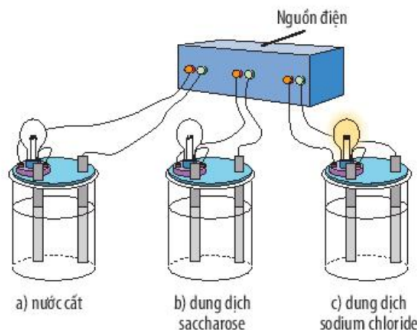


LÍ THUYẾT TRỌNG TÂM

BÀI 2. SỰ ĐIỆN LI TRONG DUNG DỊCH NƯỚC

3.1. Sự điện li

3.1.1. Hiện tượng điện li



▲ Hình 2.1. Mô phỏng thí nghiệm khảo sát tính dẫn điện của nước cất và một số dung dịch

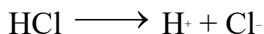
Mô phỏng thí nghiệm khảo sát tính dẫn điện của nước cất và một số dung dịch

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

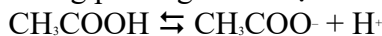
Những chất khi tan trong nước phân li ra các ion được gọi là chất điện li.

3.1.2. Chất điện li

Chất điện li mạnh là chất khi tan trong nước, các phân tử hòa tan đều phân li thành ion. Chất điện li mạnh gồm acid mạnh, base mạnh và hầu hết các muối tan. Trong phương trình điện li của chất điện li mạnh, người ta dùng mũi tên ($\longrightarrow$) chỉ chiều của quá trình điện li.



Chất điện li yếu là chất khi tan trong nước chỉ có một số phân tử hòa tan phân li thành ion, phần còn lại vẫn tồn tại dưới dạng phân tử trong dung dịch. Chất điện li yếu bao gồm các acid yếu, base yếu. Trong phương trình điện li của chất điện li yếu, người ta dùng hai nửa mũi tên ngược chiều nhau ($\rightleftharpoons$).

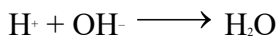


Chất không điện li là chất khi hòa tan vào trong nước, các phân tử không phân li thành ion.

3.1.3. Phương trình ion thu gọn (em có biết)

Trong dung dịch, chất điện li phân li thành các ion và chính các ion này trực tiếp tham gia vào phản ứng hóa học. Do vậy, phương trình dạng ion rút gọn được sử dụng để biểu diễn các phản ứng xảy ra giữa các chất điện li.

Ví dụ 1: Dung dịch HCl (chứa H^+ và Cl^-) tác dụng với dung dịch NaOH (chứa Na^+ và OH^-), thực tế chỉ xảy ra phản ứng giữa H^+ và OH^- theo phương trình ion rút gọn sau:



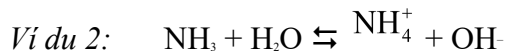
Ví dụ 2: Dung dịch BaCl_2 tác dụng với dung dịch Na_2SO_4 , thực tế chỉ xảy ra phản ứng giữa ion Ba^{2+} và SO_4^{2-} theo phương trình ion thu gọn sau: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{BaSO}_4$

Phương trình ion rút gọn cho biết bản chất của phản ứng trong dung dịch các chất điện li.

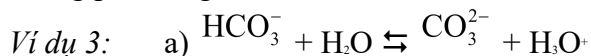
3.2. Thuyết acid – base của Brønsted – Lowry



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



Trong phản ứng trên NH_3 nhận H^+ , NH_3 là base; H_2O nhường H^+ , H_2O là acid.



Trong phản ứng thuận: HCO_3^- nhường H^+ , HCO_3^- là acid; H_2O nhận H^+ , H_2O là base.

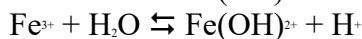
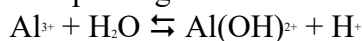
Màu của giấy PH, giấy quỳ và phenolphthalein trong dung dịch ở các khoảng pH khác nhau

3.3.3. Sự thủy phân của các ion

Ví dụ 1: Trong dung dịch Na_2CO_3 , ion Na^+ không bị thủy phân, còn CO_3^{2-} thủy phân theo phương trình:
$$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$$

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 nghiệp thủy tinh, silicate,...

Ví dụ 2: Trong dung dịch AlCl_3 và FeCl_3 , ion Cl^- không bị thủy phân, các ion Al^{3+} và Fe^{3+} bị thủy phân theo phương trình:



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

3.3.4. Chuẩn độ acid - base

a. Nguyên tắc

Chuẩn độ là phương pháp xác định nồng độ của một chất bằng một 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.

b. Thực hành chuẩn độ acid - base

* Chuẩn bị:

+ Dung dịch HCl 0,1M; dung dịch NaOH nồng độ khoảng 0,1M; dung dịch phenolphthalein.

+ Pipette 10 mL; burette 25 mL; bình tam giác 100 mL; bình tia nước cất; giá đỡ; kẹp burette.



Hình 2.6. Chuẩn độ dung dịch NaOH bằng dung dịch HCl



Hình 2.7. Thao tác khi chuẩn độ

Chuẩn độ dung dịch NaOH bằng dung dịch HCl

Thao tác chuẩn độ

* Tiến hành:

+ Dùng pipette lấy 10 mL dung dịch HCl 0,1M 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 khóa burette, nhỏ từng giọt dung dịch NaOH xuống bình tam giác (lắc đều trong quá trình chuẩn độ) cho 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.

* Lưu ý: Tiến hành chuẩn độ ít nhất ba lần, ghi số liệu thực nghiệm.

* Nồng độ mol của dung dịch NaOH được tính theo công thức:

$$C_{\text{NaOH}} = \frac{V_{\text{HCl}} \times C_{\text{HCl}}}{V_{\text{NaOH}}}$$

Trong phương pháp chuẩn độ acid – base, người ta dùng dung dịch acid hoặc dung dịch base (kiềm) đã biết chính xác nồng độ làm dung dịch chuẩn để xác định nồng độ dung dịch base hoặc dung dịch acid chưa biết nồng độ.