

СУНЦ МГУ имени М.В. Ломоносова

Изучение комплексообразования в системах  
галогенид – галоген

Курсовая работа  
ученицы 10 "Н"  
Селивановой С.В..  
Научный руководитель:  
доцент СУНЦ МГУ,  
к.х.н. Н.И. Морозова

Москва 2018

## Введение

Известно, что иод в избытке иодида калия образует комплексный анион  $[I_3^-]$  [1]. Его образование сопровождается окрашиванием раствора в красно-коричневый цвет. Протекание данной реакции существенно повышает растворимость иода в воде и других полярных растворителях, т.к. иод – неполярное вещество, а образующийся комплекс – ионное соединение. Аптечная иодная настойка содержит иодид калия (около 1%) [2] именно для улучшения растворимости иода.

**Цель** данной работы состоит в определении количественных параметров аналогичных реакций иода с другими галогенидами, а также спектральных характеристик продуктов.

**Задачи работы:**

1. Получить полигалогенидные комплексы  $M[I(Hal_2)]$  либо  $M[Hal(Hal'_2)]$ .
2. Измерить оптические спектры водных растворов иода и полигалогенидных комплексов либо определить оптическую плотность с помощью датчиков для разных длин волн.
3. Оценить коэффициенты светопоглощения иода и комплексов при выбранных длинах волн.
4. Оценить константы устойчивости комплексов на основании зависимостей оптической плотности на выбранной длине волны от концентрации галогенида.

# Литературный обзор

## Комплексные соединения галогенов

Существует множество комплексных соединений. **Комплексные соединения** (или координационные соединения) – вещества, содержащие частицы (нейтральные молекулы или ионы), которые образуются в результате присоединения к данному иону (или атому) нейтральных молекул или других ионов. **Лиганды** (от лат ligo – «связываю») – нейтральные молекулы, ионы или радикалы, связанные с центральным атомом комплексного соединения, часто являющиеся донорами электронов. **Комплексообразователь** – это центральный атом комплексного соединения, с которым связаны лиганды, обычно он является акцептором (принимает электроны) [3].

При образовании комплекса между комплексообразователем и лигандами возникает донорно-акцепторная, или координационная, связь. Комплекс может быть электронейтральным, или неэлектролитом, иметь положительный заряд (комплексный катион) или отрицательный (комплексный анион). В случае образования комплексного соединения с одноименными лигандами все связи в комплексе равноценны, если он находится в растворе или газовой фазе, а в случае разнородных лигандов характер связи зависит от их свойств [3].

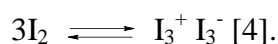
Известны такие комплексы, в которых комплексообразователем и лигандом являются галогены. Такие комплексы называются полигалогениды или анион-галогенаты [1, 2]. Комплексообразователь в них – чаще всего иод или бром, лиганды – те же или другие галогены. Примеры:  $[\text{I}(\text{I}_2)]^-$ ,  $[\text{I}(\text{BrCl})]^-$ ,  $\text{NO}_2[\text{BrF}_4]$ ,  $\text{N}(\text{CH}_3)_4[\text{I}(\text{I}_2)_2]$ . Как правило, лигандами могут быть не более двух различных галогенов. Иод и отчасти бром могут образовывать анионы, содержащие до девяти атомов галогена, например,  $[\text{I}_5]^-$ ,  $[\text{I}_7]^-$ ,  $[\text{I}_9]^-$ ,  $[\text{I}_8]^{2-}$ , а также цепочечные полииодид-ионы [2].

Галогены образуют между собой много соединений в парных комбинациях, которые могут быть нейтральными или ионными, например  $\text{BrCl}$ ,  $\text{IF}_5$ ,  $\text{Br}_3^+$ ,  $\text{I}_3^-$ . Тройные сочетания встречаются лишь в полигалогенид-ионах, таких, как  $\text{IBrCl}^-$  [4].

Бледно-желтый трииодид-ион образуется при растворении  $\text{I}_2$  в водном растворе  $\text{KI}$ :

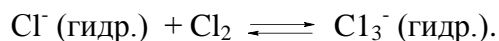


Существует много солей, содержащих трииодид  $\text{I}_3^-$ . Также трииодид-ион может образовываться при самоионизации иода, которой приписывается электрическая проводимость расплавов иода:



Другие тригалогенид-ионы обычно менее устойчивы в водных растворах, но их можно получить в растворах  $\text{CH}_3\text{OH}$  или  $\text{CH}_3\text{CN}$ , а также в виде кристаллических солей с

большими катионами, таких, как  $\text{Cs}^+$  и другие. Так, трихлорид-ион образуется только в концентрированных растворах:



Константа устойчивости трихлорид-иона  $\sim 0,2$  [4].

**Константа устойчивости** – это константа равновесия образования комплекса, так как комплекс образуется путём ступенчатого присоединения лигандов к комплексообразователю [1, 3]. Константа равновесия – это отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции, взятых в степени их стехиометрических коэффициентов к произведению равновесных концентраций исходных веществ, взятых в степени их стехиометрических коэффициентов.

Состав полигалогенидов  $\text{M}[\text{ЭГ}'_x\text{Г}''_y]$ , где  $\text{M}$  – малозарядный крупный катион, например, катион щелочного металла или аммония;  $\text{Э}$  – галоген-комплексообразователь (атом или молекула), обычно имеющий невысокую электроотрицательность (иод, бром, реже хлор);  $\text{Г}'$  и  $\text{Г}''$  – галогенидные лиганды.

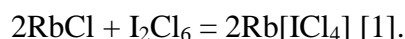
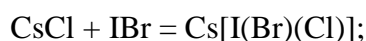
Степень окисления комплексообразователя в анион-галогенатах может быть положительной, например, в  $[\text{I}^{3+}\text{Cl}_4]^-$ , нулевой – как в  $[(\text{I}_2)^0(\text{I}_3)_2]^{2-}$ , отрицательной в  $[\text{I}^{-1}(\text{I}_2)_2]^-$ .

Анион-галогенаты подразделяются на две большие группы:

- изополигалогенаты (когда комплексообразователь и галогенидные лиганды представлены одним галогеном). Например, диiodoiodat (I) цезия и дибромобромат (I) рубидия –  $\text{Cs}[\text{I}(\text{I})_2]$  и  $\text{Rb}[\text{Br}(\text{Br})_2]$  [5];

- гетерополигалогенаты (когда комплексообразователь и галогенидные лиганды представлены разными галогенами). Например, хлоробромiodat (I) цезия  $\text{Cs}[\text{I}(\text{Br})(\text{Cl})]$ , тетрахлорiodat (III) аммония  $\text{NH}_4[\text{ICl}_4]$ , фторотрихлорiodat (III) цезия  $\text{Cs}[\text{I}(\text{Cl}_3\text{F})]$  и bromoiodoiodat (I) цезия  $\text{Cs}[\text{I}(\text{I})(\text{Br})]$  [5].

Анион-галогенаты получают при взаимодействии в растворе солей-галогенидов с галогенами или межгалогенными соединениями:



Анион-галогенаты при нагревании легко разлагаются с выделением свободных галогенов или межгалогенных соединений и солей-галогенидов, причем в составе соли всегда оказывается самый электроотрицательный из галогенов:



## Определение константы устойчивости

Кроме состава, главной характеристикой комплексных соединений является константа устойчивости.

Для определения констант устойчивости применяется большое число разнообразных методов исследования. Подавляющее большинство работ по определению констант устойчивости выполнено с применением потенциометрических методов исследования. Широко распространены также методы спектрофотометрии, колориметрии, фотоэлектроколориметрии, растворимости и некоторые другие [6].

Рассмотрим колориметрический и фотоэлектроколориметрический методы анализа.

**Колориметрический анализ** – визуальный метод анализа, основанный на установлении концентрации растворимого соединения по интенсивности или оттенку его окраски при взаимодействии данного вещества с каким-либо реактивом.

**Фотоэлектроколориметрия** – определение количества вещества по поглощению окрашенным раствором света, пропущенного через светофильтр и измеряемого фотоэлементом [3].

Колориметрические методы используют визуальное сравнение или сравнение с помощью приборов – фотоколориметров или спектрофотометров. Сравнение производится двумя методами [7].

Первый метод [7] предусматривает сравнение степени окрашенности исследуемого раствора при определенной температуре и в определенном слое жидкости с эталонным раствором. Эталон содержит точно известное количество окрашивающего вещества при той же температуре и в том же слое жидкости. Иногда сравнение производится с дистиллированной водой. Применяется визуальный метод сравнения интенсивности окраски раствора с эталонными растворами, концентрация вещества в которых известна.

Второй метод [7] основан на доведении окраски исследуемого образца до эталонной. Растворы с помощью различных оптических приспособлений – зеркал, стекол и призм помещают в приборе таким образом, чтобы они совмещались в поле зрения исследователя. Глаз способен с высокой точностью фиксировать одинаковость окраски двух образцов. Для того, чтобы привести изучаемый раствор к эталонному, добавляют прозрачный растворитель. Потом из количества добавленного разбавителя выводят количественную характеристику концентрации красящих веществ в растворе. Такие методы применяются в визуальных колориметрах и в фотоколориметрах. Они довольно практичны, так как на них не влияют посторонние факторы — например, температура.

Фотоэлектроколориметрический метод [6, 8] более объективен по сравнению с визуальной колориметрией и может давать более точные результаты. Принцип работы

фотоэлектроколориметра следующий. Световой поток, проходя через окрашенную жидкость, частично поглощается. Остальная часть светового потока попадает на фотоэлемент, в котором возникает электрический ток, регистрирующийся при помощи амперметра. Чем больше концентрация раствора, тем больше его оптическая плотность и тем больше степень поглощения света, и, следовательно, тем меньше сила возникающего фототока.

**Оптическая плотность** – мера ослабления света прозрачными объектами или отражения света непрозрачными объектами [7]. Оптическая плотность вычисляется как десятичный логарифм отношения потока излучения, падающего на объект, к потоку излучения, прошедшего через него:

$$D = \lg \frac{\Phi_{in}}{\Phi_{out}}$$

где  $\Phi_{in}$  – поток излучения, падающего на объект;  $\Phi_{out}$  – поток излучения, прошедшего через него.

Между оптической плотностью и концентрацией вещества в растворе существует прямая пропорциональная зависимость. Для того чтобы проводить на фотоэлектроколориметре определение количества вещества, необходимо построить градуировочную кривую (рис. 1).

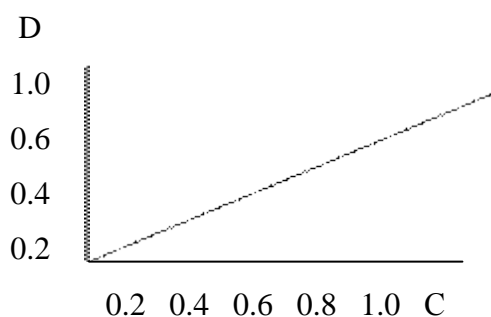


Рис. 1. Градуировочная кривая [8].

*C* – концентрация; *D* – оптическая плотность раствора

Градуировочная кривая показывает зависимость оптической плотности раствора *D* от количества вещества *C*. Для построения градуировочной кривой готовят серию стандартных растворов анализируемого вещества, охватывающую область возможных концентрации, измеряют оптические плотности всех растворов и строят градуировочную кривую, откладывая, по оси абсцисс известные концентрации, а по оси ординат — соответствующие им значения оптической плотности.

По градуировочной кривой в дальнейшем определяют концентрацию вещества в исследуемом растворе. Для этого раствор наливают в ту же кювету, для которой

построена градуировочная кривая и на той же длине волны определяют оптическую плотность раствора. Затем по градуировочной кривой находят концентрацию определяемого вещества, соответствующую данной оптической плотности. Градуировочную кривую следует время от времени проверять. Часто в работе пользуются градуировочными таблицами, которые составляются по данным градуировочной кривой.

## Экспериментальная часть

### Приготовление растворов

Растворимость иода составляет 0,03 г I<sub>2</sub> / 100 мл воды [10], или  $1,18 \cdot 10^{-3}$  (0,00118) моль/л. Было приготовлено 100 мл насыщенного раствора иода в воде (раствор 1), а также серии растворов, содержащих такое же количество иода и добавку галогенид иона (табл. 1).

Таблица 1. Исходные концентрации галогенидов в растворах, содержащих 0,03 г иода на 100 мл

	Растворы иода с добавкой KI	
№ раствора	2	3
Масса KI, г / концентрация KI, М	0,5 / 0,03	1,0 / 0,06
	Растворы иода с добавкой KBr	
№ раствора	4	5
Масса KBr, г / концентрация KBr, М	0,36 / 0,03	0,72 / 0,06
	Растворы иода с добавкой KCl	
№ раствора	6	7
Масса KCl, г / концентрация KCl, М	0,22 / 0,03	0,45 / 0,06

Также использовались растворы, содержащие больше иода (табл. 2). Превышение растворимости иода становится возможным, т.к. иод связывается в комплекс, и его реальная концентрация в растворе понижается.

Таблица 2. Исходные концентрации растворов с увеличенным количеством иода

№ раствора	2-1	2-2	2-3
Масса иода, г / концентрация иода, М	0,18 / $7,09 \cdot 10^{-3}$ (0,00709)	0,10 / $3,94 \cdot 10^{-3}$ (0,00394)	0,05 / $1,97 \cdot 10^{-3}$ (0,00197)
Масса KI, г / концентрация KI, М	0,91 / 0,0548	0,51 / 0,031	1,00 / 0,06

Для приготовления растворов использовались дистиллированная вода и реактивы квалификации «хч»: иод, иодид калия, бромид калия, хлорид калия. Мерные колбы на 100 мл были вымыты и ополоснуты дистиллированной водой. Реактивы взвешивали на весах электронных учебных производства ООО «Научные развлечения» (диапазон измерения 0-200 г, точность 0,01 г) [11] в пластиковой таре, а затем помещали в мерную колбу, где к ним добавлялась вода. В некоторых случаях воду слегка подогревали для ускорения растворения. После охлаждения до комнатной температуры растворы доводили до метки.



### **Получение спектров**

Для измерения спектров растворов использовали спектрофотометр ПЭ-5400ВИ, изготовленный ООО «Экохим» [9]. Спектральный диапазон 315-1000 нм; оптическая схема однолучевая. Для обработки спектров было использовано программное обеспечение SC5400 для сканирования по длине волны под управлением операционной системы Windows. Растворы помещали в стеклянные кюветы 10×12 мм.

### **Определение оптической плотности**

Для определения оптической плотности на выбранных длинах волн применяли датчики оптической плотности 475 нм и 405 нм фирмы ООО «Научные развлечения». Максимум спектра испускания источника света  $475 \pm 5$  и  $405 \pm 5$  нм соответственно. Диапазон измерений оптической плотности от 0 до 2 ед. Время установления показаний – не более 1 с [12, 13].

## Результаты и обсуждение

### Визуальные наблюдения

Цвет растворов, содержащих иодид калия и иод, в зависимости от концентрации, проявляется от оранжево-коричневого (раствор иода в воде, концентрация иода 0,00118 моль/л – раствор 1) до интенсивного красно-коричневого (раствор иода и иодида калия в воде, концентрация KI 0,0548 моль/л, концентрация I<sub>2</sub> 0,00709 моль/л – раствор 2-1) (рис. 2).



Рис. 2. Растворы с исходными массами I<sub>2</sub> / KI (слева направо):  
0,03/0; 0,03/0,5; 0,03/1,0; 0,05/1,0; 0,1/0,51; 0,18/0,91



Рис. 3. Раствор, содержащий 0,03 г I<sub>2</sub> без галогенида; растворы с массами I<sub>2</sub> / KCl  
0,03/0,22 и 0,03/0,45; растворы с массами I<sub>2</sub> / KBr 0,03/0,36 и 0,03/0,72

Окраска растворов иода с добавлением других галогенидов в целом менее интенсивна, чем для иодида. Цвет растворов 4 и 6 (с малыми количествами галогенидов) практически не отличается от оранжевого цвета раствора 1 (без галогенида).

## Результаты спектрофотометрии

Из спектра поглощения раствора, не содержащего галогенид (рис. 4), можно сделать вывод, что максимум пика, принадлежащего иоду, приходится на 350 нм. В присутствии иодида появляется сравнимая по интенсивности широкая полоса поглощения в области от 375 до 475 нм, которую можно отнести к трийодидному комплексу (рис. 5). В растворах с КВг и особенно с КСl аналогичная полоса менее выражена и уменьшение пика иода заметно слабее (рис. 6), что согласуется с меньшей устойчивостью комплексов, содержащих бромид и хлорид [4].

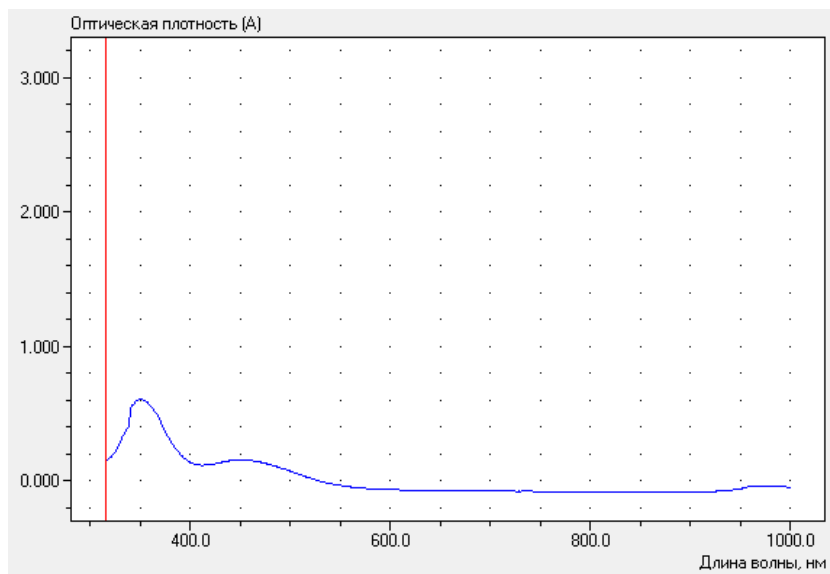


Рис. 4. Спектр поглощения раствора 0,03 г I<sub>2</sub> / 100 мл воды, концентрация иода  $1,18 \cdot 10^{-3}$  (0,00118) моль/л

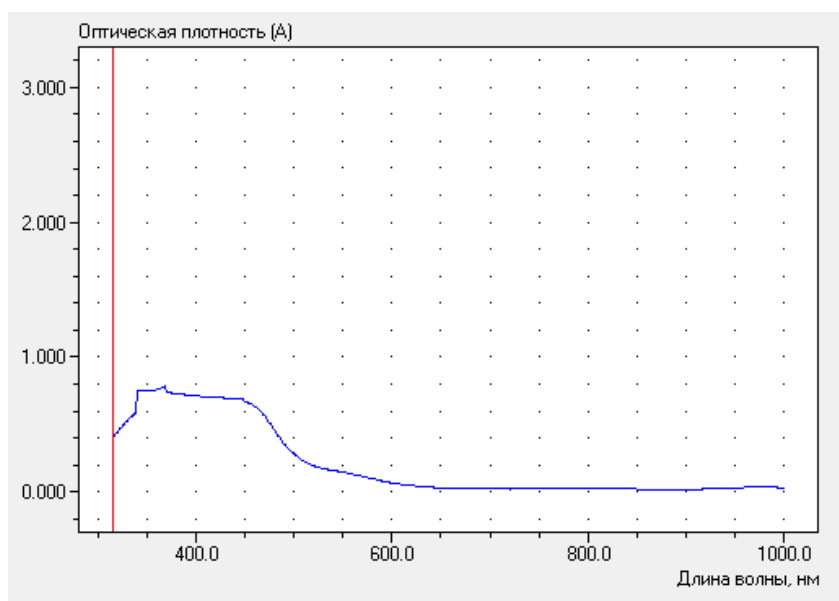


Рис. 5. Спектр поглощения раствора 0,05 г I<sub>2</sub> / 1,0 г KI на 100 мл воды

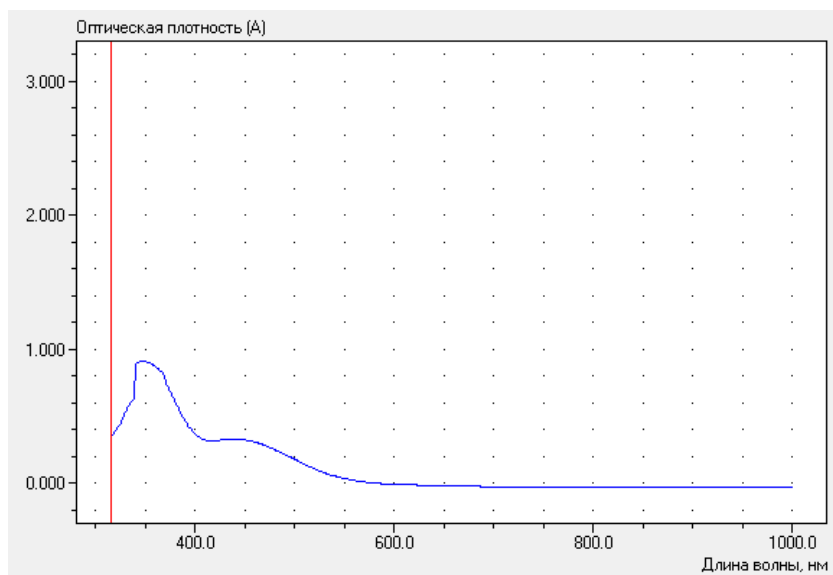


Рис. 6. Спектр поглощения раствора 0,03 г I<sub>2</sub> / 0,45г KCl на 100 мл воды

На основании спектров растворов был выделен интересующий нас интервал длин волн между 350 нм и 500 нм, и дальнейшие исследования проводились в этом интервале.

### Оптическая плотность растворов

Из имеющихся в наличии датчиков оптической плотности на длинах волн 405, 475, 525 и 590 нм в интересующий интервал попали первые два. С их помощью были проведены измерения оптической плотности всех приготовленных растворов. Однако вследствие большой длины кюветы (35 мм) поглощение для некоторых растворов оказалось слишком интенсивным, и значения оптической плотности ушли за пределы измеряемого диапазона. Поэтому данные растворы были разбавлены, и концентрации полученных рабочих растворов были пересчитаны (табл. 3).

Таблица 3. Исходные концентрации иода и галогенида в рабочих растворах

№ раствора		C <sub>0</sub> (I <sub>2</sub> ), моль/л	C <sub>0</sub> (Hal <sup>-</sup> ), моль/л
1 (без Hal <sup>-</sup> )		0,00118	0
2 (с KI)	2А	0,0001475	0,00375
	2Б	0,00059	0,015
3 (с KI)	3А	0,0001475	0,0075
	3Б	0,00059	0,03
4 (с KBr)		0,00118	0,03
5 (с KBr)		0,00059	0,03
6 (с KCl)		0,00118	0,03
2-2 (с KI)	2-2А	0,0004875	0,003875
	2-2Б	0,0013	0,0155

2-3 (с KI)	2-3А	0,00025	0,0075
	2-3Б	0,001	0,03

Для рабочих растворов получены данные оптической плотности (табл. 4).

Таблица 4. Оптическая плотность рабочих растворов

№ раствора	D для 405 нм	D для 475 нм
1	0,95	0,5
2	1,15 (А)	0,9 (Б)
3	1,34 (А)	1,34 (Б)
4	1,64	1,05
5	0,97	0,69
6	1,76	0,81
2-2	2,09 (А)	1,73 (Б)
2-3	1,68 (А)	1,25 (Б)

Измеряемая оптическая плотность выражается формулой:

$$D = l_{\text{кюв}}[(\varepsilon(I_2) \cdot C(I_2) + \varepsilon(I_3^-) \cdot C(I_3^-))],$$

где  $l_{\text{кюв}}$  – длина кюветы,  $\varepsilon(I_2)$  – коэффициент экстинкции иода,  $C(I_2)$  – концентрация иода в растворе,  $\varepsilon(I_3^-)$  – коэффициент экстинкции трииодида,  $C(I_3^-)$  – концентрация трииодида в растворе.

Коэффициент экстинкции иода был рассчитан на основании оптической плотности раствора, не содержащего галогенидов, по формуле

$$D = l_{\text{кюв}} \cdot \varepsilon(I_2) \cdot C(I_2) \Rightarrow \varepsilon(I_2) = D / [l_{\text{кюв}} \cdot C(I_2)].$$

На длине волны 405 нм коэффициент экстинкции иода равен 23 л/моль\*мм, а на 475 нм – 12 л/моль\*мм.

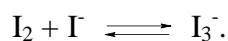
### Расчет константы устойчивости трииодида

Константа устойчивости трииодидного комплекса выражается формулой:

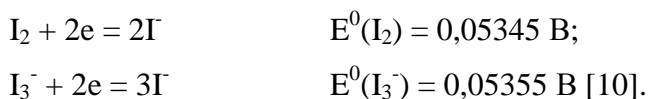
$$K = [I_3^-] / ([I_2] \cdot [I^-]),$$

где  $[I_3^-]$  – концентрация трииодида в растворе,  $[I_2]$  – концентрация иода в растворе,  $[I^-]$  – концентрация иодида в растворе.

Фактически это константа равновесия реакции



В справочной литературе константу устойчивости для  $I_3^-$  найти не удалось. Однако ее можно рассчитать по уравнению Нернста [14], зная стандартные окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций

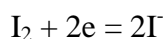


Уравнение Нернста в общем виде:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Ox]}{[Red]},$$

где  $E$  – потенциал полуреакции,  $E^0$  – стандартный потенциал полуреакции (при 298 К, 1 атм и концентрациях, равных 1 моль/л),  $R$  – универсальная газовая постоянная 8,31 Дж/К\*моль,  $T$  – абсолютная температура,  $n$  – число электронов, участвующих в полуреакции,  $F$  – число Фарадея 96485 Кл/моль,  $[Ox]$  и  $[Red]$  – концентрации окисленных и восстановленных форм в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам.

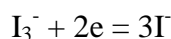
Для полуреакции



при температуре 298 К оно приобретает вид

$$E(I_2) = 0,05345 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{[I_2]}{[I^-]^2}.$$

Потенциал полуреакции



возможно рассчитать по этому же уравнению, если вспомнить, что концентрация иода может быть выражена через константу устойчивости трииодида:

$$[I_2] = [I_3^-]/([I^-]*K).$$

Тогда

$$E(I_3^-) = 0,05345 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{[I_3^-]}{[I^-]^3 \cdot K},$$

а в стандартных условиях, когда все концентрации равны 1 моль/л:

$$E^0(I_3^-) = 0,05345 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{K}.$$

С другой стороны, известно, что  $E^0(I_3^-) = 0,05355 \text{ В}$ . Отсюда находим, что

$$-\lg K = \{2[E^0(I_3^-) - E^0(I_2)]/0,059\} = 0,0001,$$

$$K = 10^{-0,0001} = 1,00023 \approx 1.$$

### Оценка констант устойчивости других галогенидных комплексов

Теперь, зная константу устойчивости трииодида и исходные концентрации иода и иодида в растворах, можно рассчитать реальные концентрации иода и трииодида. Если в 1 л раствора образуется  $x$  моль трииодидного комплекса, то расходуется по столько же моль иода и иодида, и остается  $C(I_2) = C_0(I_2) - x$  моль иода и  $C(KI) = C_0(KI) - x$  моль иодида (табл. 5).

Таблица 5. Реальные концентрации иода и трииодида в рабочих растворах

№ раствора		$C(I_2)$	$C(I_3^-)$
2	А	0,000589117	$5,51 \cdot 10^{-7}$
	Б	0,000146949	$8,71 \cdot 10^{-6}$
3	А	0,00058824	$1,1 \cdot 10^{-6}$
	Б	0,0001464	$1,72 \cdot 10^{-5}$
2-2	А	0,0012866	$1,88 \cdot 10^{-6}$
	Б	0,00048562	$1,33 \cdot 10^{-5}$
2-3	А	0,000971	$1,86 \cdot 10^{-6}$
	Б	0,00024814	$2,9 \cdot 10^{-5}$

Далее, исходя из уже упоминавшейся формулы

$$D = l_{\text{кюв}}[(\varepsilon(I_2) \cdot C(I_2) + \varepsilon(I_3^-) \cdot C(I_3^-))],$$

находим коэффициенты экстинкции трииодида при разных длинах волн:

$$\varepsilon(I_3^-) = \frac{D/l_{\text{кюв}} - \varepsilon(I_2)C(I_2)}{C(I_3^-)}.$$

Коэффициент экстинкции трииодида для 405 нм составляет  $22000 \pm 5000$  л/моль\*мм, для 475 нм  $2300 \pm 500$  л/моль\*мм.

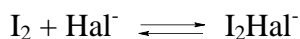
Примем, что коэффициенты экстинкции комплексов  $[I_2Br]^-$  и  $[I_2Cl]^-$  не превышают соответствующие коэффициенты экстинкции трииодида. Тогда, пользуясь значениями оптической плотности для растворов с этими комплексами, можно рассчитать концентрации комплексов  $x$  по уравнению

$$D = l_{\text{кюв}}[(\varepsilon(I_2) \cdot C(I_2) + \varepsilon(I_3^-) \cdot C(\text{компл.}))] = l_{\text{кюв}}[(\varepsilon(I_2) \cdot \{C_0(I_2) - x\} + \varepsilon(I_3^-) \cdot x)],$$

$$x = \frac{D/l_{\text{кюв}} - \varepsilon(I_2)C_0(I_2)}{\varepsilon(I_3^-) - \varepsilon(I_2)}.$$

Приблизительные концентрации комплексов: для раствора 4 –  $3,9 \cdot 10^{-6}$  М, для раствора 5 –  $3,0 \cdot 10^{-6}$  М, для раствора 6 –  $2,5 \cdot 10^{-6}$  М.

Далее рассчитываем константы равновесия реакций



как

$$K = [I_2Hal^-]/([I_2][Hal^-]) = x/\{(C_0(I_2) - x)(C_0(Hal^-) - x)\}.$$

Полученное значение  $K(I_2Br^-)$  составляет 0,14, а  $K(I_2Cl^-)$  0,07. Разумеется, эти значения являются оценочными (оценка снизу), т.к. точные значения коэффициентов экстинкции для указанных комплексов не определены.

### Выводы

1. Рассчитана константа устойчивости для триодид-иона  $K([I_3]^-) \approx 1$  (на основании окислительно-восстановительных потенциалов).
2. Определены коэффициенты экстинкции для  $I_2$ : на 405 нм 23 л/моль\*мм, на 475 нм 12 л/моль\*мм; и для  $[I_3]^-$ : на 405 нм  $22000 \pm 5000$  л/моль\*мм, на 475 нм  $2300 \pm 500$  л/моль\*мм.
3. Оценены минимальные значения констант устойчивости:  $K([I_2Br^-]) > 0,14$  и  $K([I_2Cl^-]) > 0,07$ .



## Литература

1. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ: Учебное пособие для вузов. – М.: Химия, 1996 (1-е изд.), 1997 (2-е изд.), 480 с.
2. Махнач В. О. Иод и проблемы жизни. – Л.: Наука, 1974. 254 с.
3. Химическая энциклопедия. В 5 т.: т. 2: Даффа-Меди / Редкол.: Кнунянц И.Л. (гл. ред.) и др. – М.: Сов. энцикл., 1990, 672 с.
4. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Основы неорганической химии. – М: Мир, 1979, 679 с.
5. Бозорт Р. Ферромагнетизм. – М.: Иностранная литература, 1956, с. 784.
6. Васильев В.П. Термодинамические свойства растворов электролитов: Учебное пособие. – М.: Высшая школа, 1982, 321 с.
7. Капорский Л.Н. Оптическая плотность. Физическая энциклопедия. / Ред. Прохоров А.М. . – М.: Большая Российская энциклопедия, 1992. Т. 3. Магнитоплазменный компрессор – Пойнтинга теорема. 672 с.
8. Булатов М.И., Калинин И.П. Практическое руководство по фотометрическим методам анализа: изд 5-е, перераб. . – Л.: Химия, 1986, 432 с.
9. ООО «Экрос группа компаний». Спектрофотометр ПЭ-5400ВИ. Руководство по эксплуатации. Паспорт БКРЕ.941412.001-01РЭ. – Санкт-Петербург, 2013, 34 с.
10. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии: изд 6-е, переработанное и дополненное. – М.: Химия, 1989, 448 с.
11. ООО «Научные развлечения». Весы электронные учебные. Паспорт.
12. ООО «Научные развлечения». Цифровой датчик оптической плотности 475 нм. Паспорт.
13. ООО «Научные развлечения». Цифровой датчик оптической плотности 405 нм. Паспорт.
14. Корнев Ю.М., Морозова Н.И. Общая и неорганическая химия. Часть V. Окислительно-восстановительные реакции. – М: МАКС Пресс, 2011, 76 с.