**Урок по теме : "Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции"**

**Уроки 35-36 (2 часа)—10 класс (е-м) учитель Левкова о.П.**

**Цель урока**

**обучающая:** продолжить формирование понятия«скорость химических реакций», вывести формулы для вычисления скорости гомогенных и гетерогенных реакций, рассмотреть от каких факторов зависит скорость химических реакций;

* **развивающая:** учить обрабатывать и анализировать экспериментальные данные; уметь выяснять взаимосвязь между скоростью химических реакций и внешними факторами;
* **воспитательная:** продолжитьразвитие коммуникативных умений в ходе коллективной работы; акцентировать внимание учащихся на важности знаний о скорости химической реакции протекающих в быту (коррозия металла, прокисание молока, гниение и др.)

**Оборудование :**компьютер, ИД, презентация , видеопыты.

**Методы обучения:** репродуктивный, исследовательский, частично поисковый;

**Форма организации занятий:** беседа,  самостоятельная работа, тестирование;

**Форма организации работы учащихся:** фронтальная, индивидуальная, групповая, коллективная.

**Содержание урока**

**1. Организация класса**

**2. Активизация опорных знаний и умений** (Слайд 1, см. [презентацию](http://festival.1september.ru/articles/532892/pril6.ppt) к уроку).

Тема урока «Скорость химических реакций.  Факторы, влияющие на скорость химической реакции».

Задача: выяснить, что есть скорость химической реакции, и от каких факторов она зависит. В ходе урока познакомимся с теорией вопроса по вышеназванной теме.  На практике подтвердим некоторые наши теоретические предположения.

Обсудим следующие вопросы (фронтально, слайд 2):

1. Зачем нужны знания о скорости химических реакций?
2. Какими примерами можно подтвердить то, что химические реакции протекают с различными скоростями?
3. Как определяют скорость механического движения? Какова единица измерения этой скорости?
4. Как определяют скорость химической реакции?
5. Какие условия необходимо создать, чтобы началась химическая реакция?

Рассмотрим два примера (видеоопыт).

На столе – две пробирки, в одной раствор щелочи (КOH), в другой – гвоздь; в обе пробирки приливаем раствор CuSO4.  Что мы наблюдаем?

*На примерах учащиеся судят о скорости реакций и делают соответствующие выводы. Запись на доске проделанных реакций (двое учащихся).*

В первой пробирке реакция произошла мгновенно, во второй – видимых изменений пока нет.

Составим уравнения реакций *(два ученика записывают на доске уравнения):*

1. CuSO4 + 2КOH = Cu(OH)2 + К2SO4 ; Cu2+ + 2OH- = Cu(OH)2
2. Fe + CuSO4 = FeSO4 + Cu ;  Fe0 + Cu2+  = Fe2++ Cu0

Какой вывод по проведённым  реакциям мы можем сделать? Почему одна реакция идёт мгновенно, другая медленно? Для этого необходимо вспомнить, что есть химические реакции, которые протекают во всём объёме реакционного пространства (в газах или растворах), а есть другие, протекающие лишь на поверхности соприкосновения веществ (горение твёрдого тела в газе, взаимодействие металла с кислотой, солью менее активного металла).

*По результатам демонстрированного эксперимента учащиеся делают вывод:*реакция 1 – гомогенная, а реакция

2– гетерогенная.

Скорости этих реакций будут математически определяться по-разному.

Учение о скоростях и механизмах химических реакций называется ***химической кинетикой.***

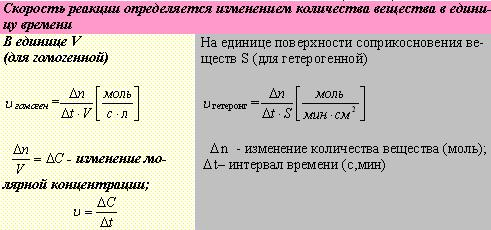
**3. Усвоение новых знаний** (Слайд 3)

Скорость реакции определяется изменением количества вещества в единицу времени

В единице V

(для гомогенной)

На единице поверхности соприкосновения веществ S (для гетерогенной)



Очевидно, что при таком определении величина скорости реакции не зависит от объёма в гомогенной системе и от площади соприкосновения реагентов – в гетерогенной.

Из этого следуют два важных момента (слайд 4):

1) по приведённым формулам можно рассчитать лишь некоторую среднюю скорость данной реакции в выбранном интервале времени (ведь для большинства реакций скорость уменьшается  по мере их протекания);

2) рассчитанная величина скорости будет зависеть от того, по какому веществу её определяют, а выбор последнего зависит от удобства и лёгкости измерения его количества.

Например, для реакции 2Н2 +О2 = 2Н2О:    υ (по Н2) = 2 υ (по О2) = υ (по Н2О)

**4. Закрепление первичных знаний о скорости химической реакции**

Для закрепления рассмотренного материала решим расчетную задачу.

*Первичное  осмысление полученных знаний о скорости реакции. Правильность решения задачи.*

Задача*(слайд 5).* Химическая реакция протекает в растворе, согласно уравнению: А+В = С. Исходные концентрации:  вещества А – 0,80 моль/л, вещества В – 1,00 моль/л. Через 20 минут концентрация вещества А снизилась до 0, 74 моль/л. Определите: а) среднюю скорость реакции за этот промежуток времени;

б) концентрацию вещества В через 20 мин. Решение (, слайд 6).

**5. Усвоение новых знаний**).

Нам известно, что на скорость химической реакции влияют разные факторы. Какие?

*. Перечисляют (слайд 7):*

-природа реагирующих веществ;

-температура;

-концентрация реагирующих веществ;

- действие катализаторов;

-поверхность соприкосновения реагирующих веществ (в гетерогенных реакциях).

Влияние всех перечисленных факторов на скорость реакции можно объяснить, используя простую теорию – *теорию столкновений (слайд 8).* Основная идея её такова: реакции происходят при столкновении частиц реагентов, которые обладают определённой энергией.

Отсюда можно сделать выводы:

1. Чем больше частиц реагентов, чем ближе они друг к другу, тем больше шансов у них столкнуться и прореагировать.
2. К реакции приводят лишь *эффективные соударения,* т.е. такие при которых разрушаются или ослабляются «старые связи» и поэтому могут образоваться «новые». Но для этого частицы должны обладать достаточной энергией.

*Минимальный избыток энергии (над средней энергией частиц в системе), необходимый для эффективного соударения частиц в системе), необходимый для эффективного соударения частиц реагентов, называется* **энергией активации  *Е*а.**

*Осмысливание понятия и запись определения в тетрадь.*

Таким образом, на пути всех частиц, вступающих в реакцию, имеется некоторый энергетический барьер, равный энергии активации. Если он маленький, то находится много частиц, которые успешно его преодолевают. При большом энергетическом барьере необходима дополнительная энергия для его преодоления, иногда достаточно хорошего «толчка». Я зажигаю спиртовку – я сообщаю дополнительную энергию ***Е*а,** необходимую для преодоления энергетического барьера в реакции взаимодействия молекул спирта с молекулами кислорода.

Рассмотрим ***факторы*,** которые влияют на скорость реакции.

**1) Природа реагирующих веществ** (слайд 9).Под природой реагирующих веществ понимают их состав, строение, взаимное влияние атомов в неорганических и органических веществах.

Величина энергии активации веществ – это фактор, посредством которого сказывается влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции.

Рассмотрим таблицу ([приложение 1](http://festival.1september.ru/articles/532892/pril1.doc),), зависимости скорости реакции от природы реагирующих веществ.

Проводим опыт 1 из лабораторной работы (видеоопыт), оформляем результаты в отчёте.

В качестве закрепления знаний выполняем **задание** (слайд 10).

-Объясните разную скорость взаимодействия цинка  с уксусной кислотой и серной  кислотой. Напишите соответствующие реакции

**2) Температура** (слайд 11).Учащиеся знают, что в большинстве случаев при повышении t скорость  реакции увеличивается.

*Предположения учащихся, аргументированные высказывания.*

*Предполагаемый ответ связан со столкновениями и эффективными соударениями.*

Два предположения:

* частицы реагирующих веществ начинают интенсивнее двигаться и чаще сталкиваться;
* удачных, эффективных соударений становится больше, так как увеличивается доля «активных» частиц (энергия которых достаточна для преодоления энергетического барьера).

Учитель отмечает, что учащиеся рассуждают правильно, но всё-таки большее значение имеет второй фактор, так как расчёты показывают, что ***при увеличении температуры на каждые 100С общее число столкновений увеличивается только на  1,6 %, а скорость реакции увеличивается в 2-4 раза (на 100-300%)!***

Последнее заключение на основе экспериментальных исследований сделал в прошлом веке голландский физикохимик Я. Вант-Гофф (первый нобелевский лауреат по химии).

Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 100С, называют **температурным коэффициентом.**

Правило Вант-Гоффа математически выражается следующей формулой:

http://kargoo.gov.kz/media/img/photogallery/51063164bba3c.png,

где υ2–скорость реакции при температуре t2, υ1– скорость реакции при температуре t1, γ – температурный коэффициент.

Решим задачу с использованием правила Вант – Гоффа.

**Задача** (слайд 12):

Определите, как изменится скорость некоторой реакции: а) при повышении температуры от 10 до 500С; б) при понижении температуры от 100 – 00 С. Температурный коэффициент реакции равен 3. Решение ([приложение 4](http://festival.1september.ru/articles/532892/pril4.doc), слайд 13)

**3) Концентрации реагирующих веществ** (слайд 14).

Известно, чем больше концентрации реагирующих веществ, тем больше скорость химической реакции. Дайте этому объяснение.

Ответ. Непременным условием химического взаимодействия является столкновение частиц исходных веществ, чем больше концентрация, тем больше число столкновений, а среди них и эффективных соударений.

Уточняем. Термин «концентрация» обычно используется по отношению к растворам, но его можно применить и к газам. В этом случае о концентрации судят по давлению газов.

. Выводы.

 На основе большого экспериментального материала в 1867 г. норвежские учёные К. Гульдберг, и П Вааге и независимо от них в 1865 г. русский учёный Н.И. Бекетов сформулировали основной закон химической кинетики, устанавливающий зависимость скорости реакции от концентраций реагирующих веществ: **скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях равных их коэффициентам в уравнении реакции.**

Этот закон ещё называют  ***законом действующих масс*** *(слайд 15****).***

По закону действующих масс скорость реакции, уравнение которой А+В=С может быть вычислена по формуле:       v1= k1CACB, а скорость реакции, уравнение которой А+2В=D, может быть вычислена по формуле:

v2= k2CACB2.

В этих формулах: CAи CB – концентрации веществ А и В (моль/л), k1 и k2 – коэффициенты пропорциональности, называемые ***константами скоростей реакции***. Эти формулы также называют ***кинетическими уравнениями.***

Константа скорости реакции, конечно, зависит от температуры, ведь чем больше температура, тем больше скорость реакции при тех же самых концентрациях реагирующих веществ. Закон действующих масс учитывает лишь концентрации газообразных или растворённых веществ и не учитывает концентрации твёрдых веществ (так как они считаются постоянными).

Для закрепления рассмотренного материала выполняются следующие задания.

*Самостоятельное решение в парах, взаимное консультирование (слайд 16).*

**Задание 1.** Составьте кинетические уравнения для следующих реакций:

А) H2+I2=2HI;      
Б) 2 Fe + 3CI2= 2 FeCI3.

**Задание 2.**

Как изменится скорость реакции, имеющей кинетическое уравнение

 v= kCA2CB, если  А) концентрацию вещества А увеличить в 3 раза;

Б) концентрацию обоих веществ  увеличить в 2 раза.  Решение (прил. 4, слайд 17).

**4) Действие катализаторов** (слайд 18**).**

*Учащиеся без особого труда вспоминают ответы на заданные вопросы.*

1.Что такое катализатор и каталитические реакции?

2. Приведите примеры известных вам каталитических реакций из органической и неорганической химии. Укажите названия веществ – катализаторов.

3. Выскажите предположение о механизме действия катализаторов (на основе теории столкновений).

4. Каково значение каталитических реакций?

Уточняем второе задание. Реагенты и катализатор могут находиться в одном агрегатном состоянии, тогда говорят, что речь идет о гомогенном катализе. Например, ферментно-каталитические реакции в клетках организма проходят в водном растворе. Напротив, во многих важных промышленных процессах используется гетерогенный катализ, при котором реагенты и катализатор находятся в разных агрегатных состояниях. Обычно это смесь жидкости или газов, реагирующих в присутствии твердого катализатора.

Демонстрация коллекции катализаторов (активированный уголь, железо, медь, оксид марганца IV, оксид хрома III, хлорид алюминия, сульфат меди II, вода, дрожжи и др.)

Уточняем третье задание. Катализатор доставляет реагирующим частицам необходимую энергию для эффективных соударений. Но в этом случае тепловые эффекты катализируемой реакции и той же реакции без участия катализатора отличались бы, но они одинаковые. Катализатор снижает необходимую для реакции энергию активации,  предоставляя реагентам альтернативный путь разрушения и образования связей. Тогда большая часть молекул реагирующих веществ сможет преодолеть энергетический барьер и образовать продукты - реакция пойдет быстрее.

Существуют катализаторы - ферменты.

Каталитические явления широко распространены в природе: дыхание, усвоение питательных веществ клетками, синтез белков и др.- это процессы, регулируемые биологическими катализаторами - ферментами. Каталитические процессы - основа жизни в той форме, которая существует на земле.

Кроме катализаторов ускоряющих реакции, есть другие вещества противоположного действия. Это ингибиторы, они реагируют с активными частицами с образованием малоактивных соединений, а потому замедляют протекание реакций. И такие вещества тоже нужны, чтобы предотвращать нежелательные процессы.

Демонстрацияопыта с применением ингибитора. (видеоопыт)

В два цилиндра с соляной кислотой (1:2) опускают очищенные от ржавчины железные гвозди или стружку. Когда выделение пузырьков газа водорода становится заметным, добавляют в один из цилиндров 1-2 мл  40% - ного раствора формалина. Скорость выделения газа в этом цилиндре заметно уменьшится.

**5) Поверхность соприкосновения реагирующих веществ** (слайд 19).

- В каком случае следует обсуждать этот фактор, влияющий на скорость реакции?

Предположительный ответ. Этот фактор, очевидно, связан с гетерогенными реакциями, которые протекают на поверхности соприкосновения реагирующих веществ: газ - твердое вещество, газ - жидкость, жидкость - твердое вещество, жидкость - другая жидкость, твердое вещество - другое твердое вещество, при условии, что они не растворимы друг в друге.

Приведите примеры гетерогенных реакций:

С(т)+О2(г)=СО2;   
Zn(т)+2HCI(ж)à ZnCI2+H2

Вспоминаем формулу для вычисления средней скорости гетерогенной реакции:

http://kargoo.gov.kz/media/img/photogallery/510631a174973.png

При таком определении величина скорости гетерогенной реакции не зависит от площади этой поверхности, т.е. степени измельчения. Такая формула удобна в научных целях при изучении скорости реакции.

Есть и другие причины, способствующие изменению скорости реакций в гетерогенных процессах (помимо площади соприкосновения реагентов):

* большая реакционная способность частиц на поверхности образующихся при измельчении кристаллов;
* подвод реагентов и отвод продуктов из зоны реакции (свинец практически не взаимодействует с серной кислотой, так как этому мешает продукт реакции – нерастворимый сульфат свинца II, костёр горит интенсивнее, если есть ветерок).

Обсудим выводы, к которым вы пришли, наблюдая за протеканием реакций

**7. Контроль и самопроверка знаний**

**8. Подведение итогов занятия, выставление и комментирование оценок за работу на уроке**

**9. Домашнее задание.**

Параграф 4,1  4,2   упр. в конце параграфов