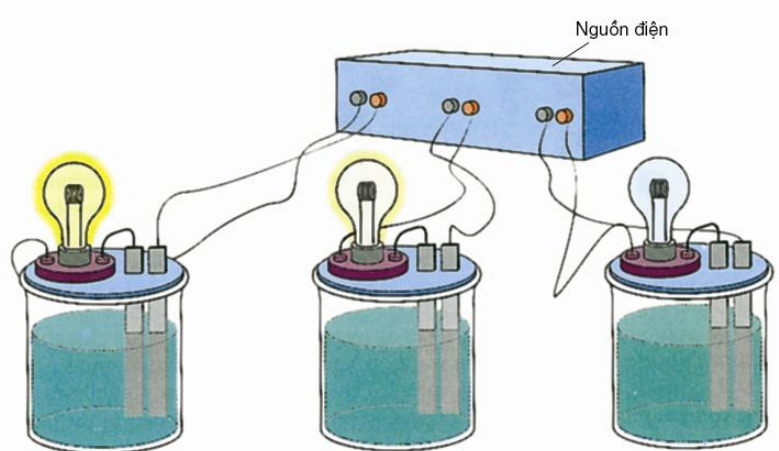
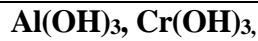


KẾ HOẠCH GIẢNG DẠY MÔN HÓA – KHỐI 11
TỪ NGÀY 13/9 ĐẾN 26/9/2021

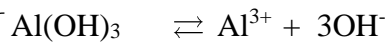
Tuần	Số tiết	Bài	NỘI DUNG
Tuần 2 (13/9 – 19/9/2021)	2 tiết	Bài 1: Sự điện li	<p>I - Hiện tượng điện li</p> <p>1. Thí nghiệm</p>  <p>a) Dung dịch NaCl b) Dung dịch CH₃COOH c) Dung dịch đường</p> <p><i>Hình 1.1.</i> Bộ dụng cụ chứng minh tính dẫn điện của dung dịch</p> <p>2. Nguyên nhân tính dẫn điện của dung dịch các axit, bazơ và muối trong nước</p> <p>Ngay từ năm 1887, A-rê-ni-ut đã chỉ rằng, <i>tính dẫn điện của dung dịch các axit, bazơ và muối là do trong dung dịch của chúng có các tiểu phân mang điện tích chuyển động tự do được gọi là các ion.</i></p> <p><i>Quá trình phân li các chất trong nước ra ion là sự điện li. Những chất tan trong nước phân li ra ion được gọi là những chất điện li^(*). Vậy axit, bazơ và muối là những chất điện li.</i></p> <p>Sự điện li được biểu diễn bằng <i>phương trình điện li</i>. Thí dụ, phương trình điện li của NaCl, HCl và NaOH được viết như sau :</p> $\text{NaCl} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{HCl} \longrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ <p>II - Phân loại các chất điện li</p> <p>Chất điện li mạnh và chất điện li yếu</p> <p>a) <i>Chất điện li mạnh là chất khi tan trong nước^(*), các phân tử hoà tan đều phân li ra ion.</i></p>

(*) Tất cả các chất đều ít nhiều tan trong nước. Thí dụ, ở 25°C độ hoà tan của BaSO₄ là 1,0.10⁻⁵ mol/l, của AgCl là 1,2.10⁻⁵ mol/l, của CaCO₃ là 6,9.10⁻⁵ mol/l, của Fe(OH)₂ là 5,8.10⁻⁶ mol/l.

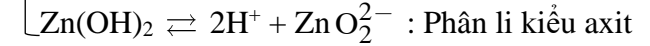
		<p><u>Chất điện li mạnh:</u></p> <p>Axit mạnh: H₂SO₄, HNO₃, HCl, HBr, HI, HClO₄,</p> <p>Baz mạnh : LiOH, NaOH, KOH, RbOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂, Sr(OH)₂,</p> <p>Muối tan: Na₂SO₄, AlCl₃, ... (hầu hết các muối axit là các muối tan)</p> <p>b) <i>Chất điện li yếu là chất khi tan trong nước chỉ có một phần số phân tử hoà tan phân li ra ion, phần còn lại vẫn tồn tại ở dạng phân tử trong dung dịch.</i></p> <p><u>Chất điện li yếu:</u></p> <p>Axit TB, yếu: H₃PO₄, H₂SO₃, H₂CO₃, H₂S, HF, HClO, HCOOH, CH₃COOH,</p> <p>Baz ít tan hoặc không tan: Al(OH)₃, Cu(OH)₂, Fe(OH)₂, Fe(OH)₃,</p> <p>Muối ít tan hoặc không tan.....</p> <p>📖 BÀI TẬP CƯỜNG CỐ:</p> <p>Trong các trường hợp sau, trường hợp nào dẫn điện được, trường hợp nào không dẫn điện được: dd C₂H₅OH, dd muối ăn, (NaCl), ddHCl, dd Ba(OH)₂, KCl rắn khan, CaCl₂ nóng chảy, NaOH nóng chảy, dd saccarozo(C₁₂H₂₂O₁₁), dd glucozo (C₆H₁₂O₆), HBr hoà tan trong nước.</p>
Tuần 3	1 tiết	<p>Bài 2: Axit – bazo – muối</p> <p>I – Axit</p> <p>1. Định nghĩa: Theo A-rê-ni-ut, axit là chất khi tan trong nước phân li ra cation H⁺.</p> <p>TD: HCl → H⁺ + Cl⁻</p> <p>CH₃COOH ⇌ H⁺ + CH₃COO⁻</p> <p>2. Axit nhiều nấc</p> <p>Từ hai TD trên ta thấy HCl, CH₃COOH cho phân li một nấc ra ion H⁺ ; những axit đó là axit một nấc.</p> <ul style="list-style-type: none"> Sự phân li của H₃PO₄ : $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ <p>Phân tử H₃PO₄ phân li ba nấc ra ion H⁺, nó là axit ba nấc.</p> <p>II – Baz</p> <p>Theo A-rê-ni-ut, baz là chất khi tan trong nước phân li ra anion OH⁻.</p> <p>TD: NaOH → Na⁺ + OH⁻</p> <p>Ca(OH)₂ → Ca²⁺ + 2 OH⁻</p>
Tuần 3	2 tiết	<p>Bài 2 (tt)</p> <p>III – Hidroxit lưỡng tính</p> <p><i>Hidroxit lưỡng tính là chất khi tan trong nước vừa có thể phân li như axit, vừa có thể phân li như bazo.</i></p>



✎ *Viết phương trình điện li của:*

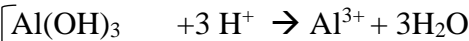


Axit aluminic

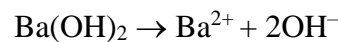
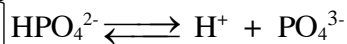
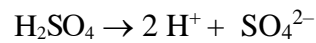
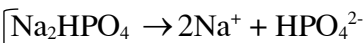
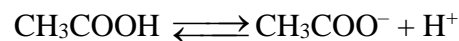


(H₂ZnO₂)

✎ *Chứng minh là hidroxit lưỡng tính:*



BT: Viết phương trình điện li của các chất K₂S, CH₃COOH, Na₂HPO₄, H₂SO₄, Ba(OH)₂ :



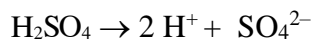
✎ **Tính nồng độ ion của dung dịch các chất điện li:**

Nếu dd có 1 chất \Rightarrow có thể để nồng độ C_M lên PTPU.

Nếu dd có nhiều chất \Rightarrow phải tính số mol để lên từng PTPU.

TD : Tính nồng độ của các ion trong dung dịch các chất điện li sau :

a/ 200 ml dd H₂SO₄ 0,04M.



0,04 0,08 0,04 (**M**)

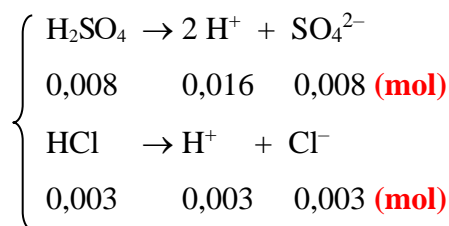
[H⁺] = 0,08M

[SO₄²⁻] = 0,04M

b/ Hòa tan 200 ml dd H₂SO₄ 0,04M và 300 ml dd HCl 0,01M

$C_M = \frac{n}{V} \Rightarrow n H_2SO_4 = C_M \cdot V = 0,04 \cdot 0,2 = 0,008 \text{ mol}$

$n HCl = 0,01 \cdot 0,3 = 0,003 \text{ mol}$



Dung dịch sau khi trộn:

$\left\{ \begin{array}{l} [H^+] = \frac{n}{V} = \frac{0,016+0,003}{0,2+0,3} = \frac{0,019}{0,5} = 0,038M \\ [SO_4^{2-}] = \frac{n}{V} = \frac{0,008}{0,5} = 0,016 M \\ [Cl^-] = \frac{n}{V} = \frac{0,003}{0,5} = 0,006 M \end{array} \right.$

✎ **BÀI TẬP CÙNG CẤP**

I. Viết phương trình điện li (nếu có) của các chất sau:

a. ddHCl, ddHClO, ddHCN, ddHNO₃, ddHNO₂, ddCH₃COOH.

b. ddKOH, Cu(OH)₂, Fe(OH)₃, ddCa(OH)₂, ddBa(OH)₂, Mg(OH)₂, ddNaOH.

c. ddNaCl, ddAgNO₃, ddK₂SO₄, ddBaCl₂, ddCa(NO₃)₂, ddAl₂(SO₄)₃, ddNH₄Cl,
dd(NH₄)₂SO₄, ddCH₃COOK, ddNH₄NO₃.

d. C₁₂H₂₂O₁₁, C₆H₁₂O₆, C₂H₅OH; C₃H₅(OH)₃.

2. Viết phương trình điện li của:

	PHÂN LI KIỂU BAZ	PHÂN LI KIỂU AXIT
Zn(OH) ₂		
Be(OH) ₂		
Pb(OH) ₂		
Sn(OH) ₂		
Al(OH) ₃		
Cr(OH) ₃		

3. Tính nồng độ mol của các ion trong các dung dịch sau:

a. HCl 0,01M ; NaOH 0,02M; HNO₃ 0,025M ; KMnO₄ 0,015M ; CH₃COOK 0,03M

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

b. Ba(NO₃)₂ 0,1M ; Na₂SO₄ 0,05M ; Al₂(SO₄)₃ 0,03M.

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

c. Dung dịch chứa đồng thời hai axit HNO₃ 0,1M và HCl 0,2M.

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

d. Dung dịch chứa đồng thời hai axit H₂SO₄ 0,02M và HCl 0,01M.

.....
.....
.....
.....
.....

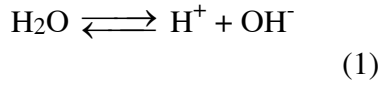
e. Dung dịch chứa đồng thời hai bazơ NaOH 0,02M và Ba(OH)₂ 0,015M.

.....
.....
.....

I - Nước là chất điện li rất yếu

1. Sự điện li của nước

Bằng dụng cụ đo chính xác, thấy nước cũng dẫn điện nhưng cực kì yếu, vì nước điện li rất yếu:



Thực nghiệm xác định được rằng, ở nhiệt độ thường cứ 555 triệu phân tử H₂O chỉ có một phân tử phân li ra ion.

2. Tích số ion của nước

Bằng thực nghiệm, người ta đã xác định được nồng độ của chúng như sau:

$$[H^+] = [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ (mol/l) ở } 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{Đặt } K_{H_2O} = [H^+].[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

Tích số này được gọi là *tích số ion của nước*. Ở nhiệt độ xác định, tích số này là hằng số không những trong nước mà cả trong dung dịch loãng của các chất khác nhau.

N-ớc là môi trường trung tính, nên có thể định nghĩa *môi trường trung tính là môi trường trong đó* $[H^+] = [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$.

- 3. Ý nghĩa tích số ion của nước:**
- Môi trường trung tính : $[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$.
 - Môi trường axit : $[H^+] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$.
 - Môi trường kiềm : $[H^+] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$.

II - Khái niệm về pH - Chất chỉ thị axit - bazơ

1. Khái niệm về pH: $[H^+] = 10^{-pH^{(**)}} \text{ M}$ hoặc nếu $[H^+] = 10^{-a} \text{ M}$ thì **pH = a**

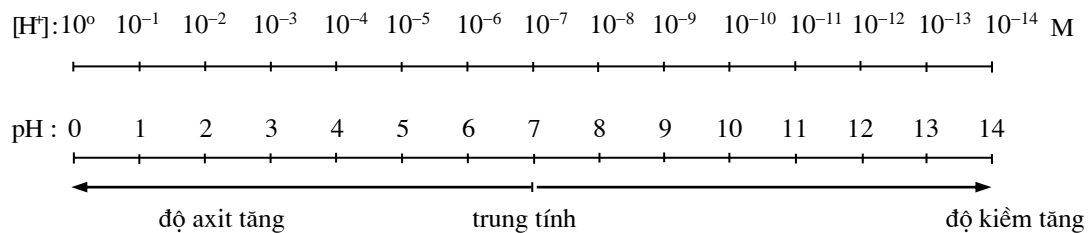
Thí dụ :

$$[H^+] = 10^{-2} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 2 \quad : \text{ môi trường axit}$$

$$[H^+] = 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 7 \quad : \text{ môi trường trung tính.}$$

$$[H^+] = 10^{-10} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 10 \quad : \text{ môi trường kiềm.}$$

Thang pH thường dùng là từ 0 đến 14.



2. Chất chỉ thị axit - bazơ

Bảng 1.1. Màu của quỳ và phenolphtalein trong dung dịch ở các khoảng pH khác nhau

Quỳ	pH < 5 đỏ	pH = 5 □ 8 tím	pH > 8 xanh
Phenolphtalein	pH < 8,3 không màu		pH ≥ 8,3 ^(*) hồng

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

(*) Trong xút đặc, màu hồng bị mất.

