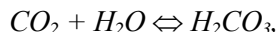


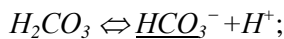
Работа № 3. Углекислотное равновесие

В природной воде всегда содержится растворенный оксид углерода (IV). При взаимодействии его с водой образуется слабая двухосновная угольная кислота (H_2CO_3):



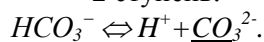
которая диссоциирует ступенчато:

1 степень:



гидрокарбонат-ион

2 степень:



карбонат-ион

В соответствии с законом действия масс можно записать ($t = 25^\circ C$)

для первой ступени диссоциации:

$$K_1 = \frac{[HCO_3^-][H^+]}{[H_2CO_3]} = 4,45 \cdot 10^{-7};$$

для второй ступени диссоциации:

$$K_2 = \frac{[CO_3^{2-}][H^+]}{[HCO_3^-]} = 4,69 \cdot 10^{-11}.$$

При химическом анализе различают следующие формы угольной кислоты (углекислоты):

- карбонатную (карбонат-ионы)
- гидрокарбонатную (гидрокарбонат-ионы)
- свободную (растворенный углекислый газ CO_2 или угольная кислота H_2CO_3)

Суммарное содержание всех форм углекислоты обуславливает *общую* форму углекислоты.

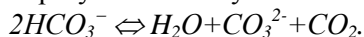
Карбонатная форма углекислоты составляет *связанную* углекислоту. Обе формы CO_2 и H_2CO_3 носят название *свободной* углекислоты.

Наличие в природных водах солей гидрокарбонатов обуславливает гидрокарбонатную форму углекислоты, солей карбонатов - карбонатную.

Карбонатная форма углекислоты составляет *связанную* углекислоту.

Обе формы CO_2 и H_2CO_3 носят название *свободной* углекислоты.

Гидрокарбонаты при разложении образуют связанную и свободную формы углекислоты:



Концентрация свободной углекислоты в поверхностных водах зависит от парциального давления оксида углерода (IV) в атмосфере, а также от температуры и может достигать 10 – 30 мг/л. В подземных водах содержание свободной углекислоты может быть более значительным и достигать сотен миллиграммов на литр.

Между различными формами углекислоты устанавливается динамическое равновесие (углекислотное равновесие):



Углекислотное равновесие - это равновесное состояние системы из гидрокарбонатных, карбонатных ионов и свободной углекислоты.

Одновременно все формы углекислоты в воде присутствовать не могут. Преобладание соответствующей формы определяется значением pH , солесодержанием, а также такими физическими параметрами, как температура и давление.

При постоянных значениях температуры и давления определение форм углекислоты, содержащейся в воде, возможно по константам диссоциации угольной кислоты и pH среды.

Пример 1. Установить соотношение между концентрациями гидрокарбонатов HCO_3^- и угольной кислоты H_2CO_3 при $pH = 4$ ($25^\circ C$).

Дано: $pH = 4$; $t = 25^\circ C$.

$$\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = ?$$

Решение

Запишем выражение константы диссоциации для этого процесса:

$$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4,45 \cdot 10^{-7}; \quad pH = -\lg[H^+]; [H^+] = 10^{-4};$$

$$\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = \frac{K_1}{[H^+]} = \frac{4,45 \cdot 10^{-7}}{10^{-4}} = 4,45 \cdot 10^{-3}.$$

Ответ: при $pH = 4$ вся уголекислота находится в свободной форме (так как числитель примерно в 1000 раз меньше знаменателя).

Пример 2. Определить концентрацию $[HCO_3^-]$ в воде при $pH=10$ и концентрации карбонат-ионов 4 моль/л ($25^\circ C$).

Дано: $[CO_3^{2-}] = 4$ моль/л; $pH = 10$.

Решение

Диссоциация гидрокарбонат-иона протекает по уравнению: $HCO_3^- \Leftrightarrow CO_3^{2-} + H^+$. Запишем выражение константы диссоциации для этого процесса:

$$K_2 = \frac{[CO_3^{2-}] \cdot [H^+]}{[HCO_3^-]} = 4,69 \cdot 10^{-11}, \quad [HCO_3^-] = \frac{[CO_3^{2-}] \cdot [H^+]}{K_2};$$

$$pH = -\lg[H^+]; [H^+] = 10^{-10} \text{ моль/л};$$

$$[HCO_3^-] = \frac{4 \cdot 10^{-10}}{4,69 \cdot 10^{-11}} = 8,5 \text{ моль/л}.$$

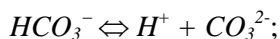
Ответ: $[HCO_3^-] = 8,5$ моль/л.

Пример 3. Найти, в какой форме (карбонатной или гидрокарбонатной) находится уголекислота при $pH = 12$ ($25^\circ C$).

Дано: $pH = 12$

$$\frac{[CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = ?$$

Решение



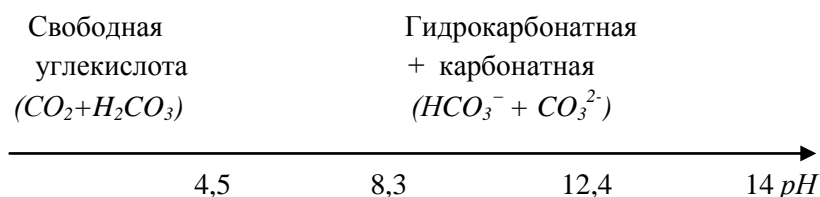
$$K_2 = \frac{[CO_3^{2-}] \cdot [H^+]}{[HCO_3^-]} = 4,69 \cdot 10^{-11};$$

$$\frac{[CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = \frac{K_2}{[H^+]}; \quad pH = -\lg[H^+]; [H^+] = 10^{-12},$$

$$\frac{[CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = \frac{4,69 \cdot 10^{-11}}{10^{-12}} = 46,9 \text{ моль/л}.$$

Ответ: уголекислота преимущественно находится в карбонатной форме, так как числитель в 46,9 раз больше знаменателя.

Таким образом, зная значение pH всегда можно определить, какая форма уголекислоты преобладает (рис. 17).



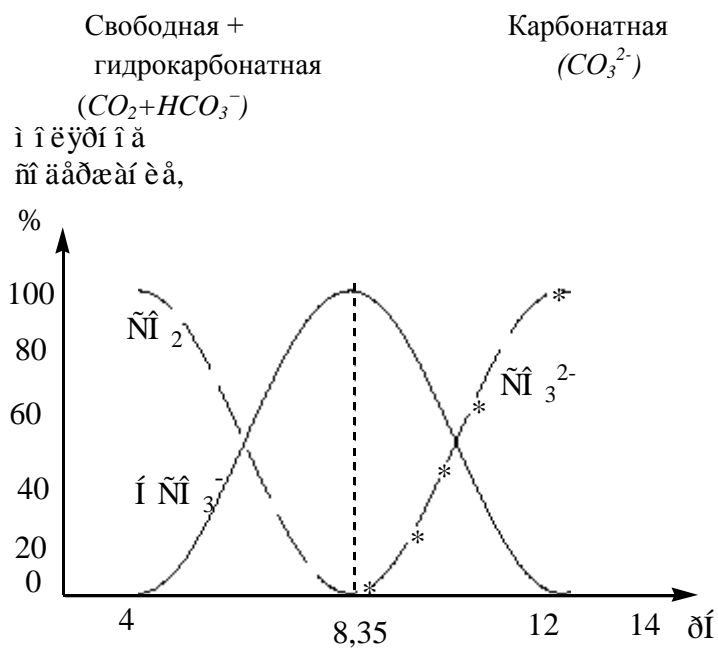
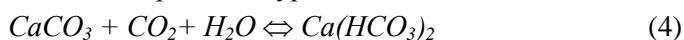


Рис. 17

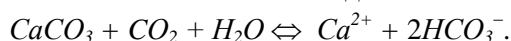
При увеличении общего солесодержания кривые смещаются влево, повышение температуры вызывает смещение кривых вправо.

На практике установить, какие формы уголекислоты существуют, можно с помощью титрования раствора в присутствии различных индикаторов. Свободную уголекислоту определяют методом нейтрализации с помощью рабочего раствора гидроксида натрия в присутствии фенолфталеина, так как значение $pH = 8,35$ – граница существования свободной и карбонатной уголекислоты. Гидрокарбонатную и карбонатную формы уголекислоты определяют титрованием соляной кислотой в присутствии фенолфталеина и метилового оранжевого, так как значение $pH = 4,5$ является пределом для существования гидрокарбонатной формы уголекислоты.

В природных водах гидрокарбонат и карбонат-ионы связаны с ионами кальция. При наличии ионов кальция уголекислотное равновесие выражается уравнением:



или в ионном виде:



Химизм этого процесса заключается в следующем:

1. При увеличении концентрации CO_2 , в соответствии с принципом Ле-Шателье, равновесие сдвигается вправо (\rightarrow). Нерастворимые карбонаты переходят в растворимые гидрокарбонаты.

2. При уменьшении концентрации CO_2 , в соответствии с принципом Ле-Шателье, равновесие сдвигается влево (\leftarrow). Растворимые гидрокарбонаты переходят в нерастворимые карбонаты.

В соответствии с законом действия масс:

$$K_p = \frac{[Ca^{2+}] \cdot [HCO_3^-]^2}{[CO_2] \cdot [CaCO_3] \cdot [H_2O]}.$$

Концентрации карбоната кальция (тв. в-во) и воды (слабый электролит) – постоянные величины, поэтому:

$$K_p [H_2O] [CaCO_3] = \frac{[Ca^{2+}] [HCO_3^-]^2}{[CO_2]}.$$

Выразим концентрацию катионов кальция через концентрацию гидрокарбонат-ионов: $[Ca^{2+}] = 1/2[HCO_3^-]$, тогда

$$K_p [H_2O][CaCO_3] = \frac{[HCO_3^-]^2 \frac{[HCO_3^-]}{2}}{[CO_2]} \quad \text{или}$$

$$K_p [H_2O][CaCO_3] \times 2 = \frac{[HCO_3^-]^3}{[CO_2]}.$$

В левой части выражения постоянные величины, их произведение называется константой углекислотного равновесия K_{CO_2}

$$K_{CO_2} = \frac{[HCO_3^-]^3}{[CO_2]}.$$

Концентрация гидрокарбонат-ионов находится в функциональной зависимости от концентрации свободной углекислоты.

Свободная углекислота существует в двух формах: *агрессивной и равновесной*. Концентрация свободной углекислоты, необходимая для установления равновесия (4), является равновесной формой свободной углекислоты ($[CO_2]_p$).

Избыток свободной углекислоты над равновесной, растворяющий карбонат кальция, является агрессивной углекислотой.

Концентрацию равновесной углекислоты можно рассчитать теоретически:

$$[CO_2]_p = \frac{K_2}{K_1 PP_{CaCO_3}} \gamma_1^2 [HCO_3^-]^2 \gamma_2^2 [Ca^{2+}]$$

или в логарифмической форме:

$$\lg [CO_2]_p = pK_1 - pK_2 + pPP_{CaCO_3} + 2\lg [HCO_3^-] + \lg [Ca^{2+}] - 3\sqrt{I} - 5,96,$$

где K_1 - константа диссоциации угольной кислоты по первой ступени;

K_2 - константа диссоциации угольной кислоты по второй ступени;

γ_1 - коэффициент активности гидрокарбонат-ионов;

γ_2 - коэффициент активности катионов кальция;

PP - произведение растворимости карбоната кальция;

$[CO_2]_p$ - равновесная концентрация свободной углекислоты, моль/л;

I - ионная сила раствора;

$[HCO_3^-]$, $[Ca^{2+}]$ - молярные концентрации катионов кальция и гидрокарбонат-ионов.

Вода, которая не способна выделять карбонат кальция в виде осадка и не может растворять карбонатные соли, встречающиеся у нее на пути, называется *стабильной*.

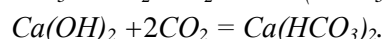
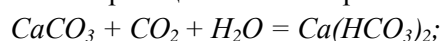
Если концентрация CO_2 больше или меньше равновесной, то вода *нестабильная*.

Агрессивная вода ($[CO_2]_p < [CO_2]$ неустойчивость 1-го рода) – это вода, в которой концентрация

CO_2 избыточна над равновесной концентрацией.

Наличие в воде агрессивной углекислоты является основной причиной агрессивности воды по отношению к бетону. Агрессивная углекислота, реагируя с карбонатом кальция и гидроксидом кальция бетона, превращает их в растворимые гидрокарбонаты, чем способствует быстрому разрушению бетонных сооружений.

Протекающие при разрушении бетона реакции можно выразить следующими уравнениями:



Агрессивная углекислота, находящаяся в воде, не является коррозионным агентом, непосредственно действующим на металл, но косвенно она может способствовать коррозии металла. На внутренней поверхности водопроводных труб образуются ржавокарбонатные отложения, предохраняющие металл от разрушения. Агрессивная углекислота, растворяя карбонатную часть этих отложений, оголяет металлическую поверхность внутренней части труб и создает благоприятные условия для коррозии металла. Таким образом, вода, очищенная на водопроводных станциях и отвечающая требованиям ГОСТ, но содержащая агрессивную углекислоту, на пути к потребителю загрязняется продуктами коррозии труб, которые повышают цветность воды и содержание в ней железа выше установленных норм. Поэтому очень важно контролировать содержание агрессивной углекислоты в очищенной воде.

Если концентрация CO_2 меньше равновесной, то такая вода называется *нестабильной* 2-го рода или просто *нестабильной*

($[CO_2]_p > [CO_2]$). В неустойчивой воде имеется избыточное содержание гидрокарбонатов (повышенная щелочность). В результате при прохождении такой воды из нее выпадают в осадок карбонаты, что приводит к зарастанию трубопроводов и котлов (накипь, наросты).

Стабильность воды – это технологический показатель. Его можно оценить различными методами. Например, метод Ланжелье: воду характеризуют по данным индекса «насыщения» J :

$$J = pH_{иссл} - pH_s,$$

где pH_s – pH равновесного насыщения воды карбонатом кальция;

$pH_{иссл}$ – pH исследуемой воды.

Если $J > 0$, то вода неустойчивая, если $J < 0$, то вода агрессивная. Для стабильных вод выполняется равенство $J=0$, $pH_{иссл} = pH_s$. Практически воды считаются стабильными при $J = \pm 0,25 \dots 0,3$.

$$pH_s = pK_2 - pPP_{CaCO_3} - \lg[Ca^{2+}] - \lg Щ_{об} + 2,5\sqrt{I} + 7,6,$$

где pK_2 – отрицательный логарифм константы 2-й ступени диссоциации угольной кислоты;

pPP_{CaCO_3} – отрицательный логарифм произведения растворимости;

$[Ca^{2+}]$ – концентрация ионов кальция, мг/л;

$Щ_{об}$ – общая щелочность, мг-экв/л;

I – ионная сила.

При использовании индекса насыщения в расчет принимается общее солесодержание.

Индекс Ланжелье на практике можно рассчитывать и по следующей формуле:

$$J = pH + K_{тем} + K_{щелочн} + K_{жестк} - K_{сол}.$$

где $K_{тем}$ – температурный коэффициент;

$K_{щелочн}$ – коэффициент общей щелочности;

$K_{жестк}$ – коэффициент жесткости;

$K_{сол}$ – коэффициент солесодержания.

Хотя формула и может показаться сложной, но в действительности ее очень легко применять, особенно если пользоваться таблицами, которые создал Ланжелье (табл. 11).

Т а б л и ц а 11

Значения показателей

Общая щелочность, мг /л	$K_{щел}$	Кальциевая жесткость, мг /л	$K_{жестк}$	Температура, °С	$K_{тем}$	Общее солесодержание, мг /л	$K_{сол}$
25	1,4	50	1,30	0,0	0,0	0	12,00
50	1,7	75	1,50	2,8	0,1	1000	12,10

75	1,9	100	1,60	7,8	0,2	2000	12,20
100	2,0	150	1,80	11,7	0,3	3000	12,25
150	2,2	200	1,90	15,6	0,4	4000	12,30
200	2,3	300	2,10	18,9	0,5	5000	12,35
400	2,6	600	2,35	28,9	0,7	-	-
800	2,9	800	2,50	34,4	0,8	-	-
1000	3,0	1000	2,60	40,6	0,9	-	-

Отрицательный результат показывает, что вода коррозионно-активна.

Положительный результат будет указывать на то, что на трубах и другом оборудовании имеется защитная пленка.

Также стабильность воды можно характеризовать с помощью основного $C_{осн}$ и вспомогательного $C_{всп}$ показателей стабильности.

$$C_{осн} = \frac{Щ_{иссл}}{Щ_{нас}},$$

где $Щ_{иссл}$ - общая щелочность исследуемой воды;

$Щ_{нас}$ - общая щелочность воды, насыщенной карбонатом кальция.

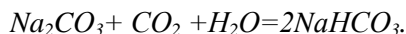
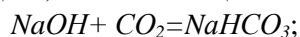
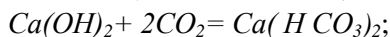
$$C_{всп} = \frac{pH_{иссл}}{pH_{нас}},$$

где $pH_{иссл}$ - pH исследуемой воды;

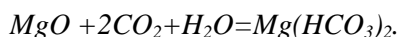
$pH_{нас}$ - pH воды, насыщенной карбонатом кальция.

$C = 1$ - вода стабильная; $C > 1$ – вода нестабильная; $C < 1$ – вода агрессивная.

Агрессивную воду можно стабилизировать, используя вещества, повышающие щелочность. К таким веществам относятся гидроксид кальция (гашеная известь), гидроксид и карбонат натрия:

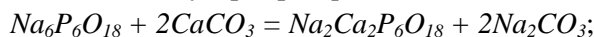


Стабилизировать воду можно и при фильтровании ее через слой известняка, мрамора, полубожженного доломита:

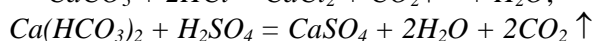


В последнее время на некоторых водопроводных станциях установлены вместо обычных песочных фильтров мраморно-песочные. В результате фильтрования через такие фильтры получают воду не только стабильную (лишенную агрессивной уголекислоты), но и осветленную.

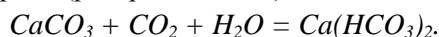
Стабилизация нестабильных вод заключается в снижении щелочности. Этого можно добиться, используя фосфатирование воды:



подкисление минеральными кислотами (серной, соляной):



насыщение воды диоксидом углерода (рекарбонизация):

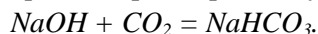


Часто используют комбинированные методы.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ СВОБОДНОЙ УГЛЕКИСЛОТЫ В ВОДЕ

Объемный метод (метод нейтрализации) определения CO_2 применяется для вод, содержащих не более 200 мг/л CO_2 с жесткостью, не превышающей 10 мг-экв/л.

Принцип определения основан на титровании свободной углекислоты 0,01-0,05н раствором $NaOH$ или Na_2CO_3 в присутствии фенолфталеина до получения розовой окраски раствора, соответствующей окраске стандартного раствора, рН которого по фенолфталеину равен 8,3:



Стандартный раствор готовят так: в плоскодонную колбу или склянку с пробкой такого же размера и образца как та, в которой ведут титрование углекислоты, вливают 200 мл дистиллированной воды, прибавляют 0,5 мл 10-процентного раствора гидроксида натрия, взбалтывают и прибавляют 0,2 мл разбавленного (0,1%) раствора фенолфталеина. Окраска такого раствора соответствует окраске раствора с $pH = 8,3$.

Определение проводят так же, как и определение величины общей кислотности.

Ход работы. В склянку или коническую колбу емкостью 250-300 мл с резиновой пробкой вливают при помощи резиновой трубки, опущенной до дна колбы, 100 мл испытуемой кислой воды, прибавляют 5-6 капель индикатора фенолфталеина. Заполняют бюретку рабочим раствором, устанавливают нулевую отметку и титруют 0,01н раствором гидроксида натрия до бледно-розовой окраски, равной по интенсивности окраске стандартного раствора.

Титрование проводят не менее трех раз, результаты заносят в таблицу, аналогичную табл. 4.

Количество растворенной углекислоты X_1 рассчитывают по формуле

$$X_1 = \frac{V_1 \cdot N \cdot \mathcal{E} \cdot 1000}{V_2}, \text{ мг/л,}$$

где V_1 - объем раствора $NaOH$, израсходованного на титрование, мл;

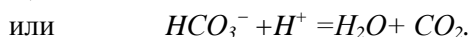
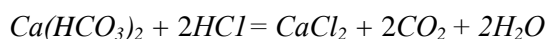
N - нормальность раствора гидроксида натрия;

\mathcal{E} - миллиграмм-эквивалент CO_2 (44 мг);

V_2 - объем исследуемого раствора, взятого для титрования, мл.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ГИДРОКАРБОНАТ-ИОНОВ ПРИ НАЛИЧИИ СВОБОДНОЙ УГЛЕКИСЛОТЫ (рН ОТ 4,5 ДО 8,3)

Количество гидрокарбонат-ионов определяют так же, как и величину общей щелочности, т.е. титрованием раствором соляной кислоты (методом нейтрализации). Гидрокарбонаты при этом переходят в хлориды:



Титрование ведут с индикатором метиловым оранжевым до розово-оранжевой окраски ($pH \sim 4,5$).

Ход работы. В коническую колбу емкостью 250-300 мл отмеряют мерным цилиндром 100 мл исследуемой воды и добавляют 2-3 капли раствора индикатора метилового оранжевого. Заполняют бюретку рабочим раствором, устанавливают нулевую отметку и титруют 0,1н раствором соляной кислоты до розово-оранжевой окраски раствора.

Титрование проводят не менее трех раз, результаты заносят в таблицу, аналогичную табл. 4.

Количество гидрокарбонатной углекислоты X_2 рассчитывают по формуле

$$X_2 = \frac{V_1 \cdot N \cdot \mathcal{E} \cdot 1000}{V_{H_2O}}, \text{ мг/л,}$$

где V_1 - объем раствора соляной кислоты, израсходованной на титрование, мл;

N - нормальность раствора соляной кислоты, мг-экв/л ;

\mathcal{E} - миллиграмм-эквивалент гидрокарбонат-иона (22 мг) в пересчете на свободную CO_2 согласно уравнению;

V_{H_2O} - объем исследуемой воды, мл.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ АГРЕССИВНОЙ ДВУОКИСИ УГЛЕРОДА МЕТОДОМ РАСЧЕТА ПО ЛЕМАННУ И РЕУССУ

Расчет основан на определении свободной двуокиси углерода, избыточной по отношению к той ее части, которая находится в равновесии с гидрокарбонат-ионами (HCO_3^-).

Правильность расчета зависит от многих факторов, поэтому результаты его почти всегда являются приближенными.

Расчет. Содержание агрессивной двуокиси углерода по Леманну и Реуссу, мг/л (табл. 12), вычисляют по формуле

$$X = g - X_2,$$

где g - величина, найденная по таблице Леманна и Реусса, соответствующая отдельно вычисленной величине S ;

S - сумма свободной и гидрокарбонатной углекислоты;

g - вычисленная сумма гидрокарбонатной и агрессивной углекислоты;

X_2 - содержание гидрокарбонатной углекислоты (точнее - общая щелочность воды), мг/л.

Вспомогательную величину для пользования таблицей Леманна и Реусса вычисляют по формуле

$$S = X_1 + X_2,$$

где X_1 - количество растворенной углекислоты (точнее общая кислотность воды), мг/л.

Пример. Вычисление агрессивной CO_2 . Найдено, что содержание гидрокарбонат-иона $X_2 = 100$ мг/л, а количество растворенной углекислоты $X_1 = 60$ мг/л. Их сумма

$$S = 100 + 60 = 160 \text{ мг/л.}$$

По таблице Леманна и Реусса этой величине в графе g соответствует цифра 118,1, представляющая собой сумму гидрокарбонатной и агрессивной углекислоты. Вычитая из этой величины количество гидрокарбонатной углекислоты, получаем количество агрессивной углекислоты:

$$X = 118,1 - 100 = 18,1 \text{ мг/л.}$$

Т а б л и ц а 12

Таблица Леманна и Реусса

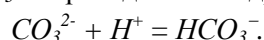
S	g	S	g	S	g	S	g	S	g
1	1	45	43,0	89	77,3	133	104,3	177	126,2
2	2	46	43,9	90	78,0	134	104,8	178	126,6
3	3	47	44,7	91	78,7	135	105,4	179	127,0
4	4	48	45,6	92	79,3	136	105,9	180	127,5
5	5	49	46,5	93	80,0	137	106,5	181	127,9
6	6	50	47,3	94	80,8	138	106,9	182	128,4
7	7	51	48,2	95	81,4	139	107,5	183	128,8
8	8	52	49,0	96	82,1	140	108,1	184	129,2
9	9	53	49,9	97	82,8	141	108,6	185	129,7
10	10	54	50,7	98	83,3	142	109,1	186	130,2
11	11	55	51,5	99	84,0	143	109,6	187	130,6
12	12	56	52,4	100	84,6	144	110,2	188	131,0
13	13	57	53,2	101	85,3	145	110,7	189	131,4
14	13,9	58	54,0	102	85,9	146	111,2	190	131,9
15	14,9	59	54,8	103	86,5	147	111,7	191	132,3
16	15,9	60	55,7	104	87,2	148	112,2	192	132,7
17	16,9	61	56,5	105	87,6	149	112,5	193	133,2
18	17,8	62	57,2	106	88,4	150	113,2	194	133,7
19	18,8	63	58,1	107	89,1	151	113,7	195	134,0
20	19,8	64	58,8	108	89,7	152	114,2	196	134,4
21	20,8	65	59,6	109	90,4	153	114,7	197	134,8
22	21,7	66	60,4	110	90,9	154	115,3	198	135,2
23	22,7	67	61,2	111	91,6	155	115,8	199	135,7
24	23,7	68	62,0	112	92,2	156	116,3	200	136,0
25	24,6	69	62,8	113	92,8	157	116,7	210	141,6
26	25,6	70	63,5	114	93,4	158	117,3	220	145,6
27	26,5	71	64,3	115	94,0	159	117,6	230	149,8
28	27,5	72	65,0	116	94,6	160	118,1	240	153,8
29	28,4	73	65,8	117	95,1	161	118,6	250	157,5
30	29,4	74	66,5	118	95,8	162	119,2	260	161,2
31	30,3	75	67,3	119	96,3	163	119,6	270	164,9
32	31,2	76	68,0	120	97,0	164	120,1	280	168,5
33	32,2	77	68,8	121	97,6	165	120,6	290	171,9
34	33,1	78	69,5	122	98,1	166	121,0	300	175,3
35	34,0	79	70,3	123	98,6	167	121,5	310	178,8
36	34,0	80	71,0	124	99,2	168	122,0	320	182,1

37	35,9	81	71,7	125	99,8	169	122,5	330	185,0
38	36,8	82	72,4	126	100,4	170	123,0	340	188,3
39	37,7	83	73,1	127	100,9	171	123,4	350	191,3
40	38,6	84	73,8	128	101,5	172	123,9	360	194,2
41	39,5	85	74,5	129	102,1	173	124,3	370	197,3
42	40,3	86	75,2	130	102,6	174	124,7	380	199,9
43	41,2	87	75,9	131	103,2	175	125,2	390	202,8
44	42,1	88	76,5	132	103,7	176	125,7	400	205,7

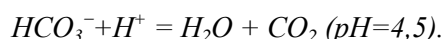
**ОПРЕДЕЛЕНИЕ КАРБОНАТ-ИОНОВ CO_3^{2-}
И ГИДРОКАРБОНАТ-ИОНОВ HCO_3^-
ПРИ СОВМЕСТНОМ ПРИСУТСТВИИ (рН ОТ 8,3 ДО 12,4)**

Определение HCO_3^- и CO_3^{2-} при совместном их присутствии производится титрованием воды 0,1н раствором соляной кислоты вначале с индикатором фенолфталеином, затем - с индикатором метиловым оранжевым.

При титровании воды соляной кислотой с индикатором фенолфталеином до обесцвечивания, т.е. до достижения $\text{pH} = 8,3$, карбонат-ион CO_3^{2-} переводится в гидрокарбонат-ион по реакции



При дальнейшем титровании соляной кислотой с индикатором метиловым оранжевым происходит полное разложение как образовавшегося при первом титровании, так и ранее содержащегося в воде гидрокарбонат-иона HCO_3^- по реакции



С индикатором фенолфталеин определяют карбонатную форму углекислоты, с индикатором метиловым оранжевым - гидрокарбонатную.

Ход работы. В коническую колбу емкостью 250-300 мл отмеряют 100 мл испытуемой воды, прибавляют 5 капель раствора фенолфталеина. Бюретку заполняют рабочим раствором, устанавливают нулевую точку и титруют 0,1н раствором соляной кислоты до обесцвечивания. Записывают израсходованное количество кислоты. Далее к тому же раствору прибавляют 3 капли раствора метилового оранжевого и продолжают титрование тем же 0,1н раствором соляной кислоты до перехода желтой окраски раствора в розово-оранжевую. Записывают общий объем израсходованного раствора соляной кислоты. Расчет содержания карбонат-иона производится по формуле

$$X_{\text{CO}_3^{2-}} = \frac{2V_1 \cdot N_{\text{HCl}} \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ мг-экв/л,}$$

где V_1 - объем раствора соляной кислоты, израсходованной на титрование воды с индикатором фенолфталеином, мл;

N_{HCl} - нормальность раствора соляной кислоты, мг-экв/л ;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$ - объем исследуемой воды, мл .

Расчет содержания гидрокарбонат-ионов производится по формуле

$$X_{\text{HCO}_3^-} = \frac{(V_2 - 2V_1) \cdot N_{\text{HCl}} \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ мг-экв/л,}$$

где V_2 - общий объем израсходованного на титрование раствора соляной кислоты.

Результаты анализа можно представить в свободной форме с обязательным пересчетом мг-экв/л в мг/л.