

«Новороссийский колледж строительства и экономики»  
(ГАПОУ КК «НКСЭ»)

# Скорость химических реакций . Химическое равновесие



**2016 г.**

Материал подготовлен кандидатом технических наук  
Кузьминой Ириной Викторовной





Я, Кузьмина Ирина  
Викторовна, кандидат  
технических наук с большим  
опытом преподавания в  
высшей школе и на  
подготовительных курсах.  
Много знаю, люблю свой  
предмет, обобщила полезную  
для Вас информацию по  
дисциплине **«Химия»**.



# Инструкция по использованию интерфейса



Справочная  
таблица  
Вернемся к  
опыту 2

Вернуться к содержанию

Переход к тому действию, о  
котором гласит надпись,  
выделенная вишневым или  
желтым цветом



Для выхода из программы  
нажмите «Esc» на клавиатуре



Кнопки для перемещения вперед и  
назад по материалу занятий





# Содержание

Инструкция по использованию интерфейса  
Скорость химических реакций. Основные постулаты  
формальной химической кинетики. Зависимость  
скорости реакции от различных факторов. Влияние  
концентрации на скорость реакций. Влияние  
температуры на скорость реакций. Влияние природы  
реагирующих веществ на скорость химических  
реакций. Влияние катализатора на скорость  
химических реакций. Приборы для демонстрации и  
изучения зависимости скорости химических реакций  
от различных условий. Химическое равновесие.  
Смещение химического равновесия при изменении  
внешних условий. Практическая (лабораторная)  
работа 6. «Изучение скорости взаимодействия  
металлов и их соединений с кислотами». Проверим,  
как Вы поняли и запомнили пройденный материал.  
Проверьте свои ответы.  
Использованные источники.

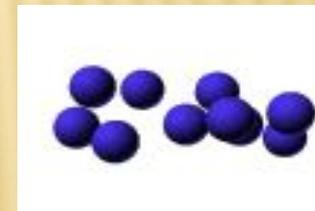


# Скорость химических реакций

Механизм и скорость реакций изучает **химическая кинетика**.

Средняя скорость гомогенной химической реакции ( $\omega$ ) определяется изменением количества какого-либо из веществ, участвующих в реакции, в единицу времени ( $\tau$ ) в единице объема (или изменением концентрации какого-либо вещества за единицу времени):

$$\omega = \frac{\Delta C, \text{ моль / л}}{\Delta \tau, \text{ сек}}$$



# Основные постулаты формальной химической кинетики

При изучении химических реакций **формальная химическая кинетика** основывается на двух основных положениях-постулатах.

Первый из них – **закон действующих масс.**

Скорость химической реакции пропорциональна концентрациям исходных веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении химической реакции.

Запишем химическую реакцию в общем виде



В соответствии с законом действующих масс

$$V = k c_{A_1}^{v_1} c_{A_2}^{v_2}$$

где  $k$  – константа скорости реакции



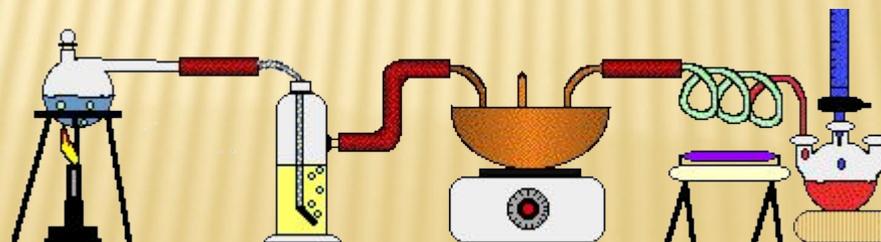
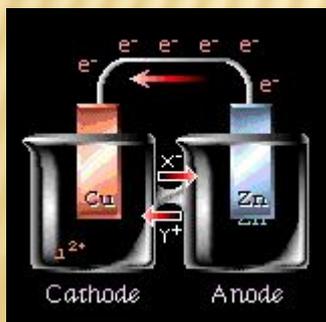
Физический смысл константы скорости реакции состоит в том, что она равна скорости химической реакции при концентрациях исходных веществ, равных единице. **Константа скорости** не зависит от концентрации реагирующих веществ. Если реакция протекает при постоянной температуре и других постоянных условиях, то константа скорости может служить критерием характеризующим реакцию, постоянным  во времени **Скорость реакции** в ходе процесса постоянно изменяется и не может служить для его характеристики.

Нужно отметить, что закон действующих масс справедлив только для элементарных химических реакций.



Второй постулат химической кинетики – ***закон независимости протекания химических реакции.***

В случае сложной химической реакции все элементарные химические реакции, которыми реализуется реальная химическая реакция, протекают независимо друг от друга, и скорость одной из них никак не влияет на скорости остальных (так как будто в реакционном сосуде протекает только одна элементарная химическая реакция).



# Зависимость скорости реакции от различных факторов



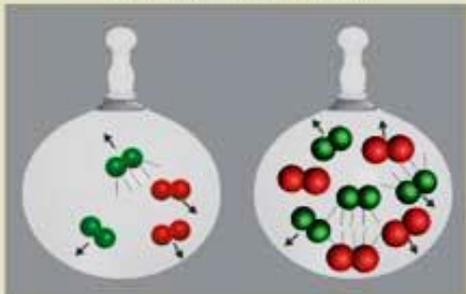
**Скорость реакции** зависит от многих факторов. На нее влияют: природа и концентрация реагентов, давление (для реакций с участием газов), температура, катализатор, примеси и их концентрации, степень измельчения (в реакциях с участием твердых веществ), среда (для реакций в растворах), форма сосуда (в цепных реакциях), интенсивность света (в фотохимических реакциях), потенциал электродов (в электрохимических реакциях), мощность дозы излучения (в радиационно-химических процессах). Лишь некоторые из факторов, действующие на скорость реакции, одновременно оказывают влияние на химическое равновесие.

Основными параметрами, которые приходится учитывать при изучении кинетики процессов, являются концентрации (давления) реагентов, температура и действие катализатора.



# ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ УСЛОВИЙ

## Концентрация



Частота столкновений частиц

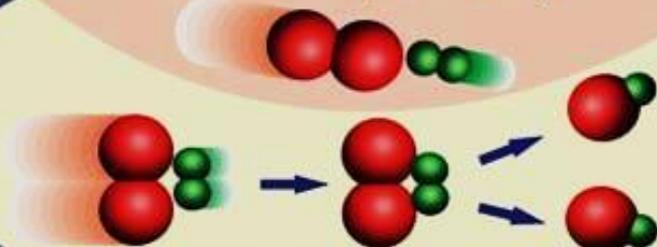
## Температура

Без нагревания      При нагревании



Изменение при нагревании

## НЕЭФФЕКТИВНАЯ ОРИЕНТАЦИЯ ЧАСТИЦ



## ЭФФЕКТИВНАЯ ОРИЕНТАЦИЯ

## Площадь соприкосновения реагирующих веществ

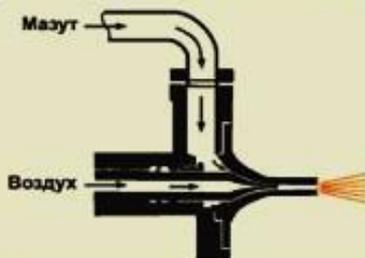


Схема действия форсунки  
для сжигания мазута

## Природа реагирующих веществ



Взрыв

Горение

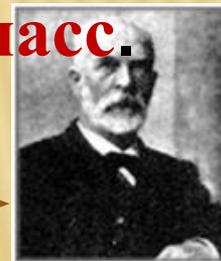


# Влияние концентрации на скорость реакций



**Бекетов** Николай Николаевич – русский химик, один из основоположников физической химии

Первая попытка установить связь между скоростью реакций и концентрацией реагентов была сделана Бекетовым в 1865 г. Более строго эту закономерность установили в 1867 г. скандинавские ученые  Гюльдберг и Вааге. Уравнение, связывающее скорость реакции с концентрациями реагентов, называется уравнением скорости, или кинетическим уравнением и выражает **закон действующих масс.**



**Гюльдберг** Като Максимилиан – норвежский физико-химик и математик

**Вааге** Петер – норвежский физико-химик и минералог





**Гульдберг Като**  
Максимилиан



**Вааге Петер**

**Закон действующих масс.** Основным законом химической кинетики является открытый в 1864–1867 гг. Гульдбергом и Вааге (Норвегия) **закон действующих масс**, согласно которому **скорость элементарной реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам.** Такая зависимость скорости реакции от концентрации обусловлена тем, что вероятность столкновения молекул и, следовательно, их взаимодействия, пропорциональна произведению концентраций реагентов.



Рассмотрим в общем виде одностадийную обратимую реакцию, протекающую в гомогенной среде



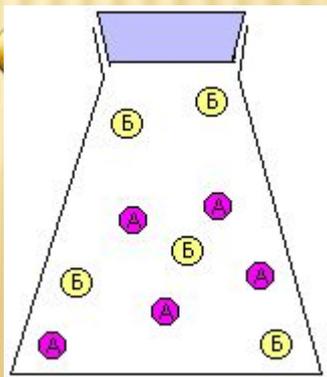
Предположим, что в закрытом сосуде приведены в соприкосновение вещества А и В. Скорость взаимодействия этих веществ согласно закону действия масс выразится соотношением

$$\omega_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} [A][B],$$

где  $k_{\text{пр}}$  – коэффициент пропорциональности – **константа скорости** прямой реакции;

$\omega_{\text{пр}}$  – **скорость** прямой реакции;

$[A]$ ,  $[B]$  – равновесные концентрации веществ А и В.

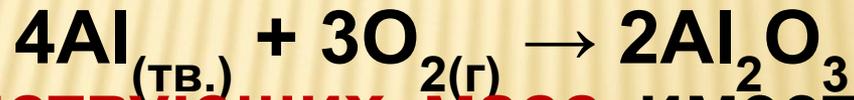


Выражение зависимости скорости реакции от концентрации называют **кинетическим уравнением**. Как только образуются молекулы АВ, начнется обратная реакция со скоростью

$$\omega_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} [\text{AB}],$$

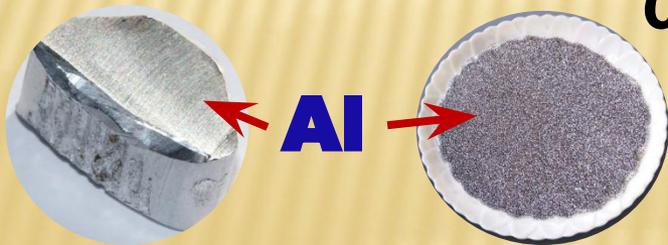
где  $k_{\text{обр}}$  – константа скорости обратной реакции.

Если же реакция протекает **в гетерогенной системе**, то скорость ее не зависит от концентрации твердого вещества, т. к. концентрация его постоянна, поэтому твердое вещество не входит в уравнение закона действующих масс. Например для гетерогенной реакции окисления алюминия:

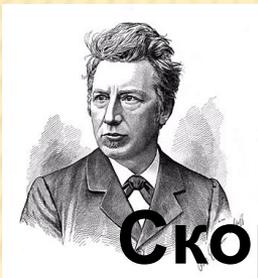


**Закон действующих масс** имеет следующее выражение:

$$\omega = k[\text{O}_2]^3$$



# Влияние температуры на скорость реакций



Якоб Хендрик Вант-Гофф (в 1901 г. стал первым лауреатом Нобелевской премии по химии)

Скорость химической реакции возрастает при увеличении температуры. Зависимость скорости реакции от температуры выражает **правило Вант-Гоффа**: при повышении температуры на каждые  $10^\circ$  скорость реакции увеличивается в 2 – 4 раза.

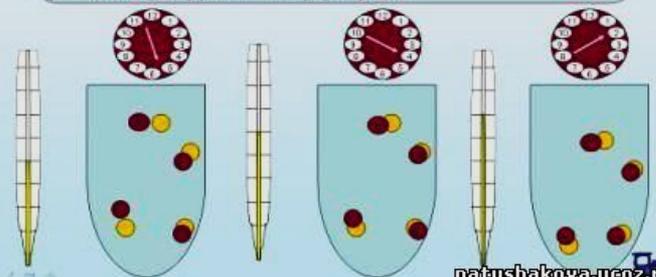
Эта величина называется **температурным коэффициентом ( $\gamma$ )**.

Температура

При повышении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции возрастает в 2 – 4 раза (правило Вант-Гоффа).

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$V_{t_2}$ ,  $V_{t_1}$  – скорость при температурах  $t_2$  и  $t_1$ .  
 $\gamma$  – температурный коэффициент.



natushakova.ucoz.ru

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$$

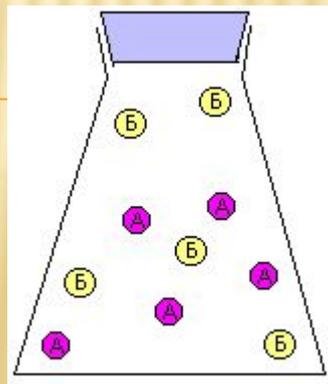
или

$$\omega_2 = \omega_1 \times \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}$$



# Влияние природы реагирующих веществ на скорость химических реакций

Вещества с ионной и сильно полярной связью взаимодействуют друг с другом с бóльшими скоростями, чем соединения с малополярной и неполярной связью, поэтому реакции между органическими веществами (которые построены по типу малополярных и неполярных связей) протекают более медленно, чем между неорганическими (которые построены по типу ионных и полярных связей).

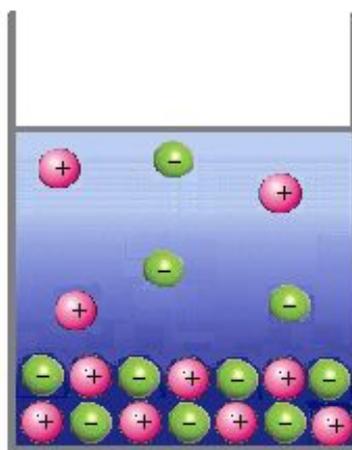


Электролиты		Неэлектролиты	
Ионная связь	Ковалентная сильнополярная связь	Ковалентная слабополярная связь	Ковалентная неполярная связь
NaCl Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HCl H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	N <sub>2</sub> O <sub>2</sub>

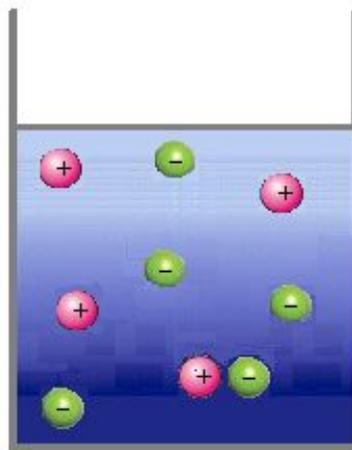
## Состояние сильных и слабых электролитов в растворе

### Сильные электролиты

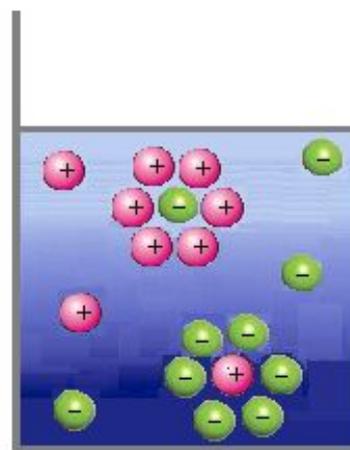
### Слабый электролит



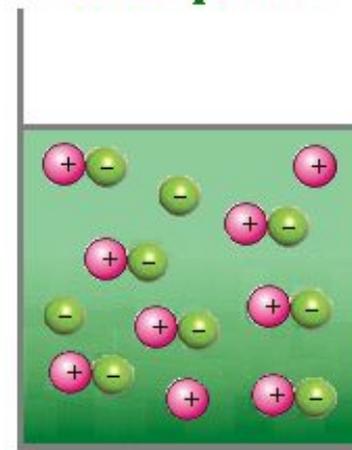
малорастворимый  
электролит



хорошо растворимый  
электролит  
(разбавленный  
раствор)



хорошо растворимый  
электролит  
(концентрированный  
раствор)



# Влияние катализатора на скорость химических реакций

**Катализатор** – это вещество, сильно изменяющее скорость химической реакции (однако введение катализатора не изменяет равновесие в системе), но в результате реакции остающееся химически неизменным.

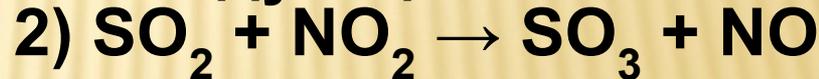
Различают **гомогенный** и **гетерогенный** катализ. В первом случае катализатор и реагирующие вещества находятся в одинаковом агрегатном состоянии (образуют одну фазу), во втором – в разных агрегатных состояниях (фазах).



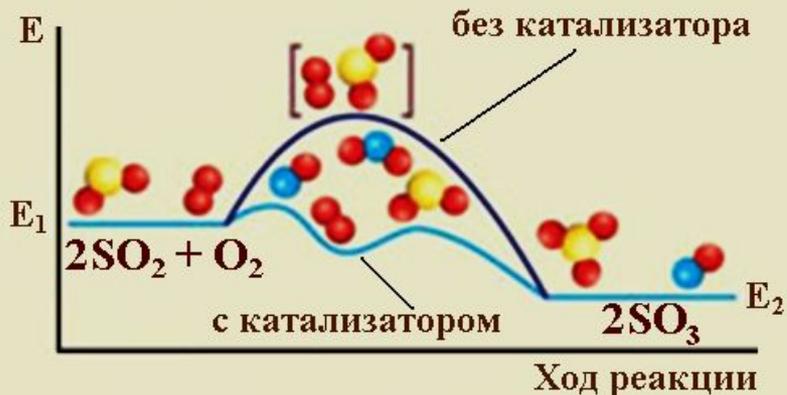
Для объяснения каталитического действия при **гомогенном катализе** выдвинута гипотеза об образовании промежуточных продуктов с участием катализатора. В отсутствие катализатора **К** вещества **А** и **В** практически не взаимодействуют или взаимодействуют медленно. В присутствии катализатора реакция проходит через следующие стадии:



Каждая из этих стадий протекает значительно быстрее, чем взаимодействие **А** с **В**. Так, окисление оксида серы (IV)  $SO_2$  в оксид серы (VI)  $SO_3$  значительно ускоряется в присутствии оксида азота (II)  $NO$ . Процесс протекает по следующей схеме:



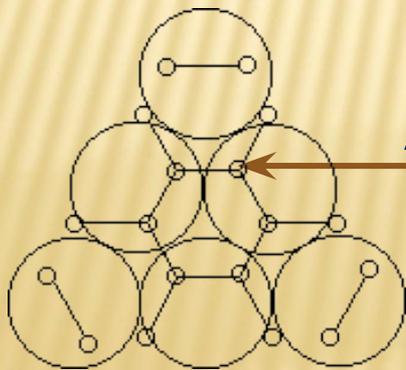
Энергетическая схема реакции



← **Пример гомогенного катализа**



При **гетерогенном** катализе согласно адсорбционной теории катализа реагирующие вещества адсорбируются на поверхности катализатора, в результате чего происходит их активация. Активация, т. е. повышение реакционной способности адсорбированных молекул, является результатом ослабления в них химических связей, некоторой деформации, увеличения расстояния между атомами, а иногда и диссоциации молекул на атомы под действием так называемых **активных центров** поверхности гетерогенного катализатора.



Активные центры гетерогенного катализатора



**Установка для изучения скорости галогенного обмена** →



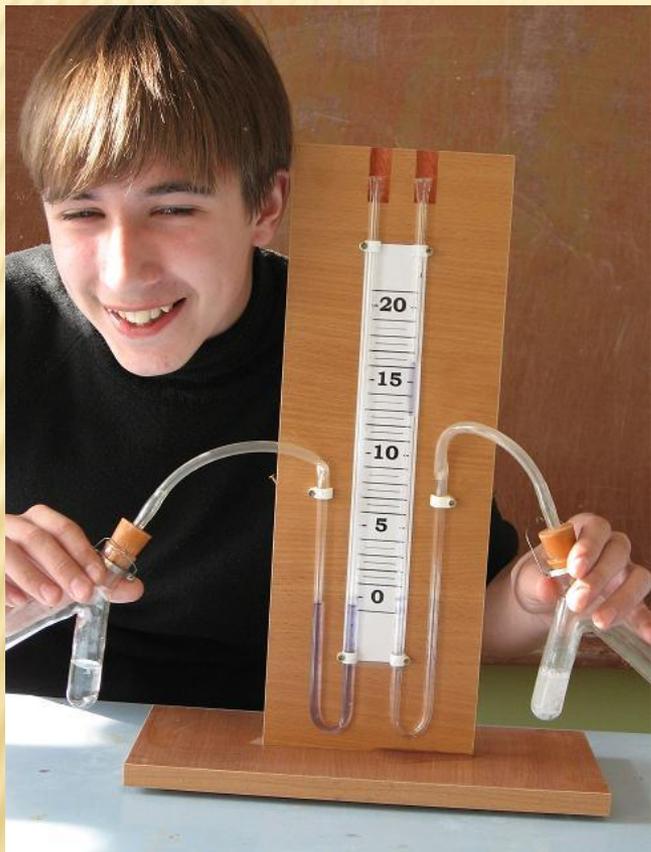
**Приборы для демонстрации и изучения зависимости скорости химических реакций от различных условий**



← **Установка для изучения кинетики инверсии сахарозы**



# Прибор для демонстрации зависимости скорости химических реакций от различных условий



Прибор позволяет выявить влияние на скорость химической реакции следующих факторов:

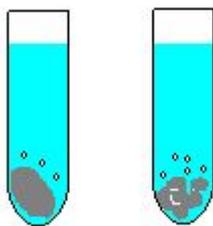
- природы реагирующих веществ;
- концентрации;
- площади соприкосновения реагирующих веществ;
- температуры;
- катализатора;
- ингибитора.



# Принцип работы прибора для демонстрации зависимости скорости химических реакций от различных условий



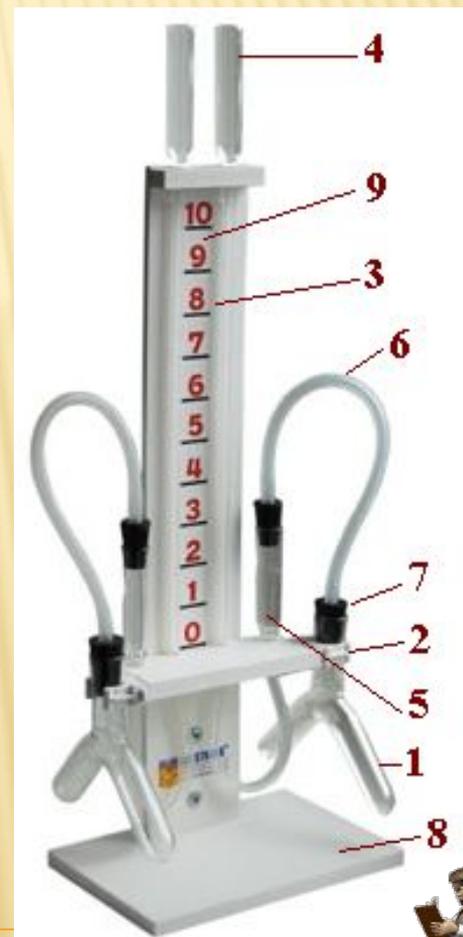
Принцип работы прибора состоит во взаимодействии твердой фазы (гранул цинка) и жидкой (раствора кислоты) в сосудах Ландольта, в результате чего выделяется газ, который по пластиковым трубкам поступает в манометрические трубки, давит на окрашенную жидкость и вызывает ее подъем. О различной скорости химической реакции в двух сосудах Ландольта судят по разности уровней жидкости в манометрических трубках.



Масса цинка в обеих пробирках одинакова



Прибор состоит из двух сосудов Ландольта (1), связанных с поворотным устройством (2), двух силиконовых трубок (3) с двумя стеклянными воронками вверху и двумя внизу. Верхние воронки (4) предотвращают выброс жидкости из трубок в случае очень быстрого ее подъема; нижние (5) служат резервуаром для окрашенной жидкости при заполнении трубок по всей длине шкалы. Манометрические трубки и сосуды Ландольта соединяются силиконовыми трубками (6) с резиновыми пробками на концах (7). Прибор смонтирован на платформе (8) с оцифрованной шкалой (9).

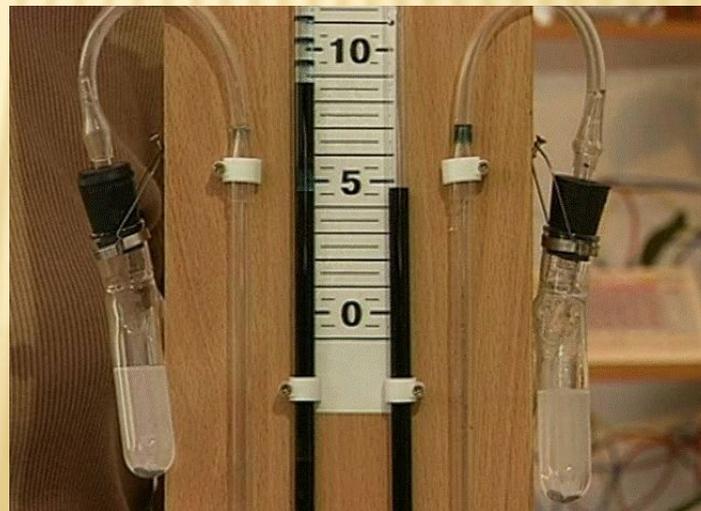


# Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций

Проводим в одинаковых условиях реакции цинка с растворами серной кислоты различной концентрации. Скорость реакции определяем по скорости выделения водорода. В сосуде, где концентрация кислоты более высокая, скорость выделения водорода оказывается выше.



ЦИНК

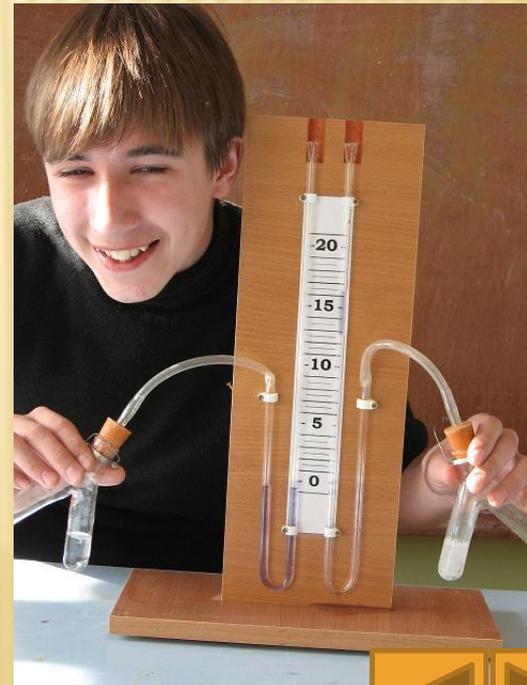


# Влияние природы реагирующих веществ на скорость химических реакций

Проведем в одинаковых условиях реакции с цинком двух разных кислот: уксусной и серной. Газ интенсивнее выделяется в сосуде с серной кислотой, здесь реакция идет значительно быстрее.

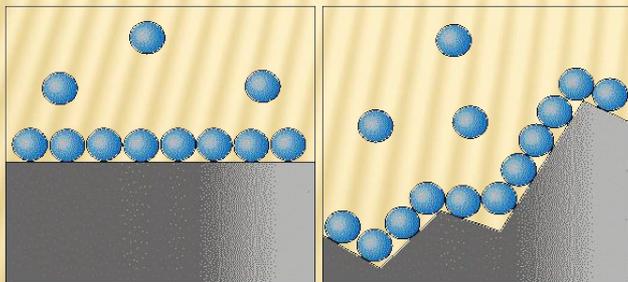


Цинк



# Влияние размеров поверхности соприкосновения реагирующих веществ на скорость химических реакций

Проведем в одинаковых условиях две одинаковые реакции цинка с раствором серной кислоты. Отличаться реакции будут только величиной поверхности гранул цинка: в одной из пробирок плоские гранулы цинка, в другой - обычные. В сосуде с плоскими гранулами водорода выделяется больше, то есть реакция идет быстрее.



Масса цинка в обеих пробирках одинакова

Скорость гетерогенной реакции прямо пропорциональна площади поверхности соприкосновения реагентов



# Влияние катализаторов на скорость химических реакций

Пероксид водорода медленно разлагается на кислород и воду. По объему выделившегося кислорода можно судить о скорости процесса. Диоксид марганца значительно ускоряет реакцию, диоксид марганца – катализатор реакции разложения пероксида водорода.



$MnO_2$



# Определение скорости движения молекул и распределение Максвелла-Больцмана



С помощью данного прибора можно изучать:

- кинетическую теорию газов;
- влияние температуры на скорость реакции;
- кинетическую энергию;
- среднюю скорость протекания реакции;
- распределение по скоростям.

Принцип работы установки. Посредством аппарата предназначенного для изучения кинетической теории газов моделируется движение газовых молекул. При этом их скорость определяется исходя из расстояния выстрела стеклянных шаров. Получаемое распределение - полностью совпадает с теоретическим уравнением Максвелла.



# Химическое равновесие

Большинство химических реакций обратимы, т. к. они протекают в прямом и обратном направлениях:



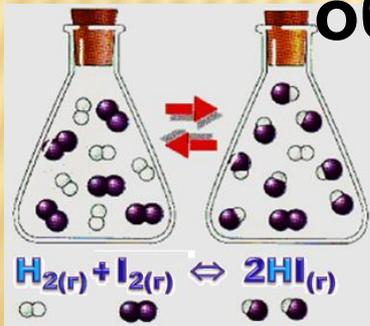
В соответствии с законом действующих масс скорость прямой реакции выражается уравнением:

$$\omega_{\text{пр}} = k_1 \times [\text{H}_2] \times [\text{I}_2].$$

Скорость обратной реакции:

$$\omega_{\text{обр}} = k_2 \times [\text{HI}]^2,$$

где  $[\text{H}_2]$ ,  $[\text{I}_2]$ ,  $[\text{HI}]$  – равновесные молярные концентрации  $\text{H}_2$ ,  $\text{I}_2$  и  $\text{HI}$ , соответственно;  
 $k_1$  и  $k_2$  – константа скорости прямой и обратной реакции, соответственно



В ходе процесса скорость прямой реакции уменьшается, а скорость обратной – увеличивается до тех пор, пока  $\omega_{\text{пр}} = \omega_{\text{обр}}$ . В системе наступает равновесие.

Установившееся **равновесие** является **динамическим (подвижным)**, то есть прямая и обратная реакции не прекращаются, а идут с одинаковыми скоростями.



пары иода



Поскольку при равновесии скорости прямой и обратной реакции равны,

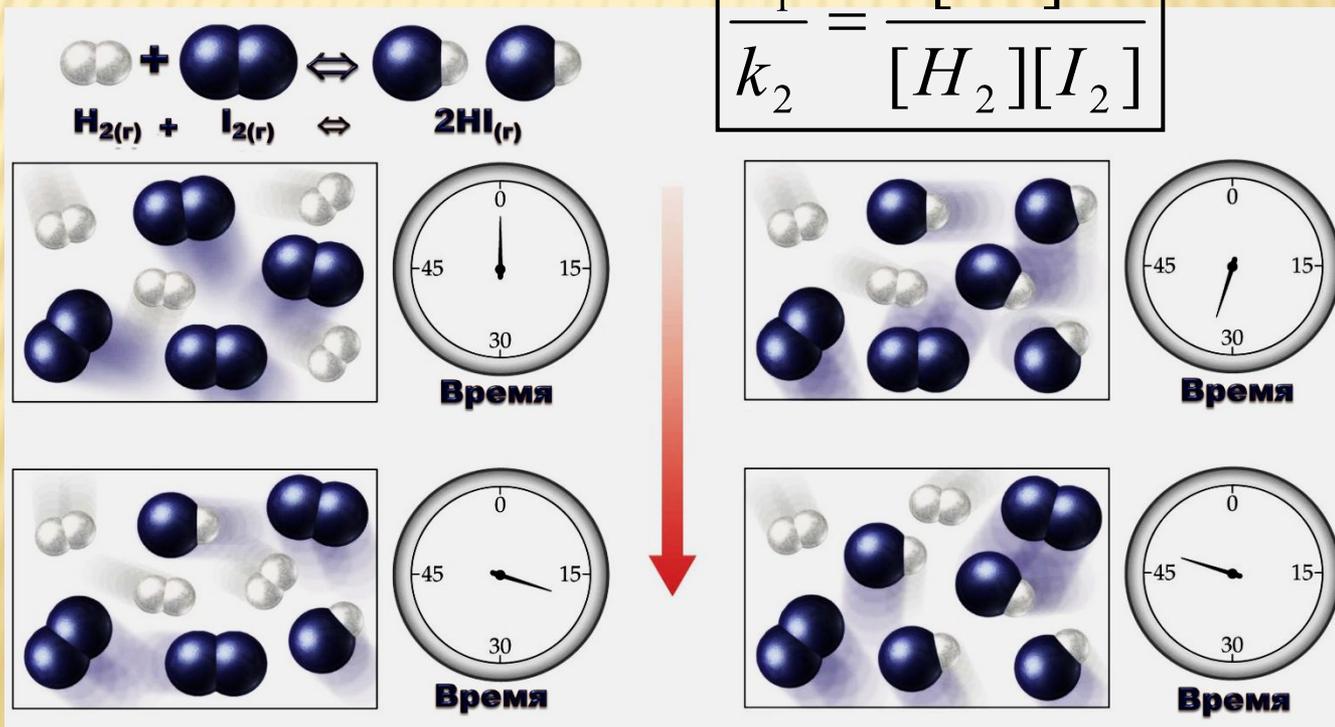
$$\omega_{\text{пр}} = \omega_{\text{обр}},$$

то и

$$k_1 \times [H_2] \times [I_2] = k_2 [HI]^2.$$

Разделим переменные и постоянные величины:

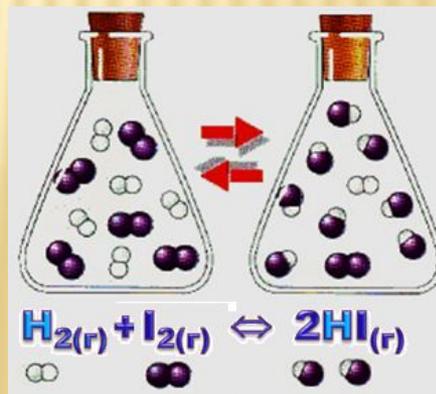
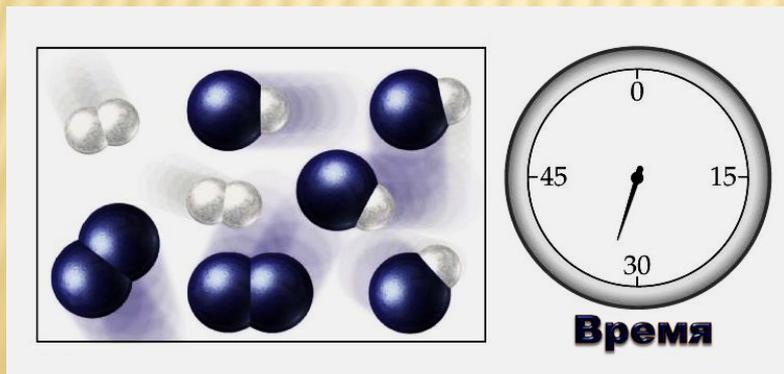
$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$



Частное от деления констант скоростей прямой ( $k_1$ ) и обратной ( $k_2$ ) реакций является величиной постоянной, называется **константой химического равновесия** и обозначается  $K_{\text{равн.}}$

$$K_{\text{равн.}} = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

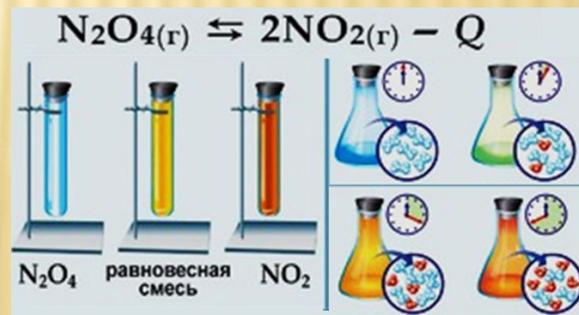
Величина  $K_{\text{равн}}$  **зависит от** природы реагирующих веществ и от температуры, но **не зависит от** концентраций реагентов и давления в системе (если оно не очень велико).



# Смещение химического равновесия при изменении внешних условий

Под смещением химического равновесия понимают такой процесс, который изменяет соотношение концентраций веществ, участвующих в химической реакции.

Направление смещение химического равновесия можно определить с помощью **принципа Ле-Шателье**: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие (изменяется давление, температура, концентрация реагирующих веществ), то в системе происходят процессы, направленные на уменьшение внешнего воздействия.

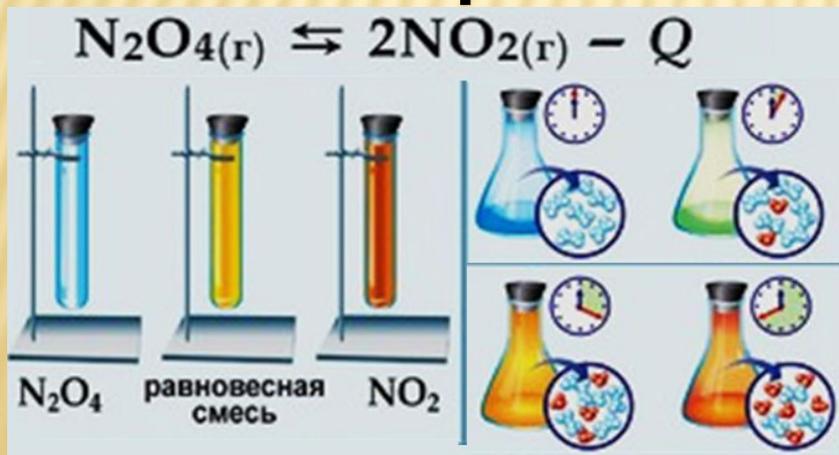


Анри Луи Ле Шателье



При увеличении **температуры** равновесие смещается в сторону эндотермической реакции и, наоборот, при уменьшении температуры – в сторону экзотермической.

При увеличении **давления** в реакционной системе равновесие сместится в сторону образования меньшего числа молей газообразных веществ, так как они создают меньшее давление и наоборот. Если реакция протекает без изменения числа молей газообразных веществ, изменение давления на положение равновесия не влияет.

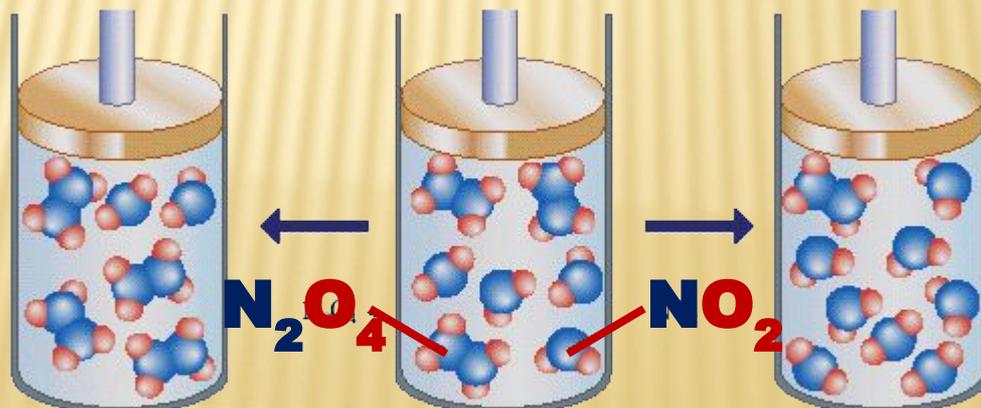


При увеличении концентрации исходных веществ равновесие системы смещается вправо, в сторону образования конечных продуктов, а при увеличении концентрации продуктов реакции – влево.

При введении катализатора или его замене положение равновесия не меняется, так как катализатор изменяет энергию активации прямой и обратной реакции на одну и ту же величину, то есть скорость прямой и обратной реакции изменится в одинаковое число раз. Равновесие будет достигнуто быстрее, но при тех же равновесных концентрациях.



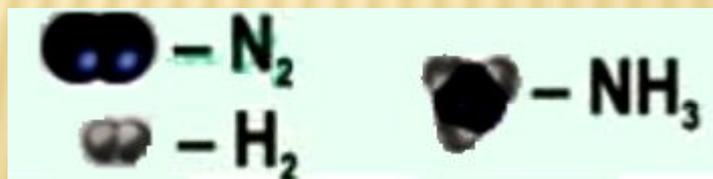
РАВНОВЕСИЕ В СМЕСИ  $\text{N}_2\text{O}_4$  И  $\text{NO}_2$



Например, в равновесной химической реакции получения аммиака



или



**1.** При увеличении **концентрации** водорода или азота равновесие системы сместится в сторону образования аммиака (вправо), концентрация аммиака увеличится (увеличится выход продукта). При уменьшении **концентрации** аммиака равновесие также сместится вправо.



**2.** При увеличении **давления** в системе равновесие сместится вправо, т. к. исходные вещества занимают **большой объем**, чем продукты (реакция протекает с уменьшением числа молей газообразных веществ).  
Переход части молекул  $N_2$  и  $H_2$  в  $NH_3$  несколько уменьшит давление в системе.



**3.** При увеличении **температуры** в этой же равновесной системе происходит смещение равновесия влево. Процесс разложения аммиака эндотермический, поэтому смещение равновесия влево снизит температуру реакционной смеси.

**4.** Введение в систему **катализатора** – губчатого железа, содержащего оксид калия, приводит к более быстрому достижению равновесия, но при тех же равновесных концентрациях аммиака, азота и водорода.

**Температура T**

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$$

**+ Q** – экзотермический процесс



$$2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2 - Q$$

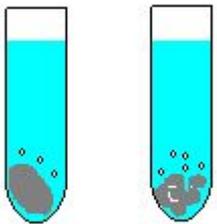
**-Q** – эндотермический процесс

При повышении температуры равновесие смещается в сторону **эндотермического** процесса

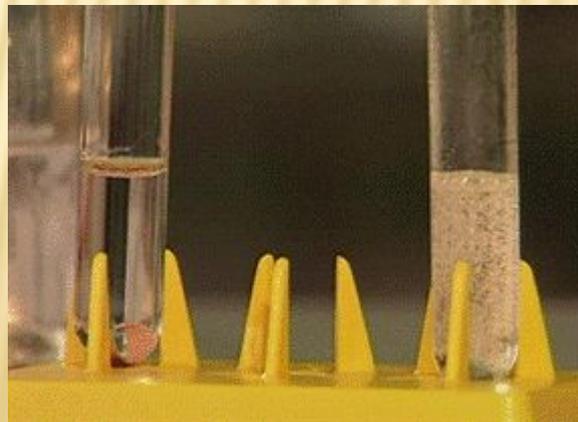




# Практическая (лабораторная) работа 6 «Изучение скорости взаимодействия металлов и их соединений с кислотами»

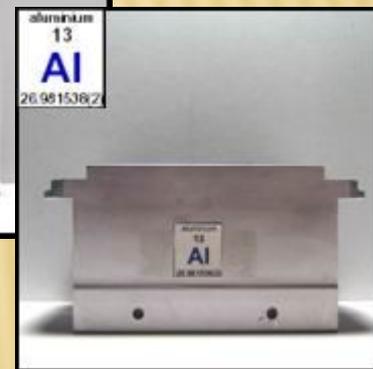
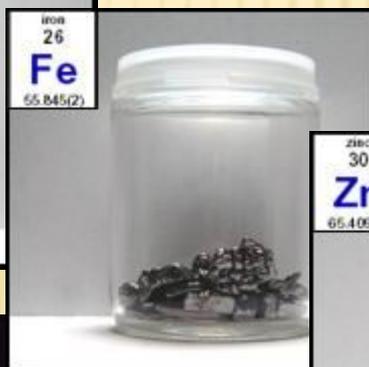
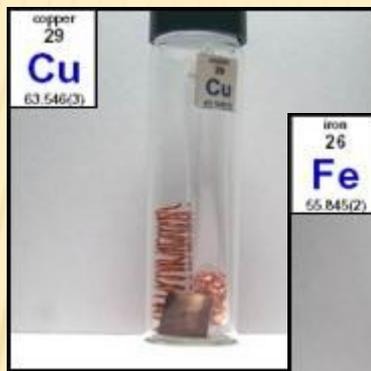


Масса цинка в обеих пробирках  
одинакова



**Цель** – познакомиться с закономерностями взаимодействия металлов с кислотами.

**Приборы и реактивы:** химическая посуда, цинк, алюминий, железо (или другие металлы),  $H_2SO_4$ ,  $HCl$ .







$\text{H}_2$

$\text{H}_2\text{SO}_4$

$\text{Al}$





$2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}^0_2$	21	восстановление, $\text{H}^+$ – окислитель
$\text{Fe}^0 - 2\bar{e} = \text{Fe}^{+2}$	21	окисление, $\text{Fe}^0$ – восстановитель



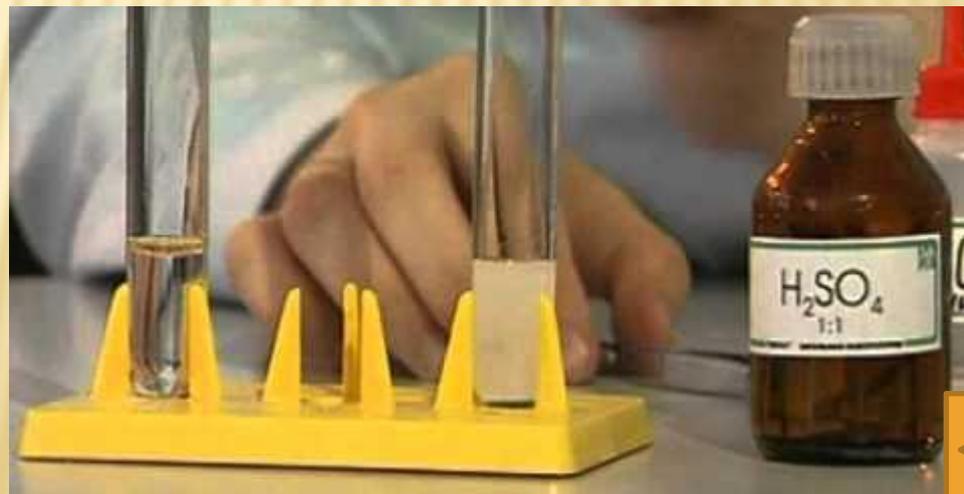
**Наблюдаемый эффект:** выделился газ (при нагревании интенсивность выделения газа больше, чем при комнатной температуре).

**Признак реакции** – выделение газа.

**Условие протекания** – добавление растворителя.

**Тип реакции** – реакция замещения; протекает с изменением степени окисления, межмолекулярная; гетерогенная, необратимая реакция.

**Вывод:** При нагревании скорость реакции увеличилась.





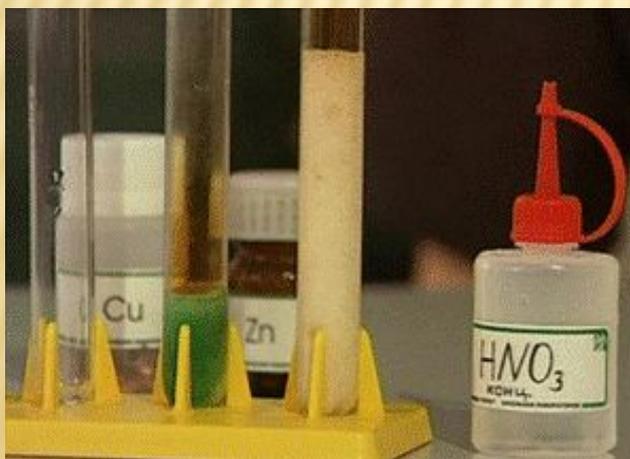
а

б

в

**Взаимодействие металлов с кислотами: а – алюминий; б – цинк; в – никель**

**Взаимодействие металлов с соляной кислотой**



# Практическая работа № 6

**Задача 1.** В процессе химической реакции  $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$  концентрация оксида азота (II) за 10 сек уменьшилась от 0,5 моль/дм<sup>3</sup> до 0,3 моль/дм<sup>3</sup>. Определить среднюю скорость этой реакции, измеренную по кислороду.

*Дано*

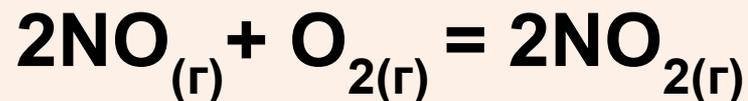
$$\tau = 10 \text{ с}$$

$$C_1(\text{NO}) = 0,5 \text{ моль/дм}^3$$

$$C_2(\text{NO}) = 0,3 \text{ моль/дм}^3$$

$$\omega(\text{O}_2) = ?$$

*Решение*



$$\omega = \pm \frac{\Delta C, \text{ моль / л}}{\Delta \tau, \text{ сек}}$$

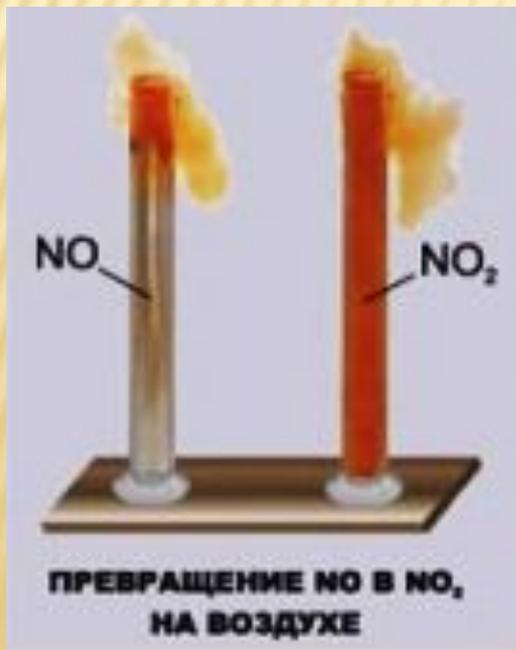


**Скорость реакции, измеренную по NO можно определить следующим образом:**

$$\omega_{NO} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau} = \frac{0,5 - 0,3}{10} = 0,02 \frac{\text{моль}}{\text{дм}^3 \times \text{с}}$$

**В процессе этой реакции 0,2 моль NO прореагировало с 0,1 молекул кислорода. Следовательно, средняя скорость этой реакции, измеренная по кислороду, составит:**

$$\omega_{O_2} = \frac{0,1}{10} = 0,01 \frac{\text{моль}}{\text{дм}^3 \times \text{с}}$$



**Задача 2.** Во сколько раз изменится скорость прямой реакции  $A_{(г)} + 2B_{(г)} \rightleftharpoons AB_{2(г)}$  при увеличении давления в 2 раза?

<i>Дано</i>	<i>Решение</i>
$P = 2P_0$	<b>Закон действия масс:</b> скорость элементарной реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам.
$\frac{\omega}{\omega_0} = ?$	



Для одностадийной обратимой реакции, протекающую в гомогенной среде



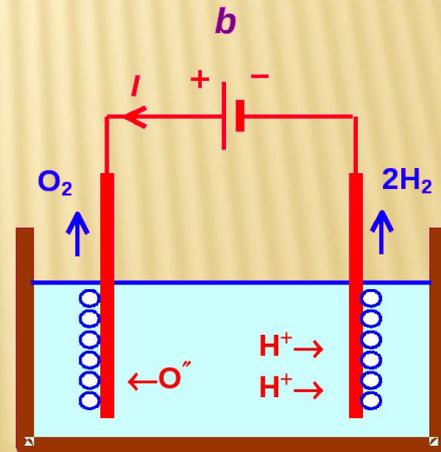
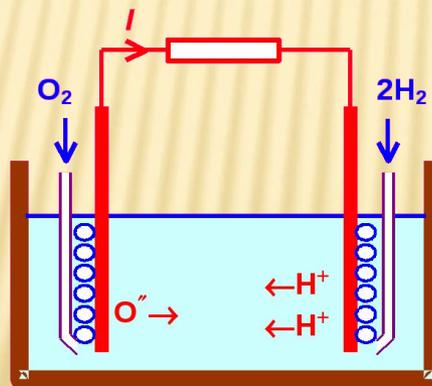
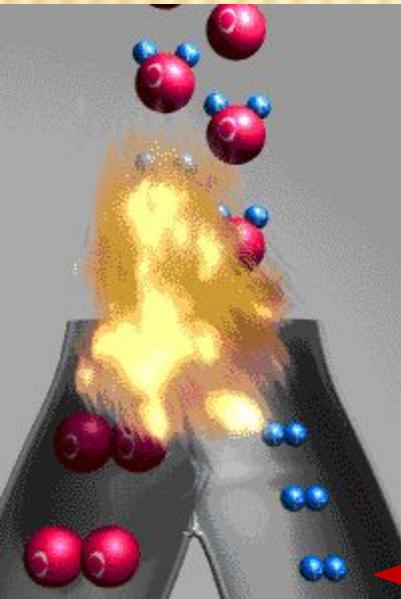
скорость взаимодействия веществ согласно закону действия масс выразится соотношением:

$$\vec{\omega} = \vec{k} [A][B]^2$$

$\vec{k}$

– коэффициент пропорциональности – **константа скорости** прямой реакции,

[A] и [B] – равновесные молярные концентрации A и B.



В общем виде концентрацию обозначают буквой **C**.  $C = \frac{\nu}{V}$

– концентрация любого реагента. Для идеального газа (условно при обычных условиях все газы приравнивают к идеальным) применимо уравнение Клапейрона-Менделеева:

$$PV = \nu RT.$$

Поэтому можно записать:  $C = \frac{\nu}{V} = \frac{P}{RT}$ .

$$\vec{\omega} = \vec{k} [A][B]^2$$

До увеличения давления скорость реакции:

$$\vec{\omega}_0 = \vec{k} \times \left[ \frac{P_0(A)}{RT} \right] \times \left[ \frac{P_0(B)}{RT} \right]^2$$

После увеличения давления в 2 раза скорость реакции:

$$\vec{\omega} = \vec{k} \times \left[ \frac{2P_0(A)}{RT} \right] \times \left[ \frac{2P_0(B)}{RT} \right]^2$$



$$\frac{\vec{\omega}}{\vec{\omega}_0} = \frac{\vec{k} \times \left[ \frac{2P_0(A)}{RT} \right] \times \left[ \frac{2P_0(B)}{RT} \right]^2}{\vec{k} \times \left[ \frac{P_0(A)}{RT} \right] \times \left[ \frac{P_0(B)}{RT} \right]^2} = 2^3 = 8$$

**Ответ:** в замкнутой системе при постоянной температуре при увеличении давления в 2 раза скорости прямой реакции увеличится в 8 раз.



**Задача 3.** Окисление серы и его диоксида протекают по уравнениям: а)  $S_{(к)} + O_{2(г)} = SO_{2(г)}$ ; б)  $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2SO_{3(г)}$ . Как изменится скорость этих реакций, если объем каждой из систем уменьшить в 4 раза?

Дано

$$V = \frac{1}{4} V_0$$

$$\frac{\omega}{\omega_0} = ?$$

Решение



Согласно закону действия масс,  $\omega = k \times [O_2]$ . В общем виде концентрация выражается формулой:

$$C = \frac{\nu}{V}$$

До сжатия реакционной системы скорость этой реакции:

$$\omega_0 = k \times \left[ \frac{\nu(O_2)}{V_0} \right]$$

После сжатия, то есть при уменьшении объема в 4 раза, скорость этой реакции:



Серa



$$\omega = k \times \frac{\nu(O_2)}{V} = k \times \left[ \frac{\nu(O_2)}{\frac{1}{4}V_0} \right].$$

$$\frac{\omega}{\omega_0} = \frac{k \times \left[ \frac{\nu(O_2)}{\frac{1}{4}V_0} \right]}{k \times \left[ \frac{\nu(O_2)}{V_0} \right]} = 4$$

**Ответ:** при уменьшении объема в 4 раза концентрация кислорода увеличивается в 4 раза.





До сжатия реакционной системы скорость этой реакции:

$$\omega_0 = k \times \left[ \frac{\nu(SO_2)}{V_0} \right]^2 \times \left[ \frac{\nu(O_2)}{V_0} \right]$$

После сжатия, то есть при уменьшении объема в 4 раза скорость этой реакции:

$$\omega = k \times \left[ \frac{\nu(SO_2)}{\frac{1}{4}V_0} \right]^2 \times \left[ \frac{\nu(O_2)}{\frac{1}{4}V_0} \right]$$



**SO<sub>3</sub>**

SO <sub>2</sub>	Оксид серы (IV)	Газ с характерным резким запахом	Бесцветный
SO <sub>3</sub>	Оксид серы (VI)	Маслянистая жидкость	Желтоватая прозрачная



$$\frac{\omega}{\omega_0} = \frac{k \times \left[ \frac{\nu(SO_2)}{\frac{1}{4}V_0} \right]^2 \times \left[ \frac{\nu(O_2)}{\frac{1}{4}V_0} \right]}{k \times \left[ \frac{\nu(SO_2)}{V_0} \right]^2 \times \left[ \frac{\nu(O_2)}{V_0} \right]} = 4^3 = 64$$

**Ответ:** при уменьшении объема в 4 раза концентрация кислорода увеличивается в 64 раза.



**Задача 4.** Вычислить во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от  $120^{\circ}$  до  $80^{\circ}$  C. Температурный коэффициент скорости реакции равен трем.

**Дано**  
 $t_1 = 120^{\circ}\text{C}$   
 $t_2 = 80^{\circ}\text{C}$   
 $\gamma = 3$

**Решение**

Математическое выражение правила Вант-Гоффа:

$$\omega_2 = \omega_1 \times \gamma^{\frac{\Delta t}{10}},$$

где  $\omega_2$  и  $\omega_1$  – скорость реакции при температуре  $t_2$  и  $t_1$  соответственно;

$$\Delta t = t_2 - t_1.$$

$$\frac{\omega_2}{\omega_1} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}} = 3^{\frac{80-120}{10}} = 3^{\frac{-40}{10}} = 3^{-4} = \frac{1}{81}$$

**Ответ:** при понижении температуры от  $120^{\circ}$  до  $80^{\circ}$  C, скорость реакции уменьшится в 81 раз.



**Задача 5.** Вычислить значение температурного коэффициента скорости реакции, если при повышении температуры на 30 °С скорость реакции возросла в 64 раза.

**Дано**  
 $\Delta t = 30 \text{ }^\circ\text{C}$

$$\frac{\omega_2}{\omega_1} = 64$$

$$\gamma = ?$$

**Решение**

Математическое выражение правила Вант-Гоффа:

$$\omega_2 = \omega_1 \times \gamma^{\frac{\Delta t}{10}},$$

где  $\omega_2$  и  $\omega_1$  – скорость реакции при температуре  $t_2$  и  $t_1$  соответственно;

$$\Delta t = t_2 - t_1.$$

$$\frac{\omega_2}{\omega_1} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}} = 3^{\frac{80-120}{10}} = 3^{\frac{-40}{10}} = 3^{-4} = \frac{1}{81}$$

**Ответ:** при понижении температуры от 120° до 80 °С, скорость реакции уменьшится в 81 раз.



**Задача 6.** Реакция при температуре 40 °С протекает за три минуты. Температурный коэффициент реакции равен трем. Через сколько секунд завершится эта реакция при 60 °С?

Дано

$$t_1 = 40 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\tau_1 = 3 \text{ мин}$$

$$t_2 = 60 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\gamma = 3$$

$$\tau_2 = ?$$

Решение

Чем выше скорость химической реакции, тем меньше время ее протекания, поэтому:

$$\frac{\tau_1}{\tau_2} = \frac{\omega_2}{\omega_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

Следовательно,

$$\tau_2 = \frac{\tau_1}{\gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}} = \frac{3 \times 60 \text{ сек}}{3^{\frac{60 - 40}{10}}} = \frac{180}{3^2} = 20 \text{ сек}$$

**Ответ:** при 60 °С реакция завершится за 20 секунд.



# Проверим, как Вы поняли и запомнили пройденный материал

1. Закон действующих масс: скорость элементарной реакции...

1) пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях...

2) пропорциональна сумме концентраций реагирующих веществ в степенях...

3) пропорциональна разности концентраций реагирующих веществ в степенях ...

4) пропорциональна произведению концентраций продуктов реакции в степенях...



2. Для реакции  $aA + bB \rightleftharpoons cAB$  скорость прямой реакции равна ...

1)  $\omega_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} [A]^a [B]^b$

2)  $\omega_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} [A][B]$

3)  $\omega_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} [AB]^c$

4)  $\omega_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} [AB]$

3. Для реакции  $aA + bB \rightleftharpoons cAB$  скорость обратной реакции равна ...

1)  $\omega_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} [A]^a [B]^b$

2)  $\omega_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} [A][B]$

3)  $\omega_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} [AB]^c$

4)  $\omega_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} [AB]$



**4. Правило Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые  $10^\circ$  скорость реакции увеличивается в ...**

**1) 1 – 4 раза**

**2) 2 – 4 раза**

**3) 2 – 6 раз**

**4) 2 – 8 раз**

**5. Вещества с ионной и сильно полярной связью взаимодействуют друг с другом с .... скоростями, чем соединения с малополярной и неполярной связью**

**1) меньшими**

**2) вещества реагируют с одинаковыми скоростями**

**3) бóльшими**



## 6. Катализатор – это вещество...

- 1) сильно изменяющее скорость химической реакции,
- 2) не изменяющее скорость химической реакции
- 3) сильно изменяющее скорость химической реакции, но в результате реакции остающееся химически неизменным
- 4) сильно изменяющее скорость химической реакции, и в результате реакции химически изменяющееся



**7. В присутствии катализатора реакция проходит через следующие стадии:**



**при ...**

**1) гомогенном катализе**

**2) гетерогенном катализе**

**8. При ... катализе согласно адсорбционной теории катализа реагирующие вещества адсорбируются на поверхности катализатора**

**1) гетерогенном**

**2) гомогенном**



9. Принцип Ле–Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие (изменяется ...), ...

- 1) давление, температура,
- 2) концентрация реагирующих веществ,
- 3) давление, освещение
- 4) температура, освещение

10. Для реакции  $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$  повышение температуры приведет с смещению равновесия в сторону ...

- 1) прямой реакции
- 2) обратной реакции



# Проверьте свои ответы

1. Закон действующих масс: скорость элементарной реакции...

1) пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях...

2) пропорциональна сумме концентраций реагирующих веществ в степенях...

3) пропорциональна разности концентраций реагирующих веществ в степенях ...

4) пропорциональна произведению концентраций продуктов реакции в степенях...

**Закон действующих масс:** скорость элементарной реакции пропорциональна **произведению** концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам.



2. Для реакции  $aA + bB \rightleftharpoons cAB$  скорость прямой реакции равна ...

1)  $\omega_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} [A]^a [B]^b$

2)  $\omega_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} [A][B]$

3)  $\omega_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} [AB]^c$

4)  $\omega_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} [AB]$

3. Для реакции  $aA + bB \rightleftharpoons cAB$  скорость обратной реакции равна ...

1)  $\omega_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} [A]^a [B]^b$

2)  $\omega_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} [A][B]$

3)  $\omega_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} [AB]^c$

4)  $\omega_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} [AB]$

**Закон действующих масс:** скорость элементарной реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам.



4. Правило Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые  $10^\circ$  скорость реакции увеличивается в ...

1) 1 – 4 раза

**2) 2 – 4 раза**

3) 2 – 6 раз

4) 2 – 8 раз

5. Вещества с ионной и сильно полярной связью взаимодействуют друг с другом с .... скоростями, чем соединения с малополярной и неполярной связью

1) меньшими

2) вещества реагируют с одинаковыми скоростями

**3) бóльшими**



## 6. Катализатор – это вещество...

- 1) сильно изменяющее скорость химической реакции,
- 2) не изменяющее скорость химической реакции
- 3) **сильно изменяющее скорость химической реакции, но в результате реакции остающееся химически неизменным**
- 4) сильно изменяющее скорость химической реакции, и в результате реакции химически изменяющееся



7. В присутствии катализатора реакция проходит через следующие стадии:



при ...

1) **гомогенном катализе**

2) гетерогенном катализе

8. При ... катализе согласно адсорбционной теории катализа реагирующие вещества адсорбируются на поверхности катализатора

1) **гетерогенном**

2) гомогенном



9. Принцип Ле–Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие (изменяется ...), ...

1) давление, температура,

2) концентрация реагирующих веществ,

3) давление, освещение

4) температура, освещение

10. Для реакции  $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$  повышение температуры приведет с смещению равновесия в сторону ...

1) прямой реакции

2) обратной реакции

Принцип Ле–Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие (изменяется давление, температура, концентрация реагирующих веществ), то в системе происходят процессы, направленные на уменьшение внешнего воздействия.





# Использованные источники

1. Габриелян О. С., Остроумов И. Г. Химия для профессий и специальностей технического профиля: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. – М., 2014.
2. Габриелян О.С., Остроумов И. Г., Остроумова Е. Е. и др. Химия для профессий и специальностей естественно-научного профиля: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. – М., 2014.
3. Ерохин Ю. М., Ковалева И. Б. Химия для профессий и специальностей технического и естественно-научного профилей: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. – М., 2014.
4. Ерохин Ю. М. Химия: Задачи и упражнения: учеб. пособие для студ. учреждений сред. проф. образования. – М., 2014.





# Использованные источники

5. Новошинский И. И., Новошинская Н. С. Химия: учебник для 8 класса общеобразовательных учреждений/И. И. Новошинский, Н. С. Новошинская. – М.: ООО «Русское слово – учебник», 2013. – 224 с.: ил. – (ФГОС. Инновационная школа). ISBN 978-5-91218-940-1.
6. <https://ru.wikipedia.org/wiki/Кинетика>
7. [https://ru.wikipedia.org/wiki/Химическая\\_кинетика](https://ru.wikipedia.org/wiki/Химическая_кинетика)
8. [https://ru.wikipedia.org/wiki/Скорость\\_химической\\_реакции](https://ru.wikipedia.org/wiki/Скорость_химической_реакции)
9. <http://www.hemi.nsu.ru/ucheb214.htm>
10. <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/Kinetics-online/>
11. <https://sites.google.com/site/himulacom/zvonok-na-urok/9-klass---vtoroj-god-obucenia/urok-no23-ponatiye-o-skorosti-himiceskoj-reakcii-katalizatory>





# Использованные источники

2. <http://interneturok.ru/chemistry/9-klass/bhimicheskaya-svyaz-elektroliticheskaya-dissociaciyab/skorost-himicheskikh-reaktsiy-osnovnoy-urok>
3. [http://s-konda.ru/exam/chemistry\\_9-30.htm](http://s-konda.ru/exam/chemistry_9-30.htm)
4. <https://www.google.ru/search?q=скорость+химически+реакций>
5. [https://ru.wikipedia.org/wiki/Химическое\\_равновесие](https://ru.wikipedia.org/wiki/Химическое_равновесие)
6. <http://www.hemi.nsu.ru/ucheb217.htm>
7. <http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/bd0d808e-db78-f3d2-e3b2-5388709d7222/1011619A.htm>
8. <http://alhimikov.net/reaktion/Page-1.html>
9. [http://orgchem.ru/chem1/P6\\_14.htm](http://orgchem.ru/chem1/P6_14.htm)
0. [http://prosto-o-slognom.ru/chimia/20\\_chim\\_ravnovesie.html](http://prosto-o-slognom.ru/chimia/20_chim_ravnovesie.html)
21. <https://www.google.ru/search?q=химическое+равновесие>



