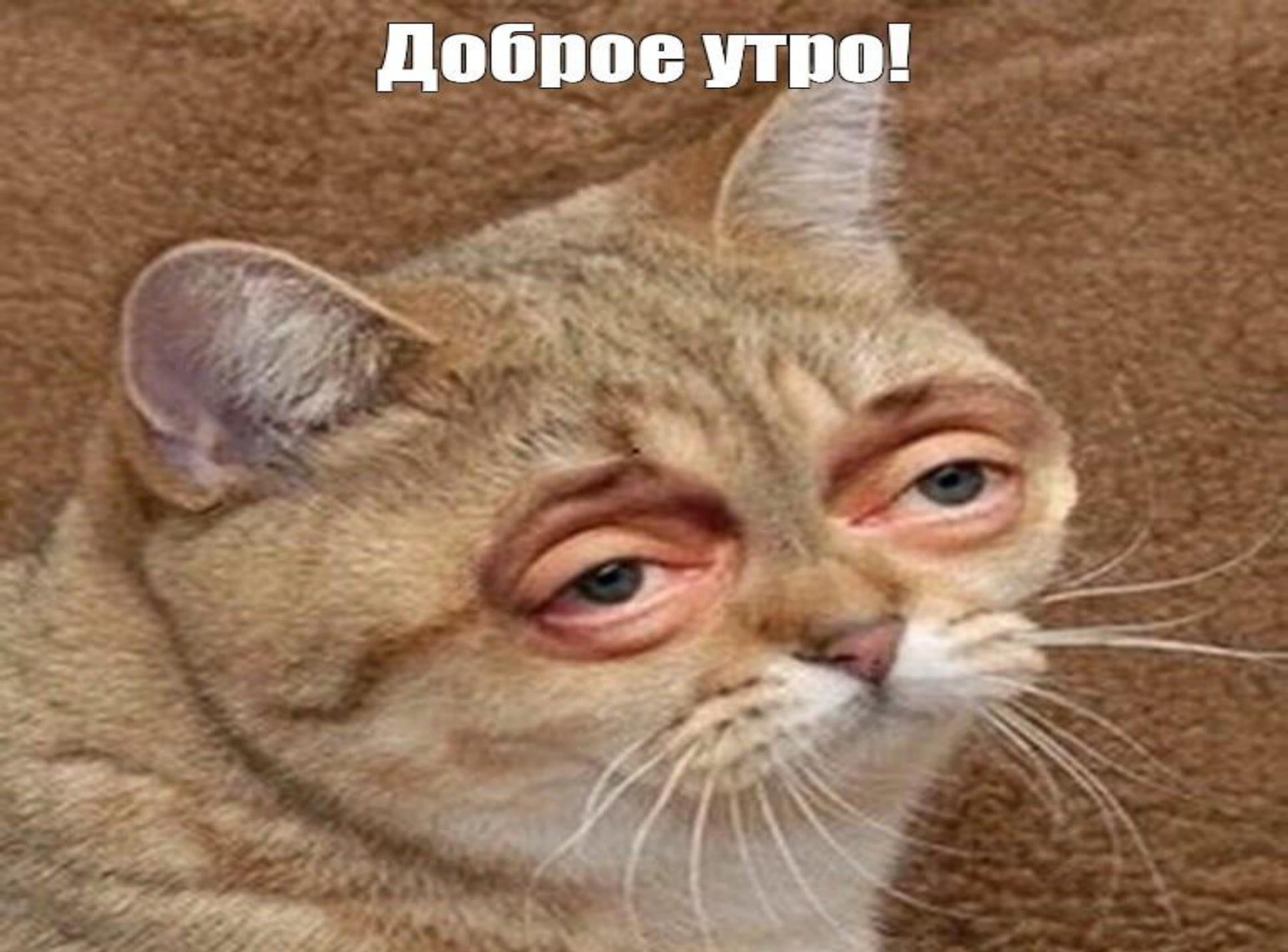
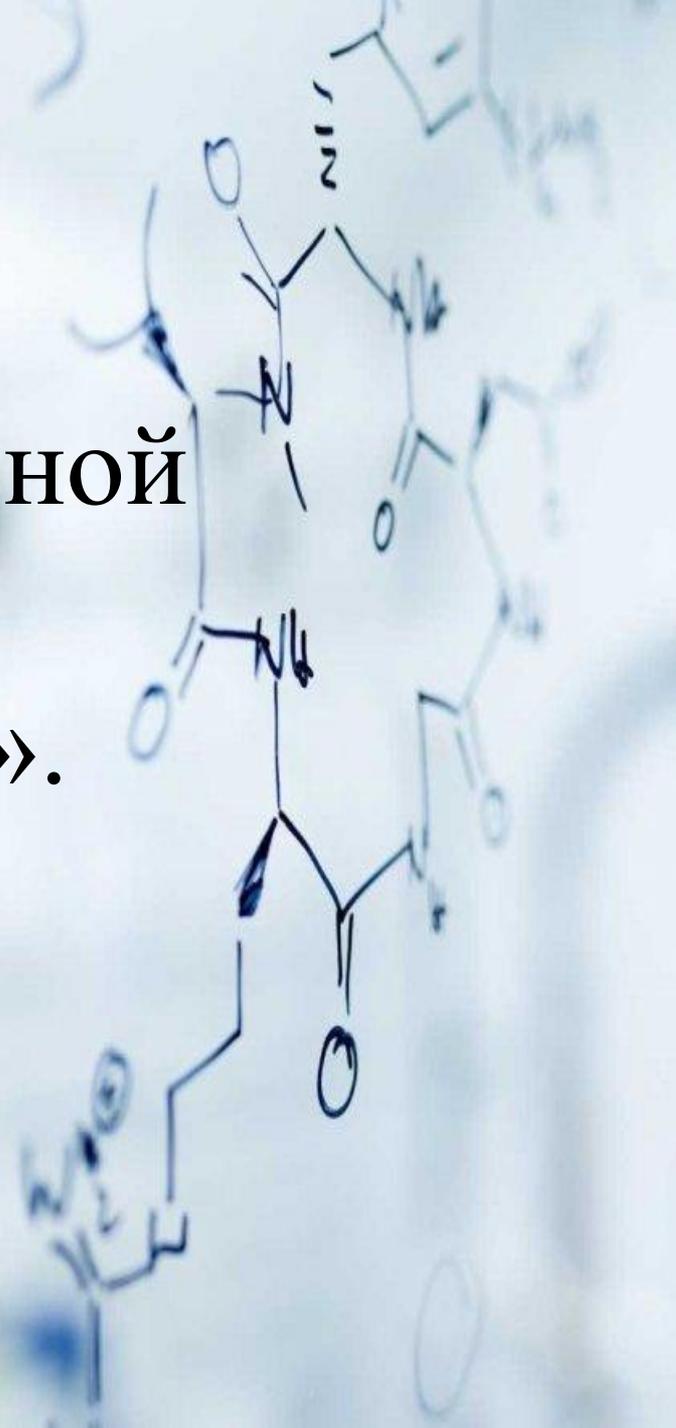


Доброе утро!



Урок по химии
02.02. 2022

Подготовка к контрольной работе №2 по теме «Химические реакции».



Классификация химических реакций в неорганической химии

Химическая реакция — процесс превращения исходных веществ (реагентов) в конечные вещества (продукты)

Признаками протекания химических реакций

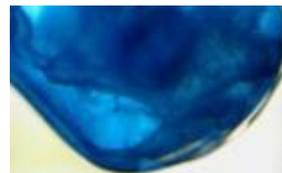
- Изменение цвета



- Выделение газа



- Выпадение осадка

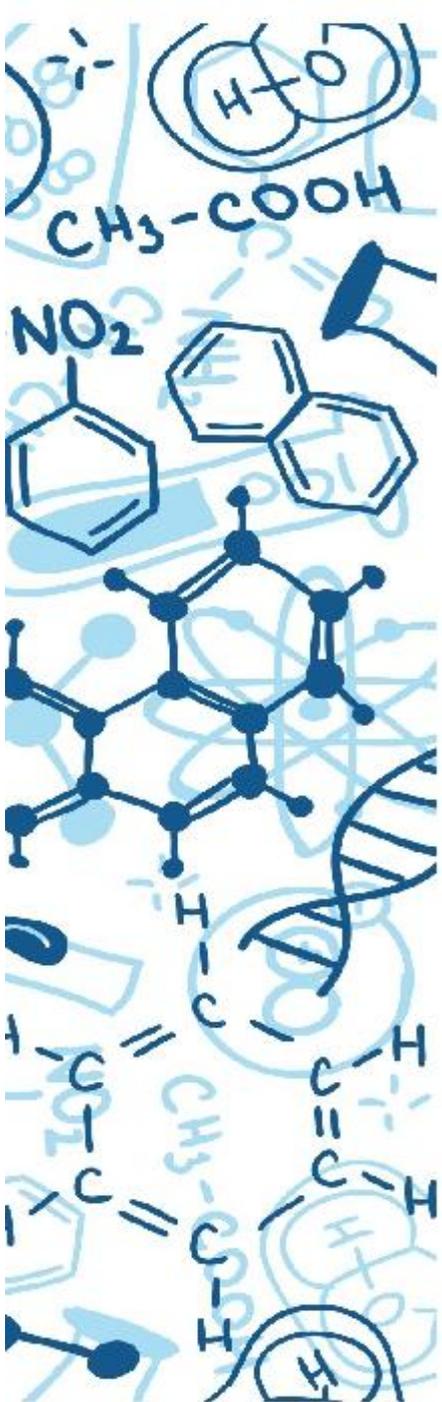


- Появления запаха



- Выделение или поглощение энергии

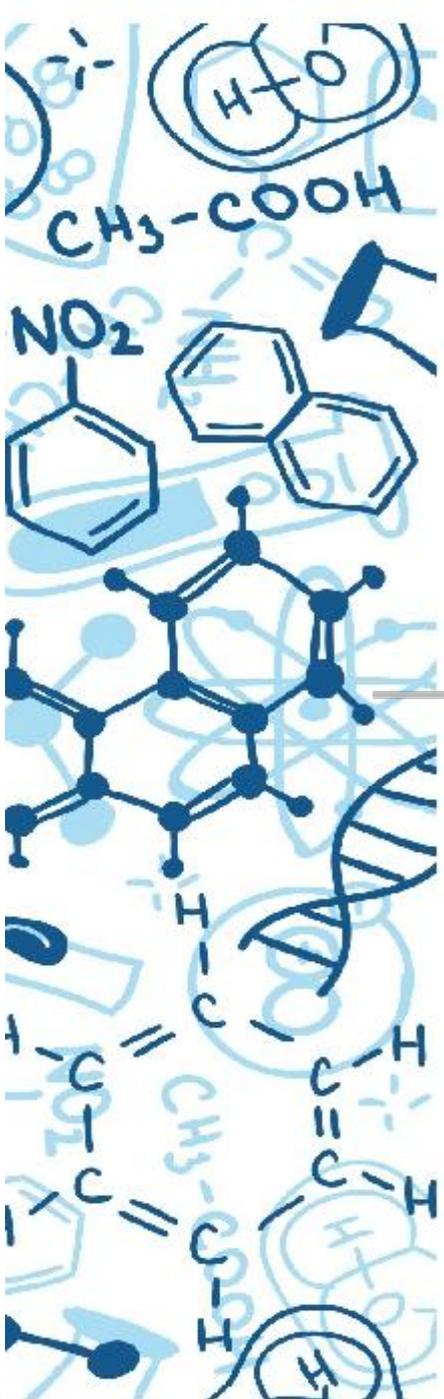
+Q / -Q



Химические реакции можно классифицировать по различным признакам:

- по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции;
- по агрегатному состоянию;
- по тепловому эффекту;
- по изменению степени окисления;
- по наличию или отсутствию катализатора;
- по признаку обратимости.

1. По числу и составу исходных веществ:



По числу и составу реагирующих и образующихся веществ

Соединения
 $A + B = AB$



Изменение степени окисления

Разложения
 $AB = A + B$



По тепловому эффекту

Замещения
 $A + BC = AC + B$



По агрегатному состоянию реагирующих веществ

Обмена
 $AB + CD = AD + BC$



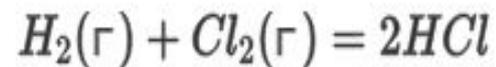
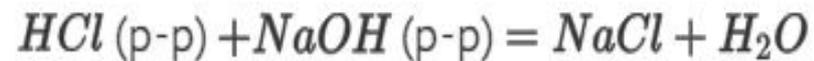
По участию катализатора

По направлению

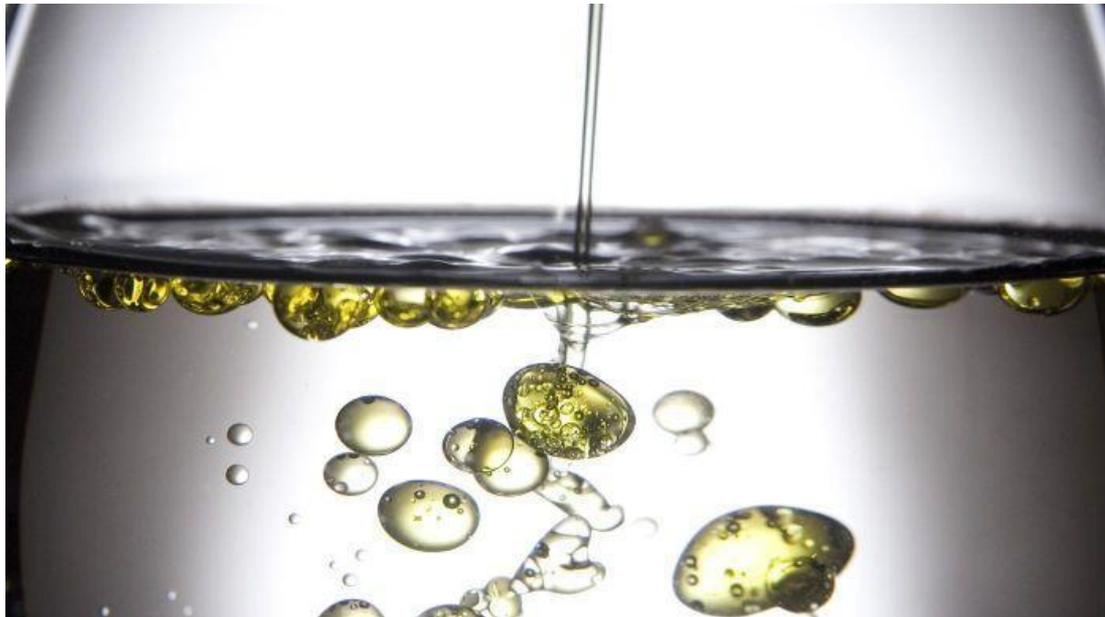
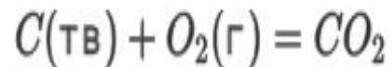
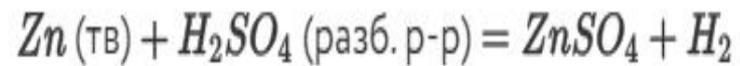
2. От агрегатного состояния:

В зависимости от агрегатного состояния, в котором находятся реагирующие вещества (**жидкое, твёрдое, газообразное**), различают **гомогенные** и **гетерогенные** реакции.

Например, гомогенными являются реакции между двумя растворами или между двумя газами:



Граница раздела фаз присутствует в системе, образованной, например, жидкостью и твёрдым телом (металл и кислота), твёрдым телом и газом, двумя несмешивающимися жидкостями (масло и вода). Примерами гетерогенных реакций являются:



3. По тепловому эффекту:

Экзотермические реакции

реакции, протекающие с выделением тепла (+Q)



Самые типичные экзотермические реакции – это реакции горения:



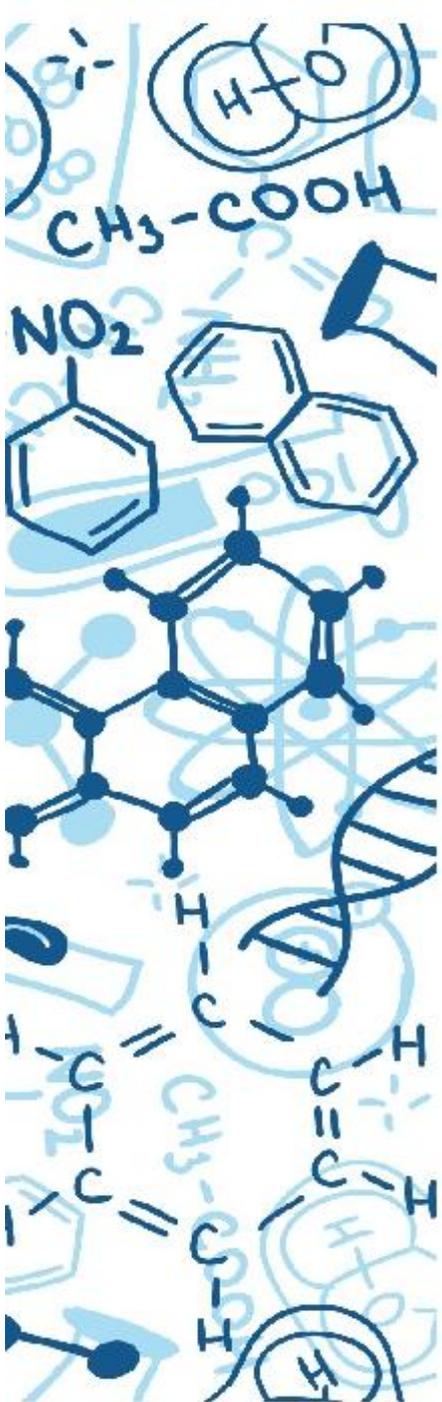
Эндотермические реакции

реакции, протекающие с поглощением тепла (-Q)



Примерами эндотермических реакций являются реакции разложения, протекание которых происходит при нагревании, например,





4. По изменению степени окисления атомов химических элементов:

- **Окислительно-восстановительные реакции**

Реакции, в которых изменяются степени окисления некоторых элементов

- **Окисление**

Процесс потери электронов, сопровождающийся увеличением степени окисления

- **Восстановление**

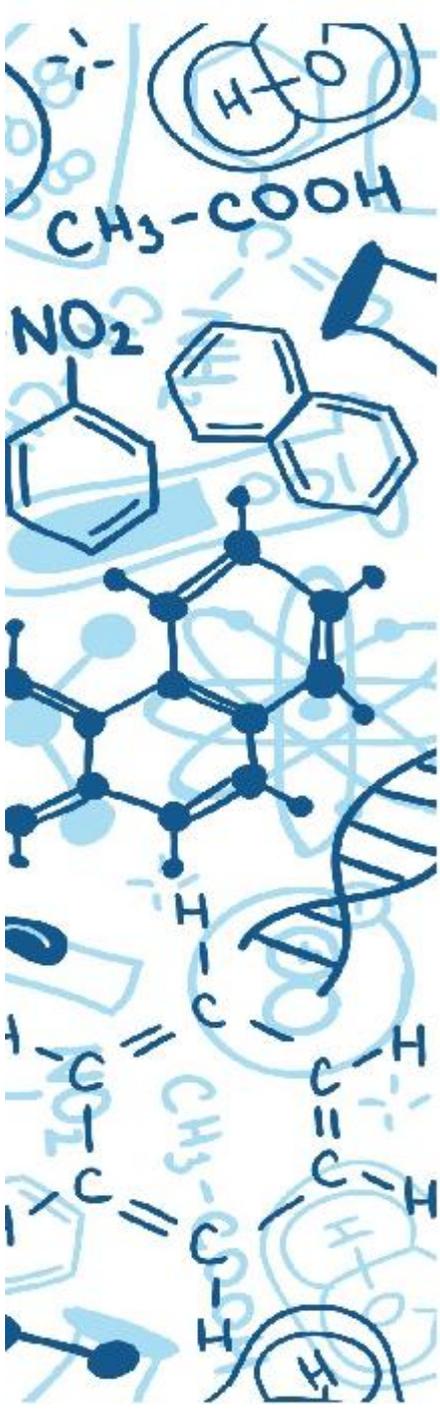
Процесс присоединения электронов, сопровождающийся уменьшением степени окисления

- **Окислитель**

Элемент, принимающий электроны.

- **Восстановитель**

Элемент, отдающий электроны.



5. По наличию или отсутствию катализатора:

Катализатор

вещество, участвующее в реакции и изменяющее её скорость, но остающееся неизменным после того, как химическая реакция закончилась.

Ферменты

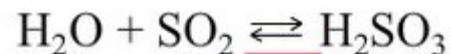
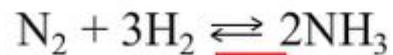
катализаторы белковой природы, ускоряющие химические реакции в организме человека

Ингибитор

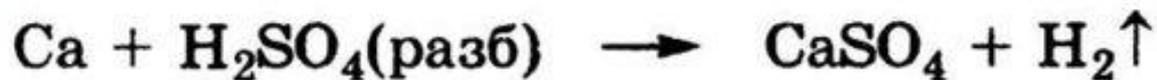
Вещества, участвующие в химической реакции и приводящие к её замедлению

6. По признаку обратимости:

Обратимые реакции - реакции, одновременно протекающие в двух противоположных направлениях.



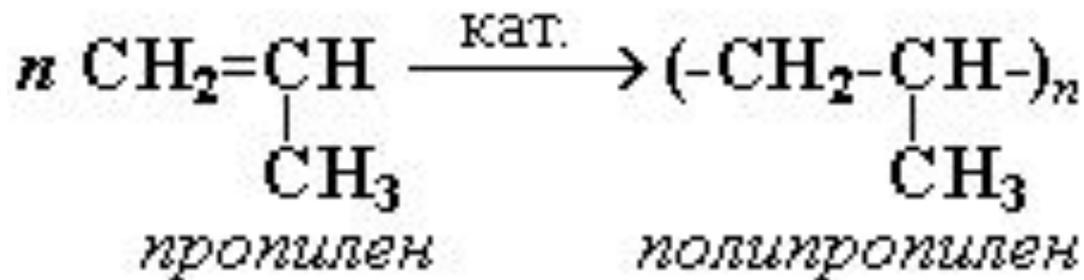
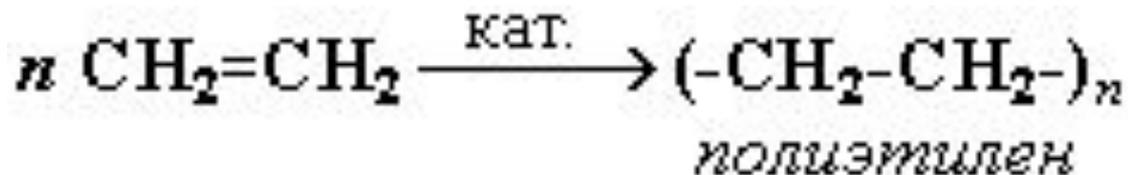
Необратимые реакции протекают только в одном направлении.



Классификация химических реакций в органической химии

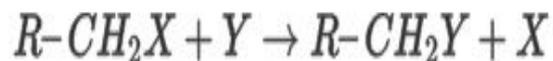
◆ Реакция присоединения:

К реакциями присоединения относят также реакции *полимеризации*, в результате которых происходит последовательное присоединение молекул друг к другу за счёт разрыва кратных связей, например:

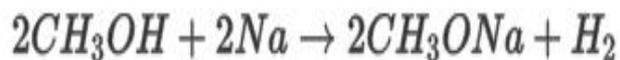


Реакция замещения:

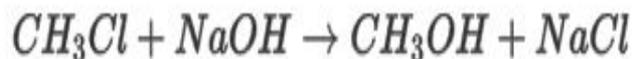
В органической химии к реакциям замещения могут относиться реакции, в которых один атом или функциональная группа X замещается на другой атом или функциональную группу Y :



Однако если в неорганической химии к реакциям замещения относят только реакции между простым и сложным веществами, то в органической химии в реакциях замещения могут участвовать одни только сложные вещества. Примерами реакций замещения с участием органических веществ могут служить следующие реакции:

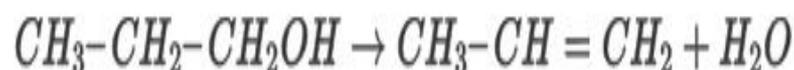


(реакция между простым и сложным веществом)

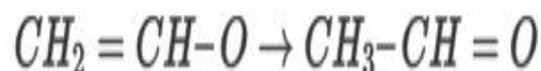


(реакция, в которой все участвующие вещества сложные).

Реакция отщепления (элиминирования)



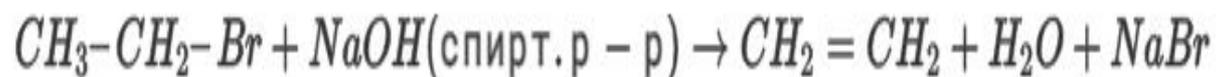
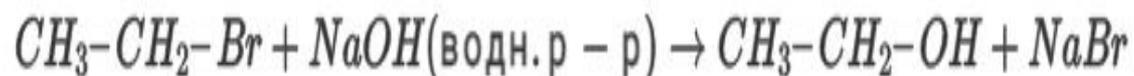
Реакция изомеризации, например изомеризация енолов в карбонильные соединения:



В органической химии выделяют также *окислительно-восстановительные реакции*. Часто окисление сопровождается введением в молекулу органического вещества кислорода и (или) отщеплением водорода. Так, в результате окисления первичных спиртов образуются альдегиды, которые затем окисляются до карбоновых кислот:



В органической химии большую роль играют условия проведения реакций, в зависимости от которых могут получаться разные продукты с одними и теми же реагентами. Например, реакция бромэтана с водным раствором щёлочи приводит к образованию этанола, а со спиртовым – этена:



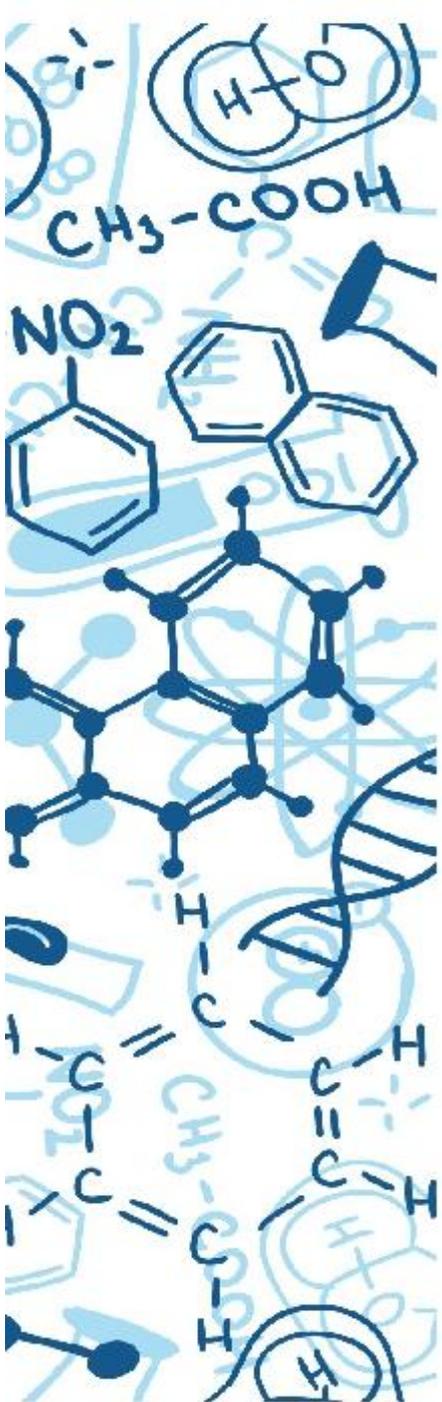
Скорость химической реакции

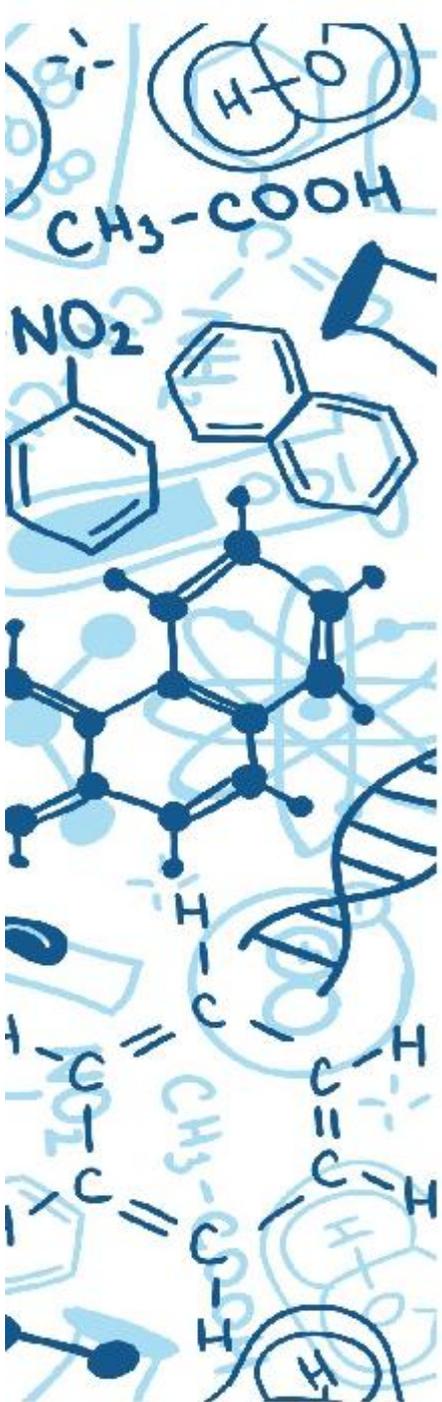
изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени.

Факторы, влияющие на скорость химической реакции:

1. *Природа реагирующих веществ*

Например, чем более активен металл, тем он быстрее окисляется (взаимодействует с кислородом воздуха) и более бурно взаимодействует с водой. Так, калий может самовоспламеняться на воздухе, в то время как цинк при нормальных условиях окисляется чрезвычайно медленно. Калий реагирует с водой бурно даже при нормальных условиях (со взрывом), а цинк необходимо для этого нагреть. Аналогично, с соляной кислотой металлы реагируют с различными скоростями: чем активнее металл, тем выше скорость реакции.



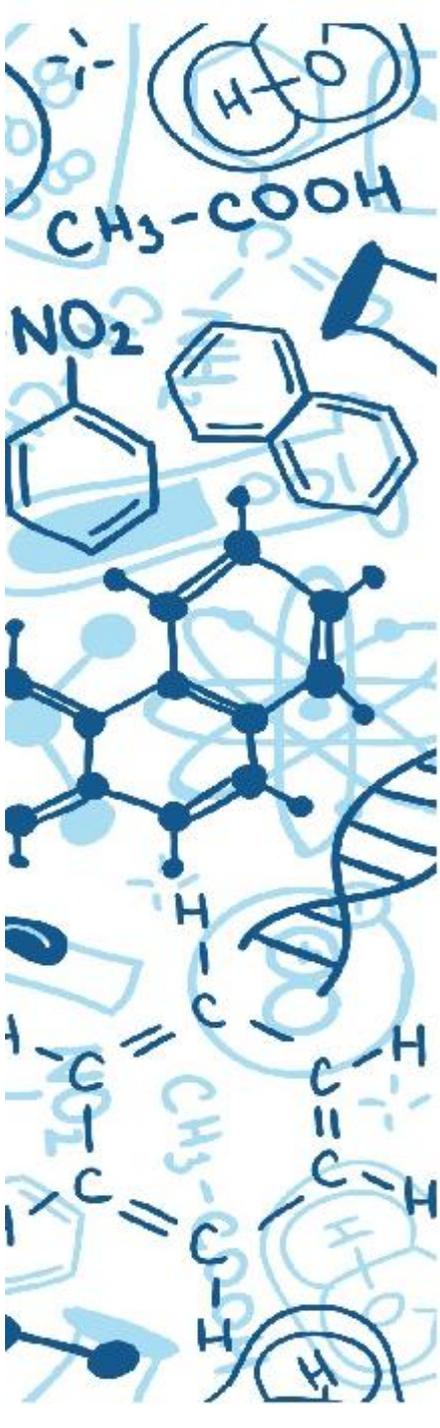


2. Концентрация реагентов

Концентрация влияет на скорость только если среди исходных веществ есть газы или жидкости. Так, чем выше концентрация реагентов, тем выше скорость реакции. Например, горение веществ в кислороде протекает быстрее, чем в воздухе, так как в воздухе содержится % кислорода по объёму.

3. Степень измельчённости реагирующих веществ

Для *гетерогенных реакций* (при условии, что среди исходных веществ есть твёрдое вещество) справедлива зависимость: чем больше степень измельчённости реагирующих веществ, тем скорость реакции выше. Так, реакция соляной кислоты с мраморной крошкой протекает быстрее, чем с кусочком мрамора.



4. Температура

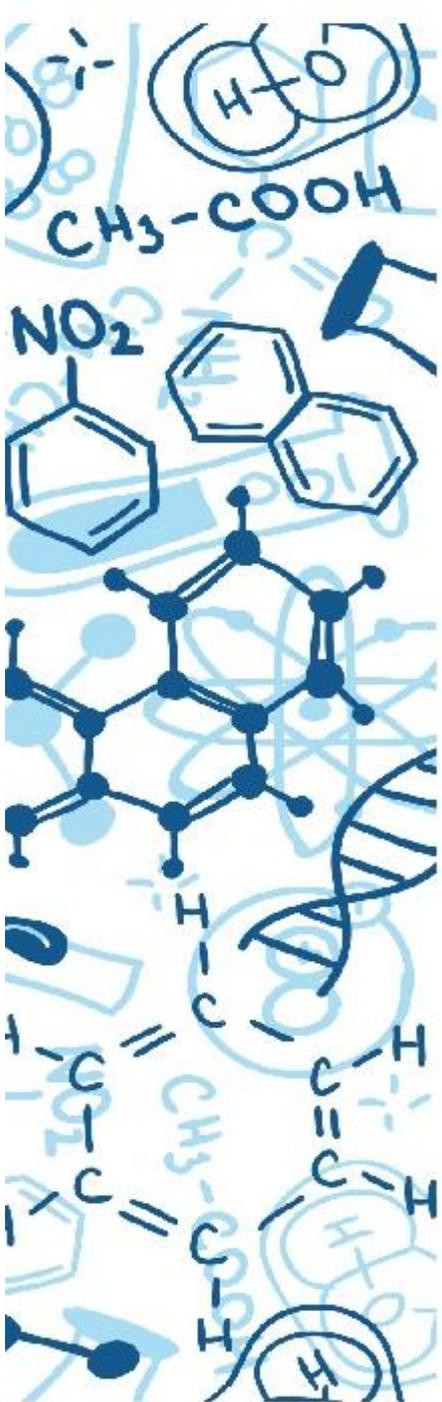
Чем выше температура, тем реакция протекает быстрее. Например, оксид меди(II) очень медленно реагирует с разбавленной серной кислотой, а при нагревании скорость реакции заметно увеличивается, о чём свидетельствует растворение оксида меди(II) чёрного цвета в кислоте с образованием раствора голубого цвета.

5. Давление

При увеличении давления, скорость реакции увеличивается, но при условии, что среди исходных веществ есть газообразное вещество

6. Катализатор

Скорость многих реакций может быть увеличена или уменьшена в присутствии специальных веществ — катализаторов и ингибиторов.



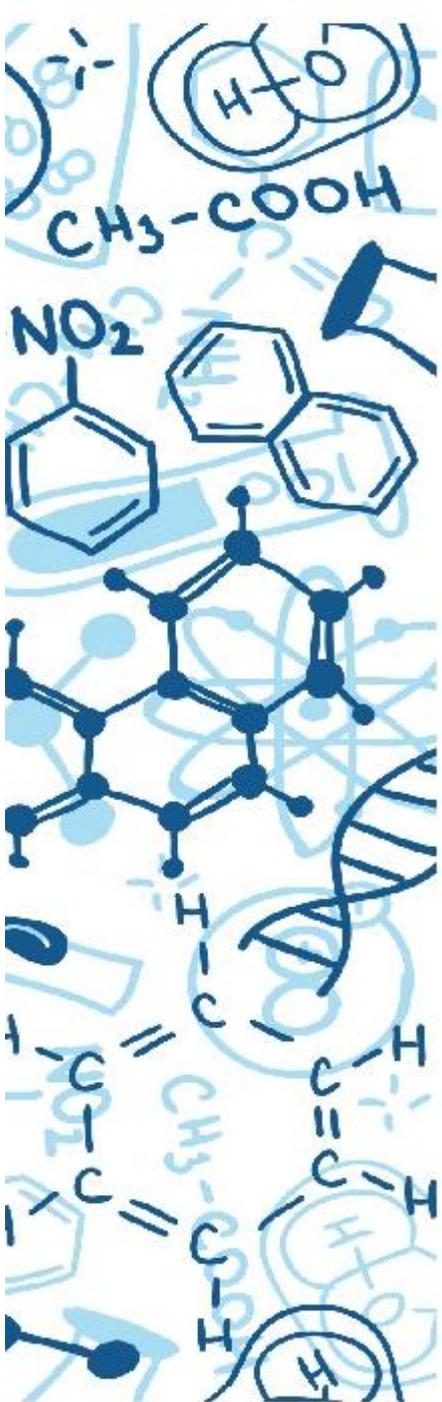
Химическое равновесие – это состояние реакционной системы, в котором скорости прямой и обратной реакции равны.

Равновесная концентрация веществ – это концентрации веществ в реакционной смеси, находящихся в состоянии химического равновесия.

Принципом Ле Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывают воздействие извне путем изменения какого-либо из условий, определяющих положение равновесия, то оно смещается в направлении того процесса, протекание которого ослабляет эффект произведённого воздействия.

Факторы, влияющие на смещение равновесия

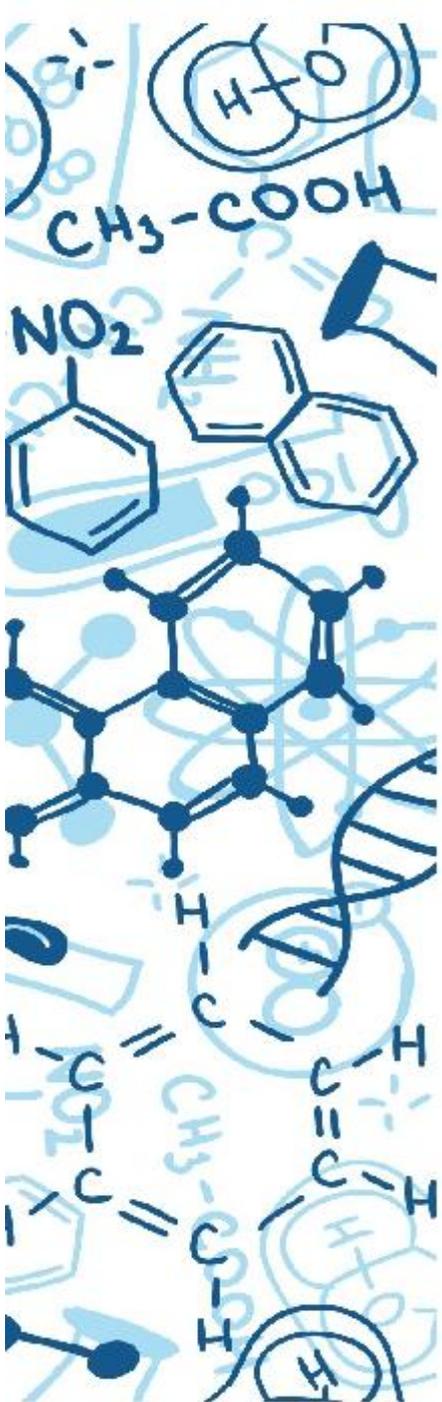
- **повышение температуры** вызывает смещение равновесия в направлении того из процессов, течение которого сопровождается **поглощением тепла**, а понижение температуры действует в противоположном направлении.
- Равновесие **смещается вправо**, если **повысились равновесные концентрации продуктов прямой реакции**. Если повышаются равновесные концентрации **исходных** веществ прямой реакции, то равновесие смещается **влево**.



Факторы, влияющие на смещение равновесия

- Температура
- Давление
- Концентрации веществ

Добавление катализатора и изменение площади реакционной поверхности гетерогенных реакций **не оказывают** влияние на смещение химического равновесия.



Изменение концентрации веществ

При увеличении концентрации какого-либо из веществ, участвующих в равновесной реакции, равновесие реакции сместится в сторону его расходования, а соответственно, при уменьшении концентрации какого-либо из веществ – в сторону реакции его образования.

Например, при увеличении концентрации азота в реакции синтеза аммиака, равновесие сместится вправо, т. е. в сторону расходования азота. Если же в этой реакции удалять из реакционной смеси аммиак, то равновесие сместится в сторону его образования. Сделать это можно, например, при растворении аммиака в воде.





Изменение давления

Изменение давления может оказывать влияние **только на реакции с участием газообразных веществ.**

Если в реакции синтеза аммиака увеличить давление, равновесие сместится в сторону уменьшения числа моль газа. Если слева число моль газа больше, чем справа, равновесие сместится в сторону образования аммиака.

Если число моль газа одинаково и слева и справа, например, в реакции получения оксида азота (II), то изменение давления не будет оказывать влияние на положение химического равновесия в таких реакциях.



1

Установите соответствие между уравнением химической реакции и направлением смещения химического равновесия при увеличении давления в системе: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

1131.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

- А) $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{г})$
 Б) $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
 В) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{г})$
 Г) $\text{SO}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{г})$

НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ
ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

- 1) смещается в сторону продуктов
реакции
2) смещается в сторону исходных
веществ
3) не происходит смещения равновесия

2

:

Установите соответствие между уравнением химической реакции и направлением смещения химического равновесия при увеличении давления в системе: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

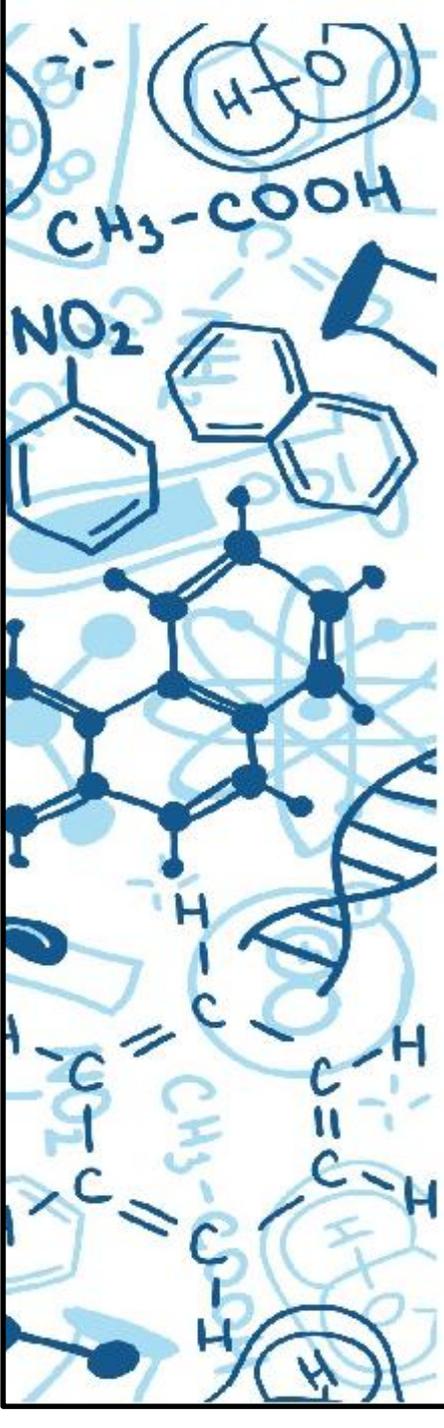
2131.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

- А) $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$
 Б) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г})$
 В) $2\text{HI}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{I}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$
 Г) $\text{S}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}(\text{г})$

НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ
ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

- 1) в сторону продуктов реакции
2) в сторону исходных веществ
3) практически не смещается



Электролитическая диссоциация

процесс распада вещества на ионы при растворении или при плавлении.

Электролиты

вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток.

Электролитами являются вещества с сильно полярной ковалентной или ионной связью. К ним относятся соли, щёлочи, кислоты.

Неэлектролиты

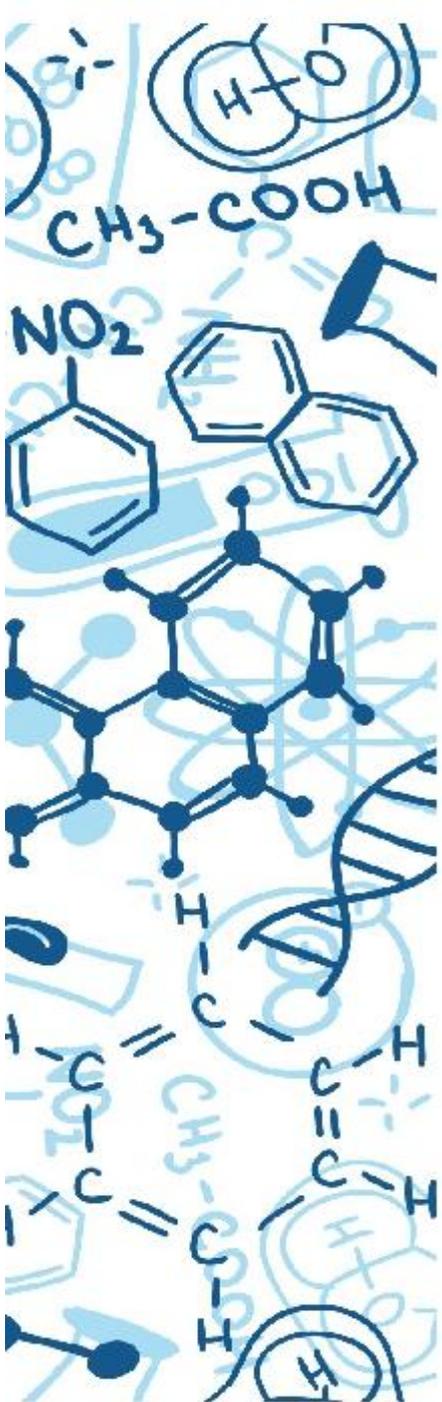
вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток.

Неэлектролитами являются вещества с неполярными или слабополярными ковалентными связями.

К ним относится большинство органических соединений (глюкоза, фруктоза, сахароза, этанол, глицерин и др.), простые вещества-неметаллы (сера, алмаз, азот, кислород и др.).

Теорию электролитической диссоциации

1. При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на ионы.
2. Свойства ионов отличаются от свойств атомов или группы атомов, из которых они образовались.
3. Причиной диссоциации электролита в водном растворе является его гидратация, т. е. взаимодействие электролита с молекулами воды и разрыв химической связи в нём.
4. В растворе ионы существуют в гидратированном виде, в отличие от безводных солей, в которых ионы негидратированные. Свойства гидратированных ионов отличаются от свойств негидратированных ионов.
5. Под действием электрического тока катионы движутся к отрицательному полюсу источника тока — катоду, а анионы — к положительному полюсу источника тока — аноду.
6. Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации.



Электролиты

СИЛЬНЫЕ

В растворе вещество полностью или почти полностью диссоциирует на ионы

Кислоты

Сульфатная H_2SO_4 ,
нитратная HNO_3 ,
хлоридная HCl ,
бромидная HBr ,
йодидная HI

Основания

Гидроксиды
щелочных и щелочноземельных
элементов $NaOH$,
 $Ba(OH)_2$ и тому
подобные

Соли

Большинство растворимых солей

СЛАБЫЕ

В растворе вещество диссоциирует частично, некоторая часть его находится в виде молекул

Кислоты

Большинство кислот:
сульфидная H_2S ,
карбонатная H_2CO_3 ,
уксусная CH_3COOH
и др.

Основания

Водный
раствор
аммиака NH_3 ,
нераствори-
мые основа-
ния

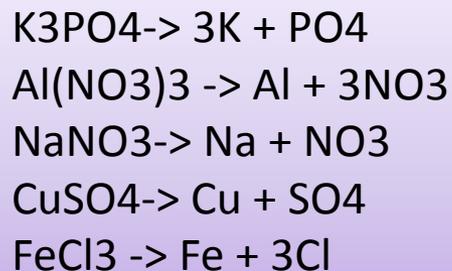
Соли

Нерастворимые и некоторые раствори-
мые, например ртуть(II) хлорид $HgCl_2$

Выберите два вещества, при полной диссоциации 1 моль которых образуется 3 моль анионов.

25.

- 1) фосфата калия
- 2) нитрата алюминия
- 3) нитрата натрия
- 4) сульфата меди(II)
- 5) хлорида железа(III)



Выберите два вещества, которые проводят электрический ток.

- 1) раствор хлороводорода
- 2) расплав серы
- 3) расплав оксида кремния
- 4) раствор глюкозы
- 5) раствор хлорида натрия

15

Гидролиз солей

№	Соли, образованные		Тип гидролиза	Реакция среды
1.	Сильным основанием	слабой кислотой	гидролиз по аниону	Щелочная (pH > 7)
2.	Слабым основанием	сильной кислотой	гидролиз по катиону	кислотная (pH < 7)
3.	Сильным основанием	сильная кислотой	не подвергаются гидролизу	нейтральная среда (pH = 7)
4.	Слабым основанием	слабой кислотой	гидролиз по катиону и аниону	нейтральная среда (pH = 7)

Сильные

Кислоты	Основания
H_2SO_4 HCl $HClO_4$ $HMnO_4$	$LiOH$ $Ca(OH)_2$
HNO_3 HBr $HClO_3$	$NaOH$ $Sr(OH)_2$
HI	KOH $Ba(OH)_2$
	$RbOH$
	$CsOH$

Слабые

H_2SO_3 HF H_2CO_3 $HClO$	Все нерастворимые гидроксиды: $Cu(OH)_2$, $Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_2$, $Be(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, NH_4OH
HNO_2 H_2S H_2SiO_3 $HClO_2$	
H_3PO_4	
$HCOOH$ CH_3COOH C_2H_5COOH	

Для веществ, приведённых в перечне, определите характер среды их водных растворов, имеющих одинаковую концентрацию (моль/л).

- 1) иодоводородная кислота
- 2) нитрат калия
- 3) сульфат цинка
- 4) карбонат натрия

Запишите номера веществ в порядке убывания значения pH их водных растворов.

Ответ: → → →

Для выполнения задания 21 используйте следующие справочные данные.

Концентрация (молярная, моль/л) показывает отношение количества растворённого вещества (n) к объёму раствора (V).

pH («пэ аш») — водородный показатель; величина, которая отражает концентрацию ионов водорода в растворе и используется для характеристики кислотности среды.



4231.



Окислительно-восстановительные реакции в неорганической химии

Окислительно - восстановительные реакции – это такие реакции, при которых происходит переход электронов от одних атомов, молекул или ионов к другим.

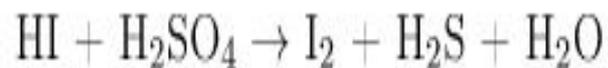
Окисление – это процесс отдачи электронов, степень окисления при этом повышается.

Восстановление – это процесс присоединения электронов, степень окисления при этом понижается.

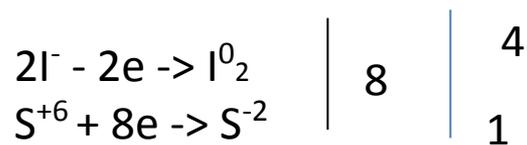
Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, окисляются; являются **восстановителями**.

Атомы, ионы или молекулы, принимающие электроны, восстанавливаются; являются **окислителями**.

Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции, схема которой:



Определите окислитель и восстановитель.



Электролиз

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЙ процесс, вызванный действием ПОСТОЯННОГО ТОКА

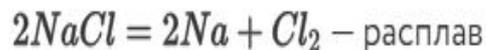
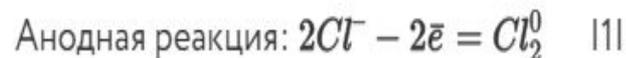
Электролиз расплавов рассмотрим на примере хлорида натрия $NaCl$.

В расплаве хлорид натрия диссоциирует, образуя катионы Na^+ и анионы хлора Cl^- :



На катоде $K(-)$ всегда происходит процесс восстановления, а на аноде $A(+)$ – процесс окисления.

Таким образом, при электролизе расплава хлорида натрия на катоде происходит процесс восстановления катионов натрия, а на аноде – процесс окисления анионов хлора:



Электролиз расплавов солей (чаще всего – хлоридов) используется в промышленности для получения щелочных и щелочноземельных металлов.

Электролиз растворов – более сложный процесс, так как кроме ионов металла и кислотного остатка в растворе присутствуют молекулы воды и ионы H^+ и OH^- , которые также могут участвовать в окислительно-восстановительном процессе при прохождении электрического тока.



Правила для определения продуктов электролиза

Для правильного нахождения продуктов, образующихся на электродах при электролизе **водных растворов** электролитов, следует руководствоваться следующими основными *правилами*.

1. На катоде восстанавливается наиболее сильный окислитель.

Ряд активности металлов

Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb (H) Cu, Hg, Ag, Pt, Au

активные

средней активности

малоактивные



активность, восстановительные свойства усиливаются

идёт восстановление воды до гидроксид-ионов и водорода

на катоде выделяется **только водород**, в растворе накапливаются гидроксид-ионы



идут два конкурирующих процесса: восстановление ионов металла до простого вещества – металла, восстановление воды до гидроксид-ионов и водорода

на катоде выделяется **и металл, и водород**



идёт восстановление ионов металла до простого вещества – металла

на катоде выделяется **только металл**

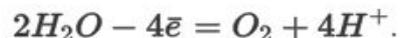


- Если металл расположен в ряду напряжений до алюминия включительно, то на катоде будет выделяться только водород H_2 вследствие восстановления молекул воды: $2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-$.
- Если катион металла находится в ряду напряжений между алюминием и водородом, то на катоде одновременно восстанавливаются и ионы металла, и молекулы воды.
- Если катион металла находится в ряду напряжений после водорода, то на катоде идет только процесс восстановления катионов металла.
- Если в растворе одновременно находятся катионы нескольких металлов, то выделение их на катоде будет протекать в порядке увеличения их активности, т. е. справа налево в соответствии с положением в электрохимическом ряду напряжений металлов.

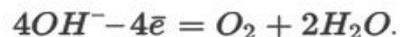
2. На аноде окисляется наиболее сильный восстановитель.

Процессы на аноде зависят от материала анода и от природы аниона:

- Если анод растворимый (железо, медь, цинк, серебро и др.), то независимо от природы аниона идёт окисление металла анода: $M^0 - n\bar{e} = M^{n+}$.
- Если анод нерастворимый, т. е. инертный (уголь, графит, платина, золото), то:
 - 1) При электролизе растворов солей бескислородных кислот, кроме фторидов, на аноде идет процесс окисления аниона;
 - 2) При электролизе растворов солей кислородсодержащих кислот и фторидов на аноде выделяется кислород O_2 вследствие окисления молекул воды:



Анион при этом не окисляется, оставаясь в растворе. При электролизе растворов щелочей происходит окисление гидроксид-ионов:



Установите соответствие между формулой соли и продуктом, образующимся на катоде при электролизе её водного раствора: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА СОЛИ

- А) CuCl_2
- Б) AgNO_3
- В) K_2S
- Г) NaBr

ПРОДУКТ НА КАТОДЕ

- 1) водород
- 2) кислород
- 3) металл
- 4) галоген
- 5) сера
- 6) азот

ege.sdangia.ru

Установите соответствие между формулой вещества и уравнением полуреакции, протекающей на катоде при электролизе водного раствора: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) H_2SO_4
- Б) K_2SO_4
- В) CuSO_4
- Г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

ПРОЦЕСС НА КАТОДЕ

- 1) $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$
- 2) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$
- 3) $\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$
- 4) $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
- 5) $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
- 6) $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$

ege.sdangia.ru

СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ!!!

