

С. В. Кушнір

Причини барботажного хімічного ефекту і диференціації іонів при утворенні морських аерозолів (фізико-хімічний аналіз)

(Представлено академіком НАН України Є. Ф. Шнюковим)

Показано, що основною причиною барботажних хімічних ефектів у розчинах NaCl є структурні зміни в інтерфейсі газ/вода, які приводять до сильного збільшення структурної температури води і збільшення її кислотності за рахунок зростання концентрації димерних асоціатів (H₂O)₂. Збільшення структурної температури в об'ємній воді спостерігається при турбулентному режимі механічного перемішування розчину і спричинює сильне зменшення розчинності кисню. Диференціацію іонів при утворенні аерозолів можна пояснити концентруванням найстійкіших нейтральних іонних пар в інтерфейсах при утворенні газових бульбашок.

Ключові слова: вода, розчини солей, барботажні ефекти, структурна температура води, іонні пари, морські аерозолі.

Морські аерозолі формуються при руйнуванні повітряно-водних емульсій, які утворюються високими морськими хвилями в зоні прибою або “гривастими” хвилями у відкритому морі під час штормів. Встановлено [1, 2], що ці аерозолі більш або менш сильно збагачені окремими компонентами морської води (K⁺, Sr²⁺, PO₄³⁻). Лабораторні дослідження виявили, що подібна диференціація іонів часто виникає і при барботажі повітря через змішані розчини солей [2, 3]. Причини цього явища поки що невідомі. Зазначимо, що Р. Хорн ще в 1969 р. повідомляв, що в лабораторіях Гарвардського університету під його керівництвом проводились систематичні дослідження диференціації іонів лужних металів, але результатів цих робіт в опублікованій науковій літературі ми не знайшли.

Нещодавно в лабораторії Інституту геології і геохімії горючих копалин НАН України був виявлений барботажний хімічний ефект (БХЕ), який виникає при пропусканні пасивних газів (N₂, Ar, повітря) через водні розчини NaCl [4]. Показано, що причиною БХЕ є формування кислотної поверхневої “плівки” (interface) в бульбашках газів, які при руйнуванні утворюють кислий аерозоль. Якщо цей аерозоль є грубодисперсним, він майже повністю повертається у розчин і значно знижує його рН (кислотний БХЕ). Якщо ж аерозоль тонкодисперсний, він легко виноситься газовим потоком і розчин збагачується іонами OH⁻ (лужний БХЕ). Отже, при БХЕ також проходить диференціація іонів — на цей раз H⁺ й OH⁻ самої води.

Спробуємо знайти можливі механізми цих процесів диференціації, які повинні мати фізико-хімічну природу, що може бути виявлено методами фізико-хімічного аналізу.

Барботажний хімічний ефект. Зразу відзначимо, що за останні 15 років наука про будову і властивості поверхні води і водних розчинів солей досягла значних успіхів завдяки появі нових експериментальних (поверхнево-селективна спектроскопія) і теоретичних (моделювання методами молекулярної динаміки) способів їх дослідження. Отримані резуль-

тати значно поглибили знання про інтерфейс системи газ/вода і поведінку в ньому різних іонів. Проте дані цих робіт дуже суперечливі і навіть дотепер проводиться дискусія про те, який характер має поверхня самої води — кислий, лужний або нейтральний [5–8].

Нещодавно міжнародна група дослідників провела аналіз усіх даних про поведінку іонів H^+ і OH^- на поверхні води і прийшла до висновку, що із них тільки H^+ може легко абсорбуватись там з утворенням гідратованих катіонів гідронію H_3O^+ [9]. Тому поверхня чистої води може бути тільки кислою і мати рН не більше 4,8. Решта інтерфейсу, — яка є перехідною зоною до нейтральної об'ємної води, — повинна бути збагачена іонами OH^- . Така двошарова будова інтерфейсу забезпечує його електричну нейтральність і легко пояснює лужний БХЕ та його залежність від товщини плівок бульбашок газу, що розриваються на поверхні. Отже, чим тонша ця плівка, тим кислішим буде отриманий аерозоль і вищим буде його позитивний заряд, а залишковий розчин буде збільшувати вміст OH^- та відповідно негативний заряд поверхні води. На жаль, така модель ніяк не може пояснити кислотний БХЕ, коли розчин при барботажі без видимих причин постійно зменшує рН.

Щоб з'ясувати це питання, ще раз звернемось до публікації [9], де відзначається, що показник вмісту OH^- в інтерфейсі рОН повинен становити від 7,7 до 8,4. Тоді найвищі значення іонного добутку води там ($\text{p}K_{\text{в}} = \text{pH} + \text{pOH}$) можуть становити від 12,5 до 13,2, у той час коли в об'ємній воді при 25 °С $\text{p}K_{\text{в}} = 14$. Відомо, що вода при нагріванні проявляє підвищені значення $K_{\text{в}}$. Згідно з даними [10], $\text{p}K_{\text{в}} = 13,2$ досягається при 50 °С, а $\text{p}K_{\text{в}} = 12,5$ — при 83 °С. Все це дає право стверджувати, що вода в інтерфейсі газ/вода завжди має, за Берналом, підвищену структурну температуру. Причиною цього є вплив поверхні повітря/вода, яка для будь-якої конденсованої системи є головним дефектом структури, біля якого звичайно концентруються всі інші можливі структурні дефекти. Тому в інтерфейсі, товщина якого вимірюється лише десятком нанометрів [3], неможливе існування характерних для об'ємної води об'ємних кластерів N3–N6 (у них молекули H_2O мають лише два зв'язки Н), які в об'ємній фазі стають основними компонентами структури води лише при температурі понад 100 °С [11]. А плоскі кластери (подібно до об'ємних) можуть легко “полімеризуватись” за рахунок використання додаткових зв'язків Н, утворюючи більш або менш щільні поверхневі сітки структурно зв'язаних молекул H_2O , які практично визначають величину поверхневого натягу води. При таких структурних змінах в інтерфейсі повинні зростати “концентрації” димерної води $(\text{H}_2\text{O})_2$ та мономерних молекул H_2O , які в даному випадку відіграють поки що роль дефектів основної структури. Для нас особливо важливим є збільшення концентрації $(\text{H}_2\text{O})_2$, що відрізняються від усіх інших асоціатів води явно вираженою схильністю до автодисоціації



Все це дозволяє стверджувати, що барботаж пасивних газів, продукуючи все нові і нові інтерфейси газ/вода, поступово нарощує в системі і вміст димерів, значно підвищуючих її кислотність. Це і є, на наш погляд, причиною кислотного БХЕ у розчинах солей. Проте необхідно пам'ятати, що для об'ємної води кислотний БХЕ приводить до явного відхилення від її структурної рівноваги. Тому стан з підвищеною кислотністю для неї буде нестабільним. Отже, при припиненні барботажу рН розчину буде зростати, намагаючись повернутись ближче до первинного значення. Але для води подібні процеси релаксації дуже повільні, тому для досягнення нової структурної рівноваги (або квазірівноваги [11]) потрібно, як правило, багато часу.

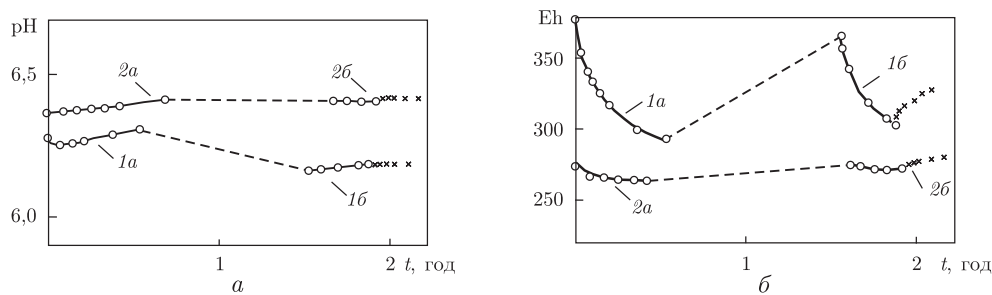


Рис. 1. Зміни рН і Eh у 0,1 моль/л NaCl при різних режимах перемішування на магнітній мішалці. Дослід 1 — турбулентні режими 1а й 1б, у перерві між ними — повільне перемішування при відсутності електродного блока. Дослід 2 — ламінарні режими 2а й 2б при відсутності електродного блока в перерві між ними

Щоб добути якісь експериментальні докази справедливості отриманих вище аналітичних висновків, було проведено кілька дослідів механічного перемішування розчину 0,1 моль/л NaCl (20 мл) на магнітній мішалці при різних швидкостях перемішування. Два з них ілюструє рис. 1. Очікувалось, що при енергійному турбулентному (хаотичному) режимі перемішування в розчині почнеться розпад найменш стійких кластерних структур, до яких належать кластери N6–N8 [11]. Оскільки саме вони відповідають за розчинність простих газів (CH₄, O₂ тощо), це повинно привести до явного зменшення розчинності цих газів при практично незмінних значеннях рН. Як видно, саме це і показав експеримент 1, в якому розчин двічі розганявся до появи воронки завглибшки в 20 мм перед опусканням блока електродів для вимірювання рН й Eh, а в 60-хвилинному проміжку між стадіями 1а й 1б перемішувався в повільному ламінарному режимі без електродів. Відзначимо, що в обох випадках турбулентного перемішування температура розчину підвищувалась на 1–1,5 °С, але навіть не досягала кімнатної температури (24 °С). Легко показати, що такі зміни температури могли зменшити розчинність кисню в розчині лише на 3%, а фактичне зменшення за спадом Eh в обох випадках становило 16,5%. Очевидно, що воно могло бути досягнуто тільки за рахунок підвищення структурної температури розчину до ~32 °С. У досліді 2, проведеному аналогічно в ламінарному режимі перемішування, величина Eh практично не змінювалась. Отже, не змінювалась і концентрація кисню в розчині. Варто зазначити, що в досліді 1 під час перерви між етапами 1а й 1б проходило швидке насичення розчину киснем (зростання Eh) і повільне збільшення кислотності (зменшення рН). Напрямок цих змін відповідає вимогам електрохімічної рівноваги в системі O₂/H₂O, але не досягає цієї рівноваги, оскільки тут $\Delta Eh/\Delta pH = 16/0,08$, дорівнює 200, а не 59, як цього вимагає теорія [12]. Тут значення Eh змінюється набагато швидше, ніж значення рН.

Для перевірки надійності замірів Eh у турбулентному режимі перемішування проведено **додатковий дослід 3** (згідно з типом 1) з розчином 0,1 моль/л NaCl, ненасиченим за киснем повітря (рН₀ 6,0; Eh₀ 156 мВ). Виявилось, що й тут зміни рН незначні, а Eh на першому етапі турбулентності швидко зростає за згасаючою кривою до 244 мВ, у перерві замірів залишається незмінним, а на другому етапі турбулентності і в період релаксації знову збільшується, але повільніше, ніж після етапу 1б. Отже, в умовах турбулентності і тут система швидко наближається до якогось стану структурної рівноваги, а в ламінарному режимі перемішування практично не змінюється.

Все це показує, що стани структурної рівноваги, до яких наближається розчин 0,1 моль/л NaCl у досліді 1 й 3, при турбулентному перемішуванні зовсім різні. В досліді 3 він виявив-

ся практично стабільним, а досліді 1 — дуже нестійким, здатним швидко поглинати кисень із повітря і повертатися до вихідного стану насиченого киснем розчину, де була раніше сформована справжня структурна рівновага. Отже, в досліді 1 розчин проявив явно виражену структурну пам'ять, а в досліді 3 — ні. Це дає право припускати, що за структурну пам'ять води у розчинах NaCl відповідають великі кластери N12 — N24, які не руйнуються при перемішуванні і здатні швидко відновлювати порушену первісну структуру води. В досліді 3 цього не сталось, тому що первісний розчин не був насичений киснем, отже, був далеким від цієї рівноваги.

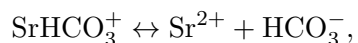
Підкреслимо, що описані експерименти дають перший прямий доказ реального існування стану структурної температури у водних розчинах. Разом з тим вони засвідчують, що енергетичний вплив і підвищення структурної температури при перемішуванні набагато слабші, ніж при барботажі газів, де руйнування кластерів води доходить до часткового утворення димерів (H₂O)₂.

Диференціація іонів. Приведений вище аналіз показує, що лужний БХЕ є прикладом реальної диференціації іонів H⁺ й OH⁻ при пропусканні пасивних газів через водні розчини NaCl. Попробуємо знайти можливий механізм диференціації для інших іонів. Головною перешкодою на шляху розв'язання цієї проблеми є теза про відштовхування усіх іонів від поверхні водних розчинів, яка базується на відомому факті пониження концентрації солей в інтерфейсах. Пізніше методами молекулярної динаміки була доказана можливість притягання до поверхні іонів Br⁻, тобто здатність адсорбуватись якимось чином на поверхні. Нещодавно показано, що подібні властивості мають й іони K⁺. Проте для інших катіонів поки що не виявлено ніяких шляхів попадання на поверхню розчинів, що необхідно для переходу їх у склад крапель аерозолу. При цьому майже всі дослідники відзначають велику роль поляризаційних процесів у зоні інтерфейсу, але відносять їх переважно до молекул води, де виникають істотні зміни в ІЧ-спектрах молекул H₂O на поверхні. В деяких роботах згадується і можливість утворення іонних пар, проте тільки у випадку концентрованих розчинів солей, коли різко зростає частка вільних (не гідратованих) катіонів.

Ми вважаємо, що будь-які іони можуть потрапити на поверхню розчинів тільки у вигляді нейтральних іонних пар, які не відштовхуються ніякими електричними полями. Щоб обґрунтувати цю гіпотезу, нагадаємо умови утворення і властивості цих специфічних комплексних сполук.

Іонні пари можуть утворюватись у розчинах солей лише при сильній взаємній поляризації, коли протилежні заряди деформують електронні оболонки обох іонів, що спричиняє перетворення іонного зв'язку в частково полярний, здатний формувати іонні комплекси. Утворення цих комплексів зменшує відповідно електропровідність розчинів. Стійкість іонних пар (іонних комплексів) зростає із збільшенням зарядів іонів та їх електронної поляризації. Катіони поляризуються, як правило, значно гірше, ніж аніони, які звичайно мають набагато більші розміри [12].

У водних розчинах комплекси (асоціати) поведуть себе як полярні електроліти, що дисоціюють на іони неповністю. Ступінь їх дисоціації змінюється в широких межах і оцінюється за величиною константи нестійкості K . Для пари SrHCO₃⁺, наприклад, при 25 °C отримано [13]:



$$K = \frac{[\text{Sr}^{2+}][\text{HCO}_3^-]}{[\text{SrHCO}_3^+]} = 0,0575, \quad \text{p}K = -\lg K = -\lg 0,0575 = 1,24.$$

Величини pK для іонних пар, які часто зустрічаються в природних водах демонструє табл. 1, з якої видно, комплекси KCl° й $NaHCO_3^\circ$ дуже нетривкі, а $SrSO_4^\circ$, $CaSO_4^\circ$, $MgCO_3^\circ$ — доволі стабільні.

Про концентрацію різних іонних комплексів у морській воді можна судити з табл. 2. Зазначимо, що тільки іони Cl^- в ній знаходяться лише в іонній формі; для всіх інших іонів характерні різноманітні комплекси, серед яких є нейтральні типу $KHCO_3^\circ$, $CaSO_4^\circ$, $MgCO_3^\circ$ та ін. При розбавленні морської води концентрація іонних пар дуже швидко зменшується внаслідок посилення гідратації іонів. Тому підвищення температури, яке спричинює зменшення цієї гідратації, сприяє утворенню іонних комплексів.

Концентрація іонів в інтерфейсі морської води різко зменшена. Але це зменшення не стосується нейтральних іонних пар; їх концентрація в цій зоні буде не меншою, а більшою, ніж в об'ємній воді через високу структурну температуру. Формально це можна трактувати як адсорбцію відповідних іонів на поверхні газ/вода. Тому при барботажі пасивних газів (включаючи повітря) із водного інтерфейсу формується аерозоль з особливим хімічним складом, який сильно відрізняється від складу морської води. Досліди показують, що він сильно збагачується калієм, стронцієм, бромом, фосфатами, тобто елементами, які справді здатні до сильної взаємної поляризації та утворення різних іонних пар. В результаті при утворенні тонкодисперсних аерозолів і виникає ефект диференціації різних іонів. Ступінь цієї диференціації повинен залежати від відношення концентрації відповідних іонів у зоні інтерфейсу та об'ємної води. Масштаби цієї диференціації демонструє рис. 2.

Дані табл. 1 дозволяють припускати, що збагачення морських аерозолів *калієм* відбувається переважно за рахунок комплексів $KHCO_3^\circ$, *стронцієм* — $SrSO_4^\circ$, $SrCO_3^\circ$, *бромом* — KBr° , *фосфором* — $CaHPO_4^\circ$, $MgHPO_4^\circ$. У результаті води аерозолів збагачуються сульфатами, карбонатами і різко зменшують вміст хлоридів. Тому є усі підстави стверджувати, що дощові води навіть над океанами повинні належати до сульфатно-карбонатного типу. Все це підтверджує, що теза про вирішальну роль нейтральних іонних пар в диференціації іонів

Таблиця 1. Константи нестійкості (pK) важливіших іонних комплексів природних вод, за [13]

Формула	pK	Формула	pK	Формула	pK
$NaHCO_3^\circ$	-0,256	$MgCO_3^\circ$	3,4	$MgSO_4^\circ$	2,38
$NaCO_3^-$	1,27	$CaCO_3^\circ$	3,2	$CaSO_4^\circ$	2,31
$NaSO_4^-$	0,70	$MgHCO_3^+$	1,16	$SrSO_4^\circ$	2,55
KSO_4^-	0,85	$CaHCO_3^+$	1,13	KCl°	-0,7

Таблиця 2. Основні іони морської води та форми їх іонних комплексів, за [13–15] з доповненнями

Іони	Вміст, мг/л	$\alpha_e \cdot A^3$ [13]	Форми існування (молярний %)
Na^+	10700	0,079	Na^+ (98,5), $NaSO_4^-$ (1,4), $NaHCO_3^\circ$ (0,1)
Cl^-	19000	3,59	Cl^- (~ 100)
Mg^{2+}	1230	-0,71	Mg^{2+} (87,7), $MgSO_4^\circ$ (11,7), $MgHCO_3^+$ (0,5), $MgCO_3^\circ$ (0,1)
Ca^{2+}	412	0,28	Ca^{2+} (85,3), $CaSO_4^\circ$ (13,9), $CaHCO_3^+$ (0,7)
Sr^{2+}	8,1	0,75	Sr^{2+} (?), $SrSO_4^\circ$ (?), $SrHCO_3^+$ (?), $SrBr^+$ (?)
K^+	380	0,90	K^+ (?), KSO_4^- (?), $KHCO_3^\circ$ (?), KBr° (?)
Br^-	67	5,02	Br^- (?), $SrBr^+$ (?), KBr° (?)
SO_4^{2-}	2650	5,83	SO_4^{2-} (51,4), $CaSO_4^\circ$ (5,0), $MgSO_4^\circ$ (22,0), $NaSO_4^-$ (20,9)
CO_3^{2-}	140	4,81	CO_3^{2-} (23,9), $CaCO_3^\circ$ (13,7), $MgCO_3^\circ$ (44,7), $NaCO_3^-$ (17,7)
HCO_3^-			

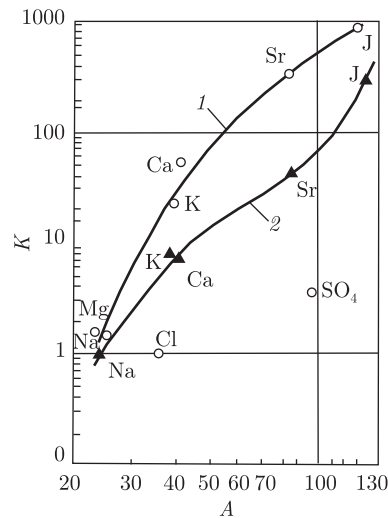


Рис. 2. Залежність іонного фракціонування в системі атмосфера/океан від іонної маси [2, с. 268].
 Умовні позначення: 1 — дегазована вода; 2 — сніг. A — атомна маса, K — масове співвідношення $(M/Cl \text{ аерозолю})/(M/Cl \text{ морської води})$, де M — маса елемента

при утворенні морських аерозолів не суперечить сучасним уявленням про будову і властивості інтерфейсів системи газ/вода, легко пояснює всі особливості цього процесу і дає змогу робити науково обгрунтовані прогнози.

Сукупність отриманих результатів показує, що фізико-хімічний аналіз складних природних процесів має великі перспективи. Вони виникають тому, що реальні процеси не завжди можуть підпорядковуватись формулам, виведеним теоретично з простих моделей, але змушені узгоджуватись з фундаментальними законами фізичної хімії. Проте запропоновані нами на основі такого аналізу механізми виникнення барботажних хімічних ефектів та диференціації іонів при утворенні морських аерозолів слід поки що вважати добре обгрунтованими гіпотезами, які вимагають поглибленого експериментального і теоретичного дослідження.

Цитована література

1. Bloch M. R., Kaplan D., Kertes V., Schnerb J. Ion separation in bursting air bubbles: an explanation for the irregular ion ratios in atmospheric precipitations // *Nature*. – 1966. – **209**. – P. 802–803.
2. Хорн Р. Морская химия (структура воды и химия гидросферы). – Москва: Мир, 1972. – 398 с.
3. *Поверхностные пленки воды в дисперсных структурах* / Под ред. Е. А. Щукина – Москва: Изд-во Моск. ун-та, 1988. – 279 с.
4. Кушнір С. В., Козак Р. П., Кость М. В. Барботажний хімічний ефект і його вплив на властивості морської води // *Доп. НАН України*. – 2015. – № 2. – С. 89–95.
5. Petersen P. B., Saykally R. J. Is the liquid water surface basic or acidic? Macroscopic vs. molecular-scale investigations // *Chem. Phys. Lett.* – 2008. – **458**. – P. 255–261.
6. Chaplin M. Theory vs. experiment: What is the surface charge of water? // *Water*. – 2009. – **1**. – P. 1–28.
7. Bhattacharayya I., Maze J. T., Ewing G. E., Jarrold M. F. Charge separation from the bursting of bubbles on water // *J. Phys. Chem. A*. – 2011. – **115**. – P. 5723–5728.
8. Bauer B. A., Ou S., Patel S. Solvation structure and energetics of single ions at the aqueous liquid-vapor interface // *Chem. Phys. Lett.* – 2012. – **527**. – P. 22–26.
9. Buch V., Milet A., Vacha R., Jungwirth P., Devlin J. P. Water surface is acidic // *Proc. Nat. Acad. Sci. USA*. – 2007. – **104**, No 18. – P. 7342–7347.

10. Bandura A., Lvov S. N. The ionisation constant of water over wide ranges of temperature and density // J. Phys. Chem. Ref. Data. – 2006. – **35**, No 1. – P. 15–30.
11. Кушнір С. Структура і властивості чистої води за різних термобаричних умов (фізико-хімічний аналіз) // Мінералог. зб. – 2012. – № 62. – Вип. 2. – С. 236–245.
12. Антропов Л. И. Теоретична електрохімія. – Київ: Либідь, 1993. – 544 с.
13. Крайнов С. Р., Швец В. М. Основы геохимии подземных вод. – Москва: Недра, 1980. – 285 с.
14. Шонф Т. Палеоокеанология. – Москва: Мир, 1982. – 159 с.
15. Справочник химика / Под ред. Б. П. Никольского. – Москва; Ленинград: Химия, 1982. – 385 с.

References

1. Bloch M. R., Kaplan D., Kertes V., Schnerb J. Nature, 1966, **209**: 802–803.
2. Horne R. Marine chemistry (structure and water chemistry of the hydrosphere), Moscow: Mir, 1972 (in Russian).
3. A surface film of water in dispersed structures. Ed. by E. A. Shchukin, Moscow: Moscow University Press, 1988 (in Russian).
4. Kuschmir S. V., Kozak R. P., Kost' M. Dopov. NAN Ukraine, 2015, No 2: 89–95 (in Ukrainian).
5. Petersen P. B., Saykally R. J. Chem. Phys. Lett., 2008, **458**: 255–261.
6. Chaplin M. Water, 2009, **1**: 1–28.
7. Bhattacharayya I., Maze J. T., Ewing G. E., Jarrold M. F. J. Phys. Chem. A, 2011, **115**: 5723–5728.
8. Bauer B. A., Ou S., Patel S. Chem. Phys. Lett., 2012, **527**: 22–26.
9. Buch V., Milet A., Vacha R., Jungwirth P., Devlin J. P. Proc. Nat. Acad. Sci. USA, 2007, **104**, No 18: 7342–7347.
10. Bandura A., Lvov S. N. J. Phys. Chem. Ref. Data, 2006, **35**, No 1: 15–30.
11. Kuschmir S. Mineral. collect., 2012, **2**, No 62: 236–245 (in Ukrainian).
12. Антропов Л. И. Theoretical electrochemistry, Kiev: Lybid, 1993 (in Ukrainian).
13. Krajinov S. R., Shvetc V. M. Fundamentals of geochemistry of groundwater, Moscow: Nedra, 1980 (in Russian).
14. Schoepf T. Paleooceanography, Moscow: Mir, 1982 (in Russian).
15. Chemist's Handbook. Ed. by B. P. Nikolskii, Moscow – Leningrad: Chemistry, 1982 (in Russian).

Інститут геології і геохімії
горючих копалин НАН України, Львів

Надійшло до редакції 26.01.2015

С. В. Кушнір

Причины барботажного химического эффекта и дифференциации ионов при образовании морских аэрозолей (физико-химический анализ)

Інститут геології і геохімії горючих ископаємих НАН України, Львів

Показано, что основной причиной барботажных химических эффектов в растворах NaCl являются структурные изменения в интерфейсе газ/вода, которые приводят к сильному увеличению структурной температуры воды и увеличению ее кислотности за счет роста концентрации димерных ассоциатов (H₂O)₂. Увеличение структурной температуры в объемной воде наблюдается при турбулентном режиме механического перемешивания раствора и ведет к сильному уменьшению растворимости кислорода. Дифференциацию ионов при образовании аэрозолей можно объяснить концентрированием устойчивых нейтральных ионных пар в интерфейсах при образовании газовых пузырьков.

Ключевые слова: вода, растворы солей, барботажные эффекты, структурная температура воды, ионные пары, морские аэрозоли.

S. V. Kuschnir

Reasons for the bubbling chemical effect and differentiation of ions in the formation of marine aerosols (physico-chemical analysis)

Institute of Geology and Geochemistry of Combustible Minerals of the NAS of Ukraine,
Lviv

It is shown that the main cause of bubbling chemical effects in solutions of NaCl is structural changes in the gas/water interface, which lead to a strong increase in the structural water temperature and increase its acidity due to the increase in the concentration of dimeric associates $(\text{H}_2\text{O})_2$. The increase in the structural temperature in the bulk water is observed in the turbulent regime of the mechanical mixing of a solution and leads to a strong decrease in the solubility of oxygen. Differentiation of ions in the formation of aerosols can be explained by the concentration of stable neutral ion pairs in the interfaces in the formation of gas bubbles.

Keywords: water, solutions of salts, bubble effects, structural water temperature, ion pairs, marine aerosols.