

# الوحدة الأولى

## الروابط الكيميائية (Chemical Bonds)

الوحدة الأولى  
(العلمي والزراعي)

الروابط الكيميائية.....

1.1 الروابط الكيميائية وأنواعها.....

2.1 الروابط الأولية.....

3.1 الكهروسالبية وقطبية الرابطة.....

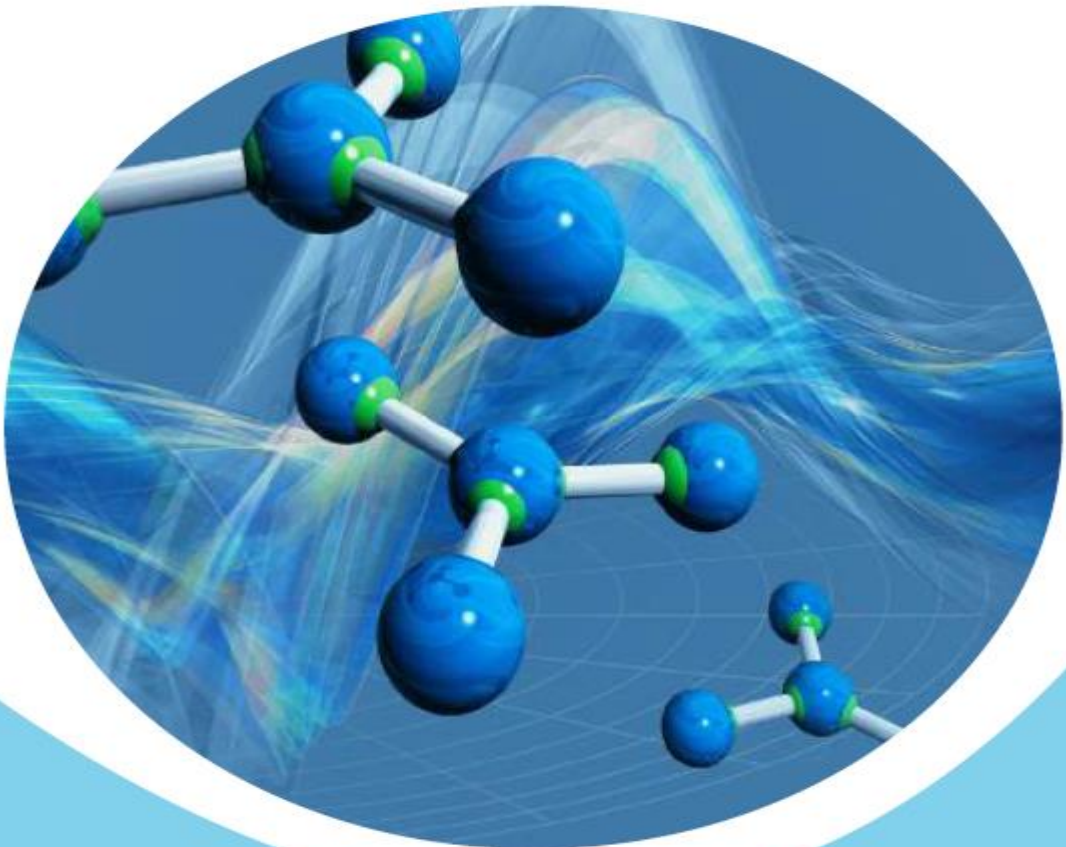
4.1 أشكال الجزيئات.....

5.1 قطبية الجزيء.....

6.1 الروابط الثانوية ( قوى التجاذب بين الجزيئات).....

الكيمياء والتكنولوجيا والمجتمع.....

أسئلة الوحدة.....



**الغازات النبيلة** توجد على شكل ذرات مستقلة لأن مستوى الطاقة الرئيس الأخير فيها مكتمل بالإلكترونات ، فلا حاجة لها لفقد أو لكسب الإلكترونات .

ولكن بقية الذرات في الجدول الدوري تمتلك تركيباً إلكترونياً مغايراً ، فالبعض منها يميل **لكسب الإلكترونات** ، والبعض الآخر يميل **لفقد الإلكترونات** سعياً منهما للوصول الى تركيب الكتروني مشابه للتركيب الإلكتروني للغازات النبيلة المستقرة الكترونياً . ومن هنا تنشأ فكرة ميل الذرات لتكوين روابط كيميائية بينها أو مع غيرها .

### أنواع الذرات:

← ذرات مستقلة (عناصر الغاز الخامل) He , Ne , Ar

← ذرات ثنائية (هالوجينات) F<sub>2</sub> , I<sub>2</sub> , Br<sub>2</sub> , Cl<sub>2</sub>

← ذرات عديدة P<sub>5</sub> , O<sub>3</sub>

**الرابطة الكيميائية:** هي قوة ترتبط بين ذرتين.

## نشاط (1): التوزيع الإلكتروني، واستقرار الذرة:

م	Na <sub>11</sub>	O <sub>8</sub>	Ne <sub>10</sub>
١	٢،٨،١	٢،٦	٢،٨
٢			
٣	غير مستقر	غير مستقر	مستقر
٤	يميل لفقد إلكترون واحد	يميل لكسب إلكترونين	لا فقد ولا إكتساب

### من النشاط نستنتج:

١ . **إلكترونات التكافؤ:** هي إلكترونات المستوى الأخير.

٢ . إلكترونات التكافؤ لها دور مهم في استقرار الذرة عن طريق فقد أو كسب الإلكترونات.

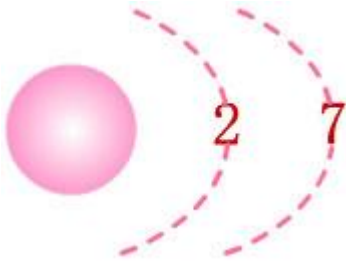
٣ . **قاعدة الثمانية:** تسعى الذرة لملء مستواها الأخير بثمانية إلكترونات من أجل الوصول الى حالة الاستقرار.

٤ . **الروابط الأولية:** هي روابط كيميائية تنشأ بين الذرات أو الأيونات.

٥ . **الروابط الثانوية:** هي روابط كيميائية تتكون بين ذرات الغازات النبيلة او بين الجزيئات وهي قوى ضعيفة بالمقارنة مع الروابط الأولية.



## يمتلك الفلور F التركيب الإلكتروني الآتي :



\* إلكترونات التكافؤ = 7e

\* موقع العنصر ← الدورة (عدد المستويات) الدورة الثانية  
← المجموعة (إلكترونات التكافؤ) المجموعة السابعة

\* رقم التأكسد " الشحنة " للوصول لحالة الإستقرار

\* كسب e تكون الإشارة (-)

\* فقد e تكون الإشارة (+)

**مثال:** ما عدد إلكترونات التكافؤ لذرات العناصر التالية؟

12Mg , 2He , 4Be

## رمز لويس:

هو تعبير إلكترونات التكافؤ بنقاط حول رمز العنصر.

العنصر	رمز لويس للعنصر	أيون العنصر	رمز لويس لأيون العنصر
${}_3\text{Li}$	$\text{Li}\cdot$	$\text{Li}^+$	$\text{Li}^+$
${}_7\text{N}$	$\cdot\ddot{\text{N}}\cdot$	$\text{N}^{3-}$	$[\text{:}\ddot{\text{N}}\text{:}]^{3-}$
${}_{12}\text{Mg}$	$\cdot\text{Mg}\cdot$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$
${}_9\text{F}$	$\text{:}\ddot{\text{F}}\cdot$	$\text{F}^-$	$[\text{:}\ddot{\text{F}}\text{:}]^{1-}$

جدول (1): رمز لويس لذرات بعض العناصر وأيوناتها

مثال: ارسم رمز لويس لكل من الآتية:  $_{16}S^{2-}$  ،  $_{13}Al^{3+}$  ،  $_{19}K$  ،  $_{15}P$

$_{16}S^{2-}$	$_{13}Al^{3+}$	$_{19}K$	$_{15}P$
$[ : \ddot{S} : ]^{2-}$	$Al^{3+}$	$K \cdot$	$:\ddot{P}:$

### الروابط الكيميائية

#### الروابط الثانوية

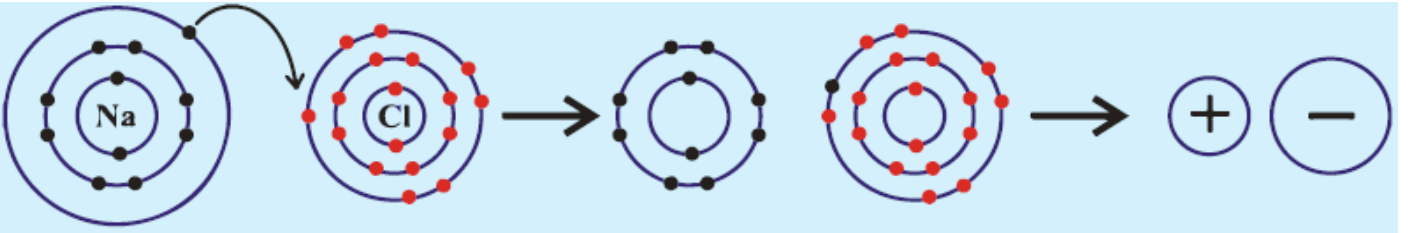
- 1- قوى التجاذب بين الجزيئات ثنائية القطب.
- 2- الترابط الهيدروجيني.
- 3- قوى لندن.

#### الروابط الأولية

- 1- الرابطة الأيونية.
- 2- الرابطة التساهمية.
- 3- الرابطة التناسقية.
- 4- الرابطة الفلزية.

# الروابط الأولية (Primary Bonds): أولاً: الرابطة الأيونية (The Ionic Bond)

## نشاط (2): تكوين كلوريد الصوديوم:



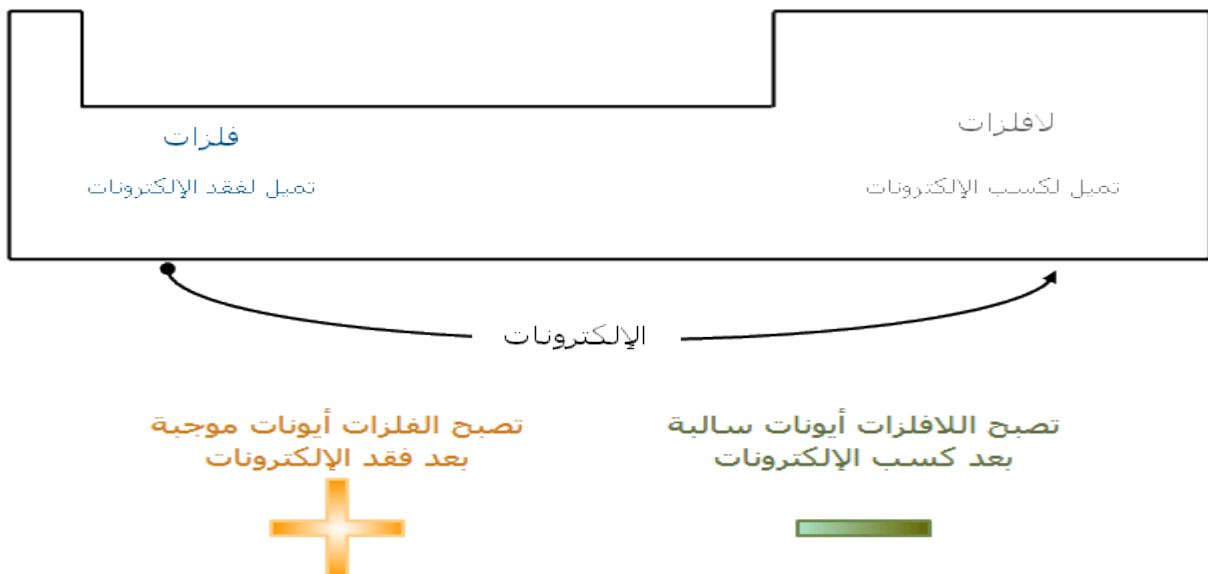
Na <sub>11</sub>	Cl <sub>17</sub>	Na <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>
٢,٨,١	٢,٨,٧		
فقد إلكترون واحد	كسب إلكترون واحد		



### نلاحظ من النشاط أن:

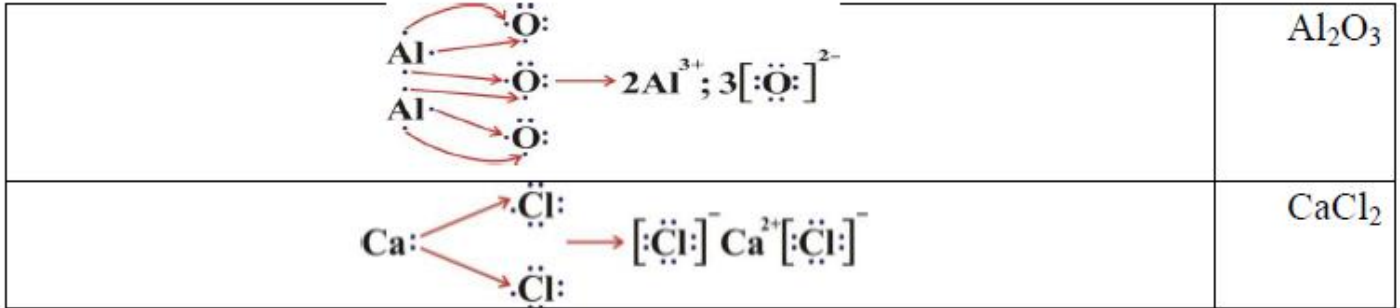
- ١- الذرة التي **تفقد** إلكترونات هي Na ويتكون أيون Na<sup>+</sup>.
- ٢- الذرة التي **تكتسب** إلكترونات هي Cl ويتكون أيون Cl<sup>-</sup>.
- ٣- يرتبط أيون الصوديوم مع أيون الكلور عن طريق التجاذب الكهربائي بين **الأيونات الموجبة** (الفلزات) و**الأيونات السالبة** (اللافلزات) وتتكون بينهما **رابطة أيونية**.

### لاحظ هذا الشكل:



☒ **الرابطه الأيونية:** هي رابطه كيميائية تنتج عن طريق التجاذب الكهروستاتيكي بين أيونات موجبة (فلزات) وأيونات سالبة (لافلزات).  
تمثيل المركبات الأيونية بطريقة لويس وبالطريقة المختصرة:

**مثال:** مثل الرابطه الأيونية، باستخدام شكل لويس لكل من:  $Al_2O_3$  ،  $CaCl_2$ .



## صيغ المركبات الأيونية:

هي صيغ رمزية تبين أنواع الأيونات المكونة لها وأعدادها بأبسط نسبة عددية.

☒ يراعى عند كتابة الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني ان يكون متعادلا كهربائيا أي أن:  
الشحنات الموجبة = الشحنات السالبة

جدول (٢) وجدول (٣) حفظ

**مثال:** اكتب الصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية الآتية:

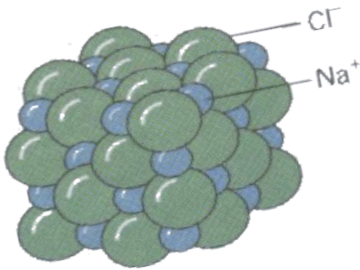
- 1- كبريتيد الصوديوم.
- 2- نترات الكروم (III).
- 3- بيرمنغنات البوتاسيوم.
- 4- كرومات الأمونيوم.

المركب الأيوني	الصيغة الكيميائية	م
كبريتيد الصوديوم	$Na_2S$	1
نترات الكروم (III)	$Cr(NO_3)_3$	2
بيرمنغنات البوتاسيوم	$KMnO_4$	3
كرومات الأمونيوم	$(NH_4)_2CrO_4$	4

## نشاط (3): بعض خصائص المركبات الأيونية:



- ١- عند وضع قليلا من الملح في أنبوب إختبار يحتوي على الماء المقطر نلاحظ **ذوبان الملح في الماء**.
- ٢- عند وضع قليلا من الملح في أنبوب إختبار يحتوي على الزيت نلاحظ أنه **لا يذوب الملح في الزيت**.
- ٣- عند وضع أقطاب من الجرافيت في ملح كلوريد الصوديوم، وتوصيلهما بمصدر كهربائي وجهاز فولتميتر نلاحظ أن **مؤشر الفولتميتر لا يتحرك**.
- ٤- عند وضع أقطاب من الجرافيت في محلول الملح، وتوصيلهما بمصدر كهربائي وجهاز فولتميتر نلاحظ أن **مؤشر الفولتميتر يتحرك**، لأن الملح مركب أيوني يتفكك في الماء ليعطي أيونات  $Na^+$  وأيونات  $Cl^-$ ، وهذه الأيونات حرة الحركة، تتجه نحو الأقطاب المتعاكسة لها في الشحنة وتتم الدارة الكهربائية.



## خصائص المركبات الأيونية:

- ١- أشكالها بلورية في حالتها الصلبة.
- ٢- تذوب في الماء وتتفكك إلى أيونات موجبة وسالبة.
- ٣- قدرة محاليلها ومصاهيرها على توصيل التيار الكهربائي.
- ٤- تصبح المواد الأيونية موصلة للتيار الكهربائي بعد صهرها أو إذابتها في الماء لأن أيوناتها تصبح حرة الحركة فتوصل التيار.
- ٤- درجة إنصهارها عالية بسبب قوة الرابطة الأيونية.





## ☒ تقسم الرابطة التساهمية إلى ثلاثة أقسام :

١ - رابطة تساهمية أحادية : وتنشأ عن المشاركة بين الذرتين بزوج من الإلكترونات .

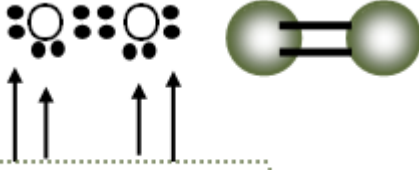


مثال ١ : جزيء  $H_2$

يحتوى المستوى الأخير في ذرة الهيدروجين على إلكترون واحد ، ولكي يصل الهيدروجين إلى حالة الاستقرار تتشارك ذرتي هيدروجين بزوج من الإلكترونات بأن تقدم كل ذرة هيدروجين إلكترونًا واحدًا .

☒ وينشأ عن مشاركة ذرتي الهيدروجين بزوج من الإلكترونات تكون رابطة تساهمية أحادية .

٢ - رابطة تساهمية ثنائية : وتنشأ عن المشاركة بين الذرتين بزوجين من الإلكترونات .



مثال ٢ : جزيء  $O_2$

يحتوى المستوى الأخير في ذرة الأكسجين على ست إلكترونات ، ولكي تصل ذرة الأكسجين إلى حالة الاستقرار تتشارك مع ذرة أكسجين أخرى بزوجين من الإلكترونات ، وذلك بأن تقدم كل ذرة أكسجين إلكترونين من الإلكترونات المستوى الأخير ، وينشأ عن ذلك تكون رابطة تساهمية ثنائية .

☒ تسمى الإلكترونات المتبقية في المستوى الأخير والتي لم تدخل في تكوين الرابطة باسم الإلكترونات غير الرابطة ، ويسمى كل إلكترونين منها في العادة زوجاً من الإلكترونات غير رابط .

٣ - رابطة تساهمية ثلاثية : وتنشأ عن المشاركة بين الذرتين بثلاث أزواج من الإلكترونات .

مثال ٣ : جزيء  $N_2$

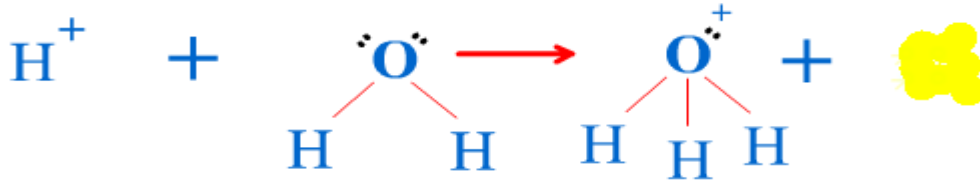


يحتوى المستوى الأخير في ذرة النيتروجين على خمس إلكترونات ، ولكي تصل ذرة النيتروجين إلى حالة الاستقرار تتشارك مع ذرة هيدروجين أخرى بثلاثة أزواج من الإلكترونات ، وذلك بأن تقدم كل ذرة نيتروجين ثلاث إلكترونات من الإلكترونات المستوى الأخير ، وينشأ عن ذلك تكون رابطة تساهمية ثلاثية .

☒ تنشأ الرابطة التساهمية عن التشارك المتساوي للذرتين بالإلكترونات ، كأن تقدم إحدى الذرتين إلكترونًا وتقدم الأخرى إلكترونًا آخر فيشتركا بزوج من الإلكترونات .

ولكن هنالك نوع آخر من الروابط التساهمية تقدم فيه إحدى الذرتين زوج الإلكترونات غير الرابط ، وتعرف تلك الرابطة بالرابطة التساهمية التناسقية .

**الرابطة التناسقية :** هي رابطة تساهمية تنشأ بين ذرتين تقدم إحداهما زوجاً غير رابط من الإلكترونات.



يسارع أيون الهيدروجين الناتج للارتباط مباشرة مع جزيء ماء برابطة تناسقية كما توضح المعادلة التالية:



### مثال: أكمل الجدول التالي

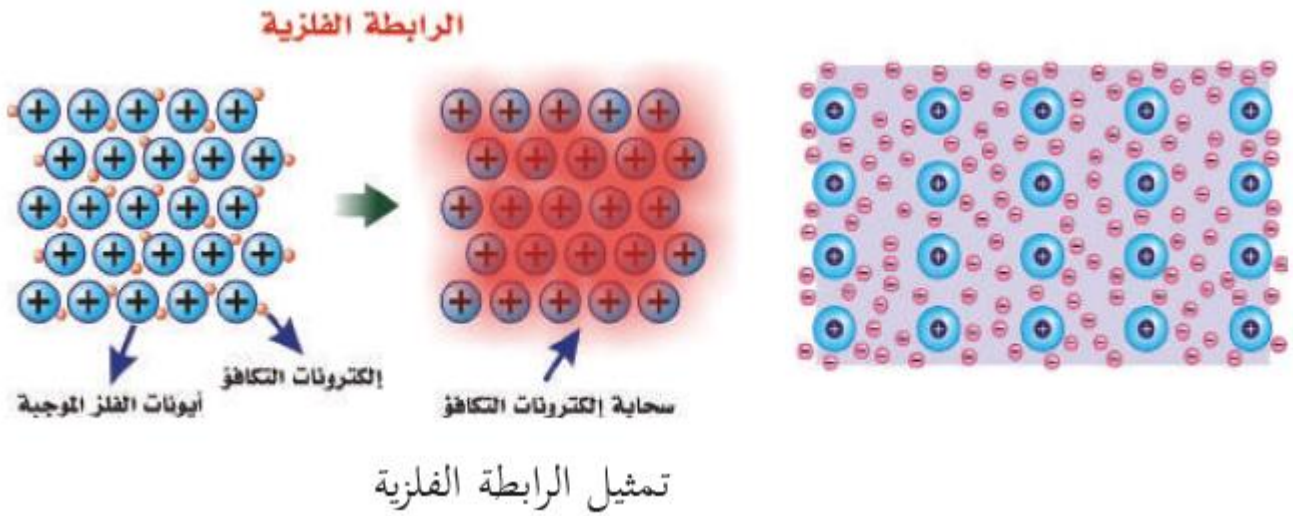
رتبة الرابطة التساهمية	عدد أزواج الإلكترونات المكونة للرابطة التساهمية	عدد الإلكترونات المشتركة في تكوين الرابطة التساهمية	الجزيء
1 	زوج واحد 	2 	$\text{H}:\ddot{\text{F}}:$
3 	ثلاثة أزواج 	6 	$:\text{C}\equiv\text{O}:$

### شكل لويس لبناء الجزيئات:



## ثالثاً: الرابطة الفلزية (The Metallic Bond):

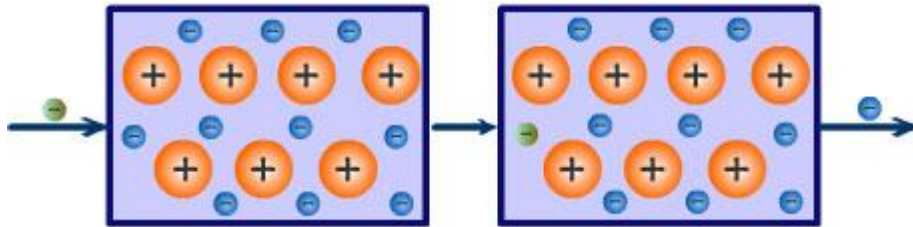
يمكن القول بأن التجاذب بين مجموع الكترولونات المستوى الخارجي وأنوية ذراتها هو الذي يؤدي الى تماسك ذرات الفلز، وبالتالي نشوء الرابطة الفلزية .



وبناءً على هذا التصور عن الرابطة الفلزية يمكن تفسير بعض **خواص الفلزات**:

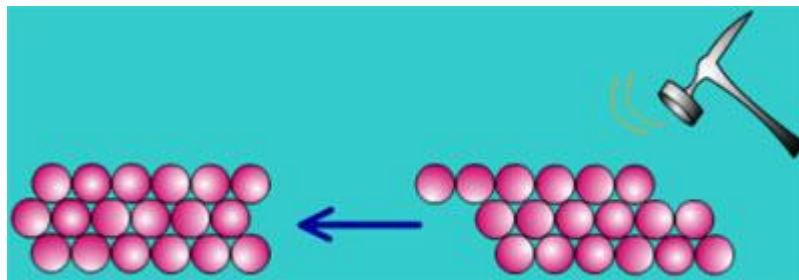
### التوصيل الكهربائي :

عند مرور تيار كهربائي في سلك أو قطعة فلزية ، فإن الإلكترونات الداخلة سوف تدفع الكترولونات الفلز لتخرج من الطرف الآخر للسلك أو القطعة الفلزية .



### قابلية الفلز للطرق والسحب :

عند تعريض الفلز للطرق لتكوين صفيحة رقيقة فإن صفوف الأيونات الموجبة سوف تنزلق على بعضها ، لكنها تبقى في سبيل الإلكترونات نفسه ، وتبقى قوة الجذب بين الإلكترونات السابحة والأيونات الموجبة دون تغيير .



## الكهروسالبية، وقطبية الرابطة (Electronegativity and Polarity of Bond):

**الكهروسالبية:** هي القدرة النسبية لذرة ما في جزيء على جذب الإلكترونات المشاركة في الرابطة نحوها.

☒ **الفلور** له أكبر قيمة كهروسالبية وهو (4)، وباقي العناصر أعيت أرقاماً نسبة إلى عنصر الفلور.

☒ دور الفرق في الكهروسالبية في تحديد نوع الرابطة:

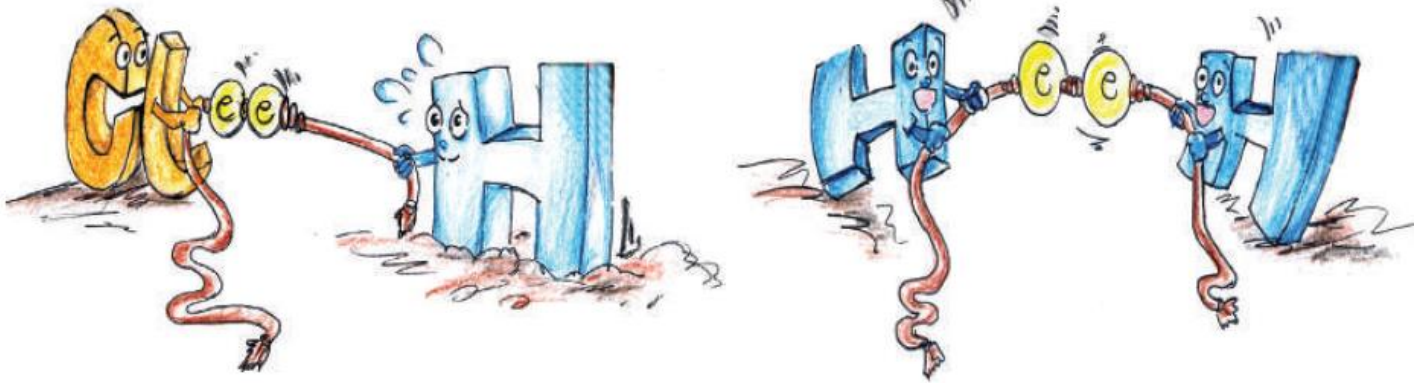
نوع الرابطة	فرق الكهروسالبية
أيونية	أكبر من 1,7
تساهمية قطبية	0,4 - 1,7
تساهمية	أصغر من 0,4
تساهمية غير قطبية	صفر

☒ **الرابطة التساهمية الغير قطبية (النقية):** هي رابطة تتكون عندما يكون فرق الكهروسالبية للإلكترونات

الرابطة بين ذرتين متماثلتين صفراً وفيها تكون الإلكترونات موزعة بالتساوي بين الذرتين.

أمثلة: O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, P<sub>4</sub>, S<sub>8</sub>

### نشاط (5): قطبية الرابطة:



**تلاحظ من الشكلين أن:**

١. عدد الإلكترونات التي شاركت بها كل ذرة عند تكوين الرابطة هي إلكترون واحد.

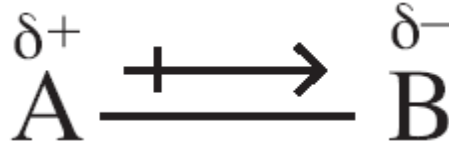
٢. في حالة جزيء الهيدروجين H<sub>2</sub> نلاحظ أن الإلكترونات موزعة بالتساوي، أما في حالة جزيء كلوريد الهيدروجين HCl فإن الإلكترونات منحازة جهة ذرة الكلور.

٣. في حالة جزيء الهيدروجين H<sub>2</sub> فرق الكهروسالبية = 1 - 1 = 0، أما في حالة جزيء كلوريد الهيدروجين HCl فرق الكهروسالبية = 3 - 1 = 2,0.

☒ نلاحظ أنه عندما يكون الفرق في الكهروسالبية بين ذرتين يساوي صفراً، فإن إلكترونات الرابطة تتوزع بالتساوي بينهما، أما عندما لا يساوي صفراً أي أكبر من صفر فإن الإلكترونات تنحاز نحو الذرة الأكثر كهروسالبية.

☒ تزداد قطبية الرابطة بزيادة الفرق في الكهروسالبية بين الذرتين المرتبطتين.

☒ **الرابطة التشاركية القطبية:** هي الرابطة المكونة من ذرتين مختلفتين في قيم الكهروسالبية فتجذب إلكترونات الرابطة بدرجة أكبر نحو الذرة التي لها قيمة أعلى في الكهروسالبية والتي تحمل شحنة جزئية سالبة وتحمل الذرة الأخرى شحنة جزئية موجبة، فينشأ حول الرابطة القطبية عزم يسمى عزم الازدواج القطبي. وتمثل القطبية بسهم فوق الرابطة يتجه رأسه نحو الذرة الأعلى كهروسالبية، ويدل على اتجاه عزم الازدواج القطبي.



**مثال:** لديك الروابط الآتية: (S-H ، C-O ، B-F ، Br-Br)، بالرجوع إلى جدول قيم الكهروسالبية، أجب عن الأسئلة الآتية:

- 1- أي الروابط السابقة قطبية، وأيها غير قطبية؟
- 2- عبّر عن قطبية الروابط بسهم.
- 3- أي الروابط أعلى قطبية؟

## الحل

1. الروابط القطبية: (B-F ، C-O ، S-H)، الرابطة غير القطبية: Br-Br
- 2.



3. ترتيب الروابط حسب قطبيتها:  
(B-F > C-O > H-S > Br-Br)، الأعلى قطبية هي (B-F).

# أشكال الجزيئات (Molecular Geometry):

## نشاط (6): الشكل الفراغي للجزيء:




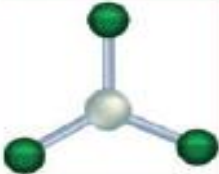
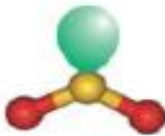



الشكل الفراغي المتوقع	شكل لويس	الجزيء
خطي	$\text{H}:\text{Be}:\text{H}$	$\text{BeH}_2$
مثلث مستو	$\begin{array}{c} \text{H}:\text{B}:\text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	$\text{BH}_3$
رباعي الواجه	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H}:\text{C}:\text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	$\text{CH}_4$

### نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ

### (Valence-Shell Electron-Pair Repulsion (VSEPR) theory)

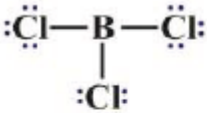
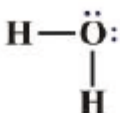
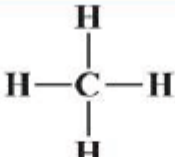
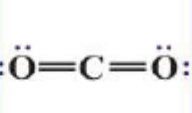
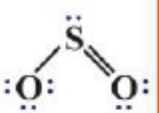
تتوزع أزواج الإلكترونات (الرابطية وغير الرابطية) في الفراغ حول الذرة المركزية للجزيء، بحيث يكون التنافر بينها أقل ما يمكن؛ لينتج الشكل الأكثر ثباتاً للجزيء.

**في الجدول:** تمثل (M) الذرة المركزية، وتمثل (X) الذرة الطرفية، وتمثل (E) زوج الإلكترونات غير الرابطة.

أمثلة	الزاوية المتوقعة	شكل الجزيء	شكل أزواج الإلكترونات	تمثيل الشكل بناء على التنافر بين أزواج الإلكترونات	الصيغة العامة	عدد المجموعات الإلكترونية حول الذرة المركزية
CO <sub>2</sub> , BeF <sub>2</sub>	180°	خطي	خطي		MX <sub>2</sub>	2
SO <sub>3</sub> , BF <sub>3</sub>	120°	مثلث مستو	مثلث مستو		MX <sub>3</sub>	3
O <sub>3</sub> , SO <sub>2</sub>	120°	منحن	مثلث مستو		MX <sub>2</sub> E	3
CCl <sub>4</sub> , CH <sub>4</sub>	109.5°	رباعي الأوجه	رباعي الأوجه		MX <sub>4</sub>	4
NF <sub>3</sub> , NH <sub>3</sub>	109.5°	هرم ثلاثي القاعدة	رباعي الأوجه		MX <sub>3</sub> E	4
F <sub>2</sub> O, H <sub>2</sub> O	109.5°	منحن	رباعي الأوجه		MX <sub>2</sub> E <sub>2</sub>	4

جدول (4): أشكال الجزيئات حسب نظرية (تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ)

### المجموعات الإلكترونية:

					الجزيء
3	4	4	2	3	عدد المجموعات الإلكترونية حول الذرة المركزية

جدول (5): عدد المجموعات الإلكترونية حول الذرة المركزية لبعض الجزيئات

- ☒ الرابطة الأحادية أو الثنائية أو الثلاثية عبارة عن مجموعة إلكترونية واحدة.
- ☒ الأزواج الرابطة واغير الرابطة عبارة عن مجموعة إلكترونية واحدة.

**مثال :** لديك كل من الجزيئات الآتية:  $O_3$  ،  $HCN$  ،  $PH_3$ .

- 1- ارسم شكل لويس لكل جزيء.
- 2- ما عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية؟
- 3- ما عدد المجموعات الإلكترونية حول الذرة المركزية؟
- 4- ما اسم شكل أزواج الإلكترونات الناتج؟
- 5- ارسم شكل الجزيء في كل حالة، وسمِّه.

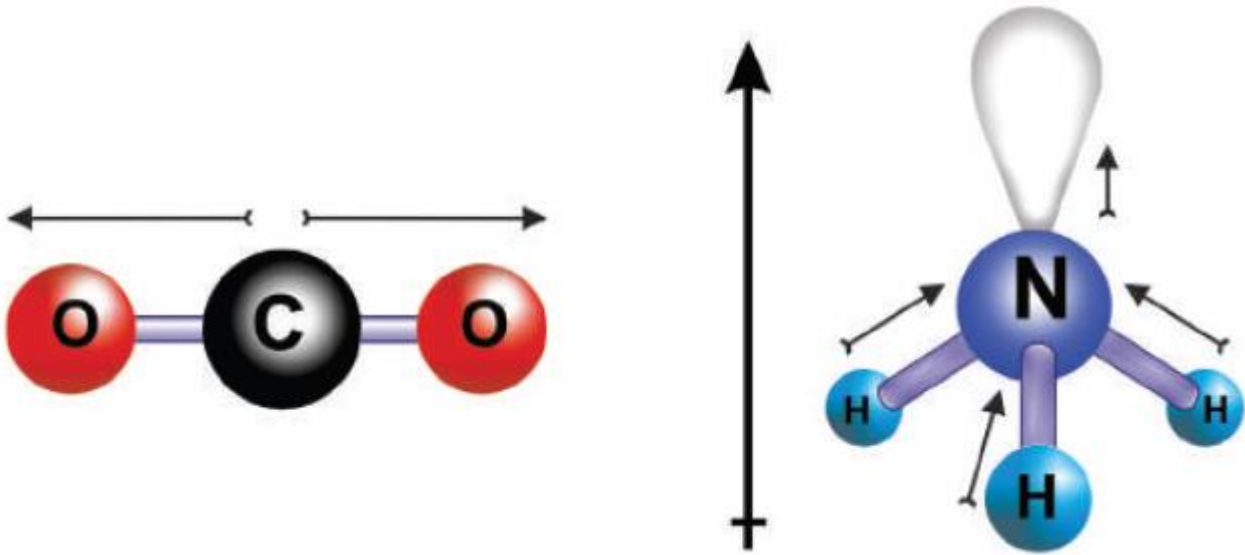
**الحل :**

م	$O_3$	$HCN$	$PH_3$
1			
2	ثلاث أزواج رابطة ، وزوج غير رابطة	أربع أزواج رابطة فقط	ثلاث أزواج رابطة ، وزوج غير رابطة
3	ثلاث مجموعات	مجموعتان	أربع مجموعات
4	مثلث مستوي	خطي	رباعي الأوجه
5	منحنٍ	خطي	هرم ثلاثي القاعدة



# قطبية الجزيء (Molecule Polarity):

## نشاط (7): قطبية الجزيء:



### تلاحظ ان:

❑ في جزيء  $NH_3$  يكون النيتروجين أكثر كهروسالبية من الهيدروجين فيتجه سهم عزم الإزدواج ناحية النيتروجين، أما في جزيء  $CO_2$  فإن الأكسجين أكثر كهروسالبية من الكربون فيتجه سهم عزم الإزدواج ناحية الأكسجين، وتكون محصلة عزم الإزدواج القطبي = صفر.

### ❑ شروط أن يكون الجزيء قطبياً:

- 1- أن يحوي الجزيء رابطة قطبية واحدة على الأقل، او يحوي زوجا غير رابطا من الإلكترونات.
- 2- ألا يكون محصلة عزم الإزدواج القطبي للجزيء تساوي صفراً.

❑ **عزم الإزدواج القطبي:** هي كمية متجهة تنشأ حول الرابطة القطبية، وتمثل بسهم رأسه للذرة الأعلى كهروسالبية.

**مثال:** وضح، أيًا من الجزيئات الآتية قطبي:  $CH_4$  ،  $BH_3$  ،  $BeCl_2$  ،  $NF_3$  ؟

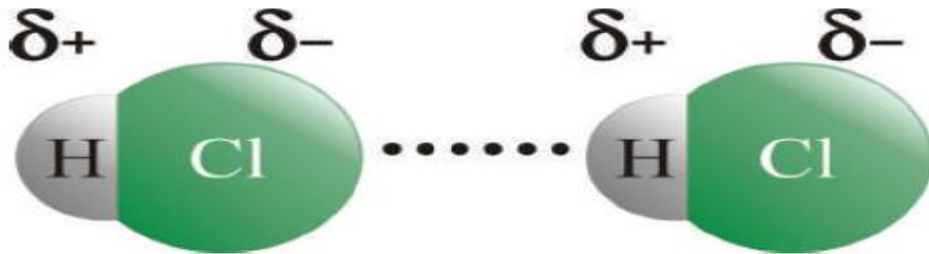
### الحل:

$CH_4$	$BH_3$	$BeCl_2$	$NF_3$
غير قطبي	غير قطبي	غير قطبي	قطبي

## الروابط الثانوية (قوى التجاذب بين الجزيئات) (Intermolecular Forces):

### أولاً: قوى التجاذب بين الجزيئات ثنائيات القطب (Dipole-Dipole Forces):

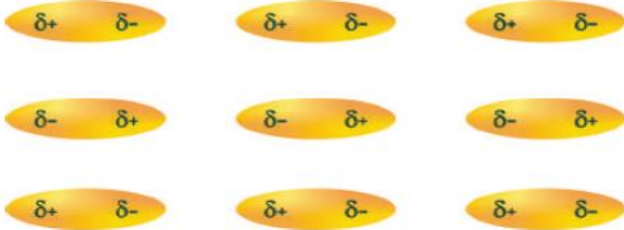
تترتب الجزيئات القطبية بحيث يكون التجاذب بين الأقطاب أكبر ما يمكن فيقل طاقتها ويجعلها أكثر إستقراراً.



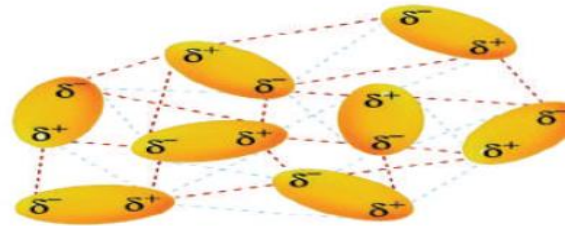
تمثيل قوى التجاذب بين الجزيئات القطبية لجزيئات HCl

تزداد قوى التجاذب بين الجزيئات القطبية بزيادة قطبية الجزيئات وكتلتها المولية.

تكون المادة القطبية أكثر ثباتاً في الحالة الصلبة عنها في الحالتين السائلة والغازية، لأن جزيئاتها تتخذ ترتيباً منتظماً.



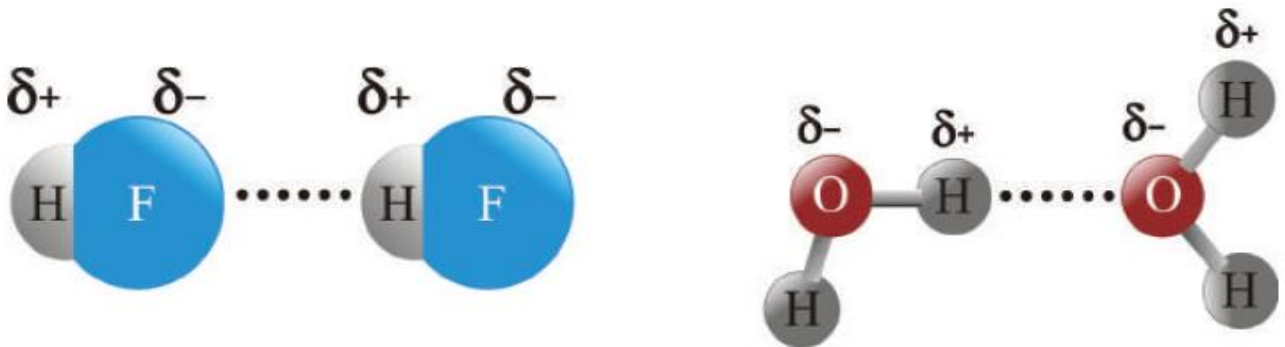
ترتيب الجزيئات القطبية لمركب في الحالة الصلبة



ترتيب الجزيئات القطبية لمركب في الحالة السائلة

## ثانياً: الترابط الهيدروجيني (Hydrogen Bond):

هو تجاذب كهروستاتيكي بين الشحنة الموجبة الموجودة في ذرة الهيدروجين المرتبطة بذرة (N,F,O) في جزيء معين، وبين الشحنة السالبة الموجودة في ذرة (N,F,O) في الجزيء المقابل.

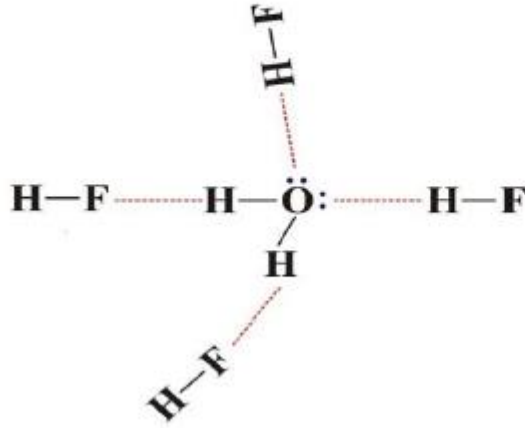


تمثيل الترابط الهيدروجيني بين جزيئات H<sub>2</sub>O، والترابط الهيدروجيني بين جزيئات HF

**مثال :** وضح بالرسم كيفية ارتباط جزيئات HF بجزيئات H<sub>2</sub>O.

**الحل :**

تمثيل الترابط الهيدروجيني بين جزيئات HF و H<sub>2</sub>O.



**ثالثاً: قوى لندن (London Forces):**

هي قوى ضعيفة تتواجد بين الجزيئات القطبية وغير القطبية ناتجة عن إستقطاب لحظي في الجزيء بسبب الحركة العشوائية للإلكترونات حول النواة.

**نشاط (9): العوامل المؤثرة في قوى لندن:**



قوى التجاذب الرئيسية بين الجزيئات	درجة الغليان (س°)	الكتلة المولية (غم / مول)	الصيغة البنائية	الصيغة الجزيئية
قوى لندن	42-	44	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> البروبان
قوى لندن	36	72	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub> البنتان العادي
قوى لندن	10-9	72	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub> النيوبنتان

## تلاحظ من الجدول أن:

- ☒ كلما زادت الكتلة المولية زادت درجة الغليان.  
☒ كلما زادت مساحة السطح (التفرعات) قلت درجة الغليان.

❖ العوامل المؤثرة في قوى لندن هي:

- ١- الكتلة المولية.
- ٢- حجم الجزيء.
- ٣- مساحة السطح (التفرعات).

**مثال :** ما نوع قوى التجاذب الرئيسة بين جزيئات كل من المواد الآتية:  
 $\text{NH}_3$  ،  $\text{CHCl}_3$  ،  $\text{SiH}_4$  ،  $\text{CH}_3\text{OH}$  ؟

## الحل :

$\text{NH}_3$	$\text{CHCl}_3$	$\text{SiH}_4$	$\text{CH}_3\text{OH}$	الجزيء
ترابط هيدروجيني	ثنائيات القطب	قوى لندن	ترابط هيدروجيني	قوى التجاذب الرئيسة

# الوحدة الثانية

## الحسابات الكيميائية (Stoichiometry)

الوحدة الثانية  
(العلمي والزراعي)

الحسابات الكيميائية.....

1.2 المعادلة الكيميائية ومفهوم المول.....

2.2 الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية للمركبات الكيميائية.....

3.2 الحسابات الكيميائية المبنية على المعادلة الكيميائية الموزونة.....

4.2 المادة المحددة للتفاعل.....

5.2 المردود المئوي للتفاعلات الكيميائية.....

الكيمياء والتكنولوجيا والمجتمع.....

أسئلة الوحدة.....



# المعادلة الكيميائية ومفهوم المول (Chemical Equation & The Mole Concept):

## نشاط (1): المعادلة الكيميائية:



معادلة موزونة تصف إحتراق غاز الميثان  $CH_4$

٢- نلاحظ من المعادلة أنه يلزم ٦ جزيئات من الأوكسجين للتفاعل مع الميثان.

٣- عدد مولات الأوكسجين اللازمة للتفاعل مع ٤ مول من غاز الميثان =  $3 \times 4 = 12$  مول.

٤- عدد مولات الماء الناتجة من تفاعل ٢ مول من الميثان =  $2 \times 2 = 4$  مول.

☒ **المول:** هو عدد أفوجادرو من الذرات أو الجزيئات أو الأيونات.



**مثال:** يحتوي الحليب على عدة عناصر غذائية مهمة، منها سكر اللاكتوز  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ،

احسب كتلة 10 جزيئات من هذا السكر.

عدد مولات سكر اللاكتوز = عدد الجزيئات ÷ عدد أفوجادرو

$$= 10 \text{ جزيئات} \div 10 \times 6.023 \times 10^{23} \text{ جزيء/مول} = 1.6603 \times 10^{-23} \text{ مول}$$

الكتلة = عدد المولات × الكتلة المولية

$$= 1.6603 \times 10^{-23} \text{ مول} \times 342 \text{ غم/مول} = 5.6782 \times 10^{-21} \text{ غم}$$

# الصيغة الأولية (Empirical Formula):

هي أبسط نسبة مولية بين العناصر المكونة لكل مركب.

**مثال:**

الصيغة الأولية للبيوتان  $C_4H_{10}$  هي  $C_2H_5$

الصيغة الأولية لسكر الجلوكوز  $C_6H_{12}O_6$  هي  $CH_2O$

الصيغة الأولية للأمونيا  $NH_3$  هي  $NH_3$

# الصيغة الجزيئية (Molecular Formula):

تحدد أنواع العناصر المكونة للمركب الكيميائي والنسب المولية الحقيقية لكل منها.

الصيغة الجزيئية = ن X الصيغة الأولية

حيث ن = الكتلة المولية للصيغة الجزيئية للمركب ÷ الكتلة المولية للصيغة الأولية للمركب

**مثال** أوجد الصيغة الجزيئية لحمض الأسيتيك، علمًا أن صيغته الأولية  $CH_2O$ ، وكتلته المولية 60

غم/مول.

الكتلة المولية للصيغة الأولية للمركب =  $(1 \times 2) + (1 \times 2) + (1 \times 16) = 30$  غم/مول

الصيغة الجزيئية = ن X الصيغة الأولية

$$C_2H_4O_2 = CH_2O \times (30 \div 60) =$$

## الحسابات الكيميائية المبنية على المعادلة الكيميائية الموزونة:



مثال

غالباً ما تحضر الصودا الكاوية NaOH صناعياً بتفاعل كربونات الصوديوم Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> مع الجير المطفأ Ca(OH)<sub>2</sub> كم غراماً من NaOH يمكن الحصول عليه من تفاعل ٥٠٠ غرام من Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> مع كمية كافية من Ca(OH)<sub>2</sub> ؟



معادلة التفاعل :

الحل :



١ مول من  
Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

٥٠٠ غم

١ مول من  
Ca(OH)<sub>2</sub>

٢ مول من  
NaOH

٤٤

١ مول من  
CaCO<sub>3</sub>

• عدد مولات NaOH = ٢ × عدد مولات Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

$$\text{عدد مولات Na}_2\text{CO}_3 = \frac{\text{كتلة Na}_2\text{CO}_3}{\text{الكتلة المولية Na}_2\text{CO}_3} = \frac{٥٠٠}{١٠٦} = ٤,٧١٦ \text{ مول}$$

• عدد مولات NaOH = ٢ × ٤,٧١٦ = ٩,٤٣٢ مول

• كتلة NaOH = عدد المولات × الكتلة المولية = ٩,٤٣٢ × ٤٠

$$= ٣٧٧,٢٨ \text{ غ NaOH}$$

## الحسابات الكيميائية في المحاليل المائية:

**المولارية:** هي عدد مولات المذاب الموجودة في لتر من المحلول.

المولارية = عدد مولات المذاب ÷ حجم المحلول (بالتر)

**مثال** يُستخدم هيدروكسيد الصوديوم NaOH في عدة صناعات، منها صناعة الصابون، ما كتلة

هيدروكسيد الصوديوم اللازمة لتحضير محلول مائي حجمه 500 سم<sup>3</sup> وتركيزه 0.6 مول/لتر؟

عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم = تركيز المحلول × حجم المحلول (بالتر)

$$= 0.6 \text{ مول/لتر} \times 0.5 \text{ لتر} = 0.3 \text{ مول}$$

كتلة هيدروكسيد الصوديوم = عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم × كتلته المولية

$$= 0.3 \text{ مول} \times 40 \text{ غم/مول} = 12 \text{ غم}$$



## الحسابات الحجمية للغازات:

حجم مول واحد من أي غاز في الظروف المعيارية (القياسية) يساوي ٢٢,٤ لترا.

**مثال:** تدخل الأمونيا في تحضير عدد كبير من المركبات الكيميائية، مثل الأسمدة، ويتم تحضير الأمونيا صناعيًا من تفاعل غاز الهيدروجين وغاز النيتروجين حسب المعادلة الكيميائية الآتية:



احسب كتلة الأمونيا الناتجة من تفاعل 5 لتر من غاز النيتروجين، مع كمية كافية من غاز الهيدروجين في الظروف القياسية.

**الحل:** عدد مولات النيتروجين = حجم النيتروجين (بالتر) ÷ 22.4 لتر/مول

$$= 5 \text{ لتر} \div 22.4 \text{ لتر/مول} = 0.223 \text{ مول}$$

تبين المعادلة الكيميائية الموزونة أنّ 2 مول الأمونيا تنتج من تفاعل 1 مول من غاز النيتروجين

$$\text{إذن، عدد مولات الأمونيا} = 0.223 \times 2 = 0.446 \text{ مول}$$

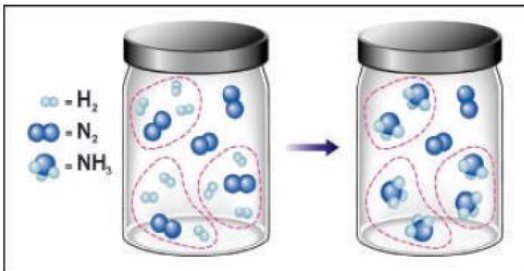
كتلة الأمونيا الناتجة = عدد مولات الأمونيا × كتلتها المولية

$$= 0.446 \text{ مول} \times 17 \text{ غم/مول} = 7.58 \text{ غم}$$

## المادة المحددة للتفاعل (Limiting Reactant):

**المادة المحددة للتفاعل الكيميائي:** هي المادة التي تتفاعل كلياً ويتم الإعتماد عليها في حساب كمية المواد الناتجة عند التفاعل.

**المادة الفائضة:** هي المادة المتفاعلة التي لم تستهلك بشكل كامل.



**مثال ١:** يُمثّل الشكل الآتي تفاعل غازي الهيدروجين والنيتروجين لإنتاج الأمونيا  $\text{NH}_3$ . ما المادة الفائضة، وما المادة المُحددة للتفاعل الكيميائي؟



**مثال ٢ :** يُستخدم تفاعل التيرمايت في لحام سكك الحديد، حيث يتفاعل أكسيد الحديد (III)  $Fe_2O_3$  مع الألمنيوم لإنتاج أكسيد الألمنيوم  $Al_2O_3$  والحديد السائل، حسب المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:



إذا تفاعل 300 غم من الألمنيوم و800 غم من أكسيد الحديد (III)، أجب عما يأتي:

- 1- ما نوع التفاعل الكيميائي؟
- 2- حدد المادة المحددة للتفاعل والمادة الفائضة.
- 3- احسب كتلة الحديد الناتجة.

## الحل :

1. نوع التفاعل هو احلال بسيط.

2. تحديد المادة المحددة للتفاعل والمادة الفائضة.

عدد مولات المادة = كتلة المادة ÷ كتلتها المولية.

عدد مولات الألمنيوم = كتلة الألمنيوم ÷ كتلته المولية.

$$= 300 \text{ غم} \div 27 \text{ غم/مول} = 11.1 \text{ مول}$$

عدد مولات أكسيد الحديد (III) = كتلة أكسيد الحديد (III) ÷ كتلتها المولية.

$$= 800 \text{ غم} \div 160 \text{ غم/مول} = 5.0 \text{ مول}$$

قسمة عدد مولات كل مادة على معاملها في المعادلة الكيميائية الموزونة.

$$= 11.1 \div 2 = 5.55 \text{ ، أكسيد الحديد (III) } = 5.0 \div 1 = 5.0$$

إن يعتبر أكسيد الحديد (III) المادة المحددة للتفاعل الكيميائي، والألمنيوم هو المادة الفائضة.

3. تبين المعادلة الكيميائية الموزونة أن 2 مول من الحديد تنتج من تفاعل 1 مول من أكسيد الحديد (III).

إن عدد مولات الحديد =  $5 \times 2 = 10$  مول.

كتلة الحديد = عدد مولات الحديد  $\times$  كتلته المولية

$$= 10 \text{ مول} \times 56 \text{ غم/مول} = 560 \text{ غم}$$

## المردود المئوي للتفاعلات الكيميائية (Percentage Yield):

$$\text{المردود المئوي} = (\text{الناتج الفعلي} \div \text{الناتج النظري}) \times 100\%$$

**مثال:** يستخدم ثلاثي كلوريد الفسفور في تحضير عدد من المواد الكيميائية، مثل المبيدات الحشرية، ويحضر كلوريد الفسفور من تفاعل الفسفور مع غاز الكلور، حسب



إذا تفاعل 12 غم من الفسفور مع 35 غم من غاز الكلور، احسب المردود المئوي لناتج التفاعل، إذا كانت كتلة كلوريد الفسفور الناتجة عملياً 40 غم.

### الحل:

عدد مولات المادة = كتلة المادة ÷ كتلتها المولية.

عدد مولات الفسفور = كتلة الفسفور ÷ كتلته المولية.

$$= 12 \text{ غم} \div 31 \text{ غم/مول} = 0.387 \text{ مول}$$

عدد مولات الكلور = كتلة الكلور ÷ كتلته المولية.

$$= 35 \text{ غم} \div 71 \text{ غم/مول} = 0.493 \text{ مول}$$

قسمة عدد مولات كل مادة على معاملها في المعادلة الكيميائية الموزونة.

$$\text{الفسفور: } 0.387 \div 2 = 0.1935, \text{ الكلور: } 0.493 \div 3 = 0.1643$$

إنّ يعتبر الكلور المادة المحددة للتفاعل الكيميائي.

تبين المعادلة الكيميائية الموزونة أنّ 2 مول من كلوريد الفسفور تنتج من تفاعل 3 مول من الكلور.

$$\text{عدد مولات كلوريد الفسفور} = 0.493 \times (3 \div 2) = 0.329 \text{ مول}$$

كتلة كلوريد الفسفور = عدد مولات كلوريد الفسفور × كتلته المولية

$$= 0.329 \text{ مول} \times 137.3 \text{ غم/مول} = 45.172 \text{ غم}$$

المردود المئوي = (الناتج الفعلي ÷ الناتج النظري) × 100%

$$= 40 \text{ غم} \div 45.172 \text{ غم} \times 100\% = 88.55\%$$

# الوحدة الثالثة

## المحاليل (Solutions)

الوحدة الثالثة  
(العلمي والزراعي)

### المحاليل.....

الفصل الأول: أنواع المحاليل وعملية الإذابة.....

1.1.3 أنواع المحاليل.....

2.1.3 عملية الإذابة وحرارة المحلول.....

3.1.3 الذائبية.....

4.1.3 قواعد الذائبية.....

أسئلة الفصل.....

الفصل الثاني: تركيز المحاليل وخواصها الجامعة.....

1.2.3 طرق التعبير عن تركيز المحاليل.....

2.2.3 التخفيف.....

3.2.3 الخواص الجامعة للمحاليل غير الأيونية.....

الكيمياء والتكنولوجيا والمجتمع.....

أسئلة الفصل.....

أسئلة الوحدة.....



# المحاليل (Solutions)

## الفصل الأول أنواع المحاليل وعملية الإذابة

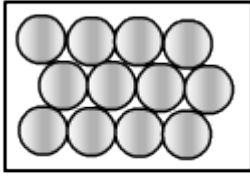
### المادة النقية :

وهي المادة التي لها تركيب ثابت وصفات محددة كاللون والصلابة والكثافة ودرجة الانصهار ودرجة الغليان وغيرها.

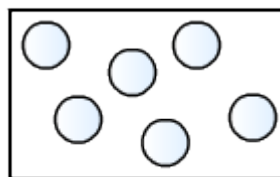
☒ تأخذ المادة النقية أحد الأشكال التالية:

### ١. عناصر Elements

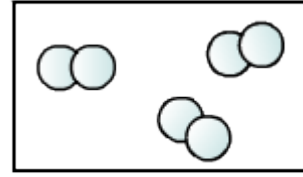
وهي المواد النقية التي تتألف من نوع واحد من الذرات متحدة مع بعضها على شكل جزيئات ( مثل جزيء الأكسجين  $O_2$  ) أو على شكل ذرات مستقلة ( كالغازات النبيلة ) أو ذرات متحدة مع بعضها ( كقطعة من فلز ).



Fe



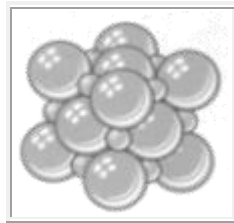
Ne



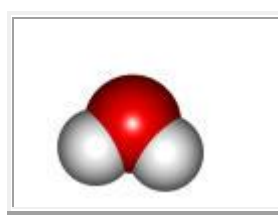
$O_2$

### ٢. مركبات Compounds

وهي المواد النقية التي تتألف من ارتباط ذرات عنصرين مختلفين أو أكثر ، على شكل مركبات جزيئية تتألف من جزيئات مستقلة تترايط بقوى تجاذب ضعيفة ( مثل جزيء الماء  $H_2O$  ) أو مركبات أيونية تتألف من تجمعات أيونية مختلفة الشحنة تتجاذب بروابط أيونية ( مثل ملح الطعام  $NaCl$  ).



NaCl



جزيء الماء  $H_2O$

### المادة غير النقية:

وهي المادة التي تتكون من عدد من المواد النقية ممزوجة مع بعضها بشكل منتظم أو غير منتظم ، وتدعى هذه المواد بالمخاليط Mixtures.

✘ تأخذ المخاليط أحد الأشكال التالية:

### ١. مخاليط متجانسة Homogeneous mixtures

وهي المواد غير النقية التي تتألف من مزج مواد نقية مع بعضها بشكل منتظم بحيث يصعب تمييز الدقائق المكونة لها عن بعضها ، وتسمى هذه المخاليط بالمحاليل Solutions .  
ومن أمثلتها محلول كبريتات النحاس (II) والماء ، وفي هذا المحلول تلاحظ ثبات شدة اللون الأزرق لدقائق كبريتات النحاس في جميع أجزاء المخروط.

### ٢. مخاليط غير متجانسة mixtures Heterogeneous

وهي المواد غير النقية التي تتألف من مزج مواد نقية مع بعضها بشكل غير منتظم بحيث يسهل تمييز الدقائق المكونة لها عن بعضها.  
ومن أمثلتها غالبية الصخور ، حيث تستطيع تمييز التباين في لون الصخر وحجم دقائقه وتوزيعها في أجزاء الصخر.



### مكونات المحاليل

تعلم بأن المحلول مخلوط متجانس التركيب والخواص يتكون من مذيب ومذاب .

$$\text{المحلول} = \text{مذيب} + \text{مذاب}$$

كيف يمكن تحديد المذاب والمذيب في المحلول ؟

✘ إذا كان أحد مكونات المحلول مادة سائلة والمكون الآخر مادة صلبة أو غازية ، فتُعد المادة السائلة عادة المذيب والأخرى مذاب .  
مثلاً في محلول السكر والماء يعد الماء مذيباً والسكر مذاباً .

✘ إذا كان المحلول سائلاً ، فإن السائل الذي يوجد بنسبة أكبر في المحلول يعد المذيب .  
مثلاً عند إذابة ٤٠ غ من الإيثانول في ٦٠ غ ماء ، يكون الماء مذيباً والإيثانول مذاباً .

وبشكل عام يمكن تحديد المذيب والمذاب في المحاليل السائلة وفق المعايير الآتية :

١ إذا كان الماء أحد مكونات المحلول يعد الماء مذيباً .

٢ إذا كانت جميع مكونات المحلول سوائل باستثناء الماء فيكون السائل

الأكبر حجماً هو المذيب .

✘ الجدول الآتي يمثل أنواع المحاليل حسب حالة المذاب والمذيب .

أمثلة	حالة المذاب	حالة المذيب	حالة المحلول
كحول في الماء، محلول البروم ( $Br_2/CCl_4$ )	سائل	سائل	سائل
ماء البحر، كلوريد الصوديوم في الماء	صلب		
أمونيا في الماء، $CO_2$ في الماء	غاز		
الزئبق في الفضة (حشوة الأسنان)	سائل	صلب	صلب
السبائك المعدنية، مثل البرونز (Cu/Zn)، اللحام (Sn/Pb)	صلب		
الهيدروجين في البلاديوم أو البلاتين شكل (١)	غاز		
الماء في الهواء	سائل	غاز	غاز
الغبار في الهواء	صلب		
الهواء الجوي، خليط الغازات غير المتفاعلة	غاز		

وتعد المحاليل السائلة من أهم المحاليل، وسنتعرف في الموضوعات القادمة على أهم الظواهر المصاحبة للمحاليل السائلة.

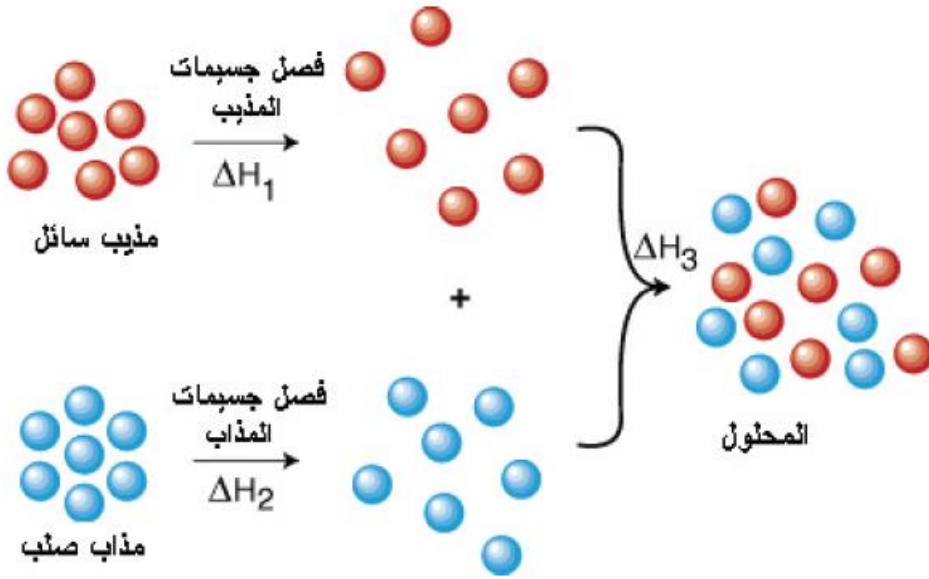
تباين قابلية ذوبان المادة الواحدة في المذيبات السائلة المختلفة، فمثلاً لا يذوب الزيت في الماء (شكل ٢)، بينما يذوب بسهولة في البنزين. كذلك يذوب السكر بسهولة في الماء، ولكنه لا يذوب في الزيت أو البنزين، فما سبب هذا الاختلاف؟

للإجابة عن هذا السؤال، لا بد أولاً من فهم عملية تكون المحلول والتي يمكن تلخيصها في ثلاث خطوات متلازمة، الشكل (٣):

**الخطوة الأولى:** تباعد دقائق المذيب عن بعضها، وهذا يتطلب تزويدها بالطاقة

$$(\Delta H_1).$$

الخطوة الثانية : تباعد دقائق المذاب عن بعضها وهذا يتطلب تزويدها بالطاقة ( $\Delta H_2$ ).

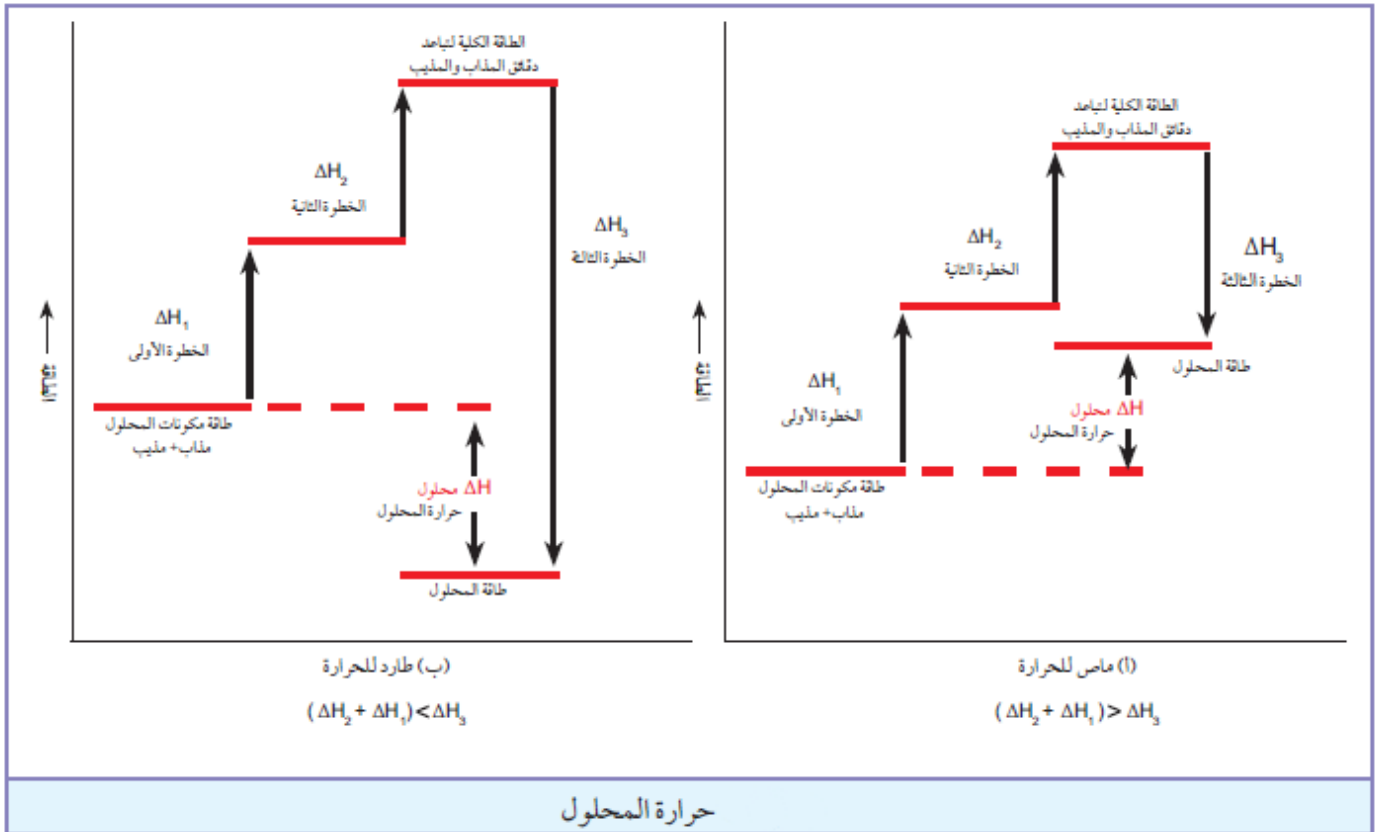


عملية الإذابة

الخطوة الثالثة : تكوين قوى جديدة بين دقائق المذيب والمذاب بحيث تكون دقائق المذاب محاطة بعدد من دقائق المذيب ، وفي هذه العملية تنطلق كمية من الطاقة تدعى في المحاليل المائية بطاقة التميؤ ( $\Delta H_3$ ).



أي إنه عند مزج المذاب والمذيب معاً تتسارع دقائق المذاب إلى الابتعاد عن بعضها، وكذلك دقائق المذيب، ويصاحب هذه العملية امتصاص للطاقة من المحيط يعتمد مقدارها على قوة التجاذب بين دقائق المذيب وكذلك قوة التجاذب بين دقائق المذاب. أما تجاذب دقائق المذيب مع دقائق المذاب فيكون مصحوباً بإطلاق كمية من الطاقة يعتمد مقدارها على قوة التجاذب بين دقائق المذيب والمذاب في المحلول، وتسمى محصلة الطاقة المرافقة لعملية الإذابة بـ **حرارة المحلول (Heat of Solution)**. كما يوضحها الشكل (٤)، ويمكن حساب حرارة المحلول من العلاقة الرياضية الآتية:



حرارة المحلول = طاقة التجاذب بين دقائق المذاب + طاقة التجاذب بين دقائق المذيب + طاقة التميؤ،

$$\Delta H_3 + (\Delta H_2 + \Delta H_1) = \Delta H \text{ محلول}$$

وبالرموز تكون العلاقة:

## نشاط (1): تصنيف المواد:



تمعّن في صور المواد الآتية



ماء مقطرّ مادة نقية



ماء الشرب مخلوط متجانس



حديد مادة نقية



رمل في الماء مخلوط غير متجانس



نقود معدنية مخلوط متجانس



سكر مادة نقية

## نشاط (2): تصنيف المحاليل:



أكمل الجدول الآتي:

معيار التصنيف	تصنيف المحاليل	المحاليل
وجود الماء كمذيب	<b>نوع المذيب</b>	ماء بحر، وقود السيارة
<b>الحالة الفيزيائية للمحلول</b>	صلب، سائل، غاز	الفلواذ، محلول الشاي، الهواء الجوي
كمية المذاب في المحلول	مركّز ومخفّف	<b>محلول سكر</b>



☒ تصنف المحاليل حسب حجم دقائق المذاب إلى ثلاثة أقسام :

## أولاً : المحاليل الحقيقية Clear Solutions

وهي المحاليل التي لا يمكن تمييز دقائق المذاب فيها لصغر حجمها ، ويبلغ قطر دقائقها أقل من ١٠-٧ سم .  
ومن الأمثلة عليها محلول السكر في الماء .

## ثانياً : المحاليل المعلقة Suspension Solutions

وهي المحاليل التي يمكن تمييز دقائق المذاب فيها بالعين المجردة ، كما أن توزيع دقائقها في المحلول غير منتظم ، إذ تزداد كثافتها من أعلى المحلول إلى أسفله ، ويبلغ قطر دقائقها أكثر من ١٠-٥ سم .  
ومن الأمثلة عليها مسحوق الطباشير في الماء .

## ثالثاً : المحاليل الغروية Emulsion Solutions

وهي المحاليل التي تقع بين المحاليل الحقيقية والمحاليل المعلقة ، إذ يبلغ قطر دقائقها بين ١٠-٥ و ١٠-٧ سم .  
ومن الأمثلة عليها الضباب والحليب .

## عملية الإذابة وحرارة المحلول

تعلم بأن المركبات بعضها قطبي مثل الماء (H<sub>2</sub>O) والبعض الآخر غير قطبي مثل رابع كلوريد الكربون CCl<sub>4</sub> .  
وبوجه عام تذوب المركبات القطبية في المذيبات القطبية ، بينما تذوب المركبات غير القطبية في المذيبات غير القطبية .

**فمثلاً** يذوب ملح كلوريد الصوديوم NaCl (قطبي) في الماء (مذيب قطبي) ، بينما لا يذوب كلوريد الصوديوم في رابع كلوريد الكربون (مذيب غير قطبي) .

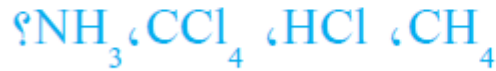
وعليه يمكن صياغة التعميم التالي:

### الأشباه تذيب الأشباه

## من ناحية أخرى

نجد أن الزيت يذوب في الهكسان؛ لأن كليهما غير قطبي، والروابط بين جزيئتهما ضعيفة ومتقاربة في القوة، ولكنه لا يذوب في الماء؛ لأن جزيئات الماء قطبية، وترتبط فيما بينها بترابط هيدروجيني قوي أكبر من قوة ارتباطها بجزيئات الزيت. وفي المقابل فإن جزيئات الكحول قطبية تذوب في الماء؛ لأنه تنشأ بين جزيئتهما قوى متبادلة أقوى من الروابط بين جزيئتهما قبل تكوين المحلول.

## مثال : أي المواد الآتية تذوب في الماء:



المواد التي تذوب في الماء هي المواد التي لها صفات قطبية وهي:  $NH_3$  ،  $HCl$

### الذائبية (Solubility):

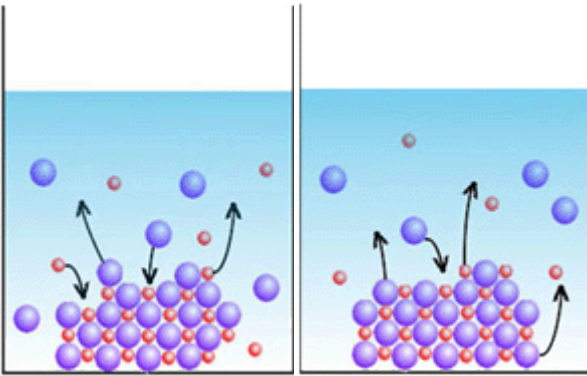
عند إذابة مقدار ملعقة من السكر في كأس من الماء ، فإن الكمية تذوب بسهولة مع قليل من التحريك ، وبإضافة كمية مماثلة من السكر تستمر عملية الذوبان ، يسمى المحلول الذي يمكنه إذابة مزيد من المذاب **محلولا غير مشبع** . وإذا واصلت إضافة مزيد من السكر في الماء ، فإنك ستصل إلى حد لا تستطيع أن تذيب كميات إضافية من السكر في الماء مهما بالغت في التحريك ، ويوصف **المحلول** في هذه الحالة بأنه **مشبع** .

وعليه يكون **المحلول المشبع** هو المحلول الذي لا يمكنه إذابة مزيد من المذاب .

**ولكن هل يعني ذلك أن عملية الذوبان قد توقفت عند الإشباع ؟**

في الحقيقة لا تتوقف عملية الذوبان ولكن المحلول قد وصل إلى حالة اتزان بين سرعة الذوبان وسرعة الترسيب ، أي أن كتلة المادة التي تذوب عند الاتزان مساوية لكتلة المادة المترسبة ، ويسمى هذا النوع من الاتزان **بالاتزان الديناميكي Dynamic Equilibrium** ويمكن تمثيل الاتزان على النحو التالي :

ذوبان المذاب  $\rightleftharpoons$  ترسب المذاب



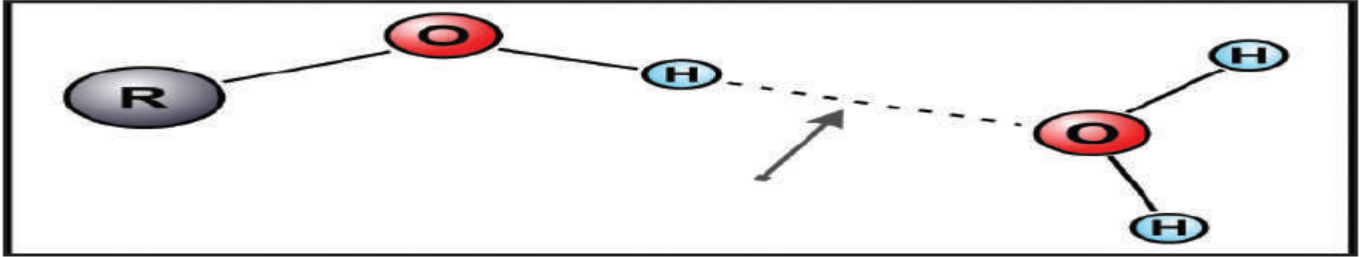
✗ تسمى كتلة المذاب اللازمة لتكوين محلول مشبع في كتلة معينة من المذيب عند درجة حرارة معينة **بالذائبية** عند تلك الدرجة .

✗ تعتمد ذائبية المواد في مذيب معين على العوامل التالية :

١. طبيعة المذاب والمذيب .
٢. درجة الحرارة .
٣. الضغط .

## أولاً: طبيعة المذاب والمذيب:

- ✘ يذوب الميثانول  $CH_3OH$  في الماء أكبر من البنتانول  $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2OH$  لأنه بزيادة السلسلة الكربونية للكحول يقل التأثير النسبي لمجموعة الهيدروكسيل ( $OH$ ) القطبية ويزداد تأثير الشق الهيدروكربوني غير القطبي فيقل ذائبته في الماء.
- ✘ يذوب البنتانول في الماء والجازولين لإحتواء البنتانول  $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2OH$  على شق قطبي وهو مجموعة الهيدروكسيل الذي يكون ترابط هيدروجيني مع أكسجين الماء، ويحتوي البنتانول على شق هيدروكربوني غير قطبي يجعله يذوب في المذيبات غير القطبية كالجازولين.



تمثيل للترابط الهيدروجيني بين جزيء الماء ومجموعة الهيدروكسيل في جزيء الكحول

- ✘ تتفاوت الغازات في ذائبته في الماء .

الجدول الآتي يمثل ذائبية بعض الغازات في الماء عند درجة ٢٠° س و (١) ضغط جوي .

الذائبية غ / لتر ماء	الكتلة المولية (غ / مول)	صيغة الغاز
٠,٠٠١٦	٤	He
٠,٠١٨	٢٨	N <sub>2</sub>
٠,٠٤	٣٢	O <sub>2</sub>
٠,٠٦	٤٠	Ar
٠,١٤	٤٤	CO <sub>2</sub>
٧,١	٧١	Cl <sub>2</sub>

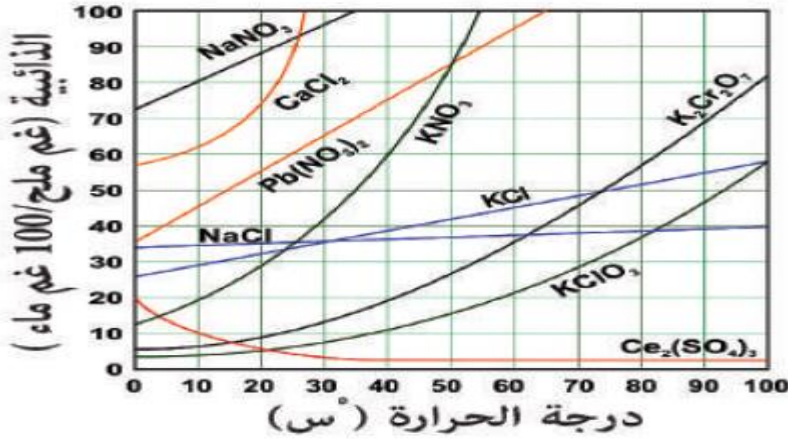
- ✘ وتختلف ذائبية الغازات عن بعضها تبعاً لقطبية الغاز ، فالغاز القطبي يذوب في الماء بينما تكون ذائبية الغازات غير القطبية قليلة .

- ✘ أما الغازات غير القطبية فكما تلاحظ في الجدول السابق تزداد ذائبته بزيادة كتلتها المولية ، فزيادة الكتلة المولية يزداد نوع من قوى التجاذب بين جزيئات الغاز يسمى قوى لندن .  
وعندما يذوب غاز قطبي في الماء يحدث بينها تفاعل .



## ثانيًا: درجة الحرارة:

معظم الأملاح **تزداد** ذائبيتها **بزيادة** درجة الحرارة .  
الشكل التالي يمثل منحنيات ذائبية عدد من الأملاح عند درجات حرارة مختلفة .



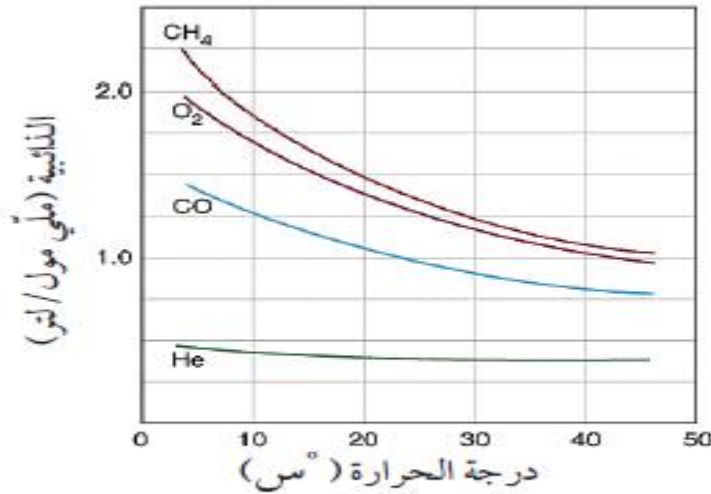
هل عملية الذوبان عملية ماصة أم طاردة للحرارة ؟

الأملاح التي تزداد ذائبيتها بزيادة درجة الحرارة تحتاج لحرارة (ماصة) .

منحنيات الذائبية لعدد من الأملاح في الماء عند درجات حرارة مختلفة

بشكل عام:

تقل ذائبية معظم الغازات في الماء بزيادة درجة الحرارة.



أثر درجة الحرارة على ذائبية بعض الغازات

## ثالثاً: الضغط:

هل تعرف ما هو الغاز الذائب في المشروبات الغازية؟

تحتوي المشروبات الغازية على غاز ثاني أكسيد الكربون CO<sub>2</sub> ، ولكن هذا الغاز غير قطبي ، فكيف يذوب في الماء؟  
تتم العملية بزيادة الضغط فوق الماء فتزداد ذائبته .

❑ وفي الحقيقة فإن غاز ثاني أكسيد الكربون عندما يذوب في الماء يتفاعل معه ويكون حمضاً يعرف بـ **حمض الكربونيك** .



وبشكل عام نقول أن زيادة الضغط تؤدي إلى زيادة ذائبية الغاز .

## قواعد الذائبية (Solubility Rules):

### أهم قواعد الذائبية:

- 1- جميع أملاح الفلزات القلوية (Li<sup>+</sup> ، Na<sup>+</sup> ، K<sup>+</sup> ، Rb<sup>+</sup> ، Cs<sup>+</sup>) ذائبة.
- 2- جميع أملاح النترات (NO<sub>3</sub><sup>-</sup>)، والأسيتات (C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub><sup>-</sup>)، والكلورات (ClO<sub>3</sub><sup>-</sup>)، والبيروكلورات (ClO<sub>4</sub><sup>-</sup>)، والأمونيوم (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) ذائبة.
- 3- جميع أملاح I<sup>-</sup> ، Br<sup>-</sup> ، Cl<sup>-</sup> ، ذائبة، باستثناء هاليدات Ag<sup>+</sup> ، Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup> ، Pb<sup>2+</sup> ، Cu<sup>+</sup>.
- 4- جميع أملاح الكبريتات (SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) ذائبة، باستثناء كبريتات Ba<sup>2+</sup> ، Sr<sup>2+</sup> ، Pb<sup>2+</sup> ، Ca<sup>2+</sup> ، Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup> ، Ag<sup>+</sup>.
- 5- جميع أملاح الكربونات (CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>)، والفوسفات (PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>)، والكرومات (CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup>)، والكبريتيد (S<sup>2-</sup>) غير ذائبة، باستثناء أملاح الفلزات القلوية، وأملاح الأمونيوم.
- 6- جميع الهيدروكسيدات، وجميع أكاسيد الفلزات غير ذائبة، باستثناء هيدروكسيدات وأكاسيد الفلزات القلوية، وبعض هيدروكسيدات القلويات الترابية Ba<sup>2+</sup> ، Ca<sup>2+</sup> ، Sr<sup>2+</sup>.

**مثال :** بالاعتماد على قواعد الذائبيّة، أيّ المركبات الآتية ذائب وأيها غير ذائب في الماء، ثمّ اكتب أنواع الأيونات لكل مركب ذائب:



## الحل:

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ : غير ذائب

$\text{Ba(OH)}_2$ : ذائب، والأيونات هي:  $\text{Ba}^{2+}$  و  $\text{OH}^-$

$\text{CuS}$ : غير ذائب

$\text{MnSO}_4$ : ذائب ، والأيونات هي:  $\text{Mn}^{2+}$  و  $\text{SO}_4^{2-}$

## المعادلة الأيونية الصافية

**مثال:** يتكون راسب أصفر من يوديد الرصاص (II)  $\text{PbI}_2$  عند إضافة محلول مائي ليوديد البوتاسيوم  $\text{KI}$  إلى محلول مائي لنترات الرصاص (II)  $\text{Pb(NO}_3)_2$ . اكتب المعادلة الأيونية الصافية التي تمثل التفاعل.

الحل:

المعادلة اللفظية:

يوديد البوتاسيوم + نترات الرصاص  $\longrightarrow$  يوديد الرصاص + نترات البوتاسيوم



المعادلة الأيونية الإجمالية:





**أمثلة:** اكتب المعادلة الأيونية الموزونة الصافية ، لكل من التفاعلين الآتيين :



**الحل :**



**مثال:** يتفاعل محلول نترات الفضة مع محلول كلوريد الصوديوم ، فيتكون راسب أبيض من كلوريد الفضة ومحلول نترات الصوديوم.

- ١ . اكتب معادلة لفظية تمثل التفاعل .
- ٢ . اكتب معادلة رمزية تمثل التفاعل .
- ٣ . اكتب معادلة أيونية إجمالية تمثل التفاعل .
- ٤ . اكتب معادلة أيونية صافية تمثل التفاعل .

**الحل :**

١ . نترات الفضة + كلوريد الصوديوم  $\longrightarrow$  كلوريد الفضة + نترات الصوديوم



# الفصل الثاني

## تركيز المحاليل وخواصها الجامعة

### طرق التعبير عن تركيز المحاليل

#### أولاً: النسبة المئوية للمذاب

☒ إذا كانت كمية المذاب والمذيب بوحدة الكتلة:

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

حيث إن كتلة المحلول = كتلة المذاب + كتلة المذيب

☒ إذا كانت تركيز محاليل السوائل في السوائل:

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

**مثال:** محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه ١٠% ماذا تعني لك هذه النسبة؟

**الحل:**

تعني أن كتلة هيدروكسيد الصوديوم ١٠% من كتلة المحلول .  
أي أن كل (١٠٠) غ من المحلول يتكون من :

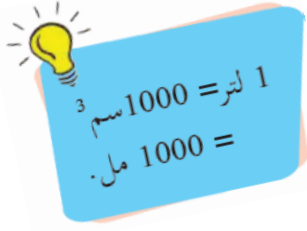
NaOH	١٠ غ
ماء	٩٠ غ

**مثال:** احسب النسبة المئوية بالكتلة لهيدروكسيد الصوديوم في محلول تم تحضيره بإذابة (٤) غ من NaOH في (٤٦) غ ماء .

**الحل :**

$$\begin{aligned} \text{كتلة المذاب} &= ٤ \text{ غ} & \text{كتلة المذيب} &= ٤٦ \text{ غ} \\ \text{كتلة المحلول} &= \text{كتلة المذاب} + \text{كتلة المذيب} \\ &= ٤ \text{ غ} + ٤٦ \text{ غ} \\ &= ٥٠ \text{ غ} \end{aligned}$$

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة} = \frac{٤ \text{ غ}}{٥٠ \text{ غ}} \times ١٠٠\% = ٨\%$$



**مثال:** ما كتلة كلوريد الصوديوم NaCl اللازمة لتحضير ٢٥٠ غ من محلول تركيزه ٢٠% بالكتلة .  
**الحل:**

كتلة المذاب = النسبة المئوية للمذاب بالكتلة × كتلة المحلول

$$250 \times 20\% =$$

$$50 = \text{NaCl غ}$$

أي يجب إذابة ٥٠ غ من NaCl في ٢٠٠ غ ماء لكي تصبح كتلة المحلول ٢٥٠ غ بتركيز ٢٠% بالكتلة.

**☒ ماذا تفعل عندما تعطى كثافة المحلول بدلاً من كتلته ؟**

نستخدم العلاقة : **الكتلة = الحجم × الكثافة**

**مثال:** كم غراماً من حمض الكبريت (VI) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> يحويها (١) لتر من محلول الحمض إذا كانت النسبة المئوية للحمض ٣٤% ، وكثافة محلول الحمض ١,٢٥ غ/مل ؟

**الحل :**

نحسب كتلة المحلول :

كتلة المحلول = حجمه × كثافته

$$= 1000 \text{ مل} \times 1,25 \text{ غ/مل}$$

$$= 1250 \text{ غ}$$

نحسب كتلة المذاب :

كتلة المذاب = النسبة المئوية للمذاب × كتلة المحلول

$$= 1250 \times 34\%$$

$$= 425 \text{ غ}$$

**عند التعبير عن تركيز محاليل السوائل في السوائل يفضل استخدام النسبة المئوية للمذاب بالحجم .**

**مثال:** ماذا يعني لك أن محلول مائي من الكحول تركيزه ٣٠% بالحجم ؟

**الحل :**

يعني أن ١٠٠ مل من محلول الكحول يحتوي على :

$$30 \text{ مل كحول} + 70 \text{ مل ماء} .$$

**مثال:** يباع في الصيدليات الكحول الطبي في عبوات . فإذا كان حجم العبوة ٢٦٠ مل ونسبة الكحول

٧٦% :

أ. ماذا تعني لك النسبة المثبتة على العبوة .

ب. احسب حجم الكحول في المحلول المعبأ في العبوة .

**الحل :**

أ. تعني النسبة المثبتة على العبوة أن كل ١٠٠ مل من المحلول تحتوي على ٧٦ مل كحول و ٣٤ مل ماء.

ب. حجم الكحول = النسبة المئوية بالحجم × حجم المحلول

$$= 260 \times 76\% \text{ مل}$$

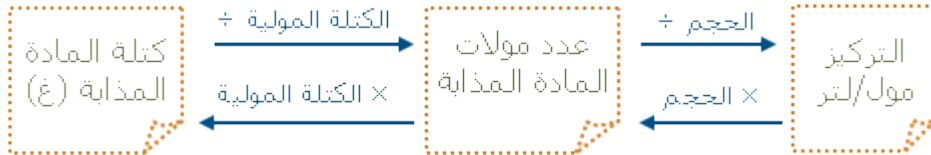
$$= 197,6 \text{ مل كحول}$$

## ثانيًا: المولارية (M) (Molarity):

يساوي عدد مولات المذاب في لتر من المحلول.

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

إجمالاً تقع حساباتنا ضمن المخطط التالي :



**مثال:** حُضِرَ محلول بإذابة (٤,٣٩) غ من كلوريد الصوديوم NaCl في كمية من الماء للحصول على محلول حجمه ٢٥٠ مل . احسب تركيز NaCl بالمول/لتر .

**الحل:**

نحول كتلة NaCl إلى مولات .

$$\text{عدد مولات NaCl} = \frac{\text{كتلة الجزيء}}{\text{الكتلة المولية للجزيء}} = \frac{٤,٣٩ \text{ غ}}{٥٨,٥ \text{ غ/مول}} = ٠,٠٧٥ \text{ مول}$$

نحسب التركيز المولاري :

$$[\text{NaCl}] = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} = \frac{٠,٠٧٥ \text{ مول}}{٠,٢٥ \text{ لتر}} = ٠,٣ \text{ مول/لتر} .$$

**مثال:** حُضِرَ محلول من كربونات الصوديوم الهيدروجينية NaHCO<sub>3</sub> بإذابة ٢٦,٣ غ من الملح الصلب في الماء للحصول على محلول حجمه ٢٠٠ مل . احسب التركيز المولاري لـ NaHCO<sub>3</sub>.

**الحل:**

الكتلة المولية للمذاب = ٨٤ غ / مول .

$$\text{عدد مولات المذاب} = \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{٢٦,٣ \text{ غ}}{٨٤ \text{ غ/مول}} \approx ٠,٣١ \text{ مول} .$$

$$[\text{NaHCO}_3] = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}}$$

$$= \frac{٠,٣١ \text{ مول}}{٠,٢ \text{ لتر}} \approx ١,٥٥ \text{ مول/لتر} .$$

## ثالثًا: المولالية (M) (Molality(m)) :

عدد مولات المذاب في كيلو غرام من المذيب.

$$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب (كغ)}} = \text{المولالية}$$

**مثال:** أذيب ١٠ غ من السكر  $C_{12}H_{22}O_{11}$  في ٢٥٠ غ من الماء . احسب تركيز المحلول (بالمول / كغ) .  
**الحل :**

$$\text{عدد مولات السكر} = \frac{\text{كتلة السكر}}{\text{الكتلة المولية للسكر}} = \frac{١٠ \text{ غ}}{٣٤٢ \text{ غ}} = ٠.٠٢٩ \text{ مول} .$$

$$\text{المولالية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب (كغ)}} = \frac{٠.٠٢٩ \text{ مول}}{٠.٢٥ \text{ كغ}} = ٠.١١٧ \text{ مول/كغ}$$

**مثال:** أذيب ٦,٢ × ٢١٠ غ من غلايكول الإيثيلين  $C_6H_6O_2$  في ٤ كغ من الماء في مشع سيارة . احسب تركيز غلايكول الإيثيلين بالمول/كغ .  
**الحل :**

$$\text{عدد مولات غلايكول الإيثيلين} = \frac{\text{كتلة الغلايكول}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{٦.٢ \times ٢١٠ \text{ غ}}{٦٢ \text{ غ}} = ١٠ \text{ مول}$$

$$\text{المولالية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب (كغ)}} = \frac{١٠ \text{ مول}}{٤ \text{ كغ}} = ٢.٥ \text{ مول / كغ}$$

## رابعًا: الكسر المولي (X) (Mole Fraction (X)) :

النسبة بين عدد مولات أي المكون إلى مجموع مولات مكونات المحلول.

الكسر المولي للمذاب = عدد مولات المذاب ÷ مجموع عدد مولات المذيب والمذاب.

الكسر المولي للمذيب = عدد مولات المذيب ÷ مجموع عدد مولات المذيب والمذاب.

الكسر المولي  
للمذيب + الكسر  
المولي للمذاب = 1

مثال احسب الكسر المولي لكل من الكحول والماء في محلول يتكون من ٢ مول كحول و ٥ مول ماء:

الحل:

مجموع عدد مولات مكونات المحلول = ٥ + ٢ = ٧ مول

$$X_{\text{للكحول}} = \frac{\text{عدد مولات الكحول}}{\text{عدد مولات الماء} + \text{عدد مولات الكحول}} = \frac{2}{5+2} = \frac{2}{7}$$

$$X_{\text{للماء}} = \frac{5}{5+2} = \frac{5}{7}$$

مثال احسب الكسر المولي لكل مكونات محلول يحتوي على ٣٦,٠ غم من الماء و ٤٦,٠ غم من الجليسرين.

الحل:

الكتلة المولية للجليسرين = ٩٢,٠ غم/مول ، وللماء = ١٨,٠ غم/مول .

$$\text{إذن عدد مولات الجليسرين} = \frac{46,0}{92,0} = 0,50 \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات الماء} = \frac{36,0}{18,0} = 2,0 \text{ مول}$$

مجموع المولات الكلية في المحلول = ٢,٠ + ٠,٥ = ٢,٥٠ مول

$$X_{\text{للجليسرين}} = \frac{0,50}{2,50} = 0,20$$

$$X_{\text{للماء}} = \frac{2,0}{2,50} = 0,80$$

مثال محلول مائي يحتوي على ٢٠٪ من كتلته كبريتات المغنيسيوم  $MgSO_4$ ، احسب الكسر المولي لمكونات المحلول .

الحل:

نفرض أن لدينا ١٠٠ غم من المحلول، فيكون المحلول محتويًا على ٢٠ غم  $MgSO_4$  و ٨٠ غم ماء .

الكتلة المولية لكبريتات المغنيسيوم = ١٢٠,٤ غم/مول

$$\text{إذن عدد مولات } MgSO_4 = \frac{20,0}{120,4} = 0,166 \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات الماء} = \frac{80,0}{18,0} = 4,44 \text{ مول}$$

مجموع مولات مكونات المحلول = مولات  $MgSO_4$  + مولات الماء

$$= 0,166 + 4,44 = 4,61 \text{ مول}$$

$$X_{\text{لكبريتات المغنيسيوم}} = \frac{0,166}{4,61} = 0,0360$$

$$X_{\text{للماء}} = \frac{4,44}{4,61} = 0,9640$$

## التخفيف (Dilution):

$$\text{عدد مولات المذاب قبل التخفيف} = \text{عدد مولات المذاب بعد التخفيف}$$

$$ت_1 \times ح_1 = ت_2 \times ح_2$$

حيث  $ت_1$ : تركيز المحلول المركز.  
 $ح_1$ : حجم المحلول المركز.  
 $ت_2$ : تركيز المحلول المخفف.  
 $ح_2$ : حجم المحلول المخفف + حجم الماء المضاف + حجم المحلول المركز.

**مثال:** احسب [NaOH] في محلول تم تحضيره بإضافة ١٥٠ مل من الماء المقطر إلى محلول NaOH حجمه ١٠٠ مل وتركيزه ٠,٢ مول / لتر .

**الحل:**

$$ت_1 = ٠,٢ \text{ مول / لتر}$$

$$ح_1 = ١٠٠ \text{ مل}$$

$$ت_2 = ٢$$

$$ح_2 = ١٠٠ + ١٥٠ = ٢٥٠ \text{ مل}$$

$$٢ \times ح_2 = ١ \times ت_1$$

$$٢ \times ح_2 = ١ \times ٠,٢ \times ١٠٠$$

$$٢ \times ح_2 = ٢٠$$

$$ح_2 = \frac{٢٠}{٢} = ١٠ \text{ مل}$$

**مثال:** احسب حجم حمض الكبريت (VI) المركز (١٨ مول/لتر) الذي يلزم لتحضير محلول مخفف للحمض حجمه ٢٥٠ مل وتركيزه ١,٨ مول/لتر .

**الحل:**

$$ت_1 = ١٨ \text{ مول / لتر}$$

$$ح_1 = ???$$

$$ت_2 = ١,٨ \text{ مول / لتر}$$

$$ح_2 = ٢٥٠ \text{ مل}$$

$$١٨ \times ح_1 = ١,٨ \times ٢٥٠$$

$$١٨ \times ح_1 = ٤٥٠$$

$$ح_1 = \frac{٤٥٠}{١٨} = ٢٥ \text{ مل}$$

أي خذ بالماسة ٢٥ مل من الحمض المركز وأضفه للماء في دورق حجمي . وأكمل الحجم إلى ٢٥٠ مل .

**ملاحظة:**

عند تخفيف محاليل الأحماض أضف الحمض إلى الماء ببطء وليس العكس .

**مثال:** احتاج طالب في إحدى التجارب إلى محلول من KOH حجمه ٣٠٠ مل وتركيزه ٠,١ مول/لتر . فإذا كان لديه محلول مركز من KOH تركيزه ٦ مول/لتر ، فكم مللترًا يلزم من المحلول المركز للحصول على المحلول المطلوب ؟

**الحل:**

$$ت_1 = ٦ \text{ مول / لتر}$$

$$ح_1 = ?$$

$$ت_2 = ٠,١ \text{ مول / لتر}$$

$$ح_2 = ٣٠٠ \text{ مل}$$

$$٦ \times ح_1 = ٠,١ \times ٣٠٠$$

$$٦ \times ح_1 = ٣٠$$

$$ح_1 = \frac{٣٠}{٦} = ٥ \text{ مل}$$

أي خذ ٥ مل من المحلول المركز ، وضعها في دورق حجمي سعته ٣٠٠ مل ، وأكمل الحجم بالماء المقطر .

**مثال**

احسب حجم محلول حمض الكبريتيك المركز (كثافته = 1,84 غم/سم<sup>3</sup>) ونسبته المئوية الكتلية تساوي 98٪ اللازم لتحضير محلول حجمه :

**أ** لتر واحد وتركيزه 0,5 (مول/لتر)

**ب** 200 سم<sup>3</sup> وتركيزه 0,25 (مول/لتر)

**الحل:**

نقوم أولاً بحساب تركيز الحمض المركز بالمولية

$$\text{الكتلة المولية لحمض الكبريتيك} = 98 \text{ غم/مول}$$

كتلة H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> الموجودة في لتر واحد من الحمض المركز = التركيز × الكثافة × الحجم

$$= \frac{98}{100} \times 1,84 \text{ (غم/سم}^3\text{)} \times 1000 \text{ (سم}^3\text{)} = 1803,2 \text{ غم}$$

$$\text{عدد مولات الحمض المركز} = \frac{\text{كتلة الحمض (غم)}}{\text{كتلته المولية (غم/مول)}}$$

$$= \frac{1803,2}{98} = 18,4 \text{ مول}$$

$$\text{المولية (م)} = \frac{\text{ن}}{\text{ح (لتر)}} = \frac{18,4 \text{ مول}}{1 \text{ لتر}} = 18,4 \text{ مول/لتر}$$

وبتطبيق معادلة التخفيف :

حجم المحلول المركز × تركيز المحلول المركز = حجم المحلول المخفف × تركيز المحلول المخفف

**أ** 1 ح × 18,4 (مول/لتر) = 1,0 (لتر) × 0,5 (مول/لتر)

$$\text{حجم المحلول المركز المطلوب (ح)} = \frac{1 \times 0,5}{18,4} = 0,0272 \text{ لتر} = 27,2 \text{ سم}^3$$

**ب** 1 ح × 18,4 (مول/لتر) = 200 سم<sup>3</sup> × 0,25 (مول/لتر)

$$\text{حجم المحلول المركز المطلوب (ح)} = \frac{200 \times 0,25}{18,4} = 2,72 \text{ سم}^3$$

**مثال**

محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 4,0 مول/لتر، أخذت كمية منه حجمها 500 سم<sup>3</sup> وأضيف إليها كمية من الماء حتى أصبح تركيزها 1,0 مول/لتر، احسب حجم الماء المضاف.

**الحل:**

بتطبيق معادلة التخفيف :

حجم المحلول الأول × تركيز المحلول الأول = حجم المحلول الثاني × تركيز المحلول الثاني

$$500 \text{ (سم}^3\text{)} \times 4,0 \text{ (مول/لتر)} = 1,0 \text{ (مول/لتر)} \times 2 \text{ ح}$$

$$\text{حجم المحلول الثاني (ح)} = \frac{500}{1,0} \times 4 = 2000 \text{ سم}^3$$

حجم الماء المضاف = حجم المحلول الثاني - حجم العينة من المحلول الأول

$$= 2000 - 500 = 1500 \text{ سم}^3 = 1,5 \text{ لتر}$$



# الخواص الجامعة للمحاليل غير الأيونية

## ١- الإنخفاض في درجة تجمد المحلول:



الانخفاض في درجة تجمد المحلول ( $\Delta$  د) =

ثابت الانخفاض في درجة التجمد (ك)  $\times$  التركيز المولالي للمحلول (م)

$$\Delta \text{ د} = \text{ك} \times \text{م}$$

درجة تجمد المحلول الناتج = درجة تجمد المذيب (الماء) -  $\Delta$  د

كتلة المذاب (غ)

$$\Delta \text{ ت} = \text{ك} \times \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{الكتلة المولية للمذاب} \times \text{كتلة المذيب (كغ)}}$$

السائل	الصيغة الجزيئية	درجة الغليان (س)	درجة التجمد (س)	ثابت الغليان (ك <sub>غ</sub> ) (س. كغم/مول)	ثابت التجمد (ك <sub>ت</sub> ) (س. كغم/مول)
كافور	C <sub>10</sub> H <sub>16</sub> O	٢٠٨	١٧٨,٤	٥,٩٥	٤٠

**مثال** بالرجوع إلى الجدول السابق، جد درجة تجمد محلول تم تحضيره من إذابة ٥,٥ غم من مركب كتلته المولية = ١٢٥ غم/مول في ٣٥,٠ غم من الكافور.

**الحل:** عدد مولات المذاب =  $\frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{الكتلة المولية للمذاب}} = \frac{٥,٥}{١٢٥} = ٠,٠٤٤$  مول

$$\text{مولالية المحلول} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب (كغم)}}$$

$$= \frac{٠,٠٤٤}{٠,٠٣٥٠} = ٠,٣٤٣ \text{ (مول/كغم)}$$

$$\Delta \text{ د} = \text{م} \times \text{ك} = ٠,٣٤٣ \times ٤٠ = ١٣,٧٢$$

درجة تجمد المحلول = درجة تجمد الكافور النقي -  $\Delta$  د

$$= ١٧٨,٤ - ١٣,٧٢ = ١٦٤,٦٨ \text{ س}$$

**مثال :** إذا أذيب ٩٣٠ غ من غلايكول الإيثلين  $C_2H_6O_2$  إلى مشع السيارة تحتوي على ٥,٥ كغ ماء . فهل تتوقع حدوث التجمد في مشع السيارة إذا انخفضت درجة حرارة الجو إلى -٥°س ؟؟

**الحل :**

ك ت (الماء) = ١,٨٦°س . كغ / مول  
الكتلة المولية لغلايكول إيثلين = ٦٢ غ / مول .

كتلة المذاب (غ)

$$\Delta T = K_f \times \frac{\text{الكتلة المولية للمذاب} \times \text{كتلة المذيب (كغ)}}{\text{غ}}$$

$$-٥,٠٦ = \frac{٩٣٠}{٦٢ \text{ غ / مول} \times ٥,٥ \text{ كغ}} \times ١,٨٦ =$$

درجة تجمد المحلول = درجة تجمد الماء - الانخفاض في درجة التجمد

$$= \text{صفر} - ٥,٠٦$$

$$= -٥,٠٦$$

∴ اتوقع عدم حدوث انجماد عند درجة -٥°س . فدرجة تجمد المحلول أقل .

**مثال :** احسب درجة التجمد لمحلول يحتوي على ١٢,٣٨ غ من السكر ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) مذاب في ٢٥٠ غ ماء .

**الحل :**

ك ت (الماء) = ١,٨٦°س . كغ / مول .  
الكتلة المولية للسكر = ٣٤٢ غ / مول

كتلة المذاب (غ)

$$\Delta T = K_f \times \frac{\text{الكتلة المولية للمذاب} \times \text{كتلة المذيب (كغ)}}{\text{غ}}$$

$$-٥,٠٦ = \frac{٩٣٠}{٣٤٢ \text{ غ / مول} \times ٥,٥ \text{ كغ}} \times ١,٨٦ =$$

درجة تجمد المحلول = درجة تجمد الماء -  $\Delta T$

$$= \text{صفر} - ٠,٢٧$$

$$= -٠,٢٧$$

**مثال :** الصيغة الجزيئية للكبريت الصلب  $S_x$  . فإذا علمت أن قيمة الانخفاض في درجة تجمد رابع كلوريد الكربون نتيجة إذابة ٠,٢٢ غ من الكبريت في ١٠٠ غ من رابع كلوريد الكربون هي ٠,٢٨°س ما قيمة x في الصيغة الجزيئية للكبريت .

**الحل :**

ك ت لرابع كلوريد الكربون = ٢٩,٨°س . كغ / مول .

كتلة المذاب (غ)

$$\Delta T = K_f \times \frac{\text{الكتلة المولية للمذاب} \times \text{كتلة المذيب (كغ)}}{\text{غ}}$$

$$٠,٢٨ = \frac{٠,٢٤}{٢٩,٨ \times ٠,١} \times ٢٩,٨ =$$

الكتلة المولية للمذاب = ٢٥٥,٣ غ / مول .

$$\text{عدد ذرات الكبريت (x) في الجزيء} = \frac{\text{الكتلة المولية للمذاب}}{\text{كتلة مول من الكبريت}} = \frac{٢٥٥,٣ \text{ غ / مول}}{٤٣٢,١ \text{ مول}} = ٨ \text{ ذرات}$$

∴ الصيغة الجزيئية للكبريت الصلب هي  $S_8$  .

**مثال:** أذيب ٩٩ غ من مركب غير أيوني في ٦٦٩ غ ماء ، فوجد أن درجة تجمد المحلول الناتج - ٠,٩٦ س . احسب الكتلة المولية للمركب

**الحل:**

ك ت ( للماء ) = ١,٨٦ س . كغ/مول

كتلة المذاب (غ)

$\Delta t = K_f \times \frac{\text{الكتلة المولية للمذاب} \times \text{كتلة المذيب (كغ)}}{\text{غ}}$

٩٩ غ

صفر - - ٠,٩٦ س = ١,٨٦ ×  $\frac{\text{الكتلة المولية للمذاب} \times ٠,٦٦٩ \text{ كغ}}{\text{غ}}$

الكتلة المولية للمذاب = ٢٨٦,٧ غ/مول

**مثال:** عينة من مركب مجهول كتلتها ٥,٥ غ . أذيب في ٢٥٠ غ من البنزين . فوجد أن درجة تجمد المحلول ١,٠٢ س تحت درجة تجمد البنزين . احسب :

أ. الكتلة المولية للمركب .

ب. أي الصيغ التالية تمثل المركب المعني  $C_3H_3O$  أم  $C_6H_6O_2$  ؟

**الحل:**

ك ت ( البنزين ) = ٥,١٢ س. كغ/مول

كتلة المذاب (غ)

$\Delta t = K_f \times \frac{\text{الكتلة المولية للمذاب} \times \text{كتلة المذيب (كغ)}}{\text{غ}}$

٥,٥ غ

١,٠٢ س = ٥,١٢ ×  $\frac{\text{الكتلة المولية للمذاب} \times ٠,٣٥ \text{ كغ}}{\text{غ}}$

الكتلة المولية للمذاب = ١١٠ غ/مول .

ب. الكتلة المولية لـ  $C_3H_3O$  = ٥٥ غ / مول .

الكتلة المولية لـ  $C_6H_6O_2$  = ١١٠ غ / مول

∴ المركب المجهول هو  $C_6H_6O_2$

**٢- الإرتفاع في درجة غليان المحلول:**

الإرتفاع في درجة غليان المحلول =

ثابت الإرتفاع في درجة الغليان × التركيز المولالي للمحلول (م)

$$\Delta t = K_b \times m$$

وعليه فإن :

كتلة المذاب (غ)

$$\Delta t = K_b \times \frac{\text{الكتلة المولية للمذاب} \times \text{كتلة المذيب (كغ)}}{\text{غ}}$$

**مثال:** أذيب ٥٠ غ من غلايكول الإيثلين C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub> في ٥٥ غ من الماء . احسب درجة غليان المحلول الناتج .

**الحل :**

كغ (للماء) = ٠,٥٢ س . كغ / مول  
الكتلة المولية للغلايكول = ٦٢ غ / مول .

$$\Delta \text{ غ} = \text{كغ} \times \frac{\text{كتلة المذاب (غ)}}{\text{الكتلة المولية للمذاب} \times \text{كتلة المذيب (كغ)}}$$

$$= ٠,٥٢ \times \frac{٥٠ \text{ غ}}{٦٢ \text{ غ / مول} \times ٠,٠٥٥ \text{ كغ}} = ٧,٦٢ \text{ س}$$

درجة غليان المحلول = درجة غليان الماء + الارتفاع في درجة الغليان  
= ١٠٠ س + ٧,٦٢ س = ١٠٧,٦٢ س

**مثال:** احسب درجة الغليان لمحلول ناتج من إذابة (١٨,٤) غ من الغليسيرول C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O<sub>3</sub> في ٢ كغ من الماء .

**الحل :**

كغ (للماء) = ٠,٥٢ س . كغ / مول  
الكتلة المولية للغليسيرول = ٩٢ غ / مول

$$\Delta \text{ غ} = \text{كغ} \times \frac{\text{كتلة المذاب (غ)}}{\text{الكتلة المولية للمذاب} \times \text{كتلة المذيب (كغ)}}$$

$$= ٠,٥٢ \times \frac{١٨,٤ \text{ غ}}{٩٢ \text{ غ / مول} \times ٠,٠٥٥ \text{ كغ}} = ٧,٦٢ \text{ س}$$

درجة غليان المحلول = درجة غليان الماء +  $\Delta$  غ  
= ١٠٠ س + ٠,٥٢ س = ١٠٠,٥٢ س

**مثال:** عند إذابة ٠,٦٤ غ من مادة عضوية غير متطايرة في ١٠٠ غ من البنزين وجد أن درجة غليان المحلول ٨٠,٢٣ س . احسب الكتلة المولية للمادة المذابة .

**الحل :**

درجة غليان البنزين النقي = ٨٠,١ س  
كغ ( للبنزين ) = ٢,٥٣ س . كغ / مول

$$\Delta \text{ غ} = \text{كغ} \times \frac{\text{كتلة المذاب (غ)}}{\text{الكتلة المولية للمذاب} \times \text{كتلة المذيب (كغ)}}$$

$$٨٠,٢٣ \text{ س} - ٨٠,١ \text{ س} = ٠,١٣ \text{ س} = \frac{٠,٦٤ \text{ غ}}{٢,٥٣ \text{ س . كغ / مول} \times \text{الكتلة المولية للمذاب} \times ٠,١٠٠ \text{ كغ}}$$

$$٠,١٣ \text{ س} = \frac{١,٦١٩٢}{\text{الكتلة المولية للمذاب} \times ٠,١ \text{ كغ}}$$

الكتلة المولية للمذاب = ١٢٥,٥ غ / مول .

مثال

إذا كانت الكتلة المولية لمركب عضوي تساوي ٥٨,٠ غم/مول، احسب درجة غليان محلول يحتوي على ٢٤,٠ غم من هذا المركب مذاباً في ٦٠٠ غم ماء عندما يكون ضغط الباروميتر هو نفس الضغط الذي يغلي عنده الماء النقي عند درجة حرارة ٩٩,٧٢٥ °س علماً بأن كغ للماء = ٠,٥١٢ . س . كغم/مول

الحل:

$$\text{عدد مولات المذاب} = \frac{٢٤,٠}{٥٨,٠} = ٠,٤١٤ \text{ مول}$$

$$\text{مولالية المحلول} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب (كغم)}}$$

$$= \frac{٠,٤١٤}{٠,٦} = ٠,٦٩٠ \text{ (مول/كغم)}$$

$$\Delta \text{ د } = \text{م} \times \text{ك} = ٠,٥١٢ \times ٠,٦٩٠ = ٠,٣٥٣ \text{ س}$$

$$\text{درجة غليان المحلول} = ٩٩,٧٢٥ + ٠,٣٥٣ = ١٠٠,٠٧٨ \text{ س}$$

مثال

تم تحضير محلول بإذابة ٣,٧٥ غم من مركب عضوي نقي في ٩٥ غم من الأسيتون، فإذا كانت درجة غليان الأسيتون = ٥٥,٩٥ °س ودرجة غليان المحلول = ٥٦,٥٠ °س، احسب الكتلة المولية للمركب العضوي إذا علمت أن ثابت الغليان المولالي للأسيتون = ١,٧١ . س . كغم/مول.

الحل:

$$\text{مولالية المحلول} = \frac{\Delta \text{ د}}{\text{ك}}$$

$$\Delta \text{ د} = \text{درجة غليان المحلول} - \text{درجة غليان المذيب} = ٥٦,٥٠ - ٥٥,٩٥ = ٠,٥٥ \text{ س}$$

$$\text{مولالية المحلول} = \frac{٠,٥٥}{١,٧١} = ٠,٣٢٢ \text{ مول / كغم}$$

$$\text{عدد مولات المذاب} = \text{مولالية المحلول} \times \text{كتلة المذيب (كغم)}$$

$$= ٠,٣٢٢ \times ٠,٩٥ = ٠,٣٠٦ \text{ مول}$$

$$\text{الكتلة المولية للمركب العضوي} = \frac{\text{كتلة المركب المذابة}}{\text{عدد مولات المركب}}$$

$$= \frac{٣,٧٥}{٠,٣٠٦} = ١٢٢,٥٥ \text{ غم/مول}$$

**ملحوظة:** يتناسب الضغط البخاري طردياً مع مقدار الارتفاع في درجة الغليان والانخفاض في درجة التجمد.

**ملحوظة/**

الضغط البخاري للسائل النقي < الضغط البخاري للمحلول المخفف < الضغط البخاري للمحلول المركز.

**ملحوظة/**

درجة غليان المحلول المركز < درجة غليان المحلول المخفف < درجة غليان السائل النقي

**ملحوظة/** درجة تجمد السائل النقي < درجة تجمد المحلول المخفف < درجة تجمد المحلول المركز.

# الوحدة الرابعة

## الكيمياء الحرارية (Thermochemistry)

الوحدة الرابعة  
(العلمي)

الكيمياء الحرارية.....

1.4 مفاهيم أساسية في الكيمياء الحرارية.....

2.4 أنواع الأنظمة الحرارية.....

3.4 حرارة التفاعل الكيميائي.....

4.4 قياس حرارة التفاعل.....

5.4 طرق التعبير عن حرارة التفاعل.....

6.4 قانون هس.....

الكيمياء والتكنولوجيا والمجتمع.....

أسئلة الوحدة.....



## نشاط (1): الطاقة المصاحبة للتغيرات الكيميائية:

تأمل الصور الآتية جيداً، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:



ذوبان الملح في الماء **ماصن**



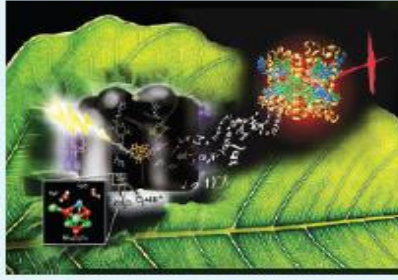
انصهار الثلج **ماصن**



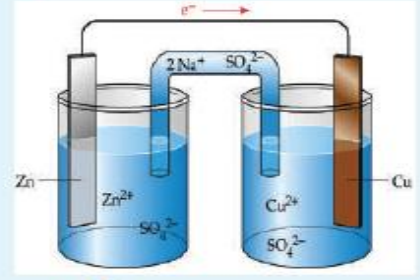
احتراق عود الثقاب **طارد**



طحن الحبوب **طارد**

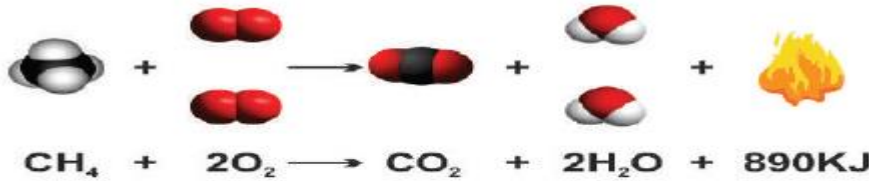


التمثيل الضوئي **ماصن**



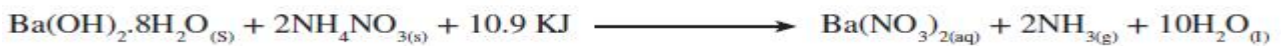
خلية غلفانية **طارد**

من خلال تصنيف الظواهر التي تمثلها الصور السابقة نلاحظ أن التغيرات الكيميائية عادة ما تكون مصحوبة بشكل أو بآخر من أشكال الطاقة، فهناك **تفاعلات كيميائية طاردة للطاقة** وهي **التفاعلات الكيميائية التي يصاحبها إنبعاث أو انطلاق للطاقة** مثل تفاعلات الإحتراق (تفاعل إحتراق الميثان): تكتب كمية الطاقة جهة **النواتج**  $\Delta H$  سالبة



تمثيل لتفاعل احتراق الميثان

وهناك عدد من **التفاعلات الماصة للطاقة** وهي **التفاعلات الكيميائية التي يصاحبها امتصاص للطاقة** مثل تفاعل هيدروكسيد الباريوم المائي مع نترات الأمونيوم: تكتب كمية الطاقة جهة **المتفاعلات**  $\Delta H$  موجبة



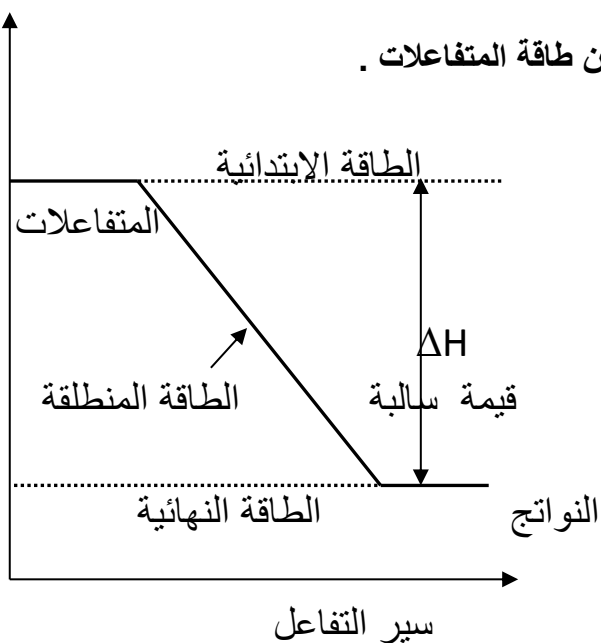
تمثيل لتفاعل هيدروكسيد الباريوم المائي مع نترات الأمونيوم



**المعادلة الكيميائية الحرارية:** هي تعبير عن مقدار الحرارة المنطلقة أو الممتصة في التفاعلات الكيميائية ضمن معادلة موزونة تظهر فيها قيمة حرارة التفاعل.

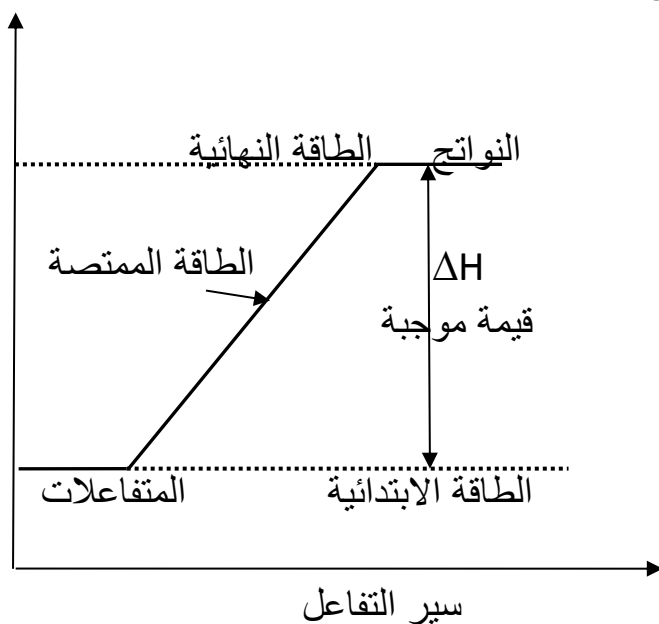
### مسار التفاعلات الطاردة للحرارة :

في التفاعلات الطاردة : طاقة النواتج **أقل** من طاقة المتفاعلات .



### مسار التفاعلات الماصة للحرارة :

في التفاعلات الماصة: طاقة النواتج **أكبر** من طاقة المتفاعلات



$$\Delta H = \text{الطاقة النهائية} - \text{الطاقة الابتدائية}$$

مثال: تمثل المعادلة الآتية تفاعل الكربون مع بخار الماء لتكوين خليط من الهيدروجين وأول أكسيد الكربون .



١ هل التفاعل ماص أم طارد للحرارة؟

٢ أيهما المحتوى الحراري  $\Delta H$  له أكبر : المواد المتفاعلة أم المواد الناتجة؟

٣ ما مقدار  $\Delta H$  وما إشارتها؟

الحل:

١ بما أن كمية الحرارة مع المواد المتفاعلة لذلك فإن هذا التفاعل ماص للحرارة .

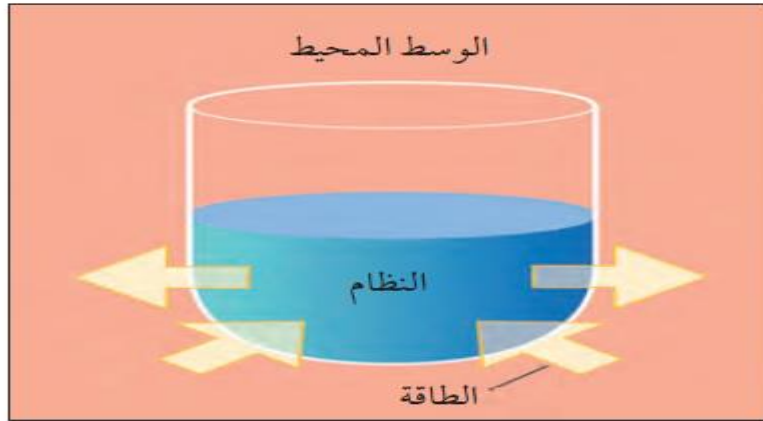
٢ إن المحتوى الحراري للمواد الناتجة  $CO_{(g)} + H_{2(g)}$  يساوي المحتوى الحراري للمواد المتفاعلة

$C_{(s)} + H_2O_{(g)}$  بالإضافة إلى ٣, ١٣١ كيلو جول لذلك تكون  $\Delta H$  للمواد الناتجة أكبر .

٣  $\Delta H$  للتفاعل موجبة لأن التفاعل ماص للحرارة وقيمتها = + ٣, ١٣١ كيلو جول .

✓ النظام ( System ) : هو جزء من الكون الذي يحدث فيه التغير الكيميائي أو الفيزيائي أو هو الجزء المحدد من المادة الذي توجه إليه الدراسة .

✓ الوسط المحيط ( Surrounding ) : هو الجزء الذي يحيط بالنظام ويتبادل معه الطاقة في شكل حرارة أو شغل .



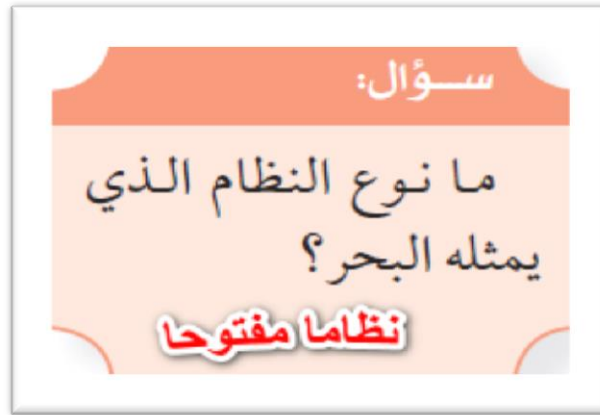
العلاقة بين النظام والوسط المحيط

## أنواع الأنظمة الحرارية

- ❖ النظام المعزول ( Isolated System ) وهو الذي لا يسمح بانتقال أى من الطاقة أوالمادة بين النظام والوسط المحيط.
- ❖ النظام المفتوح ( Openend System ) وهو النظام الذى يسمح بتبادل كل من المادة والطاقة بين النظام والوسط المحيط .
- ❖ النظام المغلق ( Closed System ) وهو الذى يسمح بتبادل الطاقة فقط بين النظام والوسط المحيط على صورة حرارة أو شغل .

### وهناك أيضا:

- 1 أيسوثيرم Isothermal : وهو نظام يسمح بانتقال الحرارة بين النظام والمحيط بحيث تبقى درجة حرارة النظام ثابتة .
- 2 أدياباتى (حافظ للحرارة) Adiabatic : وهو نظام لا يسمح بانتقال الحرارة بين النظام والمحيط بحيث يمكن أن ترتفع درجة حرارة النظام أو تنخفض .



مثال: على فرض أن الزئبق الموجود في مستودع ميزان الحرارة هو النظام:

أ ما هو حد النظام؟

ب هل هذا النظام مغلق أم مفتوح؟

ج هل هذا النظام معزول؟

د كيف نحول النظام إلى نظام معزول؟

الحل:

أ جدار مستودع ميزان الحرارة يمثل حداً بين النظام والمحيط فهو حد النظام.

ب جدار مستودع الميزان لا يسمح بانتقال المادة؛ ولذا فهو نظام مغلق.

ج جدار مستودع الميزان يسمح بانتقال الحرارة فهو نظام غير معزول.

د يمكن تحويل النظام إلى نظام معزول عن طريق لف ميزان الحرارة بمادة عازلة.

ملاحظة:

إن حد النظام قد يكون حقيقياً كما في جدار مستودع ميزان الحرارة أو يكون تصورياً كما في تفاعل كيميائي في محلول مائي.

سؤال:

الحل: يفيد في تسهيل دراسة النظام والتعامل معه

أ ما أهمية تحديد النظام في الدراسة؟

ب اعط مثلاً واحداً على كل من الأنظمة الآتية:

ادبياتي، ايسوثيرم، مفتوح، مغلق، معزول

أدبياتي: المسعر القابلة

ايسوثيرم: ١- التفاعلات الحيوية في خلايا الجسم  
٢- تسخين غاز مثالي موجود في وعاء به مكبس

مفتوح: كأس زجاجي مفتوح به ماء

مغلق: قنبلة عصير محكمة الإغلاق

معزول: الثيرموس

## حالة النظام State of System

يمكن تحديد خواص نظام ما بمجموعة من المتغيرات تشمل الضغط ودرجة الحرارة والحالة الفيزيائية وغيرها حيث يطلق على مجموع هذه المتغيرات مصطلح **(حالة النظام)**، فإذا أخذنا كأسين مغلقتين من الماء ووضعنا أحدهما في الثلاجة والأخرى على الطاولة ثم بعد ساعتين أخرجنا الكأس الموجودة في الثلاجة ووضعناهما على نفس الطاولة الموجود عليها الكأس الأولى حتى أخذت درجة حرارة الغرفة، فإنه لا يمكن التفريق بين صفات الماء في الكأسين، أي أن الماء النقي تحت ضغط جوي وعند درجة حرارة الغرفة له خواص ثابتة لا تتغير وإن اختلفت طريقة معاملته السابقة في هذه الحالة نقول: إن درجة الحرارة هي **(دالة حالة)**.

وكما تعلم إن جبال القدس ترتفع عن مستوى البحر بحوالي ٩٠٠ م بينما ينخفض سطح البحر الميت عن مستوى البحر بحوالي ٤٠٠ م، فإذا رغبت بالسفر من أريحا إلى القدس فإن الفرق في الارتفاع بينهما ثابت بغض النظر عن المسار الذي تسلكه، لذا يمكن القول: إن الفرق في الارتفاع دالة حالة كما يعتمد مقدار التغير فيها على حالتها الابتدائية والنهائية فقط، ولا يعتمد على المسار الذي يتم فيه هذا التغير، ومن الأمثلة الأخرى على دالة الحالة الضغط والحجم، في حين هناك بعض الخصائص للنظام تعتمد على المسار الذي انتقل فيه النظام من الحالة الابتدائية إلى الحالة النهائية.

فمثلاً المسافة التي تقطعها في رحلتك من أريحا إلى القدس تعتمد على المسار الذي تسلكه مع أن فارق الارتفاع ثابت، ولذا يمكن القول إن المسافة ليست دالة حالة بل يطلق عليها أحياناً **(دالة مسار)** والتي تعرف بأنها الكمية التي يعتمد التغير فيها على المسار الذي يتم فيه التغير. ومن الأمثلة على دالة المسار الشغل وكمية الحرارة.

سؤال: أعط مثالين على كل من (دالة الحالة) و (دالة المسار).

الحل:

دالة الحالة	دالة المسار
1- المحتوى الحراري	1- الشغل
2- درجة الحرارة	2- كمية الحرارة

# حرارة التفاعل الكيميائي

**حرارة التفاعل (التغير في المحتوى الحراري):** هو الفرق بين مجموع المحتوى الحراري للمواد الناتجة ومجموع المحتوى الحراري للمواد المتفاعلة، ويرمز له بالرمز ( $\Delta H$ ).

تخضع حرارة التفاعل الكيميائي **لقانون حفظ الطاقة** الذي ينص على أن " الطاقة لا يمكن أن تفنى أو تستحدث من العدم، وإنما تتحول من شكل الى شكل آخر " .

على ضوء قانون حفظ الطاقة يمكن التعبير عن العلاقة بين النظام والمحيط من خلال العلاقة:

$$\Delta E = W + q$$

حيث  $\Delta E$ : التغير في الطاقة الداخلية للنظام.

$W$ : الشغل الذي ينجز من النظام على المحيط أو العكس.

$q$ : الحرارة التي يتبادلها المحيط مع النظام.

## القانون الأول للديناميكا الحرارية:

من خلال إيجاد العلاقة بين انتقال الطاقة بين النظام والوسط يمكننا التوصل إلى القانون الأول للديناميكا

الحرارية كما يلي :

الكون = النظام + الوسط المحيط

التغير في طاقة الكون = التغير في طاقة النظام + التغير في طاقة الوسط المحيط

$$\Delta E_{\text{universe}} = \Delta E_{\text{system}} + \Delta E_{\text{surrounding}}$$

لذا فإن أى تغير في طاقة النظام يكون مصحوباً بتغير مماثل في طاقة الوسط المحيط ، ولكن بإشارة

مخالفة حتى تظل الطاقة الكلية مقداراً ثابتاً.

$$\Delta E_{\text{system}} = - \Delta E_{\text{surrounding}}$$

القانون الأول للديناميكا الحرارية ( First law of Thermodynamic ) : الطاقة الكلية لأى نظام معزول تظل ثابتة ، حتى لو تغير النظام من صورة إلى أخرى.

**الكيمياء الحرارية:** تهتم بدراسة تغيرات الحرارة المصاحبة للتفاعل الكيميائي.

**الديناميكا الحرارية:** تهتم بدراسة تحولات الطاقة بأشكالها المختلفة.

الجدول التالي يوضح إشارة الشغل W والحرارة q في الأنظمة الحرارية:

الإشارة	العملية
-	أنجز النظام شغل w على المحيط
+	أنجز المحيط شغل w على النظام
+	امتصّ النظام الحرارة q من المحيط
-	امتصّ المحيط الحرارة q من النظام

**التغير في لمحتوى الحراري ( $\Delta H$ ):**

التغير في المحتوى الحراري ( $\Delta H$ ): هو الفرق بين مجموع المحتوى الحراري للمواد الناتجة ومجموع المحتوى الحراري للمواد المتفاعلة.

أى أن :

التغير في المحتوى الحراري = المحتوى الحراري للنواتج - المحتوى الحراري للمتفاعلات

$$\Delta H = H_{\text{products}} - H_{\text{reactants}}$$

**التغير في المحتوى الحراري القياسي  $\Delta H^\circ$  :**

اتفق العلماء على أن يتم مقارنة قيم  $\Delta H$  للتفاعلات المختلفة تحت ظروف قياسية واحدة وهي :

☆ ضغط يعادل الضغط الجوي 1 atm .

☆ درجة حرارة الغرفة  $25^\circ\text{C}$  .

☆ تركيز المحلول 1 M .

لذا تعني المعادلة الآتية:



أنه عند تفاعل مول واحد من غاز الهيدروجين مع نصف مول من غاز الأوكسجين في الحالة الغازية، وتنتج مولاً واحداً من بخار الماء عند واحد ضغط جوي و 25 درجة مئوية، فإن كمية الحرارة المنطلقة من التفاعل تساوي 241.8 كيلو جول.

**مثال:** في المعادلة الحرارية  $\Delta H = -483.6 \text{ kJ}$   $2\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(g)$  أجب عما يلي:

٢- ما قيمة حرارة التفاعل؟

١- حدد نوع التفاعل

٣- احسب حرارة تكوين بخار الماء

**الإجابة:** ١- طارد ٢-  $-483.6 \text{ kJ}$

٣-  $\frac{\text{حرارة التفاعل}}{\text{عدد المولات المتكونة}} = \text{حرارة التكوين}$

$$\text{حرارة التكوين} = \frac{-483.6}{2} = -241.8 \text{ kJ/mol}$$

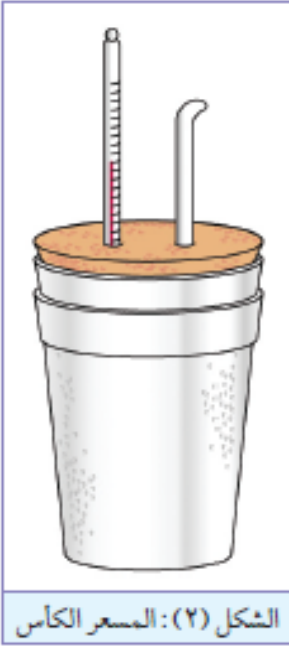


## قياس حرارة التفاعل

معظم التفاعلات الكيميائية تكون مصحوبة بتغيرات في الطاقة، ولقياس هذه التغيرات عملياً، تستخدم أجهزة تسمى المسعر.

**المسعر:** هو جهاز معزول حرارياً، يستخدم لقياس كمية الحرارة الممتصة أو المنطلقة خلال التفاعلات الكيميائية.

وهناك أنواع عديدة من المسعرات منها:



الشكل (٢): المسعر الكأس

### ١- المسعر الكأس (Coffee-Cup Calorimeter)

يتكون هذا النوع من المسعرات من كأس مصنوعة من مادة البولي ستيرين لها غطاء، وينفذ من الغطاء ميزان حرارة كما في الشكل (٢)، وكذلك قضيب زجاجي لتحريك المحلول. وبما أن مادة البولي ستيرين عازلة جيدة للحرارة لذلك يمكن اعتبار كمية الحرارة للتفاعل مساوية لكمية الحرارة الممتصة أو المفقودة من الماء الموجود داخل المسعر ولذلك يصلح هذا المسعر لقياس قيمة  $\Delta H$ .

يستعمل هذا المسعر لقياس حرارة التفاعلات التي تحدث في المحاليل مثل حرارة التعادل. لكنه غير ملائم لقياس حرارة التفاعلات التي تنتج غازات والتي ترتفع فيها درجات الحرارة ارتفاعاً كبيراً مثل تفاعلات الاحتراق.

وكما تعلمت سابقاً يمكن حساب الحرارة المكتسبة أو المفقودة من العلاقة الآتية:  
الحرارة المكتسبة أو المفقودة = كتلة المحلول (غم)  $\times$  الحرارة النوعية للمحلول (جول/غم  $^{\circ}\text{C}$ )  $\times$  فرق درجات الحرارة ( $^{\circ}\text{C}$ )

$$= ك \times ح \times \Delta \text{د}$$

الحرارة النوعية: هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة غرام واحد من المادة درجة سيلسيوس واحدة.

السعة الحرارية: هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جسم ما درجة سيلسيوس واحدة.

**سؤال:** احسب كمية الحرارة اللازمة لتسخين ١٠٠ غم ماء، من ٢٠  $^{\circ}\text{C}$  إلى ٣٠  $^{\circ}\text{C}$ ، علماً أن الحرارة النوعية للماء ٤,٢ جول/ (غم  $^{\circ}\text{C}$ ).

كمية الحرارة اللازمة =

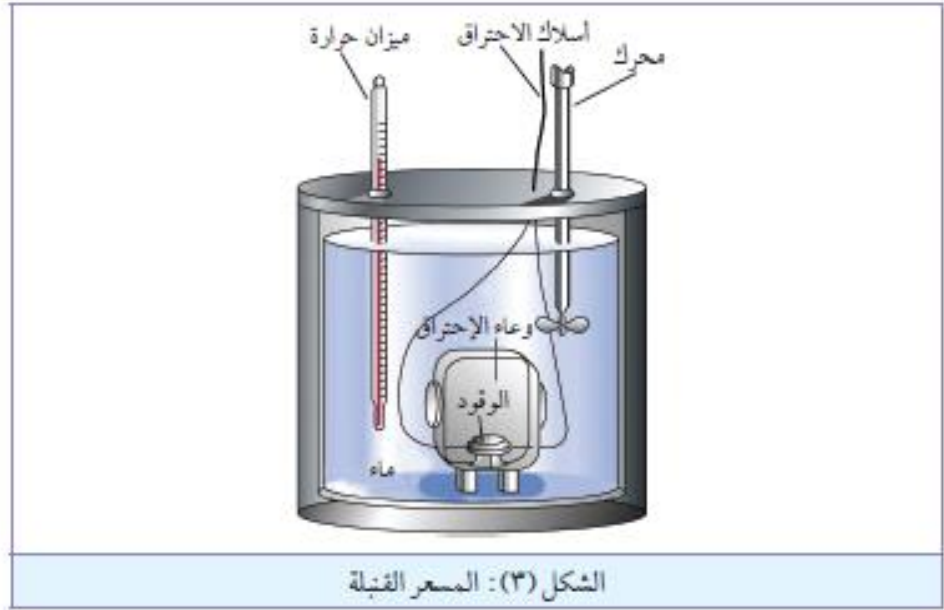
الكتلة  $\times$  الحرارة النوعية  $\times$  الفرق في درجات الحرارة

$$= 100 \times 4.2 \times (30-20)$$

$$= 4200 \text{ جول} = 4.2 \text{ كيلو جول}$$

## ٢- السعرة القنبلة (Bomb Calorimeter)

يتكون هذا الجهاز من وعاء معزول جدرانه سميكة ومصنوعة من الفولاذ، يوجد في داخله وعاء صغير للتفاعل مصنوع من الفولاذ المقوى يسمى قنبلة يكون مغموراً في كمية كبيرة من الماء، انظر الشكل (٣).



هل تعلم:

عادة ما يكون الارتفاع في درجة حرارة الماء قليلاً؛ لأن كمية الماء المستعملة في السعرة كبيرة وكمية الوقود في القنبلة قليلة؟

توضع كتلة صغيرة ومعلومة من المادة في وعاء القنبلة، ثم يُدخل إليها الأكسجين النقي تحت ضغط مرتفع (٣٠ جوي)، ويتم إشعالها عن طريق شرارة كهربائية تمرر داخل القنبلة؛ مما يولد كمية من الحرارة، تؤدي إلى رفع درجة حرارة الماء الذي يتم تحريكه آلياً لضمان انتظام توزيع الحرارة، ويستخدم هذا السعرة لقياس قيمة  $\Delta H$  في التفاعلات التي لا يصاحبها تغير في الضغط.

- السعرة الكأس مناسب لقياس انسياب الطاقة الحرارية إذا كانت مواد التفاعل محاليل، وهو غير مناسب إذا كانت مواد التفاعل غازات، وفي حالة التفاعلات التي تنتج طاقة حرارية عالية.
  - أما السعرة القنبلة فهو مناسب لقياس انسياب الطاقة الحرارية للغازات، وفي التفاعلات التي تنتج طاقة حرارية عالية لذا فإن سعرة القنبلة يستخدم لقياس حرارة الاحتراق.
  - يمثل سعرة الكأس المغلق نظاماً مغلقاً بينما يمثل سعرة القنبلة نظاماً معزولاً.
  - تحدث التفاعلات في سعرة الكأس تحت ضغط ثابت ممثل بالضغط الجوي، بينما تحدث التفاعلات في سعرة القنبلة تحت حجم ثابت.
- السعة الحرارية:** هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة الجسم درجة مئوية واحدة. **ووحدها جول/س°.**

الحرارة النوعية : هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من المادة درجة واحدة مئوية

**ووحدها: جول/غم.س°.**

## حساب كمية الحرارة :

يمكن حساب كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة من النظام عن طريق استخدام القانون التالي:

$$q_p = m \cdot c \cdot \Delta T$$

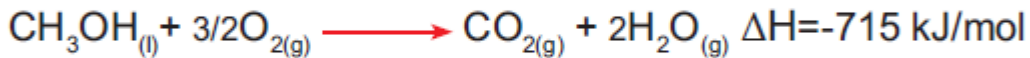
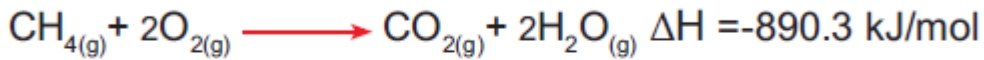
حيث إن  $q_p$  تعبر عن كمية الحرارة المقاسة عند ضغط ثابت ،  $m$  الكتلة ،  $c$  الحرارة النوعية ،  $\Delta T$  فرق درجات الحرارة وتحسب من العلاقة ( $\Delta T = T_2 - T_1$ ) ، حيث  $T_1$  الحرارة الابتدائية ، بينما  $T_2$  الحرارة النهائية.

وبما أن **السعة الحرارية = الكتلة × الحرارة النوعية**، تكتب العلاقة على النحو الآتي:

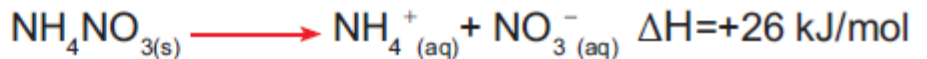
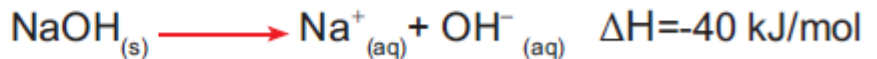
**كمية الحرارة = السعة الحرارية × الفرق في درجة الحرارة.**

## طرق التعبير عن حرارة التفاعل

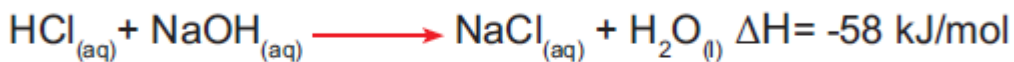
١ حرارة الاحتراق : وهي كمية الحرارة المحررة عند احتراق مول واحد من المادة بوجود كمية كافية من غاز الأكسجين كما هو موضح في المعادلات الآتية :



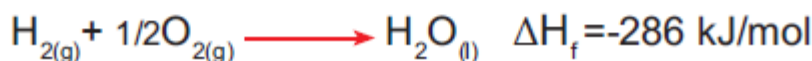
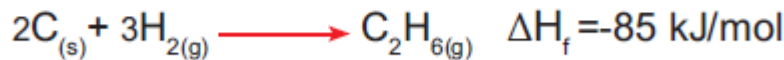
٢ حرارة الإذابة : وهي كمية الحرارة المصاحبة لإذابة ١ مول من المادة كلياً .



٣ حرارة التعادل : وهي كمية الحرارة المتحررة عند تكون مول واحد من الماء من تفاعل حمض مع قاعدة .

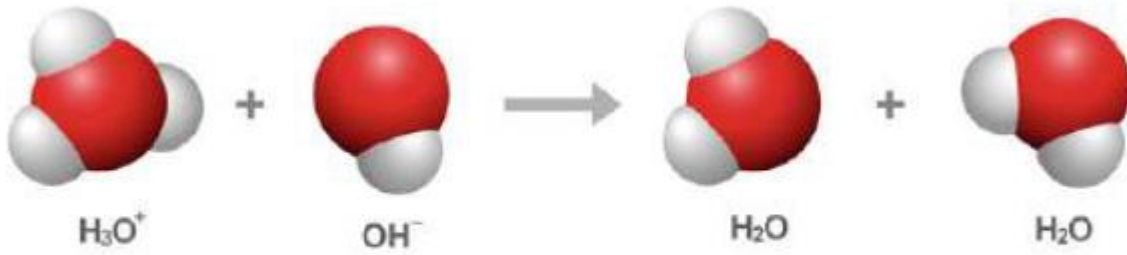


٤ حرارة التكوين : وهي التغير في المحتوى الحراري المصاحب لتكوين مول واحد من المادة من عناصرها الأولية في الظروف القياسية كما هو مبين في المعادلات الآتية :



## أولاً: حرارة التعادل

هي كمية الحرارة المنطلقة عند تفاعل مول واحد من أيونات الهيدروجين الناتجة من الحمض القوي مع واحد مول من أيونات الهيدروكسيد الناتجة من القاعدة القوية.



تفاعل أيون الهيدرونيوم مع أيون الهيدروكسيد

## ثانياً: حرارة التكوين القياسية

حرارة التكوين القياسية  $\Delta H_f^\circ$  : كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة عند تكوين مول واحد من المركب من عناصره الأولية بشرط أن تكون هذه العناصر في حالتها القياسية.

استخدام حرارة التكوين القياسية ( $\Delta H_f^\circ$ ) في حساب التغير في المحتوى الحرارى :

حرارة التكوين القياسية لجميع العناصر تكون مساوية للصفر في الظروف القياسية من الضغط ودرجة الحرارة أى عندما يكون العنصر عند درجة حرارة  $25^\circ\text{C}$  وضغط جوى  $1 \text{ atm}$ .

وحيث أن التغير في المحتوى الحرارى يمكن حسابه من العلاقة التالية :

$$(\Delta H^\circ) = \text{المحتوى الحرارى للنواتج} - \text{المحتوى الحرارى للمتفاعلات}$$

كذلك يمكن حساب التغير في المحتوى الحرارى للمركبات باستخدام حرارة التكوين من العلاقة التالية :

$$(\Delta H^\circ) = \text{المجموع الجبرى لحرارة تكوين النواتج} - \text{المجموع الجبرى لحرارة تكوين المتفاعلات.}$$

$$\Delta H \text{ للتفاعل} = \left( \sum \Delta H_f^\circ \text{ للمواد الناتجة} \right) - \left( \sum \Delta H_f^\circ \text{ للمواد المتفاعلة} \right).$$

### مثال:

إذا كانت حرارة تكوين الميثان  $-74.6 \text{ kJ/mol}$  وثنائي أكسيد الكربون  $-393.5 \text{ kJ/mol}$  وبخار الماء  $-241.8 \text{ kJ/mol}$  احسب التغير في المحتوى الحرارى للتفاعل الموضح فى المعادلة التالية:



### الحل:

$(\Delta H_f^\circ) =$  المجموع الجبرى لحرارة تكوين النواتج - المجموع الجبرى لحرارة تكوين المتفاعلات

$$(\text{CH}_4 + 2\text{O}_2) - (\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}) =$$

$$802.5 \text{ kJ/mol} = [(-74.6) + (2 \times 0)] - [(-393.5) + (2 \times -241.8)] =$$

ان حرارة التكوين  
المولية للعناصر في حالتها  
المستقرة = صفر .

مثال احسب قيمة  $\Delta H$  للتفاعل الآتي مستعيناً بالجدول (٣):



حرارة التكوين  $\Delta H_f^\circ$ :  $\text{Fe}_3\text{O}_4 = -1118,4$  كيلو جول/مول

الحل:  $\text{Al}_2\text{O}_3 = -1676$  كيلو جول/مول

حرارة تكوين العناصر في حالتها المستقرة = صفر، لذلك  $\Delta H_f^\circ$  للألمنيوم والحديد = صفر .

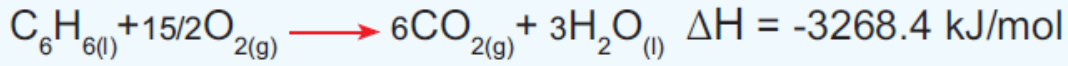
نعوض في المعادلة الآتية:  $\Delta H$  للتفاعل =  $(\sum \Delta H_f^\circ \text{ للمواد الناتجة}) - (\sum \Delta H_f^\circ \text{ للمواد المتفاعلة})$

$$(1118,4 - X3) - (1676 - X4) =$$

$$3355,2 + 670,4 - =$$

$$\Delta H \text{ للتفاعل} = -3348,8 \text{ كيلو جول}$$

إذا كانت حرارة الاحتراق للبنزين تساوي - ٤, ٣٢٦٨ كيلو جول/مول كما في المعادلة الآتية:



احسب حرارة التكوين القياسية للبنزين.

الحل:

١  $\Delta H_f^\circ \text{ لـ } \text{O}_2 = \text{صفر}$

٢  $\Delta H_f^\circ$  للبنزين السائل مجهولة = س

٣  $\Delta H_f^\circ$  لغاز ثاني أكسيد الكربون = -٣٩٣,٥ كيلو جول

٤  $\Delta H_f^\circ$  للماء السائل = -٢٨٦ كيلو جول.

٥  $\Delta H$  للتفاعل = -٤, ٣٢٦٨ كيلو جول

نعوض هذه القيم في المعادلة الآتية:

$$\Delta H \text{ للتفاعل} = (\sum \Delta H_f^\circ \text{ للمواد الناتجة}) - (\sum \Delta H_f^\circ \text{ للمواد المتفاعلة})$$

$$(\text{C}_6\text{H}_{6(l)} \Delta H_f^\circ) - (\text{CO}_{2(g)} \Delta H_f^\circ \times 6 + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \Delta H_f^\circ \times 3) =$$

$$(\text{C}_6\text{H}_{6(l)} \Delta H_f^\circ) - (٣٩٣,٥ \times 6 + ٢٨٦ \times ٣) = -٤, ٣٢٦٨$$

$$-٤, ٣٢٦٨ = (\Delta H_f^\circ \text{ لـ } \text{C}_6\text{H}_6) - (٢٣٦١ - ٨٥٨)$$

$$-٤, ٣٢٦٨ = \Delta H_f^\circ \text{ لـ } \text{C}_6\text{H}_6 - ١٥٠٣$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ لـ } \text{C}_6\text{H}_6 = -٤, ٣٢٦٨ + ١٥٠٣ = -٣٢٦٨,٤$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ لـ } \text{C}_6\text{H}_6 = -٣٢٦٨,٤ \text{ كيلو جول/مول.}$$

## ثالثاً: حرارة الاحتراق

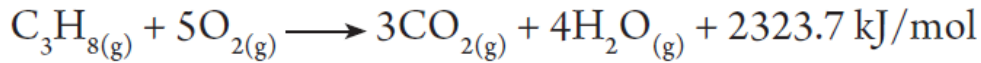
حرارة الاحتراق القياسية  $\Delta H_c^\circ$ : كمية الحرارة المنطلقة عند احتراق مول واحد من المادة احتراقاً تاماً في وفرة من الأكسجين تحت الظروف القياسية.

$$\text{حرارة الاحتراق} = \frac{\text{حرارة التفاعل}}{\text{عدد المولات المحترقة}}$$

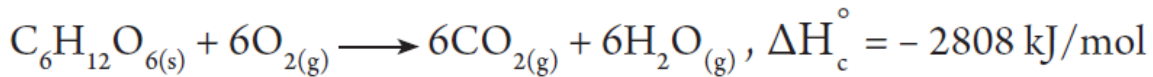
كمية الحرارة الممتصة في المحيط:

$$= (\text{كتلة الماء في المسعر} \times \text{الحرارة النوعية للماء} \times \text{فرق درجات الحرارة}) + (\text{السعة الحرارية للمسعر} \times \text{فرق درجات الحرارة})$$

ومن أمثلة تفاعلات الاحتراق التي نستخدمها في حياتنا اليومية احتراق غاز البوتاجاز (وهو خليط من البروبان  $C_3H_8$  والبيوتان  $C_4H_{10}$ ) مع أكسجين الهواء الجوي لإنتاج كمية كبيرة من الحرارة والتي يتم استخدامها في طهي الطعام وغيرها من الاستخدامات ، والمعادلة التالية تمثل احتراق غاز البروبان احتراقًا تامًا في وفرة من غاز الأكسجين :



ومن تفاعلات الاحتراق المهمة أيضًا احتراق الجلوكوز  $C_6H_{12}O_6$  داخل جسم الكائنات الحية احتراق تام في وفرة من الأكسجين لإمداد الكائن الحي بالطاقة اللازمة للقيام بالمهام الحيوية ، كما بالمعادلة التالية :



**مثال** تم حرق عينة من وقود الهيدرازين  $N_2H_4$  كتلتها ١ غم في مسعر القنبلة يحتوي على ١٢٠٠ غم ماء . فارتفعت درجة الحرارة من ٢٤,٦ س° إلى ٢٨,١ س° ، إذا كانت السعة الحرارية للمسعر = ٨٨٤ جول/س° وكانت الكتلة المولية للهيدرازين  $N_2H_4 = ٣٢$  غم ، احسب ما يأتي :

- ١ كمية الحرارة الناتجة عن حرق ١ غم هيدرازين .
- ٢ كمية الحرارة الناتجة عن حرق ١ مول هيدرازين .

**الحل:**

كتلة الماء = ١٢٠٠ غم والحرارة النوعية للماء تساوي ٤,٢ جول/غم س°  
السعة الحرارية للمسعر = ٨٨٤ جول/س°

١ فرق درجات الحرارة  $\Delta d = ٢٨,١ - ٢٤,٦ = ٣,٥$  س°  
نعوض القيم في المعادلة الآتية :

الحرارة المكتسبة = (ك × ح × ن × د) + (س × ح × د)

$$= (١٢٠٠ \text{ غم} \times ٤,٢ \text{ جول/غم س°} \times ٣,٥ \text{ س°}) + (٨٨٤ \text{ جول/س°} \times ٣,٥ \text{ س°})$$

$$= ١٧٦٤٠ \text{ جول} + ٣٠٩٤ \text{ جول} .$$

$$= ٢٠٧٣٤ \text{ جول}$$

$$= ٢٠,٧٣٤ \text{ كيلو جول}$$

حرارة التفاعل = - الحرارة المكتسبة

حرارة التفاعل = - ٢٠,٧٣٤ كيلو جول/غم .

٢ حيث إن مول واحد من الهيدرازين كتلته ٣٢ غم .

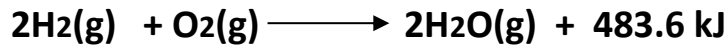
فإن كمية الحرارة الناتجة عن حرق مول واحد من الهيدرازين = ٣٢ غم / مول × ٢٠,٧٣٤ كيلو جول/غم = ٦٦٣,٤٨٨ كيلو جول/مول .

**القيمة الحرارية للوقود:** هي كمية الحرارة الناتجة من حرق غرام واحد من الوقود حرقاً تاماً في كمية كافية من الأكسجين.

☒ إذا كان عدد المولات المحترقة = عدد المولات المتكونة فإن حرارة الاحتراق = حرارة التكوين  
☒ **فسر:** في التفاعل  $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 393.5KJ$  حرارة الاحتراق تساوي حرارة التكوين.

لأن عدد مولات الجرافيت المحترقة ( 1mol ) يساوي عدد مولات  $CO_2$  المتكونة ( 1mol )

**مثال:** ادرس التفاعل التالي ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :



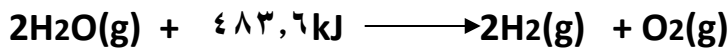
١- ما نوع التفاعل ؟ طارد

٢- ما قيمة حرارة التفاعل ؟ - 483.6 kJ

٣- ما قيمة حرارة التكوين ؟ ( الماء )  $-483.6 / 2 = -241.8 \text{ kJ/mol}$

٤- ما قيمة حرارة الاحتراق؟ (الهيدروجين)  $-483.6 / 2 = -241.8 \text{ kJ/mol}$

٥- اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية لتفكك بخار الماء .



## قانون هس

قانون هس: إذا تم التعبير عن تفاعل كيميائي بمجموعة من التفاعلات فإن التغير في المحتوى الحراري لهذا التفاعل يساوي المجموع الجبري للتغير في المحتوى الحراري لهذه التفاعلات. ويكتب قانون هس بصورة رياضية:

$$\Delta H_{\text{التفاعل}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \dots$$

وترجع أهمية هذا القانون إلى إمكانية حساب التغير في المحتوى الحراري ( $\Delta H^\circ$ ) للتفاعلات التي لا يمكن قياسها بطريقة مباشرة، وذلك باستخدام تفاعلات أخرى يمكن قياس حرارة كل منها. ويمكن توضيح مفهوم قانون هس من خلال المثال التالي:

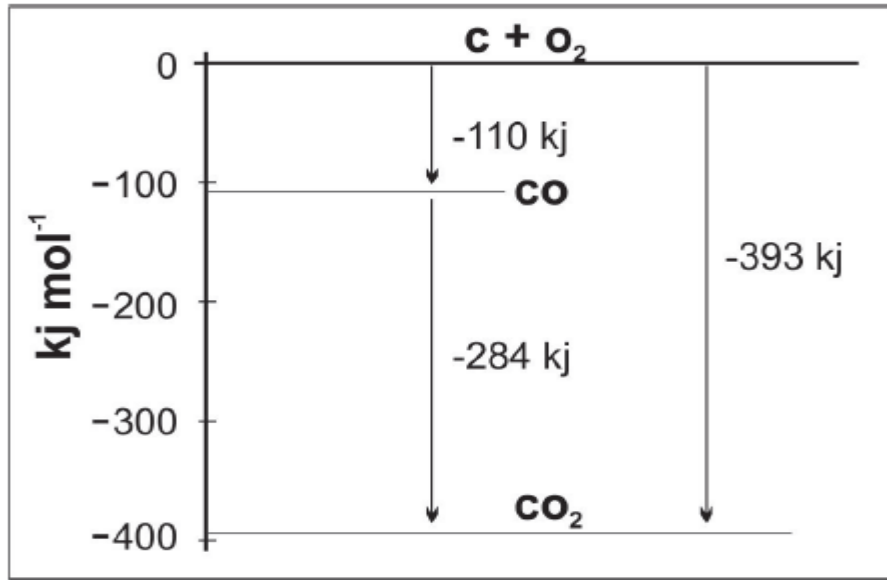
الماس (diamond) والجرافيت (graphite) صورتان من صور الكربون، ومن الصعب حساب التغير الحراري الناتج عن تحول الماس إلى جرافيت؛ لأن التفاعل بطيء جداً، ولكن حرارة احتراق كل منهما معروفة.

أ- تكوّن غاز أول أكسيد الكربون CO من عنصري الكربون والأكسجين حسب المعادلة الآتية:





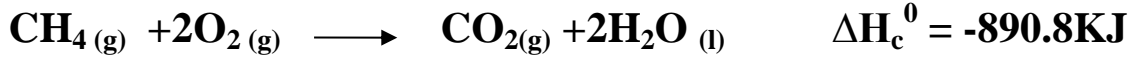
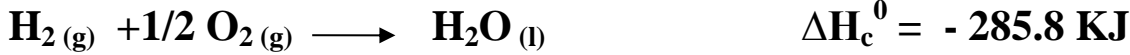
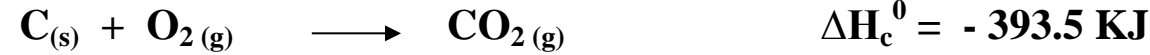
ب- تكوّن غاز ثاني أكسيد الكربون  $CO_2$  من غاز أول أكسيد الكربون والأكسجين حسب المعادلة الآتية:



حساب المحتوى الحراري لتكوين  $CO_2$  بشكل مباشر

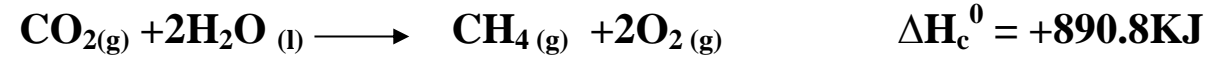
**مثال:**

$C_{(s)} + 2H_{2(g)} \longrightarrow CH_{4(g)} \quad \Delta H_f^\circ = ?$  احسب حرارة التفاعل التالي :  
باستخدام المعادلات التالية :

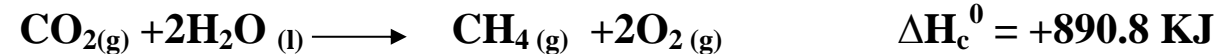


**الحل:**

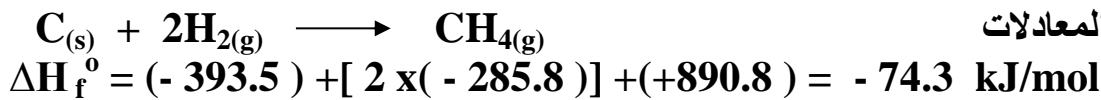
١- عكس المعادلة الثالثة وإشارة  $\Delta H$  لأنها تخالف المعادلة الأصلية بينما المعادلتان الأوليتان تتفقان



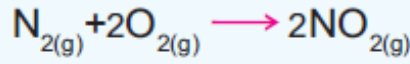
٢- ضرب المعادلة الثانية بـ ٢ وكذلك  $\Delta H$  (حتى يتساوى عدد مولات  $H_2$  مع المعادلة الأصلية )



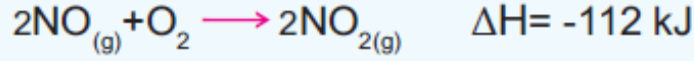
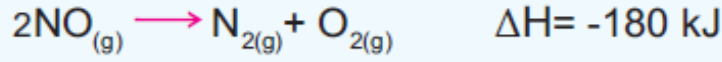
٣- جمع المعادلات



مثال: احسب  $\Delta H$  للتفاعل الآتي:

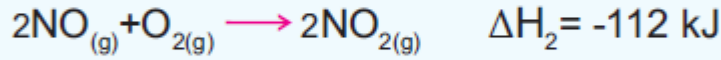
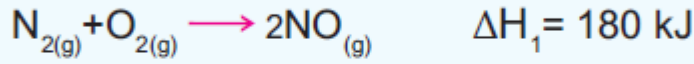


باستخدام المعادلتين الآتيتين:



الحل:

ولحساب  $\Delta H$  نكتب المعادلات المعطاة بحيث يكون ناتج جمعها يساوي المعادلة المطلوبة، وذلك بعكس المعادلة الأولى وإبقاء المعادلة الثانية كما هي:



وتكتب المعادلة الكيميائية الحرارية كما يأتي:

