**18.01.2021г.**

**Тема: Скорость химических реакций.**

**Задание: Изучить тему. Конспект в тетрадь.**

***Время выполнения 2 часа.***

**Скорость химической реакции** показывает, как быстро происходит та или иная реакция. Взаимодействие происходит при столкновении частиц в пространстве. При этом реакция происходит не при каждом столкновении, а только когда частица обладают соответствующей энергией.

**Скорость реакции** – количество элементарных соударений взаимодействующих частиц, заканчивающихся химическим превращением, за единицу времени.

Определение скорости химической реакции связано с условиями ее проведения. Если реакция [**гомогенная**](https://chemege.ru/classification-of-chemical-reaction/)– т.е. продукты и реагенты находятся в одной фазе – то скорость химической реакции определяется, как изменение [концентрации](http://chemege.ru/materials/solutions/) вещества в единицу времени:

**υ = ΔC / Δt**

Если реагенты, или продукты находятся в разных фазах, и столкновение частиц происходит только на границе раздела фаз, то реакция называется [**гетерогенной**](https://chemege.ru/classification-of-chemical-reaction/), и скорость ее определяется изменением количества вещества в единицу времени на единицу реакционной поверхности:

**υ = Δν / (S·Δt)**

**Факторы, влияющие на скорость химической реакции**

**1. Температура**

Самый простой способ изменить скорость реакции – изменить **температуру**. Как вам, должно быть, известно из курса физики, температура – это мера средней кинетической энергии движения частиц вещества. Если мы повышаем температуру, то частицы любого вещества начинают двигаться **быстрее**, а следовательно, **сталкиваться чаще**.

Однако при повышении температуры скорость химических реакций увеличивается в основном благодаря тому, что **увеличивается число эффективных соударений**. При повышении температуры резко увеличивается число активных частиц, которые могут преодолеть энергетический барьер реакции. Если понижаем температуру – частицы начинают двигаться медленнее, число активных частиц уменьшается, и количество эффективных соударений в секунду уменьшается. Таким образом, **при повышении температуры скорость химической реакции повышается, а при понижении температуры — уменьшается**.

**Обратите внимание!** **Это правило работает одинаково для всех химических реакций (в том числе для экзотермических и эндотермических). Скорость реакции не зависит от теплового эффекта. Скорость экзотермических реакций при повышении температуры возрастает, а при понижении температуры – уменьшается. Скорость эндотермических реакций также возрастает при повышении температуры, и уменьшается при понижении температуры.**

Более того, еще в XIX веке голландский физик Вант-Гофф экспериментально установил, что **скорость большинства реакций примерно одинаково изменяется (примерно в 2-4 раза) при изменении температуры на 10оС**.

 Правило Вант-Гоффа звучит так: **повышение температуры на 10оС приводит к увеличению скорости химической реакции в 2-4 раза (эту величину называют температурный коэффициент скорости химической реакции γ).**

Точное значение температурного коэффициента определяется для каждой реакции.



 здесь***v*2** — скорость реакции при температуре T2,

***v*1** — скорость реакции при температуре T1,

***γ*** — температурный коэффициент скорости реакции, коэффициент Вант-Гоффа.

В некоторых ситуациях повысить скорость реакции с помощью температуры не всегда удается, т.к. некоторые вещества разлагаются при повышении температуры, некоторые вещества или растворители испаряются при повышенной температуре, т.е. нарушаются условия проведения процесса.

**2. Концентрация**

Также изменить число эффективных соударений можно, изменив **концентрацию реагирующих веществ**. [Понятие концентрации,](http://chemege.ru/materials/solutions/) как правило, используется **для газов и жидкостей**, т.к. в газах и жидкостях частицы быстро двигаются и активно перемешиваются. Чем больше концентрация реагирующих веществ (жидкостей, газов), тем больше число эффективных соударений, и тем выше скорость химической реакции.

На основании большого числа экспериментов в 1867 году в работах норвежских  ученых П. Гульденберга и П. Вааге и, независимо от них, в 1865 году русским ученым Н.И. Бекетовым был выведен основной закон химической кинетики, устанавливающий зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ:

**Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных их коэффициентам в уравнении химической реакции.**

Для химической реакции вида: aA + bB = cC + dD закон действующих масс записывается так:



здесь v —  скорость химической реакции,

***CA*** и ***CB*** — концентрации веществ А и В, соответственно, моль/л

***k*** – коэффициент пропорциональности, константа скорости реакции.

**Например**, для реакции образования аммиака:

**N2  +  3H2  ↔  2NH3**

 закон действующих масс выглядит так:



**Константа скорости реакции** **k** показывает, с какой скоростью будут реагировать вещества, если их концентрации равны 1 моль/л, или их произведение равно 1. **Константа скорости химической реакции зависит от температуры и не зависит от концентрации реагирующих веществ.**

В законе действующих масс не учитываются концентрации твердых веществ, т.к. они реагируют, как правило, на поверхности, и количество реагирующих частиц на единицу поверхности при этом не меняется.

В большинстве случаев химическая реакция состоит из нескольких простых этапов, в таком случае уравнение химической реакции показывает лишь суммарное или итоговое уравнение происходящих процессов. При этом скорость химической реакции сложным образом зависит (или не зависит) от концентрации реагирующих веществ, полупродуктов или катализатора, поэтому точная форма кинетического уравнения определяется экспериментально, или на основании анализа предполагаемого механизма реакции. Как правило, скорость сложной химической реакции определяется скоростью его самого медленного этапа (**лимитирующей стадии**).

**3. Давление**

Концентрация газов напрямую зависит от **давления**. При повышении давления повышается концентрация газов. Математическое выражение этой зависимости (для идеального газа) — уравнение Менделеева-Клапейрона:

**pV = νRT**

Таким образом, если среди реагентов есть  газообразное вещество, то при **повышении давления скорость химической реакции увеличивается, при понижении давления — уменьшается**.

**Например.** Как изменится скорость реакции сплавления извести с оксидом кремния:

**CaCO3 +  SiO2  ↔  CaSiO3  +  CO2↑**

при повышении давления?

Правильным ответом будет – **никак**, т.к. среди реагентов нет газов,  а карбонат кальция – твердая соль, нерастворимая в воде, оксид кремния – твердое вещество. Газом будет продукт – углекислый газ. Но **продукты не влияют на скорость прямой реакции.**

**4. Катализатор**

Еще один способ увеличить скорость химической реакции – направить ее по другому пути, заменив прямое взаимодействие, например, веществ А и В серией последовательных реакций с третьим веществом К, которые требуют гораздо меньших затрат энергии (имеют более низкий активационный энергетический барьер) и протекают при данных условиях быстрее, чем прямая реакция. Это третье вещество называют **катализатором**.



**Катализаторы** – это химические вещества, **участвующие** в химической реакции, **изменяющие ее скорость и направление**, но **не расходующиеся** в ходе реакции (по окончании реакции не изменяющиеся ни по количеству, ни по составу).  Примерный механизм работы катализатора для реакции вида А + В можно представить так:

**A + K = AK**

**AK + B = AB + K**

Процесс изменения скорости реакции при взаимодействии с катализатором называют **катализом**. Катализаторы широко применяют в промышленности, когда необходимо увеличить скорость реакции, либо направить ее по определенному пути.

По фазовому состоянию катализатора различают гомогенный и гетерогенный катализ.

**Гомогенный катализ** – это когда реагирующие вещества и катализатор находятся в одной фазе (газ, раствор). Типичные гомогенные катализаторы – кислоты и основания. органические амины и др.

**Гетерогенный катализ** – это когда реагирующие вещества и катализатор находятся в разных фазах. Как правило, гетерогенные катализаторы – твердые вещества. Т.к. взаимодействие в таких катализаторах идет только на поверхности вещества, важным требованием для катализаторов является большая площадь поверхности. Гетерогенные катализаторы отличает высокая пористость, которая увеличивает площадь поверхности катализатора. Так, суммарная площадь поверхности некоторых катализаторов иногда достигает 500 квадратных метров на 1 г катализатора. Большая площадь и пористость обеспечивают эффективное взаимодействие с реагентами. К гетерогенным катализаторам относятся металлы, цеолиты — кристаллические минералы группы алюмосиликатов (соединений кремния и алюминия), и другие.



**Пример** гетерогенного катализа – **синтез аммиака**:

**N2  +  3H2  ↔ 2NH3**

В качестве катализатора используется пористое железо с примесями Al2O3 и K2O.

Сам **катализатор не расходуется в ходе химической реакции**, но на поверхности катализатора накапливаются другие вещества, связывающие активные центры катализатора и блокирующие его работу (**каталитические яды**). Их необходимо регулярно удалять, путем регенерации катализатора.

**В биохимических реакция** очень эффективными оказываются катализаторы – **ферменты**. Ферментативные катализаторы действуют эффективно и избирательно, с избирательностью 100%. К сожалению, ферменты очень чувствительны к повышению температуры, кислотности среды и другим факторам, поэтому есть ряд ограничений для реализации в промышленных масштабах процессов с ферментативным катализом.

Катализаторы не стоит путать с **инициаторами** процесса и **ингибиторами**.

**Например**, для инициирования радикальной реакции хлорирования метана необходимо облучение ультрафиолетом. Это не катализатор. Некоторые радикальные реакции инициируются пероксидными радикалами. Это также не катализаторы.

**Ингибиторы** – это вещества, которые замедляют химическую реакцию. Ингибиторы могут расходоваться и участвовать в химической реакции.  При этом ингибиторы не являются катализаторами наоборот. Обратный катализ в принципе невозможен – реакция в любом случае будет пытаться идти по наиболее быстрому пути.

**5. Площадь соприкосновения реагирующих веществ**

 Для гетерогенных реакций одним из способов увеличить число эффективных соударений является увеличение **площади реакционной поверхности**. Чем больше площадь поверхности контакта реагирующих фаз, тем больше скорость гетерогенной химической реакции. Порошковый цинк гораздо быстрее растворяется в кислоте, чем гранулированный цинк такой же массы.

В промышленности для увеличения площади контактирующей поверхности реагирующих веществ используют **метод «кипящего слоя»**.

**Например**, при [производстве серной кислоты](https://chemege.ru/proizvodstvo-sernoj-kisloty/) методом «кипящего слоя» производят обжиг колчедана.

**6. Природа реагирующих веществ**

На скорость химических реакций при прочих равных условиях также оказывают влияние**химические свойства, т.е. природа реагирующих веществ**.

**Менее активные вещества будут имеют более высокий активационный барьер, и вступают в реакции медленнее, чем более активные вещества.**

**Более активные вещества имеют более низкую энергию активации, и значительно легче и чаще вступают в химические реакции.**

Более стабильные вещества — это, например, те вещества, которые окружают нас в быту, либо существуют в природе.

**Например**, хлорид натрия NaCl (поваренная соль), или воды H2O, или металлическое железо Fe.

Более  активные вещества мы можем встретить в быту и природе сравнительно редко.

**Например**, оксид натрия Na2O или сам натрий Na в быту и в природе не не встречаем, т.к. они активно реагируют с водой.

При небольших значениях энергии активации (менее 40 кДж/моль) реакция проходит очень быстро и легко. Значительная часть столкновений между частицами заканчивается химическим превращением. Например, реакции ионного обмена происходят при обычных условиях очень быстро.

При высоких значениях энергии активации (более 120 кДж/моль) лишь незначительное число столкновений заканчивается химическим превращением. Скорость таких реакций пренебрежимо мала. Например, азот с кислородом практически не взаимодействует при нормальных условиях.

При средних значениях энергии активации (от 40 до 120 кДж/моль) скорость реакции будет средней. Такие реакции также идут при обычных условиях, но не очень быстро, так, что их можно наблюдать невооруженным глазом. К таким реакциям относятся взаимодействие натрия с водой, взаимодействие железа с соляной кислотой и др.

Вещества, стабильные при нормальных условиях, как правило, имеют высокие значения энергии активации.

**21.01.2021г.**

**Практическая (лабораторная) работа №4**

**Тема:** Зависимость скорости взаимодействия соляной кислоты с металлами от ее концентрации и природы металла. Зависимость скорости взаимодействия серной кислоты с оксидом меди (II) от температуры.

**Цель:** Овладение умениями проведения химических реакций и навыками определения зависимости скорости химической реакции от концентрации, температуры и от природы вещества.

**Задача:** Закрепление знаний по теме «Химические реакции».

**Оборудование и реактивы:** Металлы Mg, Zn, Fe; растворы кислот 5% HCl, 10% HCl, 20% HCl, H2SO4; оксид CuO (II). Штатив с пробирками, держатель, горелка, градусник.

**Теоретические основы**

 Химические реакции происходят во времени и поэтому характеризуются той или иной скоростью. Многие химические реакции протекают мгновенно, т.е. превращение одних веществ в другие заканчивается в десятитысячные и миллионные доли секунды. Часто скорость одной и той же химической реакции изменяется в зависимости от условий.

 Чтобы судить о скорости химической реакции, надо знать, как изменяется концентрация в определенные промежутки времени. Концентрацию в данном случае выражают числом молей вещества, содержащегося в одном литре раствора. Если в течение промежутка времени (t) концентрации одного из реагирующих веществ уменьшилась от С1 до С2, то средняя скорость реакции за этот промежуток времени была:

V═ 

 Скорость химических реакций зависит от концентрации участвующих в них веществ, температуры, катализатора, природы реагирующих веществ, величии поверхности соприкосновения веществ.

 Давление влияет на скорость химических реакций не непосредственно, а

 через увеличение концентрации реагирующих веществ, находящихся в

газообразном состоянии.

 Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ. Этот закон, открытый Гульдбергом и Ваге в 1867 голу получил название закона действующих масс.

 Так для реакции: А + В = С

 V ═ K[A] · [Β], где

V – скорость;

К – коэффициент пропорциональности или константа скорости,

[A] и [Β] – концентрации веществ А и В.

 Константа скорости – величина постоянная для данной реакции. Она не зависит от времени и концентрации, а зависит от природы реагирующих веществ и температуры.

 Известно, что многие химические процессы значительно ускоряются при повышении температуры, рост которой усиливает скорость движения молекул, увеличивая тем самым число столкновений между ними.

 Как правило, в большинстве случаев повышение температуры на 100 скорость увеличивается от двух до четырех раз (правило Вант – Гоффа). Число, характеризующее ускорение реакции при нагревании на 100, называется температурным коэффициентом скорости.

Vt═ Vt1 · γ ,где Vt1 – скорость реакции после повышения температуры до t2

Vt – начальная скорость реакции при температуры t1

γ – температурный коэффициент реакции, т.е. число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры реагирующих веществ на 10 градусов.

В обратимых реакциях, когда скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции называется *химическим равновесием.* Переход из одного состояния равновесие в другое называется *смещением химического равновесия.* Правило смещения химического равновесия под влиянием давления, температуры и концентрации веществ сформулировал Ле-Шателье( принцип Ле-Шателье): *Если на систему, находящуюся в равновесии, произвести внешнее воздействие, то равновесие сместится в сторону, препятствующее этому воздействию.*

**Выполнение работы**

**1. Зависимость скорости взаимодействия соляной кислоты с металлами от их природы.**

1.1. В пробирку поместите небольшое количество порошка Mg и прилейте 2мл

раствора HCl. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

1.2. В пробирку поместите гранулу Zn и прилейте 2мл раствора HCl. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

1.3. В пробирку поместите небольшое количество опилок Fe и прилейте 2мл раствора HCl. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции. Сформулируйте зависимость скорости химической реакции от природы вещества.

**2. Зависимость скорости взаимодействия цинка с соляной кислотой от ее концентрации.**

В три пробирки налить растворы: в первую 3мл серной кислоты, во вторую 2мл серной кислоты и 1мл воды, в третью 1мл кислоты и 2мл воды. В каждую пробирку опустить гранулу цинка.

Запишите наблюдения. Сформулируйте зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

**3. Зависимость скорости взаимодействия серной кислоты с оксидом меди (II) от температуры.**

В две пробирки поместите небольшое количество порошка CuO и прилейте 2мл раствора H2SO4 в каждую пробирку. Одну из пробирок нагрейте. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции. Сформулируйте зависимость скорости химической реакции от температуры реагирующих веществ.

**Контрольные вопросы**

**1 уровень**

1. Дайте определение скорости химической реакции?

2. Перечислите факторы, влияющие на скорость химической реакции.

3. Запишите выражение для скорости прямой и обратной реакции в химическом уравнении: 2SO2 + O2 ↔ 2SO3

**2 уровень**

1. Дайте определения закона действия масс.

2. Во сколько раз увеличится скорость в химической реакции

2SO2 + O2 ↔ 2SO3, если концентрацию реагирующих веществ увеличить в 3 раза?

3. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.

**3 уровень**

1. Когда наступает химическое равновесие в обратимых реакциях?

2. Перечислите факторы, влияющие на смещение химического равновесия.

3. Определите, в какую сторону сместится равновесие в реакции

2SO2 + O2 ↔ 2SO3 +Q, если увеличить давление реагирующих веществ уменьшить температуру.

**Вывод:**

***Время выполнения-2 часа.***

**Выполненное задание присылать на** **kseniya.voronova87@bk.ru**