

BỘ CÔNG THƯƠNG
TRƯỜNG ĐẠI HỌC CÔNG NGHIỆP QUẢNG NINH



Chủ biên: Ths. Hoàng Thị Kim Anh

Ths. Lê Thị Hạnh

Ths. Nguyễn Thị Như Hoa

Ths. Nguyễn Thị Mai

GIÁO TRÌNH
HÓA HỌC PHÂN TÍCH

DÙNG CHO BẬC ĐẠI HỌC
(LƯU HÀNH NỘI BỘ)

QUẢNG NINH - 2014

LỜI NÓI ĐẦU

Hóa học phân tích chuyên nghiên cứu lý thuyết các phương pháp phân tích định tính, phân tích định lượng và sử dụng các phương pháp đó để xác định thành phần định tính, thành phần định lượng các nguyên tố, các ion, các hợp chất hóa học trong mẫu nghiên cứu. Đồng thời hóa học phân tích còn là khoa học về các phương pháp kiểm tra bằng phân tích hóa học những quá trình hóa lý và kỹ thuật hóa học.

Đối tượng nghiên cứu của hóa học phân tích cực kỳ phong phú và đa dạng. Các mẫu nghiên cứu có thể là hỗn hợp, hợp kim, hợp chất, chất vô cơ, chất hữu cơ, chất tự nhiên, chất nhân tạo,... và có thể ở trạng thái rắn, hay trạng thái lỏng, trạng thái khí. Riêng chỉ trong một lĩnh vực cũng rất đa dạng: Ví dụ phân tích nước thì có: nước ăn, nước sử dụng công nghiệp, nước tự nhiên, nước bề mặt, nước ngầm,...

Hóa học phân tích không những đóng vai trò quan trọng đối với sự phát triển của nhiều ngành khoa học tự nhiên như địa hóa, địa chất, khoáng vật học, vật lý, sinh học, nông hóa, luyện kim, tuyển khoáng, khoa học vũ trụ, pháp y,... mà còn có ý nghĩa đặc biệt to lớn trong sự phát triển của chính bản thân khoa học hóa học. Sự phát triển của hóa học phân tích có tác dụng thúc đẩy sự phát triển của các ngành công nghiệp và khoa học kỹ thuật khác.

Để đáp ứng nhu cầu học tập của sinh viên khối ngành kỹ thuật, đặc biệt sinh viên ngành kỹ thuật tuyển khoáng thuộc trường Đại học Công nghiệp Quảng Ninh, sách tham khảo cho giáo viên và bạn đọc muốn hiểu biết sâu hơn về Hóa học phân tích, chúng tôi biên soạn giáo trình “Hóa học Phân tích”.

Giáo trình Hóa học phân tích được biên soạn với ba phần: Phân tích định tính, phân tích định lượng và phân thực hành. Ở cuối mỗi chương đều biên soạn các câu hỏi lý thuyết và bài tập.

- Phần 1: Phân tích định tính giới thiệu cho sinh viên đại cương về phân tích định tính và hướng dẫn phân tích một số nhóm các cation (I, II, III, IV) và anion (I, II).

- Phần 2: Phân tích định lượng giới thiệu hai phương pháp phân tích: Phân tích hóa học và phân tích hóa lý.

+ Các phương pháp phân tích hóa học: Giới thiệu hai phương pháp: Phân tích thể tích và phân tích định lượng.

+ Các phương pháp phân tích hóa lý: Giới thiệu hai phương pháp: Phân tích điện hóa và phân tích trắc quang.

- Phần 3: Thực hành: Hướng dẫn làm thí nghiệm phân tích định tính và định lượng 1 số mẫu dung dịch.

Việc lựa chọn những kiến thức lý thuyết và bài tập với số lượng và mức độ thích hợp, phù hợp với đối tượng người học đồng thời đáp ứng được những yêu cầu về tính cơ bản và nhất quán của Hóa học Phân tích cũng có khó khăn nhất định. Chúng tôi rất mong nhận được nhiều ý kiến đóng góp của bạn đọc về nội dung của giáo trình để giáo trình được hoàn thiện và phục vụ bạn đọc được tốt hơn.

Quảng Ninh, ngày tháng năm 2014

Nhóm Tác giả

MỤC LỤC

PHẦN A: PHÂN TÍCH ĐỊNH TÍNH.....	1
Chương 1: Mở đầu về phân tích định tính.....	1
1.1. Thuộc thử hóa học.....	1
1.2. Các phản ứng dùng trong phân tích định tính.....	3
1.3. Phương pháp tăng độ nhạy của phản ứng.....	4
1.4. Che và giải che các ion.....	5
1.5. Phân tích riêng lẻ và phân tích hệ thống.....	6
1.6. Sự phân chia các cation và anion thành nhóm phân tích.....	7
Câu hỏi và bài tập.....	9
Chương 2: Phân tích các cation nhóm I	10
2.1. Đặc tính chung.....	10
2.2. Phản ứng của các cation nhóm I	10
2.3. Đường lối phân tích hệ thống các cation nhóm I.....	12
Câu hỏi và bài tập.....	13
Chương 3: Phân tích các cation nhóm II.....	15
3.1. Đặc tính chung.....	15
3.2. Các phản ứng đặc trưng để phát hiện cation nhóm II.....	16
3.3. Đường lối phân tích hệ thống các cation nhóm II.....	19
Câu hỏi và bài tập.....	21
Chương 4: Phân tích các cation nhóm III.....	23
4.1. Tác dụng của thuốc thử.....	23
4.2. Các phản ứng đặc trưng phát hiện cation nhóm III	23
4.3. Đường lối phân tích các cation nhóm III.....	28
Câu hỏi và bài tập.....	30
Chương 5: Phân tích các cation nhóm IV.....	32
5.1. Phản ứng chung của cation nhóm IV.....	32
5.2. Phản ứng đặc trưng phát hiện cation nhóm IV.....	33
5.3. Đường lối phân tích hệ thống cation nhóm IV.....	34
Câu hỏi và bài tập.....	36
Chương 6: Phân tích anion nhóm I.....	38
6.1. Phản ứng đặc trưng phát hiện các anion nhóm I.....	38
6.2. Phân tích hỗn hợp anion nhóm I.....	44
Câu hỏi và bài tập.....	46
Chương 7: Phân tích anion nhóm II.....	47
7.1. Tính chất chung của nhóm.....	47
7.2. Phản ứng đặc trưng phát hiện các anion nhóm II.....	47
7.3. Phân tích hỗn hợp anion nhóm II.....	52
Câu hỏi và bài tập.....	54
PHẦN B: PHÂN TÍCH ĐỊNH LƯỢNG.....	55
I: Các phương pháp phân tích hóa học.....	55
Chương 8: Phương pháp phân tích thể tích.....	55
8.1. Đại cương về phân tích thể tích	55
8.2. Các phương pháp chuẩn độ thể tích	58
Câu hỏi và bài tập.....	75
Chương 9: Phương pháp phân tích khối lượng.....	80
9.1. Đại cương về phân tích khối lượng.....	80

9.2. Phương pháp tạo kết tủa, tách, rửa, sấy và nung kết tủa.....	81
Câu hỏi và bài tập.....	87
II: Các phương pháp phân tích hóa lý.....	89
Chương 10: Phân tích điện hóa.....	89
10.1. Một số khái niệm cơ bản.....	89
10.2. Điện cực.....	90
10.3. Chuẩn độ điện thế.....	94
10.4. Tiêu chuẩn hóa pH và cách xác định pH.....	96
Câu hỏi và bài tập.....	100
Chương 11: Phân tích trắc quang.....	101
11.1. Nguyên tắc chung của phương pháp.....	101
11.2. Định luật cơ bản về sự hấp thụ ánh sáng.....	101
11.3. Các nguyên nhân làm sai lệch định luật.....	105
11.4. Các phương pháp xác định.....	109
Câu hỏi và bài tập.....	111
PHẦN THỰC HÀNH.....	114
Bài TN 1: Giới thiệu những quy tắc, một số dụng cụ và thao tác trong PTN.....	114
1. Một số quy tắc làm việc trong PTN hóa.....	114
2. Công dụng và cách sử dụng một số dụng cụ thủy tinh thông thường.....	114
3. Một số thao tác trong PTN hóa.....	115
4. Thực hành kỹ thuật cân, pha dung dịch.....	116
Bài TN 2: Phân tích và xác định các cation nhóm I.....	118
1. Phân tích riêng lẻ các cation nhóm I.....	118
2. Phân tích hỗn hợp các cation nhóm I.....	119
Bài TN 3: Phân tích và xác định các cation nhóm II.....	120
1. Phản ứng của các cation nhóm II.....	120
2. Phân tích hỗn hợp các cation nhóm II.....	121
Bài TN 4: Phân tích và xác định cation nhóm III.....	123
1. Phân tích riêng lẻ các cation nhóm III.....	123
2. Phân tích hỗn hợp các cation nhóm III.....	126
Bài TN 5: Phân tích và xác định cation nhóm IV.....	127
1. Phản ứng của các cation nhóm IV.....	127
2. Phân tích hỗn hợp các cation nhóm IV.....	128
Bài TN 6: Phân tích và xác định hỗn hợp các cation nhóm I, II, III, IV.....	129
1. Hướng dẫn chung.....	129
2. Sơ đồ phân tích.....	129
3. Quy trình phân tích.....	131
Bài TN 7: Phân tích và xác định anion nhóm I.....	132
1. Phản ứng của ion Cl^-	132
2. Phản ứng của ion Br^- , I^-	132
3. Phản ứng của ion NO_3^-	132
4. Phản ứng của ion SCN^-	133
Bài TN 8: Phân tích và xác định anion nhóm II.....	134
1. Phản ứng của ion SO_4^{2-}	134
2. Phản ứng của ion CO_3^{2-}	134
3. Phản ứng của ion PO_4^{3-}	134
Bài TN 9: Phân tích và xác định hỗn hợp các anion nhóm I và II.....	135
1. Hướng dẫn chung.....	135

2. Sơ đồ phân tích.....	135
3. Quy trình phân tích.....	136
Bài TN 10: Phân tích thể tích theo phương pháp chuẩn độ axit – bazơ.....	137
1. Xác định nồng độ HCl bằng dung dịch NaOH.....	137
2. Xác định nồng độ NaOH bằng dung dịch chuẩn axit oxalic.....	137
Bài TN 11: Phân tích thể tích theo pp oxi hóa – khử và tạo kết tủa.....	138
1. Xác định nồng độ KMnO_4 bằng $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	138
2. Xác định nồng độ HCl bằng dung dịch chuẩn AgNO_3	138
Bài TN 12: Phân tích và xác định một số kim loại nặng trong nước.....	139
1. Cân pha dung dịch chuẩn EDTA 0,01M.....	139
2. Xác định các ion kim loại.....	139
Bài TN 13: Phân tích một số chỉ tiêu của nước.....	141
1. Phân tích một số chỉ tiêu hóa học của nước sinh hoạt và nước thải.....	141
2. Phân tích một số chỉ tiêu nước bề mặt.....	143
Phụ lục: Một số bảng các hằng số quan trọng thường dùng.....	147
Tài liệu tham khảo	

PHẦN A: PHÂN TÍCH ĐỊNH TÍNH

Chương 1

MỞ ĐẦU VỀ PHÂN TÍCH ĐỊNH TÍNH

1.1. Thuốc thử hóa học

1.1.1. Khái niệm – Phân loại thuốc thử

Thuốc thử hóa học là những chất khi tương tác với chất nghiên cứu sẽ tạo nên chất mới có các tính chất đặc trưng.

Ví dụ: Dimetyl glyoxim là thuốc thử đặc trưng nhất đối với ion Ni^{2+} trong môi trường amoni, nó tạo với ion này kết tủa tinh thể dimetyl-glyoximat niken có màu hồng đỏ.

Các thuốc thử dùng trong phòng thí nghiệm phân tích được chia thành thuốc thử đặc trưng, thuốc thử chọn lọc và thuốc thử nhóm. Các thuốc thử đặc trưng dùng để phát hiện ion phải tìm khi có các ion khác. Các thuốc thử chọn lọc phản ứng với một số có hạn các ion riêng biệt, còn thuốc thử nhóm phản ứng với tất cả các ion trong nhóm.

Các thuốc thử dùng trong phòng phân tích phải đạt được các yêu cầu chủ yếu sau: độ tinh khiết cao, độ nhạy cao và có tính đặc trưng.

1.1.2. Một số lưu ý khi sử dụng thuốc thử

Trong phân tích định tính các chất vô cơ, ta có thể sử dụng những thuốc thử vô cơ và hữu cơ.

Các thuốc thử vô cơ thường được pha trong nước cất có nồng độ phù hợp với các yêu cầu phân tích. Khi sử dụng các thuốc thử vô cơ cần chú ý:

1. Một số thuốc thử bị ánh sáng phân tích như: AgNO_3 , H_2O_2 , KMnO_4 ... thì phải đựng trong các lọ thủy tinh màu nâu, đen và pha với nồng độ loãng.

2. Một số chất kiềm như: NaOH , KOH , NH_4OH ... dễ hấp thụ CO_2 trong không khí tạo thành muối cacbonat. Để hạn chế quá trình này các dung dịch kiềm đựng trong bình kín, tốt nhất là có bộ phận lọc khí CO_2 .

3. Các thuốc thử có tính khử mạnh như Fe^{2+} , SnCl_2 ,... trong không khí dễ bị oxy hoá lên trạng thái hoá trị cao hơn làm mất tính khử. Vì vậy trước khi sử dụng phải kiểm tra lại.

4. Dung dịch $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ là dung dịch không màu để lâu sẽ chuyển thành màu vàng do tạo thành polysulfua đồng thời nó cũng có khả năng hấp thụ CO_2 . Vì vậy phải dùng $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ mới điều chế.

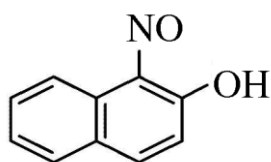
5. Không để cho chất này lẫn với chất kia, sẽ gây khó khăn cho quá trình phân tích.

Trước kia, khi phân tích các chất vô cơ người ta dùng chủ yếu các thuốc thử vô cơ, về sau việc dùng các thuốc thử hữu cơ được mở rộng rất nhanh và được dùng rộng rãi. Đặc điểm cơ bản của thuốc thử hữu cơ là có độ nhạy cao và có tác dụng chọn lọc, đặc điểm đó cho phép dùng chúng để phát hiện một số ion khi có mặt các ion khác. Có những hỗn hợp không thể phân tích được bằng thuốc thử vô cơ, nhưng bằng thuốc thử hữu cơ lại có thể phân tích được.

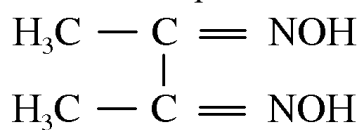
1.1.3. Một số thuốc thử hữu cơ thông dụng

Ngày nay người ta đã tổng hợp được nhiều thuốc thử hữu cơ, dưới đây giới thiệu một số thuốc thử thông dụng nhất.

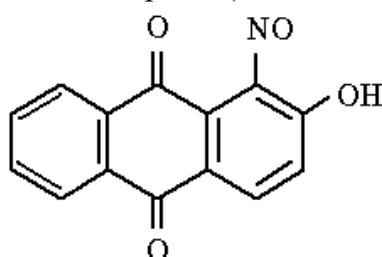
1. α - nitrozo - β - naphthol làm thuốc thử đối với Co^{2+} .



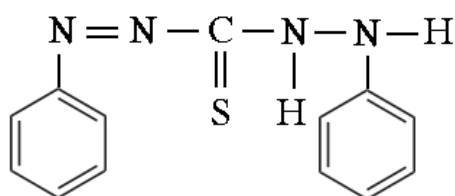
2. Dimethylglyoxim thuốc thử để phát hiện Ni^{2+} .



3. Alizarin (1,2 - dioxiantraquinon): Thuốc thử với Al^{3+} .

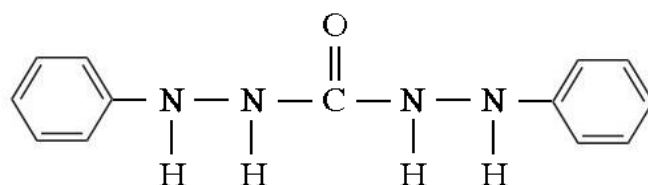


4. Đithizon (diphenylthiocacbazon): Thuốc thử đối với Cu^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} ...

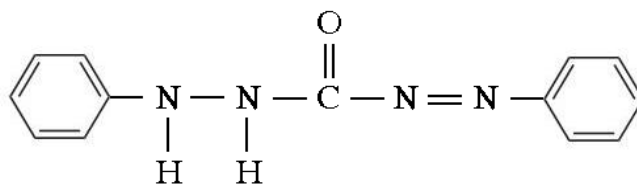


5. thuốc đối với Hg^{2+} , Cr^{3+} .

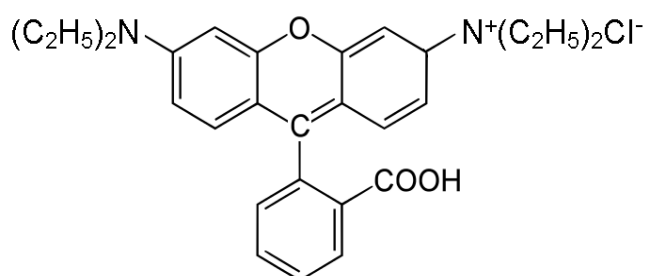
Điphenylcacbazit: Thuốc



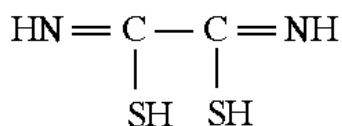
6. Diphenylcacbazon: Thuốc thử đối với Hg^{2+} , Ag^+ .



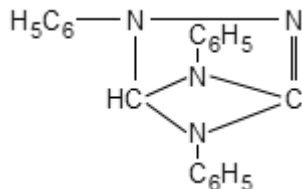
7. Rodamin B: Thuốc thử phát hiện Sb^{5+} .



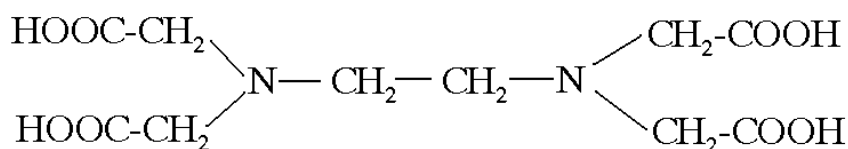
8. Axit rubeanic: Thuốc thử đối với Cu^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} .



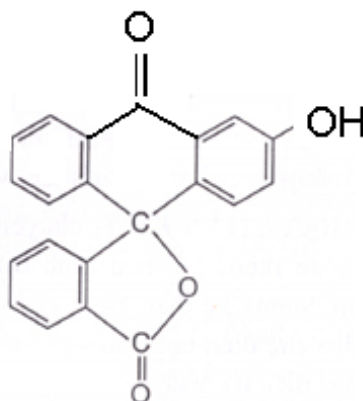
9. Nitron : Thuốc thử đối với NO_3^- và ClO_4^-



10. EDTA (muối đinatri của axit êtylêndiamin tetraaxêtic complexon III).
Thuốc thử này tạo phức bền cho đa số các ion kim loại ở pH xác định của dung dịch.



11. Fluoretxein: Thuốc thử phát hiện Br^-



1.2. Các phản ứng dùng trong phân tích định tính

1.2.1. Phản ứng phân tích chung và riêng

1.2.1.1. Phản ứng chung: dùng để dự đoán nhóm ion cần xác định.

Ví dụ: các cation Ba^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} đều tác dụng với ion CO_3^{2-} tạo thành các kết tủa BaCO_3 , CaCO_3 và SrCO_3 có màu trắng.

1.2.1.2. Phản ứng riêng: là phản ứng đặc trưng cho ion cần xác định.

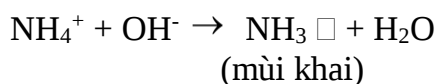
Ví dụ: Trong môi trường amoni, ion Ni^{2+} tác dụng với đimetyl glyoxim tạo thành kết tủa tinh thể đimetyl glyoximat có màu đỏ hồng.

1.2.2. Phản ứng phát hiện và phản ứng tách các ion

1.2.2.1. Phản ứng phát hiện: (phản ứng nhận biết) là phản ứng đặc trưng cho ion cần xác định. Những phản ứng này thường kèm theo biến đổi bề ngoài như tạo thành chất kết tủa, hòa tan kết tủa, thoát khí, đổi màu dung dịch, có mùi ... mà ta có thể quan sát được dễ dàng.

Ví dụ:





Phản ứng đặc trưng có ý nghĩa thực tiễn đối với phân tích định tính, phản ứng đặc trưng có độ nhạy và tính chọn lọc càng cao thì càng có lợi cho thực hành phân tích. Độ nhạy của phản ứng phụ thuộc vào điều kiện tiến hành phản ứng như: môi trường, nhiệt độ, các ion cản trở...

1.2.2.2. Phản ứng tách: dùng để tách ion, nhóm ion này ra khỏi ion, nhóm ion khác bằng thuốc thử đặc trưng hay thuốc thử nhóm.

1.3. Phương pháp tăng độ nhạy của phản ứng

Đối với những mẫu nghiên cứu có hàm lượng cần xác định 10^{-5} - $10^{-6}\%$ không phải lúc nào cũng xác định được ngay cả khi dùng các phương pháp có độ nhạy cao. Vì vậy cách làm tăng độ nhạy của phản ứng có ý nghĩa rất lớn đối với hoá học phân tích. Có nhiều phương pháp làm tăng độ nhạy của phản ứng nhưng ở đây chỉ trình bày phương pháp làm tăng nồng độ của chất đã cho trong dung dịch bằng một số phương pháp đơn giản.

1.3.1. Phương pháp cộng kết

Cộng kết là phương pháp làm giàu đơn giản và có hiệu quả. Người ta thêm một lượng nhỏ chất lạ (cation hoặc anion) vào dung dịch phân tích và kết tủa nó dưới dạng hợp chất khó tan trong bằng thuốc thử thích hợp. Lượng rất nhỏ của ion cần xác định trong dung dịch sẽ bị cộng kết lên kết tủa đó.

Các chất cộng kết có thể là các chất vô cơ như $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, ... Hay các chất hữu cơ như: methyl tím, methyl da cam, các rôdamin,

Các chất cộng kết hữu cơ có nhiều ưu điểm hơn so với các chất cộng kết vô cơ:

- Chúng dễ bị tro hoá, nên có thể nhận được các nguyên tố cộng kết dưới dạng tinh khiết.

- Có tính chọn lọc cao.

1.3.2. Phương pháp chiết

Có nhiều chất tan ít trong nước, nhưng tan nhiều trong chất hữu cơ, nên người ta chọn dung môi hữu cơ thích hợp để rút chất cần thiết khỏi nước. Quá trình này gọi là chiết. Chất hòa tan trong nước và trong dung môi hữu cơ, được phân bố giữa hai lớp chất lỏng không trộn lẫn nhau đó. Tại một nhiệt độ, tỷ số nồng độ (C) trong hai chất lỏng, bằng một hằng số.

$$\frac{C_1}{C_2} = K$$

Ở đây K được gọi là hệ số phân bố và biểu thức này là biểu thức toán học của định luật phân bố Nernst và là cơ sở của phương pháp chiết.

Khi chọn dung môi hữu cơ cần đảm bảo sao cho chất cần xác định tan nhiều trong nó, còn các hợp phần khác của sản phẩm phân tích hòa tan ít hoặc hoàn toàn không bị hòa tan. Muốn chiết được hết chất cần xác định ta có thể lặp lại quá trình chiết vài lần với lượng dung môi hữu cơ giảm dần.

Để tách chất dưới dạng tinh khiết, người ta làm bay hơi dung môi hữu cơ, sấy khô, cất hoặc kết tinh phần chiết.

Phương pháp chiết có một số ưu điểm sau:

- Có thể chiết rút chất cần xác định từ những dung dịch loãng, tức là làm tăng độ nhạy của phương pháp.

- Sự cộng kết không xảy ra, chất bị chiết được tách dưới dạng tinh khiết.

- Hầu như có thể tách hoặc phân chia các chất khó hoặc không thể tách bằng các phương pháp khác.

Phương pháp chiết không những ứng dụng trong hóa học phân tích mà còn ứng dụng trong nhiều lĩnh vực khác.

1.4. Che và giải che các ion

1.4.1. Che các ion ngăn cản

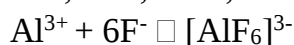
Trong quá trình thực hiện phân tích, thường gặp phải những phản ứng phụ làm phức tạp quá trình phân tích. Nguyên nhân là do thuốc thử vừa tác dụng với chất cần xác định vừa tác dụng với ion lạ có trong dung dịch phân tích. Hiện tượng này không những làm giảm độ nhạy của phản ứng mà còn ảnh hưởng tới kết quả phân tích.

Để khắc phục được tác hại này, ta phải loại trừ ảnh hưởng của ion lạ bằng cách dùng chất tạo phức, các chất oxy hóa, khử, ... Phương pháp này gọi là che các ion ngăn cản.

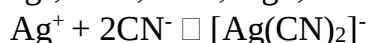
Các chất dùng để che có thể là chất vô cơ tiêu biểu như các muối xianua, thioxianat, florua, photphat,... của kim loại kiềm hay amoni; các chất hữu cơ tiêu biểu như các axit tataric, citric, oxalic, salisilic, các complexon.

Ví dụ về che ion ngăn cản bằng cách tạo phức:

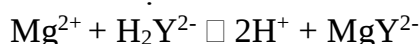
- Che Ge^{4+} , Al^{3+} , Be^{2+} , ...



- Che Ag^+ , Co^{2+} , Co^{3+} , Hg^{2+} , ...



- Che các kim loại kiềm thổ:



Ở đây H_2Y^{2-} là ký hiệu của ion EDTA.

Ví dụ che bằng cách dùng chất khử.

Khi cho Co^{2+} tác dụng với NH_4SCN , chất màu xanh sáng xuất hiện:



Nhưng nếu có mặt Fe^{3+} thì tạo thành $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ màu đỏ máu do đó phức màu xanh của Co^{2+} không rõ ràng. Để che Fe^{3+} bằng cách khử nó xuống Fe^{2+} bằng chất khử như SnCl_2 :

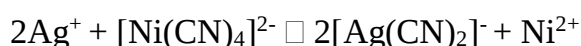


Ion Fe^{2+} không gây cản trở tới việc xác định Co^{2+} .

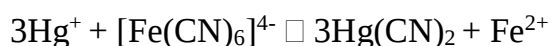
1.4.2. Giải che các ion bị che

Muốn chuyển ion đã bị che thành ion tự do phương pháp hay được dùng là cho ion bị che tác dụng với thuốc thử, thuốc thử này tạo với phối tử của ion phức một phức chất bền hơn, hoặc một kết tủa, một chất điện ly yếu v.v... Như vậy quá trình ngược với sự che là phân hủy ion phức gọi là sự giải che. Dưới đây là một số ví dụ:

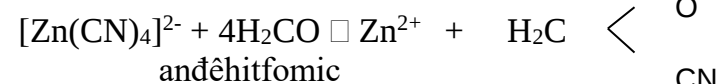
- Giải che Ni^{2+}



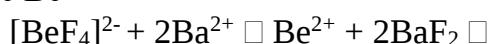
- Giải che Fe^{2+}



- Giải che Zn^{2+}



- Giải che Be^{2+}



Phương pháp che và giải che các ion đã bị che được ứng dụng rộng rãi trong hóa học phân tích và có ý nghĩa thực tế; song khi thực hiện các phương pháp này phải chú ý tới các yếu tố ảnh hưởng, quan trọng nhất là pH của môi trường.

1.5. Phân tích riêng lẻ và phân tích hệ thống

1.5.1. Phân tích riêng lẻ

Phương pháp phân tích dựa trên việc dùng những phản ứng đặc trưng nhờ đó có thể phát hiện các ion cần tìm trong những phần riêng của dung dịch đầu, không cần dùng hệ thống phân tích gọi là phân tích riêng lẻ.

Đối với những mẫu phân tích phức tạp việc phân tích riêng lẻ gặp rất nhiều khó khăn, còn đối với những mẫu nghiên cứu có thành phần không phức tạp hoặc đã biết sơ bộ thành phần của hỗn hợp, hoặc chỉ cần phát hiện một ion đã cho trong hỗn hợp thì có thể phân tích riêng lẻ. Trong phương pháp phân tích riêng lẻ người ta thường dùng những thuốc thử đặc trưng có tính chọn lọc và độ nhạy cao để nhận biết ion đã cho khi có mặt các ion khác. Nhưng trong nhiều trường hợp sự có mặt của các ion khác sẽ cản trở phép phân tích riêng lẻ, vì vậy phải tách trước ion cần xác định hoặc tách các ion cản trở.

1.5.2. Phân tích hệ thống

Có thể tiến hành phân tích toàn diện đối tượng nghiên cứu bằng cách thực hiện theo một trật tự xác định việc phát hiện các ion riêng biệt.

Phương pháp này gọi là phương pháp phân tích hệ thống.

Khi tiến hành phân tích hệ thống, người ta tách các nhóm ion riêng biệt ra khỏi hỗn hợp phân tích.

Dựa vào tính chất hóa học hay hóa lý của các chất mà xây dựng nên các hệ thống phân tích khác nhau. Ví dụ:

a) *Hệ thống phân tích định tính "axit-bazơ"*

Vệc phân chia các cation thành nhóm trong phương pháp axit-bazơ dựa vào tính chất của sản phẩm do chúng tác dụng với axit và bazơ sinh ra.

Tất cả các cation được chia thành 6 nhóm.

Cation nhóm axit:

I. Nhóm kết tủa với HCl loãng, gồm các cation bạc, thủy ngân (I) và chì.

II. Nhóm kết tủa với H_2SO_4 loãng gồm các cation bari, canxi, stronti (và có cả Pb^{2+})

Cation nhóm bazơ:

III Nhóm tạo hydroxyt lưỡng tính tan trong kiềm, gồm các cation nhôm, crôm, thiếc, kẽm.

IV. Nhóm tạo hydroxyt không tan trong kiềm, gồm các cation magie, mangan, sắt, bismut và ăngtimon.

V. Nhóm tạo phức với NH_4OH gồm các cation đồng, coban, niken, cadimi và thủy ngân (II).

Cation không có thuốc thử nhóm

VI. Nhóm này gồm các cation Kali, natri, và amoni vì đa số muối của chúng đều tan trong nước.

b) *Hệ thống phân tích định hình H_2S*

Việc phân tích cation của các nguyên tố thành nhóm trong phương pháp H_2S chủ yếu dựa vào khả năng tạo thành các muối sunfua có độ tan thay đổi tùy theo độ axit của dung dịch. Tất cả các ion được chia thành 6 nhóm.

1. Nhóm I kết tủa với HCl loãng, gồm cation bạc, chì, thủy ngân (I).

2. Nhóm II kết tủa với H_2S từ dung dịch có độ axit rất cao (pH δ 0,5) gồm cation asen (III) và (V), ăngtimon (III) và (V) thiếc (II) và (IV), bismut, cadimi, đồng (II), thủy ngân (II). Ngoài ra chì cũng tìm được nhóm này, vì clorua chì tan nhiều nên không tách hết được ở nhóm trên.

Nhóm này lại được chia thành hai phân nhóm:

- Phân nhóm IIA, gồm các sunfua axit của asen, antimon, thiếc. Các sunfua này tan trong amonisunfua hay polysunfua tạo thành các muối thio.

- Phân nhóm IIB, gồm các sunfua bazơ của bitmut, cadimi, chì, đồng (II), thủy ngân (II). Các sunfua này không tan trong amoni sunfua hay Polysunfua.

3. Nhóm III kết tủa với NH_4OH (có lẫn NH_4Cl) gồm cation nhôm, crôm, sắt.

4. Nhóm IV kết tủa với $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ gồm cation kẽm, mangan, coban, niken...

5. Nhóm V kết tủa với $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, gồm cation bari, canxi, stronti.

6. Nhóm VI không có thuốc thử nhóm, gồm cation kali, natri, amoni, magie. Rất nhiều muối của cation nhóm này dễ tan trong nước. Vì vậy khi tách 5 nhóm trên, cation nhóm VI vẫn còn trong dung dịch.

Trong hai hệ thống phân tích trên, mỗi hệ thống đều có những ưu nhược điểm nhất định. Vì vậy người ta có thể kết hợp hai hệ thống phân tích trên thành những hệ thống phân tích mới. Đối với các trường Đại học kỹ thuật số giờ học phân tích định tính không nhiều nên không hy vọng phân tích được nhiều cation mà chỉ giới hạn trong số các cation quan trọng, phổ biến. Ở đây chúng tôi chỉ giới thiệu hệ thống phân tích mà đã được giảng dạy ở trường Đại học Công nghiệp Quảng Ninh.

1.6. Sự phân chia các cation và anion thành nhóm phân tích.

Trong phân tích định tính các chất vô cơ, người ta chủ yếu nghiên cứu các dung dịch muối axit, bazơ trong nước. Do đó giới hạn phân tích là tìm các ion mà không tìm nguyên tố hay các hợp chất của chúng.

Dựa vào tính tan khác nhau của các cation và anion với các thuốc thử mà phân chia thành các nhóm cation và amion.

1.6.1. Phân nhóm cation

Các cation được phân làm năm nhóm:

1. Nhóm phân tích I: Gồm các cation Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}

Các cation này tạo kết tủa clorua khi tác dụng với dung dịch HCl loãng, và thuốc thử nhóm là HCl .

2. Nhóm phân tích II: Gồm các cation Fe^{3+} , Bi^{3+} , Sb^{3+} , Sb^{5+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} , Al^{3+} , Cr^{3+} ... Các cation nhóm này đều tạo kết tủa hoàn toàn dưới dạng hydroxyt khi cho tác dụng với hỗn hợp thuốc thử $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$. Vì vậy thuốc thử nhóm là hỗn hợp $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$.

3. Nhóm phân tích III: Gồm các cation Cu^{2+} , Cd^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} , Zn^{2+} , Mn^{2+} ... Các cation này có khả năng tạo thành phức chất anioniacat tan.

Nhưng các cation này tạo kết tủa hoàn toàn khi tác dụng với thuốc thử $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ trong môi trường NH_4OH . Thuốc thử nhóm là $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.

4. Nhóm phân tích IV: Gồm các cation Ba^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} ... có khả năng tạo thành kết tủa cacbonat hay sunfat nên thuốc thử nhóm là $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ hay H_2SO_4 .

5. Nhóm phân tích V: gồm K^+ , Na^+ , NH_4^+ , Mg^{2+} . Đa số các muối của chúng là dễ tan nên không có thuốc thử nhóm. Riêng Mg^{2+} căn cứ vào tính chất chung có thể xếp vào nhóm IV hay V.

1.6.2. Phân chia nhóm anion

Sự phân chia các anion thành các nhóm dựa trên mối quan hệ của chúng với các thuốc thử khác nhau như: Dung dịch các muối bari, bạc, chì và các muối khác, các axit, các chất oxy hóa, các chất khử,... Với các thuốc thử đó các anion tạo thành kết tủa ít tan, các chất khí, và các hợp chất có màu đặc trưng.

Đến nay có nhiều hệ thống phân loại anion khác nhau, nhìn chung chưa được chặt chẽ và chưa có sự phân loại anion nào được mọi người thừa nhận.

Để tìm anion người ta thường tiến hành phân tích riêng hơn là phân tích hệ thống, trừ một số anion cần phải phân tích theo hệ thống vì bị các anion khác cản trở:

Trong tài liệu này chỉ giới thiệu một số anion: Cl^- , Br^- , I^- , SCN^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , NO_3^- , NO_2^- , PO_4^{3-} , SiO_3^{2-} , SO_3^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.

Với những anion trên được chia làm hai nhóm:

Nhóm I: Gồm các anion Cl^- , Br^- , I^- , SCN^- , NO_3^- , NO_2^- các anion này không tạo kết tủa với Ba^{2+} .

Nhóm II: Gồm các anion SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SiO_3^{2-} , SO_3^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ các anion này tạo kết tủa với Ba^{2+} .

CÂU HỎI VÀ BÀI TẬP

1. Thuốc thử hóa học là gì? Có mấy loại thuốc thử? Cho ví dụ minh họa?
2. Các yêu cầu đối với thuốc thử là gì? Khi sử dụng thuốc thử hóa học vô cơ và hữu cơ phải chú ý những gì?
3. Trong phân tích định tính có mấy loại phản ứng? Cho ví dụ minh họa?
4. Thế nào là phản ứng chung? Phản ứng riêng? Cho ví dụ minh họa?
5. Thế nào là phản ứng tách? Phản ứng nhận biết? Cho ví dụ minh họa?
6. Để tăng độ nhạy của phản ứng người ta sử dụng những biện pháp phổ biến nào? Cho ví dụ minh họa?
7. Thế nào là phương pháp cộng kết? Ưu, nhược điểm và những lưu ý của phương pháp này?
8. Thế nào là phương pháp chiết? Ưu, nhược điểm và những lưu ý của phương pháp này? Và làm thế nào để chiết tốt nhất chất cần xác định ra khỏi dung dịch phân tích?
9. Che và giải che ion nghĩa là gì? Cho ví dụ minh họa?
10. Phân tích riêng lẻ là gì? Phân tích hệ thống là gì? Cho ví dụ minh họa?
11. Các cation được phân chia thành mấy nhóm? Thuốc thử của mỗi nhóm là gì?
12. Các anion được phân chia thành mấy nhóm? Thuốc thử đặc trưng cho mỗi nhóm?
13. Hãy nêu một số điểm chú ý khi sử dụng thuốc thử vô cơ? Nêu những ưu điểm của thuốc thử hữu cơ so với thuốc thử vô cơ?
14. Người ta chia thành hệ thống phân tích định tính axit – bazơ và phương pháp định tính H_2S dựa trên những đặc điểm gì?
15. Tại sao phải tăng độ nhạy của phản ứng? Nêu các phương pháp tăng nồng độ của chất đã cho trong dung dịch?

Chương 2
PHÂN TÍCH CÁC CATION NHÓM I (Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+})
Thuốc thử nhóm: Dung dịch HCl 6N

2.1. Đặc tính chung

Các cation nhóm I tạo kết tủa với đa số axit vô cơ và bazơ. Nhưng chỉ có axit clohydric loãng tạo được với các cation này những kết tủa ít tan trong nước, trong axit loãng mà không phản ứng với cation của các nguyên tố khác. Vì vậy axit clohydric được dùng làm thuốc thử nhóm để tách các cation nhóm này ra khỏi các cation nhóm khác.

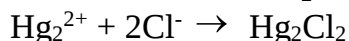
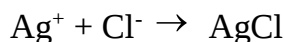
Phân biệt các kết tủa clorua của các cation nhóm I:

- Kết tủa PbCl_2 tan trong nước nóng, còn AgCl , Hg_2Cl_2 thì không tan.
- Kết tủa Hg_2Cl_2 không tan trong amoniac, còn AgCl tan trong amoniac do tạo phức amoniacat ($\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$).

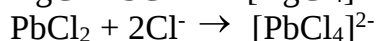
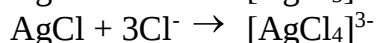
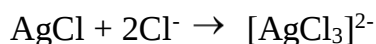
2.2. Phản ứng của các cation nhóm I

2.2.1. Tác dụng với axit HCl và muối clorua tan

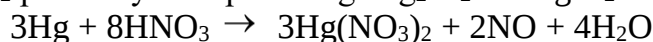
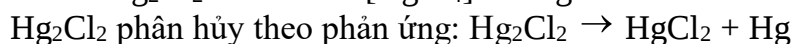
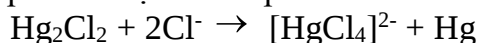
Đều tạo kết tủa clorua có màu trắng:



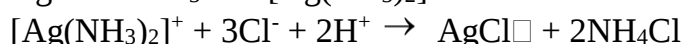
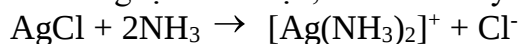
- AgCl và PbCl_2 không tan trong HNO_3 nhưng tan một ít trong HCl đặc do tạo thành phức chất:



- Hg_2Cl_2 tan được trong HNO_3 và trong HCl đặc hay dung dịch muối clorua đặc thì cũng tan một phần do tạo thành phức chất:

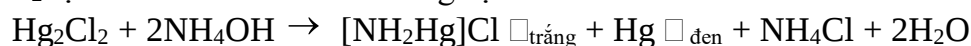


- AgCl tạo phức tan trong dung dịch amoniac, khi axit hóa dung dịch thu được bằng HNO_3 thì kết tủa trắng lại xuất hiện, tính chất này dùng để tách Ag^+ ra khỏi cation nhóm I:



- PbCl_2 có độ tan thay đổi theo nhiệt độ, nó tan hoàn toàn trong nước nóng, tính chất này dùng để tách Pb^{2+} ra khỏi hỗn hợp kết tủa clorua nhóm I.

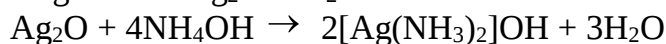
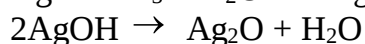
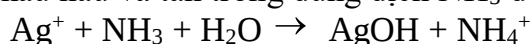
- Hg_2Cl_2 tạo kết tủa xám đen với dung dịch amoniac:



Đây cũng là tính chất khác nhau giữa AgCl và Hg_2Cl_2 được dùng để tách chúng ra khỏi nhau.

2.2.2. Tác dụng với dung dịch NH_3

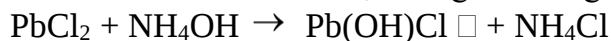
- Với Ag^+ , ban đầu tạo kết tủa màu trắng AgOH , kết tủa này nhanh chóng chuyển thành Ag_2O màu nâu và tan trong dung dịch NH_3 dư do tạo phức tan:



- Với Hg_2^{2+} tạo thành hợp chất amino thủy ngân màu trắng và thủy ngân kim loại màu đen:

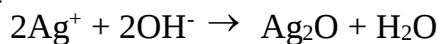


- Với Pb^{2+} tạo muối bazơ kết tủa, không tan trong thuốc thử dư:

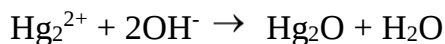


2.2.3. Tác dụng với dung dịch kiềm

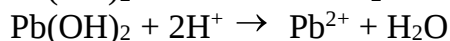
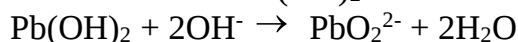
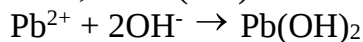
- Với Ag^+ tạo kết tủa màu nâu, không tan trong kiềm dư, nhưng tan trong HNO_3 và trong dung dịch amoniac:



- Với Hg_2^{2+} tạo kết tủa màu đen, không tan trong kiềm dư nhưng tan trong HNO_3 và CH_3COOH :

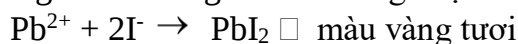


- Với Pb^{2+} , ban đầu tạo kết tủa màu trắng, kết tủa này tan trong kiềm dư tạo thành ion plumbit PbO_2^{2-} , do Pb(OH)_2 có tính chất lưỡng tính:



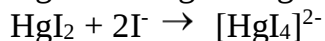
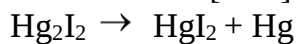
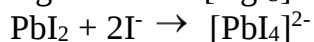
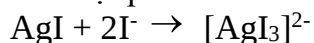
2.2.4. Tác dụng với dung dịch KI

Đều tạo kết tủa iotua có màu khác nhau:



Chỉ có PbI_2 tan trong nước nóng, khi để nguội lại xuất hiện kết tủa tinh thể óng ánh như kim nhũ.

Khi dư KI một phần kết tủa này sẽ tan dưới dạng phức chất:



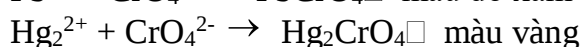
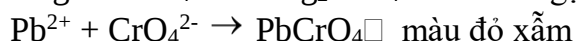
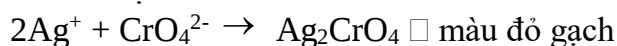
2.2.5. Tác dụng với dung dịch K_2CrO_4 hay $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Trong dung dịch bicromat có cân bằng:

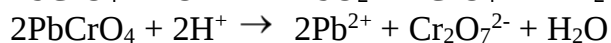


Da cam Vàng

Cation nhóm I tạo kết tủa với ion cromat:

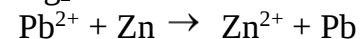
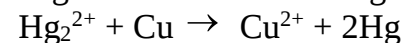
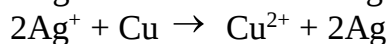
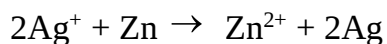


Ag_2CrO_4 không tan CH_3COOH , nhưng tan trong HNO_3 và dung dịch NH_3 . Hg_2CrO_4 không tan trong các dung dịch kiềm và các axit vô cơ loãng. PbCrO_4 tan trong kiềm mạnh và axit mạnh (HNO_3 , HCl ...)

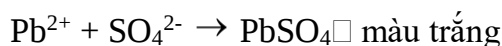


2.2.6. Tác dụng với một số chất khác

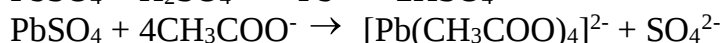
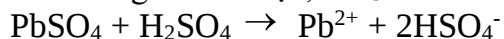
a. Tác dụng với Zn, Cu kim loại, riêng Hg kim loại tạo ra hòa tan ngay đồng, kẽm kim loại dư tạo thành hỗn hợp sáng trắng. Khi đun nóng, thủy ngân bay ra nên phải làm thí nghiệm trong tủ hút.



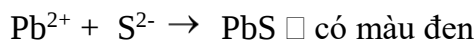
b. Tác dụng với H_2SO_4 và muối sunfat:



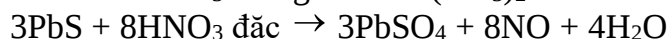
Kết tủa tan trong H_2SO_4 đặc, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ và kiềm mạnh:



c. Tác dụng với muối sunfua:



PbS không tan trong HCl hay H_2SO_4 loãng, nhưng tan trong HNO_3 loãng và đặc:

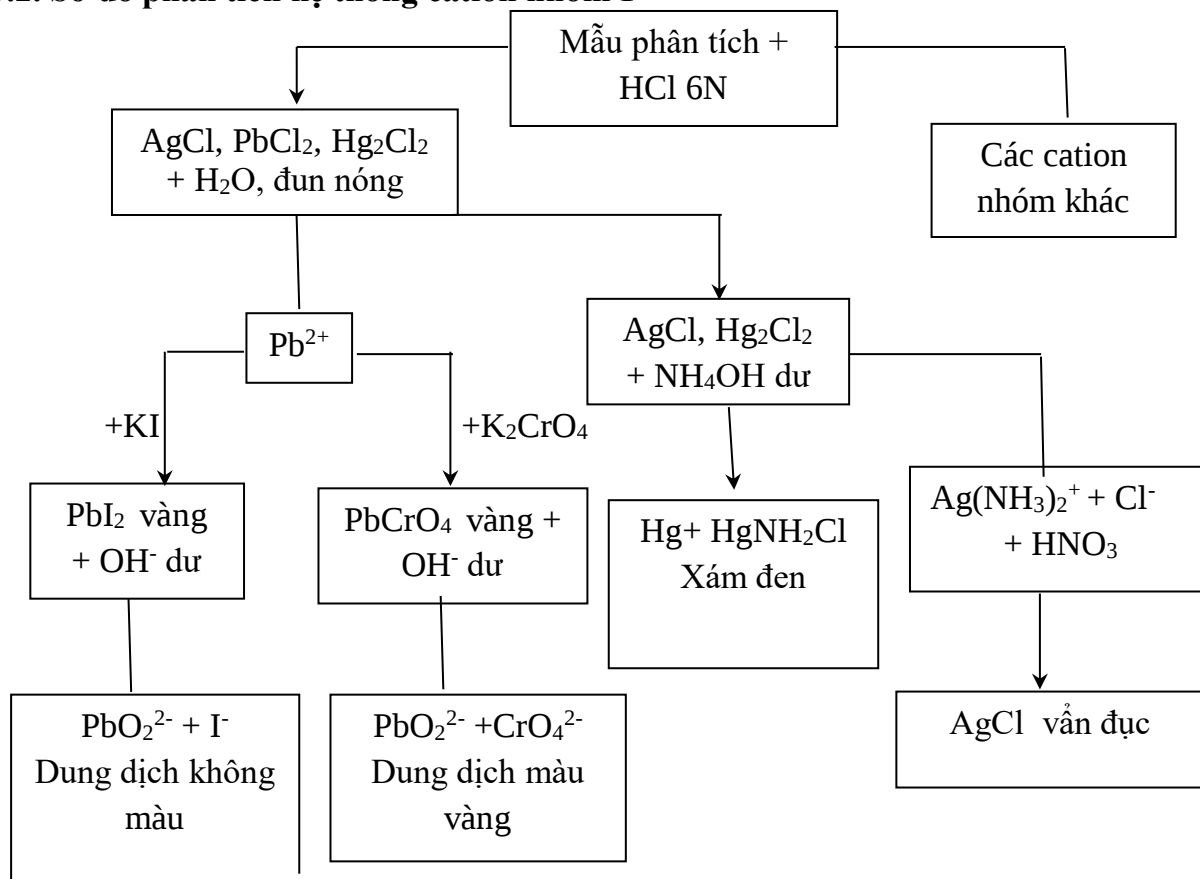


2.3. Đường lối phân tích hệ thống các cation nhóm I

2.3.1. Hướng dẫn chung

- Tách cation nhóm I ra khỏi cation nhóm khác bằng tác dụng của HCl 6N.
- Kết tủa PbCl_2 được tách ra khỏi các muối clorua nhóm I khi đun nóng với nước.
- AgCl được tách bằng tác dụng của dung dịch NH_3 dư, sau đó axit hóa bằng HNO_3 lại thu được kết tủa AgCl.
- Tìm kết tủa Hg_2Cl_2 bằng tác dụng của dung dịch NH_3 tạo kết tủa có màu xám đen.

2.3.2. Sơ đồ phân tích hệ thống cation nhóm I



Hình 2-1. Sơ đồ phân tích hệ thống cation nhóm I

CÂU HỎI VÀ BÀI TẬP

1. Nêu đặc tính chung của cation nhóm I?
2. Nêu đường lối phân tích hệ thống cation nhóm I?
3. Cho dung dịch $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ tác dụng với dung dịch $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Lọc lấy kết tủa chia làm hai phần:
 - Phần 1 cho tác dụng với dung dịch HNO_3 loãng.
 - Phần 2 cho tác dụng với dung dịch HNO_3 đặc, nóng.Em hãy trình bày hiện tượng xảy ra và viết phương trình phản ứng minh họa?
4. Viết các phương trình phản ứng khi cho từ từ dung dịch NaOH tác dụng với dung dịch $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ đến dư?
5. Trình bày hiện tượng khi cho 1 thanh kim loại đồng cắm vào trong dung dịch AgNO_3 . Viết phương trình phản ứng giải thích?
6. Trình bày hiện tượng khi cho 1 giọt dung dịch HCl 2M vào dung dịch chứa ion Ag^+ , sau đó thêm từ từ cho đến dư dung dịch NH_3 . Hỗn hợp sau phản ứng được axit hóa bằng dung dịch axit HNO_3 ? Giải thích và viết phương trình minh họa?
7. a. Cho dung dịch $(\text{Ag}(\text{NH}_3)_2)^+$ 0,01 M, Cl^- 0,01 M và NH_3 1 M). Xác định xem có kết tủa AgCl hay không? Biết hằng số cân bằng tạo phức của $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ là $K = 10^{-7,24}$, $T_{\text{AgCl}} = 10^{-10}$.
- b. Khi axit hóa dung dịch thu được ở câu (a) bằng dung dịch axit HNO_3 đến nồng độ $\text{NH}_3 = 10^{-3}$ M thì có xuất hiện kết tủa trở lại hay không?
8. Giải thích tại sao thuốc thử nhóm của các cation nhóm I (Ag^+ , Pb^{2+} và Hg_2^{2+}) là dung dịch HCl loãng, nguội mà không phải là HCl loãng nóng, dung dịch NaCl hoặc HCl đặc?
9. Cho biết những thuốc thử gì có thể dùng để hòa tan Ag_2CrO_4 ? Viết các phương trình phản ứng ion?
10. Nhỏ dần dung dịch NaOH 2N vào dung dịch $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ cho đến dư. Có hiện tượng gì xảy ra? Viết phương trình phản ứng dạng ion?
11. Cho dung dịch $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Tìm ba phản ứng đặc trưng để nhận ra chì?
12. Cho dung dịch HCl vào dung dịch $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$. Lấy kết tủa thu được cho tan trong nước nóng. Thêm dung dịch KI vào dung dịch thu được. Có gì xảy ra và giải thích?
13. Cho dung dịch NaOH vào dung dịch $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$. Có hiện tượng gì xảy ra?
14. Cho từ từ dung dịch NH_3 vào dung dịch $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ cho đến dư. Có hiện tượng gì xảy ra? Viết phương trình phản ứng?
15. Lập sơ đồ phân tích các hỗn hợp cation sau:
 - a, Ag^+ , Pb^{2+} , NO_3^-
 - b, Hg_2^{2+} , Pb^{2+} , NO_3^-
 - c, Hg_2^{2+} , Ag^+ , NO_3^-
 - d, Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} , NO_3^-
16. Tìm cách nhận biết bạc trong dung dịch AgNO_3 có lẫn NH_3 dư?
17. Tìm cách nhận biết chì trong hỗn hợp PbSO_4 và BaSO_4 ?
18. Thêm dần dung dịch $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ vào dung dịch chứa $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ và $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$. Có hiện tượng gì xảy ra? Viết phương trình phản ứng? Thêm dung dịch NaOH dư vào hỗn hợp thu được? Có hiện tượng gì xảy ra?
19. Hãy tìm cách nhận biết các cation kim loại có trong hỗn hợp sau: Ag^+ , H^+ , Pb^{2+} , Ba^{2+} , NO_3^- . Được phép dùng các thuốc thử: CH_3COONa , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HCl , NaOH .
20. Có thể chỉ dùng một thuốc thử duy nhất để phân biệt các dung dịch: $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, AgNO_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.
Hãy kể tên các thuốc thử đó và viết phương trình phản ứng để giải thích?
21. Cho dung dịch K_2CrO_4 dư vào dung dịch A chứa: Ag^+ , Pb^{2+} , Ba^{2+} , NO_3^- . Lọc lấy kết tủa 1 và cho tác dụng với dung dịch NaOH dư được dung dịch 1 và kết tủa 2. Cho dung

dịch HNO_3 tác dụng với dung dịch 1 và kết tủa 2. Trình bày các hiện tượng xảy ra và viết các phương trình phản ứng ion?

22. Cho dung dịch B gồm: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ và $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$

Cho dung dịch Na_2SO_4 dư vào dung dịch B. Lọc lấy kết tủa đem cho tác dụng với dung dịch NaOH dư. Trình bày hiện tượng xảy ra và làm thế nào để xác định sự có mặt của các sản phẩm phản ứng cuối cùng?

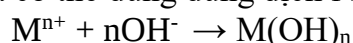
Chương 3
PHÂN TÍCH CÁC CATION NHÓM II (Fe^{3+} , Fe^{2+} , Al^{3+} , Cr^{3+} , Sn^{2+} , Sn^{4+})
Thuốc thử nhóm: NH_4OH + NH_4Cl

3.1 Đặc điểm chung

- Các cation nhóm II đều cho hydroxyt thuộc loại khó tan nhất trong dãy hydroxyt của các nguyên tố vì tích số hòa tan của chúng rất bé.

Các hydroxyt	Tích số hòa tan
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$3,2 \cdot 10^{-38}$
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$10^{-15,1}$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$1 \cdot 10^{-32}$
$\text{Sn}(\text{OH})_4$	$1 \cdot 10^{-57}$
$\text{Sn}(\text{OH})_2$	$6,3 \cdot 10^{-27}$
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$6,3 \cdot 10^{-31}$

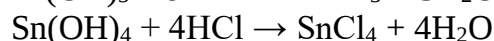
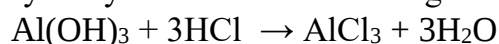
Với dung dịch đậm NH_4OH + NH_4Cl ($\text{pH} = 9$) thì tất cả các hydroxyt đều kết tủa hoàn toàn. Các hydroxyt nhóm II có tích số hòa tan nhỏ nên chúng thường kết tủa vô định hình, đôi khi bị keo rất khó lắng xuống khi li tâm. Thêm NH_4Cl không những có tác dụng đậm tạo $\text{pH} = 9$ làm kết tủa hoàn toàn các hydroxyt mà còn ngăn cản khuynh hướng tạo keo. Do đó ta có thể dùng dung dịch NH_4OH + NH_4Cl làm thuốc thử nhóm.



Các hydroxyt này có một số tính chất đặc trưng sau:

+ Màu sắc: $\text{Cr}(\text{OH})_3$ màu xanh nhạt, đôi khi tím xanh; $\text{Fe}(\text{OH})_3$ màu đỏ nâu; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ màu trắng xanh, các hydroxyt còn lại đều có màu trắng.

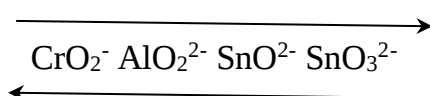
+ Các hydroxyt nhóm II đều tan trong axit vô cơ như HCl :



Riêng hydroxyt thiếc thì không tan trong HNO_3 .

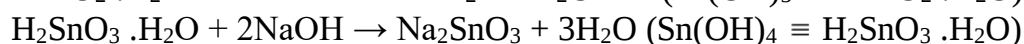
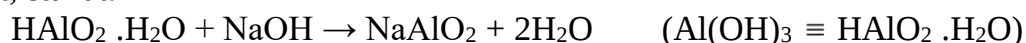
+ Trong các hydroxyt trên thì $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, là lưỡng tính nhưng tính axit trội hơn tính bazơ. Cường độ axit, bazơ của chúng được sắp xếp theo thứ tự như sau:

Tính axit tăng:



Tính bazơ tăng

Vì vậy chúng tác dụng được với dung dịch kiềm tạo thành các muối aluminat, Cromit, stanit, stanat.



Do đó có thể chia nhóm II thành hai phân nhóm:

Phân nhóm hydroxit lưỡng tính: Al^{3+} , Cr^{3+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} .

Phân nhóm hydroxit phi lưỡng tính: Fe^{3+} , Fe^{2+} .

Đối với $\text{Sn}(\text{OH})_4$ khi mới điều chế ra thì ở dạng α -Stanic để lâu chuyển thành β -Stanic rất khó tan trong axit vô cơ và ngay cả NaOH .

Một đặc điểm chung quan trọng của các cation nhóm II là muối của chúng rất dễ bị thủy phân: