

BÀI GIẢNG GIÁO KHOA

Thầy giáo : Nguyễn Quốc Tùng

HOÁ HỌC

11

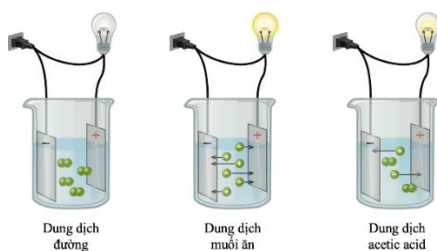
BÀI
2

CÂN BẰNG TRONG DUNG DỊCH NƯỚC

I. SỰ ĐIỆN LI

1. Hiện tượng điện li

Thí nghiệm thử tính dẫn điện của nước, dung dịch muối ăn và dung dịch đường ăn được thực hiện như hình dưới đây:



Hình 1: Thí nghiệm thử tính dẫn điện của các dung dịch

Đèn sáng cho thấy dung dịch NaCl có thể dẫn điện, chứng tỏ dung dịch có chứa hạt mang điện (các tiểu phân Na^+ và Cl^-).

Quá trình phân li các chất trong nước tạo thành ion được gọi là sự điện li. Những chất khi tan trong nước phân li ra các ion được gọi là chất điện li.

2. Chất điện li

a) Chất điện li và chất không điện li

Thí nghiệm trong Hình 1 cho thấy, dung dịch đường ăn không có khả năng dẫn điện do không chứa các tiểu phân mang điện.

Các chất như hydrochloric acid, sodium hydroxide,... tan trong nước phân li ra các ion nên chúng là **chất điện li**. Saccarose, ethanol,... không phân li ra các ion nên chúng là **chất không điện li**.

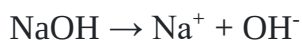
b) Chất điện li mạnh và chất điện li yếu

Dựa vào mức độ phân li thành ion, các chất điện li được chia thành hai loại:

- **Chất điện li mạnh** là chất khi tan trong nước, hầu hết các phân tử chất tan đều phân li ra ion. Các chất điện li mạnh thường gặp là

- Các acid mạnh: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 ,...
- Các base mạnh: NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$,...
- Hầu hết các muối.

Quá trình phân li của chất điện li mạnh xảy ra gần như hoàn toàn và được biểu diễn bằng mũi tên một chiều.



- **Chất điện li yếu** là chất khi tan trong nước chỉ có một số phân tử chất tan phân li ra ion, phần còn lại vẫn tồn tại ở dạng phân tử trong dung dịch.

Ví dụ: Trong dung dịch CH_3COOH 0,1 M, cứ 1000 phân tử hoà tan thì chỉ có 3 phân tử phân li thành ion, còn lại tồn tại ở dạng phân tử.

Những chất điện li yếu gồm các acid yếu như CH_3COOH , HClO , HF , H_2CO_3 ,... và base yếu như $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$,...

Quá trình phân li của chất điện li yếu là một phản ứng thuận nghịch và được biểu diễn bằng hai nửa mũi tên một chiều nhau



II. THUYẾT ACID - BASE CỦA BRONSTED - LOWRY

1. Khái niệm acid và base theo thuyết Bronsted - Lowry

Năm 1923, nhà hoá học người Đan Mạch J. Bronsted và nhà hoá học người Anh T. Lowry đã đưa ra một định nghĩa tổng quát hơn về acid, base.

Thuyết Brosted - Lowry cho rằng acid là chất cho proton (H^+) và base là chất nhận proton.

Ví dụ: $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

Trong phản ứng trên, HCl cho H^+ , HCl là acid; H_2O nhận H^+ , H_2O là base.

$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

Trong phản ứng thuận, NH_3 nhận H^+ của H_2O , NH_3 là base, H_2O là acid. Trong phản ứng nghịch, ion NH_4^+ là acid, ion OH^- là base.

Phân tử H_2O vừa có thể nhận H^+ , vừa có thể cho H^+ , nên H_2O là chất lưỡng tính.

2. Ưu điểm của thuyết Bronsted - Lowry

Theo thuyết Arrhenius, trong phân tử acid phải có nguyên tử H, trong nước phân li ra ion H^+ , trong phân tử base phải có nhóm OH, trong nước phân li ra ion OH^- . Thuyết Arrhenius chỉ đúng cho trường hợp dung môi là nước. Thuyết acid - base của Bronsted - Lowry tổng quát hơn thuyết Arrhenius, phân tử không có nhóm OH như NH_3 hoặc ion như CO_3^{2-} cũng là base.

III. KHÁI NIỆM PH VÀ Ý NGHĨA CỦA PH TRONG THỰC TIỄN

1. Khái niệm pH

Nồng độ ion H^+ hoặc ion OH^- được dùng để đánh giá tính acid hoặc tính base của các dung dịch. Tuy nhiên, nếu các dung dịch có nồng độ H^+ , nồng độ OH^- thấp, chúng là những số có số mũ âm hoặc có nhiều chữ số thập phân. Vì vậy để tiện sử dụng, người ta sử dụng đại lượng pH với quy ước như sau:

$$pH = -\lg[H^+] \text{ hoặc } [H^+] = 10^{-pH}$$

Trong đó $[H^+]$ là nồng độ mol của ion H^+ .

Nếu dung dịch có $[H^+] = 10^{-a} \text{ mol/L}$ thì $pH = a$.

Ví dụ: $[H^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$ thì $pH = 2$.

Môi trường acid là môi trường có $[H^+] > [OH^-]$ nên $[H^+] > 10^{-7} \text{ mol/L}$ hay $pH < 7$.

Môi trường base là môi trường có $[H^+] < [OH^-]$ nên $[H^+] < 10^{-7} \text{ mol/L}$ hay $pH > 7$.

Môi trường trung tính là môi trường có $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$ hay $pH = 7$.

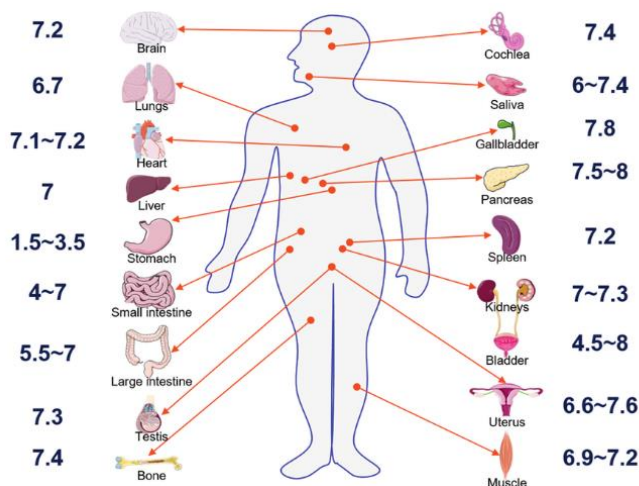
Vậy: $[OH^-].[H^+] = 10^{-14}$ (không đổi trong các môi trường)



Hình 2: Thang pH

2. Ý nghĩa của pH trong thực tiễn

Chỉ số pH có ý nghĩa to lớn trong thực tiễn, pH có liên quan đến sức khỏe con người, sự phát triển của động vật, thực vật,...



Hình 3: Chỉ số pH của các dịch trong cơ thể

Trong cơ thể của người, máu và các dịch của dạ dày, mật,... đều có giá trị pH trong một khoảng nhất định. Chỉ số pH trong cơ thể liên quan đến tình trạng sức khỏe. Nếu chỉ số pH tăng hoặc giảm đột ngột, không nằm trong giới hạn cho phép thì có thể là dấu hiệu ban đầu của bệnh lý, người bệnh cần được khám để tìm ra nguyên nhân.

Một số động vật sống dưới nước cần môi trường có giá trị pH thích hợp, ví dụ: tôm và cá ư sống trong môi trường nước có pH khoảng 7,5 - 8,5.

Một số loại thực vật chỉ phát triển tốt trong đất có giá trị pH thích hợp.

Trong đời sống hằng ngày, các sản phẩm như dầu gội, xà phòng, kem dưỡng da,... cũng đều cần có giá trị pH trong một khoảng nhất định để an toàn cho người sử dụng.

3. Xác định pH

Giá trị pH của dung dịch được xác định gần đúng bằng cách sử dụng chất chỉ thị acid - base. Khi cần xác định giá trị pH chính xác hơn, người ta sử dụng máy đo pH.

Chất chỉ thị acid - base là chất có màu sắc biến đổi phụ thuộc vào giá trị pH của dung dịch. Một số chất chỉ thị như giấy pH, giấy quỳ, phenolphthalein có màu sắc thay đổi trong các khoảng pH khác nhau.

Giấy quỳ	$\text{pH} \leq 6$ Đỏ	$\text{pH} = 7$ Tím	$\text{pH} \geq 8$ Xanh									
Phenolphthalein	$\text{pH} < 8$ Không màu		$\text{pH} > 8$ Màu hồng									
Giấy pH												

Hình 4: Màu của giấy pH, giấy quỳ và phenolphthalein trong dung dịch ở các khoảng pH khác nhau

IV. SỰ THỦY PHÂN CỦA CÁC ION

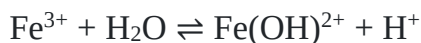
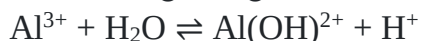
Khi tan trong nước, muối phân li thành các ion. Phản ứng giữa ion với nước tạo ra các dung dịch có môi trường khác nhau được gọi là phản ứng thủy phân.

Ví dụ: Trong dung dịch Na_2CO_3 , ion Na^+ không bị thủy phân, còn CO_3^{2-} thủy phân trong nước tạo ion OH^- theo phương trình:



Vì vậy, dung dịch Na_2CO_3 có môi trường base. Na_2CO_3 được sử dụng trong công nghiệp thực phẩm, dệt, nhuộm, công nghệ thủy tinh, silicate.

Ví dụ : Trong dung dịch AlCl_3 và FeCl_3 , ion Cl^- không bị thủy phân, các ion Al^{3+} và Fe^{3+} bị thủy phân trong nước tạo ion H^+ theo phương trình ở dạng đơn giản như sau:



Do đó, dung dịch AlCl_3 và FeCl_3 có môi trường acid. Trong thực tế, các loại đất có chứa nhiều ion Al^{3+} và Fe^{3+} được gọi là đất chua. Để khử chua, người ta bón vôi cho đất.

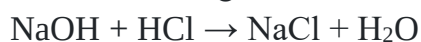
Các muối nhôm và sắt, ví dụ: phèn nhôm $((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4.\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3.24\text{H}_2\text{O})$ và phèn sắt $((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4.\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3.24\text{H}_2\text{O})$ được sử dụng làm chất keo tụ trong quá trình xử lý nước, dùng làm chất cầm màu trong công nghiệp dệt, nhuộm, hoặc làm chất kết dính, chống nhoè trong công nghiệp giấy,...

V. CHUẨN ĐỘ ACID - BASE

1. Nguyên tắc

Chuẩn độ là phương pháp xác định của một chất bằng dung dịch chuẩn đã biết nồng độ. Dựa vào thể tích của các dung dịch khi phản ứng vừa đủ với nhau, xác định được nồng độ dung dịch chất cần chuẩn độ.

Trong phòng thí nghiệm, nồng độ của dung dịch base mạnh (ví dụ NaOH) được xác định bằng một dung dịch acid mạnh (ví dụ HCl) đã biết trước nồng độ mol dựa trên phản ứng:



Khi các chất phản ứng vừa đủ với nhau, số mol HCl phản ứng bằng số mol NaOH .

Ta có: $V_{\text{HCl}} \cdot C_{\text{HCl}} = V_{\text{NaOH}} \cdot C_{\text{NaOH}}$

Trong đó:

C_{HCl} và C_{NaOH} lần lượt là nồng độ mol của dung dịch HCl và dung dịch NaOH ;

V_{HCl} và V_{NaOH} lần lượt là thể tích dung dịch HCl và dung dịch NaOH (cùng đơn vị đo).

Khi biết V_{HCl} , V_{NaOH} trong quá trình chuẩn độ và biết C_{HCl} thì sẽ tính được C_{NaOH} .

Thời điểm để kết thúc chuẩn độ được xác định bằng sự đổi màu của chất chỉ thị phenolphthalein.

2. Thực hành chuẩn độ acid - base

Chuẩn bị:

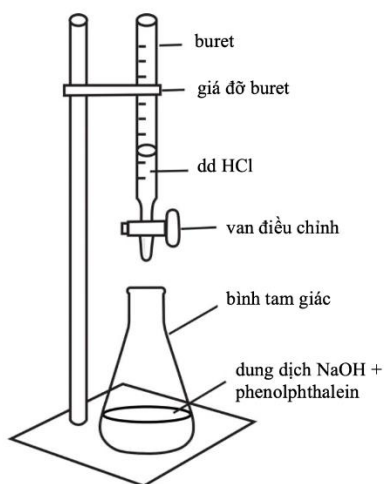
- Dung dịch HCl 0,1 M; dung dịch NaOH nồng độ khoảng 0,1 M; dung dịch phenolphthalein.
- Pipette 10 mL; burette 25 mL; bình tam giác 100 mL; bình tia nước cất, giá đỡ, kẹp burette.

Tiến hành:

- Dùng pipette lấy 10 mL dung dịch HCl 0,1 M cho vào bình tam giác, thêm 1 - 2 giọt phenolphthalein.
- Cho dung dịch NaOH vào burette, điều chỉnh dung dịch trong burette về mức 0.
- Mở khoá burette, nhỏ từng giọt dung dịch NaOH xuống bình tam giác (lắc đều trong quá trình chuẩn độ) đến khi dung dịch xuất hiện màu hồng nhạt (bền trong khoảng 10 giây) thì dừng chuẩn độ.
- Ghi lại thể tích dung dịch NaOH đã dùng.

Tiến hành chuẩn độ ít nhất ba lần, đi số liệu thực nghiệm và hoàn thành theo mẫu bảng sau:

	V_{HCl} (mL)	V_{NaOH} (mL)	$V_{\text{tb NaOH}}$ (mL)	C_{NaOH} (M)
Thí nghiệm 1	?	?	?	?
Thí nghiệm 2	?	?		
Thí nghiệm 3	?	?		



Hình 5: Sơ đồ chuẩn độ dung dịch NaOH bằng dung dịch HCl

Lưu ý:

- Tránh để các hoá chất như dung dịch HCl, dung dịch NaOH bắn vào tay, mắt.
- Các dụng cụ thủy tinh (bình tam giác, burette, pipette,...) dễ vỡ, cần cẩn thận.

GHI NHỚ

1. Quá trình phân li các chất trong nước tạo thành các ion được gọi là sự điện li. Những chất khi tan trong nước phân li ra ion được gọi là chất điện li. Các chất khi tan trong nước không phân li ra ion được gọi là chất không điện li.
2. Chất khi tan trong nước phân li hoàn toàn thành các ion là chất điện li mạnh.
3. Thuyết Bronsted - Lowry về acid - base: acid là chất cho proton (H^+) và base là chất nhận proton.
4. Biểu thức tính pH: **$pH = -\lg[H^+]$ hoặc $[H^+] = 10^{-pH}$** .
5. Chất chỉ thị acid - base là chất có màu sắc biến đổi phụ thuộc vào giá trị pH của dung dịch. Các chất chỉ thị thông dụng gồm có: giấy quỳ, phenolphthalein, giấy pH.
6. Phản ứng giữa ion với nước được gọi là phản ứng thủy phân.
7. Chuẩn độ là phương pháp xác định nồng độ của một chất bằng một dung dịch chuẩn đã biết nồng độ.