

## IONIZATION EQUILIBRIUM (الاتزان الايوني)

It is the dynamic situation between ions released by weak electrolyte in their solutions with the electrolyte solution.

التوازن او الاتزان الايوني هو حالة ديناميكية بين الايونات التي يطلقها الكتروليت ضعيف في محاليلها مع المحلول الكتروليتي

### Materials in its aqueous solution classified into two types:

تقسم المواد في محاليلها المائية الى نوعين هما :-

المواد الكتروليتية Electrolytes

المواد غير الكتروليتية non electrolytes

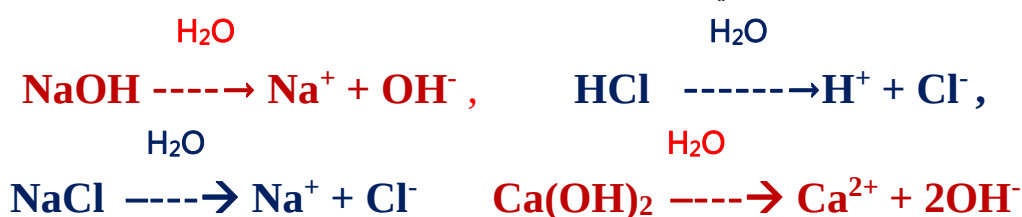
### Electrolytes divided into:

تقسم الالكتروليتات الى :-

### A. Strong Electrolyte materials

Materials that totally ionized in their aqueous solutions are called strong electrolytes. These electrolytes are good electricity conductors, high solubility, such as strong acids and strong bases.

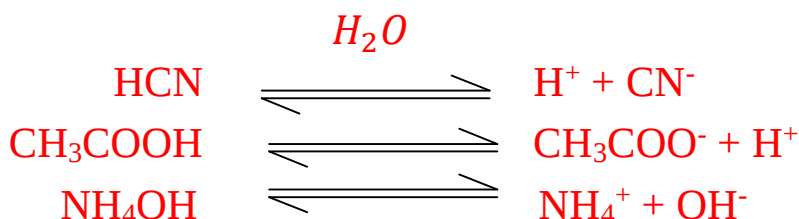
أ- المواد الالكتروليتية القوية :- هي المواد التي تتأين كليا في محاليلها المائية . تمتاز هذه الكتروليتات بالتوصيلية الجيدة للتيار الكهربائي وذوبانية عالية ومن هذه المواد الحوامض والقواعد القوية .



### B. Weak electrolyte materials

Materials that partially ionized in their aqueous solutions, reaching ionic equilibrium called weak electrolytes. These electrolytes are weak electricity conductors such as weak acids and bases.

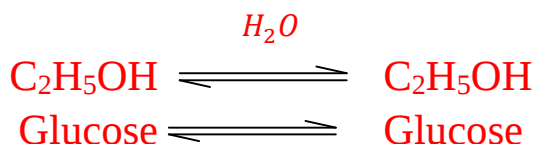
ب- المواد الالكتروليتية الضعيفة : هي المواد التي تكون ذائبة جزئيا في المحاليل المائية بحيث تصل الى حالة الاتزان الايوني وتمتاز ايضا بالتوصيلية الكهربائية الضعيفة مثل الحوامض والقواعد الضعيفة.



**NON ELECTROLYTE MATERIALS**المواد اللاإلكتروليتية (غير الكتروليتية)

These are the materials that do not release any ions in their aqueous solutions such as ethanol or glucose.

المواد غير الكتروليتية :- هي المواد التي لا تطلق أي أيون في محاليتها المائية مثل الإيثانول أو سكر الكلوكوز .

**ACIDS AND BASES**الحوامض والقواعد**1. Arrhenius concept**

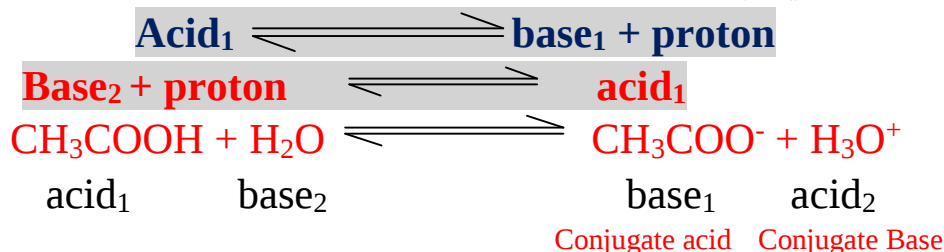
Acid is a material that ionized in water to give hydrogen ions (hydronium ions), while base is a material that ionized in water to give hydroxide ions .

١- مبدأ أرهينيوس :- وفقا لهذا المبدأ فإن **الحامض** هو المادة التي تتأين في الماء لتعطي أيون الهيدروجين ، في حين أن **القاعدة** هي المادة التي تتأين في الماء لتعطي أيون الهيدروكسيد .

**2. Bronsted and Lowry concept**

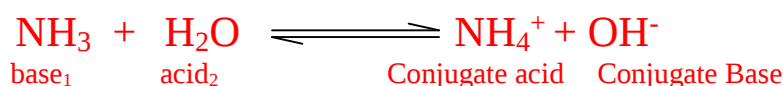
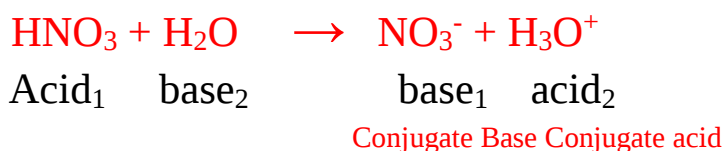
Acid is any substance that is capable of donating proton base is any substance can accept a proton , , while base is any substance can accept proton.

٢- مبدأ برونشتد ولوري :- حسب مبدأ برونشتد فإن **الحامض** هي أي مادة بإمكانها منح بروتون و**القاعدة** هي أي مادة قادرة على اكتساب بروتون



The proton donating character of an acid manifests itself only in the presence of a proton acceptor.

تتجلى صفة الوهب بالبروتون للحامض في وجود متقبل للبروتون.



Water is amphprotic solvent because it exhibits both acidic and basic properties

يعتبر الماء مذيب امفوتيري لكونه يمتلك الخواص الحامضية والقاعدية .

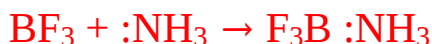
After an acid has donate a proton the species that remains is capable of accepting proton to reform the original acid then every acid is paired with its corresponding base which is called as conjugate base.

بعد ان يفقد الحامض البروتون يتحول الى صنف قادر على اكتساب البروتون ليعيد تكوين الحامض ويدعى هذا الصنف بالقاعدة القرينة .

### 3. Lewis Concept

Acid is any material capable of accepting pair of electrons such as  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{BF}_3$  base is any substance can donate pair of electrons such as  $\text{F}^-$ ,  $\text{NH}_3$

٣- مبدأ لويس :- حسب مبدأ لويس فإن **الحامض** هو اي مادة لها القابلية على تقبل زوج الكتروني **والقاعدة** هي اي مادة قادرة على منح زوج الكتروني .

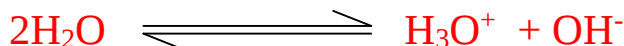


## ION PRODUCT CONSTANT OF WATER

### ثابت الحاصل الايوني للماء

Aqueous solutions contain small amount of hydronium ion  $H_3O^+$  and hydroxide ion  $OH^-$

المحاليل المائية تحتوي على كمية قليلة من ايون الهيدرونيوم وايون الهيدروكسيد .



Water dissociates to  $H^+$  and  $OH^-$  ions in aqueous solutions which are strongly contacted to water molecules. Applying mass product law gives the following equation.

يتفكك الماء الى ايوني الهيدروجين والهيدروكسيد اللذان يكون في حالة تماس مع جزيئات

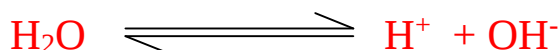
الماء وبتطبيق قانون فعل الكتلة نحصل على :-

$$K = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

The concentration of water is enormous (each one liter of water equal to 55.5 M) when compared with the concentration of hydrogen and hydroxide ions. As consequence water concentration can be considered as a constant.

أن تركيز الماء كبير جدا مقارنة بتراكيز ايونات الهيدروجين والهيدروكسيد المتواجدة في النظام المتوازن ولهذا يمكن اعتبارها قيمة ثابتة .

$$K [H_2O]^2 = K_w = [H_3O^+][OH^-] \text{ or } K_w = [H^+][OH^-]$$



Where the constant  $[H^+] \cdot [OH^-] = K_{[H_2O]} = K_w$  is the ion- product constant for water, and by using water concentration:

$$K (55.5)^2 = K_w = 1.008 \times 10^{-14} \text{ at } 25^\circ C$$

The approximation at room temperature is  $K_w \approx 1.0 \times 10^{-14}$  mole/L

$K_w$  depending on temperature ( i.e.  $K_w$  increasing with the increase in temperature (at  $50^\circ C = 5.47 \times 10^{-14}$  and at  $100^\circ C = 49 \times 10^{-14}$ ).

ملاحظة:- قيمة ثابت حاصل الايوني للماء تزداد مع زيادة درجة الحرارة .

The ion-product constant for water permits to easily find the hydronium and hydroxide ion concentrations of aqueous solutions.

$K_w$  = ion product constant of water

$K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ mole}^2/\text{L}^2$  in case of pure water.

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$\sqrt{k_w} = [H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mole/L} = M$$

By taking the logarithm of this equation

$$K_w = [H^+] [OH^-]$$

$$-\log K_w = -\log ([H^+] [OH^-])$$

$$-\log K_w = -\log [H^+] -\log [OH^-]$$

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

if  $pH < 7$  then the solution acidic.

if  $pH > 7$  then the solution is basic.

If  $pH = 7$  then the solution is equilibrium.

**Ex:1) Calculate the pH and pOH values of a solution in which the hydronium ion  $[H_3O^+]$  concentration is  $2.0 \times 10^{-3}$  (0.002) M.**

Sol)

$$[H^+] = [H_3O^+] = 2.0 \times 10^{-3} \text{ mole/L}$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$= -\log [2.0 \times 10^{-3}] = 2.699$$

$$pOH = 14 - pH$$

$$= 14 - 2.699 = 11.301$$

**Ex.2) Calculate the hydronium and hydroxide ion concentration of pure water at 25°C and 100 °C [if  $K_w = 1.00 \times 10^{-14}$  at 25°C and  $K_w = 49.00 \times 10^{-14}$  at 100°C ].**

Sol.)

Because  $\text{OH}^-$  and  $\text{H}_3\text{O}^+$  are formed only from the dissociation of water , their concentration must be equal :

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

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$\sqrt{K_w} = [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mole/L or (M)}$$

**At 25°C**

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

$$= \sqrt{1.00 \times 10^{-14}}$$

$$= 1.00 \times 10^{-7} \text{ mole/L}$$

**At 100°C**

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

$$= \sqrt{49.00 \times 10^{-14}}$$

$$= 7.00 \times 10^{-7} \text{ mole/L}$$

## EQUILIBRIUM CONSTANTS For Pair ACIDS AND BASES

### ثابت الاتزان لزوج الحامض والقاعدة

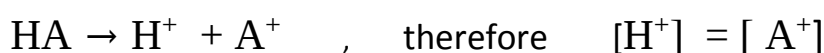
Calculation of hydronium and hydroxide ions for strong, acids and bases and weak acids bases.

حساب تراكيز ايون الهيدروجين والهيدروكسيد للحوامض والقواعد القوية والضعيفة .

### 1-Strong acids:

The strong Acids will completely ionized in its aqueous solution, as shown by one arrow ;

١- الحوامض القوية :- تتأين الحوامض القوية تأينا كليا في محاليتها المائية وتمثل بسهم واحد في معادلة التفاعل .



**Ex.1) Calculate  $[H^+]$  and pH of 0.01 M HCl solution**

|                   |      |   |   |
|-------------------|------|---|---|
| before ionization | 0.01 | 0 | 0 |
|-------------------|------|---|---|

|                  |   |      |      |
|------------------|---|------|------|
| after ionization | 0 | 0.01 | 0.01 |
|------------------|---|------|------|

$$[H^+] = 0.01 \text{ M}$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$= -\log 0.01 = 2$$

**Ex:2) Calculate pH and pOH for 0.15 M  $H_2SO_4$** 

|                   |      |   |   |
|-------------------|------|---|---|
| before ionization | 0.15 | 0 | 0 |
|-------------------|------|---|---|

|                  |   |          |      |
|------------------|---|----------|------|
| after ionization | 0 | 2 x 0.15 | 0.15 |
|------------------|---|----------|------|

$$[H^+] = 2 \times 0.15$$

$$[H^+] = 0.3 \text{ M}$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$= -\log 0.3$$

$$pH = 0.523$$

$$K_w = pH + pOH = 14$$

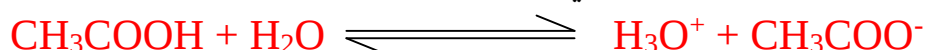
$$pOH = 14 - 0.523$$

$$pOH = 13.477$$

**2- Weak acids:**

The Weak Acids will incompletely ionize (partial ionization) in its aqueous solution, and shown by two reverse arrows. So Ionic equilibrium in is occurring.

٢- الحوامض الضعيفة تتأين جزئياً في محاليتها المائية وتمثل بسهمين متعاكسين في معادلة التفاعل ، وتحدث فيها حالة الاتزان الايوني .



$$K_a = \frac{a_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot a_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}{a_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot a_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$a = c.f$  for dilute solutions  $f = 1$ , then

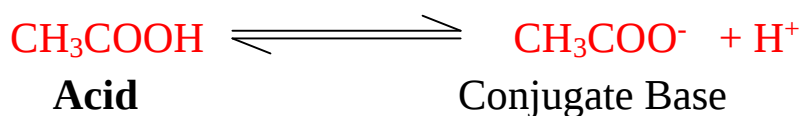
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} , \text{ since } [\text{H}_2\text{O}] = \text{Constant}$$

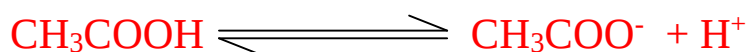
$K_a$  is a ratio between the ionized part of the acid and unionized part of the weak acid  $K_a$  is a constant provided temperature and pressure is constant and called acid ionization or dissociation constant.

( $K_a$ ) - هي النسبة بين الجزء الذائب الى الجزء الغير ذائب من الحامض وتدعى بثابت تأين او تفكك الحامض وهي قيمة ثابتة بشرط ثبوت درجة الحرارة والضغط .

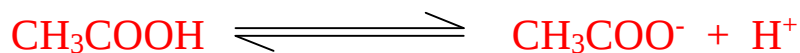
$$K_b = \frac{K_w}{K_a} \quad \text{for Conjugate Base}$$



Ex. Calculate  $[\text{H}^+]$  of 0.1 M  $\text{CH}_3\text{COOH}$  at  $25^\circ\text{C}$  ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ )



$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$



|                   |         |   |   |
|-------------------|---------|---|---|
| Before ionization | 0.1     | 0 | 0 |
| After ionization  | 0.1 - x | x | x |

$$K_a = 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{0.1-x}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.1} \quad x \text{ is small value and hence it is neglected}$$

$$x^2 = 1.8 \times 10^{-6} \quad x = \sqrt{1.8 \times 10^{-6}}$$

$$x = 1.342 \times 10^{-3} \text{ mole/L}$$

## CALCULATION OF HYDROXID ION CONCENTRATIO

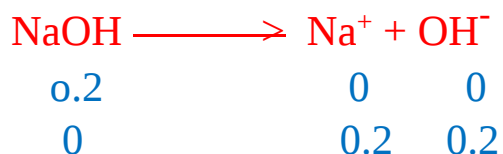
### 1. Strong bases

The strong Bases will completely ionize in its aqueous solution and shown by one arrow.

القواعد القوية : هي المواد التي تتأين كلياً في محاليلها المائية وتمثل بسهم واحد في معادلة التفاعل .



Ex 1: Calculate the hydronium and hydroxide ion concentrations in 0.2M aqueous NaOH solution? if  $K_w = 1 \times 10^{-14}$



$$[\text{OH}^-] = 0.2 \text{ M}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.00 \times 10^{-14}}{0.2}$$

$$[\text{H}^+] = 5.00 \times 10^{-14} \text{ mole /L}$$

## 2. Weak bases:

The Weak Bases will incompletely ionize (partial ionization) in its aqueous solution, and shown by two arrows. So Ionic equilibrium is occurring.

القواعد الضعيفة :- هي المواد التي تتأين جزئياً في محاليلها المائية وتمثل بسهمين متعاكسين في معادلة التفاعل ، وتحدث فيها حالة الاتزان الأيوني .

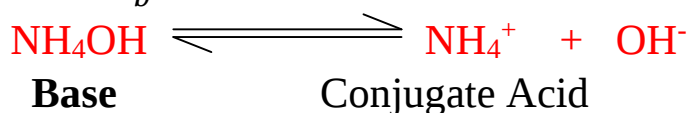


$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$\text{POH} = -\log [\text{OH}^-]$$

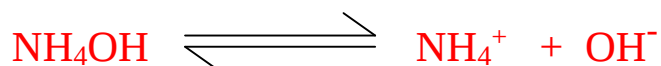
$K_b$  is base ionization constant

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} \quad \text{for Conjugate Acid}$$



**Ex: Calculate  $[\text{OH}^-]$ , pH and pOH of 0.1M ammonia solution at 25 °C if  $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ .**

**Sol)** 
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$



Before ionization      0.1M                                  zero                  zero

After ionization      0.1- x                                  x                  x

$$K_b = \frac{(x)(x)}{0.1+x} = 1.8 \times 10^{-5} \quad (\text{x is ignored})$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.1}$$

$$x = [\text{OH}^-] = 1.342 \times 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$= -\log 1.342 \times 10^{-3}$$

$$= 2.872$$

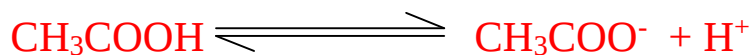
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$= 14 - 2.872$$

$$= 11.128$$

**Ex: Calculate the pH and pOH value of  $1.0 \times 10^{-3} \text{M}$  acetic acid at  $25^\circ \text{C}$  if  $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$  ?**

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$



|                   | $CH_3COOH$  | $CH_3COO^-$ | $H^+$ |
|-------------------|-------------|-------------|-------|
| Before ionization | 0.001       | zero        | zero  |
| After ionization  | $0.001 - x$ | x           | x     |

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0.001 - x} \quad x \text{ is ignored}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.001}$$

$$= 2.621 \times 10^{-3}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [H] = -\log 2.621 \times 10^{-4} \\ &= -\log 2.621 - \log 10^{-4} \\ &= 2.582 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= 14 - \text{pH} \\ &= 14 - 2.582 \\ &= 11.418 \end{aligned}$$

**Ex.1) Calculate  $[OH^-]$ , pH, and pOH of 0.1 M ammonia solution at  $25^\circ \text{C}$  ( $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ ) (note :solution in the same lecture5)**

**Ex.2) : Calculate pOH and pH for 0.15 M  $Ca(OH)_2$**

| المصطلح بالانكليزي    | معناه بالعربي    |
|-----------------------|------------------|
| Concentration         | تركيز            |
| Ionization            | تأين             |
| Dynamic               | حركي             |
| Electrolyte           | الكتروليت        |
| Released              | اطلاق            |
| Classified            | تصنف             |
| Aqueous               | مائي             |
| Electricity conductor | موصل كهربائيا    |
| Partially ionized     | متأين جزئيا      |
| Solution              | محلول            |
| Common                | مشترك            |
| Concept               | مبدأ             |
| Donate                | تهب              |
| Accept                | تقبل             |
| Reform                | يعيد التكوين     |
| Conjugate             | قرين             |
| Pair                  | زوج              |
| Dissociate            | يتفكك            |
| Associate             | يترابط           |
| Invariant             | ثابت (غير متغير) |
| Enormous              | كبير الحجم       |
| Approximation         | تقريبي           |
| Ratio                 | نسبة             |
| Ignored               | يهمل             |
| part                  | جزء              |
| Relation              | العلاقة          |
| Value                 | قيمة             |