

Some Topics in Elementary Chemistry/Grade 11

Nguyễn Quân Bá Hồng¹

Ngày 19 tháng 8 năm 2022

¹Independent Researcher, Ben Tre City, Vietnam
e-mail: nguyenquanbahong@gmail.com; website: <https://nqbh.github.io>.

Mục lục

1	Sự Điện Ly	1
1.1	Sự Điện Ly	1
1.1.1	Hiện tượng điện ly	1
1.1.1.1	Thí nghiệm	1
1.1.1.2	Nguyên nhân tính dẫn điện của các dung dịch axit, bazơ, & muối trong nước	1
1.1.2	Cơ chế của quá trình điện ly	1
1.1.2.1	Cấu tạo của phân tử H_2O	1
1.1.2.2	Quá trình điện ly của $NaCl$ trong nước	1
1.1.2.3	Quá trình điện ly của HCl trong nước	2
1.2	Phân Loại Các Chất Điện Ly	2
1.2.1	Độ điện ly	2
1.2.1.1	Thí nghiệm	2
1.2.1.2	Độ điện ly	2
1.2.2	Chất điện ly mạnh & chất điện ly yếu	2
1.2.2.1	Chất điện ly mạnh	2
1.2.2.2	Chất điện ly yếu	2
1.3	Axit, Bazơ, & Muối	3
1.3.1	Axit & bazơ theo thuyết Arrenius	3
1.3.1.1	Định nghĩa	3
1.3.1.2	Axit nhiều nấc, bazơ nhiều nấc	3
1.3.1.3	Hidroxit lưỡng tính	3
1.3.2	Khái niệm về axit & bazơ theo thuyết Brønsted	4
1.3.2.1	Định nghĩa	4
1.3.2.2	Ưu điểm của thuyết Brønsted	4
1.3.3	Hằng số phân ly axit & bazơ	4
1.3.3.1	Hằng số phân ly axit	4
1.3.3.2	Hằng số phân ly bazơ	4
1.3.4	Muối	5
1.3.4.1	Định nghĩa	5
1.3.4.2	Sự điện ly của muối trong nước	5
1.4	Sự Điện Ly của Nước. pH. Chất Chỉ Thị Axit–Bazơ	5
1.4.1	Nước là chất điện ly rất yếu	5
1.4.1.1	Sự điện ly của nước	5
1.4.1.2	Tích số ion của nước	5
1.4.1.3	Ý nghĩa tích số ion của nước	5
1.4.2	Khái niệm về pH. Chất chỉ thị Axit – Bazơ	6
1.4.2.1	Khái niệm về pH	6
1.4.2.2	Chất chỉ thị axit – bazơ	6
1.4.3	pH & sự sâu răng	6
1.5	Luyện Tập: Axit, Bazơ, & Muối	6
1.5.1	Kiến thức cần nắm vững	7
1.6	Phản Ứng Trao Đổi Ion Trong Dung Dịch Các Chất Điện Ly	7
1.6.1	Điều kiện xảy ra phản ứng trao đổi ion trong dung dịch các chất điện ly	7
1.6.1.1	Phản ứng tạo thành chất kết tủa	7
1.6.1.2	Phản ứng tạo thành chất điện ly yếu	7
1.6.1.3	Phản ứng tạo thành chất khí	8
1.6.2	Phản ứng thủy phân của muối	8
1.6.2.1	Khái niệm sự thủy phân của muối	8

1.6.2.2	Phản ứng thủy phân của muối	8
1.7	Luyện Tập: Phản Ứng Trao Đổi Ion Trong Dung Dịch Các Chất Điện Ly	8
1.8	Thực Hành: Tính Axit – Bazơ. Phản Ứng Trao Đổi Ion Trong Dung Dịch Các Chất Điện Ly	8
2	Nhóm Nitơ	9
2.1	Khái Quát về Nhóm Nitơ	9
2.2	Nitơ	9
2.3	Amoniac & Muối Amoni	9
2.4	Axit Nitric & Muối Nitrat	9
2.5	Luyện Tập: Tính Chất của Nitơ & Hợp Chất của Nitơ	9
2.6	Photpho	9
2.7	Axit Photphoric & Muối Photphat	9
2.8	Phân Bón Hóa Học	9
2.9	Luyện Tập: Tính Chất của Photpho & Các Hợp Chất của Photpho	9
2.10	Thực Hành: Tính Chất của 1 Số Hợp Chất Nitơ, Photpho. Phân Biệt 1 Số Loại Phân Bón Hóa Học	9
3	Nhóm Cacbon	10
3.1	Khái Quát về Nhóm Cacbon	10
3.2	Cacbon	10
3.3	Hợp Chất của Cacbon	10
3.4	Silic & Hợp Chất của Silic	10
3.5	Công Nghiệp Silicat	10
3.6	Luyện Tập: Tính Chất của Cacbon, Silic, & Hợp Chất của Chúng	10
4	Đại Cương về Hóa Học Hữu Cơ	11
4.1	Hóa Học Hữu Cơ & Hợp Chất Hữu Cơ	11
4.2	Phân Loại & Gọi Tên Hợp Chất Hữu Cơ	11
4.3	Phân Tích Nguyên Tố	11
4.4	Công Thức Phân Tử Hợp Chất Hữu Cơ	11
4.5	Luyện Tập: Chất Hữu Cơ, Công Thức Phân Tử	11
4.6	Cấu Trúc Phân Tử Hợp Chất Hữu Cơ	11
4.7	Phản Ứng Hữu Cơ	11
4.8	Luyện Tập: Cấu Trúc Phân Tử Hợp Chất Hữu Cơ	11
5	Hidrocarbon No	12
5.1	Ankan: Đồng Đăng, Đồng Phân & Danh Pháp	12
5.2	Ankan: Cấu Trúc Phân Tử & Tính Chất Vật Lý	12
5.3	Ankan: Tính Chất Hóa Học, Điều Chế & Ứng Dụng	12
5.4	Xicloankan	12
5.5	Luyện Tập: Ankan & Xicloankan	12
5.6	Thực Hành: Phân Tích Định Tính: Điều Chế & Tính Chất của Metan	12
6	Hidrocarbon Không No	13
6.1	Anken: Danh Pháp, Cấu Trúc, & Đồng Phân	13
6.2	Anken: Tính Chất, Điều Chế, & Ứng Dụng	13
6.3	Ankadien	13
6.4	Khái Niệm về Tecpen	13
6.5	Ankin	13
6.6	Luyện Tập: Hidrocarbon Không No	13
6.7	Thực Hành: Tính Chất của Hidrocarbon Không No	13
7	Hidrocarbon Thơm – Nguồn Hidrocarbon Thiên Nhiên	14
7.1	Benzen & Ankybenzen	14
7.2	Stiren & Naphtalen	14
7.3	Nguồn Hidrocarbon Thiên Nhiên	14
7.4	Luyện Tập: So Sánh Đặc Điểm Cấu Trúc & Tính Chất của Hidrocarbon Thơm với Hidrocarbon No & Không No	14
7.5	Thực Hành: Tính Chất của 1 Số Hidrocarbon Thơm	14

8	Dẫn Xuất Halogen. Ancol – Phenol	15
8.1	Dẫn Xuất Halogen của Hidrocacbon	15
8.2	Luyện Tập: Dẫn Xuất Halogen	15
8.3	Ancol: Cấu Tạo, Danh Pháp, Tính Chất Vật Lý	15
8.4	Ancol: Tính Chất Hóa Học, Điều Chế, & Ứng Dụng	15
8.5	Phenol	15
8.6	Luyện Tập: Ancol, Phenol	15
8.7	Thực Hành: Tính Chất của 1 Vài Dẫn Xuất Halogen, Ancol, & Phenol	15
9	Andehit – Xeton – Axit Cacboxylic	16
9.1	Andehit & Xeton	16
9.2	Luyện Tập: Andehit & Xeton	16
9.3	Axit Cacboxylic: Cấu Trúc, Danh Pháp, & Tính Chất Vật Lý	16
9.4	Axit Cacboxylic: Tính Chất Hóa Học, Điều Chế, & Ứng Dụng	16
9.5	Luyện Tập: Axit Cacboxylic	16
9.6	Thực Hành: Tính Chất của Andehit & Axit Cacboxylic	16
	Tài liệu tham khảo	17

Preface

Tóm tắt kiến thức Hóa học lớp 11 theo chương trình giáo dục của Việt Nam & một số chủ đề nâng cao.

Chương 1

Sự Điện Ly

“S. Arrhenius (1859–1927), người Thụy Điển, được giải Nobel về Hóa học năm 1903.” – Trọng et al., 2021, p. 3

1.1 Sự Điện Ly

Nội dung. Các khái niệm về sự điện ly & chất điện ly, nguyên nhân tính dẫn điện của dung dịch chất điện ly & cơ chế của quá trình điện ly.

1.1.1 Hiện tượng điện ly

1.1.1.1 Thí nghiệm

“Chuẩn bị 3 cốc: cốc a đựng nước cất, cốc b đựng dung dịch saccarozơ ($C_{12}H_{22}O_{11}$), cốc c đựng dung dịch natri clorua (NaCl) rồi lắp vào bộ dụng cụ như Trọng et al., 2021, Hình 1.1: Bộ dụng cụ chứng minh tính dẫn điện của dung dịch, p. 4. Khi nối các đầu dây dẫn điện với cùng 1 nguồn điện, ta chỉ thấy bóng đèn ở cốc đựng dung dịch NaCl bật sáng. Vậy dung dịch NaCl dẫn điện, còn nước cất & dung dịch saccarozơ không dẫn điện. Nếu làm các thí nghiệm tương tự, người ta thấy NaCl rắn, khan; NaOH rắn, khan; các dung dịch ancol etylic (C_2H_5OH); glixerol ($HOCH_2CH(OH)CH_2OH$) không dẫn điện. Ngược lại các dung dịch axit, bazơ, & muối đều dẫn điện.” – Trọng et al., 2021, p. 4

1.1.1.2 Nguyên nhân tính dẫn điện của các dung dịch axit, bazơ, & muối trong nước

“Ngay từ năm 1887, Arrhenius đã giả thiết & sau này thực nghiệm đã xác nhận rằng, tính dẫn điện của các dung dịch axit, bazơ, & muối là do trong dung dịch của chúng có các tiểu phân mang điện tích chuyển động tự do được gọi là các *ion*. Như vậy các axit, bazơ, & muối khi hòa tan trong nước phân ly ra các ion, nên dung dịch của chúng dẫn điện.

Định nghĩa 1.1.1 (Sự điện ly, chất điện ly). *Quá trình phân ly các chất trong nước ra ion là sự điện ly. Những chất tan trong nước phân ly ra ion được gọi là những chất điện ly*¹.

Vậy axit, bazơ, & muối là những chất điện ly.” – Trọng et al., 2021, p. 5

1.1.2 Cơ chế của quá trình điện ly

1.1.2.1 Cấu tạo của phân tử H_2O

“Phân tử H_2O có cấu tạo như Trọng et al., 2021, Hình 1.2: Cấu tạo của phân tử nước. Mô hình đặc của phân tử nước, p. 5. Liên kết O – H là liên kết cộng hóa trị phân cực, cặp electron dùng chung lệch về phía oxi, nên ở oxi có dư điện tích âm, còn ở hydro có dư điện tích dương. Vì vậy, phân tử H_2O là phân tử có cực.” – Trọng et al., 2021, p. 5

1.1.2.2 Quá trình điện ly của NaCl trong nước

“NaCl là *hợp chất ion*, i.e., gồm những cation Na^+ & anion Cl^- liên kết với nhau bằng lực tĩnh điện. Khi cho NaCl tinh thể vào nước, những ion Na^+ & Cl^- trên bề mặt tinh thể hút về chúng các phân tử H_2O (cation hút đầu âm & anion hút đầu dương). Quá trình tương tác giữa các phân tử nước có cực & các ion của muối kết hợp với sự chuyển động hỗn loạn không ngừng của các phân tử nước làm cho các ion Na^+ & Cl^- của muối tách dần khỏi tinh thể & hòa tan trong nước (Trọng et al., 2021, p. 1.3: Sơ đồ quá trình phân ly ra ion của tinh thể NaCl trong nước, p. 6). Từ sơ đồ trên ta thấy sự điện ly của

¹Nhiều chất khi nóng chảy cũng phân ly ra ion, nên ở trạng thái nóng chảy các chất này dẫn điện được.

NaCl trong nước có thể được biểu diễn bằng *phương trình điện ly* như sau: $\text{NaCl (dd)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (dd)} + \text{Cl}^- \text{ (dd)}$. Tuy nhiên, để đơn giản người ta thường viết: $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$. – Trọng et al., 2021, p. 6

Jujutsu Kaisen, Chap. 189.

1.1.2.3 Quá trình điện ly của HCl trong nước

“Phân tử hidro clorua (HCl) cũng là phân tử có cực tương tự phân tử nước. Cực dương ở phía hiddro, cực âm ở phía clo. Khi tan trong nước, các phân tử HCl hút về chúng những cực ngược dấu của các phân tử nước. Do sự tương tác giữa các phân tử nước & phân tử HCl, kết hợp với sự chuyển động không ngừng của các phân tử nước dẫn đến sự điện ly phân tử HCl ra các ion H^+ & Cl^- (Trọng et al., 2021, Hình 1.4: Sơ đồ quá trình phân ly ra ion của phân tử HCl trong nước (Thực tế trong dung dịch H^+ luôn tồn tại dưới dạng H_3O^+), p. 6). Phương trình điện ly của HCl trong nước như sau: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$. Trong các phân tử ancol etylic, saccarozơ, glixerol, có liên kết phân cực nhưng rất yếu, nên dưới tác dụng của các phân tử nước chúng không thể phân ly ra ion được, chúng là các *chất không điện ly*.” – Trọng et al., 2021, pp. 6–7

1.2 Phân Loại Các Chất Điện Ly

Nội dung. *Độ điện ly, cân bằng điện ly, chất điện ly mạnh & chất điện ly yếu.*

1.2.1 Độ điện ly

1.2.1.1 Thí nghiệm

“Chuẩn bị 2 cốc: 1 cốc dung dịch HCl 0.10 M, cốc kia đựng dung dịch CH_3COOH 0.10 M rồi lắp vào bộ dụng cụ như Trọng et al., 2021, Hình 1.1, p. 4. Khi nối các đầu dây dẫn điện với cùng 1 nguồn điện, ta thấy bóng đèn ở cốc đựng dung dịch HCl sáng hơn so với bóng đèn ở cốc đựng dung dịch CH_3COOH . Điều đó chứng tỏ rằng: nồng độ các ion trong dung dịch HCl lớn hơn nồng độ các ion trong dung dịch CH_3COOH , i.e., số phân tử HCl phân ly ra ion nhiều hơn so với số phân tử CH_3COOH phân ly ra ion.” – Trọng et al., 2021, p. 8

1.2.1.2 Độ điện ly

“Để đánh giá mức độ phân ly ra ion của chất điện ly trong dung dịch, người ta dùng khái niệm độ điện ly.

Định nghĩa 1.2.1 (Độ điện ly). Độ điện ly α của chất điện ly là tỷ số giữa số phân tử phân ly ra ion (n) & tổng số phân tử hòa tan (n_0). $\alpha = \frac{n}{n_0}$.

Độ điện ly của các chất điện ly khác nhau nằm trong khoảng $0 < \alpha \leq 1$. Khi 1 chất có $\alpha = 0$, quá trình điện ly không xảy ra, đó là *chất không điện ly*. Độ điện ly thường được biểu diễn dưới dạng phần trăm.” – Trọng et al., 2021, p. 8

1.2.2 Chất điện ly mạnh & chất điện ly yếu

1.2.2.1 Chất điện ly mạnh

Định nghĩa 1.2.2 (Chất điện ly mạnh). “Chất điện ly mạnh là chất khi tan trong nước², các phân tử hòa tan đều phân ly ra ion.” – Trọng et al., 2021, p. 9

“Vậy chất điện ly mạnh có $\alpha = 1$. Đó là các axit mạnh, e.g., HCl, HNO_3 , HClO_4 , H_2SO_4 , ...; các bazơ mạnh, e.g., NaOH, KOH, Ba(OH)_2 , ... & hầu hết các muối. Trong phương trình điện ly của chất điện ly mạnh, người ta dùng 1 mũi tên chỉ chiều của quá trình điện ly. E.g., $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$. Vì sự điện ly của Na_2SO_4 là hoàn toàn, nên ta dễ dàng tính được nồng độ các ion do Na_2SO_4 phân ly ra.” – Trọng et al., 2021, p. 8. E.g., trong dung dịch Na_2SO_4 a M, nồng độ ion Na^+ là $2a$ M & nồng độ ion SO_4^{2-} là a M.” – Trọng et al., 2021, p. 9

1.2.2.2 Chất điện ly yếu

Định nghĩa 1.2.3 (Chất điện ly yếu). “Chất điện ly yếu là chất khi tan trong nước chỉ có 1 phần số phân tử hòa tan phân ly ra ion, phần còn lại vẫn tồn tại dưới dạng phân tử trong dung dịch.” – Trọng et al., 2021, p. 9

“Vậy độ điện ly của chất điện ly yếu nằm trong khoảng $\alpha \in (0, 1)$. Những chất điện ly yếu là các axit yếu, e.g., CH_3COOH , HClO , H_2S , HF, H_2SO_3 , H_2CO_3 , ...; các bazơ yếu, như Bi(OH)_3 , Mg(OH)_2 , ... Trong phương trình điện ly của chất điện ly yếu, người ta dùng 2 mũi tên ngược chiều nhau. E.g., $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$.

²Tất cả các chất đều ít nhiều tan trong nước. E.g., ở 25°C nồng độ bão hòa của BaSO_4 là $1.0 \cdot 10^{-5}$ mol/l, của AgCl là $1.2 \cdot 10^{-5}$ mol/, của CaCO_3 là $6.9 \cdot 10^{-5}$ mol/l, của Fe(OH)_2 là $5.8 \cdot 10^{-6}$ mol/l.

1.2.2.2.1 Cân bằng điện ly. Sự điện ly của chất điện ly yếu là quá trình thuận nghịch, khi nào tốc độ phân ly & tốc độ kết hợp cá ion tạo lại phân tử bằng nhau, cân bằng của quá trình điện ly được thiết lập. *Cân bằng điện li là cân bằng động.* Giống như mọi cân bằng hóa học khác, cân bằng điện ly cũng có hằng số cân bằng K & tuân theo nguyên lý chuyển dịch cân bằng Lơ Sa-tơ-li-ê.

1.2.2.2.2 Ảnh hưởng của sự pha loãng đến độ điện ly. *Khi pha loãng dung dịch, độ điện ly của các chất điện ly đều tăng.* E.g., ở 25°C độ điện ly của CH_3COOH trong dung dịch 0.10 M là 1.32%, trong dung dịch 0.043 M là 2% & trong dung dịch 0.010 M là 4.11%. Có thể giải thích hiện tượng này như sau. Khi pha loãng dung dịch, các ion dương & âm của chất điện ly dời xa nhau hơn, ít có điều kiện va chạm vào nhau để tạo lại phân tử, trong khi đó sự pha loãng không cản trở đến sự điện ly của các phân tử.” – Trọng et al., 2021, pp. 9–10

1.3 Axit, Bazơ, & Muối

Nội dung. *Axit, bazơ theo thuyết Arrhenius & thuyết Brønsted; phương trình điện ly của các axit, bazơ, & muối trong nước; hằng số phân ly axit, hằng số phân ly bazơ.*

1.3.1 Axit & bazơ theo thuyết Arrhenius

1.3.1.1 Định nghĩa

Định nghĩa 1.3.1 (Axit). *Axit là chất khi tan trong nước phân ly ra cation H^+ .*

“E.g., $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$, $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$. Các dung dịch axit đều có 1 số tính chất chung, đó là tính chất của các cation H^+ trong dung dịch.” – Trọng et al., 2021, p. 11

Định nghĩa 1.3.2 (Bazơ). *Bazơ là chất khi tan trong nước phân ly ra anion OH^- .*

“E.g., $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$. Các dung dịch bazơ đều có 1 số tính chất chung, đó là tính chất của các anion OH^- trong dung dịch.” – Trọng et al., 2021, p. 11

1.3.1.2 Axit nhiều nấc, bazơ nhiều nấc

1.3.1.2.1 Axit nhiều nấc. “Phân tử HCl cũng như phân tử CH_3COOH trong dung dịch nước chỉ phân ly 1 nấc ra ion H^+ . Đó là các *axit 1 nấc*. Đối với axit H_3PO_4 thì: $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$, $K_1 = 7.6 \cdot 10^{-3}$, $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$, $K_2 = 6.2 \cdot 10^{-8}$, $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$, $K_3 = 4.4 \cdot 10^{-13}$. Phân tử H_3PO_4 phân ly 3 nấc ra ion H^+ , H_3PO_4 là *axit 3 nấc*.

Định nghĩa 1.3.3 (Axit nhiều nấc). *Những axit khi tan trong nước mà phân tử phân ly nhiều nấc ra ion H^+ là các axit nhiều nấc.* – Trọng et al., 2021, p. 11

1.3.1.2.2 Bazơ nhiều nấc. “Phân tử NaOH khi tan trong nước chỉ phân ly 1 nấc ra ion OH^- , NaOH là *bazơ 1 nấc*. Đối với $\text{Mg}(\text{OH})_2$ thì: $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{OH})^+ + \text{OH}^-$, $\text{Mg}(\text{OH})^+ \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-$. Phân tử $\text{Mg}(\text{OH})_2$ phân ly 2 nấc ra ion OH^- , $\text{Mg}(\text{OH})_2$ là *bazơ 2 nấc*.

Định nghĩa 1.3.4 (Bazơ nhiều nấc). *Những bazơ khi tan trong nước mà phân tử phân ly nhiều nấc ra ion OH^- là các bazơ nhiều nấc.* – Trọng et al., 2021, p. 12

1.3.1.3 Hidroxit lưỡng tính

Định nghĩa 1.3.5 (Hidroxit lưỡng tính). *“Hidroxit lưỡng tính là hidroxit khi tan trong nước vừa có thể phân ly như axit, vừa có thể phân ly như bazơ.*

E.g., $\text{Zn}(\text{OH})_2$ là hidroxit lưỡng tính: $\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^-$: phân ly theo kiểu bazơ, $\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{ZnO}_2^{2-}$ ³: phân ly theo kiểu axit. Để thể hiện tính axit của $\text{Zn}(\text{OH})_2$ người ta thường viết nó dưới dạng H_2ZnO_2 . 1 số hidroxit lưỡng tính thường gặp là $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Chúng đều tan ít trong nước & lực axit, lực⁴ bazơ đều yếu.” – Trọng et al., 2021, p. 12

³Thực tế trong dung dịch tồn tại ion $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$: $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\text{H}^+$.

⁴Lực axit hay lực bazơ được đánh giá bằng hằng số phân ly K của axit hay bazơ đó.

1.3.2 Khái niệm về axit & bazơ theo thuyết Brønsted

1.3.2.1 Định nghĩa

Định nghĩa 1.3.6 (Axit, bazơ). “Axit là chất nhường proton (H^+). Bazơ là chất nhận proton. $Axit \rightleftharpoons Bazơ + H^+$.”

Ví dụ 1.3.1. $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$. Trong phản ứng này, CH_3COOH nhường H^+ cho H_2O , CH_3COOH là axit; H_2O nhận H^+ , H_2O là bazơ. Theo phản ứng nghịch CH_3COO^- nhận H^+ , CH_3COO^- là bazơ, còn H_3O^+ (ion oxoni) nhường H^+ , H_3O^+ là axit.

Ví dụ 1.3.2. $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$, NH_3 là bazơ, H_2O là axit. Theo phản ứng nghịch NH_4^+ là axit & OH^- là bazơ.

Ví dụ 1.3.3. $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CO_3^{2-}$. HCO_3^- & H_3O^+ là axit, H_2O & CO_3^{2-} là bazơ. $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-$. HCO_3^- & OH^- là bazơ, H_2O & H_2CO_3 là axit. Ion HCO_3^- vừa có thể nhường proton vừa có thể nhận proton, vậy HCO_3^- là chất lưỡng tính.

Nhận xét 1.3.1. • Phân tử H_2O có thể đóng vai trò axit hay bazơ. Vậy H_2O là chất lưỡng tính. • Theo thuyết Brønsted, axit & bazơ có thể là phân tử hoặc ion.” – Trọng et al., 2021, pp. 12–13

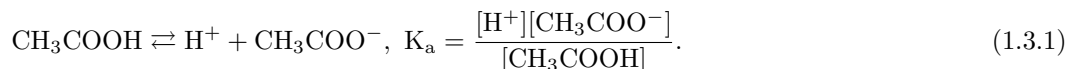
1.3.2.2 Ưu điểm của thuyết Brønsted

“Theo thuyết Arrhenius, trong phân tử axit phải có hydro & trong nước phân ly ra ion H^+ , trong phân tử bazơ phải có nhóm OH & trong nước phân ly ra ion OH^- . Vậy thuyết Arrhenius chỉ đúng cho trường hợp dung môi là nước. Ngoài ra, có những chất không chứa nhóm OH , nhưng là bazơ, e.g., NH_3 , các amin thì thuyết Arrhenius không giải thích được. Thuyết Brønsted tổng quát hơn, nó áp dụng đúng cho bất kỳ dung môi nào có khả năng nhường & nhận proton, cả khi vắng mặt dung môi. Tuy nhiên, ở đây chúng ta chỉ nghiên cứu tính chất axit – bazơ trong dung môi nước, nên cả 2 thuyết đều cho kết quả giống nhau.” – Trọng et al., 2021, p. 13

1.3.3 Hằng số phân ly axit & bazơ

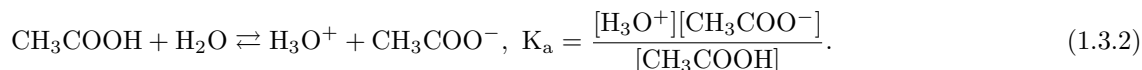
1.3.3.1 Hằng số phân ly axit

“Sự điện ly của axit yếu trong nước là quá trình thuận nghịch, ở trạng thái cân bằng có thể áp dụng biểu thức hằng số cân bằng cho nó. E.g.,



Trong đó: $[H^+]$, $[CH_3COO^-]$, & $[CH_3COOH]$ là nồng độ mol của H^+ , CH_3COO^- , & CH_3COOH lúc cân bằng.

Cân bằng trong dung dịch CH_3COOH có thể viết:



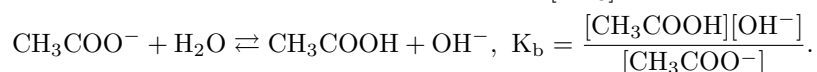
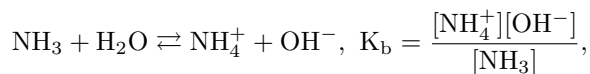
H_2O trong cân bằng (1.3.2) là dung môi, trong dung dịch loãng nồng độ của H_2O được coi là hằng số, nên không có mặt trong biểu thức tính K . Phương trình (1.3.1) được viết theo thuyết Arrhenius, phương trình (1.3.2) được viết theo thuyết Brønsted. 2 cách viết này cho kết quả giống nhau, i.e., giá trị K_a như nhau, vì nồng độ H^+ hay nồng độ H_3O^+ trong dung dịch chỉ là 1.

Mệnh đề 1.3.1. K_a là hằng số phân ly axit. Giá trị K_a chỉ phụ thuộc vào bản chất axit & nhiệt độ. Giá trị K_a của axit càng nhỏ, lực axit của nó càng yếu.

Ví dụ 1.3.4. Ở 25° , K_a của CH_3COOH là $1.75 \cdot 10^{-5}$ & của $HClO$ là $5.0 \cdot 10^{-8}$. Vậy lực axit của $HClO$ yếu hơn của CH_3COOH , i.e., nếu 2 axit có cùng nồng độ mol & ở cùng nhiệt độ thì nồng độ mol của H^+ trong dung dịch $HClO$ nhỏ hơn.” – Trọng et al., 2021, pp. 13–14

1.3.3.2 Hằng số phân ly bazơ

Ví dụ 1.3.5. “ NH_3 & CH_3COO^- ở trong nước đều là các bazơ yếu:



trong đó $[NH_4^+]$, $[OH^-]$, $[NH_3]$, $[CH_3COOH]$, & $[CH_3COO^-]$ là nồng độ mol của NH_4^+ , OH^- , NH_3 , CH_3COOH , & CH_3COO^- lúc cân bằng.

Mệnh đề 1.3.2. K_b là hằng số phân ly bazơ. Giá trị K_b chỉ phụ thuộc vào bản chất bazơ & nhiệt độ. Giá trị K_b của bazơ càng nhỏ, lực bazơ của nó càng yếu.” – Trọng et al., 2021, p. 14

1.3.4 Muối

1.3.4.1 Định nghĩa

Định nghĩa 1.3.7 (Muối). “Muối là hợp chất, khi tan trong nước phân ly ra cation kim loại (hoặc cation NH_4^+) & anion gốc axit.

E.g., $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-}$, $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$. Muối mà anion gốc axit không còn hydro có khả năng phân ly ra ion H^+ (hydro có tính axit)⁵ được gọi là *muối trung hòa*. E.g., NaCl , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, Na_2CO_3 . Nếu anion gốc axit của muối vẫn còn hydro có khả năng phân ly ra ion H^+ , thì muối đó được gọi là *muối axit*. E.g., NaHCO_3 , NaH_2PO_4 , NaHSO_4 . Ngoài ra có 1 số muối phức tạp thường gặp như muối kép: NaCl.KCl ; $\text{KCl.MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; ... phức chất: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; ...” – Trọng et al., 2021, pp. 14–15

1.3.4.2 Sự điện ly của muối trong nước

“Hầu hết các muối (kể cả muối kép) khi tan trong nước phân ly hoàn toàn ra cation kim loại (hoặc cation NH_4^+) & anion gốc axit (trừ 1 số muối như HgCl_2 , $\text{Hg}(\text{CN})_2$, ... là các chất điện ly yếu). E.g., $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$, $\text{NaCl.KCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{K}^+ + 2\text{Cl}^-$, $\text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HSO}_3^-$. Nếu anion gốc axit còn chứa hydro có tính axit, thì gốc này tiếp tục phân ly yếu ra ion H^+ . E.g., $\text{HSO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$. Phức chất khi tan trong nước phân ly hoàn toàn ra ion phức (được ghi trong dấu móc vuông), sau đó ion phức phân ly yếu ra các cấu tử thành phần. E.g., $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^-$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$.” – Trọng et al., 2021, p. 15

1.4 Sự Điện Ly của Nước. pH. Chất Chỉ Thị Axit-Bazơ

Nội dung. Tích số ion của nước, cách đánh giá độ axit & độ kiềm của các dung dịch theo nồng độ ion H^+ & pH, màu của 1 số chất chỉ thị trong dung dịch ở các khoảng pH khác nhau.

1.4.1 Nước là chất điện ly rất yếu

1.4.1.1 Sự điện ly của nước

“Bằng dụng cụ đo nhạy, người ta thấy nước cũng dẫn điện nhưng cực kỳ yếu. Nước là chất điện ly rất yếu $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$.” – Trọng et al., 2021, p. 17

1.4.1.2 Tích số ion của nước

“Từ phương trình trên ta có thể viết được biểu thức hằng số cân bằng K của phản ứng $K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$. Thực nghiệm đã xác định được rằng, ở nhiệt độ thường cứ 555 triệu phân tử nước chỉ có 1 phân tử phân ly ra ion, nên $[\text{H}_2\text{O}]$ được coi là hằng số. Từ đó, đặt $K_{\text{H}_2\text{O}} = K[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$. $K_{\text{H}_2\text{O}}$ được gọi là *tích số ion của nước*, tích số này là hằng số ở nhiệt độ xác định. Ở 25°C: $K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \cdot 10^{-14}$, tuy nhiên giá trị này còn được dùng ở nhiệt độ không khác nhiều với 25°C. 1 cách gần đúng, có thể coi giá trị tích số ion của nước là hằng số cả trong dung dịch loãng của các chất khác nhau. Vì 1 phân tử H_2O phân ly ra 1 ion H^+ & 1 ion OH^- , nên trong nước: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{1.0 \cdot 10^{-14}} = 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$. Nước có môi trường trung tính, nên có thể định nghĩa:

Định nghĩa 1.4.1 (Môi trường trung tính). Môi trường trung tính là môi trường trong đó $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$.” – Trọng et al., 2021, p. 17

1.4.1.3 Ý nghĩa tích số ion của nước

1.4.1.3.1 Môi trường axit. “Khi hòa tan axit vào nước, nồng độ H^+ tăng, nên nồng độ OH^- phải giảm sao cho tích số ion của nước không đổi. E.g., hòa tan axit vào nước để nồng độ H^+ bằng $1.0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ thì nồng độ OH^- là: $[\text{OH}^-] = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{[\text{H}^+]} = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{1.0 \cdot 10^{-3}} = 1.0 \cdot 10^{-11} \text{ N}$. Vậy môi trường axit là môi trường trong đó $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ hay $[\text{H}^+] > 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$.” – Trọng et al., 2021, p. 18

⁵Trong gốc axit của 1 số muối (e.g., Na_2HPO_3 , NaH_2PO_2) vẫn còn hydro, nhưng là muối trung hòa vì các hydro đó không có khả năng phân ly ra ion H^+ .

1.4.1.3.2 Môi trường kiềm. “Khi hòa tan bazơ vào nước, nồng độ OH^- tăng, nên nồng độ H^+ phải giảm sao cho tích số ion của nước không đổi. E.g., hòa tan bazơ vào nước để nồng độ OH^- bằng $1.0 \cdot 10^{-5}$ M thì nồng độ H^+ là: $[\text{H}^+] = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{1.0 \cdot 10^{-5}} = 1.0 \cdot 10^{-9}$ M.

Định nghĩa 1.4.2. Môi trường kiềm là môi trường trong đó: $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ hay $[\text{H}^+] < 1.0 \cdot 10^{-7}$ M.

Những thí dụ trên cho thấy, nếu biết nồng độ H^+ trong dung dịch nước, thì nồng độ OH^- cũng được xác định & ngược lại. Vì vậy, độ axit & độ kiềm của dung dịch có thể được đánh giá chỉ bằng nồng độ H^+ . Môi trường trung tính: $[\text{H}^+] = 1.0 \cdot 10^{-7}$ M. Môi trường axit: $[\text{H}^+] > 1.0 \cdot 10^{-7}$ M. Môi trường kiềm: $[\text{H}^+] < 1.0 \cdot 10^{-7}$ M.” – Trọng et al., 2021, p. 18

1.4.2 Khái niệm về pH. Chất chỉ thị Axit – Bazơ

1.4.2.1 Khái niệm về pH

“Dựa vào nồng độ H^+ trong dung dịch nước có thể đánh giá được độ axit & độ kiềm của dung dịch. Nhưng dung dịch thường dùng có nồng độ H^+ nhỏ, để tránh ghi nồng độ H^+ với số mũ âm, người ta dùng pH với quy ước như sau: $[\text{H}^+] = 1.0 \cdot 10^{-\text{pH}}$ M.⁶ Nếu $[\text{H}^+] = 1.0 \cdot 10^{-a}$ M thì $\text{pH} = a$. E.g., $[\text{H}^+] = 1.0 \cdot 10^{-1}$ M \Rightarrow pH = 1.00: môi trường axit. $[\text{H}^+] = 1.0 \cdot 10^{-7}$ M \Rightarrow pH = 7.00: môi trường trung tính. $[\text{H}^+] = 1.0 \cdot 10^{-11}$ M \Rightarrow pH = 11.00: môi trường kiềm. Thang pH thường dùng có giá trị từ 1–14. Giá trị pH có ý nghĩa to lớn trong thực tế. E.g., pH của máu người & động vật có giá trị gần như không đổi. Thực vật có thể sinh trưởng bình thường chỉ khi giá trị pH của dung dịch trong đất ở trong khoảng xác định đặc trưng cho mỗi loại cây. Tốc độ ăn mòn kim loại trong nước tự nhiên phụ thuộc rất nhiều vào pH của nước mà kim loại tiếp xúc.” – Trọng et al., 2021, pp. 18–19

1.4.2.2 Chất chỉ thị axit – bazơ

“Chất chỉ thị axit – bazơ là chất có màu biến đổi phụ thuộc vào giá trị pH của dung dịch. E.g., màu của 2 chất chỉ thị axit – bazơ là quỳ & phenolphthalein trong các khoảng pH khác nhau được đưa ra trong Trọng et al., 2021, Bảng 1.1, p. 19. Quỳ: đỏ pH ≤ 6 , tím pH = 7.0, xanh pH ≥ 8 . Phenolphthalein: không màu pH < 8.3 , hồng pH ≥ 8.3 .⁷ Trộn lẫn 1 số chất chỉ thị có màu biến đổi kế tiếp nhau theo giá trị pH, ta được hỗn hợp chất *chỉ thị vạn năng*. Dùng băng giấy tẩm dung dịch hỗn hợp này có thể xác định được gần đúng giá trị pH của dung dịch (Trọng et al., 2021, Hình 1.5: Màu của chất chỉ thị vạn năng (thuốc thử MERCK của Đức) ở các giá trị pH khác nhau, p. 19). Để xác định tương đối chính xác giá trị pH của dung dịch người ta dùng máy đo pH.” – Trọng et al., 2021, p. 19

1.4.3 pH & sự sâu răng

“Răng được bảo vệ bởi lớp men cứng, dày khoảng 2 mm. Lớp men này là hợp chất $\text{Ca}(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ & được tạo thành bằng phản ứng:



Quá trình tạo men này là sự bảo vệ tự nhiên của con người chống lại bệnh sâu răng. Sau bữa ăn, vi khuẩn trong miệng tấn công các thức ăn còn lưu lại trên răng tạo thành các axit hữu cơ như axit axetic, axit lactic. Thức ăn với hàm lượng đường cao tạo điều kiện tốt cho việc sản sinh ra các axit đó. Lượng axit trong miệng tăng, pH giảm, làm cho phản ứng sau xảy ra: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$. Khi nồng độ OH^- giảm, theo nguyên lý Sa-tơ-li-ê, cân bằng (1.4.1) chuyển dịch theo chiều nghịch & men răng bị mòn, tạo điều kiện cho sâu răng phát triển. Biện pháp tốt nhất phòng sâu răng là ăn thức ăn ít chua, ít đường, đánh răng sau khi ăn. Người ta thường trộn vào thuốc đánh răng Na hay SnF_2 , vì ion F^- tạo điều kiện cho phản ứng sau xảy ra: $5\text{Ca}^{2+} + 3\text{PO}_4^{3-} + \text{F}^- \rightarrow \text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$. Hợp chất $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ là men răng thay thế 1 phần $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$. Ở nước ta, 1 số người có thói quen ăn trầu, việc này rất tốt cho việc tạo men răng theo phản ứng (1.4.1), vì trong trầu có vôi tôi ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), chứa các ion Ca^{2+} & OH^- làm cho cân bằng (1.4.1) chuyển dịch theo chiều thuận.” – Trọng et al., 2021, p. 21

1.5 Luyện Tập: Axit, Bazơ, & Muối

Nội dung. *Củng cố kiến thức về axit, bazơ, & muối, kỹ năng tính pH của các dung dịch axit 1 nấc & bazơ 1 nấc.*

⁶Về mặt toán học $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$.

⁷Trong dung dịch xút đặc màu hồng bị mất.

1.5.1 Kiến thức cần nắm vững

“1. Axit khi tan trong nước phân ly ra cation H^+ (theo thuyết Arrenius) hoặc axit là chất nhường proton H^+ (theo thuyết Brønsted). Bazơ khi tan trong nước phân ly ra anion OH^- (theo thuyết Arrenius) hoặc bazơ là chất nhận proton H^+ (theo thuyết Brønsted). 2. Chất lưỡng tính vừa có thể thể hiện tính axit, vừa có thể thể hiện tính bazơ. 3. Hầu hết các muối khi tan trong nước phân ly hoàn toàn ra cation kim loại (hoặc cation NH_4^+) & anion gốc axit. Nếu gốc axit còn chứa hiđro có tính axit, thì gốc đó tiếp tục phân ly yếu ra cation H^+ & anion gốc axit. 4. Hằng số phân ly axit K_a & hằng số phân ly bazơ K_b là các đại lượng đặc trưng cho lực axit & lực bazơ của axit yếu & bazơ yếu trong nước. 5. Tích số ion của nước là $K_{H_2O} = [H^+][OH^-] = 1.0 \cdot 10^{-14}$. 1 cách gần đúng có thể coi giá trị của tích số này là hằng số cả trong dung dịch loãng của các chất khác nhau. 6. Giá trị $[H^+]$ & pH đặc trưng cho các môi trường: Môi trường trung tính: $[H^+] = 1.0 \cdot 10^{-7}$ M hay pH = 7.00. Môi trường axit: $[H^+] > 1.0 \cdot 10^{-7}$ M hay pH < 7.00. Môi trường kiềm: $[H^+] < 1.0 \cdot 10^{-7}$ M hay pH > 7.00. 7. Màu của quỳ, phenolphthalein & chất chỉ thị vạn năng trong dung dịch ở các giá trị pH khác nhau.” – Trọng et al., 2021, p. 22

1.6 Phản Ứng Trao Đổi Ion Trong Dung Dịch Các Chất Điện Ly

Nội dung. Bản chất & điều kiện xảy ra phản ứng trao đổi ion trong dung dịch các chất điện ly, phương trình ion rút gọn của phản ứng trong dung dịch các chất điện ly.

1.6.1 Điều kiện xảy ra phản ứng trao đổi ion trong dung dịch các chất điện ly

1.6.1.1 Phản ứng tạo thành chất kết tủa

“*Thí nghiệm:* Nhỏ dung dịch natri sunfat (Na_2SO_4) vào ống nghiệm đựng dung dịch bari clorua ($BaCl_2$) thấy kết tủa trắng của $BaSO_4$ xuất hiện:



Giải thích: Na_2SO_4 & $BaCl_2$ đều dễ tan & phân ly mạnh trong nước: $Na_2SO_4 \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$, $BaCl_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2Cl^-$. Trong số 4 ion được phân ly ra chỉ có các ion Ba^{2+} & SO_4^{2-} kết hợp được với nhau tạo thành chất kết tủa là $BaSO_4$ (Trọng et al., 2021, Hình 1.6: Chất kết tủa $BaSO_4$, p. 24), nên thực chất phản ứng trong dung dịch là: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow$. Phương trình này được gọi là *phương trình ion rút gọn* của phản ứng (1.6.1). *Phương trình ion rút gọn cho biết bản chất của phản ứng trong dung dịch các chất điện ly.* Cách chuyển phương trình hóa học dưới dạng phân tử thành phương trình ion rút gọn như sau:

- Chuyển tất cả các chất vừa dễ tan vừa điện ly mạnh thành ion, các chất khí, kết tủa, điện ly yếu để nguyên dạng phân tử. Phương trình thu được là phương trình ion đầy đủ, e.g., đối với phản ứng (1.6.1) ta có: $2Na^+ + SO_4^{2-} + Ba^{2+} + 2Cl^- \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-$.
- Lược bỏ những ion không tham gia phản ứng, ta được phương trình ion rút gọn: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow$. Từ phương trình này ta thấy rằng, muốn điều chế $BaSO_4$ cần trộn 2 dung dịch, 1 dung dịch chứa ion Ba^{2+} & dung dịch kia chứa ion SO_4^{2-} . – Trọng et al., 2021, pp. 24–25

1.6.1.2 Phản ứng tạo thành chất điện ly yếu

1.6.1.2.1 Phản ứng tạo thành nước. “*Thí nghiệm:* Chuẩn bị 1 cốc đựng 25 ml dung dịch NaOH 0.10 M. Nhỏ vào đó vài giọt dung dịch phenolphthalein. Dung dịch có màu hồng (Trọng et al., 2021, Hình 1.7: Màu của phenolphthalein trong môi trường kiềm, p. 25). Rót từ từ dung dịch HCl 0.10 M vào cốc trên, vừa rót vừa khuấy cho đến khi mất màu. Phản ứng như sau: $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$. *Giải thích:* NaOH & HCl đều dễ tan & phân ly mạnh trong nước: $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$, $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$. Các ion OH^- trong dung dịch NaOH làm cho phenolphthalein chuyển sang màu hồng. Khi cho dung dịch HCl vào dung dịch NaOH, chỉ có các ion H^+ của HCl phản ứng với các ion OH^- của NaOH tạo thành chất điện ly rất yếu là H_2O . Phương trình ion rút gọn là: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$. Khi màu của dung dịch trong cốc mất, đó là lúc các ion H^+ của HCl đã phản ứng hết với các ion OH^- của NaOH. Phản ứng giữa dung dịch axit & hidroxit có tính bazơ rất dễ xảy ra vì tạo thành chất điện ly rất yếu là H_2O . E.g., $Mg(OH)_2$ ít tan trong nước, những dễ dàng tan trong dung dịch axit mạnh: $Mg(OH)_2 (r) + 2H^+ \rightarrow Mg^{2+} + 2H_2O$.” – Trọng et al., 2021, p. 25

1.6.1.2.2 Phản ứng tạo thành axit yếu. “*Thí nghiệm:* Nhỏ dung dịch HCl vào ống nghiệm đựng dung dịch CH_3COONa , axit yếu CH_3COOH sẽ tạo thành. $HCl + CH_3COONa \rightarrow CH_3COOH + NaCl$. *Giải thích:* HCl & CH_3COONa là các chất dễ tan & phân ly mạnh: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$, $CH_3COONa \rightarrow Na^+ + CH_3COO^-$. Trong dung dịch, các ion H^+ sẽ kết hợp với các ion CH_3COO^- tạo thành chất điện ly yếu là CH_3COOH (mùi giấm). Phương trình ion rút gọn: $CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH$.” – Trọng et al., 2021, pp. 25–26

1.6.1.3 Phản ứng tạo thành chất khí

“*Thí nghiệm:* Rót dung dịch HCl vào cốc đựng dung dịch Na_2CO_3 ta thấy có bọt khí thoát ra: $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$. *Giải thích:* HCl & Na_2CO_3 đều dễ tan & phân ly mạnh: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$. Các ion H^+ & CO_3^{2-} trong dung dịch kết hợp với nhau tạo thành axit yếu là H_2CO_3 . Axit này không bền bị phân hủy ra CO_2 & H_2O : $\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{HCO}_3^-$, $\text{H}^+ + \text{HCO}_3^- \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$, $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$. Phương trình rút gọn: $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$. Phản ứng giữa muối cacbonat & dung dịch axit rất dễ xảy ra, vì vừa tạo thành chất điện ly rất yếu là H_2O , vừa tạo ra chất khí CO_2 tách khỏi môi trường phản ứng. E.g., các muối cacbonat ít tan trong nước, nhưng dễ tan trong các dung dịch axit. E.g., đá vôi (CaCO_3) rất dễ tan trong dung dịch HCl (Trọng et al., 2021, Hình 1.8: Phản ứng tạo thành chất khí CO_2 , p. 26). $\text{CaCO}_3 (\text{r}) + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$. Phương trình ion rút gọn: $\text{CaCO}_3 (\text{r}) + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$.”

Kết luận. (a) Phản ứng xảy ra trong dung dịch các chất điện ly là phản ứng giữa các ion. (b) Phản ứng trao đổi ion trong dung dịch các chất điện ly chỉ xảy ra khi các ion kết hợp được với nhau tạo thành ít nhất 1 trong các chất sau: • Chất kết tủa. • Chất điện ly yếu. • Chất khí.” – Trọng et al., 2021, pp. 26–27

1.6.2 Phản ứng thủy phân của muối

1.6.2.1 Khái niệm sự thủy phân của muối

“Nước nguyên chất có pH = 7.0 nhưng nhiều muối khi tan trong nước làm cho pH biến đổi, điều đó chứng tỏ muối đã tham gia phản ứng trao đổi ion với nước làm cho nồng độ H^+ trong nước biến đổi. *Phản ứng trao đổi ion giữa muối & nước là phản ứng thủy phân của muối.*” – Trọng et al., 2021, p. 27

1.6.2.2 Phản ứng thủy phân của muối

Ví dụ 1.6.1. “*Khi xác định pH của dung dịch CH_3COONa trong nước, ta thấy pH > 7.0. Điều này được giải thích như sau:* CH_3COONa hòa tan trong nước phân ly ra ion theo phương trình $\text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$. Anion CH_3COO^- phản ứng với H_2O tạo ra chất điện ly yếu CH_3COOH . Phương trình ion rút gọn: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$. Các anion OH^- được giải phóng, nên môi trường có pH > 7.0. Sản phẩm phản ứng là axit (CH_3COOH) & bazơ (OH^-), do đó có phản ứng ngược lại. Cation Na^+ trong muối CH_3COONa là cation của bazơ mạnh (NaOH), nên không phản ứng với nước.” – Trọng et al., 2021, p. 27

Ví dụ 1.6.2. “*pH của dung dịch $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ nhỏ hơn 7.0 vì cation Fe^{3+} được tạo ra do sự điện ly của $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ tác dụng với H_2O tạo thành chất điện ly yếu là $\text{Fe}(\text{OH})^{2+}$ & giải phóng các ion H^+ : $\text{Fe}^{3+} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})^{2+} + \text{H}^+$. Nồng độ H^+ tăng lên, nên dung dịch có pH < 7.0. Phản ứng là thuận nghịch vì $\text{Fe}(\text{OH})^{2+}$ là bazơ, còn H^+ là axit, nên có phản ứng ngược lại. Ion NO_3^- là gốc của axit mạnh (HNO_3), nên không phản ứng với nước.*” – Trọng et al., 2021, p. 27

Ví dụ 1.6.3. “*Khi hòa tan $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ trong nước, cả 2 ion Pb^{2+} & CH_3COO^- đều bị thủy phân. Môi trường là axit hay kiềm phụ thuộc vào độ thủy phân của 2 ion.*” – Trọng et al., 2021, p. 28

Ví dụ 1.6.4. “*Những muối axit như NaHCO_3 , KH_2PO_4 , K_2HPO_4 khi hòa tan trong nước phân ly ra các anion HCO_3^- , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} . Các ion này là lưỡng tính. Chúng cũng phản ứng với H_2O , môi trường của dung dịch tùy thuộc vào bản chất của anion.*” – Trọng et al., 2021, p. 28

Kết luận. (a) “*Khi muối trung hòa tạo bởi cation của bazơ mạnh & anion gốc axit yếu tan trong nước thì gốc axit yếu bị thủy phân, môi trường của dung dịch là kiềm (pH > 7.0). E.g., CH_3COONa , K_2S , Na_2CO_3 .* (b) Khi muối trung hòa tạo bởi cation của bazơ yếu & anion gốc axit mạnh, tan trong nước thì cation của bazơ yếu bị thủy phân làm cho dung dịch có tính axit (pH < 7.0). E.g., $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, NH_4Cl , ZnBr_2 . (c) Khi muối trung hòa tạo bởi cation của bazơ mạnh & anion gốc axit mạnh tan trong nước các ion không bị thủy phân, môi trường của dung dịch vẫn trung tính (pH = 7.0). E.g., NaCl , KNO_3 , KI . (d) Khi muối trung hòa tạo bởi cation của bazơ yếu & anion gốc axit yếu tan trong nước cả cation & anion đều bị thủy phân. Môi trường của dung dịch phụ thuộc vào độ thủy phân của 2 ion.” – Trọng et al., 2021, p. 28

1.7 Luyện Tập: Phản Ứng Trao Đổi Ion Trong Dung Dịch Các Chất Điện Ly

1.8 Thực Hành: Tính Axit – Bazơ. Phản Ứng Trao Đổi Ion Trong Dung Dịch Các Chất Điện Ly

Chương 2

Nhóm Nitơ

2.1 Khái Quát về Nhóm Nitơ

2.2 Nitơ

2.3 Amoniac & Muối Amoni

2.4 Axit Nitric & Muối Nitrat

2.5 Luyện Tập: Tính Chất của Nitơ & Hợp Chất của Nitơ

2.6 Photpho

2.7 Axit Photphoric & Muối Photphat

2.8 Phân Bón Hóa Học

2.9 Luyện Tập: Tính Chất của Photpho & Các Hợp Chất của Photpho

2.10 Thực Hành: Tính Chất của 1 Số Hợp Chất Nitơ, Photpho. Phân Biệt 1 Số Loại Phân Bón Hóa Học

Chương 3

Nhóm Cacbon

3.1 Khái Quát về Nhóm Cacbon

3.2 Cacbon

3.3 Hợp Chất của Cacbon

3.4 Silic & Hợp Chất của Silic

3.5 Công Nghiệp Silicat

3.6 Luyện Tập: Tính Chất của Cacbon, Silic, & Hợp Chất của Chúng

Chương 4

Đại Cương về Hóa Học Hữu Cơ

- 4.1 Hóa Học Hữu Cơ & Hợp Chất Hữu Cơ
- 4.2 Phân Loại & Gọi Tên Hợp Chất Hữu Cơ
- 4.3 Phân Tích Nguyên Tố
- 4.4 Công Thức Phân Tử Hợp Chất Hữu Cơ
- 4.5 Luyện Tập: Chất Hữu Cơ, Công Thức Phân Tử
- 4.6 Cấu Trúc Phân Tử Hợp Chất Hữu Cơ
- 4.7 Phản Ứng Hữu Cơ
- 4.8 Luyện Tập: Cấu Trúc Phân Tử Hợp Chất Hữu Cơ

Chương 5

Hidrocarbon No

- 5.1 Ankan: Đồng Đẳng, Đồng Phân & Danh Pháp
- 5.2 Ankan: Cấu Trúc Phân Tử & Tính Chất Vật Lý
- 5.3 Ankan: Tính Chất Hóa Học, Điều Chế & Ứng Dụng
- 5.4 Xicloankan
- 5.5 Luyện Tập: Ankan & Xicloankan
- 5.6 Thực Hành: Phân Tích Định Tính: Điều Chế & Tính Chất của Metan

Chương 6

Hidrocarbon Không No

- 6.1 Anken: Danh Pháp, Cấu Trúc, & Đồng Phân
- 6.2 Anken: Tính Chất, Điều Chế, & Ứng Dụng
- 6.3 Ankadien
- 6.4 Khái Niệm về Tecpen
- 6.5 Ankin
- 6.6 Luyện Tập: Hidrocarbon Không No
- 6.7 Thực Hành: Tính Chất của Hidrocarbon Không No

Chương 7

Hidrocarbon Thơm – Nguồn Hidrocarbon Thiên Nhiên

7.1 Benzen & Ankylbenzen

7.2 Stiren & Naphtalen

7.3 Nguồn Hidrocarbon Thiên Nhiên

7.4 Luyện Tập: So Sánh Đặc Điểm Cấu Trúc & Tính Chất của Hidrocarbon Thơm với Hidrocarbon No & Không No

7.5 Thực Hành: Tính Chất của 1 Số Hidrocarbon Thơm

Chương 8

Dẫn Xuất Halogen. Ancol – Phenol

8.1 Dẫn Xuất Halogen của Hidrocacbon

8.2 Luyện Tập: Dẫn Xuất Halogen

8.3 Ancol: Cấu Tạo, Danh Pháp, Tính Chất Vật Lý

8.4 Ancol: Tính Chất Hóa Học, Điều Chế, & Ứng Dụng

8.5 Phenol

8.6 Luyện Tập: Ancol, Phenol

8.7 Thực Hành: Tính Chất của 1 Vài Dẫn Xuất Halogen, Ancol, & Phenol

Chương 9

Andehit – Xeton – Axit Cacboxylic

9.1 Andehit & Xeton

9.2 Luyện Tập: Andehit & Xeton

9.3 Axit Cacboxylic: Cấu Trúc, Danh Pháp, & Tính Chất Vật Lý

9.4 Axit Cacboxylic: Tính Chất Hóa Học, Điều Chế, & Ứng Dụng

9.5 Luyện Tập: Axit Cacboxylic

9.6 Thực Hành: Tính Chất của Andehit & Axit Cacboxylic

Tài liệu tham khảo

Trọng, Lê Xuân et al. (2021). *Hóa Học 11 nâng cao*. Tái bản lần thứ. Nhà Xuất Bản Giáo Dục Việt Nam, p. 272.