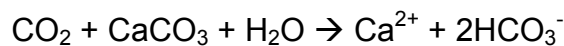


## CHƯƠNG 3

# ĐỘ KIỀM

### 3.1 KHÁI NIỆM CHUNG

Độ kiềm là số đo khả năng trung hòa acid của nước. Đôi khi khái niệm khả năng trung hòa acid thay thế cho khái niệm độ kiềm cũng được sử dụng trong một số tài liệu. Độ kiềm của nước tự nhiên do muối của các acid yếu gây nên, mặc dù các chất kiềm yếu và kiềm mạnh cũng có thể gây ra độ kiềm. Bicarbonate là dạng độ kiềm chủ yếu vì chúng được tạo thành từ một khối lượng đáng kể khí carbonic có mặt trong đất và không khí xem phương trình sau:



Các muối của acid yếu như borate, silicate và phosphate có thể có mặt với khối lượng nhỏ. Một vài loại acid hữu cơ khó bị oxy hóa sinh học, ví dụ như acid humic, tạo thành các muối cũng gây nên độ kiềm trong nước. Trong nước bị ô nhiễm hoặc ở tình trạng kỵ khí, muối của các acid yếu như acid acetic, propionic và hydrogen sulfide cũng có thể tạo thành độ kiềm. Trong một số trường hợp khác, ammonia hoặc các hydroxide cũng gây nên độ kiềm cho nước.

Trong những điều kiện nhất định, các nguồn nước tự nhiên có thể chứa một lượng đáng kể độ kiềm carbonate và hydroxide. Điều kiện này thường xảy ra trong nguồn nước mặt có tảo phát triển. Tảo sử dụng khí carbonic, dạng tự do và kết hợp, trong nước và pH thường đạt trị số 9 đến 10. Nước lò hơi luôn luôn chứa độ kiềm carbonate và hydroxide. Nước sau khi được xử lý làm mềm bằng phương pháp hóa học có sử dụng vôi hoặc soda thường chứa carbonate và hydroxide.

Mặc dù rất nhiều chất gây ra độ kiềm trong nước, nhưng một phần lớn độ kiềm của nước tự nhiên do ba chất sau gây ra theo thứ tự phụ thuộc vào giá trị pH từ cao đến thấp: (1) hydroxide (OH<sup>-</sup>), (2) carbonate (CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>) và (3) bicarbonate (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>). Với hầu hết các mục đích thực tế, độ kiềm do các chất khác gây ra trong nước tự nhiên là không đáng kể hoặc rất nhỏ.

Độ kiềm của nước, về nguyên tắc, do muối của các acid yếu và các loại bazơ mạnh gây ra và các chất này là dung dịch đệm để giữ pH không giảm nhiều khi đưa acid vào nước. Vì vậy, độ kiềm còn là số đo khả năng đệm của nước và được sử dụng rộng rãi trong lĩnh vực xử lý nước cấp cũng như nước thải.

### 3.2 Ý NGHĨA MÔI TRƯỜNG

Như đã biết, độ kiềm của nước ít có ý nghĩa về mặt sức khỏe cộng đồng. Nước có độ kiềm cao thường không ngon và người tiêu thụ thường tìm các nguồn nước cấp khác. Nước được xử lý bằng phương pháp hóa học thường có pH cao cũng không được người sử dụng ưa chuộng. Vì những lý do trên, tiêu chuẩn về độ kiềm cho nước xử lý bằng phương pháp hóa học đã được ban hành.

### 3.3 PHƯƠNG PHÁP XÁC ĐỊNH ĐỘ KIỀM

Độ kiềm được xác định bằng phương pháp định phân với dung dịch acid sulfuric H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> N/5 (0,02N) và biểu diễn bằng đơn vị tương đương CaCO<sub>3</sub>. Ví dụ các mẫu nước có pH trên 8,3 được định phân theo hai bước. Trong bước thứ nhất, mẫu nước được định phân bằng dung dịch acid cho đến pH thấp hơn 8,3 tại điểm chất chỉ thị phenolphthalein đổi màu từ hồng sang không màu. Việc định phân trong pha hai được thực hiện đến pH thấp hơn khoảng 4,5 tương ứng với điểm kết thúc của bromcresol green. Khi pH của mẫu nước thấp hơn 8,3, chỉ cần định phân một lần đến pH 4,5.

Việc chọn pH 8,3 là điểm kết thúc cho bước định phân thứ nhất tương ứng với điểm ion carbonate chuyển thành ion bicarbonate:

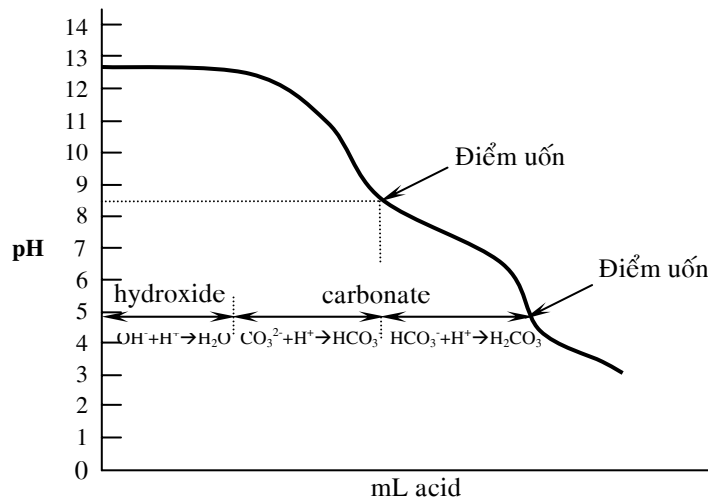


Việc sử dụng pH khoảng 4,5 làm điểm kết thúc cho bước định phân thứ hai tương ứng với điểm ion bicarbonate chuyển thành acid carbonic:



Trên cơ sở Phương trình  $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_n - \text{pK}_B - \log C_0)$ , điểm kết thúc chính xác cho việc định phân phụ thuộc vào nồng độ ion bicarbonate ban đầu của mẫu nước. Chúng ta thấy rằng Phương trình trên trở thành:

$$\text{pH (điểm tương ứng bicarbonate)} = 3,19 - \frac{1}{2} \log[\text{HCO}_3^-] \quad (3 - 3)$$



**Hình 3.1** Đường cong định phân của hỗn hợp hydroxide-carbonate.

Bicarbonate [ $\text{HCO}_3^-$ ] nồng độ 0,01M tương ứng với độ kiềm 500  $\text{mgCaCO}_3/\text{L}$  có điểm kết thúc phải là 4,19. Các xem xét này yêu cầu acid carbonic hoặc carbonic được tạo thành từ bicarbonate không bị mất từ dung dịch. Điều này rất khó khăn để làm chắc chắn và vì lý do này các xem xét trên có ý nghĩa lớn về mặt lý thuyết.

pH thực của điểm kết thúc khi xác định độ kiềm tốt nhất là được xác định bằng cách định phân theo điện thế. Yếu tố này có ý nghĩa đặc biệt quan trọng đối với nước tự nhiên mà ở đó độ kiềm tổng cộng là tổng các ảnh hưởng của các muối acid yếu trong đó bicarbonate chỉ là một phần. pH của điểm gây kết thúc trên đường định phân (xem Hình 3.1) là điểm kết thúc thật. Giá trị pH tại các điểm kết thúc tương ứng đối với các độ kiềm khác nhau từ Phương trình (3 – 3) hoặc trong “Standard Methods” chỉ có giá trị cho các dung dịch bicarbonate và không được áp dụng cho nước thải sinh hoạt hoặc sản xuất, thậm chí ngay cả nước tự nhiên.

### 3.4 CÁC PHƯƠNG PHÁP BIỂU DIỄN ĐỘ KIỀM

Do kiềm do rất nhiều chất gây nên. Các chất này thay đổi từ nước sạch nước bị ô nhiễm như nước thải sinh hoạt và nước thải công nghiệp, đến các loại bùn đã bị phân hủy. Các phương pháp biểu diễn giá trị độ kiềm cũng thay đổi một cách đáng kể; vì vậy cần phải giải thích phương pháp biểu diễn một cách chi tiết và xác định các lĩnh vực mà các phương pháp biểu diễn được sử dụng.

#### Độ kiềm phenolphthalein và độ kiềm tổng cộng

Phân tích đường cong định phân đối với kiềm mạnh (do kiềm hydroxide), đối với carbonate natri, cho thấy rằng tất cả hydroxide đều được trung hòa tại thời điểm khi pH giảm đến 10 và carbonate chuyển thành bicarbonate tại thời điểm khi pH giảm xuống khoảng 8,3. Trong hỗn hợp chứa cả hydroxide và carbonate, carbonate làm thay đổi đường cong định phân ở điểm gây khúc có pH 8,3 như trình bày trong Hình 3.1. Vì điều này, trong thực tế độ kiềm đo tại điểm kết thúc phenolphthalein được coi là độ kiềm

phenolphthalein. Hiện nay, khái niệm này được sử dụng rộng rãi trong lĩnh vực xử lý nước thải và vẫn được sử dụng trong một số lĩnh vực phân tích nước.

Nếu việc định phân một mẫu nước có chứa cả độ kiềm carbonate và hydroxide được tiếp xúc qua điểm kết thúc phenolphthalein, bicarbonate phản ứng với acid và chuyển thành acid carbonic. Phản ứng này xảy ra hoàn toàn khi pH hạ thấp hơn khoảng 4,5 (xem Hình 3.1). Khối lượng acid yêu cầu để phản ứng với hydroxide, carbonate và bicarbonate biểu diễn độ kiềm tổng cộng. Vì độ kiềm thường được biểu diễn bằng đơn vị  $\text{CaCO}_3$ ; cho nên dung dịch  $\text{H}_2\text{SO}_4$  N/50 được sử dụng trong việc định phân độ kiềm. Các tính toán có thể thực hiện như sau:

$$\text{Độ kiềm phenol} = (\text{mL dung dịch } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ định phân đến pH } 8,3) \frac{1.000}{\text{mL mẫu}} \quad (3 - 4)$$

$$\text{Độ kiềm tổng cộng} = \text{tổng mL } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ định phân đến pH} \begin{cases} 5,0 \\ 4,8 \\ 4,6 \\ 4,0 \end{cases} \frac{1.000}{\text{mL mẫu}} \quad (3 - 5)$$

Trong việc xác định độ kiềm tổng cộng, pH tại điểm kết thúc có một quan hệ trực tiếp đến khối lượng độ kiềm carbonate ban đầu của mẫu.

#### Độ kiềm hydroxide, carbonate và bicarbonate

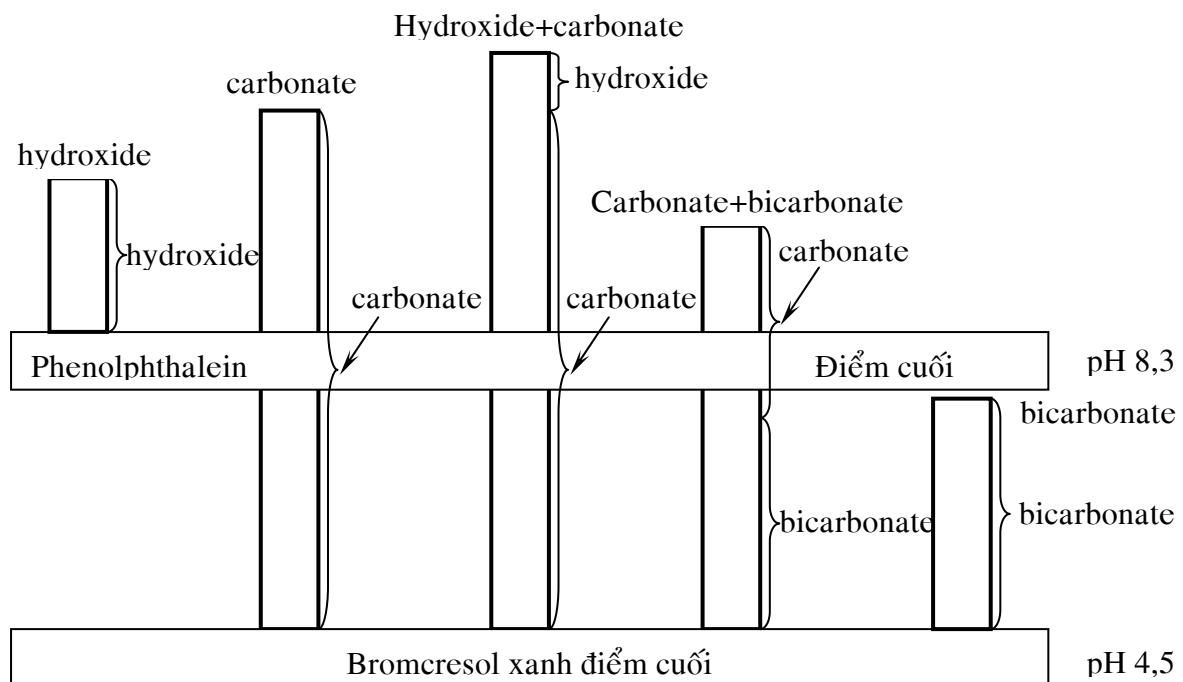
Trong phân tích nước, các loại độ kiềm có mặt trong nước và khối lượng của từng loại thường được yêu cầu xác định. Thông tin này đặc biệt cần cho quá trình làm mềm nước và cho nước trong lò hơi. Độ kiềm hydroxide, carbonate và bicarbonate thường được tính toán dựa trên các số liệu cơ bản khi định phân bazơ mạnh và carbonate natri. Ba qui trình sau thường được sử dụng để tính toán các loại độ kiềm: (1) tính toán chỉ từ số đo độ kiềm, (2) tính toán từ số đo độ kiềm và pH và (3) tính toán từ các phương trình cân bằng. Qui trình đầu tiên là qui trình cơ điện dựa trên các mối quan hệ thực nghiệm để tính toán các loại độ kiềm khác nhau từ độ kiềm phenolphthalein và độ kiềm tổng cộng. Cách tính toán này được sử dụng cho cán bộ kỹ thuật không có kiến thức cơ bản về hóa học môi trường. Các kết quả của phương pháp tính toán này chỉ là gần đúng đối với các mẫu nước có pH trên 9. Dù vậy, các nhà hóa học nước và các kỹ sư có liên quan đến quá trình làm mềm nước, kiểm soát ăn mòn, phòng chống lắng cặn ở pH cao đều cần biết cần biết các loại ion và nồng độ của chúng. Vì lý do này, cần phải có khả năng tính toán nồng độ ion hydroxide, carbonate và bicarbonate ở tất cả các giá trị pH với độ chính xác cần thiết. Việc tính toán với độ chính xác cao này có thể được thực hiện bằng qui trình (2) hoặc (3).

Qui trình hai có độ chính xác đủ cho các mục đích thực tế và cũng sử dụng độ kiềm phenolphthalein và độ kiềm tổng cộng. Hơn nữa, số đo pH ban đầu phải yêu cầu phải có độ chính xác cao để tính toán trực tiếp độ kiềm hydroxide. Trong qui trình ba, các phương trình cân bằng khác nhau của acid carbonic được sử dụng để tính toán nồng độ của các loại độ kiềm khác nhau. Qui trình này cho kết quả với độ chính xác cao đối

với các thành phần, thậm chí khi chúng có mặt trong nước ở mg/L, khi số đo pH được thực hiện chính xác. Đôi khi nồng độ thấp của các độ kiềm cũng đóng vai trò quan trọng. Độ kiềm tổng cộng cũng như pH được yêu cầu. Hơn nữa, cần phải xác định số đo của chất rắn hòa tan để hiệu chỉnh hoạt tính ion với số đo nhiệt độ để lựa chọn hằng số cân bằng thích hợp. Các kỹ sư môi trường cũng như các nhà hóa học môi trường cần phải hiểu cơ sở của các qui trình này. Các qui trình được trình bày dưới đây.

#### Tính toán từ số đo độ kiềm

Trong qui trình này, độ kiềm phenolphthalein và độ kiềm tổng cộng được xác định và từ các số đo này tính toán độ kiềm hydroxide, carbonate và bicarbonate. Các tính toán này có thể được thực hiện bằng cách cho rằng (không chính xác) độ kiềm hydroxide và độ kiềm carbonate không cùng tồn tại trong một mẫu nước. Điều này cho phép năm khả năng sau: (1) chỉ có hydroxide, (2) chỉ có carbonate, (3) hydroxide và carbonate, (4) carbonate và bicarbonate và (5) chỉ có bicarbonate. Hình 4.6 và 4.8 biểu diễn rằng việc trung hòa hydroxide được thực hiện hoàn toàn khi lượng acid đưa vào đủ để giảm pH đến 8,3 và khi đó dùng một nửa lượng carbonate bị trung hòa. Khi tiếp tục định phân để đến pH 4,5, một khối lượng không đáng kể acid được sử dụng để trung hòa hydroxide và một khối lượng acid dùng bằng khối lượng để trung hòa carbonate đến pH 8,3, được sử dụng để trung hòa carbonate. Điều này là thông tin cơ bản để xác định các dạng độ kiềm hiện trong nước và khối lượng của từng loại. Biểu đồ biểu diễn sự định phân với các độ kiềm kết hợp với nhau được trình bày trong Hình 3.2



**Hình 3.2** Đồ thị định phân mẫu nước chứa các dạng độ kiềm khác nhau.

**Chỉ có hydroxide.** Các mẫu chỉ chứa độ kiềm hydroxide có pH cao, thường cao hơn 10. Việc định phân hoàn thành tại điểm kết thúc phenolphthalein. Trong trường hợp này độ kiềm hydroxide bằng độ kiềm phenolphthalein.

**Chỉ có carbonate.** Các mẫu chỉ chứa độ kiềm carbonate có pH 8,5 hoặc cao hơn. Việc định phân đến điểm kết thúc phenolphthalein chính xác bằng một nửa việc định phân tổng cộng. Trong trường hợp này, độ kiềm carbonate bằng độ kiềm tổng cộng.  
Hydroxide – carbonate. Các mẫu chứa độ kiềm hydroxide và carbonate có pH cao, thường cao hơn 10. Việc định phân từ điểm kết thúc phenolphthalein đến điểm kết thúc bromcresol green thể hiện một phần hai độ kiềm carbonate. Vì vậy độ kiềm carbonate có thể được tính toán như sau:

$$\text{Độ kiềm carbonate} = 2 (\text{định phân từ pH 8,3 đến 4,5}) \frac{1.000}{\text{mL mẫu}}$$

và Độ kiềm hydroxide = độ kiềm tổng cộng – độ kiềm carbonate carbonate – bicarbonate. Các mẫu chứa độ kiềm carbonate và bicarbonate có pH cao hơn 8,3 và thường thấp hơn 11. Việc định phân đến điểm kết thúc phenolphthalein thể hiện một phần hai độ kiềm carbonate. Độ kiềm carbonate có thể được tính toán như sau:

$$\text{Độ kiềm carbonate} = 2 (\text{định phân đến pH 8,3}) \frac{1.000}{\text{mL mẫu}}$$

và Độ kiềm hydroxide = độ kiềm tổng cộng – độ kiềm carbonate

**Chỉ có bicarbonate.** Các mẫu chỉ chứa độ kiềm carbonate có pH 8,3 hoặc thấp hơn, thường là thấp hơn. Trong trường hợp này độ kiềm bicarbonate bằng độ kiềm tổng cộng.

Các phương pháp được đề cập ở phần trước để tính toán gần đúng độ kiềm đã được thay thế bằng phương pháp chính xác hơn được trình bày dưới đây.

Tính toán từ số đo độ kiềm và pH

Trong qui trình này, số đo pH, độ kiềm phenolphthalein và độ kiềm tổng cộng phải được thực hiện.

**Hydroxide.** Trước tiên, độ kiềm hydroxide được tính toán từ số đo độ pH, sử dụng hằng số phân ly của nước,

$$[OH^-] = \frac{K_n}{[H^+]} \quad (3 - 6)$$

Tính toán này yêu cầu sơ đồ pH phải chính xác để xác định  $[H^+]$ . Vì với nồng độ hydroxide 1 mg/L tương đương với độ kiềm 50.000 mgCaCO<sub>3</sub>/L, mối quan hệ trên có thể được biểu diễn thuận lợi hơn.

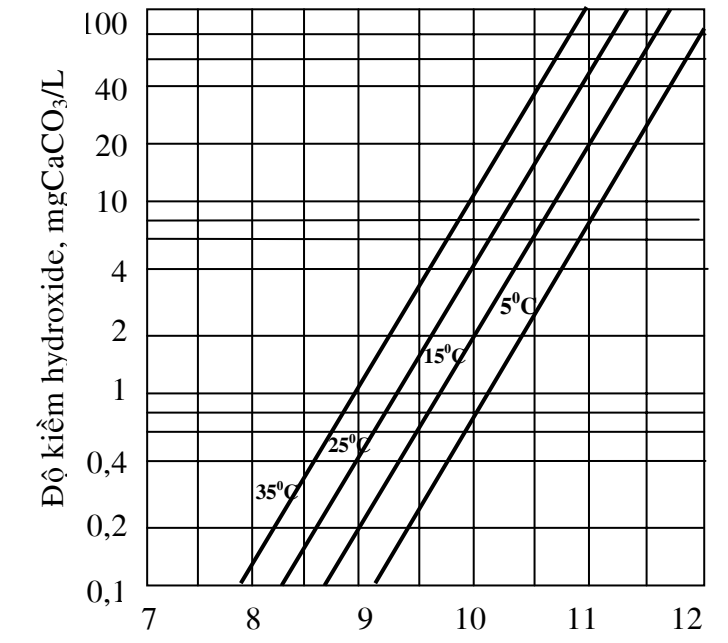
$$\text{Độ kiềm hydroxide} = 50.000 \times 10^{(pH - pKn)} \quad (3 - 7)$$



Ở nhiệt độ 24<sup>0</sup>C, pKn = 14,00. Dù sao nó thay đổi từ 14,94 ở 0<sup>0</sup>C đến 13,53 ở 40<sup>0</sup>C. Vì vậy, việc đo nhiệt độ đóng vai trò quan trọng để hiệu chỉnh pKn. Mối quan hệ giữa pH, nhiệt độ và độ kiềm hydroxide được trình bày bằng đồ thị trong Hình 1.3.3. Để có độ chính xác cao hơn, phải xác định nồng độ chất rắn hòa tan để hiệu chỉnh hoạt độ ion, mặc dù trong trường hợp này việc hiệu chỉnh là không đáng kể và không cần thiết trong hầu hết các mục đích thực tế. Trong cuốn “Standard Methods” đã có sẵn biểu đồ cho phép tính toán nhanh độ kiềm hydroxide trên cơ sở sử dụng số đo pH, nhiệt độ và chất rắn hòa tan.

**Carbonate.** Khi độ kiềm hydroxide được xác định, sử dụng các qui trình trước để tính toán độ kiềm carbonate và bicarbonate. Độ kiềm phenolphthalein biểu diễn toàn bộ độ kiềm hydroxide cộng với một phần hai độ kiềm carbonate. Vì vậy, độ kiềm carbonate có thể được tính toán như sau:

$$\text{Độ kiềm carbonate} = 2 (\text{độ kiềm phenol} - \text{độ kiềm hydroxide}) \quad (3 - 8)$$



**Hình 3.3** Mối quan hệ giữa độ kiềm hydroxide và pH ở các nhiệt độ khác nhau.

**Bicarbonate.** Việc định phân từ pH 8,3 đến 4,5 do một phần hai độ kiềm carbonate cộng với toàn bộ độ kiềm bicarbonate còn lại. Rõ ràng rằng, độ kiềm bicarbonate biểu diễn độ kiềm còn lại sau khi trừ đi độ kiềm bicarbonate trở thành:

$$\text{Độ kiềm bicarbonate} = \text{độ kiềm tổng cộng} - (\text{độ kiềm carbonate} - \text{độ kiềm hydroxide}) \quad (3 - 9)$$

Tính toán từ các phương trình cân bằng

Việc phân bố các loại độ kiềm khác nhau có thể được tính toán từ các phương trình cân bằng kết hợp với phương trình trung hòa điện tích (cân bằng ion) trong dung dịch.

Để bảo toàn điện tích, tổng nồng độ đương lượng của các cation phải bằng tổng nồng độ đương lượng của các anion. Độ kiềm tổng cộng là số đo nồng độ đương lượng của tất cả các cation và anion kết hợp với độ kiềm được trình bày như sau:

$$[H^+] + \frac{\text{Độ kiềm}}{50.000} = [HCO_3^-] + 2[CO_3^{2-}] + [OH^-] \quad (3 - 10)$$

Các phương trình cân bằng phải được xem xét là Phương trình (3 – 6) và Phương trình phân ly bậc hai của acid carbonic,

$$\frac{\{H^+\}\{CO_3^{2-}\}}{\{HCO_3^-\}} = K_{A2} \quad (3 - 11)$$

Từ số đo pH,  $[H^+]$  và  $[OH^-]$  có thể được xác định bằng cách sử dụng phương trình (3 – 6). Chỉ còn độ kiềm không được biết là  $[HCO_3^-]$  và  $[CO_3^{2-}]$  và chúng có thể được xác định từ lời giải đồng thời của phương trình (3 – 10) và (3 - 11). Sau đây là các phương trình kết quả:

$$\frac{\text{Độ kiềm carbonate}}{\text{mgCaCO}_3/\text{l}} = \frac{50.000 [(\text{độ kiềm}/50.000) + [H^+] - (K_n/[H^+])]}{1 + ([H^+]/2K_{A2})} \quad (3 - 12)$$

$$\frac{\text{Độ kiềm carbonate}}{\text{mgCaCO}_3/\text{l}} = \frac{50.000 [(\text{độ kiềm}/50.000) + [H^+] - (K_n/[H^+])]}{1 + (2K_{A2}/[H^+])} \quad (3 - 13)$$

Ở nhiệt độ 25<sup>0</sup>C,  $K_n$  là 10-14 và  $K_{A2}$  là 4,7.10<sup>-11</sup>. Tuy nhiên, các giá trị này thay đổi dễ dàng cùng với sự thay đổi nhiệt độ. Hoạt tính ion cũng thay đổi đáng kể cùng với nồng độ ion, như đã trình bày trong Phần 4.3. Việc hiệu chỉnh này khá dài, “Standard Methods” trình bày đồ thị để đánh giá carbonate và bicarbonate dựa trên cơ sở xem xét trên. Đồ thị này, cũng như Phương trình (3 – 12) và (3 - 13) thu được kết quả độ kiềm biểu diễn dưới dạng CaCO<sub>3</sub>. Trong nhiều trường hợp có thể phải xác định nồng độ thực của carbonate và bicarbonate. Việc chuyển nồng độ từ miligram trên lít của CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> hoặc HCO<sub>3</sub><sup>3-</sup> như sau:

$$\text{mg/L CO}_3^{2-} = \text{mg/L độ kiềm carbonate} \times 0,6 \quad (3 - 14)$$

$$\text{mg/L HCO}_3^{3-} = \text{mg/L độ kiềm bicarbonate} \times 1,22 \quad (3 - 15)$$

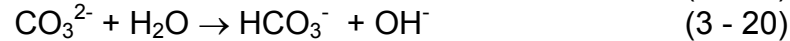
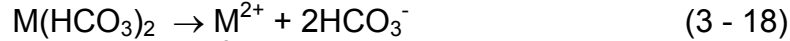
Nồng độ mol có thể được tính toán bằng cách chia miligram trên lít cho trọng lượng miligram phân tử của ion:

$$[CO_3^{2-}] = \frac{\text{mg/L CO}_3^{2-}}{60.000} \quad \text{và} \quad [HCO_3^-] = \frac{\text{mg/L CO}_3^{2-}}{61.000} \quad (3 - 16)$$

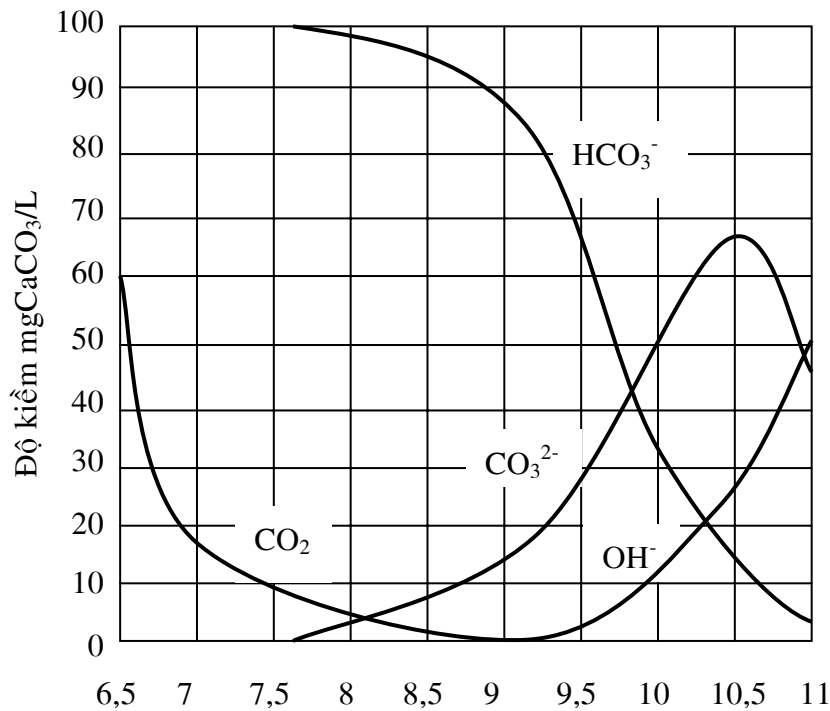


### 3.5 MỐI QUAN HỆ GIỮA CARBONIC, ĐỘ KIỀM VÀ pH TRONG NƯỚC TỰ NHIÊN

Từ các phương trình



Rõ ràng rằng carbonate và ba dạng độ kiềm là các phần của một hệ thống tồn tại ở dạng cân bằng vì tất cả các phương trình đều liên quan đến  $\text{HCO}_3^-$ . Sự thay đổi nồng độ của bất cứ thành phần nào trong hệ thống sẽ dẫn đến thay đổi cân bằng, thay đổi nồng độ của các ion khác và kết quả là sự thay đổi pH. Ngược lại, sự thay đổi pH sẽ làm thay đổi các mối quan hệ. Hình 3.3 trình bày mối quan hệ giữa carbonic và ba loại độ kiềm trong nước với độ kiềm tổng cộng là 100 mg/L và theo phạm vi pH quan trọng trong thực tế kỹ thuật môi trường. Để xây dựng đồ thị này sử dụng Phương trình (2 - 7), (3 - 7), (3 - 12), (3 - 13). Các thông tin cho trong Hình chỉ sử dụng cho mục đích mô tả như sự khác nhau về mối quan hệ của độ kiềm tổng cộng, nhiệt độ.



**Hình 3.4** Mối quan hệ giữa carbonic và ba dạng độ kiềm tại các pH khác nhau (giá trị được tính toán cho nước với độ kiềm tổng cộng là 100 mgCaCO<sub>3</sub>/L ở nhiệt độ 25<sup>o</sup>C).

### 3.6 ÁP DỤNG SỐ LIỆU VỀ ĐỘ KIỀM

Các thông tin liên quan đến độ kiềm được sử dụng theo rất nhiều cách trong thực tế kỹ thuật môi trường.

#### Keo tụ hóa học

Các hóa chất được sử dụng để keo tụ nước và nước thải phản ứng với nước để tạo thành kết tủa hydroxide không hòa tan. Ion hydro giải phóng ra sẽ phản ứng với độ kiềm của nước. Vì vậy, độ kiềm tác dụng đệm cho nước đây pH tối ưu cho quá trình keo tụ. Độ kiềm phải có mặt trong nước ở một lượng đủ để trung hòa lượng acid được giải phóng ra từ các chất keo tụ và hoàn thành quá trình keo tụ.

#### Làm mềm nước

Độ kiềm là thông số chính phải được xem xét đến trong việc tính toán nhu cầu về vôi và soda trong quá trình làm mềm nước bằng phương pháp kết tủa. Độ kiềm của nước được làm mềm phải nằm trong giới hạn của tiêu chuẩn nước uống.

#### Kiểm soát ăn mòn

Độ kiềm là thông số quan trọng liên quan đến việc kiểm soát quá trình ăn mòn. Đây là thông số cần phải biết để tính toán chỉ số bão hòa Langelier.

#### Khả năng đệm

Số đo độ kiềm được sử dụng như một thông số để đánh giá khả năng đệm của nước thải và bùn.

#### Chất thải công nghiệp

Nhiều công ty chính qui cấm việc xả chất thải chứa độ kiềm hydroxide vào nguồn nước. Các nhà chức trách đô thị thường cấm xả chất thải chứa độ kiềm hydroxide vào cống thoát nước. Độ kiềm cũng như pH là yếu tố quan trọng khi xác định khả năng xử lý sinh học của nước thải.

### 3.7 MỘT SỐ ÁP DỤNG KHÁC CỦA ĐỘ KIỀM ĐỐI VỚI KỸ SƯ MÔI TRƯỜNG

Kỹ sư môi trường thường gặp nhiều trường hợp thực tế liên quan đến mối quan hệ carbonic – độ kiềm – pH và thường phải giải thích các mối quan hệ này.

#### Sự thay đổi pH khi thổi khí

Trong thực tế, nước được thổi khí để khử carbonic. Vì carbonic là khí acid nên khi khử carbonic dẫn đến làm giảm  $[H^+]$  và vì vậy làm tăng pH của nước theo phương trình (1.3 - 1.3). Không khí bình thường có khoảng 0,03% khí carbonic theo thể tích. Hằng số

Henry [xem Phương trình (2 - 15)] đối với carbonic khoảng 1.500 mg/L-atm ở nhiệt độ 25<sup>0</sup>C; vì vậy, nồng độ cân bằng của carbonic với không khí là 0,0003 x 1.500 hoặc khoảng 0,45mg/L. Từ phương trình (16 - 7) có thể được tính toán rằng nước có độ kiềm 100 mg/L được thổi khí đến trạng thái cân bằng với carbonic trong không khí phải có pH khoảng 8,6. Nước vôi độ kiềm lớn hơn phải dẫn đến có pH cao hơn trong khi thổi khí và mẫu nước có độ kiềm thấp dẫn đến pH thấp.

Sự thay đổi pH khi có mặt tảo

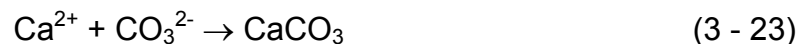
Nhiều nguồn nước mặt có điều kiện tốt để cho tảo phát triển. Ở những vùng tảo phát triển mạnh, đặc biệt là ở nơi nước cạn, pH có thể đạt đến 10. Tảo sử dụng carbonic cho các hoạt động quang tổng hợp của chúng và việc khử carbonic dẫn đến pH cao. Chúng ta thấy rằng việc thổi khí khử carbonic dẫn đến pH có thể tăng đến 8 và 9 với độ kiềm trung bình. Tảo có thể giảm nồng độ carbonic từ đó xuống dưới nồng độ cân bằng trong không khí và tiếp theo có thể gây nên việc tăng pH rất cao. Khi pH tăng, các dạng độ kiềm thay đổi với kết quả carbonic có thể được sử dụng cho sự phát triển của tảo với cả dạng carbonate và bicarbonate theo phương trình cân bằng sau:



Vì vậy, việc khử khí carbonic bằng tảo dẫn đến chuyển các dạng độ kiềm từ bicarbonate thành carbonate và từ carbonate đến hydroxide. Cần lưu ý rằng trong quá trình thay đổi này độ kiềm tổng cộng bằng hằng số (không đổi). Tảo có thể tiếp tục sử dụng khí carbonic của nước cho đến khi pH tăng đến giá trị ảnh hưởng, thường trong dãy pH 10 đến 11.

Vào ban đêm, tảo sản xuất khí carbonic thay vì tiêu thụ nó. Điều này xảy ra vì quá trình hô hấp của chúng trong bóng tối cao hơn quá trình quang hợp tổng hợp. Việc sản xuất carbonic này có ảnh hưởng ngược và dẫn đến làm giảm pH. Sự thay đổi ban ngày của pH do quá trình quang tổng hợp và hô hấp thường xảy ra trong nước mặt.

Trong nước tự nhiên chứa một lượng đáng kể Ca<sup>2+</sup>, carbonate canxi kết tủa khi nồng độ ion carbonate, theo Phương trình (3 - 21), đủ lớn để tích hòa tan của CaCO<sub>3</sub> đủ:



Việc kết tủa này thường xảy ra trước khi pH vượt quá 10. Carbonate canxi lắng cặn nhỏ kết quả của việc khử carbonic qua hoạt động của tảo tạo nên các cặn lắng là hỗn hợp của sét và vôi trong hồ. Cặn lắng sét vôi là tiền thân của đá vôi.

Độ kiềm của nước lò hơi

Nước lò hơi chứa cả độ kiềm carbonate và hydroxide. Cả hai loại độ kiềm này nhận được từ độ kiềm bicarbonate của nước đưa vào lò hơi. Khí carbonic không hòa tan trong nước lò hơi và được khử cùng với hơi nước nóng. Điều này làm tăng pH và chuyển độ kiềm từ bicarbonate thành carbonate và từ carbonate thành hydroxide như

đã trình bày trong Phương trình (3 - 21) và (3 - 22). Dưới các điều kiện như vậy, pH luôn cao hơn 11.