

**ỦY BAN NHÂN DÂN TỈNH ĐỒNG THÁP
TRƯỜNG CAO ĐẲNG CỘNG ĐỒNG ĐỒNG THÁP**



GIÁO TRÌNH

*(Ban hành kèm theo Quyết định số /QĐ-CDĐT ngày tháng năm 2017
của Hiệu trưởng trường Cao đẳng Cộng đồng Đồng Tháp)*

**MÔN HỌC/ MÔ ĐUN: HÓA PHÂN TÍCH ĐẠI CƯƠNG
NGÀNH, NGHỀ: CÔNG NGHỆ THỰC PHẨM
TRÌNH ĐỘ: CAO ĐẲNG**

Đồng Tháp, năm 2017

TUYÊN BỐ BẢN QUYỀN

Tài liệu này thuộc loại sách giáo trình nên các nguồn thông tin có thể được phép dùng nguyên bản hoặc trích dùng cho các mục đích về đào tạo và tham khảo.

Mọi mục đích khác mang tính lệch lạc hoặc sử dụng với mục đích kinh doanh thiếu lành mạnh sẽ bị nghiêm cấm

TaiLieu.vn

LỜI GIỚI THIỆU

Học xong môn học này, người học sẽ có khả năng:

- Về kiến thức: Học phần này được tích hợp từ môn hóa đại cương và hóa phân tích giúp người học tiếp thu những kiến thức tối thiểu cần có về hóa phân tích, có cách nhìn khái quát về các loại liên kết hóa học, dung dịch chất điện ly, dung dịch keo, pH dung dịch, các phương pháp phân tích định tính và định lượng, đồng thời nắm bắt được những phản ứng đặc trưng và dấu hiệu nhận biết các cation, các anion, các phương pháp chuẩn độ (axit-bazơ, oxi hóa khử, kết tủa).

- Về kỹ năng: có năng lực tiến hành thí nghiệm, sử dụng và vận dụng thí nghiệm, tăng khả năng quan sát, mô tả, giải thích các hiện tượng xảy ra, góp phần rèn luyện phương pháp suy luận khoa học, phương pháp nghiên cứu thực nghiệm.

- Về năng lực tự chủ và trách nhiệm:

+ Việc tiếp cận được những trang thiết bị máy móc phục vụ công tác nghiên cứu khoa học và kỹ năng thực hành, bước đầu giúp hình thành và phát triển tư duy nghiên cứu, làm việc độc lập, có khả năng ứng dụng hóa học vào giải quyết các bài toán thực tế trong các lĩnh vực khoa học, công nghệ, kinh tế, xã hội. Có ý thức và trách nhiệm trong việc sử dụng hóa chất trong đời sống.

+ Qua môn học vừa có lý thuyết, bài tập ứng dụng của môn học này sẽ giúp người học yêu thích vì nó là môn khoa học rất hữu dụng cho kiến thức chuyên ngành của các môn Phân tích chất lượng nước, môn Hóa học thực phẩm, môn Kiểm nghiệm,...

❖ **Phương pháp giảng dạy:** Giảng + Seminar + Thảo luận + Bài tập nhóm + Thực hành

❖ **Đánh giá môn học:**

- Chuyên cần: 10%

- Kiểm tra thực hành: 20%

- Kiểm tra học phần: 20%

- Thi kết thúc học phần: 50%

Chúng tôi biên soạn tài liệu này bám sát theo yêu cầu của chương trình đào tạo nhằm giúp cho SV có những kiến thức cơ sở làm nền tảng học tốt cho các môn chuyên ngành. Trong quá trình biên soạn, chúng tôi không thể tránh khỏi những sai sót, hi vọng người học sẽ góp ý, chúng tôi chân thành ghi nhận những ý kiến đóng góp để điều chỉnh tài liệu để ngày một hoàn thiện hơn.

Đồng Tháp, ngày 01 tháng 8 năm 2017

Tác giả

MỤC LỤC



BÀI 1: DUNG DỊCH CÁC CHẤT ĐIỆN LI	13
1.1 Thuyết điện li. Dung dịch điện li	13
1.1.1 Thuyết điện li	13
1.1.2 Sự điện li	13
1.1.3 Phân loại các chất điện li	13
1.2 Hằng số điện li acid – baz	14
1.2.1 Hằng số điện li của acid K_a	14
1.2.2 Hằng số điện li của baz K_b	14
1.3 pH của dung dịch	15
1.3.1 Sự điện li của nước	15
1.3.2 pH của dung dịch	15
1.3.3 Dung dịch đệm pH	16
1.3.4 Chất chỉ thị màu pH (chất chỉ thị màu acid-baz)	16
1.4 Tính pH của các dung dịch acid, baz, muối	17
1.4.1 pH của dung dịch acid mạnh, baz mạnh	17
1.4.2 pH của dung dịch baz mạnh	18
1.4.3 pH của dung dịch acid yếu	18
1.4.4 pH của dung dịch baz yếu	19
1.4.5 pH của dung dịch muối	19
1.5 Cân bằng trong dung dịch chất điện li ít tan	20
1.5.1 Tích số tan	20
1.5.2 Mối quan hệ giữa tích số tan (T_i) và độ tan (S)	21
1.5.3 Điều kiện tạo thành kết tủa và hòa tan kết tủa	21
Câu hỏi ôn tập	22
BÀI 2: DUNG DỊCH VÀ NỒNG ĐỘ	23
2.1 Khái niệm về dung dịch	23
2.1.1 Các hệ phân tán và dung dịch	23
2.1.2 Trạng thái dung dịch	24
2.1.3 Chất tan và dung môi	24
2.1.4 Dung dịch loãng, đậm đặc, chưa bão hòa, quá bão hòa, độ tan	24
2.2 Các nồng độ của dung dịch	24
2.2.1 Nồng độ % khối lượng	24
2.2.2 Phân mol (X_A , X_B)	24
2.2.3 Nồng độ molan (C_m)	24
2.2.4 Nồng độ mol (C_M)	24
2.2.5 Nồng độ đương lượng (C_N)	25
2.3 Dung dịch keo	25
2.3.1. Khái niệm và phân loại hệ keo	25
2.3.2 Tính chất của hệ keo	25
2.3.3 Phân loại hệ keo	25
2.3.4 Cấu tạo hạt keo	26
2.3.5 Phương pháp điều chế keo	26
2.3.6 Sự keo tụ	27
Câu hỏi ôn tập	28
Bài 3 : ĐẠI CƯƠNG VỀ PHÂN TÍCH ĐỊNH LƯỢNG	29
3.1. Đối tượng của phân tích định lượng	29
3.2. Các phương pháp phân tích định lượng	29

3.3. Nguyên tắc chung của các phương pháp dùng trong phân tích định lượng	29
3.3.1. Lấy mẫu	29
3.3.2. Chuyển mẫu phân tích thành dung dịch	30
3.3.3. Chọn phương pháp phân tích	30
3.3.4. Chuyển chất cần phân tích thành dạng đo	31
3.3.5. Phương pháp đo	31
3.3.6. Tính toán và biểu diễn kết quả phân tích	31
3.4. Các công thức cần dùng trong phân tích định lượng	31
3.4.1. Khối lượng mol	31
3.4.2. Mol đương lượng (đương lượng gam) D	31
3.4.3. Nồng độ	32
3.4.4. Nồng độ ban đầu và nồng độ cân bằng	33
3.4.5. Nồng độ và hoạt độ	33
3.4.6. Cân bằng hóa học	33
Bài 4: PHƯƠNG PHÁP CHUẨN ĐỘ ACID-BAZƠ	35
4.1. Cơ sở lý thuyết	35
4.2. Chất chỉ thị acid – bazơ	36
4.2.1. Khoảng đổi màu của chỉ thị	36
4.2.2. Chỉ số chuẩn độ pT	36
4.3. Các phương pháp chuẩn độ acid-bazơ	37
4.3.1. Chuẩn độ acid mạnh bằng độ bazơ mạnh	37
4.3.2. Chuẩn độ bazơ mạnh bằng acid mạnh	39
Bài 5: PHƯƠNG PHÁP CHUẨN ĐỘ OXY HÓA – KHỬ	42
5.1. Cơ sở lý thuyết	42
5.1.1. Thế điện cực	42
5.1.2. Cách cân bằng một phản ứng oxy hóa khử theo phương pháp ion bằng electron	43
5.1.3. Hằng số cân bằng của các phản ứng oxy hóa khử	44
5.2. Chất chỉ thị oxy hóa khử	45
5.3. Phương pháp chuẩn độ oxy hóa khử	46
5.3.1. Nội dung của phương pháp	46
5.3.2. Đường định phân trong phương pháp oxy hóa – khử	47
Bài 6 : PHƯƠNG PHÁP CHUẨN ĐỘ KẾT TỦA	52
6.1. Cơ sở lý thuyết	52
6.1.1. Tích số tan và độ tan của các chất ít tan trong H ₂ O	52
6.1.2. Điều kiện xuất hiện kết tủa	53
6.2. Chuẩn độ kết tủa	53
6.2.1 Nguyên tắc	53
6.2.2. Phương pháp định lượng bạc	54
PHẦN 2: THỰC HÀNH	59
Bài 1: CHẤT CHỈ THỊ MÀU-DUNG DỊCH CÁC CHẤT ĐIỆN LI	59
1.1 Mục đích	59
1.2 Phương tiện, vật tư, hóa chất	59
1.3 Thực hành	59
Thí nghiệm 1: Lập thang màu đo pH của dung dịch acid	59
Thí nghiệm 2: Khảo sát khả năng đệm của hệ đệm acid	59
Thí nghiệm 3: Xác định pH của dung dịch bằng chỉ thị	59
Thí nghiệm 4: Xác định hằng số điện li của dung dịch axit yếu	59
Thí nghiệm 5: Lập thang màu đo pH của dung dịch bazơ	59
Thí nghiệm 6: Khảo sát khả năng đệm của hệ đệm bazơ	59
Thí nghiệm 7: Xác định pH của dung dịch bằng chỉ thị	60

Thí nghiệm 8: <i>Xác định hằng số điện li của dung dịch bazơ yếu</i>	60
Bài 2: ĐIỀU CHẾ HỆ KEO VÀ XÁC ĐỊNH NGƯỠNG KEO TỤ, TÍNH CHẤT CỦA HỆ KEO	61
2.1 Mục đích	61
2.2 Phương tiện, vật tư, hóa chất.....	61
2.3 Thực hành	61
Thí nghiệm 1: Điều chế sol AgI bằng phản ứng trao đổi	61
Thí nghiệm 2: <i>Chế tạo keo Fe(OH)₃ bằng phương pháp thủy phân</i>	61
Thí nghiệm 3: <i>Xác định ngưỡng keo tụ chính xác</i>	62
Bài 3: CÂN BẰNG HÓA HỌC TRONG DUNG DỊCH	63
3.1 Dụng cụ và hóa chất	65
3.2 Cơ sở phương pháp	65
3.3 Thực hành	651
3.3.1 . Xác định tỉ lệ chiều cao của dung dịch chuẩn với dung dịch cần đo để tính hằng số cân bằng nồng độ K_c	651
3.3.2. Khảo sát ảnh hưởng của nồng độ đến cân bằng	65
3.3.3. Khảo sát ảnh hưởng của nhiệt độ đến cân bằng.	66
Bài 4: PHA CHẾ CÁC DUNG DỊCH	Error! Bookmark not defined.3
4.1 Dụng cụ và hóa chất	653
4.2 Cơ sở phương pháp	653
4.2.1. Pha dung dịch từ chất rắn sang dung dịch.....	653
4.2.2 Pha dung dịch từ dung dịch có nồng độ cao sang dung dịch có nồng độ thấp hơn.	653
4.3 Thí nghiệm pha chế một số dung dịch	654
4.3.1 . Pha dung dịch NaCl 0,1 N.....	654
4.3.2. Pha dung dịch K ₂ Cr ₂ O ₇ 0,1N.....	654
4.3.3. Pha 10ml dung dịch HCl 2N	664
Bài 5 : PHA CHẾ VÀ CHUẨN ĐỘ DUNG DỊCH NaOH	676
5.1. Dụng cụ và hóa chất	676
5.2 Nguyên tắc:.....	676
5.3. Thực hành:	676
5.3.1. Pha dung dịch gốc acid oxalic 0,1N.....	676
5.3.2. Pha 100 ml dung dịch NaOH 0,1 N	676
5.3.3. Xác định lại nồng độ dung dịch NaOH.....	677
5.3.4. Kết quả :	687
5.3.5. Câu hỏi:	688
Bài 6: CHUẨN ĐỘ DUNG DỊCH K₂Cr₂O₇ BẰNG DUNG DỊCH KMnO₄ 0,1N	63
6.1 Mục tiêu:.....	69
6.2. Nội dung bài	69
6.2.1. Dụng cụ và hóa chất	69
6.2.2. Nguyên tắc:.....	69
6.2.3. Thực hành	69
6.2.4. Kết quả	69
6.2.5. Câu hỏi và bài tập.....	70
Bài 7 : ĐỊNH PHÂN DUNG DỊCH NaCl BẰNG DUNG DỊCH AgNO₃ 0,1 N	71
7.1.Mục tiêu :.....	71
7.2. Nội dung bài	71
7.2.1. Dụng cụ và hóa chất	71
7.2.2. Nguyên tắc	71
7.2.3. Thực hành:	71

7.2.4. Kết quả	71
7.2.5. Câu hỏi và bài tập.....	71
TÀI LIỆU THAM KHẢO.....	Error! Bookmark not defined.

TaiLieu.vn

CHƯƠNG TRÌNH MÔN HỌC

Tên môn học: Hóa phân tích đại cương

Mã môn học: CCB201

Thời gian thực hiện môn học: 48 giờ; (Lý thuyết: 12 giờ; Thực hành, thí nghiệm, thảo luận, bài tập: 34 giờ; Kiểm tra 2 giờ)

I. Vị trí, tính chất của môn học:

- Vị trí: Môn học được phân bổ là môn cơ sở, được bố trí học trước khi học các môn chuyên ngành.

- Tính chất: Là môn học chung bắt buộc

II. Mục tiêu môn học:

Học xong môn học này người học sẽ có khả năng:

- Về kiến thức: Học phần này được tích hợp từ môn hóa đại cương và hóa phân tích giúp người học tiếp thu những kiến thức tối thiểu cần có về hóa phân tích, có cách nhìn khái quát về các loại liên kết hóa học, dung dịch chất điện ly, dung dịch keo, pH dung dịch, các phương pháp phân tích định tính và định lượng, đồng thời nắm bắt được những phản ứng đặc trưng và dấu hiệu nhận biết các cation, các anion, các phương pháp chuẩn độ (axit-bazơ, oxi hóa khử, kết tủa).

- Về kỹ năng: có năng lực tiến hành thí nghiệm, sử dụng và vận dụng thí nghiệm, tăng khả năng quan sát, mô tả, giải thích các hiện tượng xảy ra, góp phần rèn luyện phương pháp suy luận khoa học, phương pháp nghiên cứu thực nghiệm.

- Về năng lực tự chủ và trách nhiệm:

+ Việc tiếp cận được những trang thiết bị máy móc phục vụ công tác nghiên cứu khoa học và kỹ năng thực hành, bước đầu giúp hình thành và phát triển tư duy nghiên cứu, làm việc độc lập, có khả năng ứng dụng hóa học vào giải quyết các bài toán thực tế trong các lĩnh vực khoa học, công nghệ, kinh tế, xã hội. Có ý thức và trách nhiệm trong việc sử dụng hóa chất trong đời sống.

+ Qua môn học vừa có lý thuyết, bài tập ứng dụng của môn học này sẽ giúp người học yêu thích vì nó là môn khoa học rất hữu dụng cho kiến thức chuyên ngành của các môn Phân tích chất lượng nước, môn Hóa học thực phẩm, kiểm nghiệm....

III. Nội dung môn học:

Môn học được chia làm 2 phần: phần 1 lý thuyết và bài tập, phần 2 thực hành

A. PHẦN 1:

1. Nội dung tổng quát và phân bổ thời gian:

Số TT	Tên chương, mục	Thời gian (giờ)			
		Tổng số	Lý thuyết	Thực hành, thí nghiệm, thảo luận, bài tập	Kiểm tra
1	Bài 1: Dung dịch các chất điện li 1. Thuyết điện li. Dung dịch điện li 2. Hằng số điện li acid – bazơ 3. pH của dung dịch 4. Tính pH của các dung dịch acid, bazơ, muối	4	3	1	
2	Bài 2: Dung dịch và nồng độ 1. Khái niệm về dung dịch 2. Thành phần của dung dịch	3	2	1	

	3. Dung dịch keo				
3	Bài 3: Đại cương về phân tích định lượng 1. Đối tượng của phân tích định lượng 2. Phân loại các phương pháp phân tích định lượng 3. Nguyên tắc chung của các phương pháp dùng trong định lượng 4. Các công thức cần dùng trong phân tích định lượng	2	1	1	
4	Bài 4: Phương pháp chuẩn độ acid-bazơ 1. Cơ sở lý thuyết về phương pháp chuẩn độ acid-bazơ 2. Chất chỉ thị acid-bazơ 3. Các phương pháp chuẩn độ acid-bazơ	3.5	2.5	1	
5	Bài 5: Phương pháp chuẩn độ oxi hóa-khử 1. Cơ sở lý thuyết 2. Chất chỉ thị oxi hóa khử 3. Phương pháp chuẩn độ oxy hóa khử	3.5	2.5	1	
6	Bài 6: Phương pháp chuẩn độ kết tủa 1. Cơ sở lý thuyết 2. Chuẩn độ kết tủa	3	1	1	1
Tổng cộng		19	12	6	1

B. PHẦN 2:

Số TT	Tên bài	Thời gian			
		Tổng số	Lý thuyết	Thực hành	Kiểm tra
1	Bài 1: Chất chỉ thị màu-dung dịch các chất điện li	4		4	
2	Bài 2: Điều chế hệ keo và xác định ngưỡng keo tụ, tính chất của hệ keo	4		4	
3	Bài 3: Pha chế các dung dịch	4		4	
4	Bài 4: Pha chế và chuẩn độ dung dịch HCl	4		4	
5	Bài 5 : Pha chế và chuẩn độ dung dịch NaOH	4		4	
6	Bài 6: Chuẩn độ dung dịch $K_2Cr_2O_7$ bằng dung dịch $KMnO_4$ 0,1N	4		4	
7	Bài 7 : Định lượng NaCl bằng phương pháp Mohr	4		4	
8	Kiểm tra				1
Cộng		29		28	1

2. Nội dung chi tiết:

PHẦN 1: LÝ THUYẾT

Bài 1: Dung dịch các chất điện li
1BT)

Thời gian: 4 giờ (3LT +

1. Mục tiêu: Giúp tìm hiểu về các dung dịch điện li, pH của dung dịch, dung dịch đệm, chất chỉ thị màu và cân bằng trong dung dịch chất điện li ít tan.

2. Nội dung bài

1.1. Thuyết điện li. Dung dịch điện li

1.1.1. Thuyết điện li

1.1.2. Sự điện li

1.1.2.1. Định nghĩa

1.1.2.2. Độ điện li (α)

1.1.3. Phân loại các chất điện li

1.2. Hằng số điện li acid – bazơ

1.2.1. Hằng số điện li của acid K_a

1.2.2. Hằng số điện li của bazơ K_b

1.3. pH của dung dịch

1.3.1. Sự điện li của nước

1.3.2. pH của dung dịch

1.3.3. Dung dịch đệm pH

1.3.4. Chất chỉ thị màu pH (chất chỉ thị màu acid-bazơ)

1.4. Tính pH của các dung dịch acid, bazơ, muối

1.4.1. pH của dung dịch acid mạnh, bazơ mạnh

1.4.2. pH của dung dịch bazơ mạnh

1.4.3. pH của dung dịch acid yếu

1.4.4. pH của dung dịch baz yếu

1.4.5. pH của dung dịch muối

Bài tập

Bài 2: Dung dịch và nồng độ

Thời gian: 3 giờ (2LT + 1BT)

1. Mục tiêu: Giúp tìm hiểu các vấn đề liên quan đến dung dịch như: trạng thái dung dịch, dung dịch keo, thành phần của dung dịch.

2. Nội dung bài

2.1. Khái niệm về dung dịch

2.1.1. Các hệ phân tán và dung dịch

2.1.2. Trạng thái dung dịch

2.1.3. Chất tan và dung môi

2.1.4. Dung dịch loãng, đậm đặc, chưa bão hòa, quá bão hòa, độ tan

2.2. Thành phần của dung dịch

2.2.1. Nồng độ % khối lượng

2.2.2. Phân mol (X_A , X_B)

2.2.3. Nồng độ molan (C_m)

2.2.4. Nồng độ mol (C_M)

2.2.5. Nồng độ đương lượng (C_N)

2.3. Dung dịch keo

2.3.1. Khái niệm và phân loại hệ keo

2.3.2. Tính chất của hệ keo

2.3.3. Phân loại hệ keo

2.3.4. Cấu tạo hạt keo

2.3.5. Phương pháp điều chế keo

2.3.6. Sự keo tụ

Bài tập

Kiểm tra

Bài 3: Đại cương về phân tích định lượng

Thời gian: 2 giờ (1LT + 1TH)

1. Mục tiêu: nắm bắt về đối tượng và các phương pháp phân tích định lượng, các bước tiến hành và những kiến thức toán học áp dụng trong phân tích định lượng.

2. Nội dung bài

3.1. Đối tượng của phân tích định lượng

3.2. Phân loại các phương pháp phân tích định lượng

3.2.1. Các phương pháp hóa học

3.2.2. Các phương pháp vật lý và hóa lý

3.3. Nguyên tắc chung của các phương pháp dùng trong định lượng

3.4. Các công thức cần dùng trong phân tích định lượng

Bài tập

Bài 4: Phương pháp chuẩn độ acid-bazơ

Thời gian: 3.5 giờ (2.5LT + 1TH)

1. Mục tiêu: dựa trên cơ sở lý thuyết về phản ứng acid-bazơ, nâng cao kiến thức và rèn luyện tư duy cho SV thông qua phương pháp chuẩn độ acid-bazơ ứng với chất chỉ thị để xác định điểm cuối chuẩn độ

2. Nội dung bài

4.1. Cơ sở lý thuyết về phương pháp chuẩn độ acid-bazơ

4.2. Chất chỉ thị acid-bazơ

4.2.1. Khoảng đổi màu của chất chỉ thị

4.2.2. Chỉ số chuẩn độ pT

4.3. Các phương pháp chuẩn độ acid-bazơ

4.3.1. Chuẩn độ acid mạnh bằng bazơ mạnh

4.3.2. Chuẩn độ bazơ mạnh bằng acid mạnh

Bài tập

Bài 5: Phương pháp chuẩn độ oxi hóa-khử

Thời gian: 3.5 giờ (2.5LT + 1BT)

1. Mục tiêu: dựa trên cơ sở lý thuyết về cân bằng phản ứng oxi hóa khử, nguyên tắc về phương pháp chuẩn độ để giúp SV thông thạo trong việc xây dựng đường định phân.

2. Nội dung bài

5.1. Cơ sở lý thuyết

5.1.1. Thế điện cực

5.1.2. Cách cân bằng phản ứng oxy hóa khử theo phương pháp ion-electron

5.1.3. Hằng số cân bằng của phản ứng oxy hóa khử

5.2. Chất chỉ thị oxi hóa khử

5.3. Phương pháp chuẩn độ oxy hóa khử

5.3.1. Nội dung của phương pháp

5.3.2. Đường định phân trong phương pháp oxy hóa khử

Bài 6: Phương pháp chuẩn độ kết tủa

Thời gian: 3 giờ (1LT + 1BT + 1KT)

1. Mục tiêu: dựa trên cơ sở lý thuyết và nguyên tắc về phương pháp chuẩn độ kết tủa để xây dựng đường cong chuẩn độ

2. Nội dung bài

6.1. Cơ sở lý thuyết

6.1.1. Tích số tan và độ tan của các chất ít tan trong nước

- 7.1.2. Điều kiện xuất hiện kết tủa
- 6.2. Chuẩn độ kết tủa
 - 6.2.1. Nguyên tắc
 - 6.2.2. Phương pháp định lượng bạc
- Bài tập
- Kiểm tra

PHẦN 2: THỰC HÀNH

Bài 1: chất chỉ thị màu-dung dịch các chất điện li Thời gian: 4 giờ (4TH)

1. Mục đích: Cung cấp cho học sinh kiến thức và khả năng xác định các loại dung dịch đệm, cách tính dung dịch đệm. Cách nhận diện màu các chất chỉ thị.
2. Nội dung bài
 - 1.1. Phương tiện, vật tư, hóa chất
 - 1.2. Thực hành
 - 1.2.1. Thí nghiệm 1: Lập thang màu đo pH của dung dịch acid
 - 1.2.2 Thí nghiệm 2: Khảo sát khả năng đệm của hệ đệm acid
 - 1.2.3 Thí nghiệm 3: Xác định pH của dung dịch bằng chỉ thị
 - 1.2.4 Thí nghiệm 4: Xác định hằng số điện li của dung dịch axit yếu
 - 1.2.5 Thí nghiệm 5: Lập thang màu đo pH của dung dịch bazơ
 - 1.2.6 Thí nghiệm 6: Khảo sát khả năng đệm của hệ đệm bazơ
 - 1.2.7 Thí nghiệm 7: Xác định pH của dung dịch bằng chỉ thị
 - 1.2.8 Thí nghiệm 8: Xác định hằng số điện li của dung dịch bazơ yếu

Bài 2: Điều chế hệ keo và xác định ngưỡng keo tụ, tính chất của hệ keo

Thời gian: 4 giờ (4TH)

1. Mục đích: Sinh viên biết cách điều chế hệ keo và xác định ngưỡng keo tụ, tính chất của hệ keo
2. Nội dung bài
 - 2.1 Phương tiện, vật tư, hóa chất
 - 2.2 Thực hành
 - 2.2.1 Thí nghiệm 1: Điều chế sol AgI bằng phản ứng trao đổi
 - 2.2.2 Thí nghiệm 2: Chế tạo keo Fe(OH)₃ bằng phương pháp thủy phân
 - 2.2.3 Thí nghiệm 3: Xác định ngưỡng keo tụ chính xác

Bài 3: Pha chế các dung dịch

Thời gian: 4 giờ (4TH)

1. Mục tiêu: Cung cấp cho học sinh nắm các phương pháp pha các nồng độ khác nhau của dung dịch
2. Nội dung bài
 - 3.1. Dụng cụ và hóa chất
 - 3.2. Cơ sở phương pháp
 - 3.2.1 Pha dung dịch từ chất rắn sang dung dịch
 - 3.2.2 Pha dung dịch từ dung dịch có nồng độ cao sang dung dịch có nồng độ thấp hơn.
 - 3.3. Thí nghiệm pha chế một số dung dịch
 - 3.3.1 Pha dung dịch NaCl 0,1 N
 - 3.3.2 Pha dung dịch K₂Cr₂O₇ 0,1N
 - 3.3.3 Pha 10ml dung dịch HCl 2N

Bài 4: Pha chế và chuẩn độ dung dịch HCl

Thời gian: 4 giờ (4TH)

1. Mục tiêu: Học sinh biết cách pha dung dịch và nắm được phương pháp chuẩn độ axit - bazơ
2. Nội dung bài
 - 4.1. Dụng cụ và hóa chất
 - 4.2. Nguyên tắc
 - 4.3. Thực hành
 - 4.3.1. Pha chế dung dịch chuẩn $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$
 - 4.3.2. Pha chế dung dịch HCl 0,1N
 - 4.3.3. Chuẩn độ dung dịch HCl bằng dung dịch $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$
 - 4.4. Kết quả
 - 4.5. Câu hỏi và bài tập

Bài 5 : Pha chế và chuẩn độ dung dịch NaOH

Thời gian: 4 giờ (4TH)

1. Mục tiêu: Sinh viên biết cách pha dung dịch và nắm được phương pháp chuẩn độ axit - bazơ
2. Nội dung bài
 - 5.1. Dụng cụ và hóa chất
 - 5.2. Nguyên tắc
 - 5.3. Thực hành
 - 5.3.1. Pha dung dịch gốc acid oxalic 0,1N
 - 5.3.2. Pha 100 ml dung dịch NaOH 0,1 N
 - 5.3.3. Xác định lại nồng độ dung dịch NaOH
 - 5.4. Kết quả
 - 5.5. Câu hỏi và bài tập

Bài 6: Chuẩn độ dung dịch $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ bằng dung dịch KMnO_4 0,1N Thời gian: 4 giờ

1. Mục tiêu: Sinh viên biết cách pha dung dịch và nắm được phương pháp chuẩn độ oxy – hóa khử
2. Nội dung bài
 - 6.1. Dụng cụ và hóa chất
 - 6.2. Nguyên tắc
 - 6.3. Thực hành
 - 6.3.1. Pha 100ml dung dịch FeSO_4 0,1N
 - 6.3.2. Pha 100ml dung dịch KMnO_4 0,1N
 - 6.3.3. Chuẩn độ dung dịch $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ bằng dung dịch KMnO_4 0,1N
 - 6.4. Kết quả
 - 6.4. Câu hỏi và bài tập

Bài 7 : Định lượng NaCl bằng phương pháp Mohr

Thời gian: 4giờ (4TH)

1. Mục tiêu: Học sinh biết cách pha dung dịch và nắm được phương pháp chuẩn độ kết tủa
2. Nội dung bài
 - 7.1. Dụng cụ và hóa chất
 - 7.2. Nguyên tắc
 - 7.3. Thực hành
 - 7.3.1. Pha 100ml dung dịch AgNO_3 0,1N
 - 7.3.2. Định lượng NaCl bằng phương pháp Mohr
 - 7.4. Kết quả
 - 7.5. Câu hỏi và bài tập

Kiểm tra

Thời gian: 1 giờ

IV. Điều kiện thực hiện môn học:

1. Phòng học chuyên môn hóa/nhà xưởng: phòng học, phòng thí nghiệm.
2. Trang thiết bị máy móc: Dụng cụ, thiết bị dành cho giảng dạy, dùng trong các bài thực hành
3. Học liệu, dụng cụ, nguyên vật liệu:
 - Giáo trình, bài giảng hóa đại cương
 - Dụng cụ, thiết bị phục vụ học lý thuyết và thực hành
 - Nguyên vật liệu để thực hiện các thí nghiệm

V. Nội dung và phương pháp, đánh giá:

1. Nội dung:
 - Về kiến thức: sinh viên cần đạt các yêu cầu sau:
 - + Nắm rõ kiến thức của từng bài.
 - + Giải được các bài tập và các câu hỏi nâng cao có liên quan.
 - Về kỹ năng: Đánh giá kỹ năng của người học thông qua việc thảo luận, kiểm tra và kỹ năng thực hành các thí nghiệm.
 - Về năng lực tự chủ và trách nhiệm: Đánh giá trong quá trình học tập cần đạt các yêu cầu sau:
 - + Chuẩn bị đầy đủ tài liệu học tập
 - + Tham gia đầy đủ thời lượng môn học
 - + Chuyên cần, tự giác học và làm bài tập có liên quan.
 - + Chủ động trong việc học, có tinh thần hợp tác và trách nhiệm trong việc học và thực hành.
2. Phương pháp: Kiểm tra đánh giá theo quy định của Bộ LĐTBXH và quy định học vụ của trường.

VI. Hướng dẫn thực hiện môn học:

1. Phạm vi áp dụng môn học:

Chương trình môn học Hóa phân tích đại cương được sử dụng để giảng dạy trình độ trung cấp nghề trong các cơ sở đào tạo nghề trên toàn quốc.
2. Hướng dẫn một số về phương pháp giảng dạy, học tập môn học:
 - Đối với giáo viên, giảng viên: Đây là môn học có tính khoa học và có liên quan đến thực tế đời sống nên giảng viên cần áp dụng các phương pháp dạy học tích cực nhằm gây được hứng thú cho sinh viên, làm cho sinh viên chủ động, tích cực tiếp thu kiến thức nhằm đạt được mục tiêu của môn học.
 - Đối với người học: Phân thảo luận, bài tập, thí nghiệm thực hành nhằm mục củng cố, ghi nhớ, giải thích các hiện tượng hóa học, giúp khắc sâu kiến thức đã học.
3. Những trọng tâm chương trình cần chú ý: Các kiến thức có liên quan lẫn nhau, nên khi dạy và học bài mới thì cần có sự tự giác ôn lại và các câu hỏi kiểm tra mức độ nắm kiến thức của người học.
4. Tài liệu cần tham khảo:
 - [1] Nguyễn Đức Chung (2009), Hóa đại cương, NXB Đại Học Quốc Gia, TP HCM.
 - [2] Ths. Từ Anh Phong (2006), Sách hướng dẫn học tập Hóa đại cương, Hà Nội
 - [3] PGS.TSKH.Lê Thành Phước (2007), Hóa Phân Tích Lý Thuyết Và Thực Hành, NXB Y Học Hà Nội.
 - [4] Nguyễn Trọng Thọ (1999), Hóa đại cương, NXB Giáo dục, TP HCM

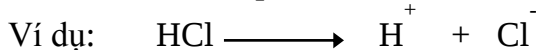
BÀI 1: DUNG DỊCH CÁC CHẤT ĐIỆN LI

1.1 Thuyết điện li. Dung dịch điện li

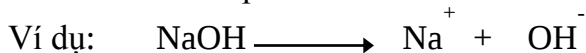
1.1.1 Thuyết điện li

Dựa trên các khảo sát thực nghiệm về chất điện li, năm 1887 Svate Arrhenius đã đưa ra định nghĩa về acid, baz như sau:

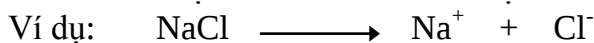
- Acid là chất phân li cho cation H^+ và anion gốc acid khi hòa tan vào nước.



- Baz là chất phân li cho OH^- và cation kim loại khi hòa tan vào nước.



- Muối điện li cho cation kim loại và anion gốc acid.



Tuy nhiên thuyết này bị giới hạn ở chỗ chỉ áp dụng được cho dung dịch nước và cho một loại baz duy nhất là hydroxit.

Một định nghĩa tổng quát hơn đã được đưa ra bởi 2 nhà hóa học Jonhannes K.Bronsted và Thomas Lowry:

- Acid là chất cho H^+ .
- Baz là chất nhận H^+ .

Thuyết này có thể mở rộng ra cho các dung môi khác nước cũng như cho các phản ứng xảy ra ở trạng thái khí.

1.1.2 Sự điện li

1.1.2.1 Định nghĩa

Sự điện li là quá trình phân li thành các ion (cation, anion) khi chất điện li tan vào nước hoặc nóng chảy.

Chất điện li và chất khi tan vào nước tạo thành dung dịch dẫn điện được nhờ phân li thành các ion.

1.1.2.2 Độ điện li (α)

Độ điện li α là đại lượng đặc trưng cho mức độ điện li của một chất, được tính dựa vào tỉ số giữa số mol chất điện li (n) với tổng số mol chất điện li đó hòa tan (n_0)

$$\alpha(\%) = \frac{N_p}{N_t}, (0 \leq \alpha \leq 1) \quad (1.1) \quad \text{hoặc} \quad \alpha(\%) = \frac{N_p}{N_t} \times 100\% \quad (0(\%) \leq \alpha \leq 100\%) \quad (1.2)$$

Độ điện li phụ thuộc vào bản chất chất tan, dung môi, nồng độ và nhiệt độ.

Phân tử dung môi càng phân cực tác dụng ion hóa của nó càng lớn.

Độ điện li một chất tăng khi nồng độ của nó trong dung dịch giảm và ngược lại.

Ví dụ: Độ điện li của acid acetic thay đổi theo nồng độ C_N như sau:

C_N	0,1	0,01	0,001
A	0,014	0,042	0,124

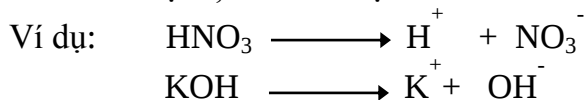
Người ta thường xác định độ điện li một dung dịch chất điện li (α) bằng cách đo độ dẫn điện đương lượng (λ).

1.1.3 Phân loại các chất điện li

Căn cứ vào độ điện li, người ta phân chia (có tính tương đối) thành

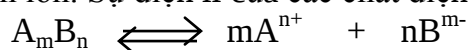
- Chất điện li mạnh là những chất khi hòa tan vào nước tất cả các phân tử của chúng phân li hoàn toàn thành ion.

Các acid mạnh, các baz mạnh và đa số muối trung tính là chất điện li mạnh.

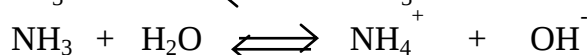
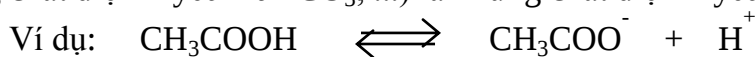




□ Chất điện li yếu là những chất khi hòa tan vào nước chỉ có một số nào đó các phân tử phân li thành ion. Sự điện li của các chất điện li yếu là thuận nghịch.



Các acid hữu cơ, acid vô cơ yếu (HCN , H_2CO_3 ...), các baz vô cơ yếu (NH_3), baz hữu cơ (amin...), một số muối acid và muối baz (như HCO_3^- , HSO_3^- , $\text{Al}(\text{OH})_2^-$) là những chất điện li yếu NaHCO_3 , ...) là những chất điện li yếu.



□ Chất không điện li ($\alpha = 0$)

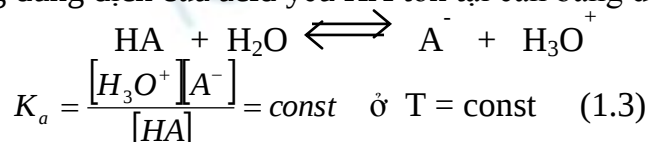
Ví dụ: đường, rượu, các khí tan không tác dụng với nước như O_2 , N_2 ...

Tuy nhiên trong thực tế khi xác định độ điện li (ví dụ bằng phương pháp đo độ dẫn điện) của dung dịch những chất điện li mạnh như HCl , NaOH , K_2SO_4 ,... thì α thường < 1 (nó chỉ $= 1$ khi dung dịch được pha loãng vô cùng). Sở dĩ như vậy là vì ở những dung dịch có nồng độ cao xảy ra tương tác tĩnh điện giữa các ion hoặc sự tụ hợp giữa các ion với phân tử.

1.2 Hằng số điện li acid – baz

1.2.1 Hằng số điện li của acid K_a

Trong dung dịch của acid yếu HA tồn tại cân bằng động sau:



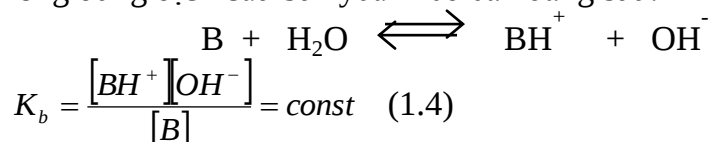
K_a là hằng số điện li của acid trong nước, đặc trưng cho độ mạnh của acid.

K_a càng cao thì acid càng mạnh.

K_a phụ thuộc vào bản chất của acid và phụ thuộc vào nhiệt độ

1.2.2 Hằng số điện li của baz K_b

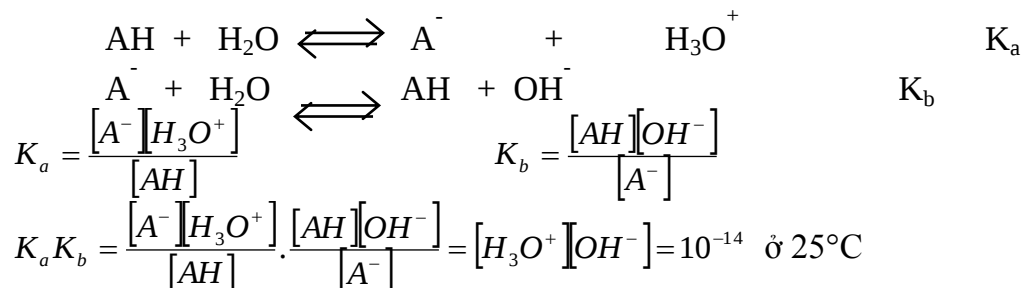
Trong dung dịch của baz yếu B có cân bằng sau:



K_b là hằng số điện li của baz B, phụ thuộc vào bản chất của baz và nhiệt độ.

Ở $T = \text{const}$ thì $K_b = \text{const}$

Xét một cặp acid/baz liên hợp AH/A^- , khi hòa tan trong nước xảy ra quá trình hòa tan như sau :



Vậy với 1 cặp acid-baz liên hợp A/B (hay AH/A^-) thì $K_a \cdot K_b = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ (1.5)

Trong 1 cặp acid baz liên hợp nếu baz càng yếu thì acid càng mạnh và ngược lại.

Cần phân biệt giữa hằng số điện li K và độ điện li α . K chỉ phụ thuộc vào bản chất dung môi và nhiệt độ, trong khi đó α còn phụ thuộc vào cả nồng độ. Như vậy K đặc trưng cho khả năng điện li của một chất điện li yếu, còn α đặc trưng cho khả năng điện li của một dung dịch điện li nói chung.

* Giữa K của một chất điện li yếu và α có mối tương quan như sau

Nếu AB là chất điện li yếu có hằng số điện li K, trong dung dịch có cân bằng:



Gọi nồng độ ban đầu của AB là C, độ điện li của nó ở nồng độ này là α .

Sau khi cân bằng điện li được thiết lập có $[A^+] = [B^-] = C\alpha$ và $[AB] = C - C\alpha$

Theo định nghĩa:

$$K = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]} = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C(1-\alpha)} = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha} \quad (1.6)$$

Đây là biểu thức toán học của định luật pha loãng (Ostwald)

Khi $\alpha \ll 1$ ($\alpha < 0,1$) có thể coi $1 - \alpha \approx 1$, khi đó ta có biểu thức đơn giản hơn:

$$\alpha \approx \sqrt{\frac{K}{C}} \quad (3.7)$$

Các công thức (3.6), (3.7) cho phép tính hằng số K khi biết độ điện li α ở một nồng độ xác định và ngược lại.

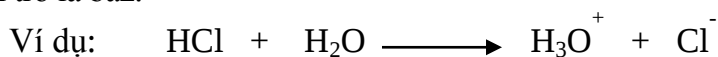
Ví dụ: Tính hằng số điện li của CH_3COOH biết rằng dung dịch 0,1M có độ điện li bằng 0,0132

$$\text{Ta có: } K = \frac{(0,0132)^2 \cdot 10^{-1}}{1 - 0,0132} = 1,76 \cdot 10^{-5}$$

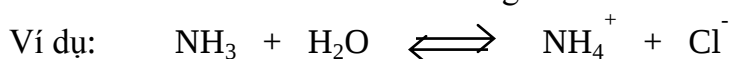
1.3 pH của dung dịch

1.3.1 Sự điện li của nước

Có thể nói nước là dung môi lưỡng tính, nghĩa là khi acid tan vào nước thì nước đóng vai trò là bazơ.



Còn khi bazơ tan vào nước đóng vai trò acid



Sự thật bản thân nước vừa cho vừa nhận proton. Để đơn giản người ta thường viết



Bằng phép đo độ dẫn điện cực nhạy, người ta xác định được rằng trong nước nguyên chất $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$ (hay M^2) ở 25°C .

Như vậy trong nước: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$.

Nồng độ ion H^+ hay OH^- có thể thay đổi trong dung dịch nước bất kì nhưng tích số nồng độ của chúng luôn luôn bằng 10^{-14} M^2 .

Tích nồng độ các ion, kí hiệu là K_n . Ở 25°C : $K_n = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ gọi là tích số ion của nước.

Ý nghĩa quan trọng của K_n là khi $[\text{H}^+]$ tăng thì $[\text{OH}^-]$ giảm và ngược lại. Do đó:

- ☐ Đối với môi trường trung tính $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$
- ☐ Đối với dung dịch acid $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$
- ☐ Đối với dung dịch bazơ $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

1.3.2 pH của dung dịch

Việc biểu diễn nồng độ rất nhỏ của H^+ hoặc OH^- khá bất tiện; ví dụ $[H^+] = 0,0001M$ chẳng hạn, do đó năm 1909 nhà hoá học Sorensen đưa ra khái niệm mới gọi là chỉ số hidro và kí hiệu là pH có trị số bằng logarit thập phân nồng độ ion H^+ .

$$pH = -\lg[H^+] \quad (1.7) \quad \text{tức} \quad [H^+] = 10^{-pH}$$

- Trong nước nguyên chất hoặc môi trường trung tính:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/l nên } pH = 7$$

- Trong môi trường acid $[H^+] > 10^{-7} \text{ mol/l nên } pH < 7$
- Trong môi trường kiềm $[H^+] < 10^{-7} \text{ mol/l nên } pH > 7$

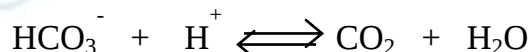
Dãy các giá trị của pH từ 1 đến 14 được gọi là thang pH

1.3.3 Dung dịch đệm pH

Dung dịch đệm là những dung dịch không bị biến đổi đáng kể pH khi ta thêm vào đó những lượng nhỏ acid mạnh hoặc baz mạnh hoặc pha loãng (không quá loãng)

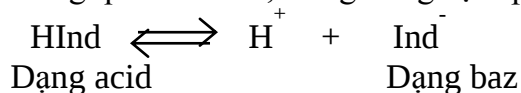
Dung dịch đệm thường là dung dịch chứa hỗn hợp acid yếu và muối của nó với baz mạnh ($CH_3COOH + CH_3COONa$) hoặc baz yếu và muối của nó với acid mạnh ($NH_3 + NH_4Cl$). Sở dĩ thế vì trong dung dịch có cân bằng giữa dạng acid và baz liên hợp.

Dung dịch đệm có ý nghĩa rất lớn trong khoa học và đời sống. Nhiều phản ứng hoá học chỉ xảy ra ở một giá trị pH xác định; máu người (và động vật) là một dung dịch đệm có pH khoảng 7,3 - 7,4, nhờ thiết lập cân bằng giữa ion hydrocarbonat và khí cacbonic có trong máu.



1.3.4 Chất chỉ thị màu pH (chất chỉ thị màu acid-baz)

Chất chỉ thị màu pH là những chất bị biến đổi màu sắc của mình ở các giá trị pH khác nhau của môi trường (dung dịch). Chúng thường là các acid yếu hữu cơ có thể biểu diễn công thức tổng quát là Hind, trong dung dịch phân li như sau:



Bảng 1.1 Khoảng chuyển màu của một số chất chỉ thị

	Màu dạng acid	Màu dạng baz	pH chuyển màu
Phenolphthalein	Không màu	Hồng	8-10
Quỳ tím	Hồng	Xanh	5-8
Metyl đỏ	Hồng	Vàng	4,4 – 6,2
Metyl da cam	Da cam	Vàng	3,1 – 4,5

Đại lượng đặc trưng đối với mỗi chất chỉ thị pH là khoảng chuyển màu của chất chỉ thị. Đó là khoảng pH mà chất chỉ thị bắt đầu chuyển từ một màu này sang hoàn toàn một màu khác (từ màu dạng acid sang màu dạng baz).

Dạng acid và baz phải có màu sắc khác nhau. Trong dung dịch, chất chỉ thị có màu nào tùy thuộc vào nồng độ dạng nào nhiều hơn. Trên thực tế người ta thấy khi nồng độ của dạng acid gấp khoảng 10 dạng baz thì dung dịch có màu của dạng acid và ngược lại

Ví dụ: Với metyl đỏ thì ở pH < 4,4 có màu hồng (màu dạng acid).
 ở 4,4 < pH < 6,2 màu hồng chuyển dần sang vàng
 ở pH > 6,2 có màu vàng (màu dạng baz)

Sử dụng chất chỉ thị pH thích hợp có thể đánh giá sơ bộ pH của một dung dịch trong khoảng nào.

Ví dụ:

- Nếu nhỏ phenolphthalein vào một dung dịch thấy xuất hiện màu hồng thì chứng tỏ dung dịch có pH > 8.

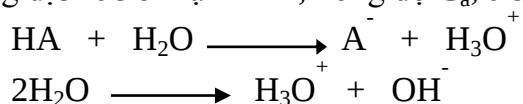
- Nếu nhỏ metyl đỏ vào một dung dịch thấy xuất hiện màu hồng thì dung dịch có pH < 4,4. Nếu có màu vàng thì pH của dung dịch lớn hơn 6,2.

Để xác định pH bằng các chất chỉ thị màu pH một cách chính xác hơn, người ta thường dùng dung dịch chỉ thị tổng hợp. Đó là một dung dịch chứa nhiều chất chỉ thị pH có các khoảng chuyển màu khác nhau và do đó nó sẽ có màu xác định tại một pH xác định. Tương tự, người ta cũng dùng giấy đo pH. Đó là giấy đã được tẩm chỉ thị tổng hợp.

1.4 Tính pH của các dung dịch acid, baz, muối

1.4.1 pH của dung dịch acid mạnh, baz mạnh

Xét dung dịch acid mạnh HA, nồng độ C_a , trong dung dịch tồn tại các cân bằng



Trong dung dịch tồn tại các ion: H_3O^+ , OH^- , A^- Phương trình bảo toàn điện tích:
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{A}^-]$

Suy ra ta có hệ phương trình sau:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] &= K_{\text{H}_2\text{O}} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= [\text{A}^-] + [\text{OH}^-] = C_a + [\text{OH}^-] \\ \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} + C_a \\ \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]^2 - C_a[\text{H}_3\text{O}^+] - K_{\text{H}_2\text{O}} &= 0 \\ \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{C_a + \sqrt{C_a^2 + 4K_{\text{H}_2\text{O}}}}{2} \end{aligned}$$

Nếu dung dịch có $C_a > 3,6 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ ($\text{pH} < 6,5$) bỏ qua cân bằng (2): tức là bỏ qua $[\text{H}_3\text{O}^+]$ do nước phân li ra so với $[\text{H}_3\text{O}^+]$ do acid phân li.

Do đó $[\text{H}_3\text{O}^+] = C_a \Rightarrow \text{pH} = -\lg C_a$ (1.8)

Nếu dung dịch có $C_a \ll 10^{-7} \text{ M}$ có thể bỏ qua nồng độ H^+ do acid điện li, do đó:
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_{\text{H}_2\text{O}}}$ (1.9)

Ví dụ 1: Tính pH của dung dịch $\text{HCl } 10^{-4} \text{ M}$

Vì $C_{\text{HCl}} = 10^{-4} \gg 10^{-7} \text{ M}$ nên bỏ qua H^+ do nước phân li $\Rightarrow \text{pH} = -\lg 10^{-4} = 4$

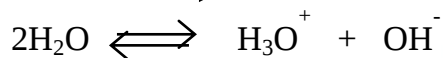
Ví dụ 2: Tìm pH của dung dịch $\text{HNO}_3 \ 10^{-9} \text{ M}$ ở 25°C

Vì $10^{-9} \ll 10^{-7}$ nên có thể bỏ qua nồng độ H^+ do acid điện li

$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_{\text{H}_2\text{O}}} = 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} = 7$

1.4.2 pH của dung dịch baz mạnh

Trong dung dịch tồn tại cân bằng



Nếu dung dịch không quá loãng $C_b > 3,17 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ thì bỏ qua $[\text{OH}^-]$ do nước điện li

$[\text{OH}^-] = C_b \longrightarrow \text{pOH} = -\lg C_b$

$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 + \lg C_b$ (1.10)

Nếu dung dịch quá loãng $C_b < 3,17 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ thì phải tính đến $[\text{OH}^-]$ do nước điện li ra.

Ta có hệ phương trình

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{B}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = C_b + [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{OH}^-]} + C_b$$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-]^2 - C_b[\text{OH}^-] - K_{\text{H}_2\text{O}} = 0 \quad (3.11)$$

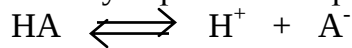
Giải phương trình tìm được $\text{OH}^- \Rightarrow \text{pH}$

Ví dụ: Tính pH của dung dịch $\text{NaOH } 0,01 \text{ M}$

$$\text{pH} = 14 + \lg C_b = 14 - 2 = 12$$

1.4.3 pH của dung dịch acid yếu

Trong dung dịch acid yếu phân li theo phương trình



$$C_a \quad [\text{H}^+] = ?$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Ta có hệ phương trình

$$[\text{H}^+] = [\text{A}^-]$$

$$[\text{HA}] = C_a - [\text{H}^+]$$

Thay vào biểu thức

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{C_a - [\text{H}^+]}$$

Giải phương trình bậc 2 này ta tính được $[\text{H}^+]$ rồi tính pH