

УДК 556 (073)

## ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК (pH) ПРИРОДНИХ ВОДОЙМ ТА ЧИННИКИ, ЩО ВПЛИВАЮТЬ НА ЙОГО ЗНАЧЕННЯ

**А. О. Фаляхова**

студентка 1 курсу, група ВБА-11, навчально-науковий інститут агроєкології та землеустрою  
Науковий керівник – ст. викладач О. І. Мисіна

*Національний університет водного господарства та природокористування,  
м. Рівне, Україна*

**Наведено класифікацію природних вод за величиною рН. Встановлено, що на рН води впливають вміст вуглекислого газу, органічні гумусові кислоти, солі важких металів, забруднення водойм промисловими стічними водами.**

**Ключові слова:** водневий показник (рН), природні води, кислотність, лужність.

**Приведена классификация природных вод по величине рН. Установлено, что на рН влияют содержание углекислого газа, органические гумусные кислоты, соли тяжелых металлов, загрязнение водоёмов промышленными сточными водами.**

**Ключевые слова:** водородный показатель (рН), природные воды, кислотность, щелочность.

**The classification of natural waters according to the pH value is given. It has been established that the pH is influenced by the content of carbon dioxide, organic humic acids, salts of heavy metals, contamination with water by industrial wastewater.**

**Keywords:** potential of hydrogen (pH), acidity, alkianity.

**Важливим показником** природних вод, що визначає характер протікання хімічних і біохімічних процесів у природних водах та очисних спорудах, є активна реакція води – величина, що показує міру активності йонів гідрогену ( $H^+$ ) в розчині. Більш зручною характеристикою середовища є так званий водневий показник рН, який дорівнює десятковому логарифму концентрації йонів гідрогену (для водних розчинів – йонів гідроксонію  $[H_3O^+]$ ), взятому з оберненим знаком:  $pH = -\lg[H^+]$ . рН характеризує активну кислотність води. Гідроксильний показник рОН характеризує активну лужність води –  $pOH = -\lg[OH^-]$ . Від величини рН залежить розвиток і життєдіяльність водних організмів, сталість різноманітних форм міграції елементів, форма існування у воді цілого ряду хімічних сполук, агресивна дія води на метали і бетон тощо. рН води також впливає на процеси перетворення різноманітних форм біогенних елементів, змінює токсичність забруднюючих речовин. Він важливий при проведенні ряду процесів обробки води, наприклад, при коагулюванні, реагентному пом'якшенні, знезалізненні, виділенні сполук кремнію, марганцю тощо, при виконанні деяких видів хімічного аналізу.

**Водневий показник (рН)** – число, що характеризує кислотність середовища (розчину, розплаву тощо) і чисельно дорівнює від'ємному десятковому логарифму термодинамічної активності іонів гідрогену:  $pH = -\lg a_{H^+}$ , де  $a_{H^+}$  – термодинамічна активність іонів Гідрогену  $H^+$  (у моль/л). Величина В.п. (рН) розчину залежно від вираження концентрації іонів Гідрогену має різне значення. Термодинамічну активність іонів  $H^+$  у розчині визначити неможливо, можна лише встановити їх середню іонну активність  $a_{\pm}$  і середній коефіцієнт активності електроліту  $\gamma_{\pm}$ , якщо концентрація виражена молярною концентрацією  $m$ . Виходячи з цього, величина рН становить  $\lg(m_{\pm}\gamma_{\pm})$ , а поняття «активність іонів гідрогену» та «В.п. (рН)» розчину мають умовний характер. Для розчинів слабких електролітів з низькою

концентрацією В.п. (рН) виражають через молярну концентрацію іонів Гідрогену  $c_{H^+}$ , а саме:  $pH = -\lg c_{H^+}$ . Якщо  $c$  – аналітична концентрація розчину і  $\alpha$ -ступінь електролітичної дисоціації, то  $pH = -\lg c \cdot \alpha$ . В Україні прийняті Державні стандарти шкали рН, напр., 0,05 М водному розчину кислоти солі фталевої кислоти при 25 °С відповідає рН 4,010. За відомим значенням рН можна оцінити кислотність будь-якого розчину. У водному розчині рН практично змінюється в інтервалі від 0 до 14. Значення показника рН може бути встановлено потенціометричним, колориметричним, кондуктометричним і кінетичним методами.

**Питанням вивчення** хімічного аналізу природних вод і, зокрема, величини водневого показника водойм і якості водних об'єктів, займаються такі вчені, як В.К. Хільчевський, А.М. Ніканоров, В.І. Осадчий, Б.Й. Набиванець тощо [1-4].

**На основі аналізу** даних про хімічний склад природних вод необхідним є вивчення і дослідження факторів, які впливають на величину водневого показника.

**Враховуючи актуальність цього питання**, було поставлено задачу вивчити та дослідити значення рН, які характерні для різних вод та встановити чинники, від яких залежить величина водневого показника.

**Природні води** залежно від рН поділяються на сім груп [1; 4] (таблиця).

Таблиця

Класифікація води в залежності від рН

Тип води	Значення рН	Склад природних вод
сильно кислі води	$pH < 3$	результат гідролізу солей важких металів (шахтні і рудні води)
кислі води	$pH = 3 \dots 5$	надходження у воду вугільної кислоти, фульвокислот та інших органічних кислот у результаті розкладання органічних речовин
слабокислі води	$pH = 5 \dots 6.5$	присутність гумусових кислот у ґрунті і болотних водах (води лісової зони)
нейтральні води	$pH = 6.5 \dots 7.5$	наявність у водах $Ca(HCO_3)_2$ , $Mg(HCO_3)_2$
слаболужні води	$pH = 7.5 \dots 8.5$	те ж
лужні води	$pH = 8.5 \dots 9.5$	присутність $Na_2CO_3$ або $NaHCO_3$
сильно лужні води	$pH > 9.5$	те ж

Активна реакція більшості природних вод близька до нейтральної (6,8-7,3).

Підземні води іноді мають більш високе значення рН. Кислу реакцію мають рудникові води родовищ, які містять ферум (II) сульфат, болотні води, в яких міститься значна кількість гумусових кислот.

Значення рН більшості природних вод близька до нейтральної – 6,8...7,3, для річкової води рН коливається в межах 6,5...8,5, рудникових та болотних вод – 5,5...6,0, морської води – 8,2...8,5, океанської – 7,0...8,3, для атмосферних опадів – 4,6-6,1.

Концентрація йонів  $H^+$  схильна до сезонних коливань: взимку величина рН для більшості річкових вод складає 6,8-7,4, влітку 7,4-8,2. рН природних вод визначається до

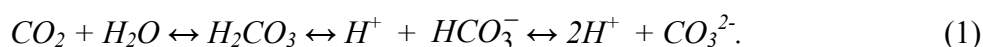
деякої міри геологією водозбірного басейну [3]. Відповідно до вимог щодо складу і властивостей води водойм пунктів питного водокористування, води водних об'єктів у зонах рекреації, а також води водойм рибогосподарського призначення величина рН згідно ДержСанПіН України не повинна виходити за межі інтервалу значень 6,5-8,5.

Величина водневого показника рН характеризує активну кислотність, а величина гідроксидного показника рОН – активну лужність води, тобто концентрацію реально присутніх іонів Гідрогену і гідроксид-іонів.

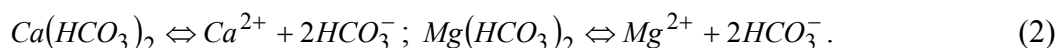
На величину рН води впливають такі фактори:

1. Вміст вуглекислого газу та його похідні.
2. Органічні гумусові кислоти.
3. Солі важких металів.
4. Забруднення вод промисловими стічними водами.

Вміст іонів гідрогену у природних водах визначається в основному кількісним співвідношенням концентрацій карбонатної кислоти та її іонів:



Утворення  $HCO_3^-$  у воді відбувається в результаті дисоціації гідрогенкарбонатів:



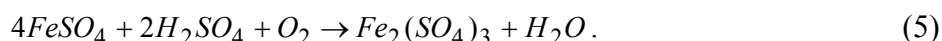
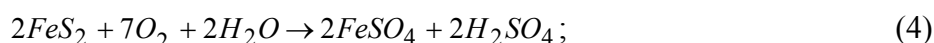
Внаслідок гідролізу  $HCO_3^- + H_2O \leftrightarrow H_2CO_3 + OH^-$  рН збільшується.

Поверхневі води з невеликим вмістом  $CO_2$  мають слабколужну реакцію.

При великих кількостях  $CO_2$  і невеликих  $HCO_3^-$   $pH < 7,0$ .

Зміни рН тісно пов'язані з процесами фотосинтезу (через споживання  $CO_2$  водяною рослинністю). Джерелом іонів  $H^+$  є також гумусові кислоти, що присутні в ґрунтах. При гідролізі солей важких металів утворюються сильнокислі води ( $pH < 3$ ). Такі води утворюються, коли у воду потрапляють значні кількості сульфатів феруму (II), алюмінію, купруму (II) й інших металів:  $FeSO_4 + 2H_2O \leftrightarrow Fe(OH)_2 + 2H^+ + SO_4^{2-}$ .

Подібний процес відбувається в зоні окиснення сульфідів металів і характерний для шахтних і рудникових вод. При окисненні піриту відбувається реакція [1]:



Води збагачуються на сульфати металів (Fe, Al, Cu, Zn) і знижується рН води за рахунок появи сульфатної кислоти.

Гумусові кислоти – джерело збагачення вод йонами  $H^+$  – зумовлюють слабкокислу реакцію вод лісової зони.

Кислі і слабокислі води ( $pH=3-6,5$ ) виникають при розкладанні органічних речовин і надходження карбонатної кислоти, сульфокислот.

У звичайних природних водах кислотність у більшості випадків залежить тільки від вмісту вільного діоксиду вуглецю. Природну частину кислотності створюють також гумінові й інші слабкі органічні кислоти і катіони слабких основ (іони амонію, заліза, алюмінію, органічних основ). У цих випадках рН води не буває нижче 4,5.

У забруднених водоймах може міститися велика кількість сильних кислот або їх солей за рахунок скидання промислових стічних вод. У цих випадках рН може бути нижче 4,5.

В нейтральних і слабколужних водах ( $pH=6,5-8,5$ ), в яких присутні  $Ca(HCO_3)_2$  і  $Mg(HCO_3)_2$ , мігрують аніоногенні елементи (Si, Ge, As, V, Mo, Se).

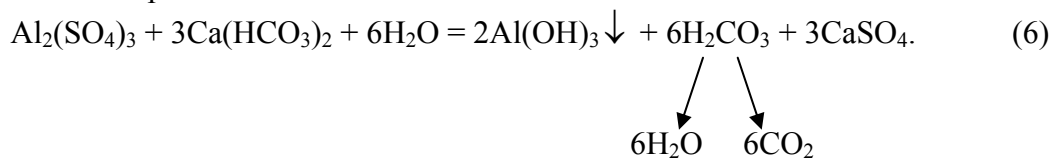
В сильнолужних водах  $pH=8,8-10,5$  (присутня сода –  $Na_2CO_3$  і  $NaHCO_3$ ).

Для термальних вод  $pH=11,5$  [1].

Дослідження показують, що реакція середовища в водних розчинах залежить не тільки від наявності в них кислот або лугів, але також і від присутності солей. Деякі солі,

розчиняючись у воді, можуть змінювати реакцію середовища. При цьому відбувається гідроліз солей – хімічна взаємодія між йонами солі і йонами  $H^+$  і  $OH^-$  води, яка супроводжується утворенням слабких електролітів, що призводить до зміни рН середовища.

Реакції спільного гідролізу використовують з метою очистки каламутної природної води. Природна вода завжди містить деяку кількість  $Ca(HCO_3)_2$  та  $Mg(HCO_3)_2$ . Додавання солей Алюмінію або Феруму (III) призводить до спільного гідролізу, який закінчується утворенням відповідних гідроксидів:



Завдяки великій активній поверхні гідроксиди  $Al(OH)_3$  або  $Fe(OH)_3$  у вигляді колоїдних частинок можуть поглинати з води колоїдні домішки та знебарвлювати її.

Процеси ґрунтоутворення зв'язані з вивітрянням материнських гірських порід, їх гідратацією та гідролізом. Йони  $Al^{3+}$  в ґрунтовому розчині з'являються внаслідок руйнування алюмосилікатів і при взаємодії з водою знижують рН ґрунтового розчину:



Ґрунтова кислотність, яка спричиняється наявністю йонів  $H^+$  та  $Al^{3+}$ , погано впливає на розвиток рослин. В присутності йонів  $Al^{3+}$  при низьких значеннях рН йони  $Ca^{2+}$  майже не поглинаються ґрунтом.

Лужність обумовлена наявністю у воді аніонів слабких кислот (карбонатів, гідрокарбонатів, силікатів, боратів, сульфідів, гідросульфідів, сульфідів, гідросульфідів, аніонів гумінових кислот, фосфатів) – їхня сума називається загальною лужністю. Через незначну концентрацію трьох останніх йонів загальна лужність води звичайно визначається тільки аніонами карбонатної кислоти (карбонатна лужність). Аніони, гідролізуючись, утворюють гідроксильні йони:



Лужність більшості природних вод визначається тільки гідрокарбонатами кальцію і магнію, рН цих вод не перевищує 8,3.

Визначення лужності корисно при дозуванні хімічних речовин, необхідних при обробці вод для водопостачання, а також при реагентному очищенні деяких стічних вод. Визначення лужності при надлишкових концентраціях лужноземельних металів важливо при встановленні придатності води для іригації. Разом із значеннями рН лужність води служить для розрахунку вмісту карбонатів і балансу вугільної кислоти у воді.

**Таким чином**, від величини рН залежить розвиток і життєдіяльність водних організмів, сталість різноманітних форм міграції елементів, проведення ряду процесів обробки води. Встановлено, що значення рН більшості природних вод близьке до нейтрального – 6,8...7,3, для річкової води рН коливається в межах 6,5...8,5, рудникових та болотних вод – 5,5...6,0, морської води – 8,2...8,5, океанської – 7,0...8,3, для атмосферних опадів – 4,6-6,1. На величину рН води впливає вміст вуглекислого газу, органічні гумусові кислоти, солі важких металів, забруднення вод промисловими стічними водами.

#### Список використаних джерел:

1. Хільчевський В. К., Осадчий В. І., Курило С. М. Основи гідрохімії : підручник. К. : Ніка-Центр, 2012. 312 с.
2. Гідрохімічний довідник / В. І. Осадчий, Б. Й. Набиванець, Н. М. Осадча, Ю. Б. Набиванець. К. : Ніка-Центр, 2008. 655 с.
3. Аналітична хімія поверхневих вод / Б. Й. Набиванець, В. І. Осадчий, Н. М. Осадча, Ю. Б. Набиванець. К. : Наукова думка, 2007. 455 с.
4. Никаноров А. М. Гидрохимия : учеб. пособие. Л. : Гидрометеоздат, 1989.
5. URL: <http://uk.wikipedia.org/wiki/PH> (дата звернення: 12.10.2017).