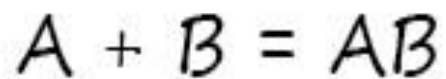


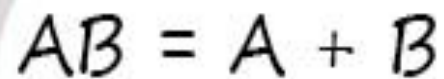
# Классификация реакций

## Классификация химических реакций по характеру процесса

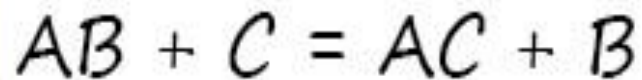
1. Соединения



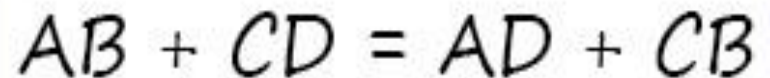
2. Разложения



3. Замещения



4. Обмена



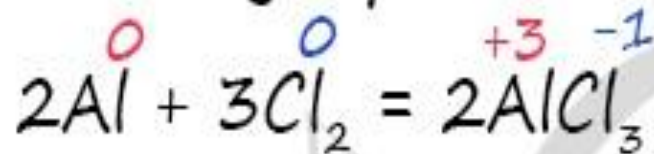
Химическая реакция	Определение
<b>Разложения</b> $A \rightarrow B + C + D$	Реакция, в которой из одного исходного вещества образуется несколько новых веществ
<b>Замещения</b> $A + BC \rightarrow AB + C$	Реакция между простым и сложным веществами, в результате которой атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества
<b>Обмена</b> $AB + CD \rightarrow AC + BD$	Реакция, в результате которой два вещества обмениваются своими составными частями, образуя два новых вещества
<b>Соединения</b> $A + B + C \rightarrow D$	Реакция, в результате которой из двух или нескольких веществ образуется одно новое

## Классификация химических реакций по изменению степени окисления

Химическая реакция	Определение	Примеры
Проходящая с изменением степени окисления атомов (окислительно-восстановительная)	реакция, при которой происходит переход электронов от одних атомов, молекул или ионов к другим	$\text{H}_2\text{S}^{-2} + \text{O}_2^0 \rightarrow \text{S}^0 + \text{H}_2\text{O}^{-2}$ $-2\text{KI}^{-1} + \text{Cl}_2^0 \rightarrow 2\text{KCl}^{-1} + \text{I}_2^0$
Проходящая без изменения степени окисления	Реакция, в которой степень окисления каждого атома после реакции остается неизменной	$2\text{AlCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{S} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow + 6\text{NaCl}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

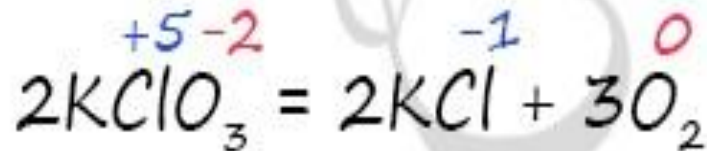
# Классификация ОВР

## I. Межмолекулярные

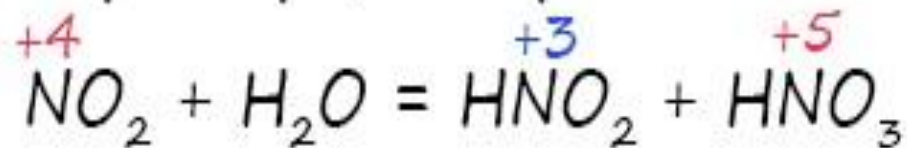


Восстановитель  
Окислитель

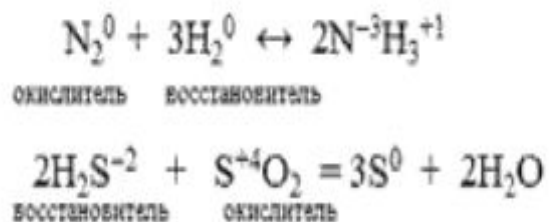
## II. Внутримолекулярные



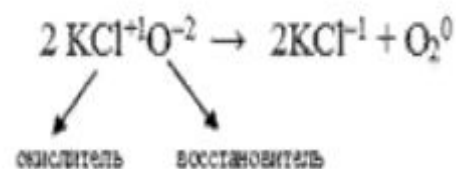
## III. Диспропорционирования



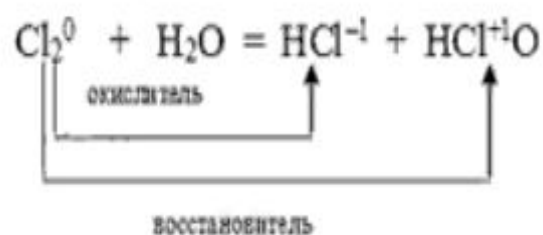
**Межмолекулярные реакции** - в которых степень окисления изменяют атомы, входящие в состав разных исходных веществ:



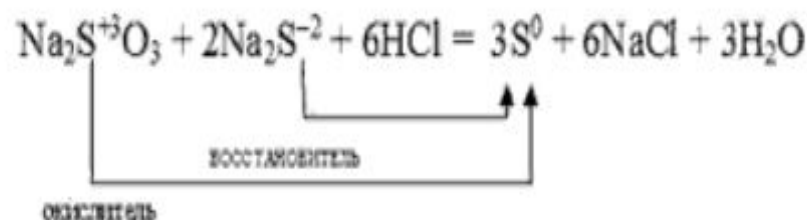
**Внутримолекулярные реакции** – в которых атомы, изменяющие степень окисления входят в состав одного соединения.



**Реакции диспропорционирования (самоокисления – самовосстановления)** – в которых атомы одного и того же элемента являются как окислителями, так и восстановителями:



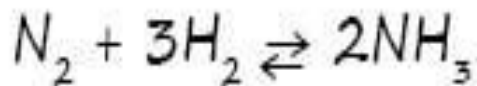
**Реакции конпропорционирования** – окислитель и восстановитель - один и тот же элемент в разных степенях окисления. Продуктом реакции является вещество в промежуточной степени окисления:



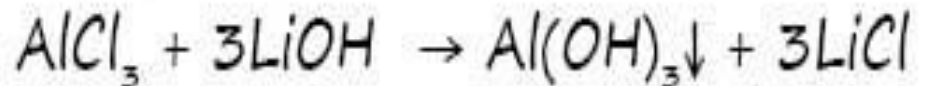


## Классификация по обратимости

Обратимые  
-протекают и в  
прямом, и в обратном  
направлениях



Необратимые  
-протекают только  
в 1 направлении  
(прямом)



Реакция	Определение	Примеры
Обратимая	Такая реакция, которая в данных условиях протекает одновременно в двух взаимно противоположных направлениях	$3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HBrO} + \text{HBr}$
Необратимая	Такая реакция, которая в данных условиях протекает до конца, т. е. до полного превращения исходных реагирующих веществ в конечные продукты реакции	$2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

### Таблица признаки необратимости реакций

Признак	Примеры
Реакция идет с выделением большого количества теплоты	$2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO} + \text{Q}$
Хотя бы один продукт реакции покидает сферу реакции (выпадает в осадок или выделяется в виде газа)	$\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\text{t}} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$
В результате реакции образуются малодиссоциируемые вещества	$(\text{CH}_3\text{COO})\text{NH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$



# Реакции и их тепловой эффект

Все реакции можно разделить на те, в ходе которых тепло поглощается, или, наоборот, тепло выделяется.

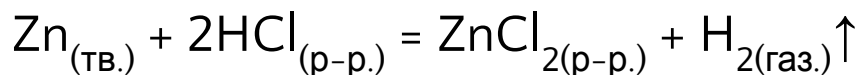
**Экзотермические реакции** (греч. εχο – вне) – химические реакции, сопровождающиеся потерей энергии системой и выделением тепла (той самой энергии) во внешнюю среду. При написании химических реакций в конце экзотермических ставят "+ Q" (Q – тепло), иногда бывает указано точное количество выделяющегося тепла. Например:  $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} + Q$

**Эндотермические реакции** (греч. ενδον – внутри) – химические реакции, сопровождающиеся поглощением тепла, в результате которых образуются вещества с более высоким энергетическим уровнем (их внутренняя энергия увеличивается). К таким реакциям наиболее часто относятся реакции разложения. При написании эндотермических реакций в конце ставят "- Q", либо указывают точное количество поглощенной энергии. Примеры таких реакций:  $2\text{HgO} = \text{Hg} + \text{O}_2 - Q$

# Реакции и агрегатное состояние фаз

Все реакции можно разделить на гетеро- и гомогенные. **Гетерогенные реакции** (греч. heterogenes – разнородный) – реакции, протекающие на границе раздела фаз, в неоднородной среде. Скорость таких реакций зависит от площади соприкосновения реагирующих веществ.

К гетерогенным реакциям относятся следующие реакции (примеры): жидкость + газ, газ + твердое вещество, твердое вещество + жидкость. Примером такой реакции может послужить взаимодействие твердого цинка и раствора соляной кислоты:



**Гомогенные реакции** (греч. homogenes – однородный) – реакции, протекающие между веществами, находящимися в одной фазе.

К гомогенным реакциям относятся (примеры): жидкость + жидкость, газ + газ. Примером такой реакции может служить взаимодействие между растворами уксусной кислоты и едкого натра.

