

TIÊU CHUẨN NGÀNH

<p>CỘNG HÒA XÃ HỘI CHỦ NGHĨA VIỆT NAM</p> <p>BỘ GIAO THÔNG VẬN TẢI</p>	<p>Quy trình thí nghiệm phân tích nước dùng trong công trình giao thông</p>	<p>22 TCN 61-84</p> <p>Có hiệu lực từ 21-12-1984</p>
--	---	--

(Ban hành theo quyết định số 2916/KHKT ngày 21.12.84)

I. QUY ĐỊNH CHUNG

1.1. Nước có tác dụng lớn đối với các công trình giao thông: Nước được dùng để trộn vữa, trộn bê tông; nước tạo thành một môi trường bao quanh các phần kết cấu bê tông xây dưới nước hay xây chìm trong đất. Thông thường nước thiên nhiên hoà tan nhiều chất gặp được trong suốt quá trình lưu chuyển, chứa ở dạng ion những loại muối các-bon-nát a-xit sun-phát và clo-rua của các kim loại can-xi và ma-giê... tức là trong nước có chứa các ca-ti-on Ca^{2+} , Mg^{2+} , Al^{3+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} , Mn^{2+} , v.v.. cùng các a-ni-on HCO_3^- , SO_4^{2-} , Cl^- , NO_3^- , NO_2^- , và các khí CO_2 , H_2S , v.v..

Do các thành phần hoá học chứa trong nước khá phức tạp, trong quá trình sản xuất bê tông và sử dụng kết cấu bê tông hay bê tông cốt thép, nước có thể làm giảm chất lượng bê tông; nước ăn mòn và phá hoại dần các công trình bê tông hay bê tông cốt thép dưới nhiều hình thức khác nhau (xem thêm ở phụ lục 1).

1.2. Để đảm bảo chất lượng của bê tông trong quá trình sản xuất và sử dụng, Ủy ban xây dựng cơ bản Nhà nước đã quy định những tiêu chuẩn của nước dùng để trộn vữa và bê tông (xem phụ lục 2) và quy định những dấu hiệu tiêu chuẩn ăn mòn của môi trường nước đối với kết cấu bê tông và bê tông cốt thép (xem phụ lục 3).

1.3. Để áp dụng được những tiêu chuẩn nói trên (ở 1.2), quy trình thí nghiệm này quy định cách lấy mẫu nước và các phương pháp phân tích hoá học đối với mẫu nước nhằm xác định:

- Tổng lượng muối;
- Hàm lượng SO_4^{2-} ;
- Hàm lượng H_2S ;
- Hàm lượng Cl^- ;
- Hàm lượng CO_2 tự do;
- Hàm lượng CO_2 ăn mòn;
- Chỉ số hydrô;
- Độ axit của nước;
- Hàm lượng HCO_3^- và CO_3^{2-} (độ ba-zơ của nước);

- Hàm lượng Mn^{2+} ;
- Tổng độ cứng;
- Độ cứng tạm thời;
- Hàm lượng Ca^{2+} ;
- Hàm lượng Mg^{2+} ;
- Hàm lượng O_2 tiêu hao;
- Hàm lượng O_2 hoà tan;
- Hàm lượng Fe^{3+} và Fe^{2+} ;
- Định tính NO_3^- ;
- Định tính NO_2^- ;
- Định tính NH_4^+ ;

có trong nước.

1.4. Độ pH của nước có thể xác định bằng cách dùng giấy đo độ pH vạn năng nếu không yêu cầu độ chính xác cao hay dùng máy đo độ pH hoặc dụng cụ đo sắc tinh vi nếu kết quả đòi hỏi phải bảo đảm chính xác hơn. Khi dùng máy đo độ pH hay dụng cụ đo sắc phải thực hiện theo sự hướng dẫn cụ thể đối với từng loại máy hay dụng cụ.

1.5. Trong một số trường hợp, có thể dùng một vài phương pháp thí nghiệm tính chất lý học (mùi, vị, màu sắc) của nước (xem phụ lục 4) để xác định định tính một số thành phần có thể có trong mẫu nước trước khi tiến hành phân tích hoá học.

1.6. Các thành phần hoá học có trong nước sông, nước suối hay nước biển thường bị biến đổi ít nhiều tùy theo mùa khô cạn hay mùa mưa lũ. Vì vậy, muốn biết thực chất ảnh hưởng của nước ở một nguồn nào đó đối với các công trình bê tông, cần phải phân tích nhiều mẫu nước theo các mùa khác nhau.

Đối với nước sông, suối hay nước biển, không được lấy mẫu nước ở ngã ba sông, ở ven bờ hay ở ngay trên mặt nước vì thành phần nước lại rất phức tạp, có thể lẫn nhiều rác bần và tạp chất khác, không tiêu biểu chung cho nguồn nước cần thí nghiệm.

Khi phân tích nước ở lỗ khoan, vì mỗi lỗ khoan có thể gặp nhiều mạch nước ở các tầng địa chất khác nhau, cần phải lấy nhiều mẫu ở nhiều độ sâu khác nhau, trong đó mỗi độ sâu tương ứng với 1 tầng địa chất nhất định.

1.7 Các chai dùng để đựng mẫu nước phải thật sạch. Trước khi lấy mẫu, phải dùng chính loại nước đó để tráng lại chai 2 ÷ 3 lần. Phải dùng chai thủy tinh, không dùng chai lọ bằng sành, sứ (vì sành, sứ không nhẵn và rất xốp, khó rửa sạch nên có thể có nhiều tạp chất bám vào). Nên dùng nút chai bằng thủy tinh hay bằng li-e còn mới để nút chặt.

Đối với mỗi mẫu nước, tùy theo yêu cầu phân tích, cần lấy từ 1 đến 3 ÷ 4 lít nước để làm thí nghiệm.

1.8. Đối với nước giếng, nước ao hay sông suối, khi cần lấy mẫu ở độ sâu khoảng 0,5m, có thể trực tiếp dùng tay ấn chai lấy mẫu xuống đến độ sâu đó rồi mở nút ra cho nước tràn vào đầy chai. Sau khi đẩy nút chai ở dưới nước xong mới được nhấc chai lên khỏi mặt nước.

Khi cần lấy mẫu nước ở độ sâu mà tay không với tới được, có thể dùng một loại dụng cụ riêng để lấy mẫu dưới nước. Nếu không có loại dụng cụ đó thì dùng 1 cán dài có buộc sẵn

1 chai thủy tinh ở 1 đầu cân để lấy mẫu. Một sợi dây được buộc vào nút chai để có thể mở nút ở dưới nước được. Khi lấy mẫu, ấn đầu cân có buộc chai thủy tinh xuống đến độ sâu cần thiết được vạch sẵn ở trên cân rồi giạt dây để mở nút cho nước tràn vào chai. Khi kéo cân lên, phải đẩy nút chai ở dưới nước xong rồi mới được nhắc chai lên khỏi mặt nước.

1.9. Trong trường hợp phải dùng bơm lấy nước ở giếng sâu lên, phải để nước chảy trong ống bơm khoảng 15 phút cho hết bọt rồi mới lấy mẫu. Khi lấy nước vào chai, dùng một phễu đặt sát vào miệng bơm để hứng nước, cuống phễu này có lắp 1 ống cao su dài dẫn đến đáy chai. Cứ tiếp tục để cho nước chảy tràn ra khỏi miệng chai một lúc rồi mới rút dần ống cao su ra khỏi chai và sau đó nút chai lại thật chặt.

Trong trường hợp nguồn nước có độ dốc thoải là lưu lượng rất nhỏ, phải đào sẵn một hố sâu ở chỗ định lấy mẫu nước để có thể đặt nghiêng chai thủy tinh vào trong hố rồi cũng dùng phễu có lắp ống cao su như ở trường hợp trên để lấy nước vào chai.

1.10. Trong số các chai lấy mẫu, phải có chai đựng thật đầy nước, sát đến nút, để không khí không tiếp xúc với nước làm ảnh hưởng đến việc phân tích khí CO_2 tự do và O_2 trong nước.

Muốn phân tích CO_2 ăn mòn, sau khi lấy mẫu nước vào chai 0,5l, phải thêm vào đó 2 ÷ 3g đá nung vôi (xem thêm chi tiết ở 8.1 và 8.4).

Muốn làm cho thí nghiệm lượng O_2 hoà tan trong nước, ngay sau khi lấy mẫu, tuỳ theo loại nước, phải cho thêm một ít dung dịch KI , dung dịch MnCl_2 , hay MnSO_4 vào để ổn định lượng O_2 hoà tan (xem chi tiết ở 18.18 và 18.19).

1.11. Sau khi lấy mẫu xong, phải đẩy nút chai thật kỹ và gán sấp hay pa-ra-phin thật kín để không khí không lọt vào chai được. Ở mỗi chai, phải có nhãn ghi rõ lý lịch mẫu:

- Tên mẫu nước,
- Địa điểm lấy mẫu (ở sông, suối hay lỗ khoan...),
- Vị trí, độ sâu lấy mẫu,
- Cách lấy mẫu,
- Nhiệt độ mẫu nước, nhiệt độ không khí lúc lấy mẫu,
- Ngày, tháng, năm lấy mẫu,
- Người lấy mẫu,
- Tên và số lượng hoá chất (hay đá) cho thêm vào.

Trong quá trình lưu mẫu và đưa mẫu về phòng thí nghiệm, cần bảo quản sao cho nhiệt độ mẫu ít bị thay đổi khi nhiệt độ không khí bao quanh chênh lệch quá nhiều để khỏi làm ảnh hưởng đến thành phần nước.

Khi đưa mẫu về phòng thí nghiệm, phải có công văn gửi kèm ghi rõ yêu cầu phân tích hạng mục gì và nói rõ tình hình nơi lấy mẫu nước (ví dụ như nước thủy triều lên hay xuống, nước lỗ khoan, nước ao tù hay ở vùng được lấp bằng rác rưởi v.v..)

1.12. Sau khi lấy mẫu, thời gian phải đảm bảo đưa mẫu về đến phòng thí nghiệm được quy định như sau:

- Không chậm quá 72 giờ nếu nước trong suốt;
- Không chậm quá 48 giờ nếu nước thông thường;
- Không chậm quá 24 giờ nếu nước có mùi, nước bẩn hay có màu sắc.

1.13. Khi phân tích hoá học, phải dùng các hoá chất có độ tinh khiết loại I (loại P.A) hoặc có độ tinh khiết loại II (loại C.P).

Nếu không có yêu cầu gì khác thì dùng nước cất làm dung môi để pha chế các hoá chất. Nước cất phải sạch và không có lẫn các ion lạ (như Cl^- , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} ...)

1.14. Khi phân tích hoá học, đối với các chất pha chế hoặc các chất đem phân tích thì phải cân với độ chính xác đến $\pm 0,0002\text{g}$, đối với các chất chỉ thì phải cân với độ chính xác đến $\pm 0,001\text{g}$.

Đối với mỗi yêu cầu phân tích, phải làm thí nghiệm từ 2 đến 3 lần để đối chiếu kết quả với nhau.

Những kết quả thí nghiệm trong quy trình này được tính theo mg/l, mili gam đương lượng/lit (me/l) hay theo độ/lit.

2- PHƯƠNG PHÁP THÍ NGHIỆM

2.1. Xác định tổng lượng muối

2.1.1. Các chất muối hoà tan trong nước đều ở dưới dạng ion, dạng phân tử hay dạng keo. Sau khi chưng khô cho mất nước và sấy ở nhiệt độ $100^\circ \div 105^\circ\text{C}$, lượng cặn còn lại bao hàm các chất hữu cơ và vô cơ tan trong nước đó. Từ lượng cặn khô này, ta tính được tổng lượng muối có trong 1 lít nước mẫu.

2.1.2. Dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Cốc mỏ 50ml;
- Lò sấy;
- Ống hút 50ml;
- Bình hút ẩm.

2.1.3. Hút 50 ml nước mẫu cho vào cốc mỏ 50 ml đã biết sẵn trọng lượng. Đặt cốc mẫu lên bếp cách thuỷ chưng đến khô. Sau đó, cho vào lò sấy và sấy ở nhiệt độ $100^\circ \div 105^\circ\text{C}$ trong 1 giờ. Để nguội cốc mẫu trong bình hút ẩm cho đến nhiệt độ bình thường rồi đem cân trọng lượng cốc mẫu.

Sau đó, sấy lại cốc mẫu ở nhiệt độ như trên trong vòng 30 + 40 phút, rồi đem ra để lại trong bình hút ẩm và cân lại trọng lượng. Cứ tuần tự sấy, để nguội và cân lại nhiều lần như thế đến khi nào trọng lượng cân được không thay đổi nữa thì kết thúc thí nghiệm.

2.1.4. Tổng lượng muối tan được tính theo:

$$\text{TLMT} = \frac{G_1 - G_0}{V} \times 1000 \text{ (g/l)}$$

Trong đó: G_0 : trọng lượng cốc mỏ trước khi đổ nước mẫu vào (g)

G_1 : trọng lượng cốc mẫu sau khi sấy (g)

V: thể tích mẫu nước đun phân tích (ml)

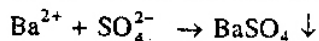
2.1.5. Mẫu nước được phân tích thuộc vào loại:

- Nước nhạt nếu $\text{TLMT} \leq 1\text{g/l}$
- Nước lợ nếu $1\text{g/l} < \text{TLMT} \leq 10\text{g/l}$;

- Nước mặn nếu $10\text{g/l} < \text{TLMT} \leq 35\text{g/l}$;
- Nước muối nếu $\text{TLMT} > 35\text{g/l}$.

2.2. Xác định hàm lượng SO_4^{2-} theo phương pháp độ sắc

2.2.1. Nếu trong nước có chứa ion SO_4^{2-} thì, khi gặp ion Ba^{2+} trong một môi trường axit yếu, chúng sẽ kết tủa thành BaSO_4 theo phản ứng:



2.2.2. Dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Ống hút 50 ml,
- Ống độ màu sắc (2 ống),
- Ống chuẩn độ vi lượng.

2.2.3. Các hoá chất cần thiết:

HCL, 5%;

Mê tin da cam (M.O), 0,1%;

BaCl_2 , 10%

H_2SO_4 , 0,1N.

2.2.4. Dùng ống hút cho 50 ml nước cất vào ống độ sắc (ống để so màu vẩn đục) thứ nhất và cho 50 ml nước mẫu vào ống độ sắc thứ hai. (Nếu mẫu nước có nhiều ion SO_4^{2-} thì chỉ cho 5,10 hay 25ml nước mẫu vào ống rồi cho thêm nước cất để pha loãng thành 50ml). Nhỏ vài giọt HCL, 5% (để axit hoá) và vài giọt mê tin da cam vào cả hai ống, dung dịch sẽ có màu hồng. Lắc đều rồi cho tiếp 10ml BaCl_2 , 10% vào mỗi ống. Để yên một lúc rồi đặt mỗi ống lên trên một miếng sứ trắng có đánh dấu chữ thập màu đen và nhìn xuống dấu chữ thập để so sánh độ vẩn đục ở mỗi ống.

2.2.5. Dùng ống chuẩn độ nhỏ giọt một lượng H_2SO_4 , 0,1N vào ống độ sắc có chứa nước cất cho đến khi độ vẩn đục của 2 ống giống nhau. Phải chú ý vừa nhỏ giọt vừa lắc nhẹ cho H_2SO_4 tan đều. Ghi lại thể tích H_2SO_4 , 0,1N tiêu tốn để tính kết quả.

2.2.6. Hàm lượng SO_4^{2-} được xác định theo:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{48 \text{XN}}{1000\text{V}} \cdot 1000 \quad (\text{g/l})$$

Trong đó: X: thể tích H_2SO_4 , 0,1N tiêu tốn (ml)

N: nồng độ của H_2SO_4 :

V: thể tích mẫu đem phân tích

$\frac{48}{1000}$: mili đương lượng của SO_4^{2-}

2.3. Xác định hàm lượng SO_4^{2-} theo phương pháp kết tủa

2.3.1. Ion SO_4^{2-} hoà tan trong nước có độ pH = 5 ÷ 6 sẽ kết tủa dưới dạng BaSO_4 khi ta cho thêm vào mẫu nước một lượng dung dịch hay một lượng tinh thể muối Ba^{2+} theo phản ứng:

Biết được trọng lượng kết tủa của BaSO_4 sau khi lọc và nung kết tủa thì sẽ xác định hàm lượng SO_4^{2-}

2.3.2. Dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Ống hút 100ml,
- Bình nón 250ml,
- Cốc mỏ 250ml,
- Phễu thủy tinh,
- Đũa thủy tinh,
- Giấy lọc định lượng không tro,
- Bếp điện,
- Lò nung,
- Chén sứ chịu nhiệt.

2.3.3. Các hoá chất cần thiết:

HCL (1:5).

Dung dịch BaCl₂, 10% (lấy 11,8g BaCl₂. 2H₂O hoà tan trong 100ml nước cất)

2.3.4. Hút 100ml nước mẫu (đã được lọc trọng từ trước) cho vào cốc mỏ 250ml rồi nhỏ thêm 4 + 5 giọt HCl (1:5) vào để cho dung dịch có độ pH vào khoảng 5 + 6. Đặt cốc mỏ lên bếp điện để đun nóng từ từ lên 80 + 90°C (để cho dung dịch không bị sôi) rồi đưa ra khỏi bếp và rót ngay 10 + 15 ml BaCl₂, 10% vào cốc mỏ. Dùng đũa thủy tinh khuấy đều dung dịch trong khoảng 5 phút cho phản ứng thực hiện được hoàn toàn. Sau đó lại đun nóng dung dịch trong vài giờ trên bếp cách thủy.

2.3.5. Đem lọc dung dịch bằng giấy lọc định lượng chảy chậm không tro rồi đem rửa kết tủa bằng nước cất nóng cho đến khi hết ion Cl⁻. (Thử lại việc rửa sạch bằng dung dịch AgNO₃).

2.3.6. Cho giấy lọc và kết tủa vào chén sứ chịu nhiệt đã biết sẵn trọng lượng, đặt chén sứ lên bếp điện để đốt cháy hoàn toàn giấy lọc rồi cho vào lò nung và nâng từ từ nhiệt độ lên dần đến 650°C. Nung ở nhiệt độ này trong khoảng 1 + 2 giờ. Lấy chén ra, để nguội trong bình hút ẩm cho đến nhiệt độ bình thường và đem cân. Sau đó, lặp lại quá trình nung, để nguội và cân nhiều lần đến khi nào trọng lượng chén nung có đựng kết tủa không thay đổi nữa là được.

2.3.7. Hàm lượng SO₄²⁻ được xác định theo:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{G_1 - G_0}{V} \times 4,115 \times 1000 \quad (\text{g/l})$$

Trong đó: G₀: trọng lượng chén không (g)

G₁: trọng lượng chén mẫu sau khi nung (g)

V: thể tích nước mẫu đun phân tích (ml)

4,115: hệ số tính đổi từ BaSO₄ ra SO₄²⁻

1000: trị số để tính hàm lượng cho 1 lít nước mẫu (1l = 1000ml)

2.4. Xác định hàm lượng H₂S theo phương pháp dung lượng

2.4.1 Cho một lượng I₂ dư tác dụng với H₂S để làm cho lưu huỳnh (S) trở về dạng nguyên tử. Sau đó, dùng dung dịch tiêu chuẩn Na₂S₂O₃ để chuẩn lượng I₂ còn dư thì tính ra được hàm lượng H₂S. Các phản ứng hoá học xảy ra như sau:

2.3.2. Dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Ống hút 100ml,
- Bình nón 250ml,
- Cốc mỏ 250ml,
- Phễu thuỷ tinh,
- Đũa thuỷ tinh,
- Giấy lọc định lượng không tro,
- Bếp điện,
- Lò nung,
- Chén sứ chịu nhiệt.

2.3.3. Các hoá chất cần thiết:

HCL (1:5).

Dung dịch BaCL₂, 10% (lấy 11,8g BaCL₂. 2H₂O hoà tan trong 100ml nước cất)

2.3.4. Hút 100ml nước mẫu (đã được lọc trọng từ trước) cho vào cốc mỏ 250ml rồi nhỏ thêm 4 ÷ 5 giọt HCl (1:5) vào để cho dung dịch có độ pH vào khoảng 5 ÷ 6. Đặt cốc mỏ lên bếp điện để đun nóng từ từ lên 80 ÷ 90°C (để cho dung dịch không bị sôi) rồi đưa ra khỏi bếp và rót ngay 10 ÷ 15 ml BaCL₂, 10% vào cốc mỏ. Dùng đũa thuỷ tinh khuấy đều dung dịch trong khoảng 5 phút cho phản ứng thực hiện được hoàn toàn. Sau đó lại đun nóng dung dịch trong vài giờ trên bếp cách thuỷ.

2.3.5. Đem lọc dung dịch bằng giấy lọc định lượng chảy chậm không tro rồi đem rửa kết tủa bằng nước cất nóng cho đến khi hết ion CL⁻. (Thủ lại việc rửa sạch bằng dung dịch AgNO₃).

2.3.6. Cho giấy lọc và kết tủa vào chén sứ chịu nhiệt đã biết sẵn trọng lượng, đặt chén sứ lên bếp điện để đốt cháy hoàn toàn giấy lọc rồi cho vào lò nung và nâng từ từ nhiệt độ lên dần đến 650°C. Nung ở nhiệt độ này trong khoảng 1 ÷ 2 giờ. Lấy chén ra, để nguội trong bình hút ẩm cho đến nhiệt độ bình thường và đem cân. Sau đó, lặp lại quá trình nung, để nguội và cân nhiều lần đến khi nào trọng lượng chén nung có đựng kết tủa không thay đổi nữa là được.

2.3.7. Hàm lượng SO₄²⁻ được xác định theo:

$$[SO_4^{2-}] = \frac{G_1 - G_0}{V} \times 4,115 \times 1000 \quad (g/l)$$

Trong đó: G₀: trọng lượng chén không (g)

G₁: trọng lượng chén mẫu sau khi nung (g)

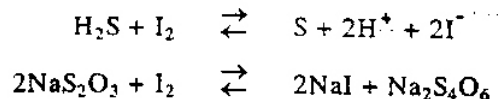
V: thể tích nước mẫu đun phân tích (ml)

4,115: hệ số tính đổi từ BaSO₄ ra SO₄²⁻

1000: trị số để tính hàm lượng cho 1 lít nước mẫu (1l = 1000ml)

2.4. Xác định hàm lượng H₂S theo phương pháp dung lượng

2.4.1 Cho một lượng I₂ dư tác dụng với H₂S để làm cho lưu huỳnh (S) trở về dạng nguyên tử. Sau đó, dùng dung dịch tiêu chuẩn Na₂S₂O₃ để chuẩn lượng I₂ còn dư thì tính ra được hàm lượng H₂S. Các phản ứng hoá học xảy ra như sau:



2.4.2. Dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Ống hút 5ml; 100ml,
- Bình nón 250ml,
- Ống chuẩn độ 25ml.

2.4.3 Các hoá chất cần thiết:

Dung dịch $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 0,01N tiêu chuẩn (xem cách pha chế ở 2.4.6)

Dung dịch I_2 (xem cách pha chế ở 2.4.7)

Dung dịch tinh bột 1% (xem cách pha chế ở 2.4.8)

2.4.4 Hút 100ml nước mẫu định phân tích vào bình nón 250ml. Dùng ống chuẩn độ cho thêm chính xác 10ml dung dịch I_2 vào bình nón rồi đậy nút và lắc đều.

Để yên vài phút, rồi cho thêm 1ml dung dịch tinh bột (amidon) vào. Dung dịch sẽ có màu xanh.

Dùng dung dịch $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 0,01N tiêu chuẩn nhỏ từ từ vào bình nón cho đến khi mất màu xanh và trở lại giống như màu sắc của nước mẫu thì thôi. Ghi lại số ml $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 0,01N đã tiêu tốn.

2.4.5. Hàm lượng H_2S được tính theo:

$$[\text{H}_2\text{S}] = \frac{(V_1 N_1 - V_2 N_2) 17}{V} \times 100 \quad (\text{mg/l})$$

Trong đó: V_1 : thể tích của dung dịch I_2 (ml)

N_1 : nồng độ của I_2

V_2 : thể tích của dung dịch $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ tiêu tốn (ml)

N_2 : nồng độ của $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

V : thể tích mẫu nước đem phân tích (ml)

17: đương lượng của H_2S .

2.4.6. Cách pha chế dung dịch $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 0,01N tiêu chuẩn đem 2,482g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ hoà tan trong 100ml nước cất. Đun sôi để nguội rồi cho thêm 1g Na_2CO_3 vào và pha thêm nước cất cho thành 1 lít.

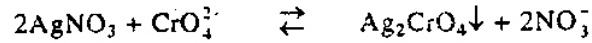
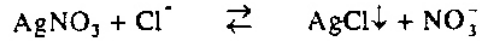
2.4.7. Cách pha chế dung dịch I_2 : đem 1,270g I_2 hoà tan trong 60ml nước cất đã hoà tan 15g KI. Sau đó dùng nước cất pha loãng thành 1 lít.

2.4.8. Cách pha chế dung dịch tinh bột 1%: cho 1g tinh bột hoà vào trong 100ml nước cất. Sau đó đun sôi, khuấy cho trong và lọc nóng.

2.4.9. Trước khi phân tích hoá học để định lượng H_2S , cần ngửi mùi nước để xác định định tính: nếu nước có mùi thối thì có H_2S .

2.5. Xác định hàm lượng Cl^- (theo phương pháp Moler)

2.5.1. Dùng dung dịch tiêu chuẩn AgNO_3 với K_2CrO_4 làm chất chỉ thị màu để xác định hàm lượng Cl^- trong nước. Các phản ứng xảy ra như sau:



Vì tích số tan của AgCl lớn hơn của Ag_2CrO_4 (xem thêm ở 2.5.6) nên AgCl kết tủa trước với dạng kết tủa màu trắng, còn Ag_2CrO_4 kết tủa sau với màu đỏ gạch. Do sự khác biệt đó nên quan sát điểm tương đương (tức điểm chuyển màu) tương đối dễ dàng.

2.5.2. Dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Ống hút 1ml và 100ml,
- Bình nón 250ml,
- Ống chuẩn độ 25ml.

2.5.3. Các hoá chất cần thiết:

Phenolphthalêin, K_2CrO_4 , 5%; H_2SO_4 , 10%; AgNO_3 , 0,1N; NaOH , 10%; NaCl .

2.5.4 Hút 100ml nước mẫu cần phân tích cho vào bình nón 250ml rồi cho thêm 2 giọt phenolphthalêin vào:

Nếu thấy có màu đỏ thì nhỏ vài giọt H_2SO_4 , 10% vào cho đến mất màu.

Nếu không có màu sắc thì cho thêm NaOH vào để dung dịch có màu rồi mới nhỏ vài giọt H_2SO_4 , 10% cho đến mất màu.

Như vậy dung dịch có

$$\text{pH} = 6 \div 7$$

Sau đó, cho 1 + 2ml K_2CrO_4 , 5% vào rồi dùng AgNO_3 , 0,1N chuẩn độ cho đến khi dung dịch có màu hơi đỏ. Cho một vài hạt NaCl vào để cho mất màu đỏ. Dung dịch này được dùng để làm mẫu tiêu chuẩn so sánh.

Lại hút 100ml nước mẫu cho vào 1 bình nón và tiến hành tuần tự như trên. Sau khi cho 1+2ml K_2CrO_4 , 5% vào thì dùng AgNO_3 , 0,1N để chuẩn độ cho đến khi dung dịch có màu hơi đậm hơn mẫu tiêu chuẩn là được.

2.5.5. Hàm lượng Cl^- được xác định theo:

$$[\text{Cl}] = \frac{V_1 \cdot N_1}{V} \cdot 1000 \quad (\text{mg/l})$$

hay
$$[\text{Cl}] = \frac{35,5}{1.000} \cdot \frac{V_1 \cdot N_1}{V} \cdot 1000 \quad (\text{mg/l})$$

Trong đó: V : thể tích nước mẫu đem phân tích (ml)

V_1 : thể tích AgNO_3 , 0,1N tiêu tốn (ml)

N_1 : nồng độ của AgNO_3

$$\frac{35,5}{1.000}: \text{mili đương lượng của } \text{Cl}^-$$

2.5.6. Tích số tan của AgCl và Ag₂CrO₄ lần lượt là: K_{sp}

$$[Ag^+] \cdot [Cl^-] = 1,56 \times 10^{-10}$$

$$[Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}] = 9 \times 10^{-13}$$

Như vậy: $K_{AgCl} > K_{Ag_2CrO_4}$

2.5.7. Theo phương pháp thí nghiệm này, nếu dung dịch nước màu có tính axit cao thì Ag₂CrO₄ sẽ bị hoà tan, nếu dung dịch có tính kiềm mạnh thì sẽ làm phát sinh Ag(OH) khó hoà tan, thêm nữa, phenolphtalêin bị biến màu ở pH = 8,3 nên muốn tiến hành thí nghiệm thuận lợi, đảm bảo kết quả chính xác, cần khống chế độ pH của dung dịch trong khoảng 8,3 + 10,5.

2.5.8. Ag₂CrO₄ kết tủa sớm hay muộn có quan hệ với nồng độ của K₂CrO₄. Vì vậy, để đảm bảo thí nghiệm theo đúng trình tự, cứ 100ml dung dịch thì cho 2ml K₂CrO₄ vào là vừa.

2.5.9. Kết quả phân tích Cl⁻ sẽ kém chính xác nếu mẫu nước chứa hàm lượng SO₄²⁻ > 5mg/l, chứa hàm lượng Fe²⁺, Fe³⁺ > 3mg/l hoặc nếu mẫu nước có màu sắc. Cho nên, trước hết phải xử lý H₂O₂ như sau: Cứ mỗi lít nước mẫu thì cho 20ml H₂O₂ 10% vào, rồi đem đun sôi khoảng 30 + 60 phút đến khi nào hết các bọt lăn tăn thì thôi. Nếu nước mẫu vẫn còn có màu sắc thì cứ 100ml nước lại cho thêm 1g Na₂CO₃ vào rồi đem chung cạn và dùng nước cất hoà tan trở lại. Nếu vẫn chưa hết màu sắc thì đem nung ở nhiệt độ 400 + 450°C trong 30 phút rồi lại dùng nước cất hoà tan cạn để phân tích Cl⁻.

2.6. Xác định hàm lượng CO₂ tự do

2.6.1. Khi CO₂ tự do trong nước tác dụng với NaOH tạo thành NaHCO₃ theo phản ứng sau đây (Phenolphtalêin được dùng làm chất chỉ thị màu):



2.6.2. Dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Ống hút 1ml,
- Nút ống có vôi cao su,
- Bình nón 250ml,
- Bình định mức 50ml; 100ml,
- Ống chuẩn độ vi lượng.

2.6.3. Các hoá chất cần thiết:

Dung dịch phenolphtalêin 1% pha loãng trong C₂H₅OH; NaOH, 0,1%

Dung dịch tiêu chuẩn để so sánh (xem cách pha chế ở 2.6.6.)

2.6.4. Hút gián tiếp (xem thêm giải thích ở 2.6.10) 100ml nước mẫu để cho vào bình nón 250ml, rồi cho tiếp 0,1ml dung dịch phenolphtalêin 1% pha loãng vào. Đậy nút và lắc kỹ. Sau đó dùng NaOH, 0,1N để chuẩn độ cho đến khi dung dịch có màu hồng như màu của dung dịch tiêu chuẩn và không bị mất màu sau 2 phút là được.

Sau đó, dùng nước mẫu đã đun sôi để khử CO₂ tự do rồi tiến hành thí nghiệm theo trình tự như trên lấy kết quả so sánh.

2.6.5. Sau khi làm thí nghiệm so sánh, hàm lượng CO₂ tự do được tính theo:

$$[CO_2] \text{ tự do} = \frac{(V_1 - V_2) N_1}{V} \cdot 44 \cdot 1000 \quad (\text{mg/l})$$

Trong đó: V_1 : thể tích NaOH tiêu tốn khi dùng nước mẫu chưa đun sôi (ml),

V_2 : thể tích NaOH tiêu tốn khi dùng nước mẫu đã đun sôi (ml),

N_1 : nồng độ của NaOH,

V : thể tích nước mẫu đem phân tích (ml),

44: phân tử lượng của CO_2 ; 44mg CO_2 tương đương với 1ml NaOH, 0,1N trong phản ứng.

2.6.6. Cách pha chế dung dịch tiêu chuẩn: lấy 1 bình nón có màu sắc và dung dịch giống như bình nón định làm thí nghiệm. Cho vào đó 100ml nước cất đã đun sôi để nguội, 0,25ml NaOH, 0,1N và 0,1ml dung dịch phenolphthaléin 1% đã pha loãng rồi lắc kỹ cho tan đều. Dung dịch này có màu hồng (có pH = 8,4) được dùng làm dung dịch để so sánh trong thí nghiệm.

2.6.7. Trong trường hợp mẫu nước có chứa sắt hay có màu sắc khó quan sát thì sau khi cho phenolphthaléin pha loãng, cần cho thêm 5 ml muối tartrate 20% vào rồi mới tiến hành thí nghiệm.

2.6.8. Khi hàm lượng HCO_3^- trong mẫu nước lớn quá 1000 lần hàm lượng CO_2 tự do thì phải hiệu chỉnh lại kết quả như sau

$$\text{Nồng độ } \text{CO}_2 \text{ tự do} = b + 1,2 \cdot 10^{-2}a.$$

$$\text{Nồng độ của } \text{HCO}_3^- = 0,988a.$$

Trong đó: a: nồng độ phân tử của HCO_3^- được tính ra sau khi chuẩn độ (định giọt bằng HCl)

b: nồng độ phân tử của CO_2 sau khi chuẩn độ

2.6.9. Khi cho phenolphthaléin vào, nếu dung dịch nước mẫu có màu đỏ hơn hay giống như màu của dung dịch tiêu chuẩn, thì có nghĩa là không có CO_2 tự do trong dung dịch.

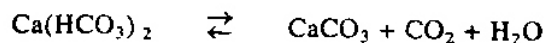
2.6.10. Khi thí nghiệm CO_2 tự do, kết quả sẽ bị sai lệch nếu để mẫu nước tiếp xúc với không khí, cho nên cần phải hút gián tiếp nước mẫu ra để tránh sự tiếp xúc này.

2.6.11. Khí CO_2 tự do rất dễ thoát ra ngoài, tốt nhất là nên làm thí nghiệm tại chỗ. Nếu không được như vậy thì phải lấy nước mẫu đầy chai, sát đến nút và gán sập để bịt kín rồi mới gửi về phòng thí nghiệm.

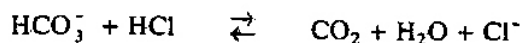
2.7. Xác định hàm lượng CO_2 ăn mòn

2.7.1. Khí CO_2 có phản ứng trao đổi với các loại muối cac-bô-nát có trong nước để tạo thành các muối cac-bô-nát axit.

Khi gặp đá nung vôi, khí CO_2 có tác dụng ăn mòn và tạo ra muối $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ theo phản ứng:



Để xác định lượng CO_2 , cho HCl tác dụng với HCO_3^- , với chất chỉ thị màu là metin da cam, theo phản ứng:



2.7.2. Dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Ống hút 100 ml,

- Bình nón 250 ml,

- Ống chuẩn độ vi lượng.

2.7.3. Các hoá chất cần thiết:

Mê tin da cam 0,1% (M.O. 0,1%)

HCl, 0,1N.

2.7.4. Hút 100 ml nước mẫu đã cho thêm đá nung vôi (đã hướng dẫn ở 1.10) bằng phương pháp gián tiếp vào bình nón 250 ml. Sau đó, nhỏ 2, 3 giọt mê tin da cam. Chuẩn độ bằng HCl, 0,1N cho đến khi dung dịch từ màu vàng chuyển sang màu hồng.

Hút 100 ml nước mẫu (không cho đá nung vôi) và làm thí nghiệm như trên để so sánh.

2.7.5. Hàm lượng CO₂ ăn mòn được tính theo

$$[\text{CO}_2] \text{ ăn mòn} = \frac{V_1 N_1 - V_2 N_1}{V} \times 22 \times 1000$$

Trong đó: V₁: thể tích HCl tiêu tốn khi làm thí nghiệm với mẫu nước đã cho thêm đá nung vôi (ml).

V₂: thể tích HCl tiêu tốn khi thí nghiệm với mẫu nước không cho thêm đá nung vôi (ml).

N₁: nồng độ của HCl.

V: thể tích nước mẫu đem phân tích (ml).

22: đương lượng gam của CO₂.

2.8. Xác định chỉ số Hydrô bằng máy đo độ pH

2.8.1. Thông thường, chỉ số hydrô tức độ pH của nước được xác định bằng giấy đo độ pH vạn năng. Nếu kết quả đòi hỏi phải bảo đảm chính xác hơn hay phải thí nghiệm loại nước có màu sắc thì phải dùng đến máy đo độ pH hay dùng phương pháp so màu.

Khi dùng máy đo độ pH, phải chấp hành nghiêm chỉnh những điều chỉ dẫn và quy định sử dụng máy.

2.8.2. Dụng cụ thí nghiệm và hoá chất kèm theo gồm có:

- Máy đo độ pH

- Các dung dịch đệm tiêu chuẩn (kèm theo máy)

- Cốc thuỷ tinh

2.8.3. Định kỳ kiểm tra sự điều hướng của máy bằng các dung dịch đệm tiêu chuẩn (kèm theo máy) có trị số pH định trước lần lượt là 1,68; 3,56; 4,00; 6,88 và 9,22. Sai số các lần đo theo các trị số pH kể trên không được chênh lệch quá ±0,04. Nếu vượt qua giới hạn đó thì phải điều chỉnh lại máy.

Phải kiểm tra lại máy trước khi đo.

2.8.4. Đổ mẫu nước vào cốc thuỷ tinh sao cho khi nhúng điện cực của máy đo vào thì điện cực phải ngập sâu được 4 + 5 cm dưới mặt nước.

Chỉ tiến hành đo độ pH sau khi mở máy được 30 phút.

Mỗi lần đo phải thay mẫu nước trong cốc.

2.8.5. Sau mỗi lần đo, phải rửa điện cực bằng nước cất và lau khô bằng giấy thấm, phải tráng cốc đựng mẫu 2 lần bằng nước mẫu định đo.

Khi đo xong, phải rửa và ngâm điện cực của máy đo ngập sâu từ 4 + 5 cm trong nước cất.

2.9. Xác định độ axit của nước

2.9.1. Lượng axit ở trong nước gặp chất ba-zơ sẽ tạo ra phản ứng trung hoà. Do đó, khi biết lượng ba-zơ, sẽ tính được độ axit của nước.

2.9.2. Dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Ống hút 100 ml,
- Bình nón 250 ml,
- Ống chuẩn độ 25 ml.

2.9.3. Các hoá chất cần thiết

Phenolphthalêin, 0,1%

NaOH, 0,1N.

2.9.4. Hút 100 ml nước mẫu cho vào bình nón 250 ml và nhỏ thêm 2-3 giọt phenolphthalêin 0,1% vào. Sau đó, chuẩn độ bằng NaOH, 0,1N cho đến khi dung dịch xuất hiện màu hồng nhạt.

2.9.5. Độ axit của nước được tính theo:

$$A = \frac{V_1 N_1}{V} \times 1000 \text{ (me/l)}$$

Trong đó: V_1 : thể tích NaOH tiêu tốn (ml)

N_1 : nồng độ của NaOH

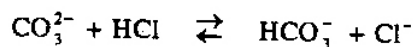
V : thể tích nước đem phân tích (ml).

2.10. Xác định độ ba-zơ của nước

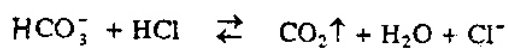
2.10.1. Độ ba-zơ của nước dùng để chỉ tổng số các ion OH^- , CO_3^{2-} , HCO_3^- và các loại muối của axit yếu có trong nước nhưng ở trong nước thông thường chỉ có HCO_3^- và CO_3^{2-} là chủ yếu nên hàm lượng của 2 chất này hợp lại được gọi là độ ba-zơ

2.10.2. Khi dùng HCl để chuẩn độ các ion kể trên, vì tác dụng của HCl với các ion này có mức độ khác nhau, nên trong thí nghiệm, cần dùng 2 chất chỉ thị màu là phenolphthalêin và metin da cam để dễ phân biệt

Phenolphthalêin được dùng để định điểm tương đương cho phản ứng:



còn metin da cam (M.O) lại được dùng cho phản ứng:



2.10.3. Dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Ống hút 100 ml,
- Bình nón 250 ml,
- Ống chuẩn độ 25 ml.

- Độ cứng toàn phần hay tổng độ cứng là tổng số của độ cứng tạm thời và độ cứng vĩnh cửu.

Trong khi phân tích nước, tổng độ cứng và độ cứng tạm thời được xác định trực tiếp bằng thí nghiệm, còn độ cứng vĩnh cửu thì được suy ra từ 2 trị số trên.

2.12.2. Nước mẫu dùng để xác định tổng độ cứng bằng phương pháp dung lượng cần phải đạt mấy yêu cầu sau đây:

- Không có màu và không có chất lơ lửng.

- Khi cho phenolphthalein vào làm chất chỉ thị màu, nước phải không có màu đỏ, tức là không có phản ứng kiềm.

- Không có ion của sắt.

- Không có H_2CO_3 tự do.

Như vậy:

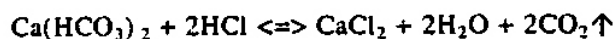
- Nếu nước đục thì phải lọc, nước có màu thì phải làm loãng bằng nước cất.

- Nếu nước có muối thì phải tách ra và phải chú ý đến khi tính toán kết quả.

- Nếu nước có tính kiềm thì phải trung hoà bằng HCl, 0,1N trước khi thí nghiệm.

2.12.3. Cơ sở của phương pháp thí nghiệm là biến tất cả các muối thành muối không có HCO_3^- và dùng chất ba-zơ để làm cho toàn bộ các muối này kết tinh.

Trước hết, dùng HCl chuẩn độ để biến các muối HCO_3^- thành dạng muối không có HCO_3^- :



Sau đó, cho hơi thừa 1 lượng hỗn hợp ba-zơ (gồm NaOH và Na_2CO_3) vào dung dịch để cho toàn bộ muối không có HCO_3^- kết tinh.



Sau đó, dùng HCl, 0,1N để chuẩn độ hỗn hợp ba-zơ còn thừa và từ đó tính ra tổng độ cứng.

2.12.4. Các dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Ống hút 100ml.

- Bình nón 250ml.

- Ống chuẩn độ 25ml.

- Bình định mức 200ml.

- Phễu thuỷ tinh và giấy lọc khô.

2.12.5. Các hoá chất cần thiết:

Mê tin da cam (M.O) 0,1%:

HCl, 0,1N.

Hỗn hợp ba-zơ, 0,1N (gồm 4g NaOH và 5g Na_2CO_3 hoà tan trong 2000ml nước cất. Dùng HCl, 0,1N để xác định lại nồng độ của hỗn hợp ba-zơ).

2.12.6. Hút 100ml nước mẫu cho vào bình nón 250ml rồi cho thêm 3 giọt mề tin da cam. Dùng HCl, 0,1N để chuẩn độ cho đến khi dung dịch có màu hồng.

2.12.7. Pha chính xác 40ml hỗn hợp ba-zơ vào dung dịch rồi đun sôi trong 3 phút và làm nguội nhanh. Đổ dung dịch sang bình định mức và dùng nước cất đã đun sôi để định mức đủ 200ml. Để yên 15 phút rồi dùng giấy lọc khô để lọc vào bình nón.

2.12.8. Hút 100ml dung dịch vừa lọc được cho vào một bình khác. Sau đó, dùng HCl, 0,1N để chuẩn độ cho đến khi xuất hiện màu đỏ thì thôi.

2.12.9. Tổng độ cứng được tính toán theo:

$$\begin{aligned} \text{TĐC} &= \frac{V_1 N_1 - 2V_2 N_2}{V} \times 1000 \quad (\text{me/l}) \\ &= \frac{V_1 N_1 - 2V_2 N_2}{V} \times 2,8 \times 1000 \quad (\text{độ/l}) \end{aligned}$$

Trong đó: V_1 : thể tích hỗn hợp ba-zơ cho vào (ml).

N_1 : nồng độ đương lượng của hỗn hợp ba-zơ.

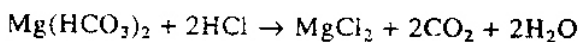
V_2 : thể tích HCl tiêu tốn (ml).

N_2 : nồng độ đương lượng của HCl.

V : thể tích nước mẫu đem phân tích (ml).

2.13. Xác định độ cứng tạm thời

2.13.1. Độ cứng tạm thời của nước phụ thuộc vào hàm lượng các muối $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ và $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ tan trong nước. Về nguyên lý, có thể dùng HCl để phá các muối kể trên theo phản ứng:



và từ đó, xác định được hàm lượng các muối này.

Nhưng, trong thực tế, ở trong nước tự nhiên, nhất là trong nước nguồn, còn có các loại muối các bon natri kiềm của Fe, Na, K, v.v... Các loại muối này đều bị axit tác dụng nên làm ảnh hưởng đến kết quả thí nghiệm.

Vì vậy, từ thực tế này và dựa theo tính chất cứng tạm thời bị phá mất sau khi đun sôi nước, nói chung, nội dung chủ yếu của phương pháp thí nghiệm là:

Dùng axit chuẩn độ nước màu để phá tất cả các muối HCO_3^- . Đun sôi một lượng nước khác trong 1 thời gian nhất định để huỷ bỏ độ cứng tạm thời. Sau đó, dùng axit chuẩn độ lại dung dịch đã lọc và tính toán so sánh để tìm ra độ cứng tạm thời.

2.13.2. Trong mỗi mẫu nước có thể chỉ chứa các muối HCO_3^- , cũng có thể có cả các muối khác như CO_3^{2-} , NaHCO_3 , KHCO_3 ... cùng tồn tại. Trong từng trường hợp cụ thể được biểu hiện qua cách thử phản ứng với chất chỉ thị màu là phenolphthalêin, cần có những thí nghiệm hỗ trợ bổ sung vào nội dung chủ yếu kể trên (được trình bày cụ thể từ N.3.1.1 đến N. 3.4.3) nhằm phân biệt được tác dụng của các muối $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ và $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

2.13.3. Dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Ống hút 100 ml, 200 ml,
- Bình nón 250 ml,
- Cốc mỏ 250 ml,
- Phễu thuỷ tinh và giấy lọc định tính.

2.13.4. Các hoá chất cần thiết:

Phenolphthalêin, 0,1 %,

Mêtin da cam (M,O) 0,1%,

HCl, 0,1 N

NaOH, 0,1 N

2.13.5. Trường hợp bình thường: Nước có pH <8,4

1) Hút 100 ml nước mẫu cho vào bình nón 250 ml rồi nhỏ thêm 3 giọt mêtin da cam, 0,1% vào. Dùng HCl, 0,1N để chuẩn độ cho đến khi dung dịch có màu đỏ vàng thì thôi.

2) Hút 200 ml nước mẫu nữa cho vào cốc mỏ 250 ml. Đun sôi từ 30 đến 60 phút. Trong lúc đun, thỉnh thoảng pha thêm nước cất vào để giữ cho thể tích nước không đổi. Đem để nguội và lọc qua giấy lọc định tính khô và phễu khô. Khi bắt đầu lọc, bỏ đi 15 + 20 ml nước lọc đầu tiên.

Hút 100 ml dung dịch đã lọc cho vào bình nón 250 ml và nhỏ vài giọt mêtin da cam vào. Lại dùng HCl, 0,1 N để chuẩn độ cho đến khi có màu đỏ vàng (giống như ở bình nón nước).

3) Độ cứng tạm thời được xác định theo:

$$\text{ĐCTT} = \frac{(V_1 - V_2) N_1}{V} \times 2,8 \times 1000 \quad (\text{độ/l})$$

Trong đó: V_1 : thể tích HCl tiêu tốn đối với mẫu nước không đun sôi (ml)

V_2 : thể tích HCl tiêu tốn đối với mẫu nước đã đun sôi (ml)

N_1 : nồng độ của HCl

V : thể tích nước mẫu đem phân tích (ml)

2.13.6. Trường hợp thứ hai: Nhỏ phenolphthalêin vào, dung dịch có màu đỏ (pH>8.4).

Trong trường hợp này, dung dịch có phản ứng kiềm, có thể có các muối các bon natri của các kim loại kiềm, cách tiến hành như sau:

1) Hút 100 ml nước mẫu cho vào bình nón 250 ml và nhỏ 3 giọt phenolphthalêin vào, dung dịch có màu đỏ. Dùng HCl, 0,1 N để chuẩn độ cho đến khi dung dịch mất màu.

2) Cho tiếp 3 giọt mêtin da cam, 0,1 % vào dung dịch rồi lại dùng HCl, 0,1 N để chuẩn độ cho đến khi xuất hiện màu đỏ vàng.

3) Độ cứng tạm thời trong trường hợp 2 được tính theo:

$$\text{ĐCTT} = \frac{(E - D) \cdot N_1}{V} \times 2,8 \times 1000 \quad (\text{độ/l})$$

Trong đó: E : thể tích HCl tiêu tốn sau khi nhỏ mêtin da cam (ml)

D : thể tích HCl tiêu tốn khi nhỏ phenolphthalêin (ml).

N_1, V : có ý nghĩa như ở trường hợp 1.

2.13.7. Trường hợp thứ ba: Nhỏ phenolphthalêin vào, nước chưa đun sôi đã có màu đỏ, càng đun càng đỏ thắm.

- Trong trường hợp này, trong dung dịch có cả muối CO_3^{2-} và HCO_3^- cùng tồn tại, cách tiến hành như sau:

- 1) Làm thí nghiệm như ở trường hợp 2 để xác định 2 lượng E và D.
- 2) Sau đó, làm thí nghiệm như ở trường hợp 4 để xác định n (xem ở 2.13.8).
- 3) Độ cứng tạm thời trong trường hợp 3 được tính theo:

$$\text{ĐCTT} = \frac{(E - D) \cdot N_1}{V} \times 2,8 \times 1000 - n \quad (\text{độ/l})$$

2.13.8. Trường hợp thứ tư: Nhỏ phenolphthalêin vào, đun sôi 5 ÷ 7 phút, dung dịch mới có màu đỏ.

Trong trường hợp này, dung dịch có NaHCO_2 và KHCO_3 ... cách tiến hành như sau:

1) Hút 100 ml nước mẫu cho vào bình nón 250 ml rồi nhỏ 3 giọt metin da cam vào và dùng HCl, 0,1 N để chuẩn độ cho đến khi dung dịch có màu đỏ vàng.

2) Hút 100 ml nước mẫu khác cho vào bình nón 250 ml và cho một lượng NaOH, 0,1N bằng lượng HCl, 0,1 N tiêu tốn ở trên. Đun dung dịch cho vừa đến lúc sôi thì đem lọc nhanh. Sau đó cho 3 giọt metin da cam vào dung dịch đã lọc và dùng HCl, 0,1 N để chuẩn độ cho đến khi dung dịch có màu đỏ vàng (giống như ở bình nón trước).

3) Kết quả thí nghiệm trong trường hợp 4 này cho ta:

$$n = \frac{(B - A)N_1}{V} \times 2,8 \times 1000$$

$$\text{ĐCTT} = \frac{AN_1 \times 2,8}{V} \times 1000 - n \quad (\text{độ/l})$$

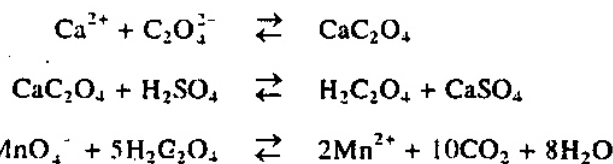
Trong đó: B: thể tích HCl tiêu tốn đối với mẫu nước không đun sôi (ml)

A: thể tích HCl tiêu tốn đối với mẫu nước đã đun sôi (ml)

N_1 và V: có ý nghĩa như ở trường hợp 1.

2.14. Xác định hàm lượng Ca^{2+}

2.14.1. Nước thiên nhiên có chứa tương đối nhiều ion Ca^{2+} nên muốn xác định hàm lượng các ion này, cần tiến hành kết tủa bằng ô xa lát ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$) như sau: dùng $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ để biến ion Ca^{2+} thành CaC_2O_4 rồi dùng H_2SO_4 hoà tan CaC_2O_4 để tạo ra $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ và dung dịch tiêu chuẩn KMnO_4 để chuẩn độ theo các phản ứng.



2.14.2. Dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Bình nón 250 ml
- Ống hút 100 ml
- Cốc mỏ 250 ml
- Ống chuẩn độ
- Que thuỷ tinh.
- Phễu thuỷ tinh và giấy lọc.

2.14.3. Các hoá chất cần thiết:

Mêtin da cam (M.O), 0,1%

HCl (1:9); NH₄Cl, 10%

(NH₄)₂C₂O₄, 5%; NH₄OH, 25%;

Dung dịch CaC₂O₄ bão hoà (xem cách pha chế ở 2.14.7.)

AgNO₃, 5%; H₂SO₄ (1:5);

KMnO₄, 0,05N; CaCl₂, 20%

2.14.4. Hút 100 ml nước mẫu cho vào cốc nhỏ 250 ml rồi nhỏ 3 giọt mêtin da cam 0,1% vào. Dùng que thuỷ tinh khuấy đảo đều. Cho từ từ HCl (1:9) cho đến khi dung dịch có màu đỏ. Đun sôi dung dịch và cho 10 ml NH₄Cl, 10% vào và vẫn tiếp tục khuấy đều.

Sau đó, cho 15 ml (NH₄)₂C₂O₄, 5% vào dung dịch và để yên 15 phút. Cho thêm mấy giọt NH₄OH, 25% cho đến khi có màu vàng. Đặt cốc lên bếp, cách thuỷ và đun nóng dung dịch. Sau đó, để nguội từ từ trong 2 giờ cho đến nhiệt độ bình thường.

Khi Ca²⁺ đã hoàn toàn kết tủa, đem lọc dung dịch qua giấy lọc bí. Rửa kết tủa bằng dung dịch CaC₂O₄ bão hoà. Sau đó, rửa sạch các ion C₂O₄²⁻ (thử lại bằng AgNO₃, 5%).

Nước lọc cần giữ lại để sau này xác định ion Mg²⁺

2.14.5. Dùng 100 ml H₂SO₄ (1:5) để hoà tan kết tủa trên giấy lọc (hoà vào cốc nhỏ đã dùng để kết tủa Ca²⁺). Đem đun nóng đến 80°C và dùng KMnO₄, 0,05N để chuẩn độ cho đến khi xuất hiện màu hồng. Sau đó, bỏ giấy lọc vào dung dịch và dùng KMnO₄ chuẩn độ tiếp cho đến khi dung dịch trở lại màu hồng.

2.14.6. Hàm lượng Ca²⁺ được tính theo:

$$[Ca^{2+}] = \frac{V_1 N_1 \times 1,002}{V} \times 1000 \quad (\text{mg/l})$$

Trong đó: V₁: thể tích KMnO₄ tiêu tốn (ml)

N₁: nồng độ của KMnO₄

V: thể tích nước mẫu đem phân tích (ml)

1,002: hệ số tính đổi ra Ca²⁺

2.14.7. Cách pha chế dung dịch CaC₂O₄ bão hoà: Đun nóng 10 ml dung dịch CaCl₂, 20% trong cốc nhỏ, cho thêm 1 ml HCl đặc và 100 ml (NH₄)₂C₂O₄, 5% với 3 giọt chất chỉ thị mà là mêtin rôt. Dùng NH₄OH đặc nhỏ giọt cho đến khi dung dịch chuyển sang màu vàng. Để yên 1 giờ rồi dùng giấy lọc bí để lọc lấy kết tủa. Dùng nước cất rửa cho hết ion Cl⁻. Cho kết tủa vào bình và pha nước cất thành 2000 ml. Trong khi bảo quản, thỉnh thoảng lại lắc nhẹ cho dung dịch tan dần.

2.14.8. Để đảm bảo kết quả thí nghiệm chính xác, nếu nước mẫu có hàm lượng Ca²⁺ > 1000 mg/l thì cần pha thêm nước cất cho hàm lượng đó còn khoảng 700 mg/l ngược lại, nếu nước mẫu chỉ có hàm lượng Ca²⁺ là 20 mg/l thì cần đem cô đặc 4 ÷ 5 lần để làm tăng hàm lượng đó lên trước khi đưa vào thí nghiệm.

2.14.9. Khi thí nghiệm, cần cho thừa một ít (NH₄)₂C₂O₄ để:

- Làm giảm độ hoà tan của CaC₂O₄;

- Làm cho Mg²⁺ không kết tủa được mà vẫn ở lại trong dung dịch.

2.14.10. Khi nước mẫu có hàm lượng $Mg^{2+} > 1000$ mg/l và độ màu sắc lớn (xem thêm phụ lục 4) thì phải làm kết tủa Ca^{2+} hai lần. Cách thức tiến hành như sau:

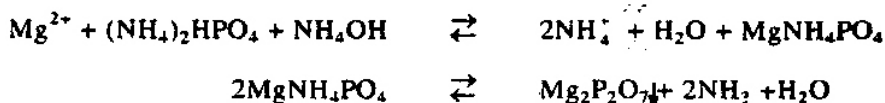
Làm kết tủa Ca^{2+} (như ở 2.14.4) xong thì đem lọc và rửa kết tủa, rồi lại hoà tan kết tủa H_2SO_4 loãng. Sau đó, cho 0,5 ml $(NH_4)_2C_2O_4$ và nhỏ vài giọt metin da cam vào, rồi dùng NH_4OH để trung hoà dung dịch. Lại lọc kết tủa và dung dịch CaC_2O_4 bão hoà để rửa sạch và lại tiếp tục tiến hành như cũ.

2.14.11. Những điều cần chú ý khi dùng $KMnO_4$ để chuẩn độ:

- Dùng ống chuẩn độ màu nâu,
- Nhiệt độ của dung dịch ở trong khoảng $60 + 80^\circ C$
- Không nhỏ $KMnO_4$ vào thành cốc nhỏ,
- Tốc độ nhỏ giọt không quá 10 + 15 ml trong 1 phút,
- Phải cho hơi thừa H_2SO_4 để hoà tan kết tủa.

2.15. Xác định hàm lượng Mg^{2+}

2.15.1. Dùng $(NH_4)_2HPO_4$ và NH_4OH để chuyển ion Mg^{2+} sang dạng kết tủa pi rô phốt phát ma giê:



và sau đó nung ở nhiệt độ $900 + 1000^\circ C$

2.15.2. Dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Cốc nhỏ 250 ml,
- Giấy lọc bí và phễu thuỷ tinh,
- Chén sứ chịu nhiệt,
- Lò nung,
- Bình hút ẩm,
- Cân tiểu ly.

2.15.3. Các hoá chất cần thiết:

- HCl (d = 1.19),
- $(NH_4)_2HPO_4$, 10%,
- NH_4OH , 25% và 2%.

2.15.4. Dùng dung dịch đã lọc kết tủa CaC_2O_4 (khi xác định hàm lượng Ca^{2+} , để làm thí nghiệm. Cho vài giọt HCl vào để a xít hoá dung dịch. Dung dịch sẽ có màu đỏ. Cô đặc cho dung dịch còn khoảng 100 ml và để nguội rồi cho 15 ml $(NH_4)_2HPO_4$, 10% vào khuấy đều. Cho từ từ 30 ml NH_4OH , 25% vào đến khi xuất hiện kết tủa thì ngừng khuấy. Để dung dịch vào chỗ lạnh qua đêm. Sau đó, dùng 2 lớp giấy lọc bí để lọc. Rửa kết tủa bằng NH_4OH , 2% để cho hết ion Cl^- còn lại. (Có thể thử bằng cách nhỏ vài giọt ở cuống phễu lên mặt kính rồi cho bốc hơi đến khô, nếu thấy còn vết trắng thì phải rửa lại).

Cho giấy lọc và kết tủa vào chén sứ chịu nhiệt đã biết sẵn trọng lượng, đặt lên bếp điện để đốt cháy hoàn toàn giấy lọc rồi cho vào lò nung và nâng từ từ nhiệt độ lên đến $950 + 1000^\circ C$. Nung ở nhiệt độ này trong 1 + 2 giờ. Lấy chén ra, để nguội trong bình hút ẩm cho

đến nhiệt độ bình thường và đem cân. Sau đó, lặp lại quá trình nung, để nguội và cân nhiều lần đến khi nào trọng lượng chén nung không thay đổi nữa là được.

2.15.5. Hàm lượng Mg^{2+} được xác định theo:

$$[Mg^{2+}] = \frac{(G - G_0)}{V} \times 0,2184 \times 1000 \quad (\text{mg/l})$$

Trong đó: G_0 : trọng lượng chén không (g)

G : trọng lượng chén mẫu sau khi nung (g)

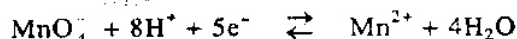
V : thể tích nước mẫu đem phân tích (ml)

0,2184: hệ số tính đổi từ $Mg_2P_2O_7$ ra Mg^{2+}

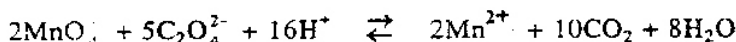
2.16. Xác định hàm lượng O_2 tiêu hao

2.16.1. Phương pháp thí nghiệm này dựa vào tính chất ô-xy hoá mạnh của $KMnO_4$ để xác định hàm lượng O_2 bị tiêu hao. Thí nghiệm được tiến hành theo 1 trong 2 điều kiện sau đây: Thí nghiệm trong dung dịch nước mẫu đã a xít hoá và thí nghiệm trong dung dịch nước mẫu kiềm hoá.

2.16.2. Trong dung dịch có tính a xít, ở nhiệt độ cao, $KMnO_4$ có tính ô xy hoá rất mạnh, có thể phân giải thành O_2 , làm cho tất cả các chất hữu cơ đều bị ô xy hoá theo dạng phản ứng:



Sau khi ô xy hoá, dùng $H_2C_2O_4$ để khử lượng $KMnO_4$ còn dư theo phản ứng:

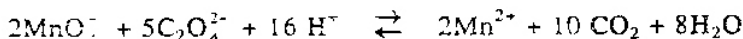


Sau đó, lượng $H_2C_2O_4$ còn dư qua phản ứng lại được chuẩn độ lại bằng $KMnO_4$.

2.16.3. Trong dung dịch nước mẫu có tính kiềm, $KMnO_4$ cũng có tính ô xy hoá mạnh, thể hiện qua phản ứng:



Sau khi đã ô xy hoá, dùng dung dịch $H_2C_2O_4$ để khử lượng $KMnO_4$ còn dư theo:



Sau đó, cũng như trên, lại dùng $KMnO_4$ để chuẩn độ lại lượng $H_2C_2O_4$ còn dư trong dung dịch.

2.16.4. Dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Ống hút 100 ml
- Ống chuẩn độ 25 ml
- Bình nón 250 ml
- Phễu thuỷ tinh và giấy lọc.

2.16.5. Các hoá chất cần thiết:

- H_2SO_4 (1:5)
- $NaOH$, 10%
- $KMnO_4$, 0,01 N;
- $H_2C_2O_4$ 0,01 N

2.16.6. Thí nghiệm theo điều kiện a xít hoá nước mẫu:

Hút 100 ml nước mẫu cho vào bình nón 250 ml, cho thêm 5 ml H₂SO₄ (1:5) rồi đun sôi. Sau đó, dùng ống chuẩn độ nhỏ chính xác 10 ml KMnO₄ 0,01N vào dung dịch, lấy phễu đậy lại và đun sôi tiếp trong 10 phút.

Nếu dung dịch mất màu, chứng tỏ trong nước mẫu có chứa nhiều chất hữu cơ, thì phải làm lại thí nghiệm bằng cách pha loãng một lượng nước mẫu khác 2 ÷ 3 lần bằng nước cất để tiến hành trở lại từ đầu (xem thêm ở 2.16.11).

Sau khi cho KMnO₄ vào dung dịch và đun sôi, dùng ống chuẩn độ cho 10 ml H₂C₂O₄, 0,01 N để cho tác dụng với lượng KMnO₄ còn dư.

Sau đó, lại dùng KMnO₄, 0,01 N để chuẩn độ lượng H₂C₂O₄ còn lại sau phản ứng cho đến khi dung dịch có màu hồng nhạt.

2.16.7. Thí nghiệm theo điều kiện kiểm hoá nước mẫu:

Hút 100 ml nước mẫu cho vào bình nón 250 ml rồi cho thêm 2 ml NaOH, 10% và đun cho đến khi bắt đầu sôi, thì cho tiếp 10 ml KMnO₄ 0,01 N vào dung dịch. Đun sôi tiếp trong 10 phút nữa. Sau khi để nguội đến 60°C, cho 5 ml H₂SO₄ (1:5) vào rồi dùng H₂C₂O₄, 0,01 N chuẩn độ dung dịch cho đến mất màu.

Sau đó, lại dùng KMnO₄, 0,01 chuẩn độ lại lượng H₂C₂O₄ còn dư cho đến khi dung dịch có màu hồng.

2.16.8. Hàm lượng O₂ tiêu hao được xác định theo:

$$[O_2] \text{ tiêu hao} = \frac{[A - (m + n)]N}{V} \times a \times 1000 \quad (\text{mg/l})$$

Trong đó: A: tổng thể tích KMnO₄ đã dùng trong thí nghiệm (ml)

m: thể tích KMnO₄ tiêu tốn vì sự có mặt của nước cất được dùng để pha loãng thêm nước mẫu (trong trường hợp nước mẫu chứa nhiều chất hữu cơ, phải pha loãng thêm) (ml)

n: thể tích KMnO₄ tiêu tốn để chuẩn độ lượng H₂C₂O₄ còn thừa (ml)

N: nồng độ của KMnO₄

a: đương lượng gam của O₂

V: thể tích nước mẫu đem phân tích (ml).

2.16.9. Các chất hữu cơ có trong nước chủ yếu là do các a xít trong động vật, thực vật sản sinh ra. Mức độ ô xy hoá của chúng có khác nhau. Nói chung chất hữu cơ có N₂ khó ô xy hoá hơn các chất khác. Vì vậy lượng O₂ tiêu hao không thể hoàn toàn tỷ lệ với hàm lượng các chất hữu cơ được.

2.16.10. Nói chung, cần phải lọc nước mẫu trước khi thí nghiệm hàm lượng O₂. Nên loại bỏ khoảng 200 ÷ 250 ml lượng nước lọc đầu tiên không dùng để thí nghiệm vì nó có thể mang theo chất hữu cơ của giấy lọc và chất hữu cơ lẫn ở thành bình. Trong trường hợp đặc biệt, có thể không lọc nước mẫu.

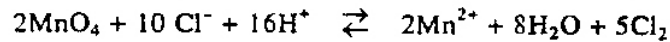
2.16.11. Khi cần phải pha loãng thêm nước mẫu mới tiến hành thí nghiệm được thì cần cho lần lượt các chất vào bình nón theo thứ tự sau đây:

- Nước cất,
- H₂SO₄ (1:5),
- KMnO₄, 0,01N,
- Nước mẫu.

Vì nước cất có thể bị ô xy hoá một chừng mực nào đó nên cần phải thí nghiệm để tìm lượng O₂ do nước cất tiêu hao là bao nhiêu trước khi dùng để pha loãng nước mẫu (nói cách khác, phải thí nghiệm nước cất để xác định m trong công thức ở Q.4.1)

2.16.12. Khi đã xác định được hàm lượng O₂ theo kết quả thí nghiệm, cũng có thể tính đổi ra KMnO₄ bằng cách nhân với 3,95 (vì 31,8/8 = 3,95).

2.16.13. Trong trường hợp nước mẫu có chứa lượng ion Cl⁻ tương đối lớn, nếu tiến hành phân tích theo điều kiện a xét hoá nước mẫu thì kết quả sẽ không chính xác vì:



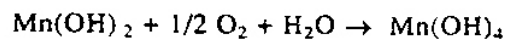
Lúc đó, dung dịch hoàn toàn mất màu sắc.

Nhưng, nếu lượng ion Cl⁻ < 30 mg/l thì có thể thí nghiệm trong môi trường a xét được.

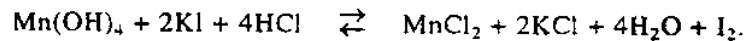
2.16.14. NaOH được dùng trong thí nghiệm khi nước mẫu không chứa NO₃⁻ (xem phân tích định tính NO₃⁻) và chất hữu cơ.

2.17. Xác định hàm lượng O₂ hoà tan

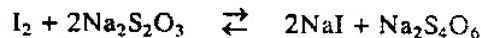
2.17.1. Trong một dung dịch có tính kiềm, Mn(OH)₂ vừa sinh ra dễ bị O₂ ở trong nước ô xy hoá thành Mn(OH)₄:



Trong dung dịch có tính a xét, Mn(OH)₄ lại bị một chất ô xy hoá mạnh dễ dàng làm cho ion I⁻ có trong dung dịch trở về dạng phân tử:



Sau đó, nếu cho Na₂S₂O₃ tác dụng thì I₂ lại bị Na₂S₂O₃ khử thành dạng ion I⁻:



Như vậy, qua ba phương trình phản ứng trên, có thể dùng Na₂S₂O₃ để xác định hàm lượng O₂ được.

2.17.2. Dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Bình nón 250ml,
- Cốc mỏ 250ml,
- Ống chuẩn độ 25ml

2.17.3. Các hoá chất cần thiết:

Dung dịch MnSO₄ hay MnCl₂ (xem cách pha chế ở 2.17.12),

Dung dịch KI kiềm tính (xem cách pha chế ở 2.17.13),

Dung dịch tinh bột 0,5% (xem cách pha chế ở 2.17.15),

Dung dịch Na₂S₂O₃, 0,01N (xem cách pha chế ở 2.17.16 hoặc 2.6.7),

Dung dịch K₂Cr₂O₇, 0,01N (xem cách pha chế ở 2.17.14),

H₂SO₄ đậm đặc (d = 1,84),

Nước mẫu (xem cách pha thuốc vào nước mẫu để có định lượng O₂ ở 2.17.18 và 2.17.19),

HF, 30%,

H₃PO₄ đậm đặc,

Dung dịch K(CH₃COO) hay Na(CH₃COO): Pha 50g axêtat trong 20ml nước cất.,

Bromothymol xanh, 1% (tức là dibromo sulfonaphthalêin) (xem thêm ở 2.17.21).

2.17.4 Dựa vào màu sắc của kết tủa trong nước mẫu, bước đầu có thể phán đoán được hàm lượng O₂ hoà tan trong nước:

- Kết tủa màu nâu: O₂ hoà tan rất nhiều;

- Kết tủa màu nhạt: O₂ hoà tan vừa phải;

- Kết tủa màu trắng: O₂ hoà tan rất ít.

Vì nước mẫu có thể là nước bình thường, nước có Fe(III), có chất hữu cơ, có chất ô xy hoá hay là nước có chứa (NO₂)⁻. Nên trình tự thí nghiệm cũng có khác nhau ít nhiều tuỳ theo từng trường hợp cụ thể.

2.17.5. Trường hợp thông thường:

Đổ nước mẫu vào cốc nhỏ, đợi cho kết tủa lắng xuống rồi cho 2 + 3ml H₂SO₄ đậm đặc và lắc đều cho kết tủa hoà tan hoàn toàn. Sau đó, chuyển toàn bộ vào bình nón 250ml.

Dùng Na₂S₂O₃, 0,01N để chuẩn độ cho đến khi dung dịch có màu vàng nhạt. Cho vài giọt dung dịch tinh bột để làm chất chỉ thị màu rồi lại tiếp tục dùng Na₂S₂O₃ chuẩn độ cho đến khi dung dịch mất màu lam là được.

2.17.6. Trường hợp nước mẫu có chứa Fe(III):

Sau khi đổ nước mẫu vào cốc nhỏ và đợi cho kết tủa lắng xuống thì cho 2ml HF, 30% vào rồi mới cho 4ml H₃PO₄ (mà không cho H₂SO₄ như ở trường hợp thông thường) và lại tiếp tục làm thí nghiệm như ở trường hợp thông thường.

2.17.7 Trường hợp ở nước mẫu có chất hữu cơ hoặc có chất ô xy hoá:

Làm thí nghiệm riêng biệt đối với từng chai nước mẫu có pha và không pha MnSO₄ hay MnCl₂ theo trình tự giống như ở trường hợp thông thường để tìm ra các kết quả thí nghiệm tương ứng (được trình bày ở 2.17.9)

2.17.8. Trường hợp nước mẫu có chứa NO₂⁻:

Hoà tan nước mẫu bằng a xít và chuyển dung dịch sang bình nón: đợi 3 phút sau, cho một lượng nhất định K(CH₃COO) hay Na(CH₃COO) sao cho dung dịch có độ pH = 4,0.

Sau đó, chuẩn độ dung dịch bằng Na₂S₂O₃ và cho thêm 3 giọt chất chỉ thị màu là bromothymol xanh, 1% (mà không dùng các chỉ thị màu khác) làm cho dung dịch có màu xanh lam. Sau đó, lại tiếp tục dùng Na₂S₂O₃ chuẩn độ cho đến khi dung dịch mất màu là được, (ghi lại số ml Na₂S₂O₃, 0,01N đã tiêu tốn).

2.17.9. Đối với trường hợp thông thường và trường hợp nước có chứa Fe(III), hàm lượng O₂ hoà tan được tính theo:

$$[O_2] \text{ hoà tan} = \frac{V_{Na}}{(V_2 - V_1)} \cdot 1000 \quad (\text{mg/l})$$

Trong đó: V: thể tích dung dịch Na₂S₂O₃ tiêu tốn (ml)

N: nồng độ của dung dịch Na₂S₂O₃

V₂: thể tích tổng lượng nước trong bình hình nón (ml)

V_1 : thể tích thuốc thử cho vào (ml)

a: lượng gam của O_2 trong trường hợp này $a = 8$ (xem giải thích ở 2.17.20).

2.17.10. Đối với trường hợp nước có chất hữu cơ hoặc có chất ô xy hoá thì hàm lượng O_2 hoà tan là hiệu số giữa kết quả thí nghiệm đối với nước mẫu không pha $MnSO_4$ và kết quả thí nghiệm đối với nước mẫu không pha $MnSO_4$.

2.17.11. Đối với những trường hợp nước có chứa NO_2 thì hàm lượng O_2 hoà tan cũng được xác định theo như công thức trong trường hợp bình thường trong đó phải kể cả lượng $K(CH_2COO)$ và bromothymol xanh đã cho vào phần thể tích V_3 .

2.17.12. Cách pha chế dung dịch $MnSO_4$ hay $MnCl_2$:

Hoà tan 48g $MnSO_4 \cdot 4H_2O$ (hay 33g $MnCl_2 \cdot 4H_2O$) hoặc 40g $MnSO_4 \cdot 2H_2O$ vào trong khoảng 50ml nước cất, sau đó đem lọc cho trong và pha loãng thành 1000ml. Khi pha, nếu thấy có kết tủa, tức là có MnO tạo thành $Mn(OH)_2$ màu đỏ.

2.17.13. Cách pha chế dung dịch KI kiểm tính:

Hoà tan 50g NaOH (hoặc 70g KOH) và 15g KI (hoặc 13,5 g NaI) vào 75 ml nước cất. Để cho nguội và định mức thành 1000 ml.

2.17.14. Cách pha chế dung dịch $K_2Cr_2O_7$, 0,01N:

Cân 0,4904g $K_2Cr_2O_7$ đã được sấy trong 3 giờ ở nhiệt độ $150^{\circ}C$ để pha loãng với nước cất thành 1 lít và cho vào chai nâu để bảo quản.

2.17.15. Cách pha chế dung dịch tinh bột 0,5%:

Lấy 2g tinh bột cho vào 350ml nước cất. Vừa nhỏ từ từ vừa khuấy đều (khoảng 30ml) dung dịch NaOH hay KOH, 20% cho đến khi dung dịch hầu như trong suốt thì thôi. Để yên khoảng 1 giờ rồi điều chỉnh môi trường về a xít yếu. Sau đó, cho 1ml CH_3COOH để bảo quản dung dịch được trong 1 năm.

2.17.16. Cách pha chế dung dịch $Na_2S_2O_3$, 0,01N:

Cân 2,482g $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ để pha với nước cất đã đun sôi để nguội thành 100ml, đồng thời cho 0,4g NaOH vào và pha thêm nước cất cho thành 1000ml. Chuẩn độ chính xác dung dịch này bằng dung dịch tiêu chuẩn $K_2Cr_2O_7$, 0,01N theo như ở 2.17.17.

3.17.17. Hiệu chỉnh nồng độ của $Na_2S_2O_3$:

Hút 20ml $K_2Cr_2O_7$, 0,01N cho vào bình nón rồi cho 0,5g KI vào. Đợi cho KI hoà tan hoàn toàn thì cho 1ml dung dịch H_2SO_4 (1:4) vào và lắc đều. Khi dung dịch này có màu vàng nhạt thì cho 1ml dung dịch tinh bột vào. Sau khi xuất hiện màu lam nhạt thì nhỏ từ từ $Na_2S_2O_3$ vào để chuẩn độ lượng I_2 sinh ra cho tới khi mất màu. Đợi sau 30 giây mà màu không trở lại là được. Nồng độ của $Na_2S_2O_3$ được xác định theo quan hệ:

$$N_N = \frac{N_k - V_k}{V_N}$$

Trong đó: N_N , V_N : nồng độ và thể tích của $Na_2S_2O_3$

N_k , V_k : nồng độ và thể tích của $K_2Cr_2O_7$

2.17.18. Cách lấy mẫu nước để xác định lượng O_2 hoà tan đối với loại nước bình thường.

Dùng các chai thủy tinh nút nhám có thể tích chính xác (khoảng 250ml hay 300ml) để lấy nước mẫu. (Dùng các chai có thể tích như nhau để tiện cho việc tính toán kết quả sau này).

Nếu lấy nước mẫu ở cách mặt nước khoảng 1 mét thì có thể dùng thẳng chai xuống nước ở đúng vị trí rồi mở nước nhanh cho nước chảy vào đáy chai và đẩy nút xong mới kéo chai lên khỏi mặt nước.

Nếu phải dùng bơm để lấy mẫu ở độ sâu hơn hoặc ở lỗ khoan thì phải dùng phễu và ống cao su dài nối từ cuống phễu tới đáy chai để hứng nước từ bơm chảy ra. Liên tục để nước chảy qua phễu vào chai và trào ra khỏi chai khoảng 5 + 6 lần thể tích chai rồi mới từ từ rút ống cao su ra khỏi chai và đẩy nút lại.

Sau đó, cho 1ml dung dịch KI và 1ml dung dịch $MnCl_2$ hay $MnSO_4$ vào chai để cố định lượng O_2 hoà tan trong nước. Khi cho các dung dịch này vào chai, phải ấn cho đầu ống hút ngập sát mặt nước và nhỏ dung dịch theo thành chai.

Nếu nước mẫu có độ cứng lớn và ngậm nhiều CO_2 tự do thì phải cho mỗi loại dung dịch trên tới 3ml.

2.17.19. Cách lấy mẫu nước để xác định lượng O_2 hoà tan khi nước có chất hữu cơ hoặc chất ô xy hoá hoặc có chứa nhiều NO_2^- .

Cũng theo phương pháp đã nêu ở 2.17.18 để lấy nước mẫu vào chai nhưng cần chú ý là trong số chai thì cho cả dung dịch KI lẫn dung dịch $MnCl_2$ hay $MnSO_4$ vào, còn trong một số chai khác thì chỉ cho dung dịch KI mà không cho dung dịch $MnCl_2$ hay $MnSO_4$ vào.

2.17.20. Qua 3 phương trình phản ứng nêu ở R.I.I ta thấy một nguyên tử O_2 tham gia phản ứng tương ứng với 2 phân tử $Na_2S_2O_3$ nên trong trường hợp này, đương lượng gam của O_2 là $16/2 = 8$.

2.17.21. Trong môi trường a xít, bromothymol xanh có màu vàng. Trong môi trường kiềm, bromothymol có màu xanh hay xanh lơ.

2.18. Xác định hàm lượng Fe^{3+} và Fe^{2+}

2.18.1. Sắt tác dụng với a xít xalixilic tạo thành phức chất có màu sắc thay đổi tùy theo hàm lượng sắt và tính chất môi trường của dung dịch chứa sắt.

Trong dung dịch a xít yếu, chỉ có sắt (III) có tác dụng với a xít xalixilic, còn trong dung dịch có tính kiềm yếu của NH_4OH thì cả sắt (III) và sắt (II) đều có tác dụng với a xít xalixilic.

2.18.2 Dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Một bộ ống đo màu (đáy bằng) có khắc độ 10 ml,
- Một bộ ống đo màu 10ml có khắc độ 0,1ml,
- Ống hút 1ml; 10ml.

2.18.3. Các hoá chất cần thiết:

Dung dịch I tiêu chuẩn của sắt (xem cách pha chế ở 2.18.8),

Dung dịch II tiêu chuẩn của sắt (xem cách pha chế ở 2.18.9),

Dung dịch NH_4OH (pha loãng 40 ml NH_4OH đậm đặc với nước cất thành 100ml),

Axít xalixilic (hay natri xalixilat) 10%,

Dung dịch HCl, 65% (hoà 65 ml HCl đậm đặc ($d = 1,14$) với 35 ml nước cất).

2.18.4. Khi xác định tổng lượng sắt:

Lấy các ống độ màu ra để làm thí nghiệm. Ở ống thứ nhất, đổ 0,1 ml dung dịch I; ở ống thứ hai, đổ 0,2 ml dung dịch I... ở ống thứ n, đổ (0,1 n) ml dung dịch I... dùng nước cất pha loãng vào mỗi ống cho thành 10 ml.

Lấy một ống độ màu khác ra và đổ 10ml nước mẫu vào.

Sau đó, cho thêm vào mỗi ống (kể cả các ống có chứa dung dịch I lẫn ống chứa nước mẫu) 5ml axit xalixilic và 5ml dung dịch NH_4OH . Để yên sau 10 phút rồi tiến hành đo màu.

2.18.5. Khi xác định lượng sắt (III):

Lấy các ống độ màu ra. ở ống thứ nhất, đổ 0,1 ml dung dịch II, ở ống thứ hai, đổ 0,2 ml dung dịch II... ở ống thứ n đổ (0,1n) ml dung dịch II... dùng nước cất pha loãng vào mỗi ống cho thành 10ml.

Lấy một ống độ màu khác ra và đổ 10ml nước mẫu vào.

Sau đó cho thêm vào mỗi ống 5ml axit xalixilic và 0,1 ml HCl, 65% (mà không phải là 5ml NH_4OH như ở trường hợp trên). Để yên sau 10 phút rồi tiến hành đo màu.

2.18.6. Tổng lượng sắt được xác định theo:

$$[\text{Fe}] = \frac{0,1 \times a_1}{V_1} \times 1000 \quad (\text{mg/l})$$

Hàm lượng Fe^{3+} và Fe^{2+} được xác định theo

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{0,01 \cdot a_2}{V_2} \times 1000 \quad (\text{mg/l})$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = [\text{Fe}] - [\text{Fe}^{3+}] \quad (\text{mg/l})$$

Trong đó: 0,1: số mg sắt có trong 1 ml dung dịch I

0,01: số mg sắt (III) có trong 1ml dung dịch II

a_1, a_2 : thể tích dung dịch I hay dung dịch II được pha vào ống độ màu có màu sắc giống như màu sắc ở ống nước mẫu (ml)

V_1, V_2 : thể tích nước mẫu được dùng để đo màu (ml).

2.18.7. Khi muốn tìm hàm lượng sắt theo đơn vị me/l thì tính đổi theo các công thức sau đây:

$$[\text{Fe}^{3+}](\text{me/l}) = 0,05371 [\text{Fe}^{3+}] \quad (\text{mg/l})$$

$$[\text{Fe}^{2+}](\text{me/l}) = 0,05371 [\text{Fe}^{2+}] \quad (\text{mg/l})$$

2.18.8. Cách pha chế dung dịch I tiêu chuẩn của sắt:

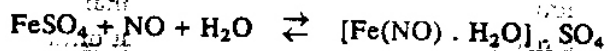
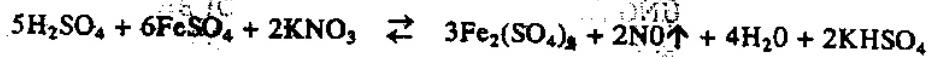
Đem 0,8634g $\text{FeNH}_4(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ hoà tan vào trong nước cất. Nếu đục thì cho vài giọt HCl để cho dung dịch lắng trong rồi lấy nước cất pha loãng thành 1000 ml. Như vậy, 1ml dung dịch I chứa 0,1 mg sắt.

2.18.9. Cách pha chế dung dịch II tiêu chuẩn của sắt: Hút 100ml dung dịch I tiêu chuẩn cho vào bình định mức rồi dùng nước cất pha loãng để định mức thành 1000ml. Như vậy, 1 ml dung dịch II chỉ chứa 0,01 mg sắt.

2.18.10. Cần chú ý: Khi xác định tổng lượng sắt thì dùng dung dịch I và phải dùng NH_4OH để tạo môi trường kiềm; Khi xác định hàm lượng Fe^{3+} thì dùng dung dịch II dùng HCl để tạo môi trường axit.

2.19. Xác định định tính NO_3^-

2.19.1. Ion Fe^{2+} gặp H_2SO_4 loãng sẽ có tác dụng biến NO_3^- thành NO . Sau đó, lượng NO sẽ lại tác dụng với Fe^{2+} thừa thành một hỗn hợp màu nâu tối:



2.19.2. Dụng cụ thí nghiệm gồm có:

- Ống nghiệm 50ml hoặc 100ml.

2.19.3. Các hoá chất cần thiết:

FeSO_4 , 0,5N;

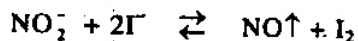
H_2SO_4 , 2N.

2.19.4. Hút 10 ml nước mẫu cho vào ống nghiệm rồi cho tiếp 10 giọt FeSO_4 , 0,5N và 10 giọt H_2SO_4 , 2N.

Nếu có một vòng tròn nâu xuất hiện thì trong nước mẫu có chứa ion NO_3^- .

2.20. Xác định định tính NO_2^-

2.20.1. Trong môi trường axit, NO_2^- sẽ oxy hoá thành NO_2 và làm cho ion I^- sẽ bị khử thành I_2 . I_2 gặp tinh bột sẽ có màu xanh.



2.20.2. Dụng cụ thí nghiệm:

- Ống nghiệm 100ml.

2.20.3. Các hoá chất cần thiết:

H_2SO_4 , 2N;

KI, 1N;

Dung dịch tinh bột 5%.

2.20.4. Hút 10ml nước mẫu cho vào ống nghiệm. Sau đó cho tiếp 1 ml H_2SO_4 , 2N, 3ml KI, 1N và vài giọt dung dịch tinh bột. Nếu nước mẫu có chứa ion NO_2^- thì dung dịch có màu xanh.

2.21. Xác định định tính NH_4^+

2.21.1. Khi gặp ion OH^- thì ion NH_4^+ có trong dung dịch sẽ trở thành NH_4OH dễ nhận biết được qua mùi của NH_3 bay ra và giấy thử màu.

2.21.2. Dụng cụ thí nghiệm:

- Ống nghiệm 100ml,

- Các hoá chất cần thiết:

NaOH , 2N; giấy quỳ đỏ.

2.21.3. Hút 10ml nước mẫu cho vào ống nghiệm, sau đó cho thêm 3 ml NaOH , 2N rồi đun nóng.

Nếu có mùi NH_3 bay ra hoặc nếu cho giấy quỳ đỏ vào mà nó trở thành màu xanh thì dung dịch có chứa ion NH_4^+

PHÂN PHỤ LỤC

Phụ lục 1

TÁC DỤNG ẨM MÒN CỦA NƯỚC ĐỐI VỚI BÊTÔNG

Bê tông là một hỗn hợp vật liệu gồm 4 thành phần là xi măng, cát, đá sỏi và nước trộn lẫn với nhau theo một tỷ lệ nào đó, trong đó xi măng là chất kết dính.

Về cấu tạo, xi măng gồm có 4 thành phần hoá học như sau:

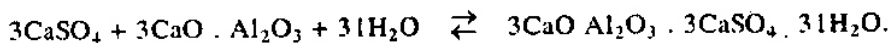
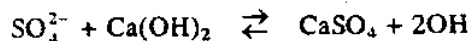
$3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$	ký hiệu là	C_3S
$2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$	ký hiệu là	C_2S
$3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$	ký hiệu là	C_3A
$4\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$	ký hiệu là	C_4AF

Sau khi trộn với nước, xi măng sẽ dần dần đông cứng lại và trở thành một chất kết dính trong hỗn hợp. Sự đông cứng này là do nước tác dụng với các thành phần hoá học của xi măng mà tạo nên các chất mới dựa theo các phản ứng có dạng như sau:



Phản ứng hoá học này tạo ra $\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ và $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Cũng như đối với C_3S kể trên, các thành phần $\text{C}_3\text{S} \cdot \text{C}_2\text{A}$, C_4AF của xi măng cũng có phản ứng tương tự khi gặp nước và sản sinh ra tác dụng silicat và $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ và $\text{Al}(\text{OH})_3$. Nhưng chỉ có các silicat ngậm nước kết tinh của C_3S và C_2S là không hoà tan còn các hợp chất mới của C_3A , C_4AF và $\text{Ca}(\text{OH})_2$ thì vẫn tiếp tục hoà tan trong nước, nhưng cũng chỉ hoà tan ít vì dung dịch của chúng khá bão hoà. Nếu nước bị luân chuyển luôn thì các hợp chất mới này tiếp tục bị hoà tan thêm và dần dần phá hoại cấu trúc của xi măng làm cho nó mất dần tính chất kết dính. Đây là một trường hợp ăn mòn bê tông. Như vậy, nói nước phá hoại bê tông thực chất là nói nước ăn mòn xi măng, phá hoại xi măng trong bê tông.

Trong quá trình đông cứng của bê tông, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ và $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ lại có thể bị các ion SO_4^{2-} có trong nước tác dụng theo các phản ứng như sau:



Tinh thể này ($3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{CaSO}_4 \cdot 31\text{H}_2\text{O}$) rất phức tạp. Khi kết tinh, thể tích của nó bành trướng rất lớn và làm nứt bê tông. Đây lại là một trường hợp khác về ăn mòn bê tông.

Trong quá trình ngưng kết để biến cứng, xi măng sản sinh ra các hợp chất mới có tính kiềm, nếu gặp nước có tính axit thì các hợp chất này sẽ bị hoà tan, từ đó cũng gây nên tác hại ăn mòn bê tông. Vì vậy, nước có tính axit (nước có độ pH < 4) không thích hợp cho việc trộn và dưỡng hộ bê tông.

Trong thực tế xây dựng, có những công trình hay những phần công trình bê tông ngậm trong nước hay nằm dưới đất thường xuyên bị nước và nước thấm trong đất bao vây. Vì vậy, tuỳ từng trường hợp cần phải phân tích hoá học để xác định khả năng ăn mòn của nước ở đó đối với công trình nhằm có những quyết định thoả đáng về việc xây dựng và bảo vệ công trình chống sự ăn mòn của nước.

Tuỳ theo diễn biến và tác nhân của sự ăn mòn người ta chia hiện tượng ăn mòn bê tông làm ba loại:

- Loại ăn mòn hoà tan làm giảm khả năng ổn định của xi măng.
- Loại ăn mòn đó có tác dụng giao hoán giữa các thành phần hoá học có trong nước với xi măng, tạo nên những chất mới bị hoà tan, hoặc bị trôi theo nước hoặc sinh thành các chất không kết dính. Đó là sự ăn mòn Na_2CO_3 , do các axit vô cơ, các muối Mg và do dung dịch bazơ trong nước gây nên.
- Loại ăn mòn do tác dụng bành trướng của các chất mới kết tinh làm phá vỡ cấu trúc của bê tông.

1. Loại ăn mòn thứ nhất: ăn mòn hoà tan

1) Đặc trưng của sự ăn mòn:

Nước hoà tan một vài hợp chất mới được tạo ra trong quá trình xi măng tiếp xúc với nước và biến cứng. Nếu nước chảy làm cho nồng độ hoà tan loãng ra thì các chất này lại tiếp tục bị hoà tan thêm và làm tăng thêm tính ăn mòn của nước.

2) Cơ chế của sự ăn mòn:

Sau khi xi măng bị thuỷ giải, trong hỗn hợp sản sinh ra các hợp chất mới, chủ yếu là $\text{Ca}(\text{OH})_2$, có tính hoà tan. Số lượng các chất mới tạo thành này tăng theo thời gian. Độ hoà tan trong nước của chúng là 1,08g/lit. Nếu nước có ngậm các loại muối khác thì độ hoà tan còn có thể tăng lên nữa.

Do nồng độ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ trong xi măng bị giảm xuống nên tính ổn định của nó cũng bị giảm theo, thậm chí có thể làm cho sự kết dính của xi măng với cát, đá bị phá hoại hoàn toàn.

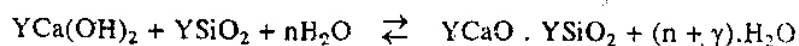
3) Những nhân tố ảnh hưởng đến sự ăn mòn và một số phương pháp phòng ngừa sự ăn mòn hoà tan.

- Trong quá trình đông cứng, xi măng tác dụng với CO_2 trong nước hay trong không khí và tạo thành một lớp CaCO_3 mỏng nhưng rất cứng bao bọc xung quanh bê tông làm cho nước không ngấm vào được và có tác dụng ngăn cản được sự ăn mòn bê tông. Vì vậy, muốn phòng ngừa sự ăn mòn hoà tan, có thể cho bê tông tác dụng với CO_2 để biến các mặt ngoài thành CO_3^{2-} .

- Vì muối của Ca^{2+} (chủ yếu là CaCO_3) có thể hoà tan trong nước được nên nước có chứa muối của Ca^{2+} có thể làm giảm bớt sự ăn mòn. Vì vậy, muốn phòng ngừa sự ăn mòn, có thể hoà một dung dịch muối loãng và axit để làm cho mặt ngoài bê tông hình thành một loại muối canxi hơi tan để giảm bớt độ ăn mòn hoà tan của $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

- Đối với loại xi măng phổ thông, khi tỷ số $\alpha = 66,88 \text{ C}_3\text{S}/37,72\text{C}_2\text{S}$ càng cao thì càng có tác dụng chống ăn mòn.

Loại xi măng chứa nhiều SiO_2 có phản ứng nhạy với $\text{Ca}(\text{OH})_2$ và sản sinh ra các hợp chất kết tinh ngậm nước (như silicat canxi ngậm nước) hoặc kết tinh bành trướng gây nên sự phá hoại bê tông dựa theo dạng phản ứng.



II. Loại ăn mòn thứ hai

1) Đặc trưng của sự ăn mòn.

Do tác dụng giao hoán giữa các thành phần hoá học có trong nước với bê tông, các chất mới được tạo thành bị hoà tan hoặc bị nước cuốn trôi đi làm cho bê tông mất tính chất kết dính và bị phá hoại dần.

2) Cơ chế của sự ăn mòn.

Sự ăn mòn này là do tác dụng của các cacbonnat axit, các loại axit vô cơ, các chất bazơ và của các loại muối Mg có trong nước với bê tông.

a) Tác dụng của cacbonnat axit:

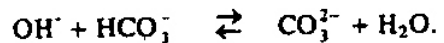
Sự ăn mòn của nước thiên nhiên hầu hết là do các cacbonnat axit gây ra theo phản ứng thuận nghịch.



Muốn cho lượng HCO_3^- trong nước được ổn định, cần phải có một lượng CO_2 nhất định để cho phản ứng đạt đến trạng thái cân bằng.

Lượng CO_2 trong nước tăng lên sẽ tạo điều kiện làm cho lớp màng mỏng CaCO_3 bị hoà tan, đó là lúc nước có tác dụng ăn mòn bê tông. Cụ thể, khi lượng CO_2 vượt quá trị số 15 + 20 mg/l thì các cacbonnat axit sẽ phát huy tác dụng ăn mòn.

Vì lớp CaCO_3 dày có hạn nên khi nó bị hoà tan hết thì Ca(OH)_2 trong xi măng lại lộ ra và tác dụng với HCO_3^- theo phản ứng:



làm cho $\text{Ca(HCO}_3)_2$ sinh thành trong dung dịch biến thành CaCO_3 nếu nước bị luân chuyển thì HCO_3^- sẽ tiếp tục phá hoại lớp CaCO_3 mới được tạo nên và làm tăng thêm sự ăn mòn. Vì vậy, lượng CO_2 càng có nhiều thì sự ăn mòn càng sâu và độ chặt của bê tông càng lớn, nước càng khó ngấm, thì sự ăn mòn càng ít.

b) Tác dụng của axit vô cơ

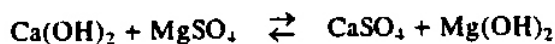
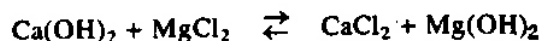
Các axit vô cơ có trong nước cũng là một nguyên nhân của sự ăn mòn. Vì trong nước có chứa nhiều H_2SO_4 , HCl , HNO_3 ,... có nồng độ khác nhau nên tốc độ ăn mòn của chúng đối với bê tông cũng khác nhau. Phần lớn các axit này phá hoại bê tông rất nhanh và triệt để.

Nói chung, trong nước ngầm và nước trên mặt đất hầu như không có axit vô cơ mà chỉ có loại nước ở gần các mỏ, nước bắn do công nghiệp hóa học thải ra mới có nhiều axit vô cơ tự do.

c) Tác dụng của muối Mg

Khi lượng muối Mg ở trong nước > 5000 mg/l thì sẽ phát sinh ra hiện tượng ăn mòn. Trừ loại nước ngầm ở khu đất đặc biệt và nước biển, còn nước ngầm nói chung chỉ có lượng muối Mg rất nhỏ nên không có tính ăn mòn này.

Nếu trong nước có muối Mg, sau khi tiếp xúc với bê tông, thì sẽ phát sinh phản ứng sau đây:



Trước hết, $Mg(OH)_2$ tạo thành 1 lớp mỏng màu trắng ở ngoài mặt hay ở trong các kẽ hở của bê tông rồi dần dần tiến sâu vào trong làm cho cường độ bê tông dần dần bị giảm. Nếu lượng $Mg(OH)_2$ ít thì lớp mỏng này có tác dụng ngăn trở dung dịch có tính ăn mòn xâm nhập vào bê tông.

Nếu trong nước có nhiều $Mg(OH)_2$ thì sẽ phát sinh ra loại ăn mòn hoà tan bằng cách thâm nhập vào bê tông và phản ứng với $Ca(OH)_2$ để gây nên sự phá hoại dần dần.

d) Tác dụng của các dung dịch kiềm:

Bản thân kiềm không có tác dụng ăn mòn bê tông. Nhưng khi bê tông ở trong dung dịch kiềm pha loãng thì sau khi tiếp xúc với không khí, trong bê tông sẽ sản sinh ra các muối Na_2CO_3 kết tinh làm cho cấu trúc của bê tông bị phá vỡ.

Trong dung dịch kiềm đậm đặc, tuy độ hoà tan của $Ca(OH)_2$ có giảm thấp, rõ rệt, nhưng mặt khác, lượng OH^- lại làm cho các ôxyt và silicat bị hoà tan, từ đó dẫn đến sự phá hoại bê tông.

III. Loại ăn mòn thứ ba: ăn mòn bành trướng

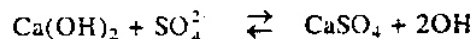
1) Đặc trưng của sự ăn mòn:

Trong các khe hở và ống mao quản của bê tông, dung dịch có tính ăn mòn tác dụng với bê tông tạo ra một số hợp chất kết tinh; những hợp chất này trương nở lên làm tăng lực nở thể tích trong bê tông, từ đó dẫn đến sự phá hoại vì nứt của bê tông. Sự phá hoại này bắt đầu từ trong các ống mao quản rồi dần dần làm cho mặt ngoài của bê tông bị nứt nẻ tương đối lớn.

Trong quá trình phát sinh sự ăn mòn này có cả các tác nhân thuộc loại ăn mòn thứ nhất và thứ hai.

2) Cơ chế của sự ăn mòn:

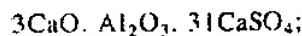
Sự ăn mòn này chủ yếu là do các sunfat (SO_4^{2-}) có phản ứng thế với các cục xi măng nhỏ và tạo thành $CaSO_4$ kết tinh trong các kẽ hở của bê tông:



Muốn cho $CaSO_4$ kết tinh được, cần phải có điều kiện nhất định, cụ thể là nồng độ của $CaSO_4$ trong dung dịch phải đạt đến $20,20 \pm 20,40$ mg/l. Nếu trong dung dịch có $Ca(OH)_2$ thì nồng độ của $CaSO_4$ thấp hơn cũng có thể kết tinh được.

Nếu trong nước có $NaCl$ thì độ hoà tan của $CaSO_4$ lại tăng lên làm cho nó không thể kết tinh được.

Ngoài ra, các muối sunfat còn có tác dụng sinh ra kết tinh phức tạp trong nội bộ bê tông theo dạng:



Những tinh thể này ngậm nước khi kết tinh thành hình hiêm có thể tích bành trướng rất lớn (vào khoảng 2,5 lần) làm phát sinh nội lực rất lớn trong bê tông, từ đó làm cho bê tông bị phá hoại nhanh.

NƯỚC DÙNG ĐỂ TRỘN BÊ TÔNG

(Trích quy phạm kỹ thuật chung và tạm thời về thi công và nghiệm thu công trình kiến thiết cơ bản tập IV: "Thi công và nghiệm thu công trình bê tông và bê tông cốt thép toàn khối" QP-31-68* của Ủy ban kiến thiết cơ bản Nhà nước, trang 35).

Điều 132: Loại nước nào uống được đều có thể dùng để trộn và tưới bảo dưỡng bê tông.

Nước ở các nhà máy công nghiệp chảy ra, ở các ống tháo nước bẩn, ở các hồ ao có nhiều bùn, nước có lẫn dầu mỡ không được phép dùng để trộn và tưới bê tông.

Điều 133: Nước khoáng thiên nhiên có thể dùng để trộn và tưới bê tông thủy công được nếu chỉ số thành phần hoá học của nó thoả mãn các yêu cầu ở bảng 17.

Bảng 17

Chỉ số thành phần hoá học của nước	Đơn vị đo lường	Bê tông của các kết cấu ít cốt thép và cốt thép ở trên khô bê tông dưới nước và bê tông ở vùng mực nước thay đổi	Bê tông trên khô và bê tông của các kết cấu ít cốt thép và cốt thép ở vùng mực nước thay đổi
Tổng lượng các chất muối không quá	mg/l	3.500	5000
Lượng chứa các ion SO ₄ không quá	mg/l	2.700	2740
Độ pH không được nhỏ hơn		4	4

Những chỉ số ghi trong bảng này chỉ thích dụng đối với xi măng poóc-lăng, xi măng pudolan và xi măng poóc-lăng xi.

Điều 134: Đối với các loại xi măng khác, phải gửi mẫu nước tới Viện thí nghiệm để phân chất, đồng thời tiến hành thí nghiệm song song giữa mẫu bê tông dùng nước khoáng thiên nhiên và mẫu bê tông dùng nước uống được, cùng đúc bằng một loại xi măng. Nếu sức bền của mẫu bê tông nước uống thì dùng được.

Điều 135: Nước biển không dùng để đúc bê tông có cốt thép làm việc ở nơi khô ráo.

Đối với những bộ phận công trình nằm dưới nước biển thì có thể dùng nước biển để đúc bê tông cốt thép được miễn là tổng số các chất muối trong nước không quá 35g trong 1 lít nước.

Nước sông có nhiều phù sa cần phải được thí nghiệm để xác minh phẩm chất của nó, nếu phẩm chất đảm bảo mới được dùng.

* Nay đã có tiêu chuẩn Nhà nước TCVN 4506-87 "nước cho bê tông và vữa yêu cầu kỹ thuật" thay thế.

**NHỮNG TIÊU CHUẨN AN MÒN CỦA NƯỚC MÔI TRƯỜNG
ĐỐI VỚI KẾT CẤU BÊ TÔNG VÀ BÊ TÔNG CỐT THÉP**

(Trích trong "Quy trình thiết kế. Các dấu hiệu và tiêu chuẩn ăn mòn của nước môi trường đối với kết cấu bê tông và bê tông cốt thép" QTXD-59-73* của Ủy ban Kiến thiết cơ bản Nhà nước, trang 6-17).

Bảng 1: Những tiêu chuẩn ăn mòn của nước môi trường đối với bê tông cốt thép dùng xi măng poóc-lăng.

Nước được coi là có tính ăn mòn nếu các trị số về dấu hiệu ăn mòn nào đó khác với các trị số ghi trong bảng này (thiên về phía tăng lên hoặc giảm xuống)

Số TT	Dấu hiệu ăn mòn của nước môi trường	Công trình không chịu cột nước ép		Công trình chịu cột nước ép
		Điều kiện nước bao quanh bê tông (môi trường bao quanh)		
		Nơi chứa nước lộ thiên hoặc đất thấm nước trung bình và mạnh (hệ số thấm $\geq 0,1m/ngày đêm)$	Đất thấm nước yếu (hệ số thấm $< 0,1m/ngày đêm)$	Nước bao quanh bê tông trong điều kiện bất kỳ
1	2	3	4	5
1	Độ kiềm bị cacbonnat (tính ăn mòn khử kiềm, tức ăn mòn hoà tan) tính theo mg-đ/l hoặc theo độ nhỏ hơn	1,5 (4 ^o)	không qui định	2 (6 ^o)
2	Chỉ số hydro (tính ăn mòn axit nói chung pH nhỏ hơn	6,5	5	6,5
3	Lượng chứa cacbonnic tự do (tính ăn mòn cacbonnic) tính theo mg/l - lớn hơn	$a[Ca^{2+}] + b$	$a[Ca^{2+}] + b + 40$	$a[Ca^{2+}] + b$
4	Lượng chứa muối magiê (tính ăn mòn magiê) được tính đổi ra ion Mg^{2+} đo bằng mg/l có tính cả lượng chứa ion SO_4^{2-} đo bằng mg/l lớn hơn	$1000 - [SO_4^{2-}]$	$6000 - [SO_4^{2-}]$	$4000 - [SO_4^{2-}]$
	Lượng chứa ion Mg^{2+} trong mọi trường hợp lớn hơn	1000	2000	1000
5	Lượng chứa sunfát (tính ăn mòn sunfát) được tính đổi ra ion SO_4^{2-} đo bằng mg/l - khi lượng chứa ion Cl^- nhỏ hơn 1000 mg/l - lớn hơn.	300	300	250
	Lượng chứa sunfát khi lượng chứa ion Cl^- lớn hơn 1000 mg/l - lớn hơn	$150 + 0,15 Cl^-$	$150 + 0,15 Cl^-$	$100 + 0,15 Cl^-$
	Lượng chứa ion SO_4^{2-} trong mọi trường hợp không lớn hơn.	1000	1000	1000

1	2	3	4	5
6	Lượng chứa muối amoniác (tính ăn mòn amoniác) tính theo mg/l - lớn hơn	1000	1000	1000
7	Lượng chứa kiềm ăn đá (tính ăn mòn kiềm) tính theo mg/l - lớn hơn	50	80	30
8	Lượng chứa Clorua sunfát, nitrat và các muối khác cũng như điều kiện khí hậu nóng (khí, có các bề mặt bay hơi). Tính theo g/l - lớn hơn	10	10	Theo nghiên cứu chuyên môn

Ghi chú: -1) Độ kiềm bị cacbonát được đặc trưng bằng số mg đương lượng/l ion HCO_3^- , 1 mg tương ứng với 2,8 độ Đức.

2) Khi lượng chứa ion Mg^{2+} (ở mục 4 trong bảng) < 500 mg/l thì nước được coi là không ăn mòn.

3) Các trị số a và b (ở mục 3 trong bảng) được lấy theo bảng 5 tùy theo lượng chứa ion Cl^- và SO_4^{2-} .

Bảng 2: Những tiêu chuẩn ăn mòn của nước môi trường đối với bê tông thuộc các kết cấu bê tông cốt thép làm bằng xi măng poóc-lăng puđôlan, xi măng poóc-lăng xi quặng và xi măng poóc-lăng chống sunfát, và xi măng poóc-lăng puđôlan như xi măng poóc-lăng toả nhiệt vữa phải (trong điều kiện nước hao quanh bê tông...)

Loại xi măng	Các dấu hiệu ăn mòn của nước môi trường
1	2
Xi măng poóc-lăng puđôlan, xi măng poóc-lăng xi quặng	Tính ăn mòn sunfát Nước được coi là có tính ăn mòn khi lượng chứa các ion $\text{SO}_4^{2-} > 300$ mg/l (nếu lượng chứa ion $\text{Cl}^- < 1000$ mg/l) khi lượng chứa ion $\text{SO}_4^{2-} > 150 + 0,15 \text{Cl}^-$ (nếu lượng chứa ion $\text{Cl}^- > 1000$ mg/l) và trong mọi trường hợp khi lượng chứa ion $\text{SO}_4^{2-} > 1000$ mg/l
Xi măng poóc-lăng chống sunfát, xi măng poóc-lăng puđôlan chống sunfát, xi măng poóc-lăng xi quặng (có tính chống sunfát cao). Xi măng poóc-lăng toả nhiệt vữa phải	Khi lượng chứa ion $\text{SO}_4^{2-} > 3000$ mg/l (không phụ thuộc vào lượng chứa ion Cl^-) Khi lượng chứa ion $\text{SO}_4^{2-} > 1500$ mg/l (không phụ thuộc vào lượng chứa ion Cl^-) Tính ăn mòn khử kiềm
Xi măng poóc-lăng chống sunfát xi măng poóc-lăng toả nhiệt vữa phải Xi măng poóc-lăng	Được qui định theo bảng 1 như đối với bê tông làm bằng xi măng poóc-lăng

**Bảng 3: Những tiêu chuẩn an môn của nước môi trường đối với bê tông thuộc các kết cấu bê tông và kết cấu bê tông ít cốt thép (có cốt thép phần bố).
Nước được coi là có tính an môn nếu các trị số về dấu hiệu an môn nào đó khác với các trị số ghi trong bảng này (thiên về phía tăng lên hoặc giảm xuống).**

Số TT	Các dấu hiệu an môn của nước môi trường	Công trình không chịu cột nước ép										Công trình chịu cột nước ép		Chú chú				
		Đ/K nước bao quanh BT (môi trường bao quanh)					Đất có hệ số thấm $\mu < 0,1$ m/ngày đêm					Không phụ thuộc vào điều kiện nước bao quanh BT						
		Nơi chứa nước lộ thiên hoặc đất có hệ số thấm $\mu > 0,1$ m/ngày đêm	Đất có hệ số thấm $\mu < 0,1$ m/ngày đêm	Đất có hệ số thấm $\mu < 0,1$ m/ngày đêm	Đất có hệ số thấm $\mu < 0,1$ m/ngày đêm	Đất có hệ số thấm $\mu < 0,1$ m/ngày đêm	Đất có hệ số thấm $\mu < 0,1$ m/ngày đêm	Đất có hệ số thấm $\mu < 0,1$ m/ngày đêm	Đất có hệ số thấm $\mu < 0,1$ m/ngày đêm	Đất có hệ số thấm $\mu < 0,1$ m/ngày đêm	Đất có hệ số thấm $\mu < 0,1$ m/ngày đêm	Đất có hệ số thấm $\mu < 0,1$ m/ngày đêm						
		Kích thước: (chiều dài) d tính (hai) của kết cấu (m)																
1	Độ kiềm bị ô cacbonát (tính an môn khi kiểm tra theo mg-d/l) hoặc độ nhỏ hơn	<0,5	0,5-2,5	4	5	6	7	8	9	10	11	12	1,5	0,5-2,5	>2,5	1,5	1,4	Các trị số tiêu chuẩn này được dùng cho xi măng poóc-lăng và xi măng poóc-lăng sunfat không qui định độ kiềm bị cacbonat đối với xi măng poóc-lăng puđôlan và xi măng poóc-lăng xi quặng đối với tất cả các xi măng.
2	Chỉ số hydro (tính an môn a xét nơi chụp pH- nhỏ hơn	6,5	6,2	6	5,7	5,5	5	4,5	4	4	3,5	3	6,5	6,5	6,5	1	1	
3	Lượng chứa khí các bonic tự do (tính an môn các bonic) tính theo mg/l lớn hơn	a[Ca ²⁺] + b	a[Ca ²⁺] + b	+20	+b	+20	a[Ca ²⁺] + b	a[Ca ²⁺] + b	Không qui định	Không qui định	Không qui định	Không qui định	a[Ca ²⁺] + b	a[Ca ²⁺] + b	a[Ca ²⁺] + b	1	1	
4	Lượng chứa muối magiê (tính an môn magiê) đối ra ion Mg ²⁺ tính theo mg/l có xét tới lượng chứa ion	4000 - [SO ₄ ²⁻]	5000 - [SO ₄ ²⁻]	5000 - [SO ₄ ²⁻]	6000 - [SO ₄ ²⁻]	6000 - [SO ₄ ²⁻]	6000 - [SO ₄ ²⁻]	6000 - [SO ₄ ²⁻]	6000 - [SO ₄ ²⁻]	6000 - [SO ₄ ²⁻]	6000 - [SO ₄ ²⁻]	6000 - [SO ₄ ²⁻]	6000 - [SO ₄ ²⁻]	6000 - [SO ₄ ²⁻]	6000 - [SO ₄ ²⁻]	4000 - [SO ₄ ²⁻]	4000 - [SO ₄ ²⁻]	
	SO ₄ tính theo mg/l - lớn hơn trong môi trường hợp khí lượng chứa ion Mg ²⁺ lớn hơn	1500	2000	25000	2000	2500	3000	3500	4000	1500	2000	2500	3000	3500	4000	1500	2500	

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
5	Lượng chứa sunfat (tính an môn sunfat tính đối ra ion SO_4^{2-} tính theo mg/l): - Khi lượng chứa ion Cl- < 1000 mg/l lớn hơn - Khi lượng chứa ion Cl- > 1000 mg/l lớn hơn	300 150 + 0,15Cl	400 200 + 0,15Cl	500 250 + 0,15Cl	300 150 + 0,15Cl	400 250 + 0,15Cl	500 300 + 0,15Cl	300 150 + 0,15Cl	400 250 + 0,15Cl	500 300 + 0,15Cl	250 100 + 0,15Cl	300 150 + 0,15Cl	400 250 + 0,15Cl	Các trị số tiêu chuẩn này dùng cho xi măng poóc-lăng không chứa sunfat và xi măng poóc-lăng không chứa sunfat cũng như xi măng poóc-lăng xi măng đối với xi măng poóc-lăng chống sunfat và xi măng poóc-lăng chống sunfat cũng như xi măng poóc-lăng xi măng chống sunfat có tính chống sunfat cao thì các tiêu chuẩn về tính bị mòn được áp dụng theo bảng 4
	Trong một lượng hợp khí lượng chứa ion SO_4^{2-} lớn hơn	1000	1200	1500	1000	1200	1500	1000	1200	1500	1000	1100	1200	

Bảng 4

Những tiêu chuẩn ăn mòn sunfát của nước môi trường đối với bê tông của các kết cấu bê tông và kết cấu bê tông ft cốt thép, làm bằng xi măng poóc-lăng chống sunfát và xi măng poóc-lăng xi-quặng.

Nước được coi là có tính ăn mòn, nếu lượng chứa ion SO_4^{2-} tính bằng mg/l vượt quá các trị số ghi trong bảng này (không phụ thuộc và lượng chứa ion Cl^-)

Điều kiện nước bao quanh bê tông (môi trường bao quanh)	Kích thước (chiều dày d nhỏ nhất của kết cấu)	Lượng chứa ion SO_4^{2-} bằng mg/l			
		Công trình không chịu cột nước ép		Công trình chịu cột nước ép	
		xi măng poóc-lăng chống sunfát	Xi măng poóc-lăng puđôlan chống sun fát, xi quặng poóc-lăng xi quặng	Xi măng poóc-lăng chống sunfát	Xi măng poóc-lăng puđôlan chống sunfát, xi măng poóc-lăng xi quặng
Nơi chứa nước lộ thiên hoặc đất có hệ số thấm > 10 m/ngày đêm	< 0,5	3000	4000	2500	3500
	$0,5 \leq d \leq 2,5$	3500	4500	3000	4000
	> 2,5	4000	5000	3500	4500
Đất có hệ số thấm từ 10 đến 0,1 m/ngày đêm và kể cả hai trị số này	< 0,5	3500	4500	3000	4000
	$0,5 \leq d \leq 2,5$	4000	5000	3500	4500
	> 2,5	4500	5500	4000	5000
Đất có hệ số thấm 0,1m/ ngày đêm	< 0,5	4000	5000	3500	4500
	$0,5 \leq d \leq 2,5$	4500	5500	4000	5000
	> 2,5	5000	6000	4500	5500

Ghi chú: Nếu dự định dùng xi măng poóc-lăng xi-quặng không có tính chống sun fát cao (cần xác định điều này bằng các thí nghiệm thích hợp) thì các tiêu chuẩn ăn mòn sun fát đối với loại xi măng có được áp dụng theo bảng 3.

Bảng 5

CÁC TRỊ SỐ "A" VÀ "B" (THEO MỤC 3 CỦA BẢNG 1 VÀ BẢNG 3)

Độ kiềm bị cacbonat		Tổng số lượng chứa ion Cl^- và SO_4^{2-} (m/l)											
		0 ÷ 200		201 ÷ 400		401 ÷ 600		601 ÷ 800		801 ÷ 1000		>1000	
Tính bảng độ	Tính bảng mg/l	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
3	1	0	15										
4	1,4	0,01	16	0,01	17	0,01	17	0	17	0	17	0	17
5	1,8	0,04	17	0,04	18	0,03	17	0,02	18	0,02	18	0,02	18
6	2,1	0,07	19	0,06	19	0,05	18	0,04	18	0,04	18	0,04	18
7	2,5	0,10	21	0,08	20	0,07	19	0,06	18	0,06	18	0,05	18
8	2,9	0,13	23	0,11	21	0,09	19	0,08	18	0,07	18	0,07	18
9	3,2	0,15	25	0,14	22	0,11	20	0,10	19	0,09	18	0,08	18
10	3,60	0,20	27	0,17	23	0,14	21	0,12	19	0,11	18	0,10	18
11	4,0	0,24	29	0,20	24	0,16	22	0,15	20	0,13	19	0,12	19
12	4,3	0,28	32	0,24	26	0,19	23	0,17	21	0,16	20	0,14	20
13	4,7	0,32	34	0,28	27	0,22	24	0,20	22	0,19	21	0,17	21
14	5,0	0,36	36	0,32	29	0,25	26	0,23	23	0,22	22	0,19	22
15	5,4	0,40	38	0,36	30	0,29	27	0,26	24	0,24	23	0,22	23
16	5,7	0,44	41	0,40	32	0,32	28	0,29	25	0,27	24	0,25	24
17	6,1	0,48	43	0,44	34	0,36	30	0,33	26	0,30	25	0,28	25
18	6,4	0,54	46	0,47	37	0,40	32	0,36	28	0,33	27	0,31	27
19	6,8	0,61	48	0,51	39	0,44	33	0,40	30	0,37	29	0,34	28
20	7,1	0,67	51	0,55	41	0,48	35	0,44	31	0,41	30	0,38	29
21	7,5	0,74	53	0,60	43	0,53	37	0,48	33	0,45	31	0,41	31
22	7,8	0,81	55	0,65	45	0,58	38	0,53	34	0,49	33	0,44	32
23	8,2	0,88	58	0,70	47	0,63	40	0,58	35	0,53	34	0,48	33
24	8,6	0,96	60	0,76	49	0,68	42	0,73	37	0,57	36	0,52	35
25	9,0	1,04	63	0,81	51	0,73	44	0,67	39	0,61	38	0,56	37

Phụ lục 4

MỘT VÀI PHƯƠNG PHÁP THÍ NGHIỆM VỀ TÍNH CHẤT LÝ HỌC CỦA NƯỚC

A. Xác định mùi nước:

Mùi của nước có thể là do mùi của các cây cỏ trong nước, của xác động vật bị phân giải và của các chất bẩn có trong nước gây nên.

Nước có thể có mùi tự nhiên hay mùi nhân tạo, mùi tự nhiên của nước là do các chất hữu cơ, các động và thực vật sinh trưởng hoặc bị phân huỷ trong nước hay là do ảnh hưởng

của đất lòng sông, thành giếng gây nên. Mùi nhân tạo là do các nguồn nước công nghiệp, do hoá chất dùng để xử lý nước tạo ra.

I. Phương pháp thí nghiệm

Có thể có 2 thí nghiệm để phân biệt mùi nước:

1) Thí nghiệm ở nhiệt độ bình thường: Lắc chai nước mẫu thật mạnh, mở nhanh nút chai, rồi để mũi sát miệng chai và ngửi.

2) Thí nghiệm sau khi đun ấm nước lên: Rót nước mẫu vào bình nón 100ml; dùng mặt kính đồng hồ đậy miệng bình lại, đặt lên bếp điện để đun nóng khoảng $40 \pm 50^\circ\text{C}$. Sau khi để nguội, lắc và ghé sát mũi vào miệng bình nón rồi ngửi.

II. Cách diễn tả mùi nước

1) Tính chất của mùi nước được diễn đạt theo bảng sau đây:

Ký hiệu	Tính chất của mùi	Nguồn gốc của mùi
A	Thơm	Hương của hoa
B	Bùn	Bùn
	Thối rửa	Nước bẩn, phân v.v.
	Gỗ	Gỗ ẩm ướt, vỏ cây
B	Đất	Đất sét thối rửa
	Mùn	Các loại mồi
P	Tanô	Mùi cá, dầu cá
C	Trứng ung	Hyđrô sun fua (H ₂ S)
T	Cỏ	Mùi cỏ, cỏ khô
H	Không xác định	Không thuộc về 1 loại nào ở trên

2) Cường độ của mùi nước được xác định theo thứ tự như sau:

Ký hiệu	Cường độ	Đặc điểm
0	Không mùi	Không cảm thấy mùi.
1	Rất ít	Người dùng nước không cảm thấy mùi, người có kinh nghiệm thí nghiệm cảm thấy được.
2	Hơi	Bình thường không cảm thấy mùi nhưng nếu đã được báo thì có thể biết được.
3	Dễ biết được rõ	Dễ thấy và khả nghi đối với nước
4	Mạnh	Người thấy rõ, có cảm giác khó chịu, không ăn được.
5	Rất mạnh	Mùi rất mạnh, không dùng để uống được.

III. Ghi chú

1) Khi thí nghiệm, tay chân và quần áo phải đảm bảo không có mùi. Không nên thí nghiệm trong 1 thời gian dài.

2) Đối với nước bẩn của công nghiệp, chỉ cần biết quá trình sản sinh ra nó là có thể xác định được mùi nước.

3) Nếu nước có nhiều mùi phức tạp, chỉ cần xác định mùi nào rõ nhất, nổi bật nhất.

4) Nếu nước có nhiều mùi thối mà lại muốn tìm mùi khác thì cho vài hạt CuSO_4 vào để nó tác dụng với H_2S thành CuS_2 làm cho mất mùi thối đi.

B. Xác định màu sắc của nước:

Màu sắc của nước thiên nhiên là do các thực vật (mùn) các hiện tượng sinh vật hoặc do các tạp chất hữu cơ hay vô cơ hoà tan trong nước gây nên.

Nói chung, nước thường có màu hơi vàng hay vàng nâu.

I. Phương pháp thí nghiệm định tính

1) Để thí nghiệm định tính, người ta dùng nước cất làm dung dịch tiêu chuẩn để so sánh với nước mẫu.

2) Khi thí nghiệm, dùng 2 cốc nhỏ: một cốc đựng 100 ÷ 150ml nước mẫu đã lọc và một cốc khác đựng cùng 1 thể tích nước cất. Sau đó, đem 2 cốc đặt kế nhau rồi quan sát, so sánh.

3) Màu sắc của nước thường được diễn tả định tính bằng các từ: vô sắc, hơi vàng, hơi lục, hơi vàng lục, vàng nhạt, lục nhạt, lục v.v..

II. Phương pháp thí nghiệm định lượng: (phương pháp độ sắc)

1) Phương pháp định lượng dựa theo đặc điểm sau đây:

Khi nước có chứa COCl_2 , H_2O và K_2PtCl_6 thì nó có một màu sắc nhất định. Cường độ màu sắc này thay đổi tùy theo hàm lượng các chất này có nhiều hay ít.

Dựa vào đó, người ta pha sẵn nhiều dung dịch có nồng độ khác nhau, trong đó mỗi dung dịch ứng với 1 màu sắc nhất định, để đem so sánh với nước mẫu.

2) Để pha dung dịch tiêu chuẩn về màu sắc, đem hoà tan 1,246 g K_2PtCl_6 và 1,009 g COCl_2 , H_2O trong 100 ml HCl ($d = 1,19$) rồi đổ thêm nước cất để pha loãng thành 1 lít. Dung dịch này chứa 0,5g Pt/lít có độ màu sắc cực đại biểu thị bằng 500°. Như vậy, mỗi đơn vị độ màu sắc (o) ứng với 1 mg Pt có trong 1 lít dung dịch.

3) Để tiện so sánh màu sắc của nước mẫu, người ta đem pha loãng dung dịch tiêu chuẩn trên vào trong bộ ống độ sắc gồm 13 ống để thành lập thang so màu theo như bảng sau đây:

Ống độ sắc số	Thể tích pha trộn		Tương ứng với độ màu sắc	Ống độ sắc số	Thể tích pha trộn		Tương ứng với độ màu sắc
	Dung dịch T/chuẩn (ml)	Nước cất (ml)			Dung dịch T/chuẩn (ml)	Nước cất (ml)	
1	0	200	0°	8	14	186	35°
2	2	198	5°	9	16	184	40°
3	4	196	10°	10	20	180	50°
4	6	194	15°	11	24	176	60°
5	8	192	20°	12	28	172	78°
6	10	190	25°	13	32	168	80°
7	12	188	30°				

4) Nếu không có K_2PtCl_6 có thể dùng $K_2Cr_2O_7$ và CO_2SO_4 để thay thế theo cách như sau:

Hoà tan 0,0875g $K_2Cr_2O_7$ và 2g CO_2SO_4 vào 1 ít nước cất rồi cho thêm 1ml H_2SO_4 đậm đặc ($d = 1,84$) và dùng nước cất pha loãng thêm thành 1000 ml. Dung dịch này gọi là dung dịch I có độ màu sắc tương đương với độ màu sắc của dung dịch Pt/Co là 500°.

Đem pha loãng 1ml H_2SO_4 ($d = 1,84$) với nước cất thành 1000ml nước có tính a xit. Dung dịch này gọi là dung dịch II.

Cách pha chế thang màu tiêu chuẩn trong bộ 13 ống độ sắc tiêu chuẩn như sau:

Ống độ sắc số	Thể tích pha trộn		Tương ứng với độ màu sắc (°)	Ống độ sắc số	Thể tích pha trộn		Tương ứng với độ màu sắc (°)
	Thể tích dung dịch I (ml)	Thể tích dung dịch II (ml)			Thể tích dung dịch I (ml)	Thể tích dung dịch II (ml)	
1	0	200	0°	8	14	186	35°
2	2	198	5°	9	16	184	40°
3	4	196	10°	10	20	180	50°
4	6	194	15°	11	24	176	60°
5	8	192	20°	12	28	172	78°
6	10	190	25°	13	32	168	80°
7	12	188	30°				

Khi pha chế các dung dịch này, nhất thiết phải có dụng cụ đo lường chính xác.

5) Sau khi pha chế xong, lấy nước mẫu trong suốt (nếu đục thì phải lọc cho trong) đổ vào 1 ống độ sắc nữa đến gần 200ml rồi đặt ống đựng nước mẫu và bộ ống độ sắc tiêu chuẩn lên trên các miếng sứ trắng để quan sát, so sánh. Độ màu sắc của nước mẫu sẽ là độ màu sắc ở ống độ sắc có cùng màu như nước mẫu.

Nếu màu sắc của nước mẫu ở trong khoảng màu sắc ở 2 ống độ sắc tiêu chuẩn nào đó thì cần phải pha lại các dung dịch tiêu chuẩn trong khoảng này một cách chi tiết hơn để so sánh tiếp tục.

Thông thường, nước thiên nhiên có độ màu sắc từ 15 đến 25° và nước ao hồ từ 10 đến 60°.

C. Xác định vị nước:

1) Vị của nước là do vị của các chất muối hoà tan trong nước tạo ra.

Nếu khả nghi nước mẫu thuộc nguồn nước thiếu vệ sinh hoặc ở vùng có bệnh truyền nhiễm thì tuyệt đối không được nếm để thử.

2) Phương pháp thử đơn giản như sau: Đổ khoảng 20 + 25 ml nước mẫu đã lắng trong vào cốc gỗ, rồi ngâm vào miệng khoảng 10 + 15 phút để xác định vị nước nhưng không lọc nước.

3) Kết quả thí nghiệm đơn giản này kết hợp với các kết quả phân tích hoá học cho thấy:

Nếu nước chứa NaCl thì có vị mặn, nếu chứa $CaSO_4$ thì hơi ngọt, chứa $MgSO_4$ thì hơi đắng, nếu chứa nhiều a xit thì chua và nếu lại chứa nhiều muối K thì có vị chất.