

О.А. Ожерельев

КАТАЛИТИЧЕСКОЕ ЙОДИРОВАНИЕ АЦЕТОНА

Практическое руководство



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Северский технологический институт – филиал НИЯУ МИФИ
(СТИ НИЯУ МИФИ)

УТВЕРЖДАЮ
зав. кафедрой ХиТМСЭ
д. техн. наук, профессор
_____ Софронов В.Л.
«___» _____ 2013 г.

О.А.Ожерельев, А.Ю. Козлова

КАТАЛИТИЧЕСКОЕ ЙОДИРОВАНИЕ АЦЕТОНА

Практическое руководство

Северск 2013

УДК 544.473(075.8)
ББК Г24.54
О 451

Ожерельев О.А.

О 451 Каталитическое йодирование ацетона: практическое руководство/
О. А. Ожерельев, А. Ю. Козлова. – Северск: Изд – во СТИ НИЯУ
МИФИ, 2013. – 22 с., ил.

Руководство содержит материал, необходимый для изучения студентами разделов курса физической химии – катализа. В руководстве приведены теоретические основы и описание выполнения лабораторной работы по физической химии. Руководство предназначено для студентов специальности 240601 СТИ НИЯУ МИФИ.

Одобрено на заседании методического семинара кафедры ХитМСЭ
(протокол № 8 от « 6» июня 2013 г.).

Печатается в соответствии с планом выпуска учебно-методической литературы на 2013 г., утвержденным Ученым Советом СТИ НИЯУ МИФИ.

Рег. № 43/13 от 11.12.2013

Рецензент
А. С. Буйновский

Редактор
М. В. Ворожейкина

Подписано к печати ____ Формат 60х84/32.
Гарнитура Times New Roman. Бумага писчая №2.
Плоская печать. Усл. печ. л. 0,64. Уч. изд. л. 1,16.
Тираж 30 экз. Заказ _____

Отпечатано в ИПО СТИ НИЯУ МИФИ
636036, Томская обл., г. Северск,
пр. Коммунистический, 65.

Содержание

1	Теоретическая часть.....	4
1.1	Основные понятия и определения.....	4
1.2	Кинетика катализа.....	5
1.3	Гомогенный катализ.....	11
1.4	Взаимодействие реагентов с катализатором и принцип каталитического действия.....	13
1.5	Йодометрическое титрование.....	15
1.5.1	Методы йодометрического титрования.....	15
1.5.2	Достоинства и недостатки йодометрического титрования.....	16
2	Экспериментальная часть.....	17
2.1	Цель работы.....	20
2.2	Реактивы и оборудование.....	20
2.3	Последовательность выполнения работы.....	20
2.4	План коллоквиума по разделу «Катализ».....	20
2.5	Правила техники безопасности при проведении лабораторной работы.....	21

1 Теоретическая часть

1.1 Основные понятия и определения

Катализ – процесс, заключающийся в изменении скорости химических реакций в присутствии веществ, называемых катализаторами.

Катализаторы – вещества, изменяющие скорость химической реакции, которые могут участвовать в реакции, входить в состав промежуточных продуктов, но не входят в состав конечных продуктов реакции и после окончания реакции остаются неизменными.

Каталитические реакции – реакции, протекающие в присутствии катализаторов.

Положительным называют катализ, при котором скорость реакции возрастает, **отрицательным** (ингибированием) – при котором она убывает. Примером положительного катализа может служить процесс окисления аммиака на платине при получении азотной кислоты. Примером отрицательного – снижение скорости коррозии при введении в жидкость, в которой эксплуатируется металл, нитрита натрия, хромата и дихромата калия.

Положительный катализ принято подразделять на следующие типы:

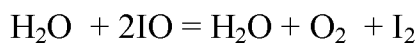
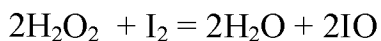
а) **гомогенный**, когда реакционная смесь и катализатор находятся или в жидком или в газообразном состоянии;

б) **гетерогенный** – катализатор находится в виде твердого вещества, а реагирующие соединения в виде раствора или газообразной смеси;

в) **ферментативный** – катализатором служат сложные белковые образования, ускоряющие течение биологически важных реакций в организмах растительного и животного мира.

В зависимости от того, находится катализатор в той же фазе, что и реагирующие вещества, или образует самостоятельную фазу, говорят о гомогенном или гетерогенном катализе.

Примером гомогенного катализа является разложение пероксида водорода в присутствии ионов йода. Реакция протекает в две стадии:



При гомогенном катализе действие катализатора связано с тем, что он вступает во взаимодействие с реагирующими веществами с образованием промежуточных соединений, это приводит к снижению энергии активации.

При гетерогенном катализе ускорение процесса обычно происходит на поверхности твердого тела – катализатора, поэтому активность катализатора

зависит от величины и свойств его поверхности. Механизм гетерогенного катализа сложнее, чем у гомогенного.

Механизм гетерогенного катализа включает пять стадий, причем все они обратимы.

- 1 Диффузия реагирующих веществ к поверхности твердого вещества.
- 2 Физическая адсорбция на активных центрах поверхности твердого вещества реагирующих молекул и затем хемосорбция их.
- 3 Химическая реакция между реагирующими молекулами.
- 4 Десорбция продуктов с поверхности катализатора.
- 5 Диффузия продукта с поверхности катализатора в общий поток.

Промоторы (или активаторы) – вещества, повышающие активность катализатора. При этом промоторы могут сами и не обладать каталитическими свойствами.

Катализаторы, замедляющие химическую реакцию, называются **ингибиторами**.

Каталитические яды – посторонние примеси в реакционной смеси, приводящие к частичной или полной потере активности катализатора.

1.2 Кинетика катализа

Химической кинетикой называется учение о скорости химических реакций и зависимости ее от различных факторов. В зависимости от того, в одной или нескольких фазах находятся участники реакции, различают кинетику гомогенных реакций и кинетику гетерогенных реакций. Это деление необходимо потому, что гетерогенные реакции имеют свои особенности, и их кинетика отличается от кинетики гомогенных реакций.

Важнейшим понятием химической кинетики является понятие о скорости реакции. Под **скоростью химической реакции** понимается изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени. При этом безразлично, концентрация какого из реагирующих веществ рассматривается, потому что концентрации всех реагентов изменяются в соответствии с уравнением реакции. Концентрации исходных веществ уменьшаются, а концентрации продуктов реакции возрастают.

По мере расходования исходных веществ скорость реакции уменьшается. Поэтому численные значения скорости процесса оказываются различными в зависимости от того, для какого момента или промежутка времени рассматривается изменение концентраций. В связи с этим различают скорость среднюю и истинную.

Средней скоростью $\bar{v}$ называется изменение концентрации за определенный промежуток времени:

$$\bar{v} = \pm \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1}, \quad (1)$$

где $\bar{v}$ – средняя скорость;

C_1 и C_2 – концентрации одного из участников реакции в момент времени τ_1 и τ_2 .

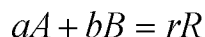
Под **истинной скоростью** v понимается изменение концентрации за бесконечно малый промежуток времени (скорость в данный момент), то есть

$$v = \pm \frac{dC}{d\tau}. \quad (2)$$

Скорость реакции – величина положительная. Отношение же $(C_2 - C_1)/(\tau_2 - \tau_1)$ и производная $dC/d\tau$ могут быть как положительными, так и отрицательными в зависимости от того, представляет ли концентрацию одного из исходных веществ или одного из продуктов реакции. В первом случае концентрация убывает во времени, т.е. $(C_2 - C_1)$ и $dC/d\tau < 0$. Поэтому, чтобы скорость имела положительное значение, в правой части уравнения (1) и (2) надо брать знак минус. Если же C – концентрация одного из продуктов реакции, то есть $C_2 > C_1$ и $dC/d\tau > 0$, то берется знак плюс.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ устанавливает закон действия масс: при постоянной температуре скорость реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, причем, каждая из концентраций берется в степени, равной стехиометрическому коэффициенту перед формулой данного вещества в уравнении реакции.

Коэффициент пропорциональности K для каждой реакции при постоянной температуре является величиной постоянной и называется **константой скорости реакции**. Для реакции общего вида:



скорость

$$v = K \cdot C_A^a \cdot C_B^b. \quad (3)$$

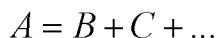
При $C_A = 1$ и $C_B = 1$

$$v = K \cdot 1^a \cdot 1^b = K.$$

Таким образом, по физическому смыслу **константа скорости реакции** – это скорость данной химической реакции в условиях, когда концентрация каждого из исходных веществ равна единице. Уравнения, выражающие зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ, называются **кинетическими**.

Все химические реакции в кинетике подразделяют или по признаку молекулярности реакции, или по признаку порядка реакции. Молекулярность реакции определяется числом молекул, одновременно участвующих в элементарном акте химического превращения. По этому признаку реакции разделяются на одномолекулярные, двухмолекулярные и трехмолекулярные.

В **одномолекулярных реакциях** изменение в отдельном химическом акте претерпевает одна молекула. Схематично это можно записать так:



Для простых одномолекулярных реакций:

$$v = K \cdot C. \quad (4)$$

Двухмолекулярными являются такие реакции, в которых происходит столкновение двух молекул (одинаковых или разных):

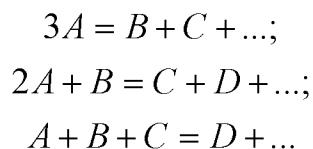


Для простых двухмолекулярных реакций

$$v = K \cdot C_1 \cdot C_2,$$

где C_1 и C_2 – концентрации исходных веществ.

Трехмолекулярные реакции встречаются очень редко. К ним относятся те реакции, в которых для химического взаимодействия необходимо одновременно столкновение трех молекул:



Следует помнить, что о молекулярности реакции нельзя судить по виду химического уравнения, так как химическое уравнение отражает процесс в целом, не давая представления об отдельных его стадиях.

Для простых реакций, протекающих в одну стадию в соответствии со стехиометрическим уравнением, порядок реакции совпадает с их молекулярностью. Но таких реакций сравнительно немного.

Большинство химических реакций представляет собой сложные многостадийные процессы, причем, каждая из стадий имеет свою скорость. Поэтому обычно порядок реакции не совпадает с ее молекулярностью и не соответствует стехиометрическому уравнению.

Несовпадение порядка и молекулярности зависит также от условий процесса. Например, при реакциях гидролиза, где вода находится в таком избытке, что ее концентрация остается практически постоянной, скорость реакции зависит лишь от концентрации второго участника реакции. В результате кинетика такой реакции описывается уравнениями реакций первого порядка, хотя по существу реакция двухмолекулярна.

На скорость реакции существенное влияние оказывает температура. Как правило, с повышением температуры скорость реакции быстро растет.

Зависимость скорости реакции от температуры приближенно выражается правилом Вант-Гоффа: при нагревании на 10°C константа скорости увеличивается в среднем в 2 – 4 раза.

$$\gamma = \frac{K_{t+10}}{K_t} = 2 \div 4 \approx 3, \quad (5)$$

где γ – температурный коэффициент скорости реакции;

K_t – константа скорости реакции при температуре t ;

K_{t+10} – константа скорости той же реакции при температуре на 10° C выше t .

Более точно зависимость константы скорости реакции от температуры выражается уравнением Аррениуса:

$$\ln K = B + \frac{A}{T}, \quad (6)$$

где A и B – эмпирические постоянные, характерные для данной реакции.

Реакция происходит в результате столкновения молекул. Однако не всякое столкновение приводит к химическому взаимодействию. Реагируют при столкновении лишь активные молекулы, то есть те, энергия которых достаточна для преодоления энергетического барьера. Энергетический барьер возникает в результате сил отталкивания одноименно заряженных электронных оболочек атомов, составляющих молекулы реагирующих веществ.

На рисунке 1 изображено изменение энергии системы молекул по ходу реакции.

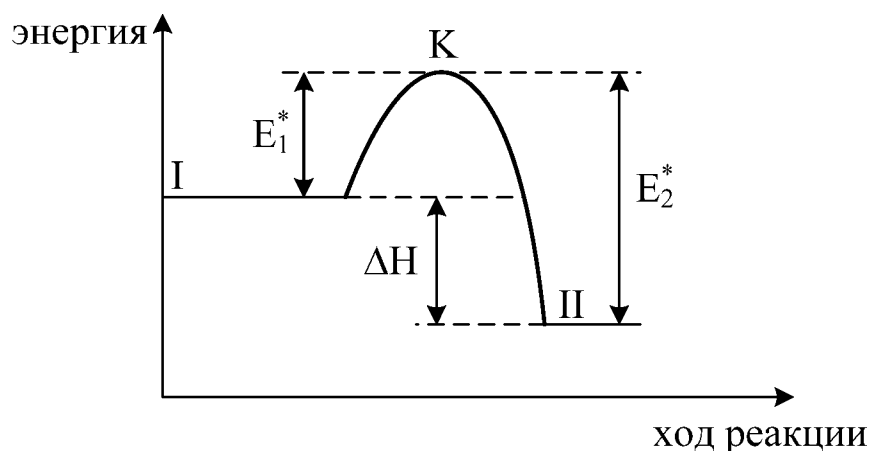


Рисунок 1 – Изменение энергии реагирующей системы

До начала реакции общий запас энергии исходных веществ характеризуется энергетическим уровнем I . Если прямая реакция идет с выделением тепла, то общий запас энергии продуктов реакции меньше, чем у исходных веществ, то есть продукты реакции находятся на более низком энергетическом уровне II . Разность уровней I и II равна энергии, выделившейся в окружающую среду в виде тепла (ΔH).

На пути превращения исходных веществ в продукты реакции молекулы должны преодолеть некоторый энергетический барьер с вершиной в точке K . Такой барьер могут преодолеть не все молекулы, а лишь те, которые в момент столкновения имеют достаточный для этого избыток энергии.

Разность между минимальной энергией, необходимой для химического взаимодействия (характеризуется уровнем K), и средней энергией молекул в данных условиях (характеризуется исходным уровнем I или II), называется энергией активации. На рисунке 1:

E_1^* – энергия активации прямой реакции;

E_2^* – энергия активации обратной реакции.

Очевидно, чем ниже энергетический барьер, то есть чем меньше энергия активации, тем больше в системе число молекул, способных его преодолеть, тем больше скорость реакции.

Энергия активации связана с постоянной A уравнения Аррениуса простым соотношением:

$$A = -\frac{E^*}{R}, \quad (7)$$

где R – универсальная газовая постоянная.

Энергия активации и константы уравнения Аррениуса определяются на основании экспериментальных данных несколькими способами.

1 Аналитический способ

Интегрируя уравнение Аррениуса в пределах от T_1 до T_2 , получим приближенное уравнение

$$\ln \frac{K_{T_2}}{K_{T_1}} = \frac{E^*}{R} \cdot \frac{T_2 - T_1}{T_1 \cdot T_2}, \quad (8)$$

где K_{T_1} и K_{T_2} – константы скорости реакции при температурах T_1 и T_2 соответственно.

При помощи уравнения можно найти величину энергии активации E^* по двум значениям константы скорости при двух температурах. По величине E^* рассчитывается константа A , затем, подставляя в (10) числовые значения A и K для определенной температуры T , вычисляется константа B .

2 Графический способ

Этот способ основан на том, что уравнение (10) является уравнением прямой вида $y = a + b \cdot x$. Если на основании опытных данных построить прямую в координатах $\ln K - 1/T$, то она отсечет на оси ординат отрезок,

равный B , а угловой коэффициент прямой определит величину $A = -tg\alpha$ (рисунок 2).

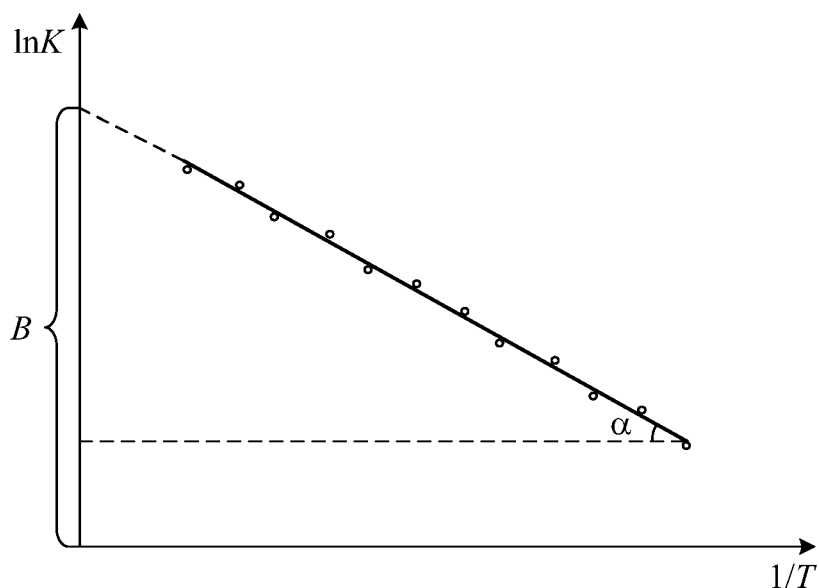


Рисунок 2 – Зависимость константы скорости реакции от температуры

Определив из графика величину A , рассчитывают $E^* = -A \cdot R$. Для построения графика должен быть известен ряд экспериментально найденных значений константы скорости при разных температурах.

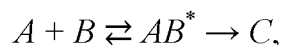
1.3 Гомогенный катализ

Если все участники реакции и сам катализатор находятся в одной фазе, то катализ называется гомогенным. Если же катализатор представляет собой отдельную фазу, то катализ называется гетерогенным.

Одной из основных теорий катализа является теория промежуточных соединений. Ее основное положение: катализатор вступает с исходными веществами в промежуточную реакцию, которая идет быстрее, чем реакция без катализатора.

Рассмотрим реакцию общего вида $A + B \rightarrow C$ в двух вариантах: с катализатором и без катализатора.

а) без катализатора:



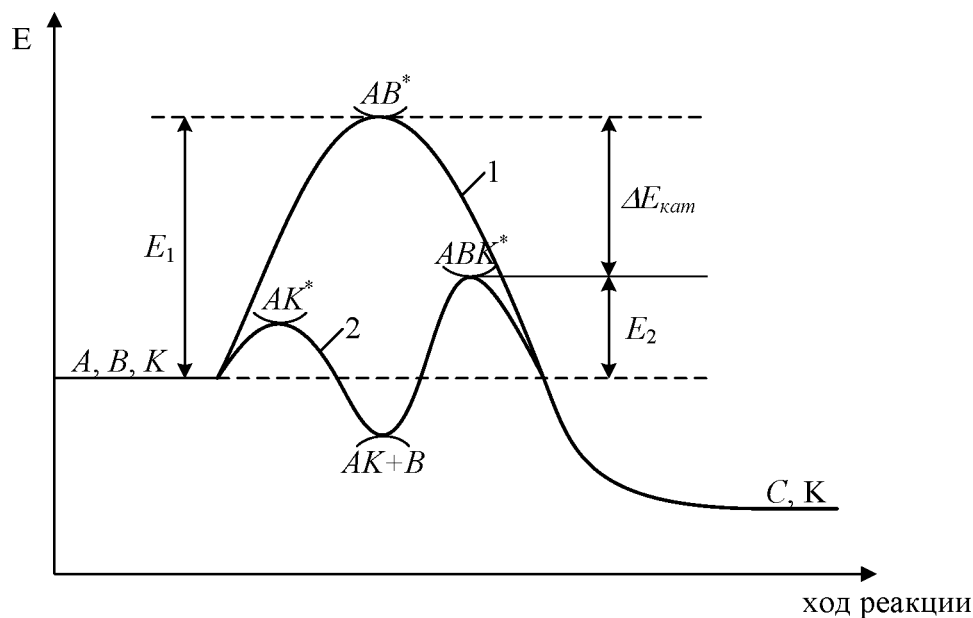
где AB^* – активный комплекс;

б) в присутствии катализатора K :



где ABK^* – активный комплекс с участием катализатора.

Рассмотрим изменение энергии системы E по ходу реакции (рисунок 3).



1 – реакция без катализатора; 2 – реакция в присутствии катализатора

Рисунок 3 – Влияние катализатора на скорость реакции

На рисунке 3 величина E_1 – энергия активации реакции без катализатора; E_2 – энергия активации реакции с катализатором; $\Delta E_{кат} = E_1 - E_2$ – величина, характеризующая снижение энергетического барьера в результате присутствия катализатора. Чем активнее катализатор, тем больше $\Delta E_{кат}$, тем ниже энергетический барьер и больше скорость реакции.

Из нижеприведенной энергетической схемы видно, что катализатор снижает энергетический барьер и ведет реакцию энергетически более выгодным, более легким путем. Следовательно: ускоряющее действие катализатора состоит в снижении энергетического барьера, в уменьшении энергии активации. В присутствии катализатора молекулы исходных веществ

преодолевают на пути превращения в продукты реакции два небольших энергетических барьера вместо одного большого.

Из той же схемы видно, что катализатор снижает на $\Delta E_{кат}$ не только энергетический барьер прямой реакции, но и энергетический барьер обратной реакции на ту же величину. Этим объясняется тот факт, что катализатор одинаково ускоряет как прямую, так и обратную реакцию, т.е. не смещает равновесие обратной реакции. Но состояние равновесия в присутствии катализатора достигается быстрее.

Для расчета скорости гомогенных каталитических реакций получено уравнение:

$$\frac{dC}{d\tau} = [K] \frac{K_1 \cdot K_3 \cdot [A] \cdot [B]}{K_2 - K_3 \cdot [B]}, \quad (13)$$

Где $\frac{dC}{d\tau}$ – скорость реакции;
 $[A], [B], [K]$ – концентрации исходных веществ и катализатора;
 K_1, K_2 – константы скорости прямой и обратной реакции образования промежуточного соединения AK ;
 K_3 – константа скорости образования активного комплекса с участием катализатора ABK^* .

Из этого следует, что скорость гомогенной каталитической реакции возрастает с увеличением концентрации катализатора.

1.4 Взаимодействие реагентов с катализатором и принцип каталитического действия

Энергетический барьер на пути реакции обусловлен необходимостью разрыва связей в молекулах исходных веществ. Однако энергия активации всегда меньше суммы энергии разрываемых связей вследствие того, что в процессе образования распада активированного комплекса затраты энергии на разрыв связи в молекулах исходных веществ компенсируется энергией, освобождающейся при образовании новых связей. Высокая степень компенсации энергии достигается, если одновременно разрываются связи в исходных молекулах и образуются новые, т.е. реакция протекает синхронно. Одним из путей ускорения реакций является применение катализаторов. Вследствие промежуточного взаимодействия реагентов с катализаторами становится возможным протекание реакций. При этом обеспечивается или уменьшение числа разрываемых связей, или увеличение степени

компенсации энергии в каждой из стадий каталитической реакции. Т.е. некоторая гипотетическая некаталитическая одностадийная реакция с высокой энергией активации может протекать в присутствии катализатора через несколько стадий с низкими энергетическими барьерами. Тем самым достигается существенное увеличение скорости химического превращения.

При образовании промежуточных соединений катализатора с реагентами происходят следующие эффекты, приводящие к увеличению скорости реакции:

1) образование промежуточного соединения может сопровождаться диссоциацией молекулы одного из реагентов на связанные с активным центром катализатора атомы, каждый из которых в последующих стадиях последовательно присоединяется к молекуле второго реагента, давая продукты реакции;

2) при связывании молекулы одного из реагентов активным центром катализатора прочность разрываемых связей в ней значительно уменьшится за счет перераспределения электронной плотности в образующемся комплексе;

3) при образовании промежуточного соединения достигается благоприятное пространственное расположение реагирующих групп атомов, при котором происходит необходимое перераспределение химических связей перекрывание молекулярных орбиталей (МО) молекул обоих типов. Это обеспечивает синхронное протекание разрыва и образование связей в активированном комплексе для реакции.

Катализатор может повысить вероятность, однако реакция под влиянием этого фактора ускоряются не очень сильно. Число столкновений может быть увеличено в присутствии постороннего вещества в первую очередь за счет уплотнения реагирующих веществ путем адсорбции на его поверхности или конденсации в капиллярах. Однако этот эффект даже в случае катализаторов, обладающих значительной поверхностной активностью, имеет лишь подчиненное значение по сравнению с энергией активации.

1.5 Йодометрическое титрование

Йодометрия относится к окислительно-восстановительному методу.

Основным веществом, применяемым в качестве окислителя в йодометрии является йод ($\varphi^\circ = 0,5345$ В), который окисляет все восстановители, окислительно-восстановительный потенциал систем которых меньше.

Кристаллический йод мало растворим в воде. Поэтому обычно в качестве стандартного раствора применяют его раствор.

1.5.1 Методы йодометрического титрования

1 Метод прямого титрования

Вещества, легко окисляемые йодом, титруют непосредственно стандартными растворами йода в иодиде калия, т.е. растворами $K[J_3]$. Такие методы определения называют методами прямого йодометрического титрования. Ими легко определять сульфиды, сульфиты, тиосульфаты и другие сильные восстановители. Например, в слабощелочных растворах, иод количественно окисляет цианиды.

2 Метод обратного титрования

Вещества, которые трудно окисляются йодом, сначала обрабатывают избытком раствора $K[J_3]$ и затем, через некоторое время оттитровывают избыток $K[J_3]$ стандартным раствором тиосульфата натрия. Такие методы определения называют методами обратного титрования. Применение метода обратного титрования дает возможность получать более точные результаты анализа.

3 Косвенный метод

Окислители обрабатывают иодидами калия или натрия, затем оттитровывают выделившийся при этом в эквивалентном количестве йод стандартным раствором тиосульфата натрия. В этом заключается косвенный метод йодометрического определения. Таким методом определяют перманганаты, хроматы, бихроматы, иодаты и другие окислители.

4 Титрование заместителя

Этот метод йодометрического определения иодидов, бромидов, хлоридов и других восстановителей основан на окислении их окислителями.

Полученные соединения (после удаления избытка окислителя и соответствующей обработки) титруют стандартным раствором тиосульфата натрия.

Этот метод называется "титрование заместителя", он относится к косвенному методу.

1.5.2 Достоинства и недостатки йодометрического метода

Йодометрические определения отличаются большим разнообразием, поэтому они широко применяются в практике заводских, научно-исследовательских и вузовских лабораторий. Метод имеет следующие преимущества перед другими:

а) он применим для определения многих соединений, не реагирующих непосредственно с йодом или иодидами;

б) отличается большой точностью, превосходящей точность других окислительно-восстановительных методов;

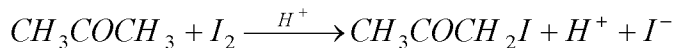
в) растворы йода окрашены, поэтому йодометрическое титрование можно проводить без индикаторов, т.к. о конечной точке титрования можно судить по исчезновению окраски йода;

г) йод хорошо растворим в органических растворителях, поэтому широко применяют не только водные, но и неводные растворы йода для различных йодометрических определений.

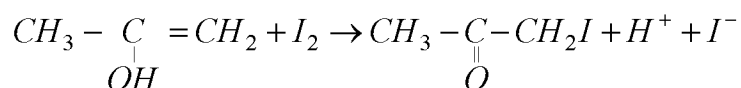
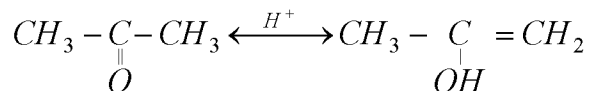
Главным недостатком йодометрического метода является ошибка определения вследствие летучести йода. Поэтому титрование следует проводить в условиях, включающих потери йода в результате его улетучивания на холод и по возможности быстро.

2 Экспериментальная часть

Реакция йодирования ацетона сопровождается гомогенным кислотным катализом и ускоряется одним из продуктов реакции – ионом водорода.:



или по стадиям:



Первая стадия (каталитическая) является лимитирующей.

2.1 Цель работы

Цель работы: изучить скорость реакции и определить графическим методом порядок данной реакции.

2.2 Реактивы и оборудование

Реактивы и оборудование:

Термостат, 250 – миллилитровая мерная колба;

0,1н. раствор I_2 в 4% – ом растворе KI;

1н. раствор HCl;

H_2O ;

Ацетон, твердый, либо 1н. раствор.;

Пипетка на 25мл;

Колба для титрования ~ 100мл;

Колба для дистиллированной воды;

0,1н. раствор $NaHCO_3$;

0,01н. раствор $Na_2S_2O_3$;

Крахмал.

2.3 Последовательность выполнения работы

Последовательность выполнения работы:

- 1 Установить термостат на заданную температуру;

- 2 В 250 мл мерную колбу налить 25 мл 0,1н. раствора I_2 в 4% растворе KI
- 3 Добавить 25мл 1н. раствора HCl (содержание кислоты может быть увеличено или уменьшено).
- 4 Долить водой до объема ниже метки примерно на 30 – 35 мл
- 5 Колбу с рабочим раствором и другую колбу с дистиллированной водой поместить в термостат.
- 6 Спустя 15–20 мин в колбу добавляют 1,5 г ацетона, либо 25мл 1н. раствора ацетона (лучше). Момент вливания ацетона отметить по часам.
- 7 Объем раствора в колбе быстро довести до метки дистиллированной водой, тщательно взболтать, и тотчас отобрать пипеткой 25мл пробы, отмечая этот момент по часам.
- 8 Колбу с реакционной смесью закрыть пробкой во избежание улетучивания ацетона.
- 9 Отобранную пробу влить в колбу для титрования, содержащую 25мл 0,1н. раствора $NaHCO_3$
- 10 Содержание йода определять титрованием 0,01н. раствора $Na_2S_2O_3$ в присутствии крахмала.
- 11 За ходом реакции наблюдать по результатам анализа проб через определенные промежутки времени. **Колбу из термостата не вынимать!** Рекомендуется взять семь – восемь проб. По ходу реакции время между титрованиями постепенно следует увеличивать (первые три титрования проводят через 10 мин, затем два титрования через 15 мин, еще два – через 20 мин, и одно титрование – через 25 мин). **Расход гипосульфита на каждую последующую пробу должен изменяться на 1–3мл.**
- 12 Результаты измерений записать в таблицу.

Таблица 1– Результаты измерения

№ измерения	Время измерения	Время от начала реакции, мин	Количество, 0,01н. $Na_2S_2O_3$, мл	$C_{0, \text{ ац}}$ г–экв/л	C_{0, H^+} г–экв/л	C_X г–экв/л	k	$k_{\text{ср}}$

- 13 Концентрацию ацетона C_X определить по уравнению

$$C_X = \frac{n_0 - n_t}{25} = \frac{N_{Na_2S_2O_3}}{2},$$

где n_t – количество 0,01н. $Na_2S_2O_3$, израсходованное на титрование данной пробы, мл

n_0 – количество $Na_2S_2O_3$, которое должно быть израсходовано в момент начала реакции, мл (n_0 определяется по графику $n(t)$ экстраполяцией до $t = 0$.)

$N_{Na_2S_2O_3}$ – нормальность раствора $Na_2S_2O_3$.

14. Вычислить константу скорости k :

$$k = \frac{2,303}{t(c_{ac}^0 + c_{H^+}^0)} \lg \frac{c_{ac}^0 (c_{H^+}^0 + c_X)}{c_{H^+}^0 (c_{ac}^0 - c_X)},$$

где C_{ac}^0 – начальная концентрация ацетона

$C_{H^+}^0$ – начальная концентрация ионов водорода

C_X – концентрация ацетона, подвергшегося превращению за время t (убыль концентраций)

t – время от начала реакции до данного измерения

15. Определить k_{cp} и вычислить температурный коэффициент и энергию активации (значение k при другой температуре взять из справочника).

На основании проделанной работы следует начертить график зависимости объема тиосульфата натрия от времени и сделать вывод.

2.4 План коллоквиума по разделу «Катализ»

- 1 Основные понятия: катализ и катализаторы: промоторы и каталитические яды.
- 2 Молекулярность и порядок реакции, причины их несовпадения.
- 3 Энергия активации, ее физический смысл.
- 4 Какими способами определяются энергия активации и константы равновесия в уравнении Аррениуса.
- 5 Гомогенный катализ. Теория промежуточных соединений.
- 6 Сущность каталитического действия.
- 7 Зависимость скорости гомогенной каталитической реакции от концентрации катализатора.
- 8 Йодометрическое титрование.

2.5 Правила техники безопасности при проведении лабораторной работы

При работе в химической лаборатории необходимо соблюдать следующие правила:

- 1 Работа должна быть предварительно спланирована учащимся и одобрена преподавателем.
- 2 На лабораторном столе во время работы не должно быть посторонних предметов.
- 3 В лаборатории следует работать в хлопчатобумажном халате, волосы должны быть убраны.
- 4 Строго запрещается принимать в лаборатории пищу.
- 5 До и после выполнения работы необходимо вымыть руки.
- 6 Работать нужно аккуратно, результат опыта зависит от чистоты проведения эксперимента.
- 7 Все опыты с ядовитыми и пахучими веществами выполнять в вытяжном шкафу.
- 8 Химические реактивы брать только шпателем, пинцетом или ложечкой (не руками!).
- 9 Неизрасходованные реактивы не высыпать и не выливать обратно в те сосуды, откуда они были взяты.
- 10 При нагревании растворов и веществ в пробирке необходимо использовать держатель. Отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от себя и других работающих.
- 11 Нельзя наклоняться над сосудом, в котором происходит нагревание или кипячение жидкости.
- 12 При необходимости определить запах выделяющихся при реакции газов нужно легким движением ладони направить струю газа от горла сосуда к себе и осторожно вдохнуть.
- 13 При разбавлении концентрированных кислот и щелочей небольшими порциями приливать кислоту (или концентрированный раствор щелочи) в воду, а не наоборот.
- 14 Опасные продукты реакции сливать только в соответствующие банки.
- 15 Со всеми возникающими вопросами сразу же обращаться к преподавателю.