



Учреждение образования  
«Белорусская государственная  
орденов Октябрьской Революции  
и Трудового Красного Знамени  
сельскохозяйственная академия»



**Кафедра биологии растений и химии**

# **ХИМИЯ**

**Лабораторный практикум  
Лабораторная работа  
Определение окисляемости воды  
перманганатным методом**



Учреждение образования  
«Белорусская государственная  
орденов Октябрьской Революции  
и Трудового Красного Знамени  
сельскохозяйственная академия»



## Лабораторная работа

### Определение окисляемости воды перманганатным методом

Окисляемость воды характеризует содержание в воде веществ, способных окисляться. Такими веществами являются главным образом взвешенные и растворенные в воде органические вещества (трупы организмов, детрит, окрашенные гуминовые вещества, продукты распада органических соединений и т. д.).

Взвешенные в воде органические частицы, если их количество не слишком велико, благоприятствуют развитию жизни в воде, так как являются объектами питания огромного количества мелких животных, которые в свою очередь служат пищей более крупным.

Значительную часть содержащихся в воде водохранилищ и озер органических веществ составляют растворенные органические кислоты. Суммарное содержание нелетучих органических веществ в каждом водоеме может сильно изменяться. Степень окисления этих веществ обычными химическими окислителями различна, поэтому величина окисляемости не вполне пропорциональна общему содержанию органических веществ. Кроме того, в воде может окисляться и ряд чисто минеральных веществ ( $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  и др.).

В большинстве естественных вод содержание легкоокисляющихся неорганических веществ незначительно и почти вся окисляемость приходится на долю органических веществ. При значительном содержании неорганических веществ стараются ослабить их влияние на величину окисляемости, чтобы последняя по возможности обуславливалась только содержанием органических веществ, количество которых в воде иначе учесть трудно. Когда реакцию окисления проводят при комнатной температуре, окисляются легкоокисляющиеся минеральные вещества, а органические вещества при таких условиях окисляются мало.

Окисляемость определяют в фильтрованной и нефilterованной воде. Если анализируют натуральную (нефильтрованную) воду, то после прибавления реактивов погибают организмы, которые будут в какой-то степени окисляться атомарным кислородом. В профильтрованной воде планктона и взвешенных частиц не будет, но останутся бактерии, и окисляемость будет частично происходить за их счет.

Окисляемость (химическое потребление кислорода) – это количество кислорода, потребляемое при химическом окислении содержащихся в воде органических и неорганических веществ под действием окислителей. Окисляемость (ХПК) выражается количеством кислорода (мг), который необходим для окисления веществ, содержащихся в 1 л воды.

В природных водах наряду с быстро окисляющимися веществами присутствуют вещества, которые окисляются очень медленно, причем скорость их окисления сильно зависит от условий реакции (температуры, концентрации окислителя, кис-

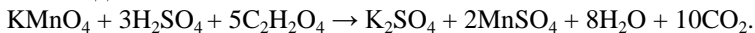


лотности среды и др.) и сравнительные результаты можно получать только в строго стандартных условиях. Большое значение для полноты окисления имеет вид окислителя. В гидрохимической практике применяются два окислителя: перманганат и хромпик.

Окисляемость можно определять двумя методами: перманганатным и хроматным. Общее содержание органических веществ рассчитывают по величине бихроматной окисляемости. Перманганатная окисляемость в сопоставлении с бихроматной окисляемостью позволяет получать ориентировочное представление о качественном составе органических веществ.

Наиболее распространен перманганатный метод (метод Кубеля). Перманганат может проявлять окислительные свойства как в кислой, так и в щелочной среде. При малом содержании хлоридов окисление ведется в кислой среде, при повышенном (более 300 мг СГ на 1 дм<sup>3</sup>) в щелочной. Определение окисляемости в кислой среде основано на способности КМnO<sub>4</sub> окислять разные вещества атомарным кислородом.

Избыток КМnO<sub>4</sub> связывается прибавлением раствора щавелевой кислоты, которую также добавляют в избытке:



Избыток щавелевой кислоты оттитровывают окончательно новой порцией перманганата калия. Так как степень окисления зависит от условий, при которых ведется определение, то для получения достоверных результатов, сравнимых между собой, следует строго придерживаться приводимых ниже указаний относительно количества добавляемых растворов, времени кипячения и температуры раствора при титровании. Если окисляемость определяется не сразу после взятия проб из водоема, а спустя некоторое время, то исследуемую воду консервируют серной кислотой. При небольшой окисляемости воды (до 10 мг О/дм<sup>3</sup>) достаточно взять ее в количестве 100 см<sup>3</sup>. Если же она по предварительным данным выше 10 мг/дм<sup>3</sup>, то необходимо разбавление в соответствующее число раз дистиллированной водой. При большой цветности (выше 40%) пробу тоже разбавляют дистиллированной водой. В случае присутствия в воде значительных количеств окисляющихся веществ минерального происхождения их предварительно окисляют и оттитровывают на холоде. Израсходованный объем раствора перманганата калия исключают из общего объема, пошедшего на окисление при кипячении. При малом содержании окисляющихся веществ минерального происхождения (Fe – менее 0,1–0,2 мг/дм<sup>3</sup>, NO<sub>2</sub> – менее 0,1 мг/дм<sup>3</sup>, H<sub>2</sub>S – менее 0,1–0,2 мг/дм<sup>3</sup>) ими можно пренебречь.

**Оборудование и реактивы.** Кислородные склянки или мерные колбы с притертыми пробками емкостью 100–200 см<sup>3</sup>; посуда емкостью на 2 дм<sup>3</sup>; пипетки на 10 см<sup>3</sup>; бюретки на 50 см<sup>3</sup>, электроплита, раствор щавелевой кислоты с молярной кон-



центрацией эквивалента  $0,01 \text{ моль/дм}^3$ , раствор перманганата калия с молярной концентрацией эквивалента  $0,01 \text{ моль/дм}^3$ , 25%-ный раствор серной кислоты.

**Выполнение анализа.** В коническую колбу на  $200\text{--}250 \text{ см}^3$  наливают пипеткой  $100 \text{ см}^3$  испытуемой воды, затем добавляют  $5 \text{ см}^3$  25%-ного раствора серной кислоты и ставят на нагревательный прибор. При начале кипения (появление первых пузырьков) в пробу добавляют точно  $10 \text{ см}^3$  раствора  $\text{KMnO}_4$  с молярной концентрацией эквивалента  $0,01 \text{ моль/дм}^3$ . После этого пробу кипятят на малом огне ровно 10 минут. Для равномерного кипения рекомендуется поместить в колбу несколько стеклянных капилляров, запаянных с одного конца; колбу прикрывают стеклянной воронкой. Если во время кипячения жидкость обесцветится или потеряет розовую окраску, то определение надо повторить вновь, разбавив исследуемую воду дистиллированной. По окончании кипячения пробу снимают с огня и добавляют в нее из бюретки точно  $10 \text{ см}^3$  раствора щавелевой кислоты с молярной концентрацией эквивалента  $0,01 \text{ моль/дм}^3$ . Обесцветившуюся горячую жидкость дотитровывают раствором перманганата калия с молярной концентрацией эквивалента  $0,01 \text{ моль/дм}^3$  до появления слабо-розового оттенка.

Проверка нормальности раствора  $\text{KMnO}_4$  проводится одновременно с определением. В только что оттитрованную пробу, имеющую температуру около  $50\text{--}60^\circ$ , прибавляют  $10 \text{ см}^3$  раствора щавелевой кислоты с молярной концентрацией эквивалента  $0,01 \text{ моль/дм}^3$  и титруют раствором  $\text{KMnO}_4$  до появления слабо-розовой окраски. Поправку к титру раствора  $\text{KMnO}_4$  находят из соотношения

$$K = 10 / П,$$

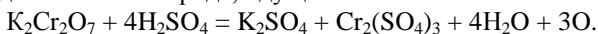
где  $K$  – поправка к титру;  $10$  – миллилитр раствора щавелевой кислоты;  $П$  – миллилитр раствора перманганата калия.

*Вычисление.* Величину окисляемости воды (в  $\text{мг/дм}^3$ ) устанавливают по следующей формуле:

$$\text{ХПК} = K \cdot (a+a_1) \cdot 0,08 \cdot 1000 / V,$$

где  $a+a_1$  – объем раствора  $\text{KMnO}_4$  до и после кипячения,  $\text{см}^3$ ;  $0,08$  – количество кислорода, выделяемого из  $1 \text{ см}^3$  перманганата калия,  $\text{см}^3$ ;  $1000$  – коэффициент перевода миллилитров в литры;  $V$  – объем исследуемой воды,  $\text{см}^3$ .

Бихроматный метод. Некоторые воды с повышенным содержанием органических веществ плохо окисляются перманганатом даже при кипячении. Кроме того, если взят избыток перманганата, то он сам разрушается при кипячении. Значительно лучше окисляет органические вещества бихромат калия, который разрушается с выделением кислорода, идущего на окисление:



Для лучшего окисления органического вещества хромпиком окисление ведут в присутствии катализатора – сернокислого серебра. Избыток непрореагировавшего хромпика оттитровывают раствором соли двухвалентного железа. Параллельно



определяют в холостой пробе количество раствора соли двухвалентного железа, расходуемого на титрование такого же объема хромпика. Разность между количеством двухвалентного железа в холостой пробе и его количеством в пробе воды позволяет определить количество миллилитров раствора железа, эквивалентное количеству кислорода, затраченному на окисление органического вещества, содержащегося в данном объеме воды.

Для обеспечения избытка окислителя объем воды для определения берут с учетом ожидаемой окисляемости (обычно 50–200 см<sup>3</sup>). Если при окислении проба приобретает интенсивно-зеленый цвет, определение повторяют, уменьшив объем воды. Полученные результаты сопоставляют со шкалой (табл. 1).

Таблица 1. Шкала оценки расхода кислорода на окисление примесей

Качество воды	Расход кислорода, мг/ дм <sup>3</sup>
Очень чистая	До 1
Чистая	2
Умеренно грязная	3
Загрязненная	4
Грязная	5–15
Очень грязная	Более 15



Учреждение образования  
«Белорусская государственная  
орденов Октябрьской Революции  
и Трудового Красного Знамени  
сельскохозяйственная академия»



## ЛИТЕРАТУРА

### Основная:

1. Алекин, О. А. Основы гидрохимии: учеб. пособие / О. А. Алекин. – Л.: Гидрометеиздат, 1970. – 296 с.
2. Никаноров А.М. Гидрохимия: Учебник. А. М. Никаноров. – СПб: Гидрометеиздат, 2001. – 444 с.
3. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: уч. для вузов/ Ю.А. Ершов и др. 6-е изд., стер. М.: Высш. шк., 2007. – 560 с.
4. Привезенцев Ю. А. Практикум по прудовому рыбоводству.- М.: Высшая школа, 1982. – 258 с.

### Дополнительная:

5. Баранов И. В. Основы биопродукционной гидрохимии. - М.: Легкая и пищевая промышленность, 1982. - 277 с.
6. Власов Б.П. Антропогенная трансформация озер Беларуси. Минск, 2004. . – 78 с.
7. Зенин А. А., Белоусова И. В. Гидрохимический словарь/ Под ред. А.М. Никанорова. – Л.: Гидрометеиздат, 1988. – 240 с.
8. Логинов В.Ф., Волчек А.А. Водный баланс речных водосборов Беларуси. Минск: Тонпик, 2006. . – 146 с.
9. Логинов В.Ф. Управление гидрометеорологическими данными. Минск: БГУ, 2002. . – 38 с.
10. Прожорина Т.И. Практикум по курсу "Гидрохимия". Ч.1: Учебно-методическое пособие. - Воронеж: ИПЦ ВГУ, 2007. - 27 с.
11. Прожорина Т.И. Экологическая гидрохимия: Методические указания к лабораторному практикуму. Часть 2. - Воронеж: Изд-во ВГУ, 2007. - 20 с.
12. Слесарев В. И. Химия: основы химии живого: учебник для вузов / В. И. Слесарев. – СПб: Химиздат, 2001. – 784 с.
13. Федоров А.А. и др. Методы химического анализа объектов природной среды/ А.А. Федоров, Г.З. Казиев, Г.Д.Казаков. – М.: КолосС, 2008. – 118 с.
14. [www.waterandecology.ru](http://www.waterandecology.ru)

### Справочники:

15. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/ Под ред. Р, Лидина. – М.: КолосС, 2008. – 480 с.
16. Лурье Ю. Ю. Справочник по аналитической химии/ Ю. Ю. Лурье. – М.:Химия, 1971. – 454 с.
17. Справочник по гидрохимии / Под ред. А.М. Никанорова. – Л.: Гидрометеиздат, 1989. – 392 с.

## Составители

**Поддубная** Ольга Владимировна  
**Ковалева** Ирина Владимировна