры солей - FeSO <sub>4</sub> , Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> , ZnCl <sub>2</sub> ZnCl <sub>2</sub> → Zn <sup>2+</sup> + 2Cl <sup>-</sup> H <sub>2</sub> O ↔ H <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup> Zn <sup>2+</sup> + 2Cl <sup>-</sup> + H <sub>2</sub> O → ZnOH <sup>+</sup> + H <sup>+</sup> + 2Cl <sup>-</sup> ZnCl <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O → ZnOHCl + HCl
слабая: HF, H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> S, CH <sub>3</sub> COOH	2. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой: гидролиз по аниону. Среда <u>щелочная</u> (pH>7), образуется слабый электролит – кислая соль. Малиновая окраска ф/ф. Примеры солей - Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , K <sub>2</sub> S, K <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> → 2Na <sup>+</sup> + CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> H <sub>2</sub> O ↔ H <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup> 2Na <sup>+</sup> + CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> + H <sub>2</sub> O → 2Na <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup> + HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O → NaHCO <sub>3</sub> + NaOH	4. Соль образована слабым основанием и слабой кислотой. Гидролиз необратимый - и по катиону, и по аниону. Обычно образуются 2 слабых электролита - кислота и нерастворимое основание. <u>Среда может быть различной.</u> Примеры солей - Fe <sub>2</sub> (CO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> , Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub> , (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , CH <sub>3</sub> COONH <sub>4</sub> Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub> + 6 H <sub>2</sub> O → 2Al(OH) <sub>3</sub> ↓ + 3H <sub>2</sub> S↑

Таблица изменения окраски индикаторов в различных средах:

Индикатор	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеин	Универсальный
<i>Кислая среда</i>	Красный	Розовый	Бесцветный	Красный
<i>Нейтральная</i>	Фиолетовый	Оранжевый	Бесцветный	Жёлтый
<i>Щелочная</i>	Синий	Жёлтый	Малиновый	Фиолетовый

## 2) Кислые соли

Дигидрофосфаты (например,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ) имеют кислую среду.

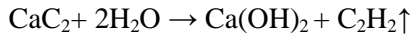
Гидрофосфаты (например,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ) — слабощелочную среду.

Гидросульфиты (например,  $\text{NaHSO}_3$ ) имеют щелочную среду.

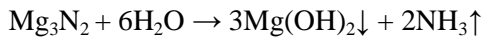
Гидрокарбонаты (например,  $\text{NaHCO}_3$ ) имеют слабощелочную среду.

## 3) Бинарные соединения:

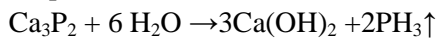
### а) Карбиды:



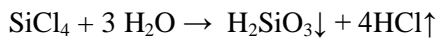
### б) Нитриды



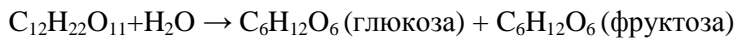
### в) Фосфиды



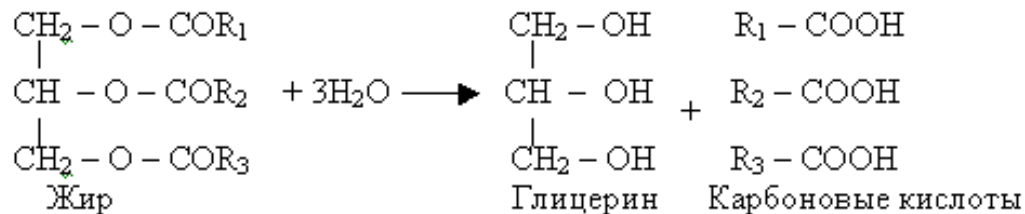
### г) Галогениды



## 4) Углеводы



## 5) Сложные эфиры, в т.ч. жиры



## 6) Особый случай гидролиза:

