

ОЦІНКА ЯКОСТІ НАВКОЛИШНЬОГО СЕРЕДОВИЩА

2.1. Гідросфера

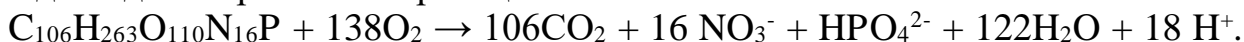
2.1.1. Аналіз якості води. Кисень у природних водах.

Усунення жорсткості води

Для оцінки максимально можливої концентрації розчиненого кисню у воді за певної температури та відповідної константи Генрі для розчинення кисню, якщо доля кисню у повітрі (а) складає 0,21, його молекулярна маса (Mr) – 32 г/моль, а атмосферний тиск (P) – 101,3 кПа, необхідно застосовувати наступну формулу:

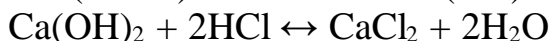
$$C(\text{O}_2)_{\text{aq}} = P \cdot 1000 \cdot a \cdot K_{\text{r}} \cdot \text{Mr}(\text{O}_2).$$

Під час фотосинтезу відбувається нарощування біомаси фітопланктону, і на розкладання 1 молекули фітопланктону необхідно 138 молекул кисню відповідно за рівнянням реакції:

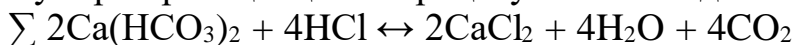


Можна зробити висновок, що на окиснення кожного надлишкового кілограму фітопланктону витрачається 1,23 кг розчиненого кисню. Ця кількість кисню буде вилучатись з об'єму води водойми. Тому надлишкова продуктивність водойм та водотоків при надлишковому вмісті біогенних елементів у воді та мінімальна концентрація розчиненого кисню призводить до евтрофікування природних вод.

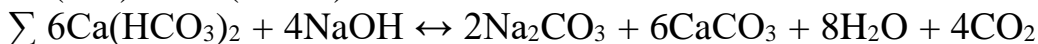
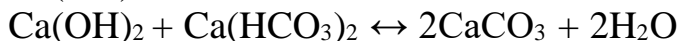
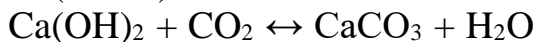
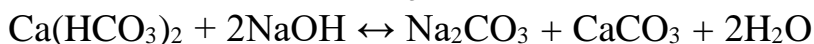
Води водоймища завжди містять деяку кількість бікарбонатів кальцію $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ і магнію $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, що обумовлюють її карбонатну жорсткість. Внаслідок гідролізу бікарбонатів утворюється надлишок гідроксильних іонів (в результаті чого рН води може перевищувати 7), що дозволяє нейтралізувати деяку кількість кислоти. Приклади реакцій:



Сумарна реакція цього процесу має вигляд:



Для підтримки бікарбонатів у розчиненому стані необхідна присутність у воді розчиненої борної вуглекислоти. Її наявність дозволяє у свою чергу нейтралізувати відповідну кількість лугу. Нейтралізація лугу може відбуватися і за рахунок бікарбонатів після їхнього гідролізу внаслідок утворення карбонатів, що не піддаються гідролізу:



Таким чином, вода водоймищ має одночасно і лужний, і кислотний резерв, що дозволяє нейтралізувати кислоти і луги, що надходять у водойму

разом із виробничими стічними водами. Це має велике економічне значення, тому що дозволяє у деяких випадках відмовитися від спеціальної обробки стічних вод до випуску їх у водойму.

Розрізняють тимчасову жорсткість (карбонатну), та постійну жорсткість (не карбонатну). Тимчасова жорсткість обумовлена присутністю у воді гідрокарбонатів кальцію $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ і магнію $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Постійна жорсткість води обумовлена присутністю у воді сульфатів, хлоридів кальцію і магнію (CaSO_4 , CaCl_2 , MgSO_4 , MgCl_2).

Для чисельного вираження жорсткості води вказують концентрацію у ній катіонів кальцію і магнію. На практиці для вимірювання жорсткості води частіше використовуються одиниці вимірювання – ммоль/л або нормальна концентрація іонів кальцію і магнію, яку виражають у мг-екв/л. Один мг-екв/л відповідає вмісту у 1 літрі води 20,04 міліграмів Ca^{2+} або 12,16 міліграмів Mg^{2+} (розраховується шляхом ділення атомної маси на валентність). Таким чином, жорсткість можна розрахувати за формулами:

$$J_{\text{заг}} = \frac{[\text{Ca}^{2+}]}{20,04} + \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{12,16},$$

або

$$J_{\text{заг}} = \frac{m_{\text{солі}}}{\frac{1}{2} M_{\text{солі}} \cdot V_{\text{води}}} \cdot 1000,$$

де $[\text{Ca}^{2+}]$, $[\text{Mg}^{2+}]$ – концентрація у мг/л іонів кальцію та магнію відповідно;

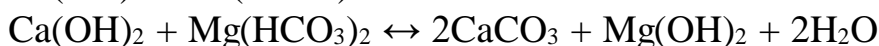
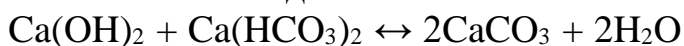
$M_{\text{солі}}$ – молярна маса солі кальцію або магнію, г/моль;

$V_{\text{води}}$ – об'єм води, л або дм^3 .

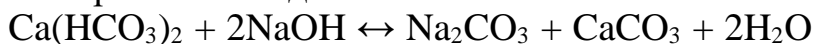
Основними методами усунення жорсткості води є наступні:

1. Усунення тимчасової жорсткості:

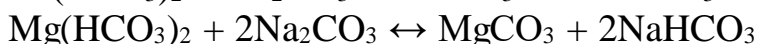
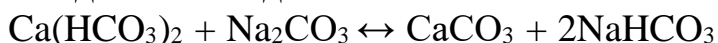
– вапняний метод



– натрієвий метод

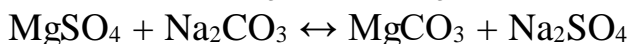
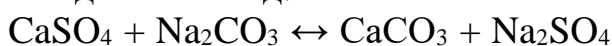


– содовий метод



2. Визначення постійної жорсткості:

– содовий метод:



– фосфатний метод:

