1. Теоретическая часть.

 Раздел химии, изучающий скорость и механизм протекания физико-химических процессов, называется химической кинетикой. Кинетика позволяет выяснить реальные механизмы протекания процессов. В химической кинетике различают гомогенные и гетерогенные процессы.

 Гомогенные процессы протекают во всем объёме, и реагирующие вещества находятся в одной фазе. В этом случае молекулы реагирующих веществ находятся в одинаковых условиях. Гетерогенные процессы протекают на границе раздела фаз.

 *Скоростью* физико-химического процесса называется изменение количества реагирующих веществ в единицу времени в единице реакционного пространства. Реакционным пространством в гомогенной системе служит объем сосуда, в котором происходит взаимодействие, в гетерогенной – поверхность раздела фаз. Формулы для средних скоростей этих процессов имеют вид:

 Δn Δn

 Vгом=±------- ; Vгетер=±------

 νΔn SΔτ

где, Δn = n2 – n1 , Δτ = τ2 - τ1.

n2 и n1 – количество молей изменяющегося в реакции вещества в моменты времени τ2 и τ1. ν - объем реакционного пространства, S – площадь границы раздела двух сред.

 Скорость физико-химических процессов величина положительная, поэтому перед дробью ставят знак ±. Измеряется : моль/л\*с, моль/м²\*с.

 Количество вещества отнесенное к занимаемому объему есть мольная концентрация. Т.е. скорость гомогенной реакции есть изменение концентрации одного из реагирующих веществ в еденицу времени:

 C2 – C1 ΔC

 Vгом = ±------- = ± -----

 τ2 - τ1 Δτ

 Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, давления, присутствия в системе католизаторов и т.д.

 *Закон действия масс*: скорость гомогенной химической реакции при постоянной температуре прямо пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакций.

 *Правило Вант-Гоффа:* при увеличении температуры на каждые 10° скорость химической реакции возрастает в 2-4раза.

где Vt1 и Vt2 – скорости реакции соответственно при конечной t2 и начальной t1 температурах, температурный коэффициент скорости (от 2 до 4), показывающий, во сколько раз возрастает скорость реакции с повышением температуры реагирующих веществ на 10°. Одним из наиболее распространенных способов изменения скорости является *катализ*. Катализ может быть гомогенным (реагенты и катализатор в одной фазе) и гетерогенным (реагент и катализатор в разных фазах)

Все физико-химические процессы можно разделить на обратимые и необратимые.

Состояние процесса, при котором скорости прямой и обратной реакции равны, называется *химическим равновесием.*

Для обратимой реакции: aA + bB ↔ cC + dD, в состоянии равновесия выполняется следущее соотношение:

 CC \* CD PC \* PD

KC = --------- или Kp = --------

 CA \* CB PA \* PB

Где CA, CB, CC, CD (PA, PB, PC ,PD) – концентрации (парциальные давления) реагирующих веществ; a, b, c, d – стехиометрические коэффициенты; К – константа равновесия, выраженная через концентрацию или давление. (причем Kp = KC (R T) , где Σn = c+d –a– b)

 Направление смещения химического равновесия при изменении условий определяется *принципом Ле – Шателье:* если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказывается воздействие (изменяются концентрация, температура давление), то оно благоприятствует той из двух противоположных реакций, которая ослабляет это воздействие.

1. Практическая часть

Цель работы: изучить влияние различных факторов на кинетику и равновесие физико-химических процессов.

 **2.1 Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.**

 **2.1.1 Описание хода работы.**

 Используя мерный цилиндр в 5 обозначенных пробирках создаем разные концентрации раствора Б (достигается путем разбавления раствора Б разным количеством воды (см. данные в таблице 1 )). Далее в пропорции 1:1 (по 20 капель) смешиваем раствор А и раствор из 1 пробирки. В момент сливания засекаем время начала опыта на секундомере. В момент появления синей окраски фиксируем момент завершения опыта. Для каждого варианта концентрации раствора Б проводим свой опыт и данные заносим в таблицу.

**2.1.2 Данные опыта.**

## *Таблица1*

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| № | Объем, мл | Относительная концентрация раствора Б(нормальность) | Время t,с | Относительная скорость реакции =1/, с-1 |
|  | Раствор Б | Дистиллированная вода |  |  |  |
| 1 | 10 | 0 | 0,02 | 6.8 | 0.15 |
| 2 | 10 | 5 | 0,0133 | 10 | 0.1 |
| 3 | 10 | 10 | 0,01 | 12 | 0.083 |
| 4 | 10 | 15 | 0,008 | 16.9 | 0.059 |
| 5 | 10 | 20 | 0,0066 | 22 | 0.045 |

2.1.3 Расчет и анализ экспериментальных данных.

Уравнение реакции:

2KIO3+5Na2SO3+H2SO4=I2+5Na2SO4+K2SO4+H2O

или

2IO3-+5SO32-+2H+=I2+5SO42-+H2O



Рис1.График зависимости скорости протекания реакции от концентрации реагирующих веществ.

**2.1.4.Выводы.**

Из графика видно, что скорость является функцией концентрации реагирующих веществ. Это следует из того, что реагируют те молекулы, которые сталкиваются. Поэтому, чем больше концентрация (и следовательно вероятность столкновения молекул ) реагентов, тем выше скорость протекания реакции.

**2.2 Зависимость скорости реакции от температуры.**

**2.2.1 Описание хода работы.**

В одну пробирку помещено 20 капель раствора щавелевой кислоты. В другой - 20 капель перманганата калия, 20 капель концентрированной серной кислоты (пробирка охлаждается под струей холодной воды). Обе пробирки и термометр вставляются в отверстие крышки, которой закрыт химический стакан, наполненный водой (пробирки и термометр не должны касаться дна стакана). После этого стакан ставится на электроплитку и вода нагревается до температуры 30\*С. Затем содержимое пробирки с перманганатом калия выливается в пробирку со щавелевой кислотой, которая остается в стакане. Одновременно включается секундомер и выключается только при полном обесцвечивании растворов. Затем опыт повторяется при температурах 40°,50° и 60°С. Данные заносятся в таблицу.

**2.2.2. Данные опыта.**

Уравнение реакции:

5H2C2O+ 2KMnO4+3H2SO4=10CO2+2MnSO4+K2SO4+8H2O

или

5H2C2O4+2MnO4-+6H+=10CO2+2Mn2++8H2O.

##### Таблица 2

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| № | Температура t, **o**C | Время от начала реакции до конца | Относительная скорость реакции =1/, с**-1** |
| 1 | 30 | 30 | 0.033 |
| 2 | 40 | 9 | 0.111 |
| 3 | 50 | 7 | 0.142 |
| 4 | 60 | 3 | 0.333 |



**2.2.3 Расчет и анализ экспериментальных данных.**

Рис 2. График зависимости скорости протекания реакции от температуры.

**2.2.4 Выводы.**

Исходя из анализа полученных данных можно заключить, что скорость физико-химического процесса непосредственно зависит от температуры. Повышение температуры влечет за собой возрастания числа активных молекул, обладающих избыточной энергией. Избыточная энергия позволяет молекулам добиться того, чтобы столкновения были эффективными. Эта энергия также называется *энергией активации.*

2**.3 Зависимость скорости гетерогенной реакции от величины поверхности реагирующих веществ.**

**2.3.1 Описание хода работы.**

Даны 2 пробирке с 10% раствором соляной кислоты. В одну из них помещают мел, в другую – мрамор (в одинаковых количествах).

**2.3.2 Данные опыта.**

В пробирке с мелом реакция протекает более интенсивно. В пробирке с мрамором реакция протекает значительно медленнее.

Уравнение реакции:

CaCO3+2HCl = CaCl2+H20+CO2­

2.3.3 Расчет и анализ экспериментальных данных.

Величина поверхности мела значительно больше, чем мрамора. Это связано с особенностями строения этих веществ. Мел имеет более рыхлую структуру чем мрамор.

2.3.4 Выводы.

Величина поверхности вещества влияет на скорость реакции. Чем больше поверхность вещества, тем больше скорость протекания гетерогенной реакции.

2.4 Влияние концентрации реагирующих веществ на состояние равновесия.

2.4.1 Описание хода работы.

В стакан налито 10 мл 2-х %-го раствора FeCl3 и добавлено 10 мл 1 %-го раствора KCNS. Полученный раствор разделен на 4 пробирки. В 1-ю добавляется 3-5 капель концентрированного раствора FeCl3, во вторую – 2-3 капли концентрированного раствора KCNS, в третью помещено немного твердого KCl. Четвертая пробирка является контрольной. Cравнивается интенсивность окраски полученных растворов. Данные записываются в таблицу.

## 1.4.2.Данные опыта.

***Таблица 3***

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| № | Добавленное вещество | Изменение интенсивности окраски (усиление, ослабление) | Направление смещения равновесия |
| 1 | FeCl3 | Усиление | ® |
| 2 | KCNS | Усиление | ® |
| 3 | KCl | Ослабление | ¬ |
| 4 | –– | –– | « |

Уравнение реакции:

FeCl3+3KCNS Fe(CNS)3+3KCL

**2.4.3 Расчет и анализ экспериментальных данных.**

В первой пробирке концентрация FeCl3 увеличилась, и интенсивность окраски усилилась, это связано с тем, что равновесие сместилось в сторону продукта реакции, усиливающего интенсивность окраски. Во второй пробирке увеличилась концентрация KCNS и интенсивность окраски усилилась т.к. равновесие сместилось в сторону продукта реакции, усиливающего интенсивность окраски. В третей пробирке увеличилась концентрация KCl и интенсивность окраски ослабилась, т.к. равновесие сместилось в сторону реагентов и скорость протекания реакции уменьшилась.

**2.4.4. Выводы.**

При увеличении концентрации исходных веществ равновесие смещается в сторону продуктов реакции. При увеличении продуктов реакции равновесие смещается в сторону исходных веществ. Это один из случаев действия принципа Ле-Шателье (изменение концентрации).

**2.5 Влияние температуры на состояние равновесия.**

**2.5.1 Описание хода работы.**

В пробирке находится 4-5 мл. раствора крахмала. К нем приливают несколько капель раствора йода до появления синего окрашивания. Сначала пробирку нагревают в сосуде с горячей водой, а затем охлаждают до комнатной температуры.

## 2.5.2. Данные опыта.

Уравнение реакции (схема):

иод + крахмал иодокрахмал (Н<0).

При нагревании окраска ослабевает. При охлаждении окраска усиливается.

 2.5.3. Выводы.

При повышении температуры равновесие смещается в сторону протекания эндотермического процесса (Н>0), а понижение температуры вызывает смещение равновесия в сторону экзотермической реакции (Н<0).

 3. Контрольные вопросы.

 1. Объясните физический смысл константы скорости. Укажите факторы, влияющие на численное значение константы скорости.

**К**онстанта скорости k показывает, с какой скоростью идет химический процесс при концентрациях реагирующих веществ равных 1 моль/л. На числовое значение константы скорости влияет температура, природа реагирующих веществ, присутствие катализаторов.

 2. Во сколько раз измениться скорость прямой и обратной реакций

2SO2(г) + О2(г) = 2SO3

если объем газовой смеси уменьшить в 3 раза.

0=k\*С2SO2\*CO2

1=k\*(3CSO2)2\*3CO2=27\*k\*C2SO2\*CO2

1 /0=27.

 3. Вычислить значение энергии активации реакции, скорость которой при 300 К в 10 раз больше, чем при 280 К.

Т1=280К Т2=Т1\*(Т2-Т1)/10 =Ц10

Т2=300К lg  = (Ea/2,3R)\*((T2-T1)/(T2\*T1))

Еа=? Ea=80,3 кДж/моль

Т2=10Т1

Белорусский государственный университет информатики и радиоэлектроники.

Кафедра Химии.

Отчет по лабораторной работе №1

“Кинетика физико-химических процессов.

Химическое равновесие.”

### Проверил преподаватель Выполнил студент 1 курса

###### Соловей Нина Петровна группы 050506 ФКСиС

 Бутылецкий Д.В.

Г. Минск 2000