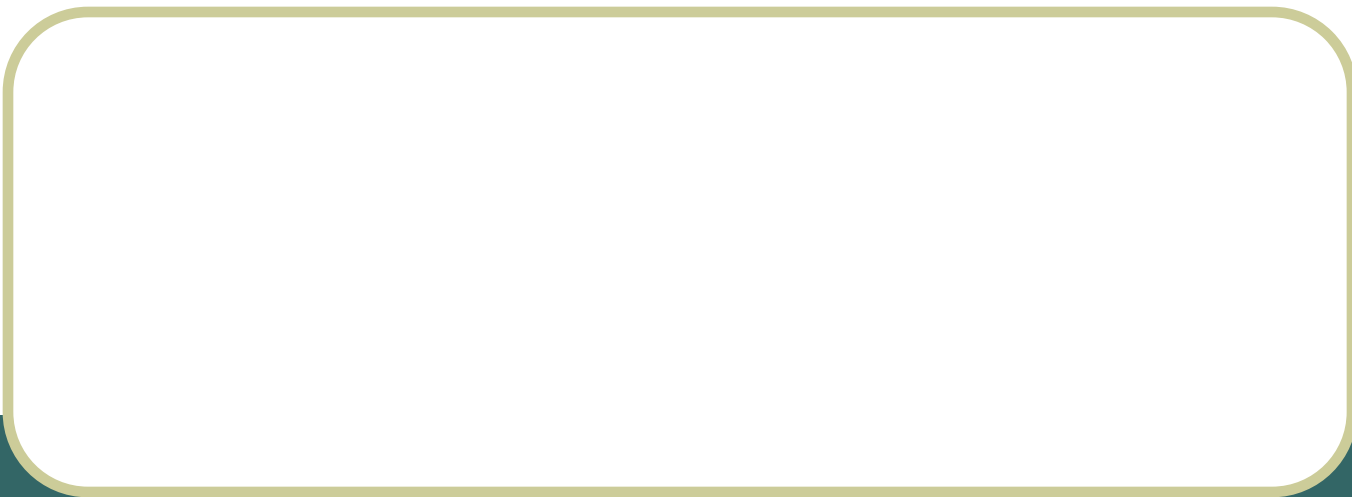


# *Гидролиз*



# Гидролиз-это...

---

..реакции обменного взаимодействия вещества с водой, приводящие их к разложению

Реакции гидролиза по напр-ю:

Обратимые

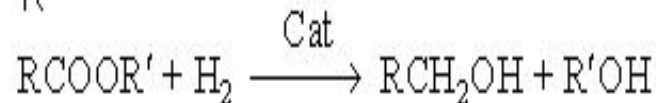
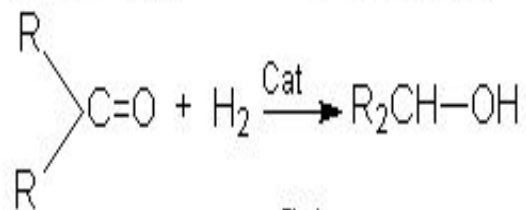
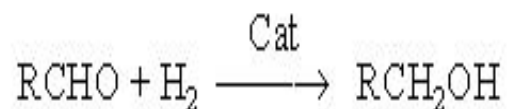
Необратимые

если в результате реакции образуется нерастворимое основание и (или) летучая кислота

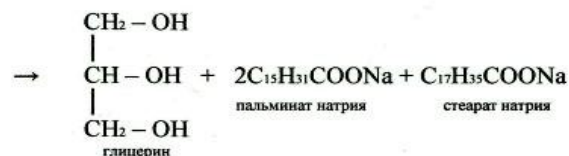
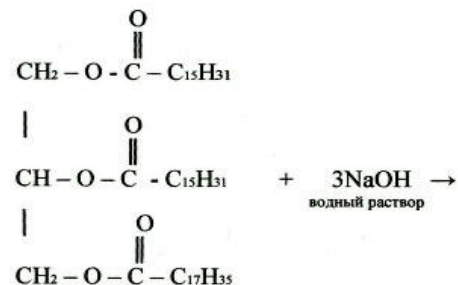
---

Сущность процесса гидролиза  
сводится к химическому  
взаимодействию катионов или  
анионов соли с гидроксид-ионами или  
ионами водорода из молекул воды.  
соли

# Гидролиз органических веществ



2)



- 1) Гидролиз галогеналканов используют для получения спиртов. Присутствие щелочи (ОН) позволяет «связать» получающуюся кислоту и сместить равновесие в сторону образования спирта.
- 2) Гидролиз сложных эфиров («омыление») протекает обратимо в кислотной среде (в присутствии неорганической кислоты) с образованием соответствующего спирта и карбоновой кислоты. Для смещения химического равновесия в сторону продуктов реакции гидролиз проводят в присутствии щелочи.

# В живых организмах...



... происходит ферментативный гидролиз жиров. В кишечнике под влиянием фермента липазы жиры пищи гидратируются на глицерин и органические кислоты, которые всасываются стенками кишечника, и в организме синтезируются новые жиры, свойственные данному организму. Они по лимфатической системе поступают в кровь, а затем в жировую ткань. Отсюда жиры поступают в другие органы и ткани организма, где в процессе обмена веществ в клетках опять гидролизуются и затем постепенно окисляются до оксида углерода и воды с выделением энергии, необходимой для жизнедеятельности.

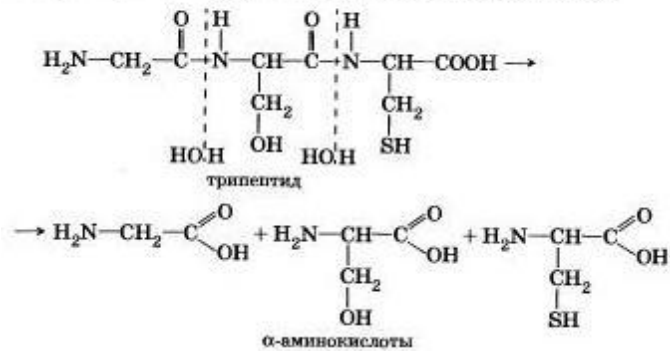
Еще один пример-гидролиз аденозинтрифосфорной кислоты, который изображен на картинке слева

Схема 4 Превращение углеводов в живых организмах

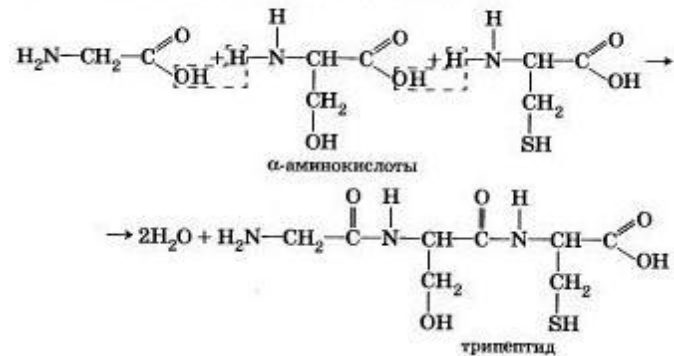


# Гидролиз белков

Так как все белки являются полипептидами, то полный гидролиз, например, трипептида можно представить так:



Можно представить себе и обратный процесс — процесс образования трипептида из аминокислот:



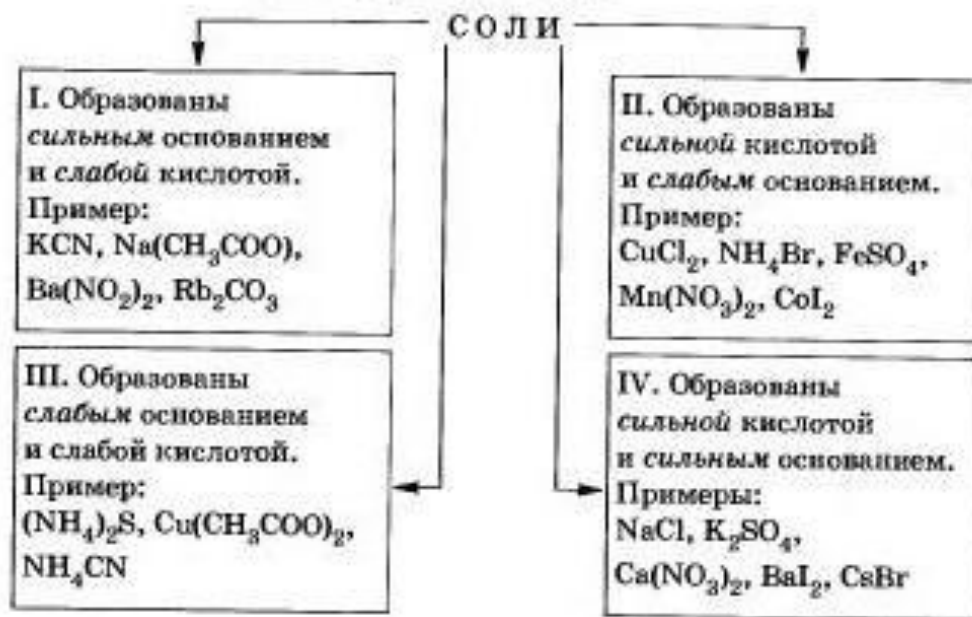
## Гидролиз солей:

---

Сущность гидролиза сводится к обменному химическому взаимодействию катионов или анионов соли с молекулами воды. В результате этого взаимодействия образуется малодиссоциирующее соединение (слабый электролит). А в водном растворе соли появляется избыток свободных ионов  $H^-$  или  $OH^+$  и распор соли становится кислотным или щелочным соответственно.

# Классификация солей:

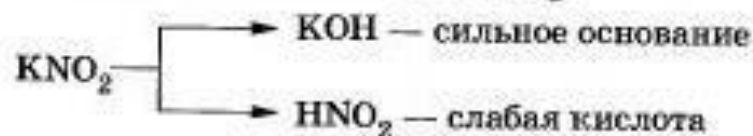
Схема 6 Классификация солей





# I. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой

Например, соль нитрит калия  $\text{KNO}_2$  образована сильным основанием  $\text{KOH}$  и слабой кислотой  $\text{HNO}_2$ :



В водном растворе происходит полная диссоциация соли  $\text{KNO}_2 = \text{K}^+ + \text{NO}_2^-$  (сильный электролит) и очень незначительная диссоциация молекул воды  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{H}^+$  (очень слабый электролит):



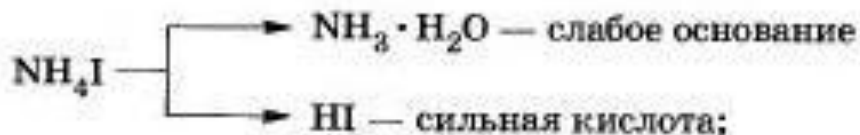
Этот процесс обратим, химическое равновесие смещено влево (в сторону образования исходных веществ), так как вода - значительно более слабый электролит, чем азотистая кислота.

Сокращенное ионное уравнение гидролиза показывает, что:

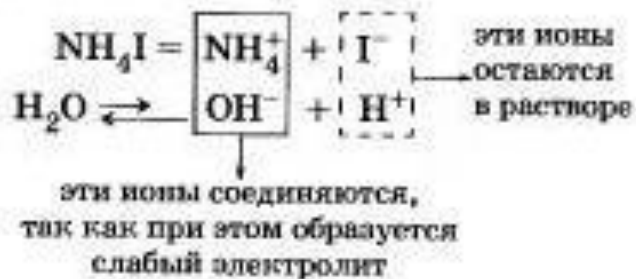
а) в растворе есть свободные гидроксидионы  $\text{OH}^-$  и концентрация их больше, чем в чистой воде, поэтому раствор соли  $\text{KNO}_2$  имеет щелочную среду ( $\text{pH} > 7$ );

б) в реакции с водой участвуют анионы  $\text{NO}_2^-$ ; в таком случае говорят, что идет гидролиз по аниону.

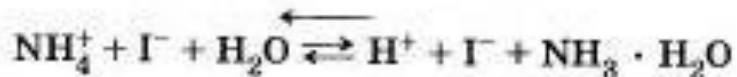
## II. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием



В водном растворе:



Полное ионное уравнение гидролиза:



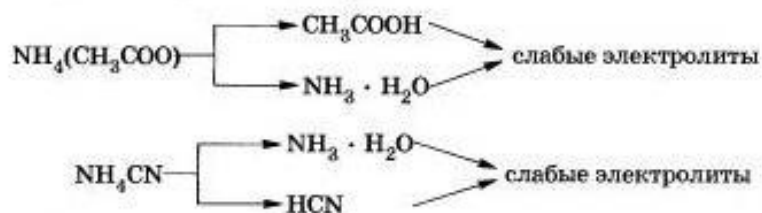
- Процесс обратим, химическое равновесие смещено в сторону образования исходных веществ, так как вода  $\text{H}_2\text{O}$  значительно более слабый электролит, чем гидрат аммиака.
- Уравнение показывает, что:
  - а) в растворе есть свободные ионы водорода  $\text{H}^+$  и их концентрация больше, чем в чистой воде, поэтому раствор соли имеет кислую среду ( $\text{pH} < 7$ );
  - б) в реакции с водой участвуют катионы аммония; в таком случае говорят, что идет гидролиз по катиону.

# III. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой.

Например, рассмотрим гидролиз двух солей:

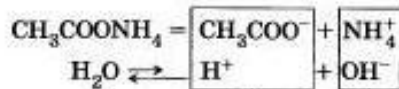
1) ацетата аммония  $\text{NH}_4(\text{CH}_3\text{COO})$  и

2) цианида аммония  $\text{NH}_4\text{CN}$ :



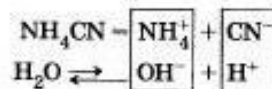
В водном растворе:

1)



эти ионы соединяются, так как при этом образуются слабые электролиты

2)



эти ионы соединяются, так как при этом образуются слабые электролиты

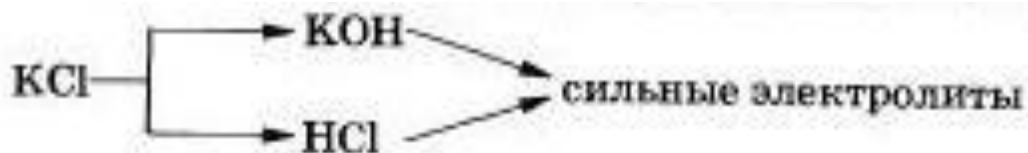
а) если соли гидролизуются и по катиону, и по аниону обратимо, то химическое равновесие в реакциях гидролиза смещено вправо;

б) реакция среды при этом или нейтральная, или слабокислотная, или слабощелочная, что зависит от соотношения констант диссоциации образующегося основания и кислоты;

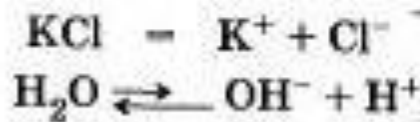
в) соли могут гидролизироваться и по катиону, и по аниону необратимо, если хотя бы один из продуктов гидролиза уходит из сферы реакции

## IV. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, не подвергаются гидролизу

---



В водном растворе:



Все ионы останутся в растворе, они не могут объединяться, так как при этом не образуются слабые электролиты — гидролиз не происходит. Среда раствора нейтральная ( $\text{pH} = 7$ ), так как концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  в растворе равны, как в чистой воде.

# Соли (ВЫВОД)

Таблица 14 Гидролиз солей

Соли, не подвер- гающиеся гидроли- зу	Соли, подвергающиеся гидролизу		
	Обратимо со смещением равновесия		Необратимо
	влево	вправо	
←	↔ ↔	→ ↔	↑, ↓
С + С	С + Сл	Сл + С	Сл + Сл
	— гидролиз по аниону — среда раствора щелочная (pH > 7)	— гидролиз по катиону — среда раствора кислотная (pH < 7)	— гидролиз по катиону и аниону — среда раствора зависит от констант диссоциации образующихся при гидролизе основания и кислоты (нейтральная, слабощелочная, слабокислотная)

Условные обозначения:

С	катион анион	сильных	оснований кислот	↓	нерастворимое соединение
Сл	катион анион	слабых	оснований кислот	↑	летучее соединение

# Изменение цвета индикатора в разных средах:

---

Среда / Индикатор	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеин
Кислая среда	Красный	Розовый	Бесцветный
Нейтральная среда	Фиолетовый	Оранжевый	Бесцветный
Щелочная среда	Синий	Желтый	Малиновый

# Источники картинок(гиперссылки):

---

- 1) Галогеналкан
- 2) Сложные эфиры
- 3) Гидролиз аденозинтрифосфорной кислоты
- 4) В живых организмах
- 5) Гидролиз белков
- 6) Классификация солей
- 7) I 7) I соли
- 8) II 8) II соли
- 9) III 9) III соли
- 10) IV 10) IV соли
- 11) Таблица солей
- 12) Изменение цвета