

Практическая работа № 10, 11

ОПРЕДЕЛЕНИЕ КАЧЕСТВЕННОГО СОСТОЯНИЯ ВОДНЫХ ОБЪЕКТОВ МЕТОДОМ СОКРАЩЕННОГО ХИМИЧЕСКОГО АНАЛИЗА

Цель работы

Выполнение работы позволит студентам ознакомиться с химическими и физическими свойствами природных вод, методами их определения и способами обработки химических анализов.

Введение

В общем комплексе природных ресурсов одно из важных мест принадлежит воде. В условиях ускорения научно-технического развития страны, перевода экономики на интенсивный путь развития все более актуальными становятся задачи, связанные с охраной и рациональным использованием водных ресурсов. Традиционный путь – отбор проб, их транспортировка, лабораторный анализ и обработка не позволяет своевременно использовать полученную информацию с целью принятия управленческих решений. Поэтому в отдельных регионах, где интенсивно воздействует на водные объекты антропогенная нагрузка, все более важное значение приобретает проблема оперативного определения качества пресной воды. Сооружение водохранилищ, изъятие вод из озер, создание искусственных водоемов-накопителей сточных вод, поступление организованных и неорганизованных стоков, влияние донных отложений требуют оперативной информации о состоянии водных объектов.

Водные объекты в нашем регионе находятся в разных физико-географических зонах, относятся к разным типам, испытывают различную антропогенную нагрузку и поэтому основное требование к оперативному контролю – выявление оптимального набора показателей, позволяющих оценить любое воздействие. При этом следует учитывать, что не обязательно для характеристики общего состояния объекта, направленности процессов знать точную количественную оценку концентрации отдельных ингредиентов. В зависимости от характера и степени влияния нагрузок можно анализировать какой-то один из показателей. Поверхностные воды находятся в тесной связи с подземными водами, атмосферными осадками, литолого-петрографическим составом горных пород, наконец, биотой. Однако качественные изменения подземных вод, в отличие от поверхностных, трудно оценить в силу их «скрытности» от глаза исследователя. Их роль особенно важна как экологически чистого источника питьевого водоснабжения населения. Поэтому все чаще встает вопрос о переходе на водоснабжение населения питьевой водой подъемных горизонтов. Решение этой задачи возможно лишь при осуществлении целенаправленных и долговременных наблюдений, которые бы позволили дать объективный анализ состояния подземных вод и вскрыть те тенденции, которые свойственны им, выявить главные влияющие факторы и объяснить механизмы, приводящие к долговременным изменениям в их состоянии.

На сегодняшний день в РТ имеется ряд систем наблюдений за состоянием подземных и поверхностных вод локального уровня. При описании состояния вод учитываются физические и химические параметры воды: рН, содержание Cl^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} и HCO_3^- , Ca^{2+} и общая жесткость, Кроме того, расчетом определяется содержание ионов Na^+ , K^+ , Mg^{2+} , а также общая минерализация.

Химический состав вод изучается с целью:

- 1) выявления региональных закономерностей и локальных особенностей вод;
- 2) выявления гидравлической связи отдельных водоносных горизонтов между собой и с поверхностными водотоками и водоемами;
- 3) выявления пригодности вод для питьевого и хозяйственного водоснабжения и

прогноза возможного изменения их состава при эксплуатации;

4) прогноза возможного влияния вод на оборудование скважин, инженерные сооружения и т.п.;

5) прогнозной оценки территории по результатам изучения химического состава вод.

При оценке состояния водных объектов и качества воды наибольшее распространение получил антропоцентрический подход наряду с биоцентрическим, геосистемным. Его отражением являются разработанные и утвержденные ПДК для водоемов рыбохозяйственного, культурно-бытового и питьевого назначения. Нормативы качества воды, устанавливаемые как диапазоны колебания концентраций тех или иных ингредиентов, позволяют:

- учитывать региональные (бассейновые) условия формирования качества поверхностных вод исходя из естественно-исторических и культурно-традиционных особенностей;
- определять краткосрочные и долгосрочные цели в управлении качеством воды (естественно-историческое содержание как максимально возможная цель; поддержание современного состояния как минимально допустимая);
 - давать объективную оценку изменения качества воды за весь период наблюдений.

В то же время недостатками этого подхода по вполне понятным причинам является отсутствие оптимального количества достоверной исходной информации, поскольку наблюдение осуществляется на немногих постах и включает ограниченный перечень контролируемых показателей.

Российская система стандартов качества вод не отличается радикально от международных и национальных, но является противоречивой, сложной в практическом применении и не полностью соответствует тенденциям охраны и управления водными ресурсами. Поэтому необходимо пересмотреть всю нормативную документацию, принести ее в соответствие с международными стандартами и оптимизировать национальные стандарты качества поверхностных вод так, чтобы они способствовали выполнению поставленной задачи – сохранению экологической значимости водных объектов.

Предварительное задание

Для подготовки к выполнению практической работы каждый студент должен изучить методику проведения исследования, ознакомиться с техникой безопасности при работе с химическими реактивами, а также изучить рекомендуемую литературу [1-3].

Рабочее задание

В ходе выполнения данной практической работы каждый студент должен выполнить следующее:

- 1) ознакомиться с инструкцией по проведению данной лабораторной работы;
- 2) провести сокращенный химический анализ воды;
- 3) составить отчет по проделанной лабораторной работе;
- 4) сделать вывод на основании результатов эксперимента.

Указание по выполнению практической работы

Каждым экспериментом из запланированной серии необходимо выполнить в следующем порядке.

1. *Определение хлор-иона Cl^- (аргентометрический метод)*. Определение основано на титровании Cl^- -иона в нейтральной или очень слабощелочной среде раствором

азотнокислого серебра в присутствии хромата калия. Первая капля избыточного нитрата серебра образует осадок хромата серебра, окрашивающего раствор в бурый цвет.

В колбу пипеткой наливается 100 (50) мл воды, добавляется 0,5 мл (9 капель) 10%-го раствора K_2CrO_4 и все это при постоянном помешивании титруется 0,1 и раствором $AgNO_3$ до появления не исчезающей бурой окраски. Оттитрованная жидкость сливается в специальный стакан.

Результаты анализа выражаются в ионной, ион-эквивалентной и процентной форме. Непосредственно по результатам титрования можно рассчитать ионную и ион-эквивалентную форму:

$$A \text{ мг/л } Cl^- = \frac{V_1 \cdot N \cdot 35,5 \cdot 1000}{V} \text{ или } B \text{ мг/экв. } Cl^- = \frac{V_1 \cdot N \cdot 1000}{V},$$

где V_1 – объем раствора $AgNO_3$, израсходованного на титрование, мл; N – нормальность раствора $AgNO_3$; V – объем исследуемой воды, мл; 35,5 – эквивалентный вес Cl^- , равный атомному весу, деленному на валентность.

2. *Определение ионов CO_3^{2-} и HCO_3^- .* Анионами CO_3^{2-} и HCO_3^- обуславливается общая щелочность воды. Она выражается в мг/экв кислоты, необходимой для нейтрализации до значений pH около 4, что достигается титрованием с индикатором метиловым оранжевым.

При совместном присутствии карбонат- и гидрокарбонат-ионов в колбу отбирают 100 (50) мл воды. Вначале определяется ион CO_3^{2-} . В воду добавляется 5 капель 1%-го раствора фенолфталеина. Появляющаяся розовая окраска обесцвечивается титрованием 0,1 н раствором соляной кислоты. Расчет содержания CO_3^{2-} проводится аналогично расчету Cl^- -иона. Эквивалентный вес карбонат-иона равен 30. Объем израсходованного на титрование реактива удваивается.

После оттитрования (или в случае отсутствия окраски при добавлении фенолфталеина) в эту пробу прибавляют 3 капли раствора метилового оранжевого и титруют тем же раствором соляной кислоты до перехода желтой окраски в слабо-розовую. Расчет производится по формулам:

$$A_1 \text{ мг/л } CO_3^{2-} = \frac{2V_1 \cdot N \cdot 30 \cdot 1000}{V},$$
$$A_2 \text{ мг/л } HCO_3^- = \frac{(V_2 - V_1) \cdot N \cdot 61 \cdot 1000}{V},$$

где V_2 – объем соляной кислоты, израсходованной на титрование с метиловым оранжевым.

В случае отсутствия карбонат-иона вместо выражения $(V_2 - V_1)$ берется только V_2 (объем кислоты в мл, ушедший на титрование).

3. *Определение общей жесткости $(Ca^{2+} + Mg^{2+})$.* Общая жесткость определяется трилометрическим методом. Трилон Б – двунариевая соль этилендиаминатетрауксусной кислоты – образует прочные комплексы с ионами трех- и двухвалентных металлов, в частности, с ионами кальция магния. Окончание реакции фиксируется по изменению первоначальной окраски раствора в процессе титрования.

Для анализа в колбу пипеткой отбирается 25 мл воды, добавляется мерным цилиндром 5 мл буферного раствора и 7-8 капель хрома темно-синего; осторожно, по каплям, при

постоянном помешивании раствор титруется 0,1 н раствором трилона Б до перехода малиновой окраски в фиолетовую. Перетитрованный раствор при добавлении трилона окраску не меняет, поэтому нужно тщательно следить за моментом перехода окраски.

$$B \text{ мг/экв. общей жесткости} = \frac{V_1 \cdot N \cdot 1000}{V} \text{ (обозначения прежние),}$$

4. *Определение иона Ca^{2+}* . Для определения иона Ca^{2+} используется также трилон Б. В качестве индикатора применяется мурексид (аммониевая соль пурпуровой кислоты). Ионы кальция образуют с мурексидом мало диссоциированное, прочное при рН = 10 соединение, окрашенное в малиновый цвет. При титровании кальций связывается трилоном Б в еще менее диссоциированный комплекс и мурексид окрашивает щелочной раствор в фиолетовый цвет.

Пипеткой в колбу отбирается 50 мл исследуемой воды, добавляется мерным цилиндром 5 мл двунормальной щелочи (NaOH) и на копчике стеклянной лопаточки – мурексид. Раствор титруется 0,1 н раствором трилона Б до устойчивой сиреневой окраски.

$$B \text{ мг/экв. } Ca^{2+} = \frac{V_1 \cdot N \cdot 1000}{V} \text{ (обозначения прежние).}$$

$$B \cdot 20,04 = A \text{ мг/л.}$$

5. *Определение иона Mg^{2+} (по расчету)*. Содержание иона магния определяется путем вычитания из количества мг/экв общей жесткости количества мг/экв ионов кальция:

$$B \text{ мг/экв общей жесткости} - B \text{ мг/экв ионов } Ca^{2+} = B \text{ мг/экв } Mg^{2+}.$$

$$B \text{ мг/экв } Mg^{2+} \cdot 12,16 = A \text{ мг/л } Mg^{2+}.$$

6. *Определение сульфат-иона SO_4^{2-} (турбидиметрический метод Бутырина)*.

Метод основан на измерении интенсивности помутнения жидкости от выделившегося в виде извести осадка $BaSO_4$. Определение производят в мутномерной пробирке. Последняя представляет собой пробирку, градуированную по высоте от 30 до 100 мм. При внутреннем диаметре ее около 11,3 мм высоте 100 мм соответствует объем примерно 10 мл. На дно пробирки наносится черной несмывающейся краской крест и 4 точки. На пробирку надевается резиновое кольцо, которое закрепляется на отметке 80 мм с таким расчетом, чтобы при помещении пробирки в гнездо полевого мутномера дно ее находилось в 2 см от матового экрана. При высоком содержании сульфат-иона в исследуемой воде последнюю необходимо разбавить дистиллированной водой. О величине разбавления можно примерно судить по общей жесткости воды (табл. 1).

Таблица 1. Разбавление воды в мутномерной пробирке в зависимости от общей жесткости

Величина общей жесткости, мг/экв	Разбавление
до 2,5	–
2,5 – 5	в 2 раза
5 – 10	в 4 раза
10 – 15	в 6 раз
15 – 20	в 10 раз

Исследуемая вода в мутномерной пробирке разбавляется в зависимости от величины общей жесткости так, чтобы высота столба жидкости составляла 100 мл. Добавляется 10

капель BaCl_2 . Содержимое взбалтывается шариком-мешалкой до образования мути (взвесь осадка BaSO_4). Пробирка ставится в гнездо мутномера и оставляется в покое на 10 минут. После этого жидкость в пробирке снова взбалтывается шариком-мешалкой. Затем рассматривается сверху изображение креста и 4 точек на дне пробирки. Если помутнения не произошло и крест виден отчетливо, записывается: « SO_4^{2-} не обнаружен». Если крест виден слабо, определение ведут при помощи светофильтров аналогично определению pH. При невидимом кресте жидкость отбирается пипеткой до отчетливой видимости креста и 4 точек. Затем отобранная пипеткой жидкость добавляется обратно в пробирку до заметного помутнения. Как только появится помутнение, измеряется высота слоя жидкости и по таблице (табл. 2) находится содержание сульфат-иона.

7. *Определение суммы Na^+ и K^+ (по расчету)*. Из суммы мг/экв анионов ($\text{Cl}^- + \text{SO}_4^{2-} + \text{HCO}_3^- + \text{CO}_3^{2-}$) вычесть сумму катионов ($\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}$) получается содержание суммы щелочных металлов $\text{Na}^+ + \text{K}^+$. Поскольку калий в природных водах содержится в крайне незначительных количествах (исключение составляют некоторые рассолы), дальнейшие расчеты ведутся только для натрия. Умножив полученный результат (в мг/экв $\text{Na}^+ + \text{K}^+$) на 23 (эквивалентный вес натрия), получим содержание натрия в мг/л.

8. *Определение общей минерализации (по расчету)*. Общая минерализация соответствует сумме мг/л ионов Cl^- , SO_4^{2-} , $1/2\text{HCO}_3^-$, Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+ . Эта величина примерно совпадает с весом сухого остатка, полученного при выпаривании 1 л воды и последующем высушивании при $150^\circ\text{-}180^\circ$. При этом берется половина содержания гидрокарбонат-иона, так как в процессе выпаривания он частично улетучивается.

Полученный результат умножается на число разбавлений.

Таблица 2. Определение содержания сульфат-иона

Высота столба, мм	Содержание сульфат-иона		Высота столба, мм	Содержание сульфат-иона	
	мг/л	Мг/экв		мг/л	мг/экв
1	2	3	4	5	6
100	25	0,52	57	45	0,94
98	26	0,54	56	46	0,96
95	27	0,56	54	47	0,98
92	28	0,58	53	48	1,00
89	29	0,60	51	49	1,02
86	30	0,62	50	50	1,04
83	31	0,64	49	51	1,06
81	32	0,67	48	52	1,08
79	33	0,69	47	53	1,10
77	34	0,71	46	54	1,12
75	35	0,73	45	55	1,14
1	2	3	4	5	6
73	36	0,75	44	56	1,17
71	37	0,77	43	57	1,19
69	38	0,79	42	59	1,23
67	39	0,81	41	60	1,25
65	40	0,83	39	63	1,31
63	41	0,86	38	65	1,36
62	42	0,87	37	67	1,39

60	43	0,90	36	68	1,42
59	44	0,92	35	70	1,46

Указания по обработке результатов

Наибольшим распространением пользуются три формы выражения результатов химического анализа воды – ионная, ион-эквивалентная, процент-эквивалентная.

1. *Ионная форма (мг/л, г/л, г/кг)*. Основная форма большинства компонентов в природных растворах – ионы. Содержание их выражают и в пресных водах в миллиграммах или граммах на 1 литр, в соленых и рассолах – г/кг или г/100 г. При переходе от состава воды, отнесенного к единице объема (г/л), к составу, отнесенному к единице веса, содержание отдельных ионов необходимо разделить на удельный вес воды, в обратном случае – умножить на удельный вес.

Как показано выше, ионная форма может быть получена непосредственно из анализа.

2. *Ион-эквивалентная форма (мг/эquiv, г/эquiv в литре)*. Весовые количества ионов не дают ясного представления о взаимоотношениях отдельных ионов между собой. Ионы реагируют друг с другом в эквивалентных количествах (например, не 1 г Na с 1 г Cl, а 1 экв. Na с 1 экв. Cl, т.е. 23 весовые части Na с 35,5 весовыми частями Cl). Поэтому для установления соотношения между ними анализы пересчитываются и эквивалентную форму путем деления весового содержания иона в литре на его эквивалентный вес. Миллиграмм-эквивалентное содержание обозначается символом «r». Сумма мг/эquiv анионов равна сумме мг/эquiv катионов.

Эквивалентную форму можно получить также непосредственно из анализа.

3. *Процент-эквивалентная форма (%-эquiv)*. Доля участия каждого иона в общем количестве растворенных в воде веществ устанавливается путем перерасчетов ион-эквивалентной формы в процент-эквивалентную. Сумма мг/эquiv анионов принимается за 100 %. Затем вычисляется процентное содержание каждого аниона. Так же поступают и с катионами. Например, в воде определено содержание ионов: Cl⁻ – 7,1 мг/л; SO₄²⁻ – 72 мг/л; HCO₃⁻ – 79,3 мг/л; Ca²⁺ – 44,08 мг/л; Mg²⁺ – 6,08 мг/л; Na⁺ – 6,9 мг/л.

Рассчитаем эквивалентную форму, поделив содержание миллиграммов иона в литре на его эквивалентный вес (эквивалентные веса: Cl⁻ – 35,5; SO₄²⁻ – 48; HCO₃⁻ – 61; Ca²⁺ – 20,04; Mg²⁺ – 12,16; Na⁺ – 23). Получаем: Cl⁻ – 0,2 мг/эquiv; SO₄²⁻ – 1,5 мг/эquiv; HCO₃⁻ – 1,3 мг/эquiv (в сумме содержание мг/эquiv анионов составляет 3,0); Ca²⁺ – 2,2 мг/эquiv; Mg²⁺ – 0,5 мг/эquiv; Na⁺ – 0,3 мг/эquiv (сумма мг/эquiv катионов также составляет 3,0). Теперь можно рассчитать, процент-эквивалентную форму. Сумму анионов, равную трем мг/эquiv, принимаем за 100%. Составляя пропорции для каждого аниона, находим его процентное содержание. Аналогично поступаем с катионами. Произведя расчеты, получаем:

$$\begin{array}{ll} \text{Cl}^- - 6,66 \% \text{-эquiv}; & \text{Na}^+ - 10,0 \% \text{-эquiv}; \\ \text{SO}_4^{2-} - 50,0 \% \text{-эquiv}; & \text{Mg}^{2+} - 16,7 \% \text{-эquiv}; \\ \text{HCO}_3^- - 43,4 \% \text{-эquiv}; & \text{Ca}^{2+} - 73,3 \% \text{-эquiv}. \end{array}$$

Наиболее важными способами систематизации и обработки химических анализов являются:

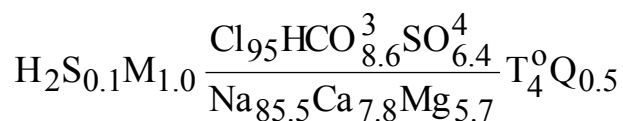
- 1) составление сводных таблиц химических анализов;
- 2) построение гидрохимических графиков;
- 3) построение гидрохимических профилей и карт.

В данной работе используются следующие способы.

1. *Запись результатов анализа в форме таблицы.* Полного единообразия записи нет. Однако во всех таблицах обычно соблюдается следующий порядок записи в соответствующих графах:

- 1) N п/п (порядковый номер анализа);
- 2) N пробы;
- 3) адрес пробы;
- 4) дата отбора пробы;
- 5) содержание газов;
- 6) pH;
- 7) Eh;
- 8) форма выражения анализа;
- 9) содержание катионов (Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , Na^+ , NH_4^+ и др.);
- 10) содержание анионов (Cl^- , SO_4^{2-} , HCO_3^- , CO_3^{2-} , NO_2^- , NO_3^- и др.);
- 11) общая жесткость;
- 12) общая минерализация (мг/л или г/л).

2. *Запись результатов анализа по формуле М.Г. Курлова.* Порядок записи результатов химического анализа воды, предложенный М.Г. Курловым, принят в 1930 г. Запись производится в виде псевдодробы. В числителе указывается в порядке убывания содержание анионов, в знаменателе – катионов. Записываются только ионы, присутствующие в количестве свыше 10%-экв. Перед дробью указывается содержание газов для данной воды. За дробью записывается температура, дебит водоисточника (л/с). Например:



В последнее время практикуется запись всех компонентов, обнаруженных анализом и присутствующих в любых количествах.

3. *Название химического состава воды.* Есть различные методы названия химического состава воды. Большинство придерживается такого правила: называются газовые компоненты, затем анионы от меньшего (от 25%-экв и выше) к большему, после них – катионы. Если минерализация выше 50 г/л, то говорят не «вода», а «рассол».

По результатам анализа дается название.

В приведенной выше формуле Курлова вода будет называться сероводородной хлоридной натриевой.

4. *Графическое изображение результатов анализа.* Существует большое количество различных графиков химического состава воды.

Ниже рассматриваются методы, используемые в данной работе.

1) График-прямоугольник (рис. 1).

Строится прямоугольник с длинной стороной, пропорциональной 10. В одной его половине откладываются отрезки, пропорциональные процентному содержанию анионов, в другой – катионов. Пропорциональные площади обычно закрашиваются соответствующим цветом (Ca^{2+} и HCO_3^- – голубой, Mg^{2+} и SO_4^{2-} – желтый, Cl^- и Na^+ – красный) или заштриховываются.

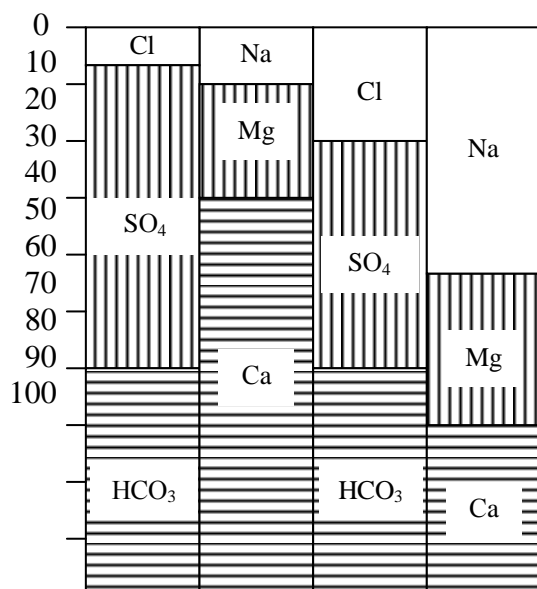


Рис.1. График-прямоугольник

2) График-круг (рис. 2).

Круг делится пополам. В одной половине откладываются сектора, пропорциональные процентному содержанию анионов, в другой – катионов. В центре иногда показывается минерализация и газовый состав.

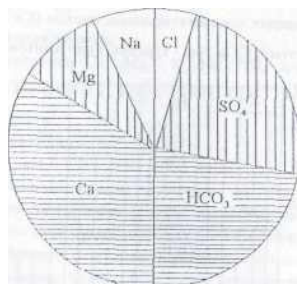


Рис. 2. График – круг

3) Графики-треугольники Ферре (рис. 3).

Строятся равносторонние треугольники для катионов и анионов. Стороны целятся на 10 частей. Отрезки соединяются друг с другом. В вершинах треугольников показывается 100 % содержание компонентов. На противоположных сторонах треугольника соответственно – нулевые значения. Анализ наносится в виде точки.



Рис. 3.Графики-треугольники Ферре

Требования к оформлению отчета по лабораторной работе

Отчет должен содержать:

название и цель лабораторной работы,
краткое описание лабораторной установки,
протокол измерений и обработку результатов,
анализ полученных результатов,
сравнение полученных результатов с требованиями, приведенными в табл. 3;
выводы по лабораторной работе.

Контрольные вопросы

1. Чем обусловлена возрастающая роль подземных источников в системе водоснабжения населения питьевой водой?
2. Что включает в себя трехуровневая служба мониторинга?
3. Какие химические и физические параметры учитываются при описании состояния вод?
4. Какие цели преследуются при изучении химического состава воды?
5. Что включает в себя понятие «Российская система стандартов качества воды»?
6. Что такое сокращенный химический анализ воды?

Таблица 3. Гигиенические требования и контроль за качеством питьевой воды (ГОСТ 2874-82)

Наименование показателя	Норматив, мг/л
Сухой остаток	1000
$Ca^{2+} + Mg^{2+}$	Не более 7,0
pH	6,5-8,5
Хлориды (Cl ⁻)	Не более 350
Сульфаты (SO_4^{2-})	Не более 500
NO_2^- , NO_3^-	Не более 10,0
Zn^{2+}	Не более 5,0
Sr^{2+}	Не более 7,0
PO_4^{3-}	Не более 3,5
Al^{3+}	Не более 0,5
F^-	0,7-1,5
U-238	Не более 1,7
Mo^{2+}	Не более 0,25
Fe^{2+} , Fe^{3+}	Не более 0,3
Pb^{2+}	Не более 0,03
Mn^{2+}	Не более 0,1
Se^{2+}	Не более 0,001
As^{3+} , As^{5+}	Не более 0,05
Be^{2+}	Не более 0,0002
Ra, Ra-226	До 14,8
Sr-90	Не более 0,005
Наименование показателя	Норматив, мг/л
Hg	Не более 0,0005

$\text{Co}^{2+}, \text{Co}^{3+}$	Не более 0,1
Cd	До 0,001
Цианиды, в расчете на циан	До 0,1
Нафтеновые кислоты	До 0,3
Ba^{2+}	Не более 0,1
Cr^{6+}	До 0,1
Cr^{3+}	До 0,5
Фенолы	До 0,001
Некоторые ПАВ (АБС, ДНС и др.)	До 0,5
NH_4^+	Не более 0,64
Ag	Не более 0,05
B^{2+}	Не более 0,5
B^{3+}	Не более 0,3
Br	Не более 0,2
V^{4+}	Не более 0,1
Bi^{3+}	Не более 0,3
Bi^{5+}	Не более 0,08
W	Не более 0,05
Ge	30-70
Si	Не более 10
La^{3+}	Не более 0,003
Li^+	Не более 0,03
Na^+	20-120
Nb	Не более 0,01
Sn	Не более 2,0
Rn	Не более $3 \cdot 10^{-9}$
$\text{Sb}^{3+, 5+}$	Не более 0,05
$\text{Te}^{2+, 4+, 6+}$	Не более 0,1
$\text{Ti}^{2+, 4+}$	Не более 0,1
Th	Не более 0,1
$\text{P}^{4+, 6+}$	Не более 0,0001