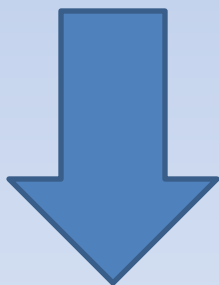
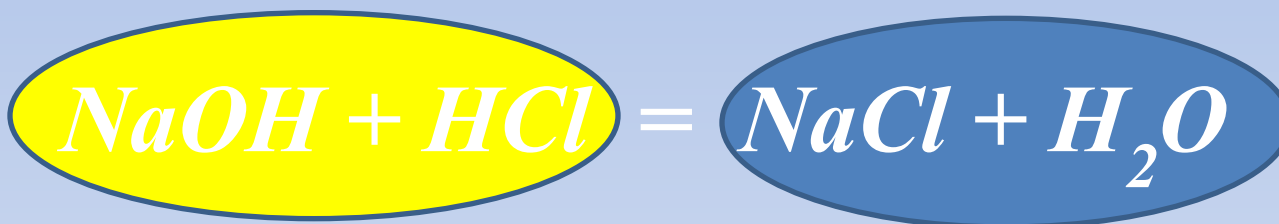
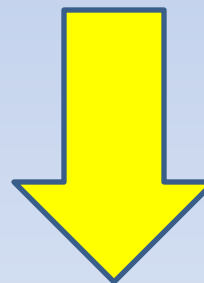


# **Химические реакции**

**Химическая реакция - превращение одних веществ (исходных соединений) в другие (продукты реакции) при неизменяемости ядер атомов**



**исходные  
соединения**



**продукты  
реакции**

# **ЯВЛЕНИЯ**

## **ФИЗИЧЕСКИЕ**

**Изменение состояния  
или формы вещества,  
которые не приводят к  
образованию новых  
веществ**

## **ХИМИЧЕСКИЕ**

**Превращения  
веществ, в  
результате которых  
образуются новые  
вещества**

# Энергия активации реакции

- При сближении реагирующих частиц вследствие одинакового знака зарядов электронных оболочек они отталкиваются.
- Если молекулы не обладают достаточной кинетической энергией, то они разлетаются в разные стороны.
- Только те частицы, которые обладают некоторым минимальным избыточным, относительно среднего, запасом энергии, при сближении преодолевают силы отталкивания.
- **Дополнительная энергия, которую должны иметь молекулы для вступления в химическую реакцию, называется энергией активации.**
- *Те частицы, которые обладают таким избыточным количеством энергии – энергией активации, - называются активными*

# Признаки химических реакций:

1. Изменение цвета;
2. Изменение запаха;
3. Выпадение (растворение) осадка;
4. Выделение газа;
5. Выделение (поглощение) теплоты



# Условия протекания химических реакций

1. Изменение температуры (нагревание/охлаждение).
2. Изменение давления (уменьшение/увеличение).
3. Соприкосновение, перемещение.
4. Измельчение.
5. Действие света, электрического тока.
6. Применение катализаторов и ингибиторов.

**Нормальные условия – н.у.:**

**Давление:  $p = 1 \text{ атм} = 101325 \text{ Па} (10^5 \text{ Па})$**

**Температура:  $T = 273,15 \text{ К} (0^\circ \text{ С})$**

# Алгоритм составления уравнений химических реакций

1. В левой части записываются формулы веществ, которые вступают в реакцию:



2. В правой части (после стрелки) – формулы веществ, которые получаются в результате реакции:



3. Затем с помощью коэффициентов уравнивается число атомов одинаковых химических элементов в правой и левой частях уравнения:



# Классификация химических реакций



# По числу и составу исходных веществ и продуктов реакции

Реакции соединения	Реакции разложения	Реакции замещения	Реакции обмена
Из нескольких веществ образуется одно новое вещество  <b><math>A + B = AB</math></b>	Из одного вещества образуется несколько новых веществ  <b><math>AB = A + B</math></b>	Атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе  <b><math>A + BC = AC + B</math></b>	Два сложных вещества обмениваются своими составными частями  <b><math>AB + CD = AD + CB</math></b>
$S + O_2 = SO_2$	$CaCO_3 \xrightarrow{\quad} CaO + CO_2$	$Zn + 2HCl =$ $= ZnCl_2 + H_2$	$NaOH + HCl =$ $= NaCl + H_2O$

# Реакция нейтрализации

Взаимодействие кислоты и основания с образованием соли и воды называется реакцией нейтрализации. Обычно подобные реакции протекают с выделением тепла.

Это - частный случай реакции обмена

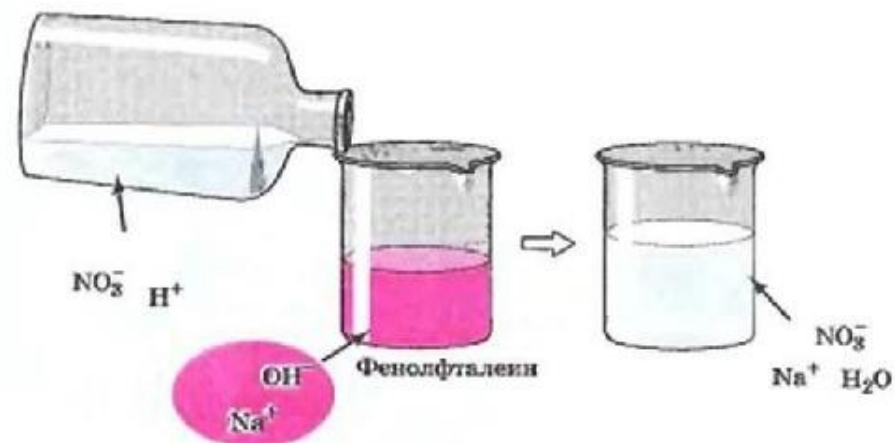
**Реакция нейтрализации –  
сильная кислота + сильное  
основание:**



# Точка эквивалентности

это момент окончания химической реакции, когда вещества прореагировали в эквивалентных количествах.

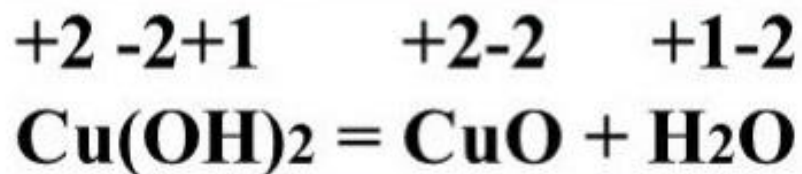
достижение точки эквивалентности фиксируют с помощью индикатора



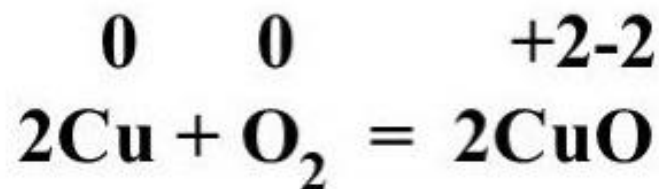
# По изменению степени окисления

**Химические  
реакции**

идущие без изменения  
степени окисления элементов

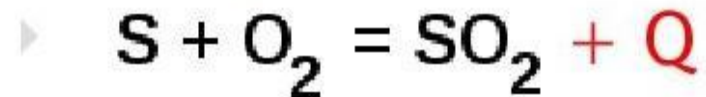


идущие с изменением  
степени окисления элементов  
**(ОВР)**



## По тепловому эффекту

**экзотермические** (выделение тепла)



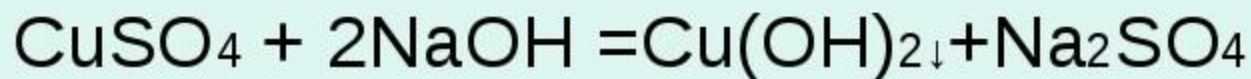
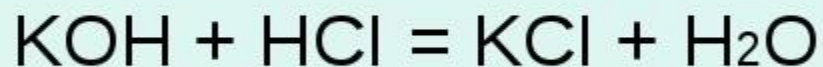
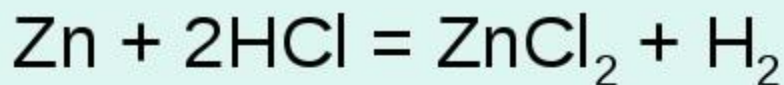
**эндотермические** (поглощение тепла)



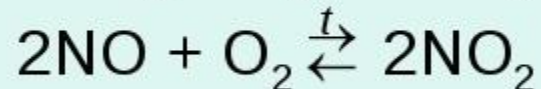
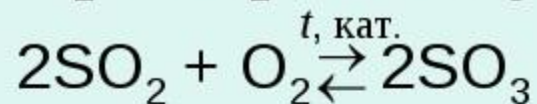
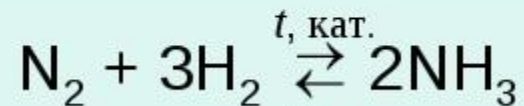
# по признаку обратимости

## Реакции

Необратимые



Обратимые



по фазовому составу:

**1) Гетерогенные реакции** – реакции, в которых реагирующие вещества и продукты реакции находятся в разных агрегатных состояниях



**2) Гомогенные реакции** – реакции, в которых реагирующие вещества и продукты реакции находятся в одном агрегатном состоянии





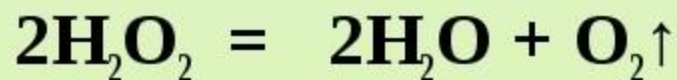
- **Некаталитические реакции** – реакции, идущие без участия катализатора:

t



- **Каталитические реакции** – реакции, идущие с участием катализатора:

**MnO<sub>2</sub>**



## *Скорость химической реакции -*

*это изменение концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени*



# Скорость гомогенной и гетерогенной реакций

## Скорость гомогенной реакции

определяется как изменение концентрации одного из веществ в единицу времени:

$$v_{\text{гомог}} = \frac{\Delta C}{\Delta t} \left[ \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л} \cdot \text{С}} \right],$$

если объем системы не меняется

## Скорость гетерогенной реакции

определяется как изменение количества вещества в единицу времени на единице поверхности:

$$v_{\text{гетерог}} = \frac{\Delta n}{\Delta t \cdot S} \left[ \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{С} \cdot \text{М}^2} \right],$$

где  $S$  — площадь поверхности соприкосновения веществ ( $\text{м}^2$ ,  $\text{см}^2$ ).

# Факторы, влияющие на скорость химической реакции

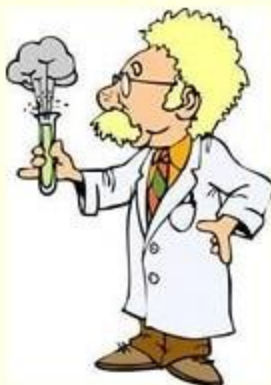
- природа реагирующих веществ
- температура
- концентрация реагирующих веществ
- наличие катализатора (ингибитора)
- площадь поверхности соприкосновения веществ
- давление



# *Зависимость скорости химической реакции от природы веществ*

Скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ. Под "природой веществ" понимают:

- тип химических связей в молекулах реагентов, прочность связей;
- строение кристаллической решетки и ее прочность;
- строение атома, прочность связывания внешних электронов



# Влияние температуры на скорость химической реакции

## *Правило Вант-Гоффа:*

- При увеличении температуры на каждые  $10^{\circ}$  скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раза

## Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Эту зависимость описывает закон действующих масс: скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ;

В случае реакции  $nA + mB \rightarrow C$  этой зависимости соответствует уравнение:

$$v = k \cdot [A]^n \cdot [B]^m$$

↑  
константа скорости реакции

## Константа скорости химической реакции

**Константа скорости  $k$**  – это такая скорость, когда концентрации реагирующих веществ равны 1 моль/л. Она **зависит** от природы реагирующих веществ и температуры, но **не зависит** от изменения концентрации участвующих в реакции веществ.

Чем **больше** константа скорости реакции, тем больше ее скорость по сравнению с другими реакциями при прочих равных условиях



# **Влияние катализаторов и ингибиторов на скорость химической реакции:**

**Катализаторы** - вещества, увеличивающие скорость химической реакции, но в конце реакции остающиеся неизменными как качественно, так и количественно. В обратимых реакциях увеличивают скорость как прямой, так и обратной реакции.

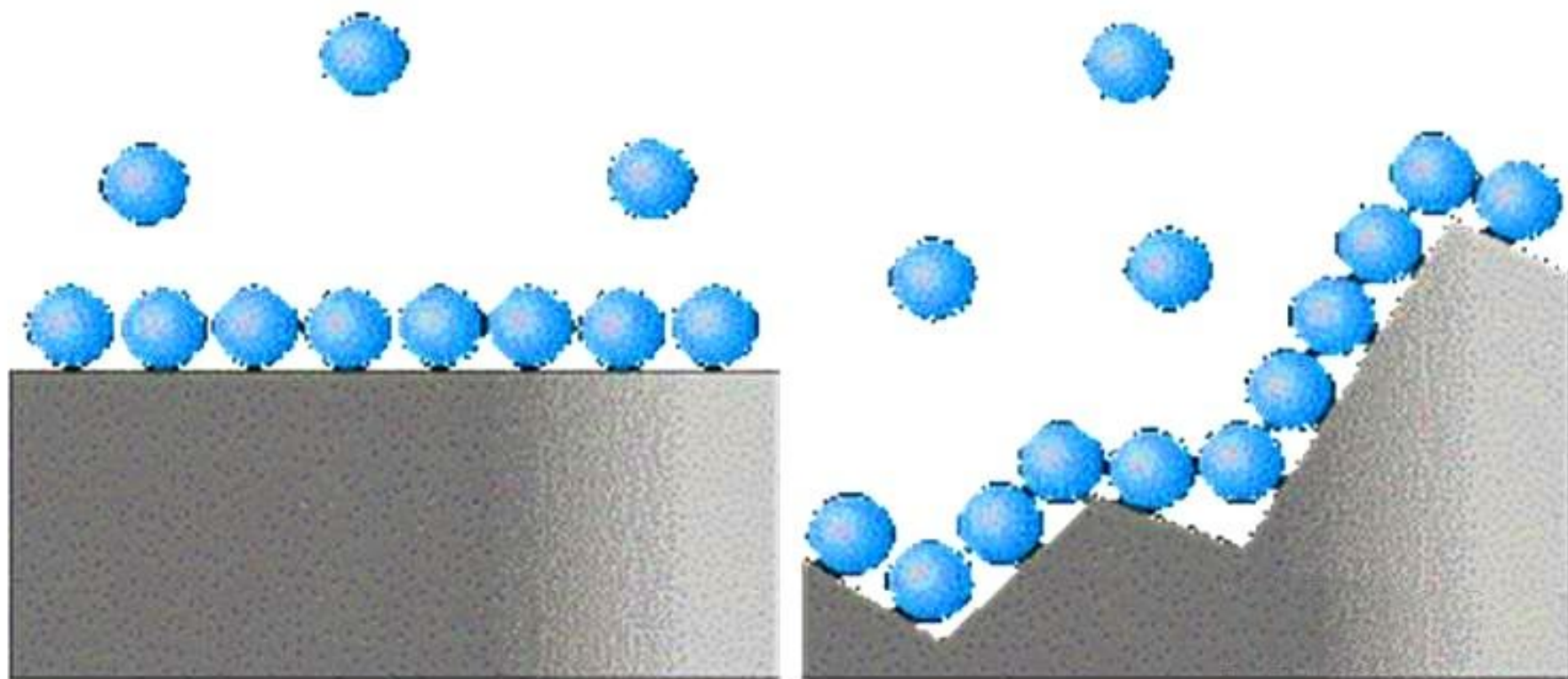
**Ингибиторы** - вещества, замедляющие скорость химической реакции, но в конце реакции остающиеся неизменными как качественно, так и количественно.

**Катализ** - изменение скорости химической реакции под действием катализатора

# Площадь соприкосновения

Скорость гетерогенной реакции *прямо пропорциональна* площади поверхности соприкосновения реагентов.

При измельчении и перемешивании увеличивается поверхность соприкосновения реагирующих веществ, при этом возрастает скорость реакции



# Влияние давления на скорость химической реакции

Если в реакции участвуют газообразные вещества, то повышение давления равносильно сжатию газа, т.е. увеличению его концентрации.

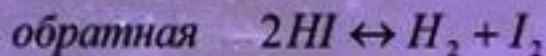
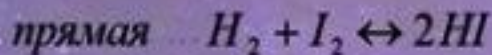
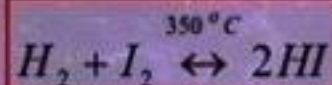
При увеличении концентрации газообразного компонента скорость реакции в соответствии с законом действующих масс возрастает.

При понижении давления газ расширяется, и его концентрация в системе падает, это вызывает уменьшение скорости реакции



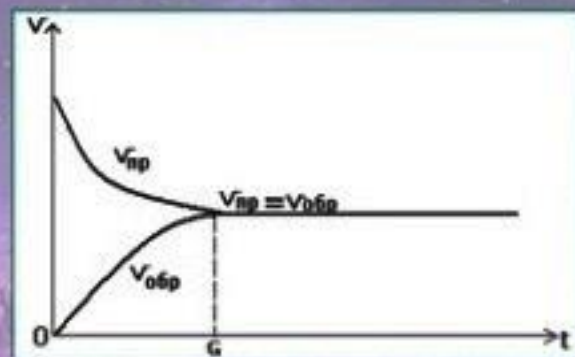
# Химическое равновесие

- Состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называется **химическим равновесием**



$$v_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [H_2] \cdot [I_2]$$

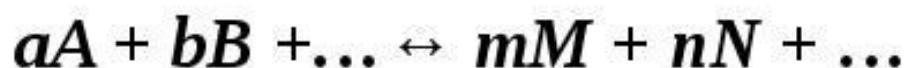
$$v_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [HI]^2$$



*Равновесными концентрациями*

**называются концентрации  
всех веществ системы,  
которые устанавливаются в  
ней при наступлении  
состояния химического  
равновесия**

- Количественной характеристикой химического равновесия является константа равновесия, которая может быть выражена через равновесные концентрации  $C$  реагирующих веществ.



$$K_c = \frac{C_M^m C_N^n}{C_A^a C_B^b}$$

- Величина константы равновесия зависит только от природы реагирующих веществ и температуры.
- физический смысл константы равновесия: она показывает, во сколько раз скорость прямой реакции больше скорости обратной при данной температуре и концентрациях всех реагирующих веществ, равных 1 моль/л

**Знание константы равновесия  
химической реакции позволяет**

**предсказать направление ее  
протекания:**

**$K > 1$  - равновесие сдвинуто вправо,**

**$K < 1$  – равновесие сдвинуто влево,**

**$K = 1$  - система находится в состоянии  
равновесия**

# Химическое равновесие



- В состоянии химического равновесия количественное соотношение между реагирующими веществами и продуктами реакции остается постоянным: *сколько молекул продукта реакции в единицу времени образуется, столько их и разлагается*. Это состояние сохраняется до тех пор, пока неизменными остаются *концентрация, температура и давление*.
- Многочисленные исследования показали, что смещение химического равновесия подчиняется правилу, названному **принципом Ле-Шателье**:  
*При изменении внешних условий химическое равновесие смещается в сторону той реакции (прямой или обратной), которая ослабляет это внешнее воздействие*



# **Факторы, влияющие на смещение химического равновесия**



**Изменение  
температуры**




**Изменение  
концентрации**



**Изменение  
давления**

## Смещение химического равновесия

№	Фактор, влияющий на смещение равновесия	Направление смещения равновесия
1	Концентрация $C$	при $\uparrow C$ одного из реагентов равновесие сдвигается в направлении образования продуктов реакции $\rightarrow$
		при $\uparrow C$ одного из продуктов реакции равновесие сдвигается в направлении образования реагентов $\leftarrow$
2	Давление $P^*$ (приводит к $\uparrow C$ )	при $\uparrow P$ равновесие сдвигается в направлении образования веществ (реагентов или продуктов) с меньшим объемом ( $\downarrow P$ )
		при $\downarrow P$ равновесие сдвигается в направлении образования веществ (реагентов или продуктов) с большим объемом ( $\uparrow P$ )
3	Температура $T$	при $\uparrow T$ химическое равновесие смещается в направлении эндотермической реакции
		при $\downarrow T$ – в направлении экзотермической реакции



**Введение катализатора не  
влияет на смещение  
равновесия, но ускоряет  
процесс достижения  
равновесия**

## **Обобщение и выводы**

- ✦ Химические реакции протекают с различными скоростями. Скорость химической реакции это изменение концентрации одного из реагирующих веществ за единицу времени.
- ✦ Скорость химической реакции зависит от температуры, концентрации, поверхности соприкосновения реагирующих веществ, природы реагирующих веществ, катализатора.
- ✦ В обратимых химических реакциях наступает динамическое химическое равновесие, когда скорости прямой и обратной реакции равны.
- ✦ Факторы влияющие на смещение химического равновесия – давление, температура, концентрация.
- ✦ Смещение химического равновесия происходит согласно принципа Ле-Шателье.