

# ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Термин «гидролиз» буквально означает **разложение водой**. Гидролизу подвержены соединения различных классов.

*Гидролиз солей* – это реакция обменного взаимодействия между солями (ионами солей) и водой (ионами воды).

Гидролиз солей обратим. Обратная реакция – это нейтрализация кислот и оснований.

Пусть  $HA$  – кислота,  $MOH$  – основание,  $MA$  – их соль. Тогда уравнение гидролиза будет иметь вид:

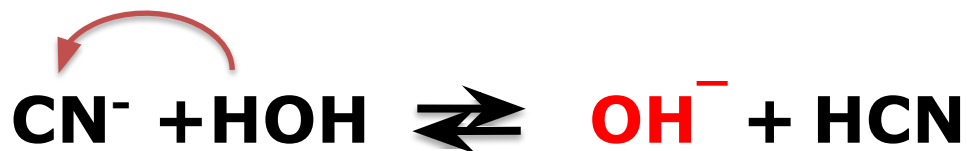


*Причиной* гидролиза является образование *слабых* электролитов. При этом происходит **связывание** ионов воды ионами растворённого вещества с образованием мало-диссоциированного или труднорастворимого продукта. Это приводит к нарушению равновесия диссоциации воды:



в результате может изменяться кислотность среды (рН р-ра). В зависимости от силы кислоты и основания, из которых образована соль, выделяют **четыре** случая гидролиза.

# 1. Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой



Гидролиз идёт по аниону путём связывания ионов водорода с накоплением гидроксид-ионов **OH<sup>-</sup>**.

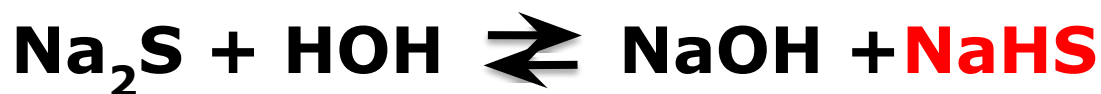
В результате реакция среды становится щелочной (**pH > 7**). Полного разложения таких солей не происходит. Степень гидролиза меньше 100%, поскольку образование щелочи – KOH усиливает обратный процесс.

Гидролиз солей с многозарядными ионами происходит **ступенчато** с образованием на промежуточных стадиях кислых или основных солей.

Например,  $\text{Na}_2\text{S}$  в растворе полностью распадается на ионы:



1 степень



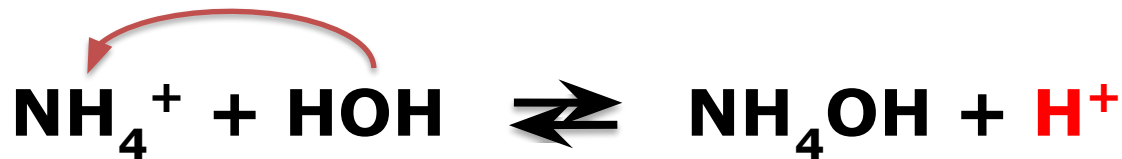
Образование сильного электролита ( $\text{NaOH}$ ) усиливает обратный процесс, подавляя гидролиз по второй степени.

2 ступень



В обычных условиях гидролиз по 2 ступени практически не протекает.

## 2. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой



Гидролиз идёт по катиону путём связывания гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$  с накоплением ионов водорода  $\text{H}^+$ .

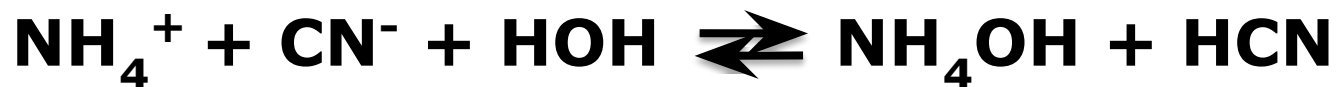
В результате реакция среды становится кислой ( $\text{pH} < 7$ ).  
Полного разложения таких солей не происходит. Степень гидролиза **меньше 100%**, поскольку образование сильного электролита (кислоты –  $\text{HCl}$ ) усиливает обратный процесс.

Гидролиз солей с многозарядными ионами происходит ступенчато с образованием на промежуточных стадиях кислых или основных солей.



Образование сильного электролита (кислоты – HCl) усиливает обратный процесс, подавляя гидролиз по второй и третьей ступеням.

### 3. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой



Гидролиз идёт и по катиону и по аниону путём связывания обоих ионов воды, в результате среда остаётся практически нейтральной (**pH ≈ 7**).

Степень гидролиза → **100%**.



**4. Гидролиз солей, образованных сильным основанием и сильной кислотой**



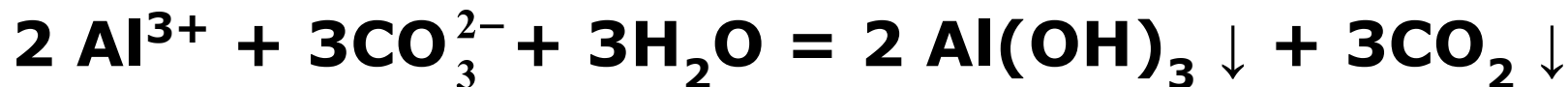
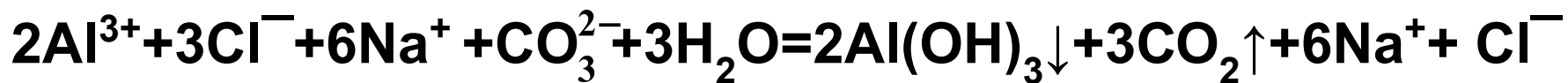
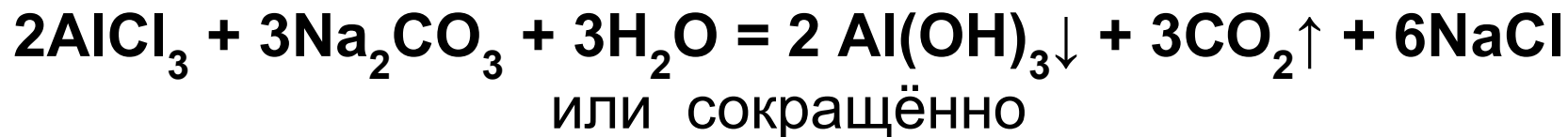
После сокращения одинаковых ионов в обеих частях уравнения остаётся уравнение реакции диссоциации воды:



Вывод: соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются. Реакция раствора остается нейтральной (**pH=7,0**).

## ***Совместный гидролиз***

Если кислота и основание, образующие соль, не только слабые электролиты, но и малорастворимы или неустойчивы и разлагаются с образованием летучих продуктов, то гидролиз соли часто протекает необратимо, т. е. сопровождается **полным** разложением соли.



## **Влияние на равновесие при гидролизе солей.**

Гидролиз солей - процесс обратимый и протекает с поглощением тепла (эндотермически). При постоянных условиях наступает состояние равновесия, влияние на него подчиняется принципу Ле Шателье:

*Если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказано внешнее воздействие, то равновесие сместится таким образом, чтобы уменьшить оказанное воздействие.*

**Влияние температуры** на степень гидролиза. Все реакции нейтрализации протекают с выделением теплоты, а гидролиз - с поглощением теплоты. Выход эндотермических реакций с ростом температуры увеличивается, поэтому степень гидролиза растет с повышением температуры.

$$K_c = \exp[-\Delta H^\circ(T)/(RT) + \Delta S/R].$$

Из данного выражения видно, что влияние температуры на равновесие определяется как абсолютным значением, так и знаком  $\Delta H^\circ(T)$ .

## Изменение концентрации веществ.

Для ослабления гидролиза растворы следует хранить концентрированными и при низких температурах. Кроме того, подавлению гидролиза способствует **подкисление** (в случае солей, образованных сильной кислотой и слабым основанием) или **подщелачивание** (для солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой) раствора.

Для ослабления гидролиза всё наоборот.

$$K_c = \frac{[HA][MOH]}{[MA][H_2O]}$$