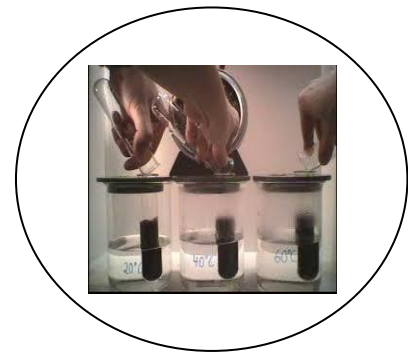
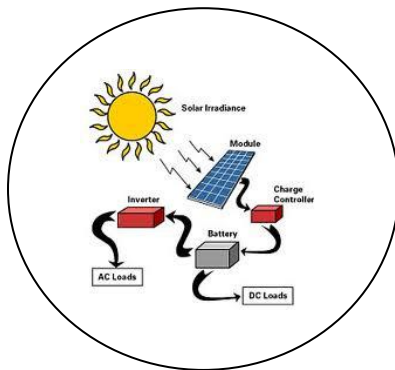
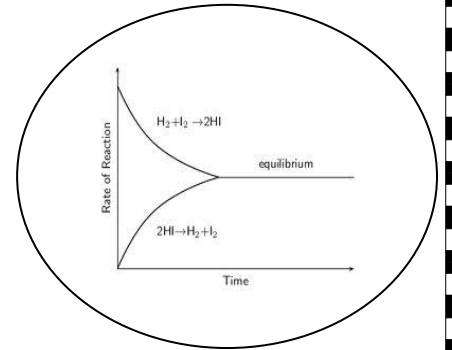
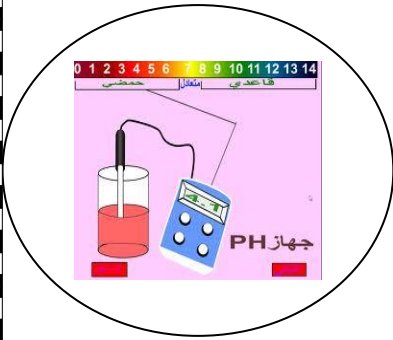


# المخاليط والمحاليل

## الفصل الأول



**المخلوط :** هو مزيج من مادتين أو أكثر تحتفظ فيه كل مادة بخصائصها الكيميائية

## أنواع المخاليط :

١ - مخاليط متجانسة  
2- مخاليط غير متجانسة

### المخاليط غير المتجانسة :

هي التي لا تمتزج مكوناتها تماماً معا ويمكن تمييز مكوناتها .

وأنواعه قسمين هما :

١ -مخاليط معلقة  
2- مخاليط غروية

#### □ - المخاليط المعلقة :

هو مخلوط يحتوي على جسيمات يمكن أن تترسب بالترويق إذا ترك فترة دون تحريك

#### -أهم مميزاتة :

- تنفصل الجسيمات المعلقة في المحلول المعلق عندما تمرر في ورقة ترشيح
- بعض المحاليل المعلقة إذا تركت دون تحريك تنفصل إلى طبقتين . وإذا تم تحريكها تنساب المادة الصلبة بالانسياب داخل المادة السائلة وهذا يسمى المادة التي تتميع بالهز أو التحريك .
- هناك بعض الطين تتميع جسيماتها لذلك تستخدم في تشييد المباني فوقها في مناطق الزلازل .

#### -طرق فصل مكوناته :

١ -ترك المحلول المعلق دون تحريك  
2- الترشيح

#### ٢ -المخاليط الغروية :

هي مخاليط غير متجانسة تتكون من جسيمات متوسطة الحجم .

من الأمثلة على المخاليط الغروية انظر الكتاب ص 9 الجدول 1-1

- جسيمات المذاب في المخاليط الغروية لا تترسب والسبب يرجع إلى أن جسيمات المذاب تنجذب إلى المناطق الموجبة أو السالبة لجسيمات المذيب فيتكون طبقة مشحونة تتنافر هذه الطبقات مع بعضها البعض
- وجود الحركة البروانية التي ينتج عنها تصادم جسيمات المذيب مع جسيمات المذاب وتمنع الترسب .
- طرق ترسيب المحلول الغروي :

١ -تحريك المادة الإلكتروليتية المتأينة الموجودة في المخلوط الغروي

٢ -التسخين

**تأثير تبدال :**

هو قدرة المخاليط الغروية المخففة على تشتيت الضوء . مثل مرور ضوء خلال الضباب ولذلك نجد أن القيادة بالأنوار العالية في الضباب أصعب بكثير من الأنوار المنخفضة بسبب تشتيت الضباب الضوء العالي .

**مقارنة بين المحلول الغروي والمحلل المعلق :**

المحلل المعلق	المحلل الغروي
جسيمات المذاب كبيرة	جسيمات المذاب صغيرة
يمكن فصل جسيماته بالترويق أو الترشيح	لا يمكن فصل جسيماته بالترويق أو الترشيح

**المخاليط المتجانسة : ( المحاليل )**

هي المحاليل التي لا يمكن تمييز جزيئات المذيب والمذاب عند النظر للمحلل بالعين المجردة

**أنواع المحاليل :****الجدول 2-1 ص 11**

- يتكون المحلول من مذاب ومذيب
- المواد القابلة للامتزاج هي المواد التي تذوب مع بعضها البعض
- المواد غير الممتزجة هي المواد التي تمتزج مع بعضها لفترة قصيرة ثم تنفصل مثل الزيت والماء

# تركيز المحاليل

يمكن التعبير عن تركيز المحاليل بعدة طرق هي :

- ١- النسبة المئوية الكتلية
- 2- النسبة المئوية الحجمية
- 3- المولارية
- 4- المولالية

\*\*\*\*\*

## ١- النسبة المئوية الكتلية

هي نسبة كتلة المذاب إلى كتلة المحلول

$$\text{النسبة المئوية الكتلية} = \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}} \times 100$$

• ماذا يعني أن النسبة المئوية للمحلول الجلوكوز 30%؟

أن كل 30 جرام من الجلوكوز مذابة في 100 جرام من المحلول أو أن 30 جرام من الجلوكوز مذابة في 70 جرام من الماء.

تذكر أن :

$$\begin{aligned} m_1 &= \text{كتلة المذاب} & m_2 &= \text{كتلة المذيب} \\ n_1 &= \text{عدد مولات المذاب} & n_2 &= \text{عدد مولات المذيب} \\ M_{\text{sol}} &= \text{كتلة المحلول} & n_{\text{sol}} &= \text{عدد مولات المحلول} \\ M_w &= \text{الكتلة الجزيئية} & W_t &= \text{النسبة المئوية الكتلية} \\ \text{كتلة المحلول} &= \text{كتلة المذاب} + \text{كتلة المذيب} \end{aligned}$$

أمثلة :

١ - حوض سمك يحتوي على 3.6 g من NaCl لكل 100 g ماء. أحسب النسبة المئوية الكتلية للمذيب .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

5

٢- أحسب كتلة الماء اللازمة لإذابة 50 g من كلوريد الكالسيوم في كمية من الماء لتصبح النسبة المئوية الكتلية 2.62%

٣- كم جراما من ملح الطعام اللازم لتحضير 500 g من محلول تركيزه 0.9% كتلياً .

٤- إذا كانت النسبة المئوية الكتلية لهيبوكلورات الصوديوم NaOCl في محلول مبيض الملابس هي 3.62% وكان لديك 1500 g من المحلول . احسب كتلة المذاب والمذيب .

## ٢- النسبة المئوية الحجمية

$$100 \times \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} = \text{النسبة المئوية الحجمية}$$

هي نسبة حجم المذاب إلى حجم المحلول

يرمز للحجم : v

- ماذا يعني أن النسبة المئوية الحجمية للميثانول في الماء 20% ؟
- أن كل 20 مل من الميثانول مذابة في 100 مل من المحلول . أو مذابة في 80 مل من الماء

### تطبيقات حسابية :

١- محلول يحتوي على 35 ml من الايثانول في 155 ml من الماء . احسب النسبة المئوية الحجمية .

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

٢- احسب النسبة المئوية الحجمية لكحول ايزوبروبيل في محلول يحتوي على 24 ml منه مذاب في 1.1L من الماء

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

٣- إذا استعمل 15 ml من الميثانول لعمل محلول مائي تركيزه 15% حجماً . احسب حجم المحلول بالملتر

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## ٣- المولارية ( التركيز المولاري ) M

$$\frac{n_1}{V_{sol}} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \text{المولارية ( M )}$$

عدد مولات المذاب في لتر من المحلول

$$\text{تذكير بأن: عدد المولات ( n )} = \frac{\text{الكتلة بالجرام ( m )}}{\text{الكتلة الجزيئية ( M_w )}}$$

كتلة المحلول = حجم المحلول × كثافة المحلول

• ماذا يعني بقولنا أم مولارية حمض الكبريت 2M .

• أي ان كل 2 mol من حمض الكبريت مذاب في واحد لتر من المحلول أو 1000 ml من المحلول.

تطبيقات حسابية :

١- احسب مولارية محلول يحتوي على 3 mol من الجلوكوز مذاب في كمية من الماء ليصبح حجم المحلول 750 ml .

٢- ما حجم محلول يحتوي على 122 g من فلوريد الليثيوم LiF مذاب في كمية من الماء بحيث أصبحت مولاريتته 3M . علما بأن الكتل المولية للعناصر هي : F= 19 Li = 7

٣- احسب عدد مولات BaS اللازمة لتحضير محلول حجمه  $1.5 \times 10^3$  وتركيزه 3.5M

8

عند إذابة 9mol من كلوريد الصوديوم NaCl في 80ml من الماء احسب مولارية المحلول علما بأن

كثافة المحلول 1.3 g/ml . الكتل الذرية هي : Na = 23 Cl = 35.5 O = 16 H = 1

## تحضير المحاليل القياسية

١ - أحسب كتلة  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  اللازمة لتحضير محلول حجمه 100ml وتركيزه 1.5M . علما بأن :

H = 1 O = 16 S = 32 Cu = 63.5

٢ - احسب حجم الإيثانول  $C_2H_5OH$  في محلول حجمه 100ml وتركيزه 0.15M وكثافته 0.789 g/ml

H = 1 O = 16 C = 12



## تخفيف المحاليل :

عند تخفيف المحلول فإن عدد مولات المذاب تبقى ثابتة لان عدد جزيئات المذاب لم تتغير بل قل تركيزها في المحلول بزيادة عدد جزيئات المذاب

$$M_1 = \text{مولارية المحلول قبل التخفيف}$$

$$V_1 = \text{حجم المحلول قبل التخفيف}$$

$$M_2 = \text{مولارية المحلول بعد التخفيف}$$

$$V_2 = \text{حجم المحلول بعد التخفيف}$$

تطبيقات :

١ - عند تخفيف 0.5L من محلول قياسي 5M HCl ليصبح حجمه 2L فما كتلة HCl الموجودة في المحلول .

$$H = 1$$

$$O = 16$$

$$C = 12$$

علما بأن :

٢ - ما حجم المحلول القياسي  $H_2SO_4$  0.5 M بالملتر اللازم لتحضير محلول مخفف منه حجمه 100ml وتركيزه 0.25 M

٣ - ما الحجم اللازم لتحضير محلول من كلوريد الكالسيوم  $CaCl_2$  وتركيزه 0.3 M وحجمه 0.5L إذا كان تركيز المحلول القياسي 2M .



## الكسر المولي :

هو نسبة عدد مولات المذاب في المحلول إلى عدد المولات الكلية للمذيب والمذاب .

$$\text{الكسر المولي للمذاب} \quad X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad \text{الكسر المولي للمذيب} \quad X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

١- محلول يحتوي على 36 g من HCl و 64 g من H<sub>2</sub>O أوجد الكسر المولي للمذاب والمذيب علماً بأن

$$\text{الكتل الذرية هي :} \quad \text{H} = 1 \quad \text{O} = 16 \quad \text{Cl} = 35.5$$

٢- النسبة المئوية الكتلية للمحلول NaOH هي 22.8% جد الكسر المولي لهيدروكسيد الصوديوم الكتل الذرية هي :

$$\text{H} = 1 \quad \text{O} = 16 \quad \text{Na} = 23 \quad \text{Cl} = 35.5$$

٣- إذا كان الكسر المولي لحمض الكبريت H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> في محلول مائي 0.325 فما كتلة الماء بالجرامات

$$\text{الموجودة في 100ml من المحلول .} \quad \text{H} = 1 \quad \text{O} = 16 \quad \text{S} = 32 \quad \text{Cl} = 35.5$$

# العوامل المؤثرة في الذوبان

الذوبان : هو عملية إحاطة جسيمات المذاب بجسيمات المذيب

## كيف يحدث الذوبان ؟

تحدث عندما تكون قوى التجاذب بين جزيئات المذاب والمذيب أكبر من قوى تجاذب جزيئات المذاب

## متى يحدث الذوبان ؟

تحدث عملية الذوبان بين المواد المتشابهة ( الشبيه يذيب الشبيه ) ومن العوامل التي تؤدي للذوبان :

- ١ - إذا كانت جزيئات المذيب والمذاب قطبية
- ٢ - إذا تكون بين جزيئات المذيب والمذاب روابط هيدروجينية

## محاليل المركبات الأيونية :

- ١ - المحاليل الأيونية تذوب في الماء غالباً .
- ٢ - حيث نجد أن التجاذب بين أقطاب جزيئات الماء والايونات أكبر من التجاذب بين الأيونات في المركبات الأيونية .
- ٣ - الجبس مركب أيوني ولكن لا يذوب في الماء لان قوى التجاذب بين جزيئات الجبس أقوى من قوى التجاذب بين جزيئات الجبس والماء .

## محاليل المركبات الجزيئية :

- ١ - أغلب المركبات الجزيئية تذوب في الماء مثل السكر
- ٢ - نجد أن جزيئات السكر تكون مع الماء روابط هيدروجينية فتذوب في الماء
- ٣ - المركبات التي تتكون من هيدروجين وكربون لا تذوب في الماء لأنها غير قطبية
- ٤ - الزيت لا يذوب في الماء لان قطبية الزيت ضعيفة جداً

## حرارة الذوبان :

- هي التغير الكلي للطاقة الذي يحدث خلال عملية تكون المحلول . وحرارة الذوبان نوعان هما :
- ١ - محاليل تنتج طاقة مثل كلوريد الكالسيوم في الماء 2- محاليل ماصه طاقة مثل ذوبان نترات البوتاسيوم

## العوامل المؤثرة في الذوبان :

- ١ - التحريك
- 2- زيادة مساحة السطح للمذاب
- 3- زيادة درجة الحرارة

## الذائبية :

الذائبية هي أقصى مقدار من المادة الصلبة التي يمكن أن تذوب في 100 جم من الماء عند درجة حرارة معينة.

### العوامل المؤثرة على ذائبية المواد الصلبة في السوائل :

١ - طبيعة المذاب والمذيب

2- ارتفاع درجة الحرارة المذيب

### أنواع المحاليل من حيث نشبعها :

١ - المحلول غير المشبع : هو المحلول الذي يحتوي على كمية قليلة من المذاب .

٢ - المحلول المشبع : هو المحلول الذي يحتوي على كمية متساوية من جزيئات المذاب و المذيب

٣ - المحلول فوق المشبع : هو المحلول الذي يحتوي على عدد أكبر من المذاب بارتفاع درجة الحرارة

## ذائبية الغازات :

### العوامل المؤثرة على ذائبية الغازات في السوائل :

١ - درجة الحرارة :

تقل ذائبية الغازات في السوائل بزيادة درجة الحرارة وذلك لأن الطاقة الحركية للغازات تسمح للجزيئات بالهرب من المحلول بسهولة عند زيادة درجة الحرارة

٢ - الضغط :

تزداد ذائبية الغازات بزيادة الضغط وذلك نجد أن المشروبات الغازية مذابة فيها الغازات عند ضغط أعلى من الضغط الجوي .

**قانون هنري :** ذائبية الغاز في سائل عند درجة حرارة معينة تتناسب طردياً مع ضغط الغاز فوق السائل

$$S_1 = \text{الذائبية الأولى للغاز} \quad S_2 = \text{الذائبية الثانية للغاز}$$

$$P_1 = \text{الضغط الأول للغاز} \quad P_2 = \text{الضغط الثاني للغاز}$$

$$\frac{S_1}{P_1} = \frac{S_2}{P_2} \quad \text{القانون العام :}$$

### تطبيقات على قانون هنري :

١ - إذا ذاب 0.85 g من غاز عند ضغط مقداره 4 atm في لتر من الماء عند درجة حرارة 25 C° . فكم

يذوب منه في لتر من الماء عند ضغط مقداره 1 atm ودرجة الحرارة نفسها .

14

٢- ذوبانية غاز ثاني أكسيد الكربون CO<sub>2</sub> تساوي 0.12mol/L عند ضغط 4atm فما كتلة CO<sub>2</sub> الذي

يذوب في 1 L عند ضغط مقداره  $3 \times 10^{-4}$  atm وثبتت درجة الحرارة . O= 16 C = 12

## الخواص الجامعة للمحاليل

هي الخواص الفيزيائية للمحاليل التي تعتمد على عدد جسيمات المذاب في المحلول .

### المواد المتأينة في محلول مائي :

هي مواد تتفكك أو تتأين في الماء لتعطي أيونات موجبة وسالبة . المواد تنقسم إلى :

- مواد متأينة قوية : المواد التي تنتج ايونات كثيرة في المحلول . وتوصل التيار الكهربائي
- مواد متأينة ضعيفة : المواد التي تنتج ايونات قليلة في المحلول . وتوصل التيار الكهربائي
- مواد غير متأينة : المواد التي تذوب في الماء ولا تنتج ايونات . ولا توصل التيار الكهربائي

### الانخفاض في الضغط البخاري :

الضغط البخاري : هو الضغط التي تحدثه جزيئات السائل على جدران وعاء مغلق والتي تتصاعد من سطح سائل لتتحول لحالة غازية .

- عند إضافة مذاب غير متطاير إلى مذيب سائل فإن الضغط البخاري للسائل يقل لأن جسيمات المذيب القريبة من سطح المحلول تتحول إلى الحالة الغازية وبذلك يقل الضغط البخاري
- كلما زاد عدد جسيمات المذاب في المذيب قل الضغط البخاري فهو يعتمد على جسيمات المذاب .

### التأثير النسبي للمذاب في الضغط البخاري :

يعتمد على كون المذاب متأين أو غير متأين (يزداد الضغط البخاري بزيادة أعداد الايونات التي تنتج في المحلول)



### الارتفاع في درجة الغليان :

عند إضافة مذاب غير متطاير إلى مذيب سائل فإن درجة غليان المذيب ترتفع لأن المذاب غير المتطاير يقلل من الضغط البخاري للمذيب .

$$\Delta T_b = K_b m \quad \text{القانون المستخدم :}$$

حيث :

$\Delta T_b$  = الارتفاع في درجة الغليان ( $\Delta T_b$  = درجة غليان المحلول - درجة غليان المذيب النقي) وحدته ( $^{\circ}\text{C}$ )

$K_b$  = ثابت الارتفاع في درجة الغليان وحدة قياسها (درجة / مولال) ( $^{\circ}\text{C}/m$ )

$m$  = التركيز بالمولالية وحدة قياسه (مولال) ( $m$ ) (مول / كجم)

- الارتفاع في درجة الغليان يعتمد على تركيز المحلول بالمولالية فكلما زادت عدد جسيمات المذاب تزداد الارتفاع في درجة الغليان

• ثابت الارتفاع يعتمد على طبيعة السائل المذيب

• المولالية لا تتأثر بتغير درجة الحرارة لان المذيب يعبر عنه في المولالية بالكتلة .

• قانون مختصر :

$$\Delta T_b = \frac{K_b \times m_1}{M_1 \times m_2}$$

حيث :  $m_1$  = كتلة المذاب  $m_2$  = كتلة المذيب  $M_1$  = الكتلة المولية للمذاب  
وفي حالة المحاليل الأيونية :

$$\Delta T_b = \frac{K_b \times m_1}{M_1 \times m_2} X \quad \text{حيث } X = \text{عدد الايونات المتفككة}$$

الكتلة الجزيئية = ثابت الغليان  $X$  كتلة المذاب  $X$  1000 ÷ الارتفاع في درجة الغليان  $X$  كتلة المذيب  $X$  عدد الايونات المتفككة

تستخدم الضرب في 1000 إذا كان كتلة المذاب بالجرام وتحذف إذا كان كتلة المذاب بالكيلو جرام

### الانخفاض في درجة التجمد :

عند إضافة مذاب غير متطاير إلى مذيب سائل فإن درجة تجمده تنخفض لان جزيئات المذاب تعيق تقارب جزيئات المذيب ولذا نحتاج إلى مزيد من التبريد حتى تتقارب الجزيئات ليتجمد المحلول

### القانون المستخدم :

الانخفاض في درجة المحلول = ثابت الانخفاض في درجة التجمد  $X$  المولالية

$$m \times K_f = \Delta T_f$$

- الانخفاض في درجة التجمد = درجة تجمد المذيب - درجة تجمد المحلول
- الانخفاض في درجة التجمد يعتمد على تركيز المحلول بالمولالية فكلما زادت عدد جسيمات المذاب تزداد الانخفاض في درجة التجمد
- ثابت الانخفاض يعتمد على طبيعة السائل المذيب

القانون العام :

$$\Delta T_f = \frac{K_f \times m_1}{M_1 \times m_2}$$

القانون في حالة المحاليل الأيونية :

$$\Delta T_f = \frac{K_f \times m_1}{M_1 \times m_2} X \quad \text{حيث } X = \text{عدد الايونات المتفككة}$$

كتلة الجزيئية = ثابت التجمد  $X$  كتلة المذاب  $X$  1000 ÷ الانخفاض في درجة التجمد  $X$  كتلة المذيب  $X$  عدد الايونات المتفككة

تستخدم الضرب في 1000 إذا كان كتلة المذاب بالجرام وتحذف إذا كان كتلة المذاب بالكيلو جرام



## تطبيقات حسابية :

١- احسب الارتفاع في درجة غليان محلول مائي من  $\text{CaCl}_2$  الذي يحتوي علي  $0.1\text{M}$  منه في  $100\text{g}$  من الماء إذا علمت أن الملح متأين . ثابت غليان الماء  $0.512\text{ C}^\circ/\text{m}$  (  $\text{Ca} = 40$   $\text{Cl}=35.5$  )

٢- احسب درجة غليان محلول مائي من  $\text{AlCl}_3$  الذي يحوي  $7.26\text{g}$  منه في  $250\text{g}$  من الماء إذا علمت أن الملح متأين . ثابت الارتفاع في درجة غليان الماء  $0.512\text{ C}^\circ/\text{m}$

٣- كم جراماً من المادة المضادة للتجمد والتي تركيبها الجزيئي (  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$  ) يجب إضافتها إلى  $500\text{g}$  من الماء لتعطي محلولاً درجة تجمده (  $-5\text{C}^\circ$  ) ثابت انخفاض تجمد الماء  $1.86\text{ C}^\circ/\text{m}$

٤ - احسب الانخفاض في درجة تجمد المحلول المكون من إذابة 345g من  $BaCl_2$  في 700g من الماء إذا علمت أن الملح متأين . ثابت تجمد الماء  $1.86\text{ C}^\circ/\text{m}$  (  $Ba = 137$   $Cl = 35.5$  )

٥ - حضر محلول بإذابة مادة عضوية في كمية من الماء فأصبحت درجة تجمده  $(-1.03\text{C}^\circ)$  احسب الكتلة الجزيئية الجرامية لهذه المادة إذا علمت أن ثابت الانخفاض في درجة تجمد الماء  $1.86\text{ C}^\circ/\text{m}$  وكتلة المذاب تساوي كتلة المذيب

٦ - محلول مائي من مادة صلبة يغلي عند  $100.2\text{C}^\circ$  احسب درجة تجمد المحلول إذا علمت أن ثابت ارتفاع درجة غليان الماء  $0.512\text{ C}^\circ/\text{m}$  وثابت انخفاض درجة التجمد للماء  $1.86\text{ C}^\circ/\text{m}$

## الضغط الأسموزي:

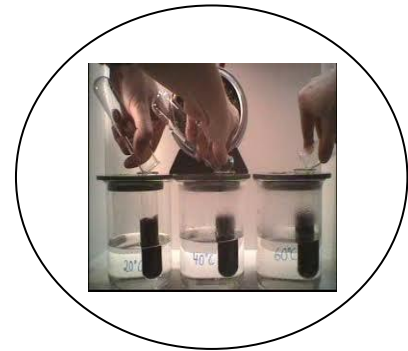
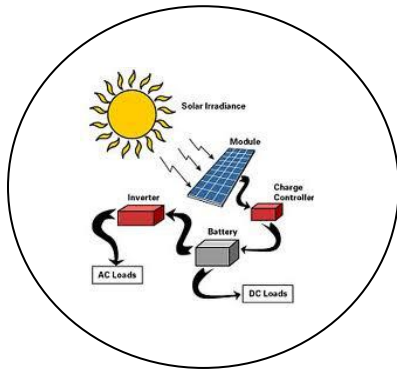
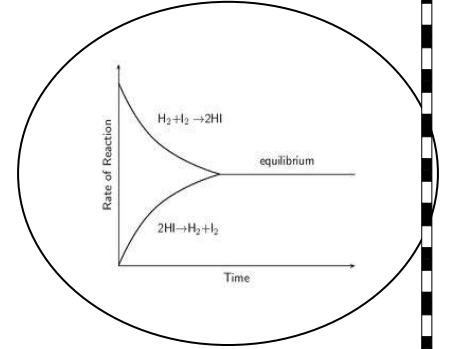
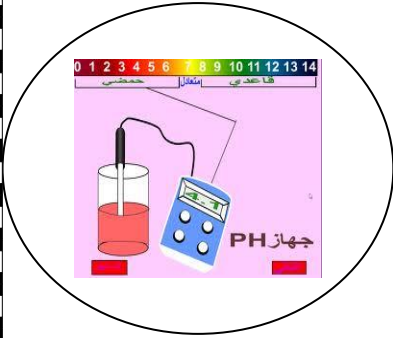
الخاصية الأسموزية : هي انتشار المذيب من التركيز الأقل إلى التركيز الأعلى خلال غشاء شبه منفذ .  
الضغط الأسموزي : هو كمية الضغط الإضافي الناتج عن انتقال جزيئات الماء إلى المحلول المرئو .  
مثال على الخاصية الأسموزية : امتصاص الغذاء في النباتات

**في الميدان :**

**مهن كيميائي البيئة :**

**محلول CO<sub>2</sub> : الكتاب ص 39**

## الطاقة والتغيرات الكيميائية



# الطاقة والتغيرات الكيميائية

الطاقة : هي القدرة على بذل شغل أو إنتاج حرارة

## صور الطاقة :

- 1- طاقة الوضع : وهي الطاقة المخزنة في المادة والتي تعتمد على تركيب المادة .
- 2- الطاقة الحركية : وهي الطاقة التي تنتج من حركة الأجسام وتعتمد على درجة الحرارة

## قانون حفظ الطاقة (القانون الأول في الديناميكا الحرارية) :

في أي تفاعل كيميائي أو تغير فيزيائي فإن الطاقة لا تفنى ولا تستحدث و إنما تتحول من شكل إلى آخر .  
مثل : محطة توليد الكهرباء - احتراق الأوكتان في السيارة .

## الحرارة :

هي طاقة تنتقل من الجسم الساخن الى الجسم البارد .

## طرق قياس الحرارة :

١ - الجول ( J ) : الوحدة الدولية لقياس الطاقة الحرارية

٢ - السعر ( cal ) كالوري : هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة واحد جرام 1 g من الماء النقي درجة مئوية واحدة ( 1C° )

٣ - 1 cal = 4.184 J  $\Leftarrow$  1 سعر غذائي = 1 كيلو سعر = 1000 سعر  $\Leftarrow$  ( 1 كيلو = 1000 )

- تحتوي حبة حلوى الفواكه والشوفان على 142 J من الطاقة . ما مقدار هذه الطاقة cal .

- يطلق تفاعل طارد للحرارة 86.5 KJ من الحرارة . ما مقدار الحرارة التي أطلقت بوحدة Cal .

**الحرارة النوعية :**

هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة 1g من المادة درجة مئوية واحدة .

$$q = c \times m \times \Delta T$$

$q$  = الطاقة الحرارية وحدتها الجول ( J )

$C$  = الحرارة النوعية وحدتها ( J / g .C° )

$m$  = كتلة المادة ووحدتها ( g )

$T$  = التغير في درجة الحرارة ووحدتها ( C° )

$$T = T_{\text{النهائية}} - T_{\text{البدائية}}$$

• ماذا يعني قولنا أن الحرارة النوعية للإيثانول 2.44(J/g. C°).

• أننا نحتاج طاقة حرارية قدرها 2.44J لرفع جرام واحد من الإيثانول درجة مئوية واحدة .

**تطبيقات حسابية :**

١- ما كمية الحرارة التي امتصتها قطعة رصاص كتلتها 44.7g إذا زادت درجة حرارتها مقدار 65.4 C° علماً بأن الحرارة النوعية للرصاص 0.129J/g. C° .

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

٢- عينه من الحديد كتلتها 10g تغيرت درجة حرارتها من 50.4 C° الى 25 C° وانطلقت كمية من الحرارة مقدارها 114J . احسب الحرارة النوعية للحديد .

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

٢- قطعة من الذهب النقي كتلتها 4.50 g امتصت 2.76 J من الحرارة وكانت درجة حرارتها الأولية 25 C° احسب درجة حرارتها النهائية .

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

٤- حوض ماء سباحة طوله 2 m وعرضه 1.25 m وعمقه 1 m أحسب كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة الماء  $18.4\text{ C}^\circ$  الى  $29\text{ C}^\circ$  علماً بأن الحرارة النوعية للماء هي  $4.184\text{ J/g. C}^\circ$  وكثافة الماء تساوي  $1\text{ g/cm}^3$ .

### الطاقة الشمسية :

يمكن أن نستمد طاقات كثيرة من خلال أشعة الشمس وذلك للتقليل من استخدام الوقود الذي ينتج ثاني أكسيد الكربون .

• العوامل التي أدت إلى تأخر تطوير الطاقة الشمسية :

- ١ - الشمس تسطع لفترة محدودة .
  - ٢ - تراكم الغيوم في بعض الوقت يقلل من أشعة الشمس أو يحجبها
- وبذلك ابتكرت طريقة الخلايا الكهروضوئية

### الخلايا الكهروضوئية :

وهي خلايا تحول الطاقة الشمسية إلى طاقة كهربائية

**الحرارة :**

- كيف نقيس الطاقة الحرارية .
- تقاس الطاقة باستخدام المسعر .

**المسعر :** هو عبارة عن جهاز معزول حرارياً يستخدم لقياس كمية الحرارة الممتصة أو المنطلقة من عملية كيميائية أو فيزيائية .

**طريقة القياس :** يوضع كمية من الماء معلومة في حجرة معزولة لكي تمتص الطاقة المنطلقة من التفاعل

أو لتزويد الطاقة التي يمتصها التفاعل ومن ثم قياس التغير في درجة حرارة الماء .

- هناك مسعر أبسط من مسعر التفجير وهو مسعر المصنوع من البوليسترين ويستخدم لتحديد الحرارة النوعية لفلز ما . حيث أن :

$$\bullet \text{ الحرارة النوعية للماء} = \text{الحرارة النوعية للفلز}$$

تطبيقات حسابية :

١ - تمتص قطعة فلز كتلتها 4.68 g طاقة مقدارها 256 J من الحرارة عندما ترتفع درجة حرارتها بمقدار

$182^{\circ}\text{C}$  . احسب الحرارة النوعية للفلز .

٢ - وضعت سبيكة كتلتها 58.5 g في 125 g من الماء البارد في مسعر فنقصت درجة حرارة السبيكة بمقدار

$106.1^{\circ}\text{C}$  بينما ارتفعت درجة الحرارة الماء بمقدار  $10.5^{\circ}\text{C}$  فما الحرارة النوعية للسبيكة علماً بأن

الحرارة النوعية للماء  $4.184 \text{ J/g}\cdot^{\circ}\text{C}$



## الطاقة الكيميائية و الكون :

الكيمياء الحرارية : هي الكيمياء التي تدرس تغيرات الحرارة التي ترافق التفاعلات الكيميائية والتغيرات الفيزيائية

- في التفاعل الطارد للحرارة تنتقل الحرارة من النظام إلى المحيط
- في التفاعل الماص للحرارة تنتقل الحرارة من المحيط إلى النظام

## المحتوى الحراري ( H ) :

هو المحتوى الحراري للنظام تحت ضغط ثابت .

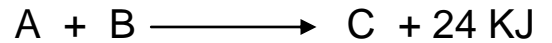
**التغير في المحتوى الحراري ( ΔH ) :** هو كمية الحرارة الممتصة أو المنطلقة في التفاعل الكيميائي .

$$\Delta H = H_f - H_i$$

$H_f$  = المحتوى الحراري عند نهاية التفاعل

$H_i$  = المحتوى الحراري عند بداية التفاعل

$\Delta H$  = سالبة فالتفاعل يكون طارد للحرارة وتكتب الحرارة في النواتج



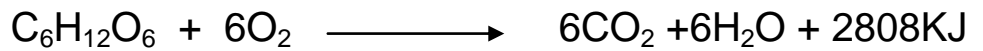
$\Delta H$  = موجبة فالتفاعل يكون ماص للحرارة وتكتب الحرارة في المتفاعلات



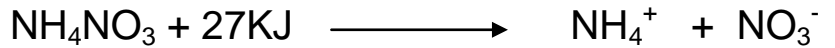
## المعادلات الكيميائية الحرارية :

هي المعادلات التي يكتب فيها حرارة التفاعل .

ف نجد أن احتراق واحد مول من الجلوكوز ينتج حرارة قدرها 2808 KJ



وعند تفكك واحد مول من نترات الأمونيوم نحتاج إلي حرارة قدرها 27KJ



حرارة الاحتراق : (  $\Delta H_{comb}$  ) : هي المحتوى الحراري الناتج عن احتراق مول واحد من المادة احتراقاً كاملاً

## تغيرات الحالة :

هناك الكثير من العمليات غير الكيميائية التي تمتص أو تطلق طاقة . مثل :

- ١ - حرارة التبخر المولارية ( $\Delta H_{\text{vap}}$ ) : هي الحرارة اللازمة لتبخر واحد مول
- ٢ - حرارة الانصهار المولارية ( $\Delta H_{\text{fus}}$ ) : هي الحرارة اللازمة لاصهر مول واحد

- تبخر السائل و صهر المادة الجامدة عمليات تكون ماصة للحرارة ( $\Delta H = +$ )
- تكثف الغاز وتجمد السائل تكون عمليات طاردة للحرارة ( $\Delta H = -$ )
- يغمر المزارعون بساتينهم بالماء ليلاً إذا توقعوا أن درجة الحرارة سوف تنخفض إلى درجة الصفر . وذلك بسبب أن عملية تجمد الماء تطلق طاقة حرارية تعمل على تدفئة الهواء المحيط وبذلك تمنع الفاكهة من التلف

### تطبيقات :

- ١ - أحسب الطاقة الناتجة عن تجمد 0.25 mol من الماء . علماً بأن  $\Delta H = - 6.01 \text{ KJ}$

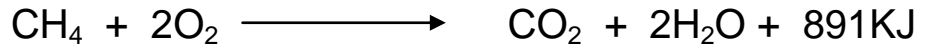
- ٢ - أحسب الحرارة اللازمة لاصهر 25.7 g من الميثانول ( $\text{CH}_3\text{-OH}$ ) الصلب علماً بأن  $\Delta H = 3.22 \text{ KJ}$  و  
الكتل الذرية هي :  $\text{H}=1$        $\text{O}=16$        $\text{C}=12$

- ٣ - ما كمية الحرارة المنطلقة عن تكثف 275g من النشادر ( $\text{NH}_3$ ) إلى سائل عند درجة غليانه  $\Delta H = -5.66 \text{ KJ}$   
الكتل الذرية هي :  $\text{H}=1$        $\text{N} = 14$

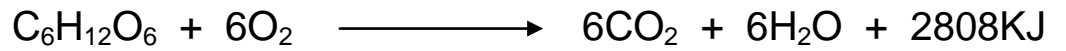
## تفاعلات الاحتراق :

هو تفاعل الوقود مع الأوكسجين وفي الكائن الحي حرق الغذاء ليعطي الجلوكوز

مثال 1 : أحسب الطاقة الناتجة عن حرق 0.25 mol من الميثان حسب المعادلة التالية :



مثال 2 : احسب كمية الحرارة الناتجة عن احتراق 54g من الجلوكوز حسب المعادلة التالية :



$$\text{C} = 12$$

$$\text{O} = 16$$

$$\text{H} = 1 \quad \text{علماً بأن الكتل الذرية هي :}$$

مثال 3 : أحسب كمية الحرارة الناتجة عن احتراق 206 g من غاز الهيدروجين علماً بأن

$$\Delta\text{H} = -286\text{KJ/mol} \quad \text{الكتل الذرية هي : } \text{H} = 1$$

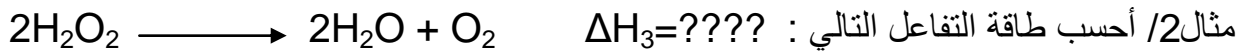
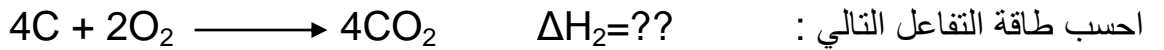
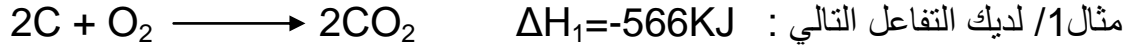
## حساب التغير في المحتوى الحراري :

**قانون هس :** مجموع التغير في المحتوى الحراري للتفاعلات الفردية مساوياً لتغير المحتوى الحراري للتفاعل النهائي

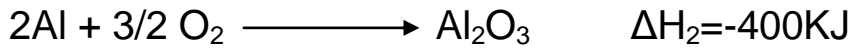
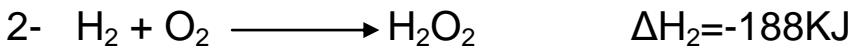
### قواعد هامة للمحتوى الحراري :

١ - إذا عكس معادلة التفاعل الكيميائي تعكس إشارة التفاعل

٢ - إذا ضرب أو قسم معادلة التفاعل برقم فإن قيمة  $\Delta H$  يجب أن تضرب أو تقسم بنفس الرقم



باستخدام التفاعلين التاليين :



## حرارة التكوين القياسية: ( $\Delta H_f^\circ$ )

هي التغير في المحتوى الحراري الذي يرافق تكون مول واحد من المركب في الظروف القياسية من عناصره في الحالة القياسية . حيث ( الضغط 1 atm و درجة الحرارة  $25^\circ\text{C}$  )

• تستعمل حرارة التكوين القياسية للتفاعل في حساب حرارة التفاعل ( $\Delta H_{\text{rxn}}^\circ$ )  
القانون المستخدم :

$\Delta H_{\text{rxn}}^\circ =$  ( مجموع حرارة التكوين للمواد الناتجة ) – ( مجموع حرارة التكوين للمواد المتفاعلة )  
ملحوظة : مراعاة عدد المولات لكل مادة في النواتج والمتفاعلات

### تطبيقات :

مثال 1 : أحسب حرارة التفاعل التالي :  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

إذا علمت أن حرارة التكوين للمواد هي :

$\text{CO}_2 = -396\text{KJ}$        $\text{H}_2\text{O} = -286\text{KJ}$        $\text{CH}_4 = -75\text{KJ}$        $\text{O}_2 = \text{ZERO KJ}$

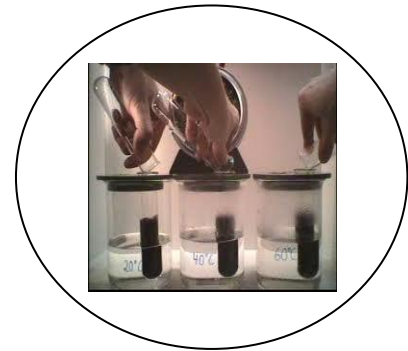
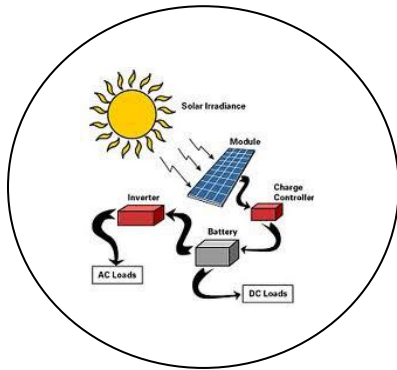
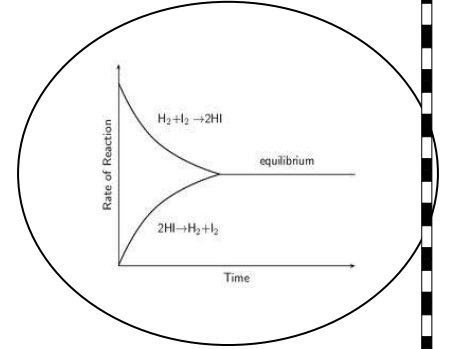
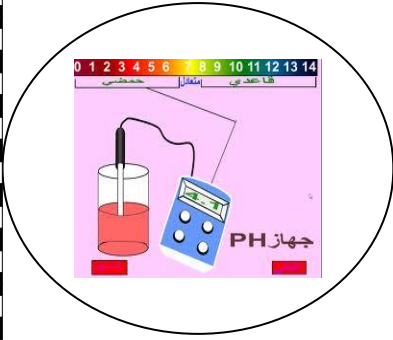
مثال 2 : أحسب حرارة التفاعل التالي :  $\text{P}_4\text{O}_6(\text{s}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$

إذا علمت أن حرارة التكوين للمواد هي :

$\text{P}_4\text{O}_6(\text{s}) = -1640\text{KJ}$        $\text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s}) = -2940\text{KJ}$

# الفصل الثالث

## سرعة التفاعلات الكيميائية



## سرعة التفاعل الكيميائي :

هو التغير في تركيز المواد المتفاعلة والنااتجة في وحدة الزمن .

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{\Delta \text{ التغير في كمية المواد المتفاعلة أو الناتجة}}{\text{التغير في الزمن ( } \Delta t \text{ )}}$$

## ملاحظات :

- $\Delta =$  النهائية - البدائية
- كمية المواد المتفاعلة تقل مع مرور الزمن لذلك تعطى إشارة سالبة
- كمية المواد الناتجة تزداد مع مرور الزمن لذلك تعطى إشارة موجبة
- دائماً إشارة متوسط سرعة التفاعل موجبة
- يعبر عن متوسط سرعة التفاعل بـ مولار / ثانية ( M/s )
- يرمز لتركيز أحد المواد بـ [ ]

## تطبيقات :

مثال 1 : إذا علمت أن تركيز كلوريد البيوتان  $C_4H_9Cl$  في بداية تفاعله مع الماء يساوي 0.22M ثم أصبح 0.001M بعد مرور 4s ثوان على التفاعل . أحسب متوسط سرعة التفاعل خلال هذه الفترة .

.....

.....

.....

.....

.....

مثال 2 : حسب التفاعل التالي :  $H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$

[ HCl ]	[ Cl <sub>2</sub> ]	[ H <sub>2</sub> ]	الزمن s
0.00	0.05	0.03	0.00
	0.04	0.02	4.00

- 1- احسب متوسط سرعة التفاعل معبراً عنه بعدد مولات H<sub>2</sub> المستهلكة لكل لتر في الثانية
- 2- احسب متوسط سرعة التفاعل معبراً عنه بعدد مولات Cl<sub>2</sub> المستهلكة لكل لتر في الثانية
- 3- إذا علمت أن سرعة التفاعل لـ HCl 0.05M/S فما تركيزه الذي يتكون بعد مرور 4S

.....

.....

.....

.....

.....





# العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل

1- طبيعة المواد المتفاعلة 2- التركيز 3- مساحة السطح 4- درجة الحرارة 5- المحفزات والمثبطات

## ١ - طبيعة المواد المتفاعلة :

تعتمد سرعة التفاعل على نشاط المواد المتفاعلة فالمواد النشطة تتفاعل بسرعة .  
مثال / تفاعل الخارصين مع نترات الفضة أسرع من تفاعل النحاس لأنه أنشط منه

## ٢ - التركيز :

كلما زاد تركيز المواد المتفاعلة زادت سرعة التفاعل لان زيادة التركيز يزيد من عدد الجسيمات التي تزيد من عدد التصادمات وتزيد من سرعة التفاعل .  
مثال / تحترق الشمعة في جو من الأوكسيجين النقي أكثر من احتراقها في الهواء الجوي .لزيادة تركيز الأوكسيجين

## ٣ - مساحة السطح :

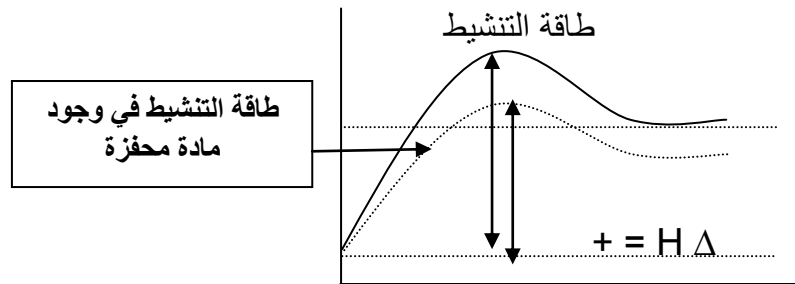
زيادة مساحة سطح التماس بين المواد المتفاعلة يزيد من سرعة التفاعل . تصدأ برادة الحديد بسرعة من قطعة حديد لزيادة مساحة السطح ( تحترق نشارة خشب أسرع من قطعة الخشب )

## ٤ - درجة الحرارة :

زيادة درجة الحرارة تزيد من سرعة التفاعل لان درجة الحرارة تزيد من الطاقة الحركية للمواد فتزيد عدد التصادمات وبذلك تمتلك الجزيئات طاقة تنشيط تزيد من سرعة التفاعل .  
مثال / يفسد الطعام ببطء عند حفظة في الثلاجة مقارنة بفساده خارج الثلاجة

## ٥ - المحفزات و المثبطات :

**المحفزات :** هي مواد كيميائية تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تستهلك  
مثل / احتراق السكر في جسم الإنسان عند درجة حرارة 37م بواسطة الإنزيمات  
تعمل المحفزات على سرعة التفاعل لأنها تعمل على تقليل طاقة التنشيط



تفاعل ماص للحرارة

**المثبطات :** هي مواد تؤدي إلى إبطاء سرعة التفاعل .

مثل / المواد الحافظة في صناعة الأغذية

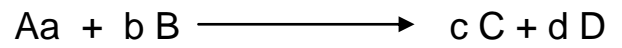
# قوانين سرعة التفاعل

قانون سرعة التفاعل : هو حاصل ضرب ثابت سرعة التفاعل في تراكيز المواد المتفاعلة كل منها مرفوع للأس التي يتم تحديدها تجريبياً .

$$R = K [ A ]$$

حيث :  $R$  = سرعة التفاعل  $K$  = ثابت سرعة التفاعل  $[ A ]$  = تركيز المواد المتفاعلة

فإذا كان لدينا التفاعل التالي : فأكتب قانون سرعة التفاعل

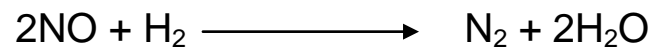


$$R = K [ A ]^a [ B ]^b$$

ملاحظة :

- لا يمكن كتابة قانون سرعة التفاعل بمجرد النظر إلى المعادلة
- ثابت سرعة التفاعل يتغير مع تغير درجة الحرارة فقط

رتبة التفاعل : هي مجموع الأسس لتراكيز المواد المتفاعلة التفاعل التالي يمثل تحديد رتبة التفاعل :



$$R = K [ H_2 ] [ NO ]^2$$

حيث يوصف التفاعل انه من الرتبة الثانية في NO

ويوصف التفاعل أنه من الرتبة الأولى في  $H_2$

وبذلك يكون رتبة التفاعل الكلية من الرتبة الثالثة (  $\square = \square + \square$  )

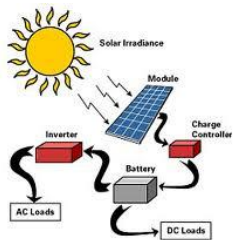
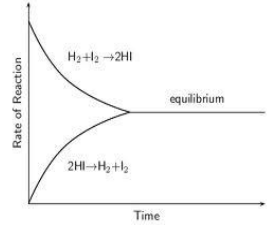
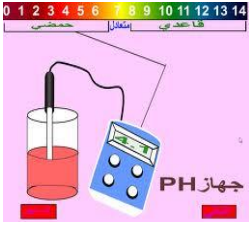
تطبيقات :

مثال 1 : أكتب قانون سرعة التفاعل :  $aA \longrightarrow bB$  إذا كان تفاعل المادة A من الرتبة الثالثة .

مثال 2 : اكتب قانون سرعة التفاعل  $A + B \longrightarrow C$  إذا كانت رتبة التفاعل للمادة A من الرتبة الأولى والمادة B من الرتبة الثانية .

مثال 3 : إذا كان قانون سرعة التفاعل  $2NO + Br_2 \longrightarrow 2NOBr$  هو  $R = K [ Br_2 ] [ NO ]^2$  فأوجد رتبة التفاعل للمواد المتفاعلة والرتبة الكلية للتفاعل .

## الامتزان الكيميائي

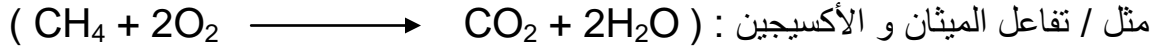


# حالة الاتزان الديناميكي

التفاعلات الكيميائية تنقسم إلى قسمين هما :

## ١ - تفاعلات غير عكسية :

وهي التفاعلات التي تتم في اتجاه واحد وهو الاتجاه الأمامي فقط

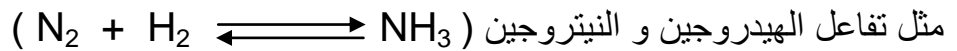


حيث نجد أن المواد المتفاعلة تحولت جميعها إلى مواد ناتجة

## ٢ - تفاعلات عكسية ( غير تامة )

وهي التفاعلات التي تتم في الاتجاهين الأمامي والخلفي .

حيث نجد أن المواد المتفاعلة يتحول جزء منها إلى نواتج

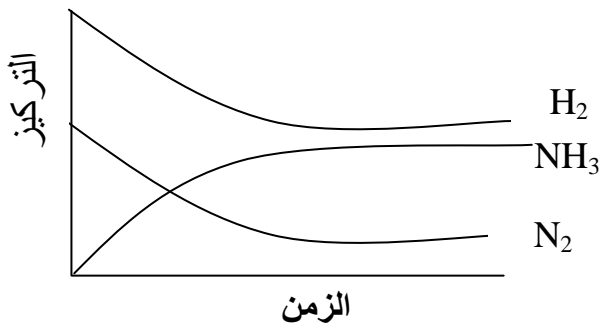


وتسمى هذه التفاعلات بتفاعلات الاتزان الكيميائي .

## الاتزان الكيميائي :

هي الحالة التي تكون فيها سرعة التفاعل الأمامي تساوي سرعة التفاعل العكسي

من الرسم نلاحظ ما يلي :



1- أن تركيز المواد المتفاعلة يتناقص مع مرور الزمن

2- أن تركيز المواد الناتجة يزداد مع مرور الزمن

3- بعد فترة من الزمن تصبح جميع التراكيز ثابتة ويسمى التفاعل في هذه الحالة الاتزان الكيميائي

الطبيعة الديناميكية للاتزان :

عندما تتساوى سرعة التفاعل الأمامي مع التفاعل العكسي نصل إلى حالة اتزان . و نجد أن التفاعل لا يتوقف فالمواد المتفاعلة تتفاعل لتنتج المواد الناتجة والعكس المواد الناتجة تتفاعل لتنتج المواد المتفاعلة .

## تعابير الاتزان :

(( عند درجة الحرارة معينة يمكن للتفاعل الكيميائي أن يصل إلى حالة تصبح فيها نسب تراكيز المتفاعلات والنواتج ثابتة ))

## المعادلة العامة للتفاعل المتزن :



**ثابت الاتزان :** هو القيمة العددية لنسبة تراكيز المواد الناتجة إلى تراكيز المواد المتفاعلة ويرفع كل تركيز إلى أس

مساوٍ للمعامل الخاص به في المعادلة الموزونة .

$$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

**دلالات قيمة ثابت الاتزان :**

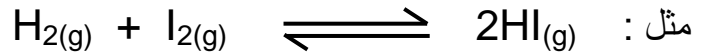
$K_{eq} < 1$  (( يدل على أن تراكيز المواد الناتجة أكبر من تراكيز المواد المتفاعلة ))

$K_{eq} > 1$  (( يدل على أن تراكيز المواد المتفاعلة أكبر من تراكيز المواد الناتجة ))

## أنواع الاتزان الكيميائي :

### ١ - الاتزان المتجانس :

هو التفاعل المتزن الذي يكون فيه المواد المتفاعلة والناتجة في حالة فيزيائية واحدة .



ويكتب ثابت الاتزان كالتالي :

$$K_{eq} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

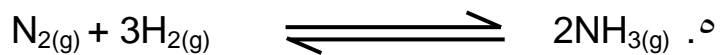
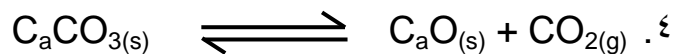
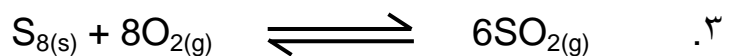
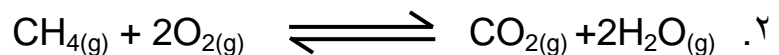
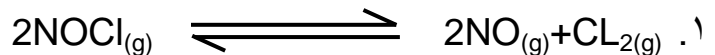
### ٢ - الاتزان غير المتجانس :

هو التفاعل المتزن الذي يكون فيه المواد المتفاعلة والناتجة في حالة فيزيائية مختلفة .

**ملحوظة :** في تفاعلات الاتزان غير المتجانسة المواد السائلة والصلبة لا تكتب في ثابت الاتزان .

## تطبيقات على ثابت الاتزان :

### أكتب تعبير ثابت الاتزان للتفاعلات التالية :



أحسب قيمة ثابت الاتزان إذا علمت أن :

$$[\text{N}_2(\text{g})] = 0.533\text{M}$$

$$[\text{H}_2(\text{g})] = 1.6\text{M}$$

$$[\text{NH}_3(\text{g})] = 0.9\text{M}$$

A series of horizontal dotted lines for writing, spanning the width of the page.

# العوامل المؤثرة في ثابت الاتزان

## مبدأ لو تشاتالبييه :

إذا تأثر تفاعل كيميائي متزن بمؤثر خارجي فإن التفاعل يسير في الاتجاه الذي يقاوم هذا المؤثر.

العوامل التي تؤثر على الاتزان	العامل المؤثر	أثره على حالة الاتزان	أثره على ثابت الاتزان
١. التركيز	زيادة تركيز المواد المتفاعلة	يتجه التفاعل إلى النواتج	قيمة ثابت الاتزان ثابتة
	نقصان تركيز المواد المتفاعلة	يتجه التفاعل إلى المتفاعلات	قيمة ثابت الاتزان ثابتة
	زيادة تركيز المواد الناتجة	يتجه التفاعل إلى المتفاعلات	قيمة ثابت الاتزان ثابتة
	نقصان تركيز المواد الناتجة	يتجه التفاعل إلى النواتج	قيمة ثابت الاتزان ثابتة
٢. الضغط	1- في حالة تساوي أعداد المولات	مثال / $CO_2 + NO \rightleftharpoons CO + NO_2$	لا يتأثر ثابت الاتزان
		2- في حالة عدم تساوي أعداد المولات	لا تتأثر حالة الاتزان
٣. درجة الحرارة	تفاعلات ماصة للحرارة	عند زيادة درجة الحرارة يتجه التفاعل إلى اليمين ( النواتج )	قيمة ثابت الاتزان تزيد
	$N_2O_4 + 14 Kcal \rightleftharpoons 2NO_2$		
	تفاعلات طاردة للحرارة	عند زيادة درجة الحرارة يتجه التفاعل إلى اليسار (المتفاعلات)	قيمة ثابتة الاتزان تقل
٤. المواد الحافزة	تزيد من سرعة التفاعل فقط	لا تؤثر في حالة الاتزان	لا تؤثر في ثابت الاتزان

A series of horizontal dotted lines for writing, spanning the width of the page.



## استعمال ثوابت الاتزان

يمكن استعمال تعبير ثابت الاتزان في حساب تراكيز المواد في التفاعل وذوبانيته .

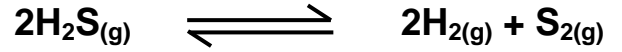
حساب التركيز عند الاتزان:

مثال 1 / أحسب تركيز الهيدروجين عند الاتزان إذا كان ثابت الاتزان للتفاعل  $K_{eq} = 22.7 \times 10^{-3}$

حسب المعادلة التالية :

$$[S_2] = 0.054 \text{ mol/l}$$

$$[H_2S] = 0.184 \text{ mol/l}$$



تطبيقات الكتاب ص 137 ————— سؤال 18

## ثابت حاصل الذائبية : $K_{sp}$

هو ناتج حاصل ضرب تراكيز الايونات الذائبة كل منها مرفوع لأس يساوي معاملها في المعادلة الكيميائية .



حيث يصبح قانون الذائبية :  $K_{sp} = [\text{Ba}^{+2}] \times [\text{SO}_4^{-2}]$

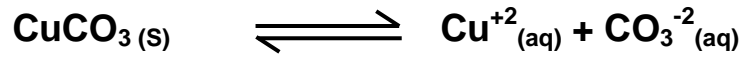
حيث أن  $[\text{Ba}^{+2}] =$  تعني ذائبية ايونات الباريوم ويرمز لها بالرمز S ووحدتها mol/l

حيث أن  $[\text{SO}_4^{-2}] =$  تعني ذائبية ايونات الكبريتات ويرمز لها بالرمز S ووحدتها mol/l

وبذلك يكون القانون للتفاعل السابق كالتالي :  $K_{sp} = S \times S \leftarrow K_{sp} = S^2$

## تطبيقات :

مثال 1 / أحسب ذائبية كربونات النحاس  $\text{CuCO}_3$  عند 298K حسب التفاعل التالي :



وكانت قيمة  $K_{sp} = 2.5 \times 10^{-10}$

ممثال 2/ احسب ذائبية فوسفات الكالسيوم بوحدة g/L علماً بأن  $K_{sp} = 1.2 \times 10^{-29}$  والكتل الذرية هي :

Ca=40

P=31

O=16

## توقع الرواسب :

قواعد هامة :

١ - إذا كان  $Q_{sp} < K_{sp}$  فإن المحلول غير مشبع و لا يتكون راسب

٢ - إذا كان  $Q_{sp} = K_{sp}$  فإن المحلول مشبع ولا يحدث تغير

٣ - إذا كان  $Q_{sp} > K_{sp}$  فإنه يتكون رواسب وتقل تراكيز الايونات

حيث أن:  $Q_{sp}$  هو عبارة عن الحاصل الأيوني .

$K_{sp}$  هو عبارة عن حاصل الإذابة .

**مثال 1/** عند خلط 100ml من كل من المحاليل التالية 0.01M NaCl و 0.02M  $Pb(NO_3)_2$  هل سيتكون

راسب من  $PbCl_2$  أم لا . علماً بأن  $K_{sp}(PbCl_2) = 1.7 \times 10^{-5}$  .

**مثال 2/** عند خلط 100ml من كل من المحاليل التالية 0.01M  $AgNO_3$  و 0.25M  $K_2SO_4$  هل سيتكون

راسب من  $Ag_2SO_4$  أم لا . علماً بأن  $K_{sp}(Ag_2SO_4) = 1.2 \times 10^{-5}$  .

## تأثير الأيون المشترك :

هو أيون مشترك بين اثنين أو أكثر من المركبات الأيونية . ويسبب انخفاض في الذوبانية .

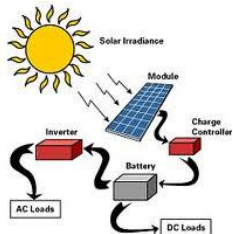
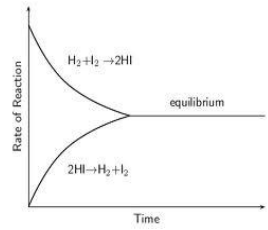
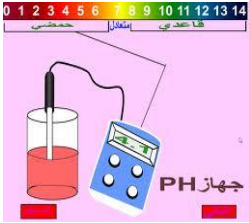
مثال / عندما يأخذ المريض أشعة سينية للجهاز الهضمي يتناول  $BaSO_4$  وحيث أن أيونات الباريوم ضارة فإنه

يعطى المريض كبريتات الصوديوم  $Na_2SO_4$  حيث نجد أن هناك أيون مشترك بين المركبين هو  $SO_4^{-2}$  فيقلل من

ذائبية الباريوم في الجسم .

# الفصل الخامس

## الأحماض والقواعد



**الحموض :**

أهمية الحموض : الكتاب المدرسي ص 158

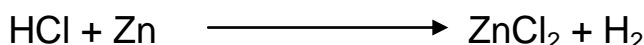
خواص الحموض : نشاط عملي 2-3

١ - مذاقها حمض ولاذع وتحتوي على الهيدروجين

٢ - محاليلها المائية موصلة للكهرباء

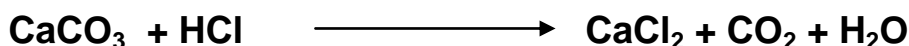
٣ - تحول لون ورق تباع الشمس الأزرق إلى اللون الأحمر

٤ - تتفاعل مع الخارصين ليتصاعد غاز الهيدروجين



٥ - تتفاعل الحموض مع الكربونات الفلزات ليتصاعد فقاعات من غاز ثاني أكسيد الكربون الذي يمكن من خلال

الكشف عن مادة الجير

**القواعد :**

أهمية القواعد : الكتاب المدرسي ص 158

خواص القواعد :

١ - مذاقها مر ولمسها صابوني

٢ - محاليلها المائية موصلة للكهرباء

٣ - تحول لون ورق تباع الشمس الأحمر إلى اللون الأزرق

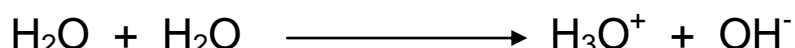
**أيونات الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  وأيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$** تحتوي المحاليل المائية على أيونات الهيدروجين ( $\text{H}^+$ ) وأيونات الهيدروكسيد ( $\text{OH}^-$ ) ومن خلالها يمكن تحديد ما يلي :

١ - المحلول الحمضي : وتكون أيونات الهيدروجين أكبر من تركيز أيونات الهيدروكسيد.

٢ - المحلول القاعدي : وتكون أيونات الهيدروكسيد أكبر من تركيز أيونات الهيدروجين.

٣ - المحلول المتعادل : وتكون أيونات الهيدروجين تساوي تركيز أيونات الهيدروكسيد.

• يمكن استبدال أيونات الهيدرونيوم بدل أيونات الهيدروجين .



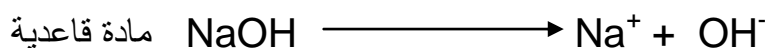
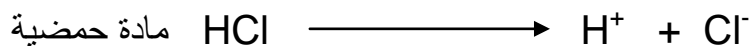
مساهمات العلماء في مفهوم الحموض والقواعد :

## ١- نموذج أرهينيوس

الحمض : مادة تحتوي على الهيدروجين وتتأين لتعطي أيونات الهيدروجين .

القاعدة : مادة تحتوي على الهيدروكسيد وتتأين لتعطي أيونات الهيدروكسيد .

تطبيقات على ذلك :



عيوب نموذج أرهينيوس :

١ - النشادر و كربونات الصوديوم لا تحتوي على مجموعة الهيدروكسيد الا انها عند تأينها تنتج أيونات

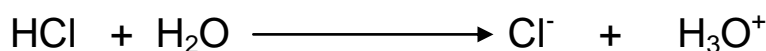
الهيدروكسيد

## ٢- نموذج برونستيد-لوري

الحمض : هو المادة التي تمنح أيون الهيدروجين ( لكل حمض قاعدة مرافقة )

القاعدة : هو المادة التي تستقبل أيون الهيدروجين ( لكل قاعدة حمض مرافق )

تطبيقات على ذلك :



حمض مرافق      قاعدة مرافقة      قاعدة حمض      حمض مرافق

كيفية إيجاد الحمض والقاعدة المرافق :

١ - لإيجاد القاعدة المرافقة نزع من الصيغة أيون الهيدروجين ونضيف إشارة سالب للصيغة

٢ - لإيجاد الحمض المرافق نضيف إلي الصيغة أيون الهيدروجين ونضيف إشارة موجب للصيغة

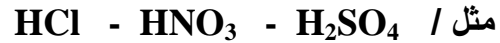
ملحوظة :

أكتب الحمض المقترن للقواعد التالية :		أكتب القاعدة المقترنة للحموض التالية :	
الحمض المرافق	القاعدة	القاعدة المرافقة	الحمض
	$\text{NH}_3$		$\text{NH}_4^+$
	$\text{HS}^-$		$\text{H}_2\text{S}$
	$\text{O}^{2-}$		$\text{HS}^-$
	$\text{N}^{3-}$		$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$
	$\text{ClO}_4^-$		$\text{H}_3\text{O}^+$
	$\text{NO}_3^-$		$(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+$

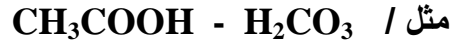


## قوة الأحماض والقواعد :

الحمض القوي : هو المواد التي تتأين تأين كاملاً وهي موصلة جيدة للتيار الكهربائي



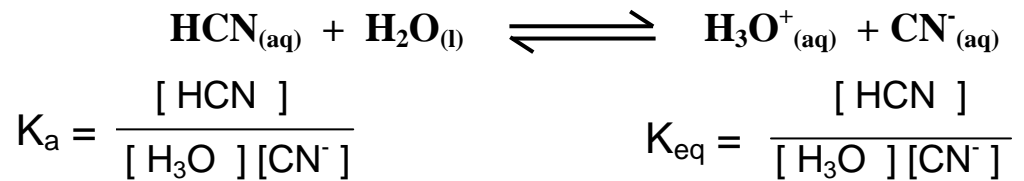
الحمض الضعيف : وهي المواد التي تتأين تأين جزئي وهي موصلة ضعيفة للتيار الكهربائي .



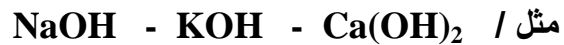
قوة الحمض حسب نموذج برونستد - لوري :

ثابت تأين الحمض الضعيف : K<sub>a</sub>

ثابت تأين الحمض يعني قيمة تعبير ثابت الاتزان لتأين الحمض



القاعدة القوي : هو المواد التي تتأين تأين كاملاً وهي موصلة جيدة للتيار الكهربائي



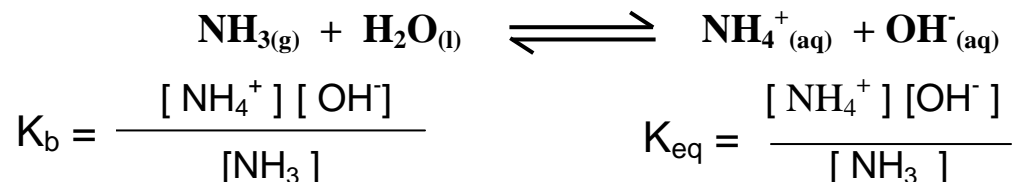
القاعدة الضعيف : وهي المواد التي تتأين تأين جزئي وهي موصلة ضعيفة للتيار الكهربائي .



قوة القاعدة حسب نموذج برونستد - لوري :

ثابت تأين القاعدة الضعيف : K<sub>b</sub>

ثابت تأين القاعدة يعني قيمة تعبير ثابت الاتزان لتأين القاعدة الضعيفة





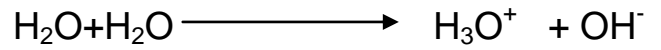
## أيونات الهيدروجين و الرقم الهيدروجيني :

يعبر عن تركيز أيونات الهيدروجين بـ pH

يعبر عن تركيز أيونات الهيدروكسيد بـ pOH

**ثابت تأين الماء :**

هو حاصل ضرب تراكيز ايونات الهيدروجين وايونات الهيدروكسيد



$$K_w = 1 \times 10^{-14} \longleftarrow K_w = [\text{OH}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]$$

**تطبيقات :**

- 1- احسب تركيز أيون الهيدروكسيد في محلول يحتوي على 0.012M من  $[\text{H}^+]$  ثم بين هل هو حمضي أو قاعدي
- 2- احسب تركيز أيون الهيدروجين في محلول يحتوي على 0.025M من  $[\text{OH}^-]$  ثم بين هل هو حمضي أو قاعدي

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

**الرقم الهيدروجيني pH والرقم الهيدروكسيدي pOH :**

قوانين مهمة :

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

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

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

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

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

**مدرج pH :**



قوانين مهمة :

1- عدد المولات = الكتلة / الكتلة الجزيئية      2- المولية = عدد المولات / الحجم باللتر



1- أحسب pH لحمض الكلور الذي تركيزه  $1 \times 10^{-2} \text{ M}$ .

2- احسب pOH لهيدروكسيد الصوديوم الذي تركيزه  $1 \times 10^{-4} \text{ M}$

٣- دم شخص سليم قيمة  $\text{pH} = 7.4$   
احسب تركيز أيون الهيدروجين وتركيز أيون الهيدروكسيد

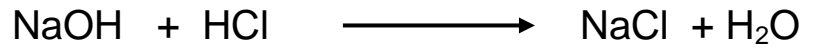
4- احسب pH و  $[\text{H}^+]$  و  $[\text{OH}^-]$  لعينة من ماء البحر حيث وجد أن  $\text{pOH} = 5.60$

# التحادل

هو تفاعل حمض مع قاعدة لإنتاج ملحاً وماء .

الملح : هو مركب أيوني يتكون من طرف موجب من القاعدة وطرف سالب من الحمض

مثال / NaCl



## معايرة الأحماض والقواعد

المعايرة : هي تفاعل حمض مع قاعدة لمعرفة تركيز أحدهما

نقطة التكافؤ : وهي نقطة يتساوى عندها عدد مولات  $\text{H}^+$  من الحمض مع عدد مولات  $\text{OH}^-$  من القاعدة

حيث عند تغير لون الكاشف المستعمل في المعايرة تنتهي المعايرة .

**القانون العام :**

$$M_A \times V_A = M_B \times V_B$$

حيث :

$M_A$  :- تركيز الحمض     $V_A$  :- حجم الحمض     $M_B$  :- تركيز القاعدة     $V_B$  :- حجم القاعدة

كواشف الأحماض والقواعد :

1- أزرق بروموثيمول : يستخدم لمعايرة حمض قوي وقاعدة قوية

2- الفينولفثالين : يستخدم لمعايرة حمض ضعيف بقاعدة قوية

## تطبيقات حسابية :

مثال 1/ أحسب مولارية حمض الميثانويك  $\text{HCOOH}$  إذا تطلب من  $\text{NaOH}$  ( 18.28ml ) وتركيزه 0.1M لمعادلة ( 25ml ) من الحمض .

مثال 2/ ما مولارية محلول  $\text{NH}_3$  إذا تطلب من  $\text{HCl}$  49.9 ml وتركيزه 0.59M لمعادلة 25 ml من المحلول

## تحيؤ الأملأح :

هو عملفة اأأساب الشق السالب من المأح أؤوناء الهفدروأفن . أو اأأساب الشق الموأب أؤوناء الهفدروأفسفد من الماء عند إذابة المأح فف الماء

أنواع الأمأاح :

1- مأل مآعادل : هو المأل النأأف من آفاعل أمض قوي مع قاعدة قوية

هذه الأمأاح لا آآمفأ لألك نأف أن  $\text{pH} = 7$  دائما مآل  $\text{NaCl}$

2- المأل الأمضف : هو المأل النأأف من آفاعل أمض قوي مع قاعدة ضعففة

نأف أن  $\text{pH} > 7$  دائما مآل  $\text{NH}_4\text{Cl}$

3- المأل القاعدف : هو المأل النأأف من آفاعل أمض ضعفف مع قاعدة قوية

نأف أن  $\text{pH} < 7$  دائما مآل  $\text{KF}$

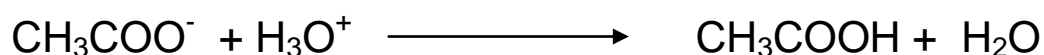
## المأالف المنظمة :

هف المأالف الآف آقاوم آفر الأس الهفدروأفنفف أثناء إضافة أمض أو قاعدة إلفها .

مم فآأون المألول المنظم :

فآأون من آلفط لأمض ضعفف واهف أمأاحه أو آلفط من قاعدة ضعففة واهف أمأاحها

مآل : مألول أمض الآل و آلات الصودفوم



• فعنف إضافة أمض آآأف أؤوناء الهفدروأفوم مع آلات الصودفوم لآأوفن أمض الآل

• وءنف إضافة قاعدة فان أؤوناء الهفدروأفسفد آآأف مع أمض الآل لآأون الآلات

